

Міністерство освіти і науки України
ВСП «Бердянський коледж ТДАТУ»

**МЕТОДИЧНІ ВКАЗІВКИ
ДО ВИКОНАННЯ САМОСТІЙНОЇ РОБОТИ
з дисципліни «НЕОРГАНІЧНА ХІМІЯ»**

для студентів II курсу спеціальності 181 «Харчові технології»

«Зберігання, консервування та переробка плодів і овочів»

ВНЗ I-II рівнів акредитації

Викладач: Н. В. Левченко

ЗМІСТ

Вступ.....	4
1. Предмет і методи хімії. Роль вітчизняних вчених у розвитку хімічної науки. Основні закони хімії.....	5
2. Будова атому і періодичний закон Д.І.Менделєєва.....	9
3. Класифікація неорганічних сполук.....	16
4. Розчини.....	20
5. Теорія електролітичної дисоціації.....	23
5.1 Дисоціація кислот, солей і основ.....	23
5.2 Гідроліз солей.....	29
6. Окислювально-відновні реакції.....	32
7. Комплексні сполуки.....	36
8. Неметали VII групи.....	39
9. Неметали VI групи.....	45
10. Неметали V групи.....	50
11. Неметали IV групи.....	63
12. Загальні властивості металів.....	70
13. Метали головних підгруп.....	77
14. Метали побічних підгруп.....	80
Питання до заліку.....	107
Висновки.....	111
Література.....	112

ВСТУП

Посібник призначено для самостійного вивчення тем: будова атому і періодичний закон Д.І.Менделєєва; класифікація неорганічних сполук; теорія електролітичної дисоціації; властивості неметалів IV – VII група; загальні властивості металів, як у аудиторії під наглядом викладача так і дома (заочне відділення).

Весь матеріал розбито на невеликі дози – інформації. Після кожної дози поміщені питання або завдання, які дозволяють студенту перевірити, наскільки він засвоїв надану дозу інформації.

Для закріплення вивченого теоретичного матеріалу запропоновано тести, які включають питання з усіх тем курсу неорганічної хімії.

Для того щоб студент краще засвоїв теоретичний матеріал надаються питання до заліку.

Самостійна робота

Розділ: Вступ

Тема: Предмет і методи хімії. Роль вітчизняних вчених у розвитку хімічної науки. Основні закони хімії.

Мета: Осмислити великий об'єм теоретичного матеріалу. Забезпечити виділення важливих блоків змісту, повторення основних понять, законів, основ неорганічної хімії.

Вид контролю: Відповіді на питання. Засвоєння пам'ятки по розв'язуванню задач.

Міжпредметні зв'язки: «Хімія», фізика, математика.

Використана література:

Л1: Глинка Н.Л. Общая химия – Л., 1986

Л2: Потапов В.М., Хомченко Г.П. Химия – М., 1985

Л3: Михалёв Л.А., Пасет Н.Ф., Федотова М.И. Задачи и упражнения по неорганической химии – Л., 1985

Л4: Петров М.М., Михалев Л.А., Кукушкин Ю.Н. Неорганическая химия М-Л.: Химия, 1982

Л5: Басов В.П., Горченко О.Г. Хімія. Навчальний посібник. – К.:Каравела, 2001 .

Питання для усного опитування:

1. Дайте визначення хімічного елемента.
2. Укажіть речення в яких замість крапок можна вставити слово «атом» (у відповідному відмінку)
 - а) До складу молекули оксиду цинку входять цинку і кисню.....
 - б) При нагріванні суміші порошків сірки і алюмінію утворюється сульфід алюмінію, який складається з..... алюмінію і сірки
 - в) Під час нагрівання оксиду ртуті утворюється ртуті і кисню
3. В яких фразах замість крапок треба вставити слово «молекула» (у відповідному відмінку)
 - а) до складу повітря входять вуглекислого газу;
 - б) до складу цукру входять кисню, вуглецю, водню;
 - в) кисню входять до складу вапняку;
 - г) для дихання живих істот необхідні кисню.
4. Який об'єм водню (н.у) необхідно для відновлення заліза масою 56 г з оксиду заліза (III)?
5. Розрахувати відносну молекулярну масу фосфорної кислоти, якщо маса 0,2 моль цієї речовини дорівнює 19,6г.
6. Розрахувати масові частки елементів у гідроксиді кальцію.
7. Який об'єм умов водень масою 1г?
8. До цинку масою 0,0325 кг додали хлороводневу кислоту, в якій маса HCl дорівнює 0,1095 кг. Визначити об'єм водню, що утворився за нормальних умов.
9. Розрахувати вихід оксиду сірки (VI) SO₃, якщо з оксиду сірки (IV) об'ємом 122 м³ (у.н.) та повітря об'ємом 610 м³ (н.у.) одержали оксид сірки (VI) масою 392 кг.

МЕТОДИЧНІ ВКАЗІВКИ

Звернути увагу на значення неорганічної хімії у підготовці техніків – технологів харчової промисловості.

Визначити роль вітчизняних вчених у розвитку хімічної науки.

Закріпити знання про основні закони хімії.

Розв'язувати задачі, використовуючи основні закони хімії.

1. Вступ

Хімія як наука про речовини та їх перетворення. Місце хімії в системі наук. Роль вітчизняних вчених у розвитку хімічної науки. Значення хімічних знань для техніків-технологів харчової промисловості.

Хімічний елемент, речовини прості та складні. Відносні атомні та молекулярні маси. Закони стехіометрії. Розрахунки за хімічними формулами і рівняннями.

Вивченням речовин займаються різні природознавчі науки, серед яких важливе місце належить хімії. Хімія вивчає склад, будову, перетворення і властивості речовин.

Методичні вказівки

Становлення хімії як науки почалося у кінці XVII століття. У наш час в хімії накопичено величезний матеріал, що говорить не про хімію взагалі, а про хімічні науки, кожна з яких охоплює певну галузь накопичених знань про речовини та їх перетворення. Так розділ хімії, який вивчає властивості і перетворення речовин неживої природи, одержав назву неорганічна хімія.

Завдання, які стоять перед хімією – це використання накопичених знань про речовини на благо людини.

Повторення основних понять і законів хімії є необхідною умовою дальшого засвоєння даної дисципліни.

Хімічний елемент – це певний вид атомів з однаковим позитивним зарядом ядра. Відомо 110 видів атомів, які відрізняються позитивним зарядом ядра, тобто 110 хімічних елементів. З цих хімічних елементів утворюється велика кількість речовин. Кожний хімічний елемент має назву і знак. Хімічні елементи поділяються на метали і неметали.

Якщо у короткому варіанті таблиці Менделєєва провести діагональ від бору до астату, то ліворуч від цієї діагоналі розмістяться тільки метали, а праворуч – неметали і метали (у великих періодах).

З 110 хімічних елементів 88 є метали і 22 неметали.

Ділення хімічних елементів на метали і неметали умовно. Так Cr, Mn, Al, - типові метали, але утворюють сполуки, в яких ведуть себе як неметали (KMnO_4 , Mn_2O_7 , CrO_3 , KAlO_2). З іншого боку, йод і – типовий неметал, але у вигляді простої речовини (I_2) має деякі властивості металу (твердість, блиск).

Поняття «хімічний елемент» виражається через поняття «атом» або говорять: атом – матеріальна форма існування хімічного елемента, тому усі характеристики атома є одночасно і характеристиками хімічного елемента. Щоб описати хімічний елемент, необхідно дати повну характеристику модного його атома, тобто зазначити:

- Назву, хімічний знак, положення в періодичній системі⁴
- Абсолютну (m) і відносну (A_r) масу;
- Будову ядра і електронної оболонки, електронну формулу;
- Ізотопний склад, знаходження в природі;
- Прості і складні речовини, які утворює даний елемент;
- Значення електронегативності і типи хімічних зв'язків у сполуках з іншими елементами;
- Значення валентності і ступеня окиснення;
- Хімічні властивості.

Атоми є хімічно неподільними частинками, з яких складаються молекули простих і складних речовин. Молекули простих речовин можуть бути одно-двох-трьохатомними, наприклад: одноатомні – цинк, залізо, гелій (Zn, Fe, He); двоатомні – азот, кисень, хлор (N_2 , O_2 , Cl_2); трьохатомні – озон (O_3).

Атоми різних елементів, сполучаючись між собою, утворюють складні речовини, або хімічні сполуки, наприклад вода H_2O (молекула складається з двох атомів елемента водню (гідрогену) і одного атома елемента кисню (кисногену) і сірчана кислота (сульфатна) молекула складається з двох атомів елемента водню, одного елемента сірки і чотирьох атомів елемента кисню. Хімічні сполуки мають властивості, відмінні від властивостей речовин, з яких вони одержані. Маси елементів у них знаходяться у певному стехіометричному співвідношенні.

Усі речовини можуть знаходитись у твердому, рідинному або газоподібному стані, мають масу і об'єм.

Маса атомів і молекул, виражена у грамах чи кілограмах (г, кг) називається абсолютною (позначається m). На практиці користуватись абсолютними масами атомів і молекул незручно (наприклад $m_c = 1,993 \cdot 10^{-26} \text{ кг}$), тому користуються відносними масами атомів і молекул, тобто масами визначеними відносно 1/12 частини маси атома вуглецю ^{12}C , яка прийнята за одиницю і є атомною одиницею маси.

Відотною масою (A_r) хімічного елемента називають число, яке показує у скільки разів даний атом важчий за 1/12 частину атома ^{12}C .

Значення A_r наведені у таблиці хімічних елементів Д.І.Менделєєва.

Відотною молекулярною масою (M_r) речовини називають число, яке показує у скільки разів дана молекула важча за 1/12 частину атома ^{12}C .

Наприклад: $M_r(O_2) - 2A_r(O) = 2 \cdot 16 = 32$

$M_r(H_2SO_4) - 2A_r(H) + A_r(S) + 4A_r(O) = 2 \cdot 1 + 32 + 4 \cdot 16 = 98$

A_r – одна з основних характеристик хімічного елемента

M_r – одна з основних характеристик речовини.

Розділ хімії, в якому розглядаються кількісні (масові та об'ємні) співвідношення між реагуючими речовинами або між хімічними елементами в сполуках, називається стехіометрією. Розрахунки за хімічними формулами і рівняннями, а також виведення формул речовини, називають стехіометричними розрахунками. Кількість речовин, які відповідають рівнянню реакції або формулі, а також коефіцієнти при формулах речовин називають стехіометричними.

В основі стехіометрії лежать фундаментальні закони хімії: закон збереження маси і енергії, закон сталості складу, закон еквівалента, закон об'ємних співвідношень, закон Авогадро та інші.

Самостійна робота

Розділ: Будова атома і періодичний закон Д.І.Менделєєва

Тема: Періодичний закон і періодична система хімічних елементів. Структура періодичної системи. Зміна властивостей хімічних елементів та їх сполук.

Мета: Закріпити знання по складанню схем будови атома елементів малих і великих періодів. Характеризувати електрон чотирма квантовими числами. Зрозуміти залежність хімічних властивостей елемента від електронної структури атома.

Вид контролю: усне опитування

Міжпредметні зв'язки: Хімія, фізика

Використана література:

Л1: Глинка Н.Л. Общая химия – Л., 1986

Л2: Потапов В.М., Хомченко Г.П. Химия – М., 1985

Л4: Петров М.М., Михалев Л.А., Кукушкин Ю.Н. Неорганическая химия М-Л.: Химия, 1982

Питання для усного опитування:

1. Чому протонне число є важливою константою хімічного елемента?
2. У чому полягає суть наукового обґрунтування розміщення елементів у періодичній системі після відкриття фізичного значення порядкового номера.
3. Як побудовано атом і ядро атома?
4. Яку форму має: а) s-орбіталь; б) p-орбіталь? Намалюйте їхні моделі
5. Накресліть три осі координат і намалюйте вздовж них три p-орбіталі.
6. Якими чотирма квантовими числами характеризується рух електронів в атомі.
7. Запишіть електронні формули Mg, Si, Cl, S і графічно зобразіть розміщення електронів за енергетичними комірками.
8. Запишіть електронні конфігурації атомів K, Fe. Скільки електронів знаходиться на 4s і 3d в підривнях (орбіталах) їх атомів?
9. Напишіть електронні формули атомів вуглецю, азоту, аргону, зазначте розміщення електронів на P_x , P_y , P_z –орбіталах.
10. Що називається s, p, d, f – елементами. В яких періодах вони знаходяться?
11. Які електрони називають валентними і де вони розміщені у атомів елементів головних підгруп?
12. Назвіть відомі вам типи хімічного зв'язку.
13. Що таке хімічний зв'язок? За рахунок чого він виникає?
14. Який хімічний зв'язок називається ковалентним? Які види ковалентного зв'язку ви знаєте? Відповіді обґрунтуйте прикладами.
15. В яких речовинах існує лише неполярний ковалентний зв'язок. Чому?
16. Чим подібний і чим неподібний полярний ковалентний зв'язок від неполярного?
17. Чому молекули інертних газів на відміну від усіх інших неметалів у вільному стані одноатомні?
18. Наведіть електронну конфігурацію атома оксигену. Скільки електронів атома оксигену можуть брати участь в утворенні ковалентних зв'язків з атомами гідрогену.

19. Напишіть електронні й структурні формули таких речовин: Cl_2 , HBr , N_2 , H_2S , CH_4 , NH_3 .
20. Що таке іонний зв'язок? Між якими елементами він виникає? Поясніть утворення іонного зв'язку:
- ✓ У броміді калію KBr ;
 - ✓ У сульфіді натрію Na_2S ;
 - ✓ У нітриді кальцію Ca_3N_2 .
21. Серед наведених формул речовини зазначте речовини з іонними, полярними і неполярними ковалентними зв'язками і поясніть їх будову: Ni , H_2O , PH_3 , CaS , ZnCl_2 , SiH_4 , CCl_4 .

МЕТОДИЧНІ ВКАЗІВКИ

Великий об'єм матеріалу неможливо добре засвоїти тільки на уроці. Запропонований матеріал для самостійної роботи допоможе краще розібратись і поглибити знання теми. Для цього зверніть увагу на такі питання:

1. Як Д.І. Менделєєв підійшов до класифікації хімічних елементів
1. Формулювання періодичного закону Д.І. Менделєєва і сучасна формулювання.
2. Періодична система, як графічне зображення періодичного закону. Період. Група.
3. Характеристика частинок, що входять до складу атома.
4. Який зв'язок існує між будовою атома і положенням елемента в періодичній системі.

Уважно прочитайте поставлені питання (вкінці теми) і постарайтесь дати на них відповіді.

Підготуйтеся до тестового опитування.

Будова атома і періодичний закон Д.І. Менделєєва

Вступ до будови атома. Складові частини атомів – ядро і електрони. Характеристика електрона квантовими числами. Принцип Паулі. Електронні структури атомів. Періодичний закон і періодична система елементів. Характеристика елементів за положенням в періодичній системі і будові атома.

Типи хімічних зв'язків. Ковалентний полярний і неполярний зв'язок. Електронегативність. Донорно-акцепторний зв'язок як різновид ковалентного зв'язку. Іонний зв'язок. Ступінь окиснення. Поняття про водневий зв'язок.

Будова атома

Теми «Періодичний закон і періодична система хімічних елементів Д.І. Менделєєва», «Будова атома» є основними для подальшого вивчення навчального матеріалу з хімії. Необхідно звернути увагу на зв'язок між розміщенням елементів у періодичній системі елементів Д.І. Менделєєва і будовою їх атомів.

Періодична система, по суті відображає будову атома будь-якого елемента;

Порядковий номер елемента в періодичній системі, номер періоду і групи, мають певний фізичний смисл і характеризують властивості елементів.

Важливою характеристикою атома є значення позитивного заряду ядра.

Позитивно зарядженими частинками в атомі є протони, які знаходяться в ядрі. Негативно зарядженими є електрони, які рухаються навколо ядра. В цілому атом нейтральний, оскільки число позитивних і негативних частинок однакове.

Порядковий номер елемента – заряд ядра його атома, а через те що атом загалом електронейтральний, то й число електронів, що обертаються навколо ядра також дорівнює порядковому номеру елемента. Наприклад, порядковий номер елемента феруму Fe^{26} – це означає, що заряд ядра його атома +26, то й електронів повинно бути 26, сумарний негативний заряд яких становить -26. Відкриття фізичного значення порядкового номера дало нове обґрунтування розміщенню елементів у періодичній системі. З'ясувалося. Що елементи розміщені не стільки за зростанням атомної маси, скільки за зростанням заряду ядер їхніх атомів. Номер періоду, в якому розміщений елемент, відповідає числу енергетичних рівнів (електронних шарів) в атомі, на яких знаходяться електрони. Наприклад, хлор розміщений у третьому періоді, це свідчить, що 17 електронів атому хлору знаходяться на трьох енергетичних рівнях. Електрони різних рівнів відрізняються запасом енергії: чим далі вони знаходяться від ядра, тим більше їх енергія і тим слабше зв'язок з ядром. Щоб повністю видалити електрон з атому, необхідно витратити певну енергію – енергію іонізації (ЕІ). Енергетичний стан електрона на рівні характеризується головним квантовим числом n . Головне квантове число є номер рівня. Енергетичні рівні, нумерують, починаючи від ядра: 1, 2, 3, 4, 5, 6, 7 – що відповідає числу періодів в періодичній системі. Іноді енергетичні рівні позначають літерами: K, L, M, N, O, P, Q.

Найбільша кількість електронів, яка може бути на енергетичному рівні, дорівнює $2n^2$. Відповідно до цього на першому найближчому до ядра енергетичному рівні може бути не більше 2 електронів, на другому – не більше 8, на третьому – не більше 18, на четвертому – не більше 32. Необхідно пам'ятати, що на зовнішньому енергетичному рівні атома не може бути більше 8 електронів. Завершені енергетичні рівні мають атоми інертних газів. У межах одного енергетичного рівня електрони також різняться за енергіями. Кожний енергетичний рівень поділяється на підрівні, які відрізняються один від одного енергією зв'язку з ядром. Енергія електрона на підрівні визначається побічним квантовим числом l . Його значення на одиницю менше головного квантового числа тобто: 0, 1, 2, 3, і тд. Підрівні також мають позначення латинськими літерами s, p, d, f, які відповідають значенням $l=0, 1, 2, 3$. Електрони, які знаходяться на s-підрівні називають s-електронами, на p-підрівні – p-електронами, на d-підрівні – d-електронами і тд. Відповідно до сучасних уявлень не можна точно визначити положення та швидкість руху електрона в атомі. Це пояснюється тим, що електрон виявляє властивості і частинки, і хвилі. Рухаючись в атомі, він займає тривимірну ділянку простору навколо ядра, що називається атомною орбіталою.

Простір поблизу ядра, в якому наймовірніше перебування електрона, називається орбіталою. Третє квантове число m_l – магнітне квантове число, яке визначає положення електронної орбіталі в просторі, m_l відповідає числу/можливих розміщень у просторі даної орбіталі. Теоретичні дані довели, що орбіталі різних електронів різні. Так, єдиний електрон в атомі гідрогену,

рухаючись навколо ядра, утворює електронну хмару сферичної форми. Орбіталі, що мають форму кулі (сфери), позначають буквою s , а електрони. Орбіталі, яких мають сферичну форму. Називають s -електронами.

p -орбіталі відрізняються одна від одної розміщенням у просторі: вони розміщуються вздовж трьох взаємно перпендикулярних осей координат: P_x – по осі x , P_y – по осі y , P_z – по осі z . P -електрони мають гантелеподібну форму.

Для d -електронної орбіталі можливі п'ять засобів розміщення в просторі, для f -орбіталей – сім засобів.

Тому s підрівень містить одну s -орбіталь, p -підрівень – три p -орбіталі, d -підрівень – п'ять d -орбіталей, f -підрівень – сім f -орбіталей. Відповідно до принципу Паулі, на одній орбіталі максимально може бути не більш ніж два електрони з протилежно спрямованими спінами. Спінове квантове число m_s – характеризує властивість електрона-спін. Спін можна уявити як рух електрона навколо власної осі. Якщо два електрони мають однакові напрями обертання, то говорять, що це електрони з паралельними спінами, а якщо напрями обертання протилежні (один електрон обертається навколо власної осі за годинниковою стрілкою, а інший – проти годинникової стрілки), то це електрони з антипаралельними (протилежними) спінами. На одній орбіталі може перебувати лише два електрони, які мають протилежні спіни. Схематично атомну орбіталь позначають так:

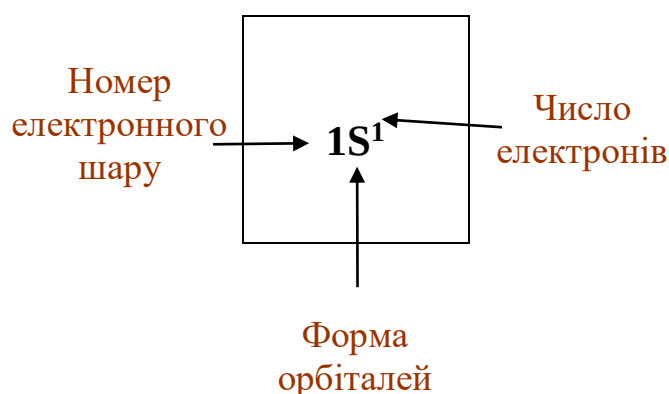


Тобто на s -підрівні (1 орбіталь) може перебувати два електрона, на p -підрівні (3 орбіталі) – 6, на d -підрівні (5 орбіталей) – 10, f -підрівні (7 орбіталей) – 14.

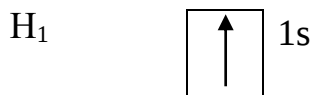
Таким чином, рух електрона в атомі рівністю характеризується чотирма квантовими числами.

Кожний енергетичний рівень (електронний шар) містить число підрівнів, яке дорівнює номеру рівня. Розглянемо, як будуються електронні шари атомів хімічних елементів.

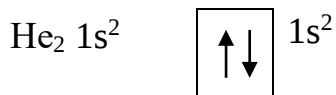
Наприклад. Найменший заряд має ядро атома гідрогену $+1$, тому і атомі міститься 1 електрон, який розміщується на єдиній s -орбіталі першого електронного шару. Електронна формула атома гідрогену така:



Схематично електронну будову атома гідрогену можна подати так:

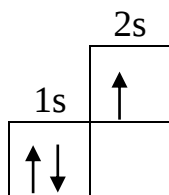
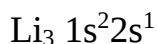


За гідрогеном іде гелій:



Оскільки на першому електронному шарі може перебувати тільки два електрони, то перший шар в атомі гелію є завершальним.

В елементів другого періоду починає будуватися другий електронний шар, на якому може перебувати не більше ніж 8 електронів (пригадайте формулу $2n^2$).



Записані вище електронні формули у поєднанні з графічними схемами розміщення електронів у так званих енергетичних комірках відбивають будову електронної оболонки атома, його електронну конфігурацію. Залежно від того, який підрівень (орбіталь) заповнюється останнім, елементи поділяють на s, p, d та f-елементи.

Хімічний зв'язок

Намер групи, в якій розміщений елемент, відповідає максимальному числу валентних електронів, котрі даний атом може віддати на зв'язок з іншими атомами (в цьому фізичний смисл номера групи). У елементів головних підгруп усі валентні електрони розміщені на s, p – підрівнях останнього енергетичного рівня, у елементів побічних підгруп (d-елементи) – на останньому і передостанньому рівнях.

Будова електронних шарів і, головним чином, зовнішнього електронного шару визначають хімічні властивості атома, його здатність до утворення хімічних зв'язків.

Електрони зовнішнього енергетичного рівня, оскільки вони найбільш віддалені від ядра, найменш міцно зв'язані з ним. Чим менше електронів на зовнішньому рівні і чим далі вони розміщені від ядра, тим легше їх втрачає атом.

Атоми металів на зовнішньому рівні мають, як правило, найбільшу кількість електронів. Вступаючи в реакції, вони легко втрачають валентні електрони і перетворюються в позитивно заряджені іони. Розглянемо схему перетворення атома натрію в іон: $\text{Na}_{11} \quad 1s^2 2p^6 3s^1 \xrightarrow{-1e} 1s^2 2s^2 2p^6$. Це перетворення може бути

Атом

іон

Це перетворення може бути записано у вигляді електронної схеми: $\text{Na}^0 - 1e \rightarrow \text{Na}^+$ (Пам'ятати, що позитивний заряд іона дорівнює числу відданих електронів)

Із збільшенням числа електронів на зовнішньому рівні зв'язок з ядром буде міцнішим, енергія іонізації збільшується. Поступово у атомів проявляється все більша здатність до приєднання електронів до завершення зовнішнього енергетичного рівня. Найбільш стійка валентна оболонка атомів благородних газів – двохелектронна у атома гелію та восьми електронна у інших.

Атоми неметалів на зовнішньому рівні мають, як правило 5, 6, 7 електронів. Вони легше приєднують електрони до стійкої восьми-електронної зовнішньої оболонки. Атоми неметалів характеризуються більшою спорідненістю до електрону, тому утворюють негативно заряджені іони.

Розглянемо схему перетворення атома хлору в іон: $\text{Cl}_{17} \ 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5 \xrightarrow{+1e} 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$. Перетворення у вигляді схеми: $\text{Cl}^0 + 1e \rightarrow \text{Cl}^-$ (Запам'ятайте, що негативний заряд йону дорівнює числу прийнятих електронів).

Іони – це електрично заряджені частинки речовини, що утворилися з атомів або атомних груп внаслідок втрати ними або приєднання до них електронів.

Різнойменно заряджені іони натрію Na^+ ; хлору Cl^- ; притягуючись один до одного завдяки наявності сили електростатичного притягання, утворюють сполуку – хлорид натрію.

Хімічний зв'язок утворений за допомогою електростатичної взаємодії іонів, називається іонним зв'язком. Такий зв'язок спостерігається між атомами елементів, які дуже відрізняються за своєю електронегативністю.

В процесі хімічної взаємодії атоми з незавершеними рівнями завершують їх і мають стійку електронну конфігурацію. Залежно від того, як це досягається і які атоми вступають у взаємодію, утворюється певний тип хімічного зв'язку.

Існує кілька типів хімічного зв'язку, найважливіший з них ковалентний та іонний. Найпростіший приклад ковалентного зв'язку – утворення молекули водню – H_2 . Атом гідрогену має один електрон ($\text{H} 1s^1$). Його зовнішній шар є незавершеним: до завершення не вистачає одного електрона. У разі зближення двох атомів гідрогену за рахунок сил притягання, що діють між їхніми ядрами та електронами, відбувається часткове перекривання електронних хмар. Утворюється спільна електронна пара, яка належить обом атомам гідрогену одночасно. У місці перекривання виникає підвищена електронна густина, яка притягує до себе ядра атомів і забезпечує міцність їхнього сполучення в молекулу H_2 . Схему утворення хімічного зв'язку між атомами гідрогену в молекулі можна показати, якщо неспарений електрон зовнішнього шару позначити однією точкою, а спільну електронну пару – двома.

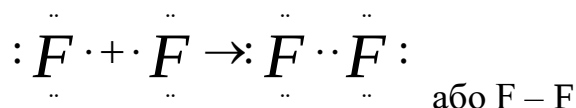
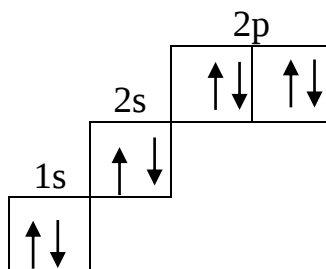
Наприклад: $\text{H} \cdot + \cdot \text{H} \rightarrow \text{H}:\text{H}$

Хімічний зв'язок, який утворюється за допомогою спільних електронних пар, називається ковалентним зв'язком.

Спільну електронну пару, або ковалентний зв'язок, часто позначають рискою, наприклад: $\text{H} - \text{H}$

Розглянемо утворення молекули фтору:

$\text{F}_9 \ 1s^2 2s^2 2p^5$



Кожний електронний шар завершується до восьми електронів.

Ми розглянули ковалентний зв'язок, утворений електронами двох однакових атомів.

У цьому разі спільна електронна пара розміщується симетрично відносно обох атомів. Такий ковалентний зв'язок називають неполярним. Він виникає під час взаємодії атомів неметалів одного виду, бо в них однакова електронегативність. Якщо атоми, що взаємодіють, мають різну електронегативність (атоми різних елементів), то спільна електронна пара зміщується до атома з більшою електронегативністю. У цьому разі виникає полярний ковалентний зв'язок. Наприклад, у молекулі фтороводню HF зв'язок полярний:

$\text{H} \cdot + \cdot \ddot{\text{F}} \rightarrow \text{H} \cdots \ddot{\text{F}} :$ $\text{H} \rightarrow \text{F}$. У результаті зміщення електронної пари в молекулі HF (стрілка показує напрям зміщення) молекула стає полярною, виникає диполь.

Диполь – це система з двох зарядів однакових за величиною і протилежних за знаком. Вважають, що атом, до якого зміщена електронна пара, деякого позитивного заряду (дельта) δ позначає частковий заряд, тобто менший за одиничний. Ковалентний зв'язок, під час утворення якого відбувається зміщення електронних пар до більш електронегативного атома, називають полярним ковалентним зв'язком. Важливо уяснити, як електронна теорія утворення хімічних зв'язків пояснює природу валентності. Валентність атома пояснюється числом неспарених електронів, які беруть участь в утворенні хімічного зв'язку. Валентність елементів у сполуках з ковалентним зв'язком визначається числом електронів, витрачених на утворення електронних пар. Різновидом ковалентного зв'язку є донорно-акцепторний. З механізмом утворення донорно-акцепторного зв'язку ознайомтесь за Л-1, с.125, Л-2, с.57.

Самостійна робота

Розділ: Класифікація неорганічних сполук

Тема: Номенклатура основних класів неорганічних сполук. Назви кислот та відповідних солей. Одержання оксидів, основ, кислот, солей.

Мета: Закріпити набуті знання по номенклатурі основних класів неорганічних сполук. Повторити хімічні властивості. Закріпити навички складати хімічні рівняння, що розкривають властивості, уміння здійснювати перетворення, узагальнюючі знання властивостей.

Вид контролю: Самостійна робота по здійсненню перетворень.

Міжпредметні зв'язки: Хімія, аналітична хімія.

Використана література:

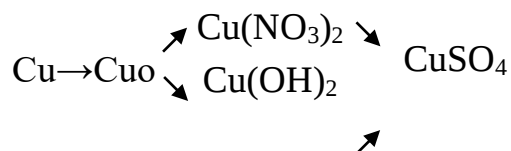
Л1: Глинка Н.Л. Общая химия – Л., 1986

Л2: Потапов В.М., Хомченко Г.П. Химия – М., 1985

Л3: Михалёв Л.А., Пасет Н.Ф., Федотова М.И. Задачи и упражнения по неорганической химии – Л., 1985

Питання для усного опитування:

1. На які класи поділяють неорганічні сполуки?
2. Класифікація оксидів, наведіть приклади.
3. Як практичним шляхом довести амфотерність $\text{Al}(\text{OH})_3$. Напишіть рівняння реакцій.
4. Виведіть формули кислотних оксидів, знаючи формули кислот: H_2MoO_4 ; $\text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$; HNO_3 ; HMO_4 .
5. Які сполуки називають лугами? Приклади.
6. Складіть формули солей: $\text{Ca}_x(\text{H}_2\text{PO}_4)_y$; $(\text{MgOH})_x(\text{SO}_4)_y$
7. Дайте назви: NaS ; K_2SO_3 ; $(\text{FeOH})\text{SO}_4$; $\text{KAl}(\text{SO}_4)_2$
8. З якими з перелічених нижче оксидів буде реагувати соляна кислота: SiO_2 ; CuO ; SO_2 ; Fe_2O_3 ; CO_2 ; ZnO ; NO .
9. Здійснити перетворення і написати рівняння відповідних реакцій
 $\text{Zn} \rightarrow \text{ZnSO}_4 \rightarrow \text{Zn}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{Na}_2\text{ZnO}_2 \rightarrow \text{ZnCl}_2 \rightarrow \text{ZnCO}_3 \rightarrow \text{ZnO}$
10. З якими з перелічених речовин буде реагувати калій гідроксид: а) хлорид цинка; б) оксид кальція; в) оксид сульфуру (IV); г) кремнієва кислота; д) карбонат магнія; є) карбонат натрія. Написати рівняння реакцій в молекулярній і іонній формі.
11. Зробити перетворення:



МЕТОДИЧНІ ВКАЗІВКИ

Зверніть увагу на склад основних класів неорганічних сполук, номенклатуру. Дуже уважно опрацюйте класифікацію основних класів (оксидів, основ, кислот, солей).

В подальшому для здійснення перетворень і взаємозв'язку між класами неорганічних сполук дуже важливо опрацювати хімічні властивості і одержання основних класів.

Оксиди – сполуки хімічних елементів з киснем. Оксиди – найбільш поширена група бінарних (двохелементних) сполук.

Загальна формула R_2O_n , де 2 – валентність кисню, n – валентність елемента, R – хімічний елемент.

III II V II

Наприклад: Al_2O_3 ; P_2O_5 ; MgO .

Назви оксидів походять від латинської назви кисню (оксигеніум), до корню «окс» додають суфікс «ид». При складанні назв оксидів до слова «оксид» додають назву хімічного елемента, який утворює оксид. Якщо елемент утворює декілька оксидів. Нісля назви елемента зазначають його ступінь окиснення (римською цифрою в дужках).

FeO – оксид заліза (II); Fe_2O_3 – оксид заліза (III).

Назвати оксиди можна також додаванням до слова оксид грецьких числівників CO_2 – диоксид вуглецю; SO_3 – триоксид сірки; OsO_4 – тетроксид осмію.

За хімічними властивостями оксиди поділяють на солетворні та несолетворні. Оксиди, які під час хімічних реакцій утворюють солі – солетворні. Несолетворні – не утворюють солей. Їх небагато: NO – оксид азоту (II); N_2O – оксид азоту (I); SiO – оксид кремнію (II).

Солетворні оксиди поділяються на основні, кислотні, амфотерні. Основні – гідрати яких основи. Це оксиди лише металів. Це оксиди, з яких безпосередньо при взаємодії з водою, або непрямим шляхом можна одержати основи.

Наприклад: $Na_2O + H_2O \rightarrow 2NaOH$

$CuO + H_2O \neq$ тому

$CuO + 2HCl \rightarrow CuCl_2 + H_2O$

$CuCl_2 + 2NaOH \rightarrow Cu(OH)_2 + 2NaCl$

Основні оксиди утворюють солі при взаємодії з кислотами.

$MgO + H_2SO_4 \rightarrow MgSO_4 + H_2O$

Кислотні – гідрати яких є кислотами. Оксиди неметалів і деяких металів у вищих ступенях окиснення. Це оксиди, з яких практично завжди безпосередньо при взаємодії з водою можна одержати кислоти:

$SO_2 + H_2O \rightarrow H_2SO_3$

$P_2O_5 + H_2O \rightarrow 2H_3PO_4$

Деякі кислотні оксиди не взаємодіють з водою і можуть утворювати кислоти непрямим шляхом

$SiO_2 + NaOH \xrightarrow{t, \text{гідроліз}} NaSiO_3 + H_2O \uparrow$

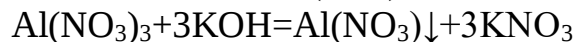
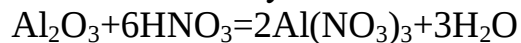
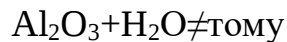
$Na_2SiO_3 + 2HCl = H_2SiO_3 \downarrow + 2NaCl$

Кислотні оксиди утворюють солі при взаємодії з основами.

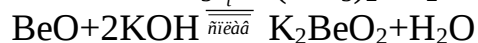
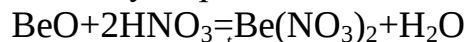
$CO_2 + Ca(OH)_2 = CaCO_3 \downarrow + H_2O$

Амфотерні – оксиди, які залежно від умов виявляють властивості основних і кислотних оксидів. Їм відповідають і основа і кислота («амфотерос» - двоякість).

Наприклад ZnO : основа – $Zn(OH)_2$, кислота – H_2ZnO_2 . Амфотерні оксиди з водою не взаємодіють, тому одержати основу (кислоту) з амфотерного оксиду можна тільки непрямим шляхом.



Амфотерні оксиди утворюють солі і з кислотами і з основами.



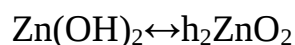
Основи – сполуки, які складаються з атома металу та гідроксогруп ОН. Наприклад: NaOH, Mg(OH)₂.

Слід зазначити, ОН⁻ - це гідроксид-іон, заряд його дорівнює – 1. Число гідроксид-іонів у основі визначається ступенем окиснення металу: Al(OH)₃; Ca(OH)₂.

За класифікацією основи розчинні, нерозчинні, амфотерні.

Розчинні у воді (за виключенням NH₄OH) називають – луги. Зверніть увагу, що Ca(OH)₂ малорозчинний, але його теж називають лугом.

Амфотерні (амфоліти), яким відповідають амфотерні оксиди. Вони проявляють амфотерні властивості, тобто в одних випадках ведуть себе як основи, в інших, як кислоти.



Кількість гідроксильних груп зв'язаних з атомом металу, обумовлює кислотність основи: NaOH – одно кислотна, Be(OH)₂ – двокистотна, Bi(OH)₃ – трикистотна, Pb(OH)₄ – чотирикистотна. П'яти та шестикистотні основи невідомі.

Назви основ складаються із слів гідроксид + назва металу в родовому відмінку. Наприклад: NaOH – гідроксид натрію, Mg(OH)₂ – гідроксид магнію.

Якщо метал утворює декілька гідроксидів, ступінь його окиснення зазначають римською цифрою в дужках. Fe(OH)₂ – гідроксид заліза (II), Fe(OH)₃ – гідроксид заліза (III).

Кислоти – сполуки, до складу яких входять атоми водню, здатні заміщуватися атомами металів.

Класифікуються кислоти за різними критеріями.

1. Наявність кисню у складі: безкисневі (HCl; H₂S), кисневі або кисневмісні (HNO₃; H₂SO₄; H₂SO₃).
2. Основність – наявність атомів водню у складі кислоти здатних заміщуватися атомами металу з утворенням солі: одноосновні (HCl; CH₃COOH), двоосновні (H₂SO₄), триосновні (H₃PO₄), чотириосновні (H₄P₂O₇).
3. Сила електроліту: сильні (HCl; HNO₃; H₂SO₄; HClO₄), слабкі (H₂SO₃; H₂CO₃; CH₃COOH).

В основу традиційних назв кислот покладено назви елементів, які їх утворюють, або кислотних залишків.

Більш детально з класифікацією кислот можна ознайомитись за підручником (Л.5: с.236-241).

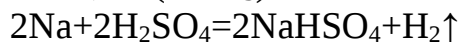
Солі – це продукти заміщення водню кислоти металами. Класифікація солей: середні, кислі, основні.

Середні – продукти повного заміщення водню кислоти металом. Середні солі бувають прості, подвійні, змішані, комплексні.

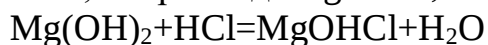
Прості солі – Na_2SO_4 , $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$.

Подвійні – атоми водню в кислоті заміщені на різні метали: $\text{KAl}(\text{SO}_4)_2$, змішані: $(\text{Ca}(\text{OCl})\text{Cl})$, комплексні – до складу яких входять комплексні іони, наприклад, солі $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$; $\text{NaAl}(\text{OH})_4$. Комплексні іони: $[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{4-}$; $[\text{Al}(\text{OH})_4]$.

Кислі – продукти неповного заміщення водню багато основної кислоти металом, наприклад NaHSO_4 , $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$.



Основні солі – продукти неповного обміну гідроксогруп багато кислотної основи на кислотні залишки, наприклад: MgOHCl , $\text{Al}(\text{OH})_2\text{Cl}$.



При складанні формул солей можна вважати, що вони утворені із залишків основ і залишків кислот. Для складання формул солей слід виконувати правило: абсолютне значення добутку заряду та числа кислотних залишків.

Для K^mA^n $m \cdot x = n \cdot y$,

де K – залишок основи;

A – кислотний залишок;

m – заряд залишку основи;

x - число залишків основи;

n – заряд кислотного залишку;

y – число кислотних залишків.

Розглянемо приклад складання формул: $\text{Ba}_x(\text{PO}_4)_y$; $2x=3y$; $x=3$; $y=2$; $\text{Ba}_3(\text{PO}_4)_2$.

Назви солей складаються з назв кислотного залишку в називному відмінку і залишку основи в родовому відмінку (без слова іон): MgCl_2 – хлорид магнію, $\text{Ca}(\text{HS})_2$ – гідросульфід кальцію.

Назви катіонів або аніонів подвійних солей чи змішаних вживаються в алфавітному порядку: $\text{NH}_4\text{Fe}(\text{SO}_4)_2$ – сульфат амонію заліза (III).

Традиційні назви кислот і кислотних залишків наведено в (Л.5:с.239-240)

З одержанням оксидів, гідроксидів, кислот і солей і їх хімічними властивостями ознайомтесь в (Л.3: с.25-30, Л.4: с.161-184).

Самостійна робота

Розділ: Розчини

Тема: Природа розчинів. Гідратна теорія розчинів. Класифікація розчинів.

Мета: Закріпити знання про концентрацію розчинів, уміння робити розрахунки при приготуванні розчинів, повторити види концентрації, дати уявлення про гідратну теорію розчинів Д.І.Менделєєва.

Вид контролю: Розв'язування розрахункових задач.

Міжпредметні зв'язки: хімія, математика, аналітична хімія, фізика.

Використана література:

Л1: Глинка Н.Л. Общая химия – Л., 1986

Л2: Потапов В.М., Хомченко Г.П. Химия – М., 1985

Л3: Михалёв Л.А., Пасет Н.Ф., Федотова М.И. Задачи и упражнения по неорганической химии – Л., 1985

Л4: Петров М.М., Михалев Л.А., Кукушкин Ю.Н Неорганическая химия М-Л.: Химия, 1982

Питання для усного опитування:

1. Розрахувати масу хлориду натрію та об'єм води, які треба взяти, щоб приготувати розчин хлориду натрію масою 300г з масовою часткою солі 15%.
2. Яку масу мідного купоросу $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ та води треба взяти, щоб приготувати розчин сульфату міді (!!) масою 250 г з масовою часткою CuSO_4 7%?
3. Що таке розчин?
4. Чим обумовлюється тепловий ефект розчинення?
5. Що називають концентрацією розчину? Які способи вираження концентрації розчину ви знаєте?
6. В чому суть хімічної теорії Д.І.Менделєєва

МЕТОДИЧНІ ВКАЗІВКИ

Зверніть увагу, що при розчиненні спостерігається виділення або поглинання тепла. Причиною цього є різні фізичні та хімічні процеси. Які відбуваються при розчиненні. Д.І.Менделєєв розглядав процес розчинення, як складну взаємодію розчинника і розчиненої речовини. Д.І.Менделєєв прийшов к висновку, що розчини являються системами які складаються не тільки з розчинника і розчиненої речовини а і продуктів їх взаємодії – гідратних сполук різного складу – гідратів.

Розчини. Природа розчинів. Гідратна теорія розчинів Д.І.Менделєєва. Розчини в природі. Вимоги Конституції України до охорони природи. Способи вираження концентрації розчинів: масова, молярна та еквівалентна.

Треба чітко уявити, що таке розчини. Під розчином розуміють однорідну (гомогенну) систему, яка складається з двох компонентів (складових частин) і більше продуктів їх взаємодії.

Компонентами розчинів є індивідуальні хімічні речовини здатні до ізольованого існування. Отже, їх можна видалити з розчину. Кожний з компонентів розподіляється у масі іншого у вигляді молекул, атомів або іонів.

Прийнято вважати, що розчин складається з розчиненої речовини і розчинника. Розчиненою речовиною є той з компонентів, агрегатний стан якого в ізольованому вигляді інший, ніж у розчині. Наприклад, водний розчин хлориду калію складається з розчинника – вода (перший компонент), розчиненої речовини – солі KCl (другий компонент) і продуктів їх взаємодії – гідратовані іони K^+ і Cl^- .

У випадку однакового агрегатного стану обох компонентів, розчиненою речовиною вважається той компонент, кількість якого в розчині менша.

Відносно кількості розчиненої речовини і розчинника, розчини підрозділяють на концентровані і розведені.

Розчинність – це властивість речовини розчинятись у розчиннику. Розчинність речовини залежить від природи взятих речовин і умов процесу розчинення: концентрації взятих речовин, температури, тиску.

Склад розчину виражають концентрацією розчиненої речовини або часткою розчиненої речовини. Концентрація розчину – це кількість розчиненої речовини у певній кількості розчину чи розчинника. Існують різні способи точного вираження концентрації розчинів. Зверніть увагу на процентну і молярну концентрацію.

Процентною концентрацією розчину називається масова частка розчиненої речовини в розчині, яка виражена в %.

$$C\% = \omega(\text{розчиненої речовини в розчині}) = \frac{m(\text{розчиненої речовини})}{m(\text{розчину})} \cdot 100\%$$

Процентна концентрація розчину вказує скільки одиниць маси (г, кг) розчиненої речовини міститься у кожних 100 одиницях маси (г, кг) розчину.

Наприклад: 15% розчин NaOH свідчить, що у кожних 100г розчину міститься 15 г NaOH і 85 г H_2O ; у кожних 100кг розчину міститься 15 кг NaOH і 85 кг H_2O .

Для приготування 100 г (кг) 15% розчину необхідно у 85 г (кг) H_2O розчинити 15 г (кг) NaOH.

Молярну концентрацію C_m розчинів визначають за формулою:

$$C_m = \frac{n(\text{розчиненої речовини})}{V(\text{розчину})} \quad \text{і вимірюють в моль/л або моль/м}^3.$$

Молярна концентрація свідчить про кількість розчиненої речовини яка міститься в 1 л розчину.

Розчин в 1л якого міститься:

- 1 моль розчиненої речовини називається молярний
- 0,1 моль розчиненої речовини називається децимолярний
- 0,01 моль розчиненої речовини – сантимольний.

Природа речовини визначається характером зв'язку між атомами в молекулі. Краще розчиняється одна в одній речовині з однаковими характеристиками зв'язку. Речовини з ковалентним зв'язком краще розчиняються у речовинах аналогічного характеру, гірше в полярних речовинах або в речовинах іонної будови. Наприклад, розчинність кисню в бензолі приблизно в 10 раз більша ніж

у воді, тоді як аміак краще розчиняється у воді ніж у неполярних органічних розчинниках.

За агрегатним станом розчини є тверді, рідинні і газоподібні. Найбільше значення мають водні розчини. Це визначається специфічними властивостями води як розчинника.

Важливо зрозуміти суть процесу розчинення. В результаті впливу частинок розчинника відбувається руйнування структури розчиненої речовини. Частинки, які перейшли у розчин, завдяки дифузії розподіляються по всьому об'єму розчинника. Це фізичний процес, який потребує затрати енергії. Поряд з фізичним процесом відбувається і процес хімічної взаємодії частинок розчиненої речовини з молекулами розчинника. Оскільки розчинення є фізико-хімічним процесом, то в цілому розчинення речовини супроводжується тепловим ефектом: виділенням або поглинанням теплоти – залежно від природи речовини.

Самостійна робота

Розділ: Теорія електролітичної дисоціації

Тема: Дисоціація кислот, солей і основ.

Мета: Повторити хімічні властивості основних класів неорганічних сполук з точки зору електролітичної дисоціації і повторити матеріал про розчини електролітів і їх властивості. Згадати α і K , та умови необоротності хімічних реакцій. Повторити генетичний зв'язок між сполуками кислот, основ, солей.

Вид контролю: тестові завдання.

Міжпредметні зв'язки: хімія, аналітична хімія, фізика.

Використана література:

Л1: Глинка Н.Л. Общая химия – Л., 1986

Л2: Потапов В.М., Хомченко Г.П. Химия – М., 1985

Л3: Михалёв Л.А., Пасет Н.Ф., Федотова М.И. Задачи и упражнения по неорганической химии – Л., 1985

Л4: Петров М.М., Михалев Л.А., Кукушкин Ю.Н. Неорганическая химия М-Л.: Химия, 1982

Питання для усного опитування:

1. Які речовини називають електролітами? Речовини яких класів належать до електролітів.
2. Що таке неелектроліти? Чому вони не дисоціюють у воді?
3. Сформулюйте визначення електролітичної дисоціації. Яка роль води у цьому процесі?
4. Виходячи з теорії електролітичної дисоціації, дайте визначення поняттям «кислота», «основа», «сіль». Наведіть приклади.
5. Як дисоціюють у водних розчинах амфотерні електроліти? Наведіть приклади.
6. За яких умов реакції в розчинах електролітів ідуть до кінця?
7. На що вказує ступінь електролітичної дисоціації?
8. Які електроліти сильні, які слабкі, наведіть приклади.
9. Напишіть три рівняння нейтралізації і виділіть для них спільне скорочене іонне рівняння.

МЕТОДИЧНІ ВКАЗІВКИ

Розберіться з дисоціацією кислот, основ, солей, та ступінчастою дисоціацією кислот і основ.

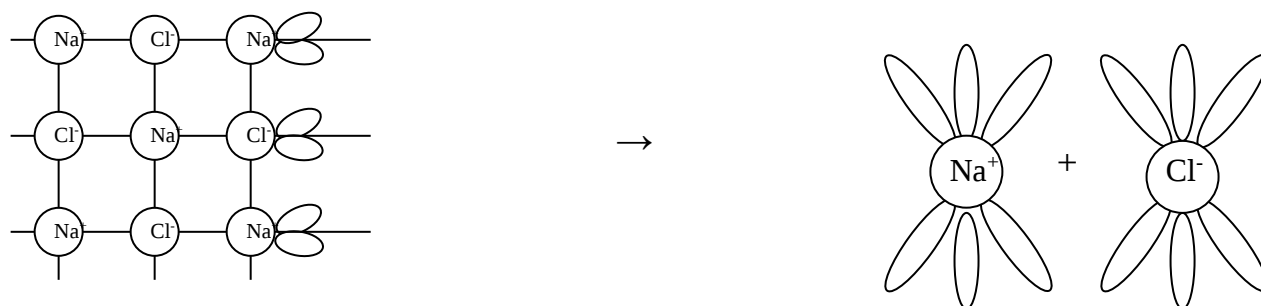
Важливе значення мають іонні рівняння. За яких умов реакції обміну ідуть до кінця (одержання осаду, газу, малодисоціюючої речовини (H_2O)). Ви повинні уміти складати повні і скорочені іонні рівняння. Особливу увагу зверніть на користування таблицею розчинності. Нерозчинні основи, кислоти, солі на іони не розкладаються. Також на іони не розпадаються оксиди – це дуже важливо запам'ятати і враховувати при написанні рівнянь у іонному вигляді.

Теорія електричної дисоціації

Механізм розчинення у воді речовин з різним характером зв'язків. Теорія електричної дисоціації. Дисоціація основ, кислот, солей. Амфотерні гідроксиди ступінь дисоціації. Сильні та слабкі електроліти. Реакції обміну між електролітами. Гідроліз солей. Поняття про ступінь гідролізу. Роль гідролізу у харчовій промисловості.

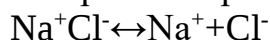
Електрична провідність розчинів електролітів зумовлена наявністю в них позитивно і негативно заряджених іонів, які утворюються з молекул або кристалів речовин під впливом води.

Якщо у воді розчинити кристали кухонної солі NaCl (іонна кристалічна решітка), то полярні молекули води – диполі орієнтуються до позитивно заряджених іонів своїми негативними полюсами, а до негативно заряджених іонів решітки – позитивними.



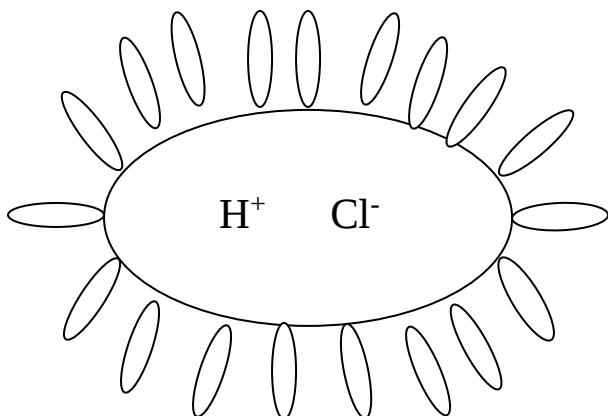
Між іонами кристала солі і диполя води наростають сили електростатичного притягання, виникають своєрідні зв'язки – відбувається гідратація іонів. Врешті-решт руйнуються іонні кристалічні решітки з утворенням окремих іонів, оточених диполями води, через що їх називають гідратованими іонами.

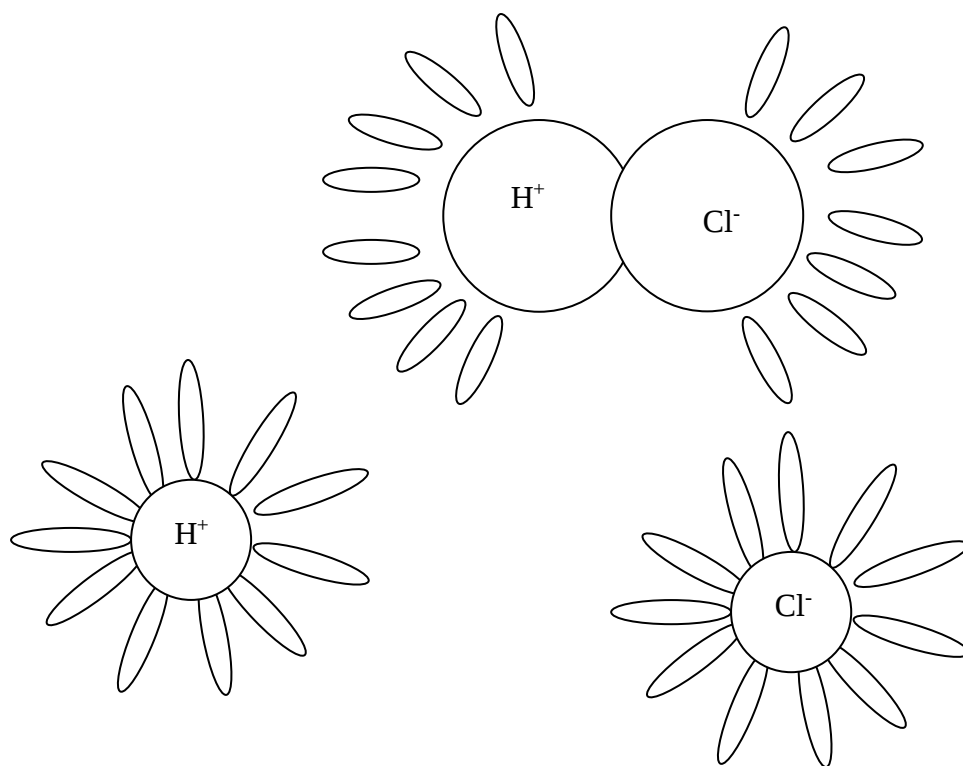
Скорочено процес дисоціації можна записати так:



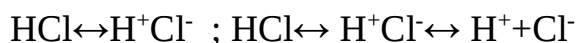
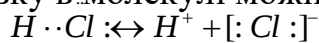
Таким чином, у випадку іонних сполук роль розчинника зводиться до роз'єднання іонів одного з одним, тобто здійснюється процес дисоціації.

У ковалентних сполуках іонів немає. Як же відбувається дисоціація таких сполук, наприклад, хлороводню HCl, внаслідок чого поляризується ковалентний зв'язок всередині молекули.





Спільна електронна пара повністю переходить до атома хлору, який взаємодіє з молекулами води і перетворюється на гідратний іон HCl . Розривання зв'язку в молекулі можна подати так:



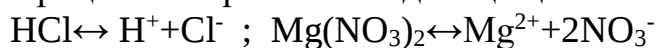
Якщо ж у молекулі розчинювальної речовини є ковалентні неполярні зв'язки, то іонів у розчині не буде, оскільки неполярні молекули не притягуватимуть диполі води. В основному ковалентними неполярними зв'язками сполучені атоми в молекулах більшості органічних речовин, тому вони є неелектролітами.

Отже електролітами можуть бути тільки речовини з іонним і полярним ковалентним типом хімічного зв'язку. Крім того, молекули розчинника також повинні бути полярними.

Основна причина дисоціації – гідратація іонів. Розщеплення електроліту на іони у водному розчині або в розплаві називають електролітичною дисоціацією.

Електроліти дисоціюють на іони і під час розбавлення, коли під впливом теплового руху сили зв'язку між частинками послаблюються.

Процес електролітичної дисоціації:



Ось чому в рівняннях реакції електролітичної дисоціації замість знака дорівнює ставлять спрямовані у протилежні боки стрілки.

При дисоціації молекули електролітів (кислот, солей, основ) розпадаються на позитивно заряджені іони – катіони, і негативно заряджені іони – аніони.

Мірою дисоціації електроліту є ступінь дисоціації, який позначають α .

α – це відношення числа молекул, які розпалися на іони, до загального числа молекул електроліту в розчині. Вона вимірюється в частках одиниці, або у відсотках і залежить як від природи електроліту, так і від концентрації розчину.

Для одного й того ж електроліту чим менша концентрація розчину, тим більший ступень дисоціації. Тому рівнюють ступені дисоціації різних електролітів при однаковій концентрації розчину.

Сильні електроліти, у яких ступінь дисоціації у децинормальних розчинах більше 30%.

До сильних електролітів належать:

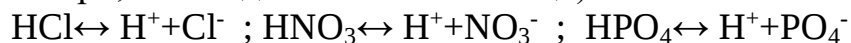
- майже всі розчини солей
- кислоти, наприклад, HCl , HBr , HNO_3 , H_2SO_4 , HClO_4
- луги, KOH , NaOH , Ba(OH)_2 .

Слабкими електролітами вважають такі, у котрих ступінь дисоціації у децинормальних розчинах менше 3%:

- деякі мінеральні кислоти: H_2CO_3 , H_2S , H_2SiO_3 , HNO_2
- майже всі органічні кислоти
- багато гідроксидів металів, крім лугів тощо.

Розглянемо дисоціацію кислот, основ, солей.

Дисоціація кислот. Під час дисоціації кислот завжди утворюються іони гідрогену H^+ , точніше гідратовані іони гідрогену H_3O^+ , які називають іонами гідроксонію. Вони обумовлюють властивості кислот (кислий смак, дію на індикатори, взаємодію з основами тощо).



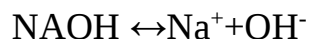
Інші позитивно заряджені іони, крім іонів гідрогену, під час дисоціації кислот не утворюються. Отже кислоти – це електроліти, під час дисоціації яких у водних розчинах утворюються іони гідрогену.

Число іонів гідрогену під час розщеплення однієї молекули кислоти, визначають її основність.

Двох і багато основні кислоти дисоціюють ступінчасто, тобто поступово відщеплюють іони гідрогену. Наприклад, процес дисоціації сульфатної кислоти відбувається так:



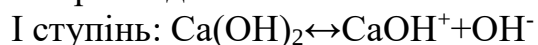
Дисоціація основ. Під час дисоціації основ утворюються гідроксидні іони OH^- , наявність яких зумовлює основні властивості (зміну забарвлення індикатора, взаємодію з кислотами тощо). Наприклад, процес дисоціації гідроксиду натрію можна подати так:



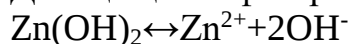
Інші негативно заряджені іони не утворюються. Отже основи – електроліти, під час дисоціації яких у водних розчинах утворюються іони тільки одного типу – гідроксид-іони.

Основи, до складу яких входять кілька гідроксидів-іонів. Також дисоціюють ступінчасто.

Наприклад:

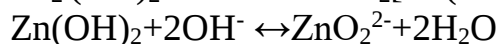


Дисоціація амфотерних гідроксидів: $\text{Zn}(\text{OH})_2; [\text{H}_2\text{ZnO}_2] \leftrightarrow 2\text{H}^+ + \text{ZnO}_2^-$

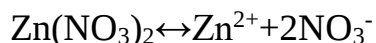


Амфотерні гідроксиди це такі, котрі можуть дисоціювати як за типом кислот, так і за типом основ. При додаванні амфотерного електроліту лугу (іонів OH^-) він дисоціює за типом кислоти $\text{H}_2\text{ZnO}_2 + 2\text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_2\text{ZnO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$.

При взаємодії амфотерних електролітів з лугами утворюються складні солі:



Дисоціація солей. Під впливом води кристали солей розщеплюються на катіони металів і аніони кислотного залишку:



Солі – електроліти, які у водних розчинах дисоціюють з утворенням іонів металів та іонів кислотних залишків.

Реакції обміну між електролітами. Іонні рівняння.

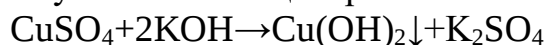
Оскільки електроліти в розчинах розщеплюються на іони, то реакція між електролітами в розчинах відбувається за участю іонів. Взаємодію іонів у розчинах називають іонною реакцією. Реакції обміну в розчинах електролітів відбувається лише в тому разі, коли серед утворених речовин будуть малорозчинні або газоподібні сполуки, вода або інші слабкі електроліти.

Рівняння реакції записують в трьох формах:

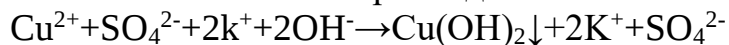
- молекулярній
- повній іонній
- скороченій іонній.

Розглянемо методику складання іонних рівнянь на деяких прикладах.

Утворення осаду. Під час взаємодії розчинів сульфату купру му (II) і гідроксиду калію випадає осад гідроксиду купру му (II). (Визначають. Користуючись таблицею розчинності солей і основ у воді).

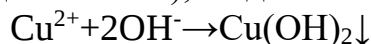


Це рівняння у молекулярній формі. Його можна зобразити і в іонній формі. Для цього треба формули розчинних сильних електролітів записати у вигляді тих іонів, на які вони дисоціюють у розчині. А формули слабких електролітів залишити незмінними. Наприклад:



Таке рівняння називають повним іонним рівнянням.

Якщо в цьому рівнянні скоротити однакові іони у правій і лівій частинах (подібні члени), то дістанемо рівняння у скороченій іонній формі:



Це рівняння показує, що реакція між сульфатом купру му і гідроксидом калію зводиться до взаємодії між іонами купру му і гідроксид-іонами, що супроводжується утворенням гідроксиду купру му (II). У повному іонному рівнянні осади. Газу, слабодисоціюючі речовини необхідно записувати у вигляді молекул. Уважно вивчіть таблицю розчинності, оскільки вона допоможе при складанні іонних рівнянь.

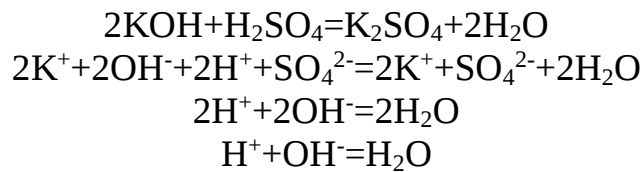
Виділення газу. За таким самим принципом складаємо рівняння реакції обміну у водному розчині між сульфідом натрію і хлоридною кислотою:



Повне іонне рівняння: $2\text{Na}^+ + \text{S}^{2-} + 2\text{H}^+ + 2\text{Cl}^- = 2\text{Na}^+ + 2\text{Cl}^- + \text{H}_2\text{S} \downarrow$

Скорочене іонне рівняння: $2\text{H}^+ + \text{S}^{2-} = \text{H}_2\text{S} \uparrow$

Утворення води (або інших слабких електронів). Характерним прикладом може бути реакція нейтралізації, в результаті якої утворюються вода – слабкий електроліт:



Як бачимо реакція нейтралізації зводиться до взаємодії іонів гідрогену з гідроксид-іонами з утворенням води. Отже в усіх наведених випадках реакції ідуть до кінця, оскільки частина іонів виводиться з сфери реакції.

Самостійна робота

Розділ: Теорія електролітичної дисоціації

Тема: Гідроліз солей

Мета: Закріпити знання по випадкам гідролізу, складанню іонних рівнянь гідролізу по катіону і по аніону. Складати рівняння повного гідролізу солей.

Вид контролю: Тестові опитування

Міжпредметні зв'язки: аналітична хімія

Використана література:

Л1: Глинка Н.Л. Общая химия – Л., 1986

Л2: Потапов В.М., Хомченко Г.П. Химия – М., 1985

Л3: Михалёв Л.А., Пасет Н.Ф., Федотова М.И. Задачи и упражнения по неорганической химии – Л., 1985

Л4: Петров М.М., Михалев Л.А., Кукушкин Ю.Н. Неорганическая химия М-Л.: Химия, 1982

Питання для усного опитування:

1. Що називають гідролізом?
2. Які ступені гідролізу в залежності від кислот і основ які входять до складу солі.
3. Випадки гідролізу (приклад).
4. Забарвлення індикаторів в певному середовищі.
5. Яке забарвлення має фенолфталеїн у розчині сульфиду калію. Підтвердити рівняння реакції гідролізу цієї солі.
6. При зливанні розчинів солі алюмінію і карбонату натрію утворюється осад $Al(OH)_3$. Поясніть чому?
7. Складіть рівняння гідролізу солей: сульфата міді, фосфата калію.
8. Наведіть приклад солі, утвореної слабкою основою і сильною кислотою, і запишіть рівняння реакції гідролізу.

МЕТОДИЧНІ ВКАЗІВКИ

Особливу увагу зверніть на гідроліз солей, утворених слабкою кислотою і сильною основою (гідроліз по катіону) і сильною кислотою і слабкою основою (гідроліз по аніону). Повторіть водневий показник pH , як він позначає середовище (значення pH для характеристики середовища). Ви повинні уміти складати іонні рівняння гідролізу солей і визначати середовище по надлишку іонів, які залишились при гідролізі.

При розчинення деяких солей рівновага руйнується. Розчин одних солей характеризується збільшеним вмістом іонів H^+ за рахунок зменшення концентрації гідроксидів іонів, у інших солей, навпаки, збільшується вміст іонів OH^- за рахунок зменшення концентрації іонів водню. Тобто розчини середніх солей мають кислу. Лужну або нейтральну реакцію. Хоч їх молекули не містять іонів водню чи гідроксид-іонів. За допомогою водневого показника реакція розчинів характеризується так: н. $pH=7$; к. $pH<7$; л. $pH>7$. Порухення рівноваги між концентраціями гідроксид-іонів і іонів водню в розчині пояснюється взаємодією іонів солі з водою. Розглянемо механізм цієї взаємодії на прикладі

фторида натрію. Як більшість солей, сильний електроліт і при розчиненні у воді повністю дисоціює на іони натрію і фторид-іони. $\text{NaF} \leftrightarrow \text{Na}^+ + \text{F}^-$.

Очевидно з водою реагують ті іони, котрі в результаті взаємодії будуть видалятися з сфери реакції за рахунок утворення слабодисоціюючої сполуки, газу чи осаду. Тобто ті іони, концентрація яких зменшується в розчині. Концентрація іонів натрію Na^+ в розчині не змінюється, оскільки при взаємодії з водою вони зв'язують протилежно заряджені іони OH^- з утворенням сильного електроліту NaOH , котрий в розчині існує у вигляді іонів. Фторид-іони зв'язують іони водню води з утворенням слабодисоціюючої сполуки HF . В результаті зменшується концентрація фтор-іонів $\text{F}^- + \text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{HF} + \text{OH}^-$. При цьому розчин набуває лужної реакції $\text{pH} > 7$.

Гідролізом солі називають взаємодію іонів солі з водою, яка приводить до утворення слабого електроліту. Знаючи силу кислот і основ, якими утворена сіль, можна визначити чи підлягає сіль гідролізу і яке значення pH набуває розчин. Так, фторид натрію утворений слабкою кислотою і сильною основою. Така сіль підлягає гідролізу і розчин набуває лужної реакції.

Гідролізу підлягають:

- Всі солі утворені слабкою кислотою і сильною основою при цьому реакція розчину лужна ($\text{pH} > 7$). Рівняння гідролізу треба записувати в трьох видах – в скороченій формі, в іонній формі і в молекулярній формі, $\text{CN}^- + \text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{HCN} + \text{OH}^-$, $\text{KCN} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{HCN} + \text{KOH}$;
- Солі, які утворені слабкою основою з слабкою кислотою. Такі солі особливо легко підлягають гідролізу, оскільки в результаті утворюються обидва слабодисоціюючих електроліти. pH розчину таких солей залежить від ступеня дисоціації продуктів гідролізу – кислоти чи основи. Якщо більше іонів OH^- , реакція розчину лужна, якщо H^+ - кисла, а якщо кількість однакова, нейтральна сіль не дивлячись на гідроліз дає нейтральну реакцію: $\text{CH}_3\text{COONH}_4 \rightarrow \text{NH}_4\text{OH} + \text{CH}_3\text{COOH}$.

($K=1,86 \cdot 10^{-5}$) ($K=1,75 \cdot 10^{-5}$)

При складанні рівнянь гідролізу солей користуються таким алгоритмом:

Спочатку з'ясовують можливість гідролізу даної солі, тобто чи розчинна вона і чи містить аніони слабкої кислоти, чи катіони слабкої основи:

- ✓ Якщо сіль розчинна і здатна гідролізуватися, то записують рівняння її дисоціації, визначаючи за якими і з якими із іонів гідроліз;
- ✓ Складають молекулярне і іонно молекулярне рівняння гідролізу за першим ступенем і обумовлюють, які іони H^+ чи OH^- накопичуються у розчині в результаті гідролізу;
- ✓ Зазначають pH (реакцію середовища) і забарвлення індикаторів у розчині донної солі;
- ✓ Гідролізу не підлягають солі, які утворені сильною кислотою і сильною основою. Іони таких солей не можуть утворити з водою слабких електролітів. Іони солі практично не беруть участі в реакції і рівновага дисоціації води не порушується. Концентрація іонів H^+ і OH^- залишається такою як і у чистій воді, тобто розчин буде мати нейтральну реакцію. ($\text{pH} = 7$).

Наприклад: $\text{NaCl} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{NaOH} + \text{HCl}$; $\text{Na}^+ + \text{Cl}^- + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Na}^+ \text{OH}^- + \text{H}^+ + \text{Cl}^-$.

Зверніть увагу, що гідролізу можуть підлягати не тільки середні, але й інші розчини солі (кислі, подвійні, комплексні), які утворені слабкою кислотою чи слабкою основою.

Також уясніть, що гідроліз солей, утворених багато основними кислотами або багато основними основами, відбувається за ступенями.

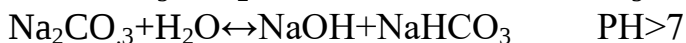
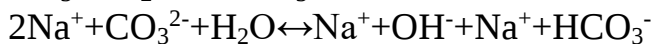
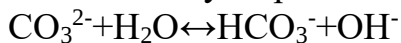
Число ступенів гідролізу дорівнює заряду аніону слабкої кислоти, чи катіонів слабкої основи. Якщо гідроліз солі відбувається і за аніоном і за катіоном. То число ступенів дорівнює найбільшому заряду. Гідроліз за другим, а особливі за третім ступенем виявляється незначною мірою. Тому, коли розглядають процес гідролізу, звичайно, обмежуються першим ступенем і вважають, що в розчині присутні тільки іони і молекули, які утворені за першим ступенем.

Оскільки гідроліз практично завершується на першому ступені, то:

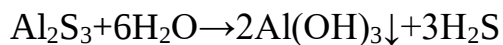
- при гідролізі солей, утворених слабкими багато кислотними основами і сильними кислотами, утворюються основні солі:



- при гідролізі солей слабкою багато основною кислотою і сильною основою утворюються кислі солі:



В деяких випадках гідроліз солі, утвореної слабкою кислотою і слабкою основою, відбувається практично до кінця. Такі солі у водних розчинах не існують (тільки в сухому стані) таблиці розчинності напроти них ставлять прочерк. Прикладом таких солей можуть бути сульфіді, сульфіти, карбонати і силікати та деякі інші катіони. Сіль гідролізується повністю, коли продукти гідролізу виводяться з сфери реакції у вигляді малорозчинної або легкої сполуки.



Самостійна робота

Розділ: Окислювально-відновні реакції

Тема: Найважливіші окисники і відновники. Типи окислювально-відновних реакцій

Мета: Закріпити знання по складанню окислювально-відновних реакцій. Встановленню типів ок.-від. Реакцій. Виробити навички по складанню схем електронного балансу і розстановки коефіцієнтів відповідно схем балансу.

Вид контролю: Програмований контроль

Міжпредметні зв'язки: хімія, фізика, аналітична хімія, біохімія, хімітехнологія.

Використана література:

Л1: Глинка Н.Л. Общая химия – Л., 1986

Л2: Потапов В.М., Хомченко Г.П. Химия – М., 1985

Л3: Михалёв Л.А., Пасет Н.Ф., Федотова М.И. Задачи и упражнения по неорганической химии – Л., 1985

Л4: Петров М.М., Михалев Л.А., Кукушкин Ю.Н Неорганическая химия М-Л.: Химия, 1982

Питання для усного опитування:

1. Які реакції належать до окислювально-відновних?
2. Які речовини називають окисниками, а які відновниками? Наведіть приклади. Визначте окисник і відновник.
3. Розберіть з точки зору окислювально-відновних реакцій і наведіть схеми балансу, розставте коефіцієнти:
 - а) $\text{Cu} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + \text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
 - б) $\text{Al} + \text{V}_2\text{O}_5 \rightarrow \text{V} + \text{Al}_2\text{O}_3$
 - в) $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{KI} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{I}_2 + \text{K}_2\text{SO}_4$
 - г) $\text{K}_2\text{MnO}_4 + \text{CO}_2 \rightarrow \text{KMnO}_4 + \text{MnO}_2 + \text{K}_2\text{CO}_3$

МЕТОДИЧНІ ВКАЗІВКИ

Звернути увагу які реакції називаються окисно-відновними. Знати визначення, що таке окисник і відновник. Знати, що окисно-відновні реакції поділяються на міжмолекулярні, внутрішньо-молекулярні, самоокиснення-самовідновлення. Вміти складати окисно-відновні реакції і складати схеми електронного балансу.

Окислювально-відновні реакції

Електронна теорія окислювально-відновних процесів. Ступінь окиснення атомів в молекулах, правило їх знаходження. Важливіші окислювачі та відновники. Класифікація окислювально-відновних процесів та складання рівнянь окислювально-відновних реакцій. Використання окислювально-відновних процесів у харчовій промисловості.

Методичні вказівки

В реакціях обміну не відбувається зміна заряду іонів реагуючих речовин.

На відміну від реакцій обміну в розчинах відбуваються реакції другого типу – окисно-відновні реакції, які супроводжуються зміною заряду або складу іонів реагуючих іонів.

Важливо уявити поняття «ступінь окиснення».

Ступінь окиснення характеризує стан атома в молекулі. Для сполук. Утворених за типом іонного зв'язку, ступінь окиснення співпадає з валентністю і визначається кількістю електронів, які перейшли до більш електронегативного атома. Якщо сполуки є ковалентним полярним зв'язком, відбувається зміщення електронів у бік більш електронегативного атома, а поняття ступені окиснення умовно. Ступінь окиснення це умовний заряд атома в молекулі, розрахований. Виходячи з припущення, що молекула складається тільки з іонів. Ступінь окиснення може мати негативне, позитивне і нульове значення. Негативне значення ступеня окиснення у тих атомів, які прийняли електрони від інших атомів (або у їх бік відбулося зміщення електронів).

Негативний ступінь окиснення в сполуках проявляють майже завжди кисень і фтор: $\text{H}_2^+\text{O}^{2-}$, $\text{S}^{+4}\text{O}_2^{-2}$, HT^+ . Позитивний ступінь окиснення визначається кількістю електронів, відтягнутих від даного атома. Позитивний ступінь окиснення проявляють, наприклад, у сполуках водень, метали: HCl , KI , Na_2SO_4 . Ступінь окиснення атомів у простій речовині дорівнює нулю H_2^0 , O_2^0 , N_2^0 і т.д.

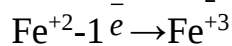
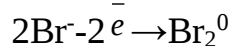
При визначенні ступеня окиснення атомів, необхідно враховувати, що алгебраїчна сума усіх ступенів окиснення в молекулі завжди дорівнює нулю. Наприклад H_2SO_4 . Нам відомі ступені окиснення водню і кисню: $\text{H}_2^+\text{SO}_4^{2-}$. Негативний ступінь окиснення в молекулі дорівнює $(2.4)=-8$, позитивний $(+1.2)=+2$

Щоб сума позитивних і негативних ступенів окиснення усіх атомів у молекулі була 0, сірка повинна мати +6.

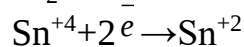
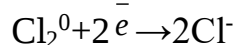
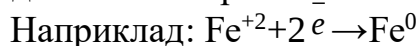
Окислювально-відновними називають реакції, в яких відбувається зміна ступенів окиснення елементів, які утворювали реагуючі речовини.

Оскільки заміна ступенів окиснення атома може відбуватися тільки в результаті приєднання або віддачі електронів, то окислювально-відновні реакції можна визначити як реакції, в яких відбувається перехід електронів від одних атомів до інших.

Атоми, молекули або іони, які віддають електрони, називаються відновниками, а саме процес віддачі електронів називається окисненням.



При окисленні ступінь окиснення елемента збільшується. Атоми, молекули або іони, які приєднують електрони, називаються окислювачами, а процес приєднання електронів називається відновленням.



При відновленні ступінь окиснення елемента зменшується. Рівняння, які виражають процеси окиснення і відновлення, називають електронними рівняннями.

Ознаки окислювально-відновних реакцій

Реакція є окислювально-відновною:

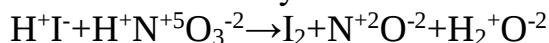
- ✓ Коли у ній беруть участь або в результаті реакції утворюються прості речовини – метали або неметали;

- ✓ Коли в результаті реакції змінюється склад (назва) іонів, які входять до складу реагуючих речовин;
- ✓ У більшості випадків, коли кількість вихідних речовин не дорівнює кількості продуктів реакції.

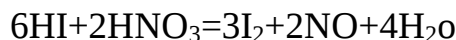
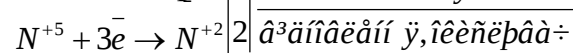
Треба пам'ятати. Що кількість відданих електронів, повинна дорівнювати кількості електронів, приєднаних окислювачем.

Тому підбір коефіцієнтів у рівняннях окислювально-відновних реакцій здійснюється з таким розрахунком, щоб був баланс по електронах.

Розглянемо приклад окислювально-відновної реакції, яка відбувається у розчині і підберемо коефіцієнти у рівнянні методом електронного балансу. У реакції відбувається за схемою $\text{HI} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{I}_2 + \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$ визначають атоми яких елементів міняють ступінь окислення



Складаємо електронне рівняння процесів окислення і відновлення та знаходимо коефіцієнти

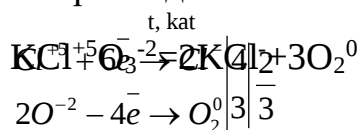


Окислювально-відновними називають реакції, в яких відбувається зміна ступенів окислення елементів, які утворювали реагуючі речовини.

Оскільки заміна ступенів окислення атома може відбуватися тільки в результаті приєднання або віддачі електронів, то окислювально-відновні реакції можна визначити як реакції, в яких відбувається перехід електронів від одних атомів до інших.

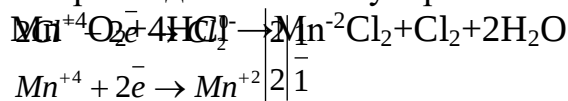
Атоми, молекули або іони, які віддають електрони, називаються відновниками, а саме процес віддачі електронів називається окисленням.

Наприклад:



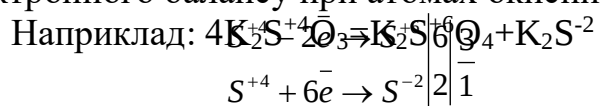
Якщо атоми відновники і атоми окисники входять до складу однієї й тієї ж вихідної речовини і є атомами різних елементів, чи одного елемента. Але з різними ступенями окислення, то окислювально-відновні реакції називаються внутрішньо молекулярними, оскільки електрони в таких реакціях переходять від атомів відновників до атомів окисників усередині молекул однієї й тієї ж речовини.

Наприклад: Міжмолекулярні – окисник і відновник різні молекули.

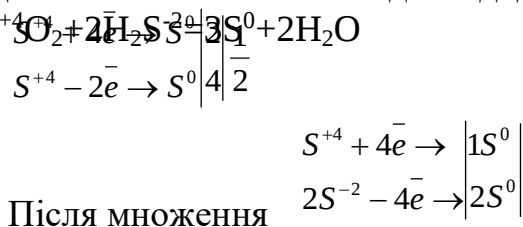


Самоокислення – самовідновлення (диспропорціювання) – атоми відновники і атоми окисники входять до складу молекул однієї вихідної речовини, є атомами одного елемента і мають однаковий ступінь окислення.

Одна частина молекули такої речовини виступає в ролі відновника, а друга – в ролі окисника. При складанні рівнянь таких реакцій коефіцієнти з рівнянь електронного балансу при атомах окисників і відновників додаються.



Реакції контрпропорційовальні – реакції протилежні реакціям диспропорціювання. В таких випадках додаються коефіцієнти при вихідному продукті.



Самостійна робота

Розділ: Комплексні сполуки

Тема: Комплексні сполуки

Мета: Сформуувати поняття про склад, будову і основи номенклатури комплексних сполук.

Вид контролю: Відповіді на тестові питання 1-10.

Міжпредметні зв'язки: аналітична хімія

Використана література: Л1: Глинка Н.Л. Общая химия – Л., 1986

Питання для усного опитування:

1. Які речовини називають комплексними, чим вони відрізняються від подвійних солей.
2. Дисоціацію комплексних сполук пояснити на наведеному прикладі. Скласти рівняння характеризуючи константу дисоціації комплексного іона.
3. Будова комплексної сполуки. (На прикладі $K_4[Fe(CN)_6]$; $[Cu(NH_3)_4](OH)_2$; Дати назви наданим солям)

МЕТОДИЧНІ ВКАЗІВКИ

При вивченні теми необхідно звернути увагу на наступні питання:

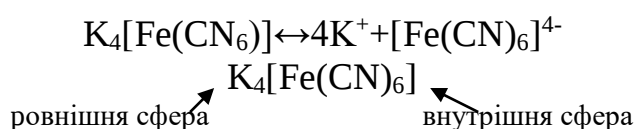
- ✓ Які елементи здатні утворювати комплексні сполуки
- ✓ Що таке ліганди (адденди). Звернути увагу на частинки, які можуть бути лігандами
- ✓ Що називається координаційним числом, які частіше зустрічаються координаційні числа
- ✓ Як розрахувати заряд внутрішньої і зовнішньої координаційної сфери.

1. Будова молекул комплексних сполук
2. Правила складання назв комплексних сполук

Комплексні сполуки – сполуки вищого порядку. При дисоціації утворюють комплексний іон.

Виділяють зовнішню і внутрішню координаційну сферу. (Зовнішня – за квадратними дужками)

Наприклад:

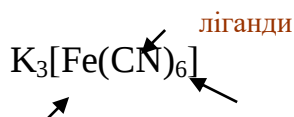


Зовнішня координаційна сфера може бути представлена катіоном або аніоном.

Наприклад:



Внутрішня координаційна сфера складається з іона комплексоутворювача і лігандів



Іон комплексоутворювача – метал (катіон метала). Ліганди – нейтральні молекули або аніони, які зв'язані з іонами комплексоутворювача. Координаційне число – це цифра, яка показує кількість лігандів.

Частіше всього координаційні числа 2, 4, 6.

Заряд іона комплексоутворювача (+) і дорівнює валентності елемента $K_4[Fe^{2+}(CN)_6]$. Заряд комплексного іона дорівнює алгебричній сумі іона комплексоутворювача і лігандів $K_3[Fe^{3+}(CN^-)_6]^{3-}$. Тобто комплексний іон має заряд (3-). Якщо ліганди є нейтральними, то заряд комплексного іона дорівнює заряду іона комплексоутворювача.

Наприклад: $[Cu^{2+}(NH_3^0)_4]^{2+}SO_4$

Комплексні сполуки до складу яких входять 2 і більше комплексоутворювачів називають багатоядерними.

Номенклатура комплексних сполук

В наш час прийнята раціональна номенклатура, яка базується на рекомендаціях У10ПАК. При складанні назви комплексної сполуки треба користуватися слідуючими правилами:

1. Першими в називному відмінку називають аніон, а потім в родовому – катіон, незалежно від того, який з них є комплексним.

2. При складанні назв комплексних сполук спочатку переліковують в порядку збільшення їх складності: ліганди-аніони, ліганди молекули, ліганди катіони, а потім вказують центральний атом.

Якщо центральний атом входить до складу комплексного катіона, то використовують назву елемента, а в дужках римськими цифрами вказують ступінь його окислення. Якщо центральний атом входить до складу комплексного аніона, то вживають латинську назву цього елемента, після нього римською цифрою позначають ступінь окиснення, а в кінці додають суфікс «ат».

3. До назв лігандів-аніонів додають закінчення «о» (Cl – хлоро, CN – ціано) Назви центральних лігандів, за виключенням молекули води, закінчення «о» не мають (наприклад, комплексно зв'язану молекулу NH_3 називають амін).

4. Число лігандів, які приєдналися до комплексоутворювача, вказують приставками: моно (ця приставка зазвичай опускається), ди-, три, тетра- і т.д. утворених від грецьких чисельників.

Відповідно до правил цієї номенклатури до назв лігандів додається закінчення «о», наприклад:

Cl – хлоро

Br – бром

CN – ціано

SO_4^{2-} – сульфато

OH^- - гідроксо

H_2O – акво

O^{2-} - оксо

NO_2 – нітро

NH_3 – амін (виключення)

NH_2 – аміно

Наприклад:

$[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4](\text{OH})_2$ – тетраамінкупрум (II) гідроксид;

$[\text{Co}(\text{NH}_3)_6](\text{NO}_3)_3$ – гексаамінокобальт (III) нітрат;

$[\text{Ca}(\text{H}_2\text{O})_6]\text{Cl}_2$ – гексааквокальцій (II) хлорид;

$[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{Cl}$ – діамінаргентум (I) хлорид.

Якщо ліганди змішаного типу, то в першу чергу визначають кислотні залишки, а потім нейтральні молекули (і ті і інші переліковують в алфавітному порядку)

Наприклад:

$[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_4\text{Cl}_2]\text{Cl}$ – дихлоротетрааквахром (III) хлорид;

$[\text{Co}(\text{NH}_3)_4\text{NO}_2\text{Cl}]\text{NO}_3$ - тітрохлортетраамінкобальт (III) нітрат.

Самостійна робота

Розділ: Неметали. Неметали сьомої групи (галогени).

Тема: Добування і застосування галогенів, сполуки галогенів з гідрогеном, їх добування, властивості, застосування.

Мета: Ознайомити з властивостями сполук галогенів, одержанням хлоридної кислоти, хлороводню, кисневмісними сполуками галогенів

Вид контролю: Практична робота

Міжпредметні зв'язки: аналітична хімія

Використана література: Л1: Глинка Н.Л. Общая химия – Л., 1986

Питання для усного опитування:

1. Галогени в природі. Фізичні властивості, розміщення в періодичній системі.
2. Хімічні властивості: взаємодія з воднем, металами, окисні властивості. Навести рівняння відповідних реакцій.

МЕТОДИЧНІ ВКАЗІВКИ

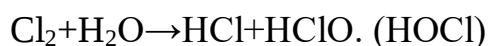
Вивчаючи матеріал зверніть увагу на перехід кількісних властивостей в якість. Що спільного в будові атомів цих елементів і намагайтеся записати електронні формули (згадайте будову атому), як будова впливає на властивості. Розчини галогенів у воді (утворюється хлорна, бромна, йодна вода). Флор не може бути розчинений у воді, він бурхливо з нею взаємодіє: $2F_2 + 2H_2O = 4HF + O_2 \uparrow$.

Вивчіть хімічні властивості галогенів, врахуйте, що з воднем вони дають газоподібні сполуки, які розчиняються у воді, утворюючи відповідні кислоти. Згадайте властивості кислот. Наведіть рівняння відповідних реакцій на прикладі хлоридної кислоти.

Велике значення мають окислювальні властивості галогенів. Цей матеріал необхідно підготувати до лабораторної роботи по темі.(взаємодія H_2S з галогеном). Галогени сильні окисники.

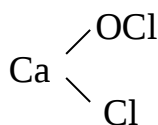
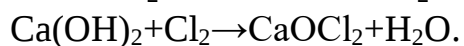
Зверніть увагу на взаємне витіснення галогенів. Наведіть рівняння відповідних реакцій, знаючи, що більш активні галогени витісняють менш активні з розчинів їх солей.

Галогени утворюють ряд сполук з киснем. Всі вони нестійкі. Їх не можна одержати при безпосередній дії галогену з киснем. Найбільш стійкі солі кисневмісних кислот. Найменш – оксиди і кислоти. В усіх сполуках кисневмісних галогени проявляють позитивні ступені окиснення, крім флуора OF_2 (флуор -). Найбільш багато чисельні сполуки хлору, вони ж мають важливе практичне значення.



хлорноватиста кислота (дуже слабка)

При пропусканні хлору крізь розчин лугу утворюються солі хлорноватистої кислоти.

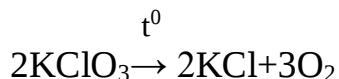


Суміш хлорноватистої і хлоридної кислот.

HClO_3 – хлорновата кислота. Якщо пропускати хлор крізь гарячий розчин KOH утворюється сіль хлорноватої кислоти

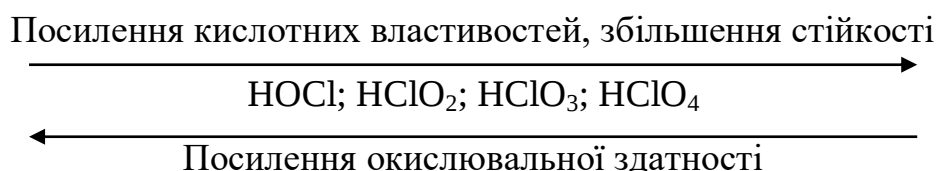


бертолетова сіль хлорат



MnO_2

Зміну властивостей кисневмісних кислот хлору можна зобразити схемою



Загальна характеристика

У підгрупу галогенів входять фтор, хлор, бром, йод і астат (астат – радіоактивний елемент, вивчений мало). Це р-елементи VII групи періодичної системи Д.І.Менделєєва. На зовнішньому енергетичному рівні їх атоми мають по 7 електронів $ns2np5$. Цим пояснюється спільність їх властивостей.

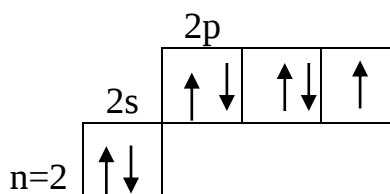
Властивості елементів підгрупи галогенів.

Властивості	F	Cl	Br	I	At
Порядковий номер	9	17	35	53	85
Валентні електрони	$2s2p5$	$3s2p5$	$4s2p5$	$5s2p5$	$6s2p5$
Енергія іонізації атома	17,42	12,97	11,84	10,45	9,2

Вони легко приєднують по одному електрону, проявляючи міру окислення

1. Таку міру окислення галогени мають в з'єднаннях з воднем і металами. Проте атоми галогенів, окрім фтору, можуть проявляти і позитивні ступені окислення: 1, 3, 5, 7. Можливі значення мір окислення пояснюються електронною будовою, яка у атомів фтору можна представити схемою.

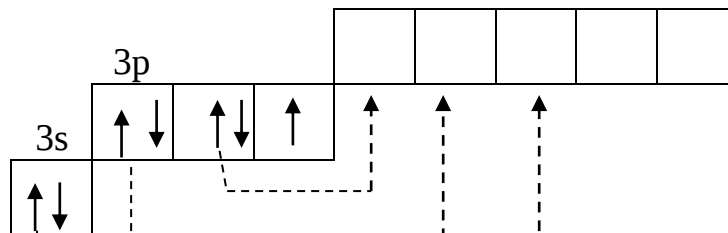
${}_9\text{F}$



Будучи найбільш електронегативним елементом, фтор може тільки приймати один електрон на 2р-подуровень. У нього один неспарений електрон, тому фтор буває тільки одновалентним, а міра окислення завжди – 1. Електронна будова атома хлору виражається схемою.

${}_{17}\text{Cl}$

3d



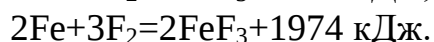
У атома хлору один неспарений електрон на 3p-подуровні і звичайному (не збудженому) стані хлор одновалентний. Але так як хлор знаходиться в третьому періоді, то у нього є ще п'ять орбіта лей 3d-подуровня, в яких можуть розміститися 10 електронів. У збудженому стані атома хлору електрони переходять з 3p- і 3s- подуровней на 3d-подуровень (на схемі показано стрілками). Роз'єднання (розпарювання) електронів, що знаходяться в одній орбіталі, збільшує валентність на дві одиниці. Зазвичай, хлор і його аналоги (окрім фтору) можуть проявляти лише непарну змінну валентність 1, 3, 5, 7 і відповідні позитивні ступені окиснення.

У фтору немає вільних орбіта лей, тобто при хімічних реакціях не відбувається роз'єднання спарених електронів в атомі. Тому при розгляді властивостей галогенів завжди потрібно враховувати особливості фтору і з'єднань.

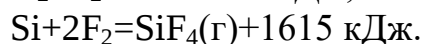
Водні розчини водневих з'єднань галогенів є кислотами: HF – фторидна (плавикова), HCl – хлоридна (соляна), HBr – бромідна, HI – йодидна.

Хімічні властивості.

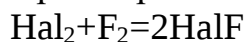
Усі галогени проявляють високу окислювальну активність, яка зменшується при переході від фтору до йоду. Фтор – найактивніший з галогенів, реагує з усіма металами без виключення, багато хто з них в атмосфері фтору займається, виділяючи велику кількість теплоти, наприклад:



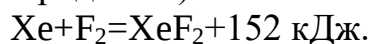
Без нагрівання фтор реагує і з багатьма неметалами (H_2 , S, Si, P) – усі реакції при цьому сильно екзотермічні, наприклад:



При нагріванні фтор окислює усі інші галогени за схемою



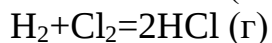
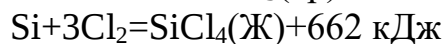
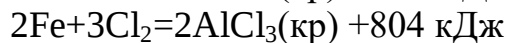
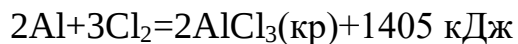
де Hal=Cl, Br, I, причому в з'єднаннях HalF міри окислення хлору, бром у і йоду дорівнюють 1. Нарешті, при опроміненні фтор реагує навіть з інертними (благородними) газами:



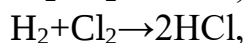
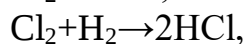
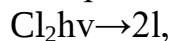
Взаємодія фтору із складними речовинами також протікає дуже енергійно. Так, він окислює воду, при цьому реакція носить вибуховий характер:



Вільний хлор також дуже реакційний, хоча його активність і менше, ніж у фтору. Він безпосередньо реагує з усіма простими речовинами, за винятком кисню, азоту і благородних газів. Для порівняння приведемо рівняння реакції хлору з тими ж простими речовинами, що і для фтору:

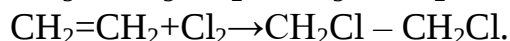
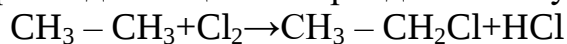


Особливий інтерес представляє реакція з воднем. Так, при кімнатній температурі, без освітлення хлор практично не реагує з воднем, тоді як при нагріванні або при освітненні (наприклад, на прямому сонячному світлі) ця реакція протікає з вибухом по приведеному нижче ланцюговому механізму:

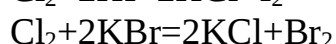
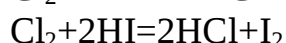
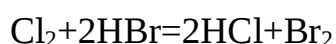


Збудження цієї реакції відбувається під дією фотонів ($h\nu$), які викликають дисоціацію молекул Cl_2 на атоми, при цьому виникає ланцюг послідовних реакцій, в кожній з яких з'являється частка, що ініціює початок подальшої стадії.

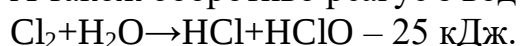
Реакція між H_2 і Cl_2 послужила одним з перших об'єктів дослідження ланцюгових фотохімічних реакцій. Найбільший внесок у розвиток уявлень про ланцюгові реакції вніс російський вчений, лауреат Нобелівської премії (1956г) Н.Н.Семенов. Хлор вступає в реакцію з багатьма складними речовинами, наприклад заміщення і приєднання з вуглеводнями:



Хлор здатний при нагріванні витіснити бром або йод з їх з'єднань з воднем або металами:

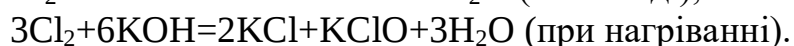
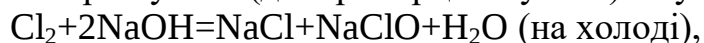


А також оборотно реагує з водою:



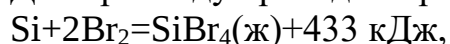
Хлор, розчиняючись у воді і частково реагуючи з нею, як це показано вище, утворює рівноважну суміш речовин, що називається хлорною водою.

Помітимо також, що хлор в лівій частині останнього рівня має міру окислення 0. В результаті реакції у одних атомів хлору міра окислення стала – 1 (у HCl), у інших 1 (у хлорнуватистій кислоті HOCl). Така реакція – приклад реакції самоокислення-самовідновлення, або диспропорціонування. Хлор може так само реагувати (диспропорціонувати) з лугами:



Хімічна активність броду менша, ніж у фтору, але все таки досить велика у зв'язку з тим, що бром зазвичай використовують в рідкому стані і тому його початкові концентрації за інших рівних умов більше, ніж у хлору.

Для прикладу приведемо реакції взаємодії броду з кремнієм і воднем:



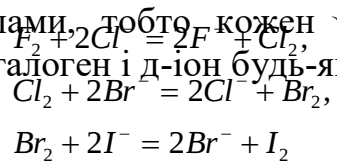
Будучи «м'якшим» реагентом, бром знаходить широке застосування в органічній хімії.

Відмітимо, що бром, так само, як і хлор, розчиняється у воді, і, частково реагуючи з нею, утворює так звану «бромисту воду», тоді як йод практично у воді нерозчинний і не здатний її окислювати навіть при нагріванні; з цієї причини не існує «йодистої води».

Йод істотно відрізняється по хімічній активності від інших галогенів. Він не реагує з більшістю неметалів, а з металами повільно реагує тільки при нагріванні. Взаємодія ж йоду з воднем відбувається тільки при сильному нагріванні, реакція є ендотермічною і сильно оборотною:



Таким чином. Хімічна активність галогенів послідовно зменшується від фтору до йоду. Кожен галоген у ряді F – I може витіснити після – що дме з його з'єднань з воднем або металами, тобто кожен галоген у вигляді простої речовини здатний окислювати галоген і д-іон будь-якого з подальших галогенів:



Отримання.

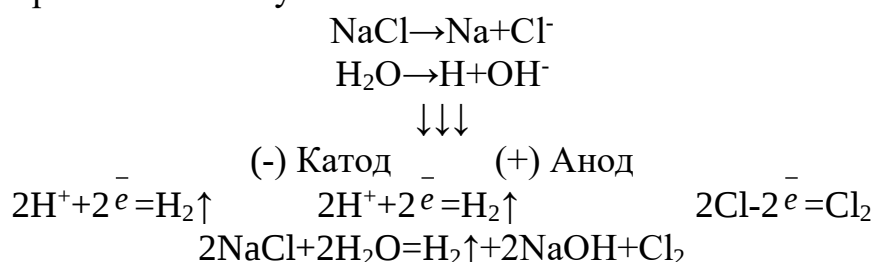
Промислове отримання фтору і хлору пов'язане з електролітичними процесами. Зважаючи на високу окисну активність фтору його отримують виключно електролізом розплавів фтори дів металів (у тому числі і в лабораторіях); хлор отримують електролізом як розплавів, так і розчинів хлоридів. Бром і йод отримують хімічним електролізом.

При електролізі розплаву хлориду натрію ($T_{\text{пл}}=801^\circ\text{C}$) на катоді виділяється металевий натрій, а на аноді – газоподібний хлор.

Електролітична ванна (електролізер) є футерованою вогнетривкою цеглиною сталева посудина. В якості анода використовують графітові стержні, в якості катода – сталевий циліндр. У верхній частині ванни є пристрій для збору хлору (дзвін0. Металевий натрій, що виділяється в катодному просторі, збирають в колектор (пристрій для збору натрію без доступу повітря). Таким чином, електроліз розплаву NaCl – спосіб одночасного отримання хлору і металевого натрію.

Електролізом водного розчину NaCl отримують одночасно H_2 , Cl_2 і гідроксид натрію NaOH. Зазвичай електролізу піддають насичений водний розчин NaCl (розсіл), що подається в електролізер згори.

Електроліз протікає по наступній схемі:



У цьому процесі вимагається запобігти зіткненню хлору, що виділяється на аноді, з розчином гідроксиду натрію (що виходить в цьому випадку NaOH (має

давнію технічну назву «Каустична сода»), що накопичується у катода, оскільки ці речовини можуть реагувати між собою. Саме з цієї причини анодний простір обов'язково відділяється від катодного напівпроникною діафрагмою з азбесту.

Діафрагма перешкоджає проникненню газу (молекул Cl_2) в катодний простір, але не перешкоджає проходженню електричного струму та іонів.

Для отримання бром у йоду також можна використати електроліз їх солей, проте на практиці зазвичай окислюють їх солі, застосовуючи в якості окисника хлор. Такий метод виявляється вигідним економічно, оскільки Cl_2 порівняно дешевий реагент, а йодиди, і особливо броміди, просто «черпають» з морської води (!).

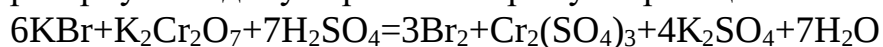
Лабораторні способи отримання галогенів.

Хлор отримують дією різних окисників на соляну кислоту, наприклад:



Ще ефективніше окислення проводиться такими окисниками, як PbO_2 , KMnO_4 , KClO_3 , $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$.

Аналогічно отримують в лабораторіях бром і йод, окислюючи HBr , HI або їх солі. Як приклад коротко опишемо тут практично використовувану лабораторну методику отримання бром у по реакції:



У колбу сполучену з холодильником і приймачем поміщують суміш броміду калію і біхромату калію краплинної воронки, пришліфованої до горла колби, підливають по краплях концентровану сірчану кислоту. Реакційна суміш в ході реакції розігрівається, і зважаючи на низьку температуру кипіння бром у для конденсаційної пери застосовують холодильник, що безперервно охолоджується проточною водою. Рідкий бром збирають під шаром води, заздалегідь охолодженої снігом або охолоджувальною сумішшю.

Самостійна робота

Розділ: Неметали.

Тема: Неметали VI групи (галогени)

Мета: Ознайомити з алотропними властивостями сульфур. Одержанням сірководню та його властивостями, властивостями оксиду (IV) карбону. Відновними та окисними властивостями сульфідної кислоти. Згадати властивості сульфатної кислоти.

Вид контролю: усне опитування.

Міжпредметні зв'язки: хімія, фізика, біохімія, технологія виноробства.

Використана література:

В.В.Сухан «Хімія»

В.М.Потапов «Хімія»

Питання для усного опитування:

1. Розміщення сульфур у періодичній системі
2. Що таке алотропічні відозміни. Які алотропні сполуки сірки?
3. Навести рівняння реакцій характеризуючи хімічні властивості сірки. (відновні, окисні)
4. Навести рівняння реакцій характеризуючи властивості сірчаної (сульфатної) кислоти.

МЕТОДИЧНІ ВКАЗІВКИ

При самостійному вивченні матеріалу спочатку зверніться до вивченого раніше і згадайте властивості кислотних оксидів, властивості кислот: особливо взаємодію розведених і концентрованих кислот з металами (ряд напруги Me) При вивченні матеріалу використовуйте знання попередні по електролітичній дисоціації та окислювально-відновним реакціям.

Тільки після повторення цих тем приступайте до опрацювання запропонованого матеріалу.

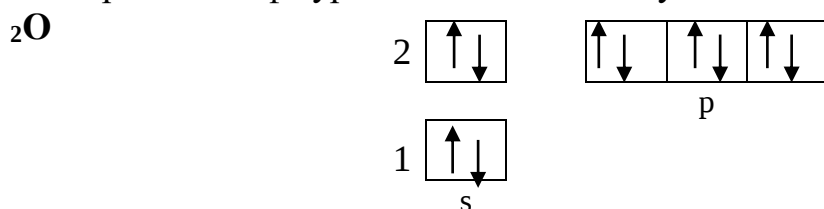
Неметали

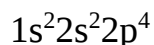
Якщо в періодичній системі умовно провести лінію по діагоналі від Бора до Астату, то праворуч угорі в головних підгрупах будуть розташовані елементи – неметали. До них належать: Гідроген, Гелій, Бор, Карбон, Нітроген, Оксиген, Флор, Неон, Силіцій, Фосфор, Сульфур, Хлор, Аргон, Арсен, Селен, Бром, Криптон, Телур, Йод, Ксенон, Астат, Радон.

Оксиген, Сульфур. Алотропні модифікації. Сполуки оксигену та сульфур
Оксиген, Сульфур

Елемент Оксиген розташований в 2-му періоді, VI групі Періодичної системи. Порядковий номер – 8, відносна атомна маса – 16.

Електронна конфігурація атома Оксигену:

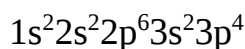
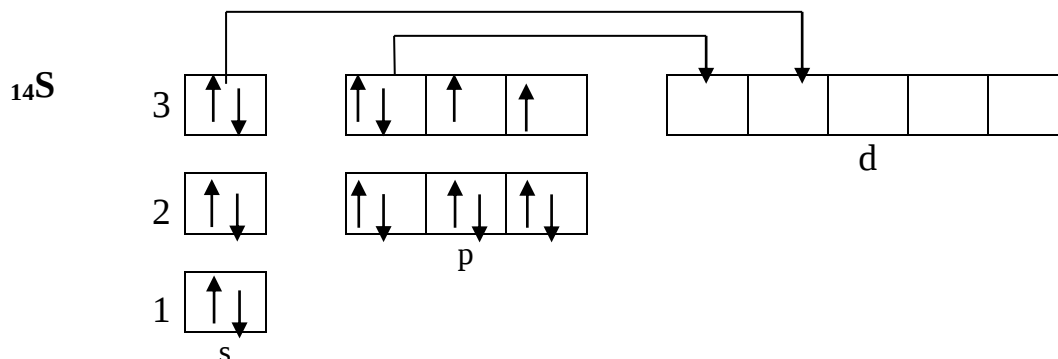




В атомі Оксигену два неспарені електрони, одже, він двовалентний. В Оксигену висока електронегативність, тому в сполуках для нього характерний ступінь окиснення – 2, крім сполук із Фтором (ступінь окиснення +1 і +2) і пероксидів (ступінь окиснення -1).

Елемент Сульфур розташований в 3-му періоді, VI групі Періодичної системи. Порядковий номер – 16. Відносна атомна маса – 32.

Електронна конфігурація атома Сульфуру:



З урахуванням можливості переходу електронів з s- та p- підрівнів на вільний d-підрівень для Сульфуру в сполуках характерні ступені окиснення -2, +4, +6, рідше +2.

Алотропні модифікації Оксигену. У вільному стані Оксиген утворює дві алотропні модифікації кисень O_2 і озон O_3 .

Властивості алотропних модифікацій Оксигену.

Властивості	Кисень (O_2)	Озон (O_3)
Фізичні	Безбарвний газ без смаку і запаху. У рідкому й твердому станах має ясно-синє забарвлення. Погано розчиняється у воді (3 об'єми кисню в 100 об'ємах води за температури 20°C)	Газ світло-синього кольору без смаку з характерним різким запахом. Рідкий озон – темно-синя рідина, твердий – темно-фіолетові кристали. Розчинність у воді – 49 об'ємів озону в 100 об'ємах води за температури 20°C
Біологічні	У складі повітря використовується живими організмами для дихання. Вдихання чистого кисню призводить до отруєння	Дуже отруйний, набагато небезпечніший, ніж хлор. Гранично допустима концентрація в повітрі складає 0,1 мг/л

При кімнатній температурі Сульфур перебуває у вигляді сірки (ромбічна модифікація), що являє собою жовті крихткі кристали без запаху, нерозчинні у воді. За температури вище 96°C добувається повільне перетворення – сірки в - сірку (моноклінна модифікація), що є майже білими кристалічними пластинками.

Поширення Оксигену в природі. Оксиген – найпоширеніший елемент на Землі. Його вміст у земній корі складає близько 55,1%. Оксиген як хімічний елемент входить до складу води, мінералів (відомо понад 1400 мінералів, що містять Оксиген), органічних речовин.

Одержання алотропних модифікацій Оксигену та Сульфуру.

- 1) Кисень утворюється в результаті розкладання деяких солей:
 $2\text{KMnO}_4 = \text{K}_2\text{MnO}_4 + \text{MnO}_2 + \text{O}_2 \uparrow$
- 2) $2\text{H}_2\text{O}_2 = 2\text{H}_2\text{O} + \text{O}_2 \uparrow$ пероксидів: $2\text{HgO} = 2\text{Hg} + \text{O}_2 \uparrow$ оксидів важких металів:
- 3) Озон утворюється зі звичайного кисню під дією електричного розряду (розряд блискавки, робота електротрансформаторів) або ультрафіолетового випромінювання (сонячне світло, робота ксерокса), а також у процесах, що супроводжуються виділення атомарного Оксигену (розклад пероксидів).
- 4) Сірку добувають в самородному стані; також її добувають: при неповному розкладі сірководню: $2\text{H}_2\text{S} + \text{O}_2 = 2\text{H}_2\text{O} + 2\text{S}$ із сульфідів металів: $\text{FeS}_2 = \text{Fe} + \text{S}$; в реакціях відновлення сірки із сульфуру (IV) оксиду: $\text{SO}_2 + \text{C} = \text{S} + \text{CO}_2 \uparrow$.

Хімічні властивості кисню.

Кисень – сильний окисник.

- 1) Взаємодія з металами, $2\text{Mg} + \text{O}_2 = 2\text{MgO}$
- 2) Взаємодія з неметалами: $4\text{P} + 5\text{O}_2 = 2\text{P}_2\text{O}_5$
- 3) Горіння складних речовин: $\text{CH}_4 + 2\text{O}_2 = \text{CO}_2 \uparrow + 2\text{H}_2\text{O}$
- 4) Окиснення складних речовин $4\text{Fe}(\text{OH})_2 + \text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{O} = 4\text{Fe}(\text{OH})_3$

Хімічні властивості сірки.

При взаємодії з неметалами сірка виявляє окисні й відновлювані властивості.

Із простими речовинами, утвореними більш електронегативними елементами (Окисеном, Фтором, Хлором, Бромом), сірка виступає в ролі відновника:

$\text{S} + \text{O}_2 = \text{SO}_2$ х– сульфур (IV) оксид

Із простими речовинами, утвореними менш електронегативними елементами, сірка виступає в ролі окисника:

$\text{C} + 2\text{S} = \text{CS}_2$ – карбон (VI) сульфід.

Бінарні сполуки сульфур, в яких вона виявляє ступінь окиснення -2. називають сульфідами:

$\text{H}_2 + \text{S} = \text{H}_2\text{S}$ гідроген сульфід (сірководень)

Взаємодія з металами $\text{Zn} + \text{S} = \text{ZnS}$; $\text{Fe} + \text{S} = \text{FeS}$ – ферум (II) сульфід.

Усі сульфіди, крім HgS , утворюються при нагріванні. Із ртуттю сірка взаємодіє вже при кімнатній температурі:

$\text{Hg} + \text{S} = \text{HgS}$ – меркурій (II) сульфід.

Ця властивість використовується в лабораторіях для видалення розливої ртуті, пари якої дуже токсичні.

Застосування кисню. Кисень використовується для інтенсифікації процесів горіння (наприклад, при виплавці сталі), підвищення температури горіння (при зварюванні), як окисник в інших реакціях, у медицині.

Озон має дезинфікуючу відбілюючу дію. Головне застосування озону – знезаражування водопровідної води.

Застосування сірки. Сірка застосовується для одержання сульфатної кислоти, вулканізації каучуку, боротьби із сільськогосподарськими шкідниками,

одержання сірників, порошу. У медицині виготовляють сірчані мазі для лікування шкірних хвороб.

Сульфур оксиди

SO₂ (діоксид сірки, сірчистий газ, сірчистий ангідрид) – безбарвний газ із різким запахом, скраплюється при

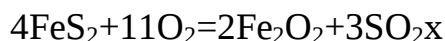
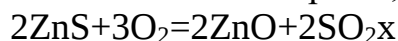
Негорючий, легко розчиняється у воді.м Водний розчин називають сульфідною кислотою.

Міститься у вулканічних газах, виділяється при спалюванні природного вугілля. Є одним з основних забруднювачів повітря, викликає кислотні дощі.

Отруйний, викликає кашель, задишку, бронхіт, запалення легень.

Одержання сульфур (IV) оксиду.

Випалювання мінералів, що містять сульфіди

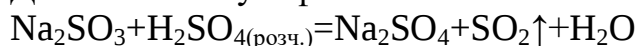


Горіння сірки на повітрі: $\text{H}_2\text{S} + \text{O}_2 = \text{SO}_2\text{x} + \text{H}_2\text{O}$

Горіння сірководню в надлишку кисню:

Взаємодія міді з концентрованою сульфатною кислотою:
 $\text{Cu} + 2\text{H}_2\text{SO}_{4(\text{конц})} = \text{CuSO}_4 + \text{SO}_2\uparrow + 2\text{H}_2\text{O}$

5) Дія сульфатної кислоти на сульфіти:



Хімічні властивості сульфур (IV) оксиду. Для більш характерні відновлювані властивості

1) Реакції, що відбуваються без зміни ступеня окиснення.

Взаємодія з основами: $\text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{SO}_2 = \text{CaSO}_3 + \text{H}_2\text{O}$

Оборотна взаємодія з водою: $\text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O} = \text{H}_2\text{SO}_3$

Взаємодія з основними оксидами: $\text{SO}_2 + \text{CaO} = \text{CaSO}_3$

2) Реакції, що відбуваються з підвищенням ступеня окиснення від +4 до +6, наприклад: $2\text{SO}_2 + \text{O}_2 = 2\text{SO}_3$

3) Реакції, що проходять зі зниженням ступеня окиснення, наприклад: $\text{SO}_2 + 2\text{H}_2\text{S} = 3\text{S} + 2\text{H}_2\text{O}$

Застосування сульфур (IV) оксиду. Основни маса сульфур (IV) оксиду витрачається на виробництво сульфатної кислоти та інших сполук Сульфуру. Використовується для відбілювання паперу, соломи і вовни. На відміну від необоротної дії білильного вапна, знебарвлення сульфур (IV) оксидом часто оборотне, і забарвлення повертається після промивання. Використовується як дезінфікуючий засіб, наприклад для обробки підвалів, овочесховищ.

Сульфур (IV) оксид (сірчаний газ, ангідрид сульфатної кисорти) при кімнатній температурі – безбарвна рідина, температура кипіння. Негорючий. Добре розчиняється у воді, взаємодіючи з нею. Гігроскопічний.

Токсичний, уражає дихальні шляхи, викликає опіки шкіри.

Одержання сульфур (VI) оксиду. Окислювання в присутності каталізатора (платина чи ванадій (V) оксид) при високому тиску й нагріванні:
 $2\text{SO}_2 + \text{O}_2 = 2\text{SO}_3 + \text{Q}$

Хімічні властивості сульфур (VI) оксиду.

1) З'єднуючись із водою, утворює сульфатну кислоту: $\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} = \text{H}_2\text{SO}_4$

- 2) Добре розчиняється в сульфатній кислоті, утворюючи важку маслянисту рідину – олеум: $\text{SO}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{H}_2\text{S}_2\text{O}_7$
- 3) У температурному інтервалі від 400 до розкладається на сульфур (IV) оксид і кисень: $\text{SO}_4 \rightarrow \text{SO}_2 \uparrow + \text{O}_2 \uparrow$
- 4) Як типовий кислотний оксид взаємодіє:
 - з оксидами, утвореними металами $\text{CaO} + \text{SO}_3 = \text{CaSO}_4$
 - з основами: $2\text{NaOH} + \text{SO}_3 = \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$

Застосування сульфур (VI) оксиду. Сульфур (VI) оксид застосовуються в основному у виробництві сульфатної кислоти; у лабораторії як водовід'ємний засіб.

Сульфатна кислота

Фізичні властивості сульфатної кислоти. Сульфатна кислота – важка безбарвна масляниста рідина (стара назва сульфатної кислоти – купоросна олія). За звичайної температури вона не летка й не має запаху.

Одержання сульфатної кислоти. Найбільше значення має контактний спосіб одержання сульфатної кислоти. Процес складається з трьох стадій.

1. Одержання сульфур (IV) оксиду. Сировиною є сульфурвмісні руди, сірка, сірководень: $4\text{FeS}_2 + 11\text{O}_2 = 2\text{Fe}_2\text{O}_3 + 8\text{SO}_2$; $\text{S} + \text{O}_2 = \text{SO}_2$; $2\text{H}_2\text{S} + 3\text{O}_2 = 2\text{SO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$

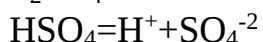
2. Окиснення сульфур (IV) оксиду в сульфур (VI) оксид: (реакція йде під тиском, при підвищенній температурі й у присутності каталізаторів).

3. Одержання сульфатної кислоти. При цьому сульфур (VI) оксид поглинають розведеною сульфатною кислотою, одержуючи олеум, який потім розбавляють до потрібної концентрації



Хімічні властивості розведеної сульфатної кислоти. Сульфатна кислота як двоосновна кислота утворює два ряди солей: кислі – гідросульфати (утворюються при надлишку кислоти) і середні – сульфати.

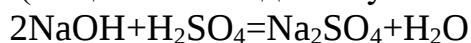
1) Ступенева дисоціація: $\text{H}_2\text{SO}_4 = \text{H}^+ + \text{HSO}_4$



2) Взаємодія з розчинними і нерозчинними основами (реакція нейтралізації). При цьому утворюють гідросульфати (якщо кислота в реакційній суміші в надлишку): $\text{NaOH} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{NaHSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$

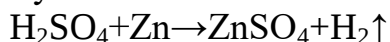
Натрій гідросульфат

або сульфати (якщо немає надлишку кислоти в реакційній суміші):



Натрій сульфат

3) Взаємодія з металами, що розташовані в електрохімічному ряді напруг до Гідрогену:



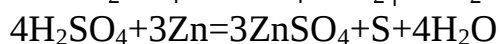
4) Взаємодія з оксидами металів: $\text{CaO} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{CaCO}_4 + \text{H}_2\text{O}$

5) Взаємодія із солями, утвореними більш слабкими і/або леткими кислотами: $\text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2 \uparrow$

Хімічні властивості концентрованої сульфатної кислоти.

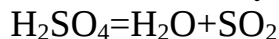
- ✓ Взаємодія з металами. Концентрована сульфатна кислота при нагріванні реагує з багатьма металами, у тому числі тими, що стоять в електрохімічному ряді напруг після Гідрогену. При цьому виділяється не водень, а сульфур (VI) оксид (з менш активними

металами), сірка (з металами середньої активності) або сірководень (з активними металами):

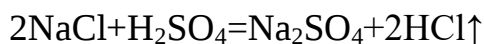


Алюміній, залізо і хром пасивуються концентрованою сульфатною кислотою на холоді, при нагріванні із нею.

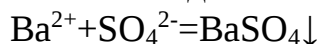
- ✓ Безводна сульфатна кислота розчиняється до 70% сульфур (VI) оксиду, при цьому утворюється олеум.
- ✓ При нагріванні відщеплює сульфур (VI) оксид доти, поки не утвориться розчин із масовою часткою сульфатної кислоти 98,3%:



- ✓ Обвуглює органічні речовини – цукор, папір, дерево.
- ✓ Як сильна нелетка кислота витісняє інші кислоти з їхніх сухих солей:



Реактивом для виявлення сульфат-іонів є розчини, що містять йони Барію:



Барій сульфат, що утворюється, - білий порошкоподібний осад, нерозчинний у воді й кислотах.

Застосування сульфатної кислоти. Сульфатна кислота використовується у виробництві неорганічних кислот, лугів, солей, мінеральних добрив, вибухових речовин, штучних волокон, барвників, пластмас і багатьох інших речовин. Найбільша кількість її витрачається для одержання фосфатних і нітратних добрив. Сульфатну кислоту використовують для одержання інших кислот – хлоридної, флуороводневої, фосфатної, оцтової. Вона застосовується для очищення нафтопродуктів.

Самостійна робота

Розділ: Неметали.

Тема: Неметали п'ятої групи. Оксиди нітрогену. Нітратна кислота. Властивості сполук фосфору.

Мета: Порівняти склад і властивості нітроген (II) оксиду і нітроген (IV) оксиду і фосфору (V) оксиду, взаємодію їх з водою. Ознайомити з властивостями нітратної кислоти.

Вид контролю: Самостійна робота Н.П.Бойко «Дидактичний матеріал. Тема «Азот і фосфор».

Міжпредметні зв'язки: хімія

Використана література: Н.Л.Глинка «Общая химия» стор.398, 394
В.М.Потапов «Химия» стор. 140, 144-146

Питання для усного опитування:

1. Відомо, що під час грози дощова вода являє собою дуже слабкий розчин нітратної кислоти. Чому? Напишіть рівняння реакції, що відбуваються при цьому.
2. Напишіть по одному рівнянню реакцій, що характеризують окисні та відновні властивості фосфор (III) оксиду.
3. Взаємодія нітратної кислоти з Me (розведеної і концентрованої)

МЕТОДИЧНІ ВКАЗІВКИ

Одержання нітроген моно оксиду (NO):

- А) з простих речовин
- Б) при каталітичному окисленні аміаку
- В) при взаємодії міді з розведеною нітратною кислотою.

Одержання нітроген діоксиду (NO₂):

- А) окиснення нітроген (II) оксиду
- Б) при розкладанні нітратів важких металів
- В) при дії концентрованої нітратної кислоти на мідь.

Цей матеріал повторіть з попередніх тем:

- А) властивості кислот
- Б) властивості солей. Згадайте окислювально-відновних реакцій і наводячи указані реакції складіть схеми електронного балансу. Постарайтесь визначити окисник і відновник.

Головна підгрупа п'ятої групи

Загальна характеристика.

Будова атома. Елементи головної підгрупи п'ятої групи мають однакову будову зовнішнього енергетичного рівня s^2p^3 , яка відрізняється від будови зовнішнього рівня наступних інертних елементів у періодах на три електрони.

Елемент		Порядковий номер	Електронна конфігурація зовнішнього рівня	Найбільш характерні стосунки окислення	Формули гідратів вищого оксиду
Назва	Символ				
Азот	N	7	$2s^2 2p^3$		
Фосфор	P	15	$3s^2 3p^3$		
Миш'як	As	33	$4s^2 4p^3$		
Сурма	Sb	51	$5s^2 5p^3$		
Вісмут	Bi	83	$6s^2 6p^3$		

П р и м і т к а. Формула гідритів у найнижчому ступені окиснення – EH_3 , оксидів у найвищому – E_2O_5

Тому вони (за винятком сурми та вісмуту) виявляють неметалічні властивості. Це – p^3 -елементи, що мають по три неспарених електронів на зовнішньому s -підрівні. У всіх елементів, крім азоту, на зовнішньому рівні є вільні d -орбіталі, на які під час збудження атома можуть переходити розпаровані електрони зовнішнього s -підрівня. Тому їх найнижчий ступінь окиснення становить -3 , найвищий $+5$. Максимальна валентність азоту – чотири.

Властивості. Гідриди цих елементів, на відміну від гідритів елементів шостої групи, не виявляють яскраво виражених кислотних властивостей. Однак аміак, маючи на азоті неподілену пару електронів зовнішньої s -орбіталі, легко приєднує іон водню, утворюючи амоній-іон NH_4^+ за донорно-акцепторним механізмом, тобто виявляє основні властивості. Інші гідриди, крім фосфіну PH_3 , позбавлені цих властивостей внаслідок збільшення радіуса центрального атома.

Властивості оксидів та гідратів вищих оксидів мають кислотний характер, який зменшується із зростанням порядкового номера елемента.

У групі зверху вниз неметалічні властивості послаблюються, а металічні – посилюються (сурма та вісмут – метали) згідно зі зниженням значень електронегативностей.

Отже, елементи головної підгрупи п'ятої групи – хімічні аналоги. Електронні конфігурації їх зовнішніх рівнів і властивості повторюються (як у шостій та сьомій групах) через період: $\Delta Z(\text{P-N})=8$; $\Delta Z(\text{As-P})=18$; $\Delta Z(\text{Sb-As})=18$; $\Delta Z(\text{Bi-Sb})=32$, де ΔZ – різниця значень порядкових номерів або зарядів ядер відповідних пар елементів. Зазначені властивості є підтвердженням періодичного закону Д.І.Менделєєва.

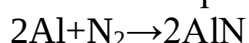
АЗОТ

Будова молекули. Молекулярна формула простої речовини азоту – N_2 , електронна – $\text{N}^{\text{M}}\text{N}^{\text{M}}$; структурна – $\text{N}\equiv\text{N}$. Лінійні молекули N_2 складаються з двох атомів, з'єднаних ковалентним неполярним потрійним зв'язком. Ступінь окиснення азоту в цій речовині дорівнює 0, валентність – 3.

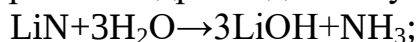
Поширення у природі. Молекулярний азот N_2 – головна складова частина повітря. Об'ємна частка азоту в повітрі становить 78%. У зв'язаному вигляді азот міститься в чилійській селітрі NaNO_3 і природних органічних речовинах (білках та ін.)

Фізичні властивості. Чистий азот – безбарвний газ, без запаху, погано розчинний у воді. Він трохи легший за повітря. Під час сильного охолодження від високим тиском азот перетворюється у рідину. Температура кипіння азоту – $195,8^\circ\text{C}$.

Хімічні властивості. Окисні властивості. Потрійний зв'язок між атомами азоту, який складається з одного σ -зв'язку і двох π -зв'язків, дуже міцний. Для його розриву необхідно витратити енергію $\text{N}_2+945\text{ кДж}=2\text{N}$. Тому за звичайних умов азот малоактивний. За кімнатної температури він взаємодіє тільки з літієм, утворюючи нітрид літію: $6\text{Li}+\text{N}_2\rightarrow 2\text{Li}_3\text{N}$. З іншими металами азот сполучається за високої температури, також з утворенням нітритів:



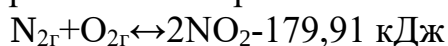
Під час горіння металів на повітрі одночасно з оксидами металів утворюються нітриди. Нітриди металів, особливо лужних та лужноземельних – іонні сполуки, що належать до класу солей. Вони зазнають гідролізу, утворюючи гідроксид металу та аміак:



За високих температури та тиску, а також наявності каталізатора азот взаємодіє з воднем, утворюючи аміак:



Відновні властивості. Безпосередньо з киснем азот сполучається лише за дуже високої температури. Якщо через повітря пропускати електричний розряд, між кінцями дроту з'являється жовте полум'я та виділяється NO_2 – газ бурого кольору з різким запахом. Ця реакція відбувається в дві стадії. Спочатку утворюється безбарвний газ – оксид азоту (II) NO :



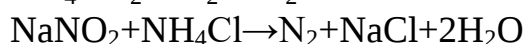
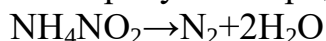
Потім оксид азоту (II) за кімнатної температури легко сполучається з киснем з утворенням іншого газу – оксиду азоту (IV) NO_2 :



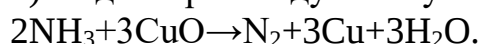
Останні три реакції є оборотними.

Одержання. В лабораторії азот одержують такими способами:

1) Під час нагрівання нітриту амонію або суміші концентрованих розчинів нітриту та хлориду амонію:



2) Під час розкладу аміаку над оксидом міді (II):



У промисловості азот добувають фракційною перегонкою повітря. Повітря переводять в рідкий стан, а потім випарюють азот.

Використання. Азотом наповнюють електричні лампи. В хімічній промисловості його у великих кількостях використовують для використання аміаку. Пари рідкого азоту викликають сильне охолодження, що застосовують у холодильних установках, зокрема у рефрижераторах для перевезення фруктів. Для охолодження пошкодженого чорнобильського реактора поблизу нього було побудовано завод для виробництва рідкого азоту.

АМІАК

Будова молекули. Молекулярна формула – NH_3 ,

Електронна – $\text{H}:\overset{\text{H}}{\underset{\text{N}}{\cdot\cdot}}:\text{H}$, структурна $\text{H} - \overset{\text{H}}{\underset{|}{\text{N}}} - \text{H}$.

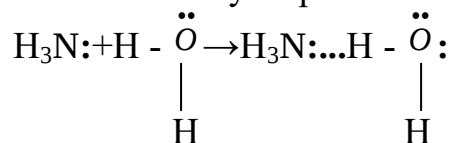
Молекула має форму піраміди з атомом азоту у вершині та кутом 107° між ковалентними полярними σ -зв'язками $\text{N} - \text{H}$ внаслідок чого вона полярна. Ступінь окислення азоту становить -3, валентність 3.

Поширення в природі. У природі аміак утворюється під час гниття органічних решток.

Фізичні властивості. Аміак – безбарвний газ з різким запахом, майже вдвічі легший за повітря. За температури – $33,4^\circ\text{C}$ та звичайного тиску він

перетворюється на прозору рідину. Аміак легко розчиняється у воді: в одному об'ємі води за кімнатної температури розчиняється близько 700 його об'ємів. Розчин аміаку у воді називається аміачною водою, або нашатирним спиртом. У насиченому водному розчині масова частка аміаку становить 25%.

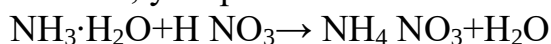
Хімічні властивості. Основні властивості. Велика розчинність аміаку у воді пояснюється утворенням водневих зв'язків між молекулами цих сполук:



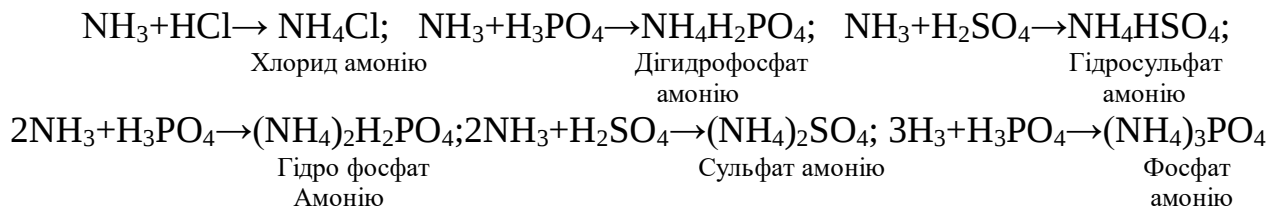
Під час розчинення аміаку му воді встановлюється рівновага: $\text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{NH}_3 \cdot \text{HOH} \leftrightarrow \text{NH}_4^+ + \text{OH}^-$. Константа дисоціації $\text{NH}_3 \cdot \text{HOH}$ дорівнює $1,76 \cdot 10^{-5}$ (за температури 25°C). Тому водний розчин аміаку проводить електричний струм, має слабо лужну реакцію, забарвлює фенолфталеїн у малиновий колір.

Амоній-іон NH_4^+ - це комплексний іон. Він утворюється в результаті приєднання молекулою аміаку протона (іона водню), що відщеплюється від молекули води. В амоній-іоні азот має ступінь окислення - 3, а валентність 4. Усі чотири ковалентні зв'язки в ньому - рівноцінні. Амоній-іон має форму тетраедра.

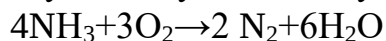
Водний розчин аміаку виявляє властивості, характерні для основ: взаємодіє з кислотами, утворюючи солі амонію та воду:



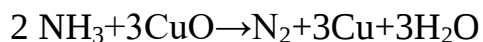
Солі амонію утворюються також в наслідок безпосередньої взаємодії аміаку з кислотами:



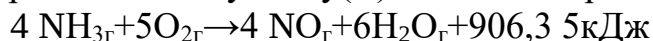
Відновні властивості. Як відновник аміак окислюється киснем. Він горить у ньому зеленкуватим полум'ям:



Азот утворюється під час пропускання аміаку над нагрітим оксидом міді (II):

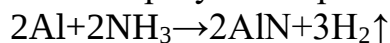


Каталізатори змінюють механізм цієї реакції. За наявності таких каталізаторів, як платина, оксиди заліза або хрому, аміак взаємодіє з киснем з утворенням оксиду азоту(II) і водяної пари:



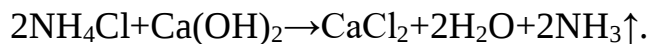
Ця реакція називається каталітичним окисленням аміаку і використовується у виробництві азотної кислоти.

Кислотні властивості. За високої температури аміак може взаємодіяти з металами. У результаті реакції утворюються нітрид металу та водень:

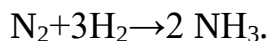


Так добувають нітриди багатьох металів.

Одержання. У лабораторії аміак одержують дією лугів на солі амонію, наприклад, під час нагрівання суміші хлориду амонію та гашеного вапна:



Промисловий синтез аміаку полягає у без посередньому сполученні азоту з воднем:



Цей процес відбувається за наявності каталізатора (залізо з домішками оксидів калію та алюмінію) та за високих тиску (20265-101325 кПа) і температури (500-600°C).

Використання. Аміак є сировиною для добування солей амонію, азотної кислоти, азотних добрив, барвників та лікарських речовин. Рідкий аміак використовують у холодильних машинах для створення штучного холоду. Водні розчини аміаку широко застосовуються в медицині та побуті.

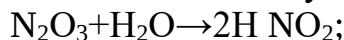
ОКСИДИ АЗОТУ.

Будова речовини. Оксиди азоту – речовини з ковалентним полярним зв'язком. Їх фізичні властивості наведено в таблиці.

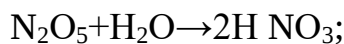
Формула	Назва	Ступінь окислення азоту	Агрегатний стан за звичайних умов, колір	Температура кипіння, °C	Температура плавлення, °C	Реакція одержання
N_2O	Оксид азоту (I), закис азоту гемі оксид азоту, «веселящий» газ	+1	Газ (безбарвний)	-91,0	-88,5	$\text{NH}_4\text{NO}_2 \rightarrow \text{N}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O}$
NO	Оксид азоту (II), окис азоту, моно оксид	+2	Те ж саме	-163,6	-151,6	$4\text{NH}_3 + 5\text{O}_2 \rightarrow 4\text{NO}_2 + 6\text{H}_2\text{O}$ $3\text{Cu} + 8\text{HNO}_{3\text{розв}} \rightarrow 3\text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{NO} + 4\text{H}_2\text{O}$
N_2O_3	Оксид азоту (III), азотистий ангідрид	+3	Тверда речовина, рідина (синього кольору)	-101,0	-40,0 (розк-ад)	$\text{As}_2\text{O}_3 + 2\text{HNO}_3 \rightarrow \text{N}_2\text{O}_3 + 2\text{HAsO}_3$
NO_2	Оксид азоту (IV), диоксид азоту	+4	Газ (бурого кольору)	-11,2	21,0	$2\text{NO} + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{NO}_2$ $2\text{Cu}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow 2\text{CuO} + 4\text{NO}_2 + \text{O}_2$
N_2O_4	Тетроксид діазоту	+4	Тверда речовина (безбарвна)	-11,2	21,0	$2\text{NO}_2 \xrightleftharpoons{t} \text{N}_2\text{O}_4$
N_2O_5	Оксид азоту (V), азотистий ангідрид	+5	Те ж саме	41,0	33,0	$2\text{HNO}_3 + \text{P}_2\text{O}_5 \rightarrow 2\text{HPO}_3 + \text{N}_2\text{O}_5$

Хімічні властивості. Оксид азоту (I) і оксид азоту (II) є несолетворними, решта – кислотними.

Взаємодія з водою (гідратація). Усі вони за винятком оксидів азоту (I) і (II) взаємодіють з водою з утворенням відповідних кислот:



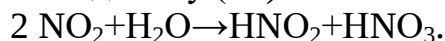
Азотистий ангідрид Азотиста кислота



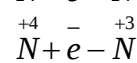
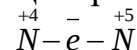
Азотний
ангідрид

Азотна
кислота

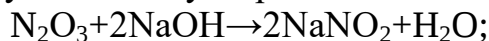
Оксид азоту (IV) – змішаний ангідрид, який утворює дві кислоти:



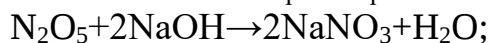
Це – реакція самоокислення-самовідновлення, тобто диспропорції:



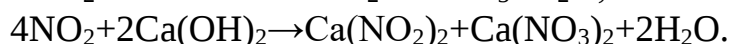
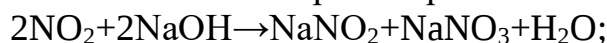
Взаємодія з лугами. Ці реакції схожі на реакції взаємодії з водою – вони відбуваються з утворенням солей відповідних кислот:



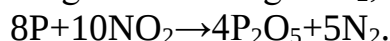
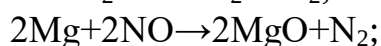
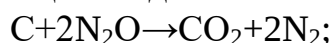
Нітрит натрію



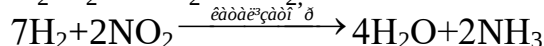
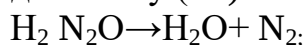
Нітрат натрію



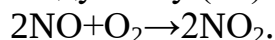
Окисні властивості. Речовини, що мають велику спорідненість до кисню (вуглець, фосфор, деякі метали), енергійно згоряють в атмосфері N_2O , NO , NO_2 , тобто ці оксиди виявляють окисні властивості:



Взаємодія водню з оксидом азоту (I) відбувається під час підпалювання, з оксидом азоту (IV) – за наявності каталізатора (платини, нікелю):



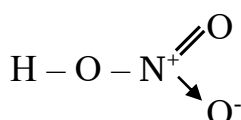
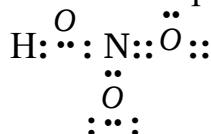
Відновні властивості оксиду азоту (II). Цей оксид дуже легко окислюється до оксиду азоту (IV) киснем повітря:



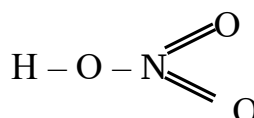
Використання. Оксид азоту (I) використовується як анестезуючий засіб, оксид азоту (IV) – як окисник у рідкому ракетному паливі та каталізатор окислення органічних сполук, а також для очищення нафтопродуктів. Оксид азоту (II) та оксид азоту (IV) є проміжними продуктами виробництва азотної кислоти.

АЗОТНА КИСЛОТА

Будова молекули. Молекулярна формула азотної кислоти HNO_3 . У вигляді молекули вона існує в безводному стані та в парах, у водному розчині – практично повністю дисоційована $\text{HNO}_3 \leftrightarrow \text{H}^+ + \text{NO}_3^-$. Будову її молекули можна зобразити електронною і структурною формулами:



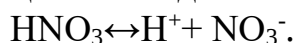
або



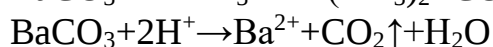
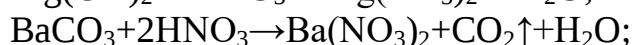
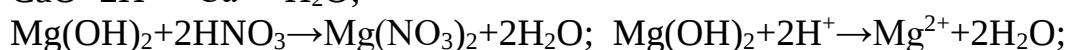
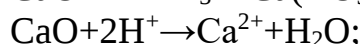
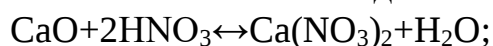
Валентність азоту в азотній кислоті дорівнює 4, ступінь окислення +5.

Фізичні властивості. Чиста азотна кислота – безбарвна рідина з характерним запахом і температурою кипіння 86⁰С. Вона димить на повітрі, тому що її пара утворює з вологою повітря крапельки туману. З водою азотна кислота змішується в будь-яких співвідношеннях. Практичне використання має водний розчин азотної кислоти, густина якого становить 1440 кг/м³, масова частка HNO₃ – 63 – 65%. Водний розчин азотної кислоти з масовою часткою HNO₃ 96 – 98% називають концентрованою азотною кислотою. У технічній азотній кислоті розчинена деяка кількість NO₂, що забарвлює її в жовтий колір.

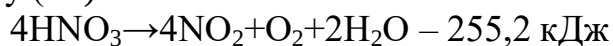
Хімічні властивості. Кислотні властивості. Азотна кислота належить до сильних одноосновних кислот. У водному розчині вона майже повністю дисоціює на водень- а нітрат-іон:



Азотна кислота взаємодіє з основними оксидами, основами та солями:



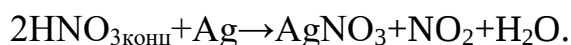
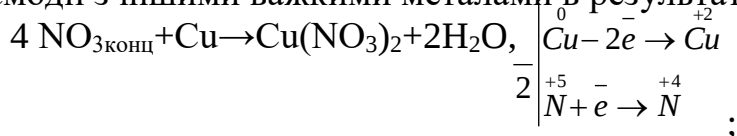
Під дією світла та під час нагрівання вона розкладається на воду, оксид азоту (IV) і кисень:



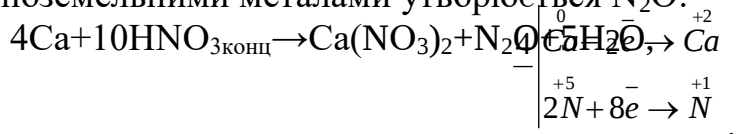
Окисні властивості. Взаємодія з металами. Азотна кислота – сильний окисник. Внаслідок взаємодії азотної кислоти з металами водень не виділяється. Він окислюється з утворенням води. Лише магній може витіснити водень із азотної кислоти, та й то на початку реакції. Взаємодія з металами супроводжується відновленням азоту і утворенням NO₂, NO, N₂O, N₂ або NH₃, який з HNO₃ утворює сіль NH₄NO₃.

Звичайно під час взаємодії азотної кислоти з активними металами одночасно відбувається кілька реакцій. Записують рівняння тієї реакції, яка переважає за даних умов.

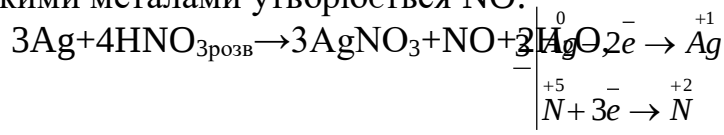
Концентрована азотна кислота не діє на Fe, Cr, Al, Pt, Au, Ir, Ta. У процесі її взаємодії з іншими важкими металами в результаті реакції виділяється NO₂:



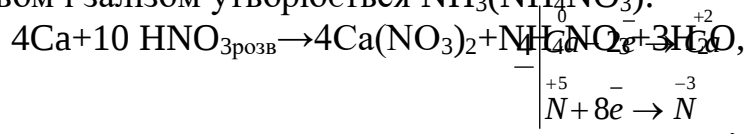
Внаслідок взаємодії концентрованої азотної кислоти з лужними та лужноземельними металами утворюється N₂O:



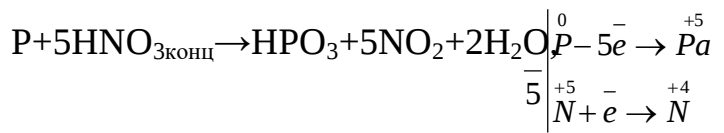
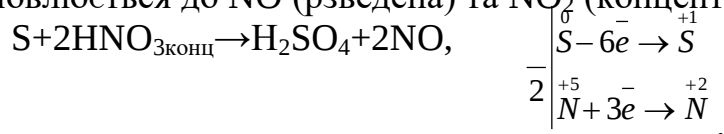
Розведена азотна кислота не взаємодіє з Pt, Au. В результаті взаємодії з важкими металами утворюється NO:



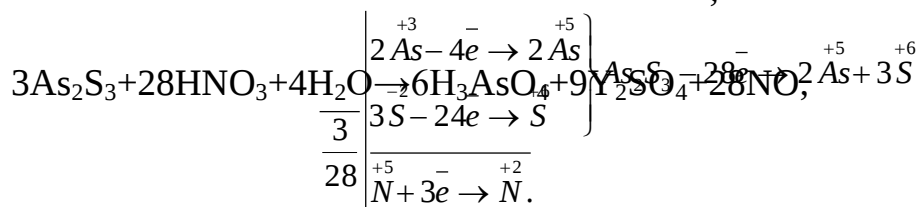
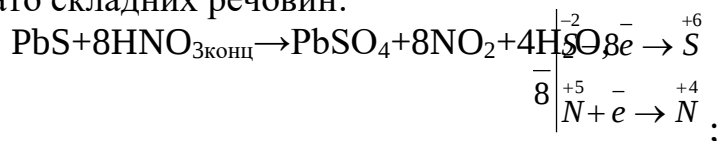
Внаслідок її взаємодії з лужними, лужноземельними металами, а також з оловом і залізом утворюється NH_3 (NH_4NO_3):



Взаємодія з неметалами. Азотна кислота взаємодіє з багатьма неметалами. Так, сірку вона окислює до сірчаної кислоти, фосфор – до фосфорної, а сама відновлюється до NO (розведена) та NO_2 (концентрована):

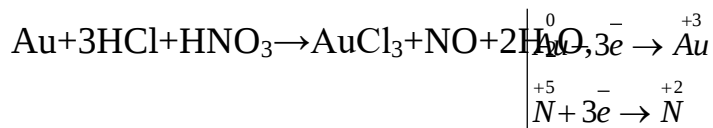
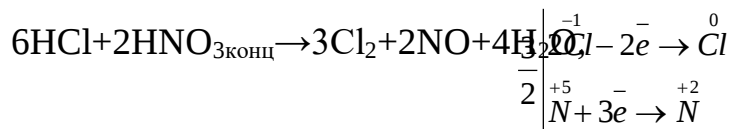


Взаємодія зі складними неорганічними речовинами. Азотна кислота окислює багато складних речовин:

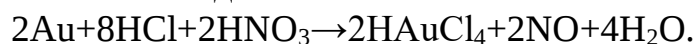


Якщо окислюються два елементи, які входять до складу однієї речовини (As_2S_3 окислюється і As і S), треба слідкувати, щоб у рівняннях напівреакцій зберігалася молярне співвідношення у цій речовині:
 $\nu(\text{As}) : \nu(\text{S}) = 2 : 3$

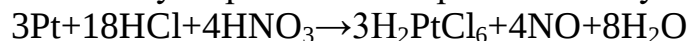
Суміш одного об'єму концентрованої азотної кислоти та трьох об'ємів концентрованої хлороводневої кислоти називають «царською водою». В ній розчиняються всі метали, зокрема золота та платина. Така дія «царської води» обумовлена утворенням хлору, який є дуже активним під час виділення:



Хлорид золота (III) з надлишком хлороводневої кислоти утворює комплексну тетрахлороауратну кислоту $\text{H}[\text{AuCl}_4]$, тому останнє рівняння може мати такий вигляд:



Платина утворює гексахлороплатинатну кислоту:



Взаємодія з органічними речовинами. Реакції окислення Багато органічних речовин (скипидар, папір, солома, олії) під дією концентрованої азотної кислоти руйнуються та займаються. Тліюча скіпка розгоряється в азотній кислоті, як у кисні.

Реакції нітрування. Під дією азотної кислоти на вуглеводні утворюються нітросполуки, наприклад нітроген і нітробензол.

Реакція етерифікації. Внаслідок дії на речовини, що містять гідроксильну групу – OH, утворюються складні ефіри, наприклад нітрогліцерин, нітроцелюлоза.

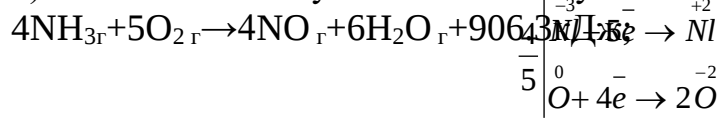
Ксантопротеїнова реакція. Це – реакція на білки. На тканині від азотної кислоти з'являються дірки, на шкірі – жовті плями. Коли своєчасно не змити концентровану азотну кислоту зі шкіри, утворюються виразки.

Одержання. В лабораторії азотну кислоту одержують дією на її солі концентрованої сірчаної кислоти:



У промисловості азотну кислоту добувають аміачним способом, який складається з трьох етапів:

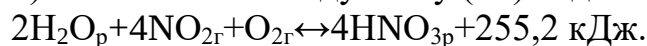
1) окислення аміаку на платиновому каталізаторі до NO:



2) окислення оксиду азоту (II) киснем повітря до NO_2 :



3) поглинання оксиду азоту (IV) водою за наявності надлишку кисню:



Внаслідок цієї реакції утворюється кислота, в якій масова частка HNO_3 становить 40-60%. Концентровану азотну кислоту (з масовою часткою HNO_3 96-98%) добувають перегонкою суміші кислот – розведеної азотної та концентрованої сірчаної.

Використання. Азотну кислоту використовують для виробництва барвників, лікарських і вибухових речовин, пластичних мас, азотних добрив. Замість рідкого кисню концентровану азотну кислоту застосовують як окисник у реактивних двигунах.

ФОСФОР

Будова речовини. відомо декілька алотропних модифікацій простої речовини фосфору. До них належать білий, червоний та чорний фосфор.

Фізичні властивості	Білий фосфор (P ₄)	Червоний фосфор (P _n)	Чорний фосфор (P _n)
Зовнішній вигляд	Білий кристалічний порошок	Червоний порошок	Чорний графітоподібний порошок або кристал
Тип кристалічної ґратки	Молекулярна, у вузлах – тетраедричні молекули	Атомна	Атомна, шарувата, подібна до графіту
Густина, кг·м ³	1820	2000-2400	2690
T _{пл} , °C	44,1 (без повітря)	593	566
T _{кип} , °C	257	429	453
Розчинність: У воді У сірководневоді У бензолі	Нерозчинний Розчинний «	Нерозчинний « «	Нерозчинний « «
Особливості	Світиться, отруйний, діелектрик	Не світиться, не отруйний, діелектрик	Напівпровідник

Це – тверді речовини з молекулярною (білий фосфор), атомною (червоний фосфор) кристалічною ґраткою.

Фізичні властивості. Густина, температури плавлення та кипіння білого фосфору менші, ніж червоного та чорного.

Зі зміною температури відбуваються взаємні перетворення алотропних модифікацій. Білий фосфор перетворюється на червоний після нагрівання до температури 400°C (протягом 4 годин), чорний – внаслідок нагрівання до 220-370°C (протягом 8 годин) або під тиском. У результаті охолодження парів з червоного фосфору утворюється білий.

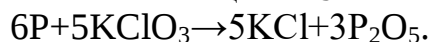
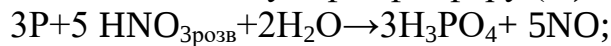
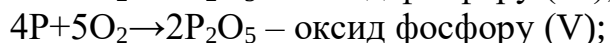
Поширення у природі. У вільному стані фосфор у природі не трапляється. У мінералах і в ґрунті він міститься у вигляді солей фосфорної кислоти. Головні мінерали фосфору – апатит $3\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 \cdot \text{CaF}_2$ або $\text{Ca}_5(\text{PO}_4)_3\text{F}$ і фосфорит $3\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 \cdot \text{Ca}(\text{OH})_2$, або $\text{Ca}_5(\text{PO}_4)_3\text{OH}$.

Під час анаеробного гниття органічних решток, що містять фосфор, утворюються його легкі водневі сполуки, які внаслідок зіткнення з повітрям загоряються. Це явище і є причиною появи «блукаючих вогників», які інколи можна спостерігати на болотах і цвинтарях.

Хімічні властивості. Фосфор хімічно активніший за азот. Це пояснюється тим, що прості зв'язки між атомами фосфору в кристалічних ґратках простої речовини слабші за потрійні між атомами в молекулах азоту.

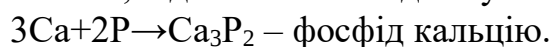
Відновні властивості. Фосфор окислюється більш електронегативними елементами: киснем, галогенами, сіркою, а також кислотами або солями-

окисниками до ступенів окислення +3 або +5. Реакції з білим фосфором відбуваються легше. Ніж з червоним або чорним. Білий фосфор мізаймається на повітрі без підпалювання (тому його зберігають під водою), червоний – за температури більше 240°C:

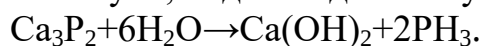


Остання реакція відбувається під час тертя голівки сірника, вкритої сумішню дихромату калію $K_2Cr_2O_7$, бертолетової солі $KClO_3$, сірки S і каталізатора MnO_2 або Fe_2O_3 , об бічну поверхню коробки, на яку нанесено червоний фосфор P і розмелене скло.

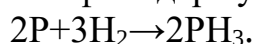
Окисні властивості. В реакціях з металами фосфор виявляє окисні властивості, відновлюючись до ступеня окислення – 3:



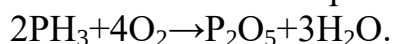
Фосфіди розкладаються водою (реакція гідролізу) з утворенням фосфіну PH_3 – сполуки, подібної до аміаку NH_3 :



Фосфін одержують нагріванням фосфору в атмосфері водню до 300°C:



Фосфін – безбарвний газ, дуже токсичний, має сильні відновні властивості, легко окислюється повітрям:

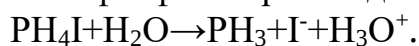


Основні властивості фосфіну слабші за властивості аміаку. Фосфін утворює солі тільки з найбільш сильними кислотами ($HClO_4$, HI, HCl):



Йодид фосфонію

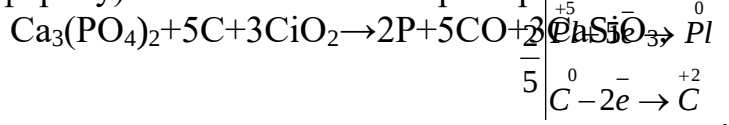
Солі фосфонію розкладаються водою з утворенням фосфіну:



На відміну від аміаку фосфін дуже мало розчиняється у воді. Водний розчин фосфіну не виявляє кислотних і основних властивостей.

Водневі сполуки фосфору є не такими міцними, як сполуки азоту. Це пояснюється тим, що атом фосфору. Який має більший радіус, ніж азот, слабше притягує до себе спільні електронні пари.

Одержання. Фосфор одержують з фосфату кальцію $Ca_3(PO_4)_2$, який є складовою частиною мінералів апатиту та фосфориту. Суміш апатиту (або фосфориту) з піском і коксом прожарюють в електричній печі:



Використання. Білий фосфор використовують для одержання димоутворюючих і горючих речовин, червоний – для виготовлення сірників.

Фосфор застосовують у металургії як розкисни і компонент деяких металічних сплавів, а також для виготовлення напівпровідників, у виробництві фосфорорганічних речовин і добрив.

Самостійна робота

Розділ: Неметали.

Тема: Неметали четвертої групи

Мета: Повторити явище алотропії. Розглянути алотропні відозміни карбону. Ознайомитись з властивостями карбону і його сполук. Ознайомити з властивостями кремнію і його сполук.

Вид контролю: Самостійна робота по варіантам у дидактичному матеріалі.

Міжпредметні зв'язки: хімія, біологія, фізика.

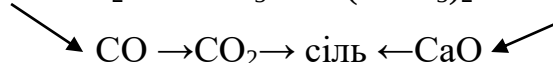
Використана література:

Л2: Потапов В.М., Хомченко Г.П. Химия – М., 1985

Л 6: Д.Л.Шамшин «Неорганическая химия»

Питання для усного опитування:

2. Активоване вугілля. Адсорбція. Застосування адсорбції у харчовій промисловості.
3. Наведіть рівняння реакцій, характеризуючи властивості карбону: горіння, взаємодія з воднем, відновлення металів.
4. Одержання оксиду (II) карбону і оксиду (IV) карбону. Застосування диоксиду (IV) карбону у харчовій промисловості.
5. Порівняйте властивості кремнію і його сполук з властивостями сполук карбону.
6. Як одержати оксид вуглецю? Які хімічні реакції характеризують його властивості?
7. Скільки треба взяти вапняку, в якому міститься 80% карбонату кальцію, щоб одержати 112л оксиду вуглецю
8. Здійснити перетворення: $\text{MgCl}_2 \rightarrow \text{MgCO}_3 \rightarrow \text{MgO} \rightarrow \text{MgCl}_2 \rightarrow \text{Mg(OH)}_2$, умови, за яких відбуваються реакції?
9. Як практично здійснити реакції за такими схемами:
10. Написати рівняння реакцій. $\text{C} \rightarrow \text{CO}_2 \rightarrow \text{CaCO}_3 \rightarrow \text{Ca(HCO}_3)_2 \rightarrow \text{CaCO}_3$



МЕТОДИЧНІ ВКАЗІВКИ

Зверніть увагу на розміщення карбону і силіцію у періодичній системі, на особливості у будові атомів. На останньому рівні 2s-спарених електрони і 2p-неспарені. У зв'язку з цим карбон проявляє в своїх сполуках ступені окиснення +2, +4, -4, а для кремнію більш характерні +4, -4. Карбон і кремній не утворюють ні позитивно, ні негативно заряджених іонів. На передостанньому енергетичному рівні у атомах карбону два, а у кремнію 8 e. Цим пояснюється різниця у хімічних властивостях. Карбон утворює більш міцні зв'язки з воднем, ніж кремній. Водневих сполук кремнію мало і вони не стійкі. Познайомтесь уважно з матеріалом запропонованим для самостійного опрацювання.

Ознайомтесь з застосуванням солей у народному господарстві. Л2: Потапов В.М., Хомченко Г.П. Химия – М., 1985(стор.666-171). Уважно проробити матеріал по здійсненню перетворень (питання до самоконтролю), та розв'язанні розрахункових задач.

Поширення у природі

У природі вуглець трапляється у зв'язаному та вільному станах (алмаз, графіт, карбін). Карбін нещодавно було знайдено в мінералі чаоїті.

Солі вугільної кислоти є в мінералах, наприклад в кальциті (вапняку) CaCO_3 і доломіті $\text{CaCO}_3 \cdot \text{MgSO}_3$. У повітрі міститься оксид вуглецю (IV) CO_2 . Вуглець – складова частина рослинних і тваринних організмів, а також вугілля, нафти, торфу.

Вуглець атмосферного оксиду вуглецю (IV) у процесі фотосинтезу засвоюється рослинами. Внаслідок цього утворюються органічні речовини та виділяється кисень. Із рослин вуглець надходить до організмів тварин. Кам'яне вугілля, нафта, природні гази – утворені рештками рослин і тварин. Під час дихання рослин і тварин, згоряння кам'яного вугілля, нафти, горючих газів, виверження вулканів, а також із мінеральних джерел вуглець у вигляді оксиду вуглецю (IV) повертається в атмосферу. Під час вивітрювання гірських порід атмосферний оксид вуглецю (IV) зв'язується і потрапляє до складу мінералів. Атоми вуглецю в природі постійно переходять з одних речовин в інші.

Фізичні властивості

Алмаз – найтвердіша в природі речовина. Чистий алмаз утворює безбарвні, прозорі, блискучі кристали, які сильно заломлюють світло. Атоми вуглецю в них знаходяться на однаковій відстані один від одного. Кожний атом зв'язаний ковалентними зв'язками, які направлені до вершин тетраедра, з іншими чотирма атомами.

Алмаз добре проводить тепло і практично не проводить електричний струм. Його великі, прозорі відшліфовані кристали (діаманти) використовують для виготовлення ювелірних прикрас.

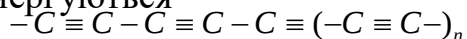
Алмаз у промисловості використовують для різання скла, шліфування металів, та інших твердих матеріалів. Нещодавно вчені добули штучні алмази.

Графіт – м'яка кристалічна речовина чорного кольору з металічним блиском. У графіті атому вуглецю розміщені шарами (рис.1).

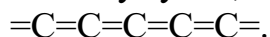
Зв'язки між атомами двох шарів менш міцні, ніж між атомами одного шару. Тому під час тертя об тверду поверхню кристал графіту розщеплюється на лусочки. Графіт добре проводить електричний струм і тепло. Його використовують для виготовлення електродів, олівців і як мастило. Деревне

вугілля, кокс, тваринне вугілля, сажа – це сукупність дуже дрібних кристалів графіту.

У 1968 році в Лабораторії російського вченого А.Сладкова синтезували третю алотропну видозміну вуглецю – карбін, який має лінійну структуру. Відомо два різновиди карбіну: полії нова структура, яка побудована з ланцюгів вуглецевих атомів, зв'язаних між собою одинарними та потрійними зв'язками, що чергуються



І полікумулен, який має лише подвійні зв'язки:



Густина та твердість карбіну більші, ніж у графіту, але менші, ніж у алмазу.

Карбін – речовина білого кольору, хімічно інертна, виявляє властивості напівпровідника.

У 1985 році у США одержали четверту алотропну модифікацію вуглецю C60 сферичної структури (форма футбольного м'яча), яку назвали букиболом.

Букибол – це кристалічна речовина чорного кольору з густиною 1,65г/см³, яка плавиться за температури 360⁰С, стійка на повітрі, розчиняється в органічних розчинниках. Перспективне його використання – для виробництва над провідникових плівок.

Вуглець у будь-якій алотропній видозміні не має ні запаху ні смаку, тугоплавкий і не розчиняється в звичайних розчинниках.

Графіт у вигляді вугілля (особливо деревного) має високу адсорбційну здатність.

Адсорбція – це поглинання однієї речовини поверхнею іншої. Речовини на поверхні яких відбувається поглинання, називаються адсорбентами.

Адсорбційна здатність адсорбенту залежить від площі його поверхні. Для збільшення адсорбційної здатності вугілля його активують – діють перегрітою водяною парою. Внаслідок цього з пор вугілля видаляються речовини, що їх заповнюють, і поверхня поглинання збільшується.

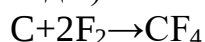
Активоване вугілля використовують для поглинання пари летких речовин з повітря та газових сумішей (наприклад у протигазах), видалення з організму людини (з крові, з органів травлення) шкідливих речовин. Очищення води, продуктів харчування (масел, жирів), а також як каталізатор у деяких хімічних виробництвах.

Хімічні властивості

Розглянемо хімічні властивості вуглецю на прикладі графіту. За звичайної температури графіт хімічно малоактивний. Під час нагрівання він взаємодіє з багатьма речовинами – киснем, сіркою, азотом, металами, оксидами металів.

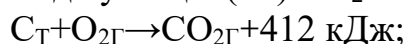
Відновні властивості

Графіт безпосередньо сполучається з фтором (з іншими галогенами не взаємодіє):



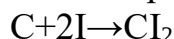
фторид вуглецю (IV)

Під час взаємодії з киснем він утворює два оксиди – оксид вуглецю (II) CO та оксид вуглецю (IV) CO₂:



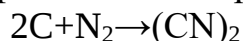


За температури 900-1000⁰С графіт сполучається з сіркою:



Сірковуглець

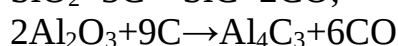
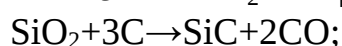
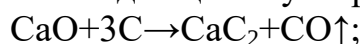
У результаті пропускання електричного дугового розряду між двома графітовими електродами в атмосфері азоту – утворюється ціан (CN)₂:



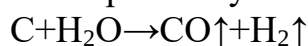
Під час взаємодії (за високої температури) з оксидами, вуглець відновлює елементи до вільного стану:



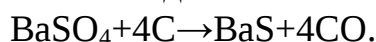
Внаслідок цього утворюються карбіди:



Розжарений вуглець взаємодіє з водою:

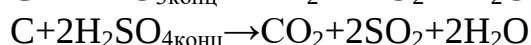


Під час нагрівання з сульфатом барію вуглець відновлює сірку з ступеня окиснення +6 до -2:



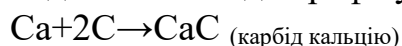
У реакції горіння чорного порошу вуглець відновлює сірку до сульфідної сірки (S), нітрат-іон – до вільного азоту (п.13.5). У реакції одержання фосфору з фосфату кальцію він теж є відновником (п.14.9).

Вуглець стійкий до дії лугів та кислот. Лише концентрована азотна та сірчана кислоти за температури 100⁰С окисляють його до CO₂:



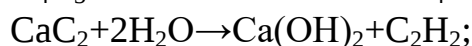
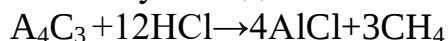
Окисні властивості

Під час взаємодії графіту з металами утворюються **карбіди**.



Карбіди утворюються також внаслідок взаємодії графіту з оксидами.

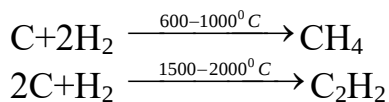
Існують карбіди металів трьох типів – похідні метану (Карбід алюмінію Al₄C₃), похідні ацетилену (карбід кальцію CaC₂) та типу Fe₃C. Перші два типи – солеподібні сполуки. Внаслідок взаємодії карбідів з водою або кислотою утворюється відповідний вуглеводень – метан або ацетилен, у випадку Fe₃C – суміш метану та водню:



Карбіди перехідних металів (титану, вольфраму, заліза, нікелю, та ін.) – металоподібні сполуки, які мають цінні властивості: електричну провідність, високу твердість, тугоплавкість, жаро- та хімічну стійкість.

Внаслідок встановлення SiO₂ графітом в електричній печі утворюється карбід кремнію (карборунд) SiC – дуже тверда, тугоплавка, та хімічно стійка речовина.

Взаємодія графіту з воднем відбувається тільки за високих температур і наявності каталізаторів (Ni або Pt):



За інших умов можна одержати і інші вуглеводні.

Вуглеводні, які похідні від них речовини різних класів (галогеновуглеводні, спирти, карбонові кислоти, тощо), є предметом органічної хімії. До неорганічних сполук належать оксиди вуглецю, солі вугільної, ціановодневої HCN і тіоціановодневої HCNS кислот, карбіди та деякі інші речовини.

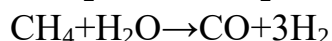
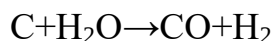
Кисневі сполуки вуглецю

Вуглець утворює два оксиди: оксид вуглецю (II) CO та оксид вуглецю (IV) CO₂, їх структурні формули –C=O та O=C=O

Оксид вуглецю (II). Це – безбарвний отруйний газ, без запаху, не набагато легший за повітря, дуже малорозчинний у воді. Він утворюється внаслідок взаємодії оксиду вуглецю (IV) з розжареним вугіллем за температури понад 450⁰C, в умовах нестачі повітря:

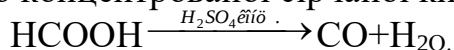


У промисловості його одержують також дією водяної пари на вугілля або метан:

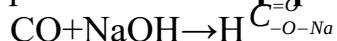


Суміш оксиду вуглецю (II) і водню, що утворюється, називається – водяним газом, має високу теплопровідну здатність (під час горіння виділяє велику кількість теплоти), використовується як штучне газоподібне паливо.

У лабораторії оксид вуглецю (II) одержують з мурашиної кислоти – під дією концентрованої сірчаної кислоти, яка відбирає воду:



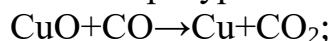
Цей оксид є несолетворним і за звичайних умов не взаємодіє з водою, кислотами, лугами. Під час нагрівання з твердим гідроксидом натрію утворюється сіль – **форміат (або метенат) натрію**:



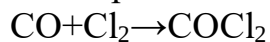
Найбільш характерні властивості оксиду вуглецю(II) – відновні. У повітрі та кисні оксид вуглецю (II) горить блакитним полум'ям:



За температури 300-1500⁰C він відновлює метали з їх оксидів:



За наявності каталізатора (активованого вугілля) цей оксид взаємодіє з хлором, утворюючи фосген (COCl₂) – отруйну речовину, яка належить до хімічної зброї:



Оксид вуглецю (II) називають **чадним газом**. Він сполучається з гемоглобіном в крові, що порушує постачання кисню тканинам організму. Тривале вдихання цього газу приводить до смерті.

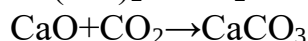
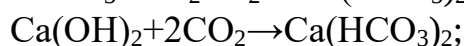
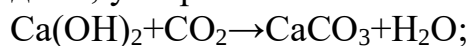
Окислення вуглецю (II) використовують для відновлення металів та їх оксидів, а також в органічному синтезі. Він є складовою частиною штучного газоподібного палива.

Оксид вуглецю (IV). Цей оксид називають вуглекислим газом, або вугільним ангідридом. Він безбарвний, немає запаху. Важчий за повітря. А при тиску $5,76 \cdot 10^6 \text{ Па}$ і температури 20°C перетворюється на безбарвну рідину. Під час випаровування якої поглинається велика кількість теплоти, а оксид вуглецю (IV) перетворюється на білу, тверду масу (сухий лід).

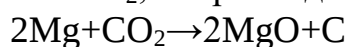
Оксид вуглецю (IV) розчиняється в воді з утворенням вугільної кислоти:



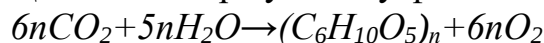
Він виявляє властивості кислотного оксиду – взаємодіє з лугами, основними оксидами, утворюючи солі:



Оксид вуглецю (IV) не підтримує горіння. Листя деякі речовини можуть горіти в CO_2 , наприклад магній:



Цей оксид бере участь у фотосинтезі:

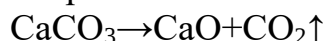


Крохмаль

У лабораторії оксид вуглецю (IV) добувають в апараті Кіппа взаємодією хлороводневої кислоти з карбонатом кальцію:



У промисловості його одержують випалюванням вапняку:

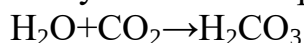


У природі оксид вуглецю (IV) утворюється під час дихання тварин і рослин, гниття органічних решіток, горіння.

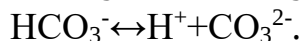
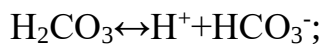
Цей оксид використовують для одержання соди, синтезу органічних кислот, гасіння пожеж, приготування газованих напоїв, охолодження продуктів харчування (сухий лід).

Вугільна кислота, та її солі

Вугільна (вуглецева, карбонатна) кислота H_2CO_3 – нестійка сполука, яка може існувати лише в розведеному водному розчині:

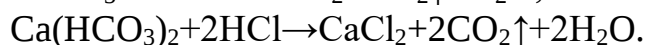
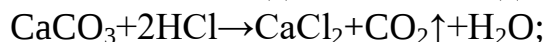


Це – слабка двоосновна кислота. У водному розчині вона дисоціює ступінчасто:

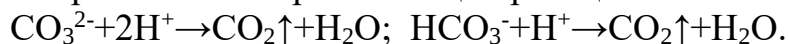


Вугільна кислота взаємодіє з оксидами та гідроксидами лужних та лужноземельних металів. Середні солі вугільної кислоти називають карбонатами (NaCO_3 – карбонат натрію, CaCO_3 – карбонат кальцію). Кислі солі вугільної кислоти називають гідрокарбонатами (NaHCO_3 – гідрокарбонат натрію, $\text{Ca(HCO}_3)_2$ – гідрокарбонат кальцію). Карбонати лужних металів і

амонію, всі гідрокарбонати розчиняються у воді, та гідролізуються у розчинах (п.10.6). Карборати інших металів у воді не розчиняються. Карбонати амонію, Хрому (III), заліза (III), міді (II) не існують. Під дією сильних кислот на солі вугільної кислоти виділяється оксид вуглецю (IV):



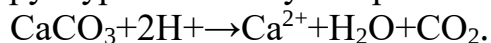
Скороченні іонні рівняння цих реакцій мають такий вигляд:



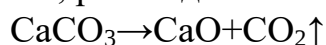
Взаємодію солей вугільної кислоти з сильними кислотами використовують для того, щоб відрізнити карбонати та гідрокарбонати від інших солей.

Внаслідок взаємодії карбонатів з кислотами зв'язуються іони водню (як і під час взаємодії основ з кислотами), тому для нейтралізації кислот можна використовувати карбонати.

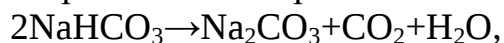
У сільському господарстві для зниження кислотності ґрунтів і покращення їх структури застосовують розмелений вапняк:



У результаті нагрівання всі солі вугільної кислоти, крім солей лужних металів, розкладають з виділенням оксиду вуглецю (IV):



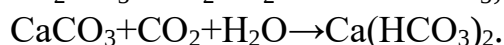
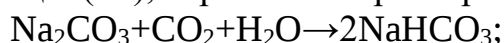
Ця реакція відбувається до кінця, якщо оксид вуглецю (IV) видалити від середовища реакції. Під час нагрівання гідрокарбонати лужних металів перетворюються на карбонати:



Інші = на оксиди:

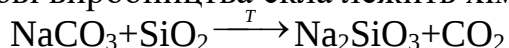


Якщо через водний розчин карбонату натрію або кальцію пропустити оксид вуглецю (IV), карбонати перетворяться на гідрокарбонати:



У неживій природі карбонат кальцію CaCO_3 – найпоширеніша сполука вуглецю. Його різновидами є крейда, мармур і вапняк.

Карбонат натрію NaCO_3 – це сода. Її одержують штучно і використовують у виробництві скла, мила, паперу, тканин. У нафтовій промисловості, побуті. В основі виробництва скла лежить хімічна реакція:



Гідрокарбонат натрію NaHCO_3 – питна сода застосовується в медицині, хлібопекарстві, а також для зарядки вогнегасників.

Самостійна робота

Розділ: Метали.

Тема: Загальні властивості металів

Мета: Повторити розміщення в періодичній системі. Особливості будови електронної оболонки атомів. Ознайомити з видами корозії і способами добування металів.

Вид контролю: Самостійна робота з дидактичним матеріалом.

Міжпредметні зв'язки: хімія, фізика.

Використана література:

Н.Л.Глинка «Общая химия» стор.513-536

Питання для усного опитування:

1. Розміщення металів у періодичній системі. Особливості будови атомів.
2. Добича металів з руд
3. Сплави
4. Види корозії: хімічна, електрохімічна, суть кожної з них
5. засоби захисту від корозії.

МЕТОДИЧНІ ВКАЗІВКИ

Опрацювати матеріал по підручнику Н.Л.Глинка «Общая химия» стор.513-536.

Використати матеріал попередніх тем: Хімічні властивості окремих класів неорганічних сполук: а) взаємодія неметалів з металами; б) взаємодія кислот з металами; в) взаємодія солей з металами; г) взаємодія Me з водою.

Зверніть увагу на добичу металів: руди в основному оксиди або солі. Добича зводиться до утворення оксиду і подальшому його відновленні воднем, або моно оксидом (II) карбону, або карбоном.

Розберіться з різницею між хімічною і електрохімічною корозією. При електрохімічній корозії утворюється гальванічна пара, коли один метал є окисником, а інший відновником.

Ознайомтесь з сплавами.

Загальні властивості металів

План

1. Будова атомів металів. Положення металів у періодичній системі. Групи металів.
2. Фізичні властивості металів.
3. Хімічні властивості металів.
4. Корозія металів.
5. Поняття про сплави.
6. Способи одержання металів

I. Будова атомів металів

Положення металів у періодичній системі. Групи металів.

В даний час відомо 105 хімічних елементів, більшість з них – метали. Останні дуже поширені в природі і зустрічаються у вигляді різних сполук у

надрах землі, водах рік, озер, морів, океанів, сполуках тіл тварин, рослин і навіть в атмосфері.

По своїх властивостях метали різко відрізняються від неметалів. Уперше це розходження металів і неметалів визначив М.В.Ломоносов. «Метали, - писав він, - тіла тверді, ковкі, блискучі».

Зараховуючи той чи інший елемент до розряду металів, ми маємо на увазі наявність у нього визначеного комплексу властивостей:

1. Щільна кристалічна структура.
2. Характерний металевий блиск.
3. Висока теплопровідність і електрична провідність.
4. Зменшення електричної провідності з ростом температури.
5. Низькі значення потенціалу іонізації, тобто здатність легко віддавати електрони.
6. Ковкість і тягучість.
7. Здатність до утворення сплавів

Усі метали і сплави, застосовувані в даний час у техніку, можна розділити на дві основні групи. До першої з них відносять чорні метали – залізо і весь його сплави, у яких воно складає основну частину. Цими сплавами є чавуни і сталі. У техніку часто використовують так називані леговані сталі. До них відносяться сталі, що містять кульгавий, нікель, вольфрам, молібден, ванадій, кобальт, титан і інші метали. Іноді в леговані сталі входять 5-6 різних металів. Методом легування одержують різні кошовні сталі, що володіють в одних випадках підвищеною міцністю, в інші – високою опірністю до стирання, у третіх – корозійною стійкістю, тобто здатністю не руйнуватися під дією зовнішнього середовища.

До другої групи відносять кольорові метали і їхні сплави. Вони одержали таку назву тому, що мають різне забарвлення. Наприклад, мідь ясно-червона, нікель, олово, срібло – білі, свинець – блакитнувато-білий, золото – жовте. Зі сплавів у практиці знайшли велике застосування: бронза – сплав міді з оловом і іншими металами, латунь – сплав міді з цинком, бабіт – сплав олова із сурмою і міддю й ін.

Цей розподіл на чорні і кольорові метали умовно.

Поряд з чорними і кольоровими металами виділяють ще групу шляхетних металів: срібло, золото, платину, рутеній і деякі інші. Вони названі так тому, що практично не окислюються на повітрі навіть при підвищеній температурі і не руйнуються при дії на них розчинів кислот і лугів.

II. Фізичні властивості металів

З зовнішньої сторони метали, як відомо, характеризуються насамперед особливим «металевим» блиском, що обумовлюється їх здатністю сильно відбивати промені світла. Однак цей блиск спостерігається звичайно тільки в тому випадку, коли метал утворить суцільну компактну масу. Правда, магній і алюміній зберігають свій блиск, навіть будучи перетвореними в порошок, але більшість металів у мілко подрібненому виді має чорний чи темно-сірий колір. Потім типові метали володіють високою тепло- і електропровідністю, причому по здатності проводити тепло і струм розташовуються в тому самому порядку:

кращі провідники – срібло і мідь, гірші – свинець і ртуть. З підвищенням температури електропровідність падає, при зниженні температури, навпаки збільшується.

Дуже важливою рисою металів є їх порівняно легка механічна властивість деформуватися. Метали пластичні, вони добре куються, витягаються в дріт, прокочуються в аркуш і т.п.

Характерні фізичні властивості металів знаходяться в зв'язку з особливостями їхньої внутрішньої структури. Відповідно до сучасних поглядів, кристали металів складаються з позитивно заряджених іонів і вільних електронів, які відщепилися від відповідних атомів. Весь кристал можна собі уявити у вигляді просторових ґрат, вузли якої зайняті іонами, а в проміжках між іонами знаходяться легко рухливі електрони. Ці електрони постійно переходять від одних атомів до інших і обертаються навколо ядра те одного, те іншого атома. Тому що електрони не зв'язані з визначеними іонами, те вже під впливом невеликої різниці потенціалів вони починають переміщатись у визначеному напрямку, тобто виникає електричний струм.

Наявністю вільних електронів обумовлюється і висока теплопровідність металів. Знаходячись у безупинному русі, електрони постійно зіштовхуються з іонами й обмінюються з ними енергією. Тому коливання іонів, що підсилюються в даній частині металу внаслідок нагрівання, зараз же передаються сусіднім іонам, від них – наступним і т.д., і тепловий стан металу швидко вирівнюється; уся маса металу приймає однакову температуру.

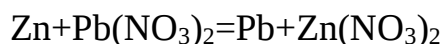
III. Хімічні властивості металів.

Основною хімічною властивістю металів є здатність їхніх атомів легко віддавати свої валентні електрони і переходити в позитивно заряджені іони. Типові метали ніколи не приєднують електронів; їхні іони завжди заряджені позитивно.

Легко віддаючи при хімічних реакціях свої валентні електрони, типові метали є енергійними відновниками.

Здатність до віддачі електронів виявляється в окремих металів далеко не в однаковому ступені. Ніж легше метал віддає свої електрони, тим він активніше, тим енергійніше вступає у взаємодію з іншими речовинами.

Опустимо шматочок цинку в розчин якої-небудь свинцевої солі. Цинк починає розчинятися, а з розчину виділяється свинець. Реакція виражається рівнянням:



З рівняння випливає, що ця реакція є типовою реакцією окислювання-відновлення. Сутність її зводиться до того, що атоми цинку віддають свої валентні електрони іонам двовалентного свинцю, тим самим перетворюючи в іони цинку, а іони свинцю відновлюються і виділяються у виді металевого свинцю. Якщо надійти навпаки, тобто занурити шматочок свинцю в розчин цинкової солі, те ніякої реакції не відбудеться. Це показує, що цинк більш активний, чим свинець, що його атоми легше віддають, а іони сутужніше приєднують електрони, чим атоми й іони свинцю.

Витиснення одних металів з їхніх сполук іншими металами вперше було докладно вивчене росіянином ученим Бекетовим, що розташував метали по їх убутній хімічній активності в так названий «витіснювальний ряд». В даний час витіснювальний ряд Бекетові називається рядом напруг.

IV. Корозія металів

Майже всі метали, приходячи в зіткнення з навколишньою їх газоподібним чи рідким середовищем, більш-менш швидко піддаються з поверхні руйнуванню. Причиною його є хімічна взаємодія металів з газами, що знаходиться у повітрі, а також водою і розчиненими в ній речовинами.

Усякий процес хімічного руйнування металів під дією навколишнього середовища називають корозією.

Простіше всього протікає корозія при зіткненні металів з газами. На поверхні металу утворюються відповідні сполуки: оксиди, сірчисті сполуки, основні солі вугільної кислоти, що нерідко покривають поверхню щільним шаром, що захищає метал від подальшого впливу тих же газів.

Інакше обстоїть справа при зіткненні металу з рідким середовищем – водою і розчиненими в ній речовинами. Сполуки, що утворюються при цьому, можуть розчинятися, завдяки чому корозія поширюється далі всередину металу. Крім того, вода, що містить розчинені речовини, є провідником електричного струму, унаслідок чого постійно виникають електрохімічні процеси, що є одним з головних факторів, що обумовлюють і прискорюють корозію.

Чисті метали в більшості випадків майже не піддаються корозії. Навіть такий метал, як залізо, у зовсім чистому виді майже не іржавіє. Але звичайні технічні метали завжди містять різні домішки, що створює сприятливі умови для корозії.

Збитки, заподіювані корозією металів, величезні. Обчислено, наприклад, що в наслідок корозії щорічно гине така кількість сталі, що дорівнює приблизно чверті усього світового видобутку його за рік. Тому вивченню процесів корозії і відшукуванню найкращих засобів її запобігання приділяється дуже багато уваги.

Способи боротьби з корозією надзвичайно різноманітні. Найбільш простий з них полягає в захисті поверхні металу від безпосереднього зіткнення з навколишнім середовищем шляхом покриття олійною фарбою, лаком, чи емаллю, нарешті, тонким шаром іншого металу. Особливий інтерес з теоретичної точки зору представляє покриття одного металу іншим.

До них відносяться: катодне покриття, коли захищаючий метал коштує в ряді напруг правіше захищаючого (типовим прикладом може служити луджена, тобто покрита оловом, сталь); анодне покриття, наприклад, покриття сталі цинком. Для захисту від корозії доцільно покривати поверхню металу шаром більш активного металу, чим шаром менш активного. Однак інші розуміння нерідко змушують застосовувати також покриття з менш активних металів. На практиці найчастіше приходиться вживати заходів до захисту сталі як металу, особливо підданого корозії. Крім цинку, з більш активних металів для цієї мети іноді застосовують кадмій, що діє подібно цинку. З менш активних металів для покриття сталі найчастіше використовують олово, мідь, нікель. Покриті нікелем сталеві вироби мають красивий вигляд, чим пояснюється поширення

нікелювання. При ушкодженні шаруючи нікелю корозія проходить менш інтенсивно, чим при ушкодженні шаруючи міді (чи олова), тому що різниця потенціалів для пари нікель-залізо набагато менше, ніж для пари мідь-залізо. З інших способів боротьби з корозією існує ще спосіб протекторів, що полягає в тому, що металевий об'єкт, який захищається, приводиться в контакт із великою поверхнею більш активного металу. Так, у парові казани вводять аркуші цинку, що знаходяться в контакті зі стінками казана й утворюють з ними гальванічну пару.

V. Поняття про сплави

Характерною рисою металів є їхня здатність утворювати один з одним чи з неметалами сплави. Щоб одержати сплав, суміш металів звичайно піддають плавленню, а потім прохолоджують з різною швидкістю, що визначається природою компонентів і зміною характеру їхньої взаємодії в залежності від температури. Іноді сплави одержують спіканням тонких порошків металів, не прибігаючи до плавлення (порошкова металургія). Отже сплави – це продукти хімічної взаємодії металів. Кристалічна структура сплавів багато в чому подібна чистим металам, що, взаємодіючи один з одним при плавленні і наступній кристалізації, утворюють: а) хімічні сполуки, називані інторміталідами; б) тверді розчини; в) механічну суміш кристалів компонентів.

Той чи інший тип взаємодії визначається співвідношенням енергії взаємодії різнорідних і однорідних часток системи, тобто співвідношенням енергій взаємодії атомів у чистих металах і сплавах. Сучасна техніка використовує величезне число сплавів, причому в переважній більшості випадків вони складаються не з двох, а з трьох, чотирьох і більшого числа металів. Цікаво, що властивості сплавів часто різко відрізняються від властивостей індивідуальних металів, який вони утворені. Так, сплав, що містить 50% вісмуту, 25% свинцю, 12,5% олова, 12,5% кадмію, плавиться усього при 60,5 градусах Цельсія, у той час як компоненти сплаву мають відповідно температуру плавлення 271, 327, 232, 321 градус Цельсія. Твердість олов'яної бронзи (90% міді і 10% олова) утричі більше, ніж у чистої міді, а коефіцієнт лінійного розширення сплавів заліза і нікелю в 10 разів менше, ніж у чистих компонентів.

Однак деякої домішки погіршують якість металів і сплавів. Відомо, наприклад, що чавун (сплав заліза і вуглецю) не має ту міцність і твердість, що характерні для сталі. Крім вуглецю, на властивості сталі впливають добавки сірки і фосфору, що збільшують її крихкість.

Серед властивостей сплавів найбільш важливими для практичного застосування є жароміцність, корозійна стійкість, механічна міцність і ін. Для авіації велике значення мають легкі сплави на основі магнію, чи титана алюмінію, для металообробної промисловості – спеціальні сплави, що містять вольфрам, кобальт, нікель. В електронній техніці застосовують сплави, основним компонентом яких є мідь. Надпотужні магніти удалося одержати, використовуючи продукти взаємодії кобальту, самарію й інших рідкоземельних елементів, а зверху провідні при низьких температурах сплави – на основі інторметалів, утворених ніобієм з оловом і ін.

VI. Способи одержання металів

Величезна більшість металів знаходиться в природі у виді сполук з іншими елементами.

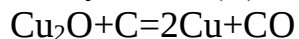
Тільки деякі метали зустрічаються у вільному стані, і тоді вони називаються самородними. Золото і платина зустрічаються майже винятково в самородному виді, срібло, мідь – почасти в самородному виді; іноді потрапляють також самородні ртуть, алово і деякі інші метали.

Добування золота і платини чи виробляється за допомогою механічного відділення їх від тієї породи, у якій вони укладені, наприклад, промиванням води, чи шляхом витягу їх з породи різними реагентами з наступним виділенням металу з розчину. Всі інші метали добуваються переробкою їхніх природних сполук.

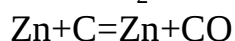
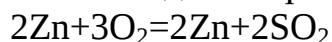
Мінерали і гірські породи, що містять сполуки металів і придатні для одержання цих металів заводським шляхом, звуться руд. Головним чином рудами є оксиди, сульфіді і карбонати металів.

Найважливіший спосіб одержання металів з руд заснований на відновленні їхніх оксидів вугіллям.

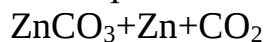
Якщо, наприклад, змішати червону мідну руду (куприт) Cu_2O з вугіллям і піддати сильному накаливанню, то вугілля, відновлюючи мідь. Перетвориться в оксид вуглецю (II), а мідь виділиться в розплавленому стані:



Подібним же чином виробляється виплавка чавуна їхніх залізних руд, одержання олова з олов'яного каменю SnO_2 і відновлення інших металів з оксидів. При переробці сірчистих руд спочатку переводять сірчисті сполуки в кисневі шляхом випалювання в особливих печах, а потім уже відновлюють отримані оксиди. Наприклад:



У тих випадках, коли руда являє собою сіль вугільної кислоти. Її можна безпосередньо відновлювати вугіллям, як і оксиди, тому що при нагріванні карбонати розпадаються на оксид металу і двоокис вуглецю. Наприклад:



Звичайно руди, крім хімічної сполуки даного металу, містять ще багато домішок у вигляді піску, глини, вапняку, що дуже важко плавляться. Щоб полегшити плавку металу, до руди домішують різні речовини, що утворюють з домішками легкоплавкі сполуки – шлаки. Такі речовини називаються флюсами. Якщо домішка складається з вапняку, то як флюс уживають пісок, що утворить з вапняком силікат калію. Навпаки, у випадку великої кількості піску флюсом служить вапняк.

У багатьох рудах кількість домішок (порожньої породи) так багато, що безпосередня виплавка металів з цих руд є економічно невигідною. Такі руди попередньо «збагачують», тобто видаляють з них частину домішок. Особливо широким поширенням користується флотаційний спосіб збагачення руд (флотація), заснований на різній змочуваності чистої руди і порожньої породи. Дуже важливим способом одержання металів є також електроліз. Деякі

найбільш активні метали виходять винятково шляхом електролізу, тому що всі інші засоби виявляються недостатньо енергійними для відновлення їхніх іонів.

Самостійна робота

Розділ: Метали.

Тема: Метали головних підгруп. Амфотерність оксиду і гідроксиду алюмінію. Твердість води і способи її усунення

Мета: Повторити явище амфотерності на прикладі сполук алюмінію. Ознайомитись з твердістю води та способами її усунення.

Вид контролю: Самостійна робота по дидактичному матеріалу.

Міжпредметні зв'язки: аналітична хімія.

Використана література:

Н.Л.Глинка «Общая химия» стор.595

Потапов В.М., Хомченко Г.П. Химия – М., 1985

Питання для усного опитування:

1. Чим характеризується амфотерність (навести приклади)
2. Якими солями обумовлюється жорсткість води тимчасова, постійна.
3. Як позбавитись тимчасової твердості, постійної.
4. Здійснити пертворення: $\text{Ca}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{CaCO}_3 \rightarrow \text{Ca}(\text{HCO}_3)_2 \rightarrow \text{CaCO}_3$
5. Уна основі періодичної системи поясніть, які властивості магнію і кальцію є загальними. Написати відповідні рівняння реакцій.
6. Чим схожі і чим відрізняються реакції лужних металів з водою із кислотами? Складіть рівняння відповідних реакцій.
7. Складіть рівняння реакцій, в яких алюміній відновлює: а) галогени; б) залізо; в) іони гідрогену; г) сульфур; д) кисень.

МЕТОДИЧНІ ВКАЗІВКИ

При вивченні теми жорсткість води проробить матеріал Потапов В.М., Химия стор.223. Особливу увагу зверніть на те, що тимчасова жорсткість обумовлюється карбонатами Ca і Mg, а постійна сульфатами. Що карбонати нерозчинні, а гідрокарбонати розчинні і при нагріванні розкладаються (згадайте накип у чайнику) $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2 \xrightarrow{+} \text{CaCO}_3 + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2$ іонів кальцію і магнію які входять до складу сульфатів можна позбавитись тільки хімічним шляхом: додати соду, або луги.

Зверніть увагу на взаємний перехід карбонатів в гідрокарбонати і навпаки.

Особливу увагу приділіть амфотерності. Ще раз продивіться і згадайте це явище коли вивчали хімічні властивості основних оксидів і основ.

Метали

Положення в періодичній системі елементів.

Будова електронних оболонок атомів металів.

Металічний зв'язок.

Фізичні та хімічні властивості металів. Електрохімічний ряд напруги металів. Сплави. Корозія металів і її попередження. Поширення металів у природі. Спроби одержання. Електроліз, його практичне значення.

Металами є всі елементи побічних підгруп. До металів належать шість найбільш важких елементів головної підгрупи IV. Зверніть увагу, що фізичні властивості обмовлення особливостями їх внутрішньої будови. Метали мають кристалічну структуру. У кристалах в певній послідовності розміщені позитивні

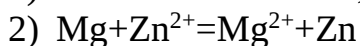
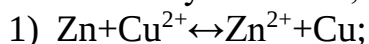
іони металу, між якими вільно переміщуються електрони. Вільні електрони не зв'язані з окремими іонами, а належать усім іонам металу у даному кристалі, що призводять до утворення зв'язків між іонами у металевій решітці.

Саме за рахунок вільного переміщення невеликої кількості електронів по всьому кристалу можлива висока електрична провідність, теплопровідність, пластичність, здатність до механічної деформації. Металічний зв'язок міцний. Саме його міцністю пояснюється властива більшості металів твердість, високі температури плавлення та кипіння. У природі тільки деякі метали, зустрічаються в самородному стані.

Решта металів знаходиться у вигляді сполук з іншими елементами. Це свідчить про високу хімічну властивість металів. Необхідно запам'ятати, що метали порівняно легко втрачають валентні електрони і перетворюються у позитивно заряджені іони. Тому вони є добрими відновниками. $Me - ne \rightarrow Me^{n+}$.

У цьому головна і найбільш загальна їх хімічна властивість. Порівняна хімічна властивість металів була вивчена М.М.Бекетовим. (див.ряд напруги Me)

Чим лівіше стоїть метал у ряді напруги. Тим сильніша його відновна активність, тим легше він перетвориться в іон. Отже. Кожний метал витискує з розчинів солей усі метали, які розміщені після нього в ряді напруги.



У ряді напруги металів є водень, який має з металами загальну властивість – утворює позитивно заряджений іон. Метали, які стоять у ряді напруги до водню, витискують водень з розчинів кислот, які стоять після водню і витіснити водень не можуть. $Mg + 2H^+ = Mg^{2+} + H_2 \uparrow$; $Cu + 2H^+ \neq$

Однією з загальних властивостей металів є здатність утворювати сплави між собою. Сплави залежно від хімічної природи металів, які входять до складу, являють собою або однорідні тверді розчини, або інтерметалічні сполуки, або насичені розчини одного металу в іншому.

Наприклад, сталь – сплав заліза з вуглецем. У сплавах зберігається металевий зв'язок, вони мають металевий блиск, електричну провідність, теплопровідність і інші властивості металів. Необхідно пам'ятати, що властивості сплавів значно відрізняються від властивостей металів, які входять до складу. Наприклад, сплав золота з сріблом відрізняються твердістю, хоча самі метали порівняно м'які.

Змінюючи склад сплавів, можна одержати сплави з різними властивостями: жаростійкі, корозійностійкі, магнітні. Використання сплавів з особливими фізичними властивостями безперервно збільшуються.

Метали і сплави руйнуються, тобто схильні до корозії.

Корозією називають процес руйнування металів під впливом зовнішнього середовища. Корозія може відбуватися у газах, у повітрі, у воді і розчинах електролітів, у органічних розчинниках.

Зверніть увагу. Що корозія окисно-відновний процес, який відбувається на поверхні розділу фаз. Метали в цих випадках окислюються, а речовини, з якими вони взаємодіють, відновлюються. За механізмом протікання процесу корозія поділяється на хімічну та електрохімічну. Хімічна корозія виникає при дії на метал сухих газів чи органічних рідин (бензину, нафти).

Характерним для хімічної корозії є безпосередній перехід електронів від металів до окисника. Електрохімічна корозія виникає при зіткненні металів з водою, розчинами електролітів від одних ділянок металу до інших. Електрохімічна корозія обумовлена утворенням мікро гальванічних елементів за рахунок вмісту в металі домішок, або контакту з іншим металом. З двох металів, які є в контакті, окислюватись буде більш активний.

Метали головних підгруп

Лужні метали. Загальна характеристика на основі положення в періодичній системі і будові їх атомів. Поширення у природі, одержання, фізичні властивості.

Натрій, калій. Фізичні і хімічні властивості: Взаємодія з киснем, водою. Гідроксиди натрію і калію. Застосування солей натрію у харчовій промисловості.

Метали головної підгрупи другої групи. Характеристика металів на основі положення в періодичній системі і будові атомів.

Кальцій. Фізичні властивості, хімічні властивості: взаємодія з киснем, водою. Оксид і гідроксид кальцію. Солі кальцію. Застосування сполук кальцію у харчовій промисловості. Твердість води і способи її усунення. Елементи головної підгрупи III гр.. Загальна характеристика елементів на основі положення в періодичній системі елементів і будові їх атомів.

Алюміній. Поширення у природі і фізичні властивості. Хімічні властивості: відношення до неметалів, води, кислот, лугів. Алюмотерапія. Амфотерність оксиду і гідроксиду алюмінію.

Застосування алюмінію у харчовій промисловості.

При звичайній температурі концентровані кислоти азотна і сірчана пасивують алюміній, тому для зберігання азотної кислоти застосовують алюмінієвий посуд. У розчинах алюміній розчиняється:

Оксид алюмінію – нерозчинний у воді, тугоплавкий порошок – амфотерний оксид. Він не розчиняється ні в кислотах, а ні в лугах і переходять у розчинений стан сплавлений з лугами: $\text{Al}_2\text{O}_3 + 2\text{NaOH} = 2\text{NaAlO}_2 + \text{H}_2\text{O}$ і основними оксидами: $\text{Al}_2\text{O}_3 + \text{CaO} \rightarrow \text{Ca}(\text{AlO}_2)_2$.

Гідроксид алюмінію має амфотерні властивості – він розчиняється у кислотах: $\text{Al}(\text{OH})_3 + 3\text{HCl} = \text{AlCl}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$

В лугах з утворенням тетрагідроксоалюмінату: $\text{Al}(\text{OH})_3 + \text{NaOH} \rightarrow \text{Na}[\text{AlOH}]_4$

Самостійна робота

Розділ: Метали.

Тема: Метали побічних підгруп. Сполуки хрому, заліза, марганцю

Мета: Повторити особливості будови електронних оболонок атомів d-елементів. Знати їх фізичні і хімічні властивості, повторити властивості їх сполук. Навчити складати рівняння відповідних реакцій, характеризуючи властивості Me і їх сполук.

Вид контролю: Контрольна робота (30хвилин) по дидактичному матеріалу.

Міжпредметні зв'язки: аналітична хімія.

Використана література:

Н.Л.Глинка «Общая химия» стор.247

Потапов В.М., Хомченко Г.П. Химия – М., стор.240,255

Н.Л.Брайко «Дидактичний матеріал»

Питання для усного опитування:

1. Загальні хімічні властивості металів на прикладі заліза
2. Властивості сполук заліза (одержання $\text{Fe}(\text{OH})_2$ і $\text{Fe}(\text{OH})_3$ їх властивості)
3. Якісні реакції на іони Fe^{2+} і Fe^{3+} .
4. Амфотерні властивості сполук $\text{Cr}(\text{III})$ і $\text{Mn}(\text{IV})$.
5. Перехід хроматів у дихромати і навпаки. (Навести рівняння відповідних реакцій)
6. Окисні властивості KMnO_4 та $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ (приклад)
7. Яке місце у періодичній системі займають метали.
8. Пояснити природу металічного зв'язку.
9. Охарактеризуйте загальні властивості металу.
10. Які з названих металів витискують водень з кислоти: магній, мідь, срібло, цинк?
11. У чому полягає явище корозії.
12. від чого залежить твердість води? Якими методами їх можна усунути?
13. Які властивості проявляють гідроксид алюмінію і гідроксид хрому?
Наведіть рівняння реакцій
14. Які сполуки хрому є сильними окисниками?
15. До яких продуктів відновлюється марганець у лужному, нейтральному, кислому середовищі.
16. Напишіть рівняння реакцій між: а) калієм і сіркою; б) калієм і водою; в) алюмінієм і хлоридною кислотою; г) залізом і сульфатом купруму. Назвіть у кожній реакції окислювач і відновник.
17. Знайдіть об'єм водню, що виділився під час взаємодії цинку масою 13г з хлоридною кислотою.
18. Метал масою 13,7г, що утворює катіон із зарядом +2 взаємодіє з водою з виділенням 2,24л водню. Який це метал?
19. Сульфатною кислотою подіяли на 130г суміші цинку з оксидом цинку становить 20%. Який об'єм водню виділився?
20. Наведіть рівняння:
А) взаємодії солей з металами;
Б) розчинення алюмінію в кислотах і лугах;
В) окислення сульфату натрію дихроматом калію у кислому середовищі;

Г) Окислення сульфїту залїза перманганатом калїю.

МЕТОДИЧНІ ВКАЗІВКИ

Відповідний матеріал в тексті: стор.34-35. Сопоставте властивості хімічні хлору, залїза, марганцю з загальними властивостями металів і зробіть узагальнення.

Особливі властивості хлору і марганцю це окисні. Зверніть увагу на протікання окисно-відновних реакцій.

В аналітичній хімії зустрічається з комплексними сполуками. Проробіть матеріал по комплексним сполукам залїза.

Проробіть матеріал по хімічним властивостям сполук залїза, амфотерності хлору і мангану.

Метали побічних підгруп

Метали побічної підгрупи VI гр.. здольна характеристика елементів підгрупи хрому на основі будови їх атомів і положення в періодичній системі.

Хром. Сполуки хрому у природі. Одержання хрому. Фізичні і хімічні властивості. Сполуки хрому. Хромові і двохромові кислоти. Хромати і дихромати, використання їх у лабораторії харчових виробництв.

Метали побічної підгрупи VII групи. Загальна характеристика на основі положення в періодичній системі і будові атомів.

Марганець. Поширення у природі. Одержання. Фізичні і хімічні властивості. Сполуки марганцю. Окислювальні властивості перманганатів, застосування їх у лабораторіях харчових виробництв. Марганець як мікроелемент харчових виробництв.

Метали VIII групи.

Загальна характеристика властивостей металів на основі положення в періодичній системі і будова атомів.

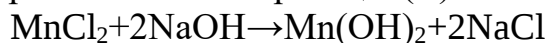
Залїзо. Природні сполуки залїза. Фізичні і хімічні властивості. Сполуки залїза. Використання сполук залїза в лабораторіях харчових виробництв. Якісні реакції на іони залїза.

Атоми елементів цієї підгрупи мають сім валентних електронів, з яких два розміщені на s-підрівні зовнішнього енергетичного рівня і п'ять на d-підрівні передостаннього рівня. При хімічних реакціях, вони віддають частину або усі валентні електрони, утворюючи сполуки зі ступенями окислення +2, +3, +4, +6, +7. Марганець утворює декілька оксидів. На прикладі цих оксидів і відповідних їм гідроксидів: кислотні властивості збільшуються:

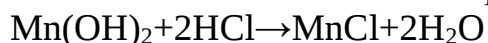
MnO; Mn ₂ O ₃ ;	MnO ₂ ;	MnO ₃ ; Mn ₂ O ₇ ; H ₂ MnO ₄ ; HMnO ₄ ; Mn(OH) ₄ ;
Основні	амфотерний	кислотні
Mn(OH) ₃ ; Mn(OH) ₂		

Основні властивості збільшуються.

Оксид марганцю – основний оксид, який розчиняється у кислотах з утворенням солей марганцю (II) :

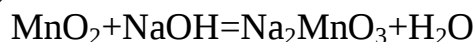


Він має основні властивості і розчиняється тільки у кислотах:



На повітрі гідроксид марганцю окислюється до оксид гідроксиду марганцю (IV): $2\text{MnO} + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{MnO}_2$

MnO_2 – амфотерний оксид, розчиняється у кислотах і лугах, утворюючи нестійкі солі марганцю: (IV) $\text{MnO}_2 + 4\text{HCl} = \text{MnCl}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$



Із сполук марганцю найбільш стійкими є диоксид марганцю : (IV) MnO_2 .

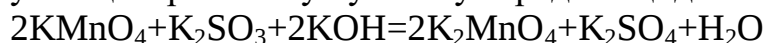
Оксид марганцю VI MnO_3 – кислотний оксид. Він розчиняється у лугах з утворення манганатів $\text{MnO}_3 + 2\text{KOH} = \text{K}_2\text{MnO}_4 + \text{H}_2\text{O}$.

Мангани – нестійкі сполуки і розкладаються у воді з утворенням перманганатів і оксиду марганцю (IV) $3\text{K}_2\text{MnO}_4 + 2\text{H}_2\text{O} = 2\text{KMnO}_4 + \text{MnO}_2 + 4\text{KOH}$

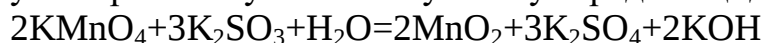
Перманганати – солі марганцевої кислоти HMnO_4 це сильна кислота. Ознайомлюючись з властивостями марганцевої кислоти та її солей, зверніть увагу на те, що вони сильні окисники. Залежно від середовища відновлення перманганату в розчині відбувається по-різному: у кислому середовищі він відновлюється до солей марганцю (II)



у концентрованому лужному середовищі до солей марганцю (VI)



у нейтральному та слаболужному середовищі до оксиду марганцю (IV)



Характер відновлення перманганату у різному середовищі слід запам'ятати, оскільки з окисненням за його допомогою різних речовин часто доводиться зустрічатися у хімічній практиці.

Метали VIII гр.

На зовнішньому енергетичному рівні атоми цих елементів мають один або два електрони, тому усі вони є металами. Перед зовнішній енергетичний рівень незавершений. У хімічних реакціях атоми цих металів можуть віддавати не тільки електрони зовнішнього енергетичного рівня, але й електрони, які знаходяться на d-підрівні передостаннього енергетичного рівня. Тому метали у сполуках можуть мати різні ступені окиснення. 1, 5, +2, -4, 0, +8. Проте більшість металів не виявляють максимального ступеня окиснення. Метали восьмої групи можуть бути поєднані за загальними хімічними властивостями у підгрупу заліза та підгрупу платини. Для сполук заліза кобальта, нікелю, характерні ступені окиснення +2, +3. Від заліза до нікелю стійкість сполук з ступенем окиснення +3 знижується. Гідроксиди цих металів мають основний характер. На повітрі дуже легко окислюється. Сполуки заліза кобальту і нікелю у ступені окиснення +3 є окисниками, їх окисна здатність збільшується від заліза до нікелю. Метали підгрупи заліза у електрохімічному ряді напруги металів розміщені перед воднем. Вони розчиняються у кислотах. У природі зустрічається у вигляді сполук.

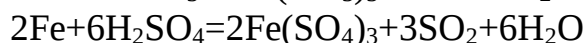
Платинові метали утворюють групу рідких металів. У електрохімічному ряді вони стоять після водню, мають низьку хімічну реакцію здатність, стійкі до дії багатьох хімічних речовин. У природі ці метали зустрічаються як у самородному стані, так і у вигляді сполук. Вони застосовуються як каталізатори для виготовлення хімічного посуду і апаратури.

Залізо. Хімічні властивості залежать від його чистоти. Наявність домішок у ньому викликає корозію заліза. У вологому повітрі його поверхня покрита іржею.

При дії водяної пари на розжарене залізо утворюється змішаний оксид заліза: (II, III) $3\text{Fe} + 4\text{H}_2\text{O} = \text{Fe}_3\text{O}_4 + 4\text{H}_2$

Розведені кислоти (HCl ; H_2SO_4) розчиняють залізо: $\text{Fe} + \text{HCl} \rightarrow \text{FeCl}_2 + \text{H}_2 \uparrow$

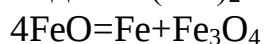
При дії холодних концентрованих кислот азотної та сірчатої, залізо пасивується, тобто покривається суцільно захисною плівкою. При нагріванні відбувається розчинення заліза за рівнями



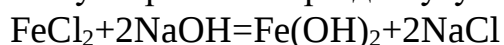
Залізо утворює 3 оксиди : FeO ; Fe_2O_3 ; Fe_3O_4 . Оксид заліза (II) FeO – основний оксид. Розчиняється у кислотах: $\text{FeO} + 2\text{HCl} \rightarrow \text{FeCl}_2 + \text{H}_2\text{O}$

При нагріванні до 200° на повітрі, окислюється: $4\text{FeO} + \text{O}_2 = 2\text{Fe}_2\text{O}_3$

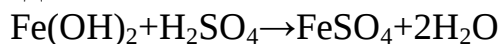
Нагріванні до 600° утворює металічне залізо та оксид заліза, йому відповідає $\text{Fe}(\text{OH})_2$



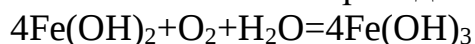
Він утворюється при дії лугу на розчин солі заліза:



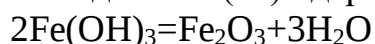
Гідроксид заліза (II) проявляє основні властивості та легко розчиняються у розведених кислотах:



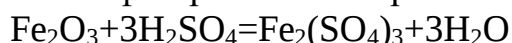
Він окислюється і переходить у гідроксид заліза (III)



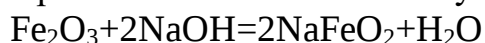
Оксид заліза (III) одержують при прожарюванні гідроксиду заліза (III)



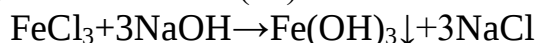
Він амфотерний. Може розчинятись у кислотах при відповідних умовах:



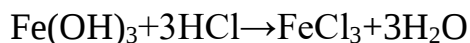
При сплавленні з основами утворює ферити



Гідроксид заліза (III) – амфотерний гідроксид, який утворюється при дії лугу на сіль заліза (III):



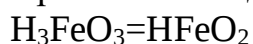
Він розчинний у розведених кислотах і гарячих концентрованих розчинах лугів:



Зверніть увагу на те, що наявність третьої гідроксильної групи робить зв'язок $\text{Fe} - \text{O}$ порівняним за міцністю зі зв'язком $\text{O} - \text{H}$, тому дисоціація стає можливою за двома напрямками:

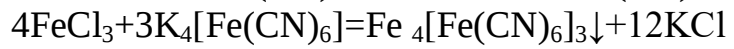
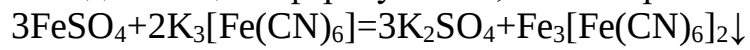


При частковій дегідратації утворюється заліzysta кислота:



Солі її називаються феритами. Треба знати реакції характерні для заліза. Для солі заліза характерна реакція з розчином гексіанофенатом калію. Червона кров'яна сіль. При реакції утворюється темно-синій осад гексаціаноферату

заліза, за яким розпізнають сполуки заліза. Для солей заліза характерна реакція з гексаціофератом калію – жовта кров'яна сіль. При реакції утворюється темно-синій осад гексаціаноферату заліза, за яким розпізнають сполуки заліза.



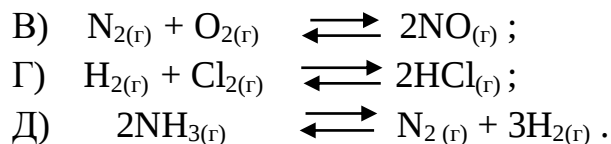
З рудами заліза, сплавами їх одержання ознайомтесь за підручником.

Контрольна робота

Вариант № 10

У завданнях 1-10 оберіть одну правильну відповідь.

- Укажіть чинник, що не впливає на швидкість хімічних реакцій:
А) температура; В) площа поверхні контакту реагентів;
Б) каталізатор; Г) колір; Д) тиск.
- Правильно подано закінчення твердження: «Розчин – це ... » у рядку:
А) неоднорідна суміш речовин; В) однорідна суміш речовин;
Б) суміш, одним із компонентів якої є вода; Г) суміш рідин;
Д) суміш твердих речовин.
- Позначте оксид, який відповідає ферум (III) гідроксиду:
А) FeO; Б) Fe₂O₃; В) OF₂; Г) Fe₃O₄; Д) Fe₂O₇.
- Вкажіть, які типи хімічних зв'язків є в речовинах, що належать до електролітів:
А) лише неполярні ковалентні; В) неполярні ковалентні й полярні ковалентні;
Б) йонні й полярні ковалентні; Г) лише полярні ковалентні;
Д) лише йонні.
- Вкажіть групу елементів, які входять до складу побічної підгрупи VI групи:
А) S, O, Ne; В) Po, F, O; Д) Ba, Ca, Cr.
Б) O, S, Se; Г) Cr ,Mo, W;
- Визначте і вкажіть речовину А у схемі реакції $A + KOH \longrightarrow K_2SO_3$:
А) H₂S; Б) SO₂; В) SO₃; Г) SO; Д) H₂SO₄.
- Позначте метал, який не взаємодіє з водою:
А) Ag ; Б) Fe; В) Ca; Г) Zn; Д) Ba .
- Укажіть ряд, в якому всі солі піддаються гідролізу:
А) BaCl₂ ; KNO₃ ; Na₂ CO₃ ; В) Ba(NO₃)₂ ; CuSO₄ ; NiCl₂ ;
Б) KCl; ZnCl₂ ; FeCl₃ ; Г) Mg(NO₃)₂ ; FeSO₄ ; (NH₄)₂ SO₄ ;
Д) K₃PO₄; Na₂S ; NaCl.
- Укажіть реакцію, для якої підвищення тиску викличе зміщення рівноваги у бік продуктів реакції:
А) $4HCl_{(r)} + O_{2(r)} \rightleftharpoons 2Cl_{2(r)} + 2H_2O_{(r)}$;
Б) $CaCO_{3(тв.)} \rightleftharpoons CaO_{(r)} + CO_{2(r)}$;



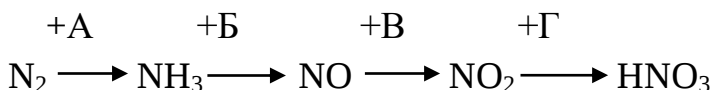
10. Укажіть продукти взаємодії заліза з хлоридною кислотою:

А) FeCl_3 та H_2 ; Б) FeH_2 та Cl_2 ; В) FeCl_2 та H_2 ; Г) $\text{Fe}(\text{OH})_3$ та Cl_2 ; Д) $\text{Fe} + \text{HCl}$.

У завданнях 11 – 15 необхідно вказати власну відповідь.

11. Із запропонованих ступенів окиснення: 1) +2; 2) -2; +4; +6; 3) -2; +2; 4) -4; +2; +4; 5) -3; +3; +5, виберіть ті, які відповідають хімічним елементам : сульфуру, карбону, кальцію, фосфору.

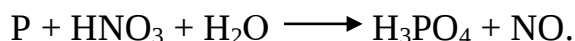
12. Виберіть із запропонованих речовин 1) O_2 ; 2) $\text{O}_2(\text{Pt})$; 3) H_2O , O_2 ; 4) HNO_2 ; 5) H_2 ті, які відповідають буквам у схемі перетворень: А, Б, В, Г. Зробіть перетворення і напишіть рівняння відповідних реакцій:



13. Вкажіть речовини, між якими у розчині практично до кінця відбувається реакція йонного обміну. Написати рівняння реакції в молекулярній та іонній формі:

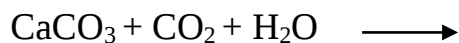
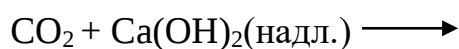
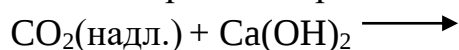
А) CuSO_4 і KCl ; Б) Na_2SO_4 і KOH ;
 Б) ZnCl_2 і H_2S ; Г) CuSO_4 і ZnCl_2 ; Д) K_2SO_3 і NaOH .

14. Розставте коефіцієнти у схемі реакції:



Вкажіть, який коефіцієнт потрібно поставити перед нітратною кислотою;

15. Закінчіть рівняння реакції та розставте, якщо потрібно, коефіцієнти:



Завдання 16 - розв'язати задачу.

16. Обчисліть кількість речовини сульфатної кислоти, що знаходиться в розчині об'ємом 700 мл ($\rho = 1,205$ г/мл) з масовою часткою кислоти 28 %.

Варіант № 9

У завданнях 1-10 оберіть одну правильну відповідь.

1. Позначте пропущені слова: «Окиснення – це процес ... частинкою (речовиною)»:

- А) віддачі електронів; В) віддачі або приймання електронів;
Б) приймання електронів; Г) виділення теплоти;
Д) поглинання теплоти.

2. Укажіть взаємодії між якими двома речовинами відповідає скорочене йонне рівняння: $\text{Ag}^+ + \text{Cl}^- \longrightarrow \text{AgCl} \downarrow$:

- А) Ag та HCl ; В) AgNO₃ та HCl ;
Б) Ag₂O та KCl ; Г) AgBr та Cl₂ ; Д) Ag та NaCl.

3. Укажіть кислу сіль:

- А) NH₄Cl ; Б) KH₂PO₄ ; В) CH₃COONa ; Г) CH₃NH₂ ; Д) Na₂SO₄.

4. Позначте спосіб добування купрум (II) гідроксиду:

- А) взаємодія міді з водою;
Б) взаємодія розчину купрум (II) сульфату з лугом;
В) взаємодія купрум (II) сульфату з водою;
Г) взаємодія купрум (II) сульфідів з калій гідроксидом;
Д) взаємодія міді з калій гідроксидом.

5. Укажіть речовину, з якою не взаємодіє магній:

- А) H₂SO₄ ; Б) CuSO₄ ; В) NaOH ; Г) S ; Д) Li₂O.

6. Укажіть заряди катіона та аніона, на які дисоціює у водному розчині алюміній хлорид:

- А) 3⁺ та 1⁻ ; Б) 3⁺ та 3⁻ ; В) 1⁺ та 3⁻ ; Г) 1⁺ та 1⁻ ; Д) 2⁺ та 1⁻ .

7. Правильно подано закінчення твердження: «Ковалентний зв'язок – це хімічний зв'язок, який існує за рахунок ... » у рядку:

- А) утворення спільних електронних пар;
Б) взаємного притягання протилежно заряджених йонів;
В) того, що атоми віддають свої зовнішні електрони;

- Г) того, що ядро притягає зовнішні електрони;
 Д) взаємного притягання однойменно заряджених іонів.

8. Укажіть йонне рівняння, що відповідає молекулярному рівнянню реакції гідролізу $\text{NH}_4\text{HCO}_3 + \text{HOH} \rightarrow \text{NH}_4\text{OH} + \text{H}_2\text{CO}_3$:

- А) $\text{NH}_4^+ + \text{HOH} \rightarrow \text{NH}_4\text{OH} + \text{H}^+$; В) $\text{HCO}_3^- + \text{HOH} \rightarrow \text{H}_2\text{CO}_3 + \text{OH}^-$;
 Б) $\text{CO}_3^{2-} + \text{HOH} \rightarrow \text{HCO}_3^- + \text{OH}^-$; Г) $\text{CO}_3^{2-} + 2\text{H}^+ \rightarrow \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$;
 Д) $\text{NH}_4^+ + \text{HCO}_3^- + \text{HOH} \rightarrow \text{NH}_4\text{OH} + \text{H}_2\text{CO}_3$.

9. Серед наведених тверджень виберіть правильні:

- 1) насичений розчин може бути розбавленим;
 - 2) насичений розчин не може бути розбавленим;
 - 3) насичений розчин може бути концентрованим;
 - 4) насичений розчин не може бути концентрованим;
 - 5) насичений розчин може бути концентрованим і розбавленим.
- А) 2,3; Б) 1,3; В) 3; Г) 1; Д) 2,4.

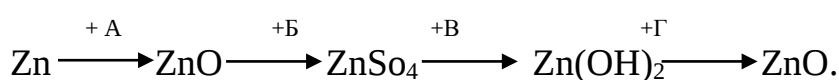
10. Укажіть ряд, всі оксиди якого є основними:

- А) Na_2O , ZnO , NiO ; В) CO_2 , SO_2 , CaO ;
 Б) SO_2 , FeO , CaO ; Г) Mn_2O_7 , CrO_3 , CaO ; Д) PbO , Cl_2O_7 , ZnO .

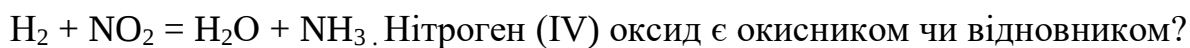
У завданнях 11 – 15 необхідно вказати власну відповідь.

11. За допомогою яких якісних реакцій можна визначити іони: SO_4^{2-} , CO_3^{2-} , Cl^- , NH_4^+ .

12. Виберіть із запропонованих речовин та умов реакцій: H_2SO_4 ; t° ; H_2O ; K_2SO_4 ; KOH , ті, які відповідають буквам А, Б, В, Г в перетворенні:



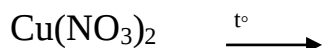
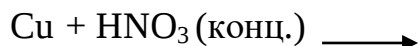
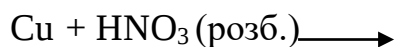
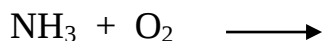
13. Складіть схему електронного балансу і розставте коефіцієнти у рівнянні:



14. Вкажіть пару формул речовин А і В із запропонованих: Na і H_2O ; NaOH і H_2O ; Na_2O і H_2O ; NaCl і H_2O ; NaN і H_2O , які беруть участь в реакції, що відповідає

скороченому йонному рівнянню $A + B = 2Na^+ + 2OH^-$. Напишіть рівняння в молекулярній та повній іонній формі.

15. Закінчіть рівняння запропонованих реакцій :



Завдання 16 - розв'язати задачу.

16. Обчисліть масу кальцій оксиду, що прореагував з водою, якщо при пропусканні крізь утворений розчин надлишку карбон (IV) оксиду утворився кальцій гідрокарбонат, масою 4,05 г.

Варіант № 8

У завданнях 1-10 оберіть одну правильну відповідь.

1. Правильно подано закінчення твердження : «Ковалентний неполярний зв'язок утворюється між ... » у рядку:

- А) однаковими атомами неметалічних елементів;
- Б) різними атомами неметалічних елементів;
- В) атомами типових металічних і неметалічних елементів;
- Г) різними атомами металічних елементів;
- Д) різними молекулами.

2. Укажіть взаємодії між якими двома речовинами відповідає скорочене йонне рівняння $Zn^{2+} + 2OH^- \longrightarrow Zn(OH)_2$:

- А) $ZnCl_2$ та KOH ; В) ZnO та $NaOH$;
- Б) $Zn(NO_3)_2$ та CH_3OH ; Г) Zn та $NaOH$; Д) ZnO та HCl .

3. Укажіть речовини, які утворюються при взаємодії натрій гідроксиду з надлишком сульфатної кислоти:

- А) Na_2SO_4 і H_2O ; В) Na_2SO_3 і H_2O ;
- Б) $NaHSO_4$ і H_2O ; Г) $NaHSO_3$ і H_2O ; Д) Na і H_2O .

4. Укажіть метал, який найактивніше витискує водень із кислот:

А) мідь; Б) хром; В) алюміній; Г) залізо; Д) платина.

5. Укажіть речовину, що взаємодіє з лугами:

А) CO ; Б) FeCl_2 ; В) MgO ; Г) H_2 ; Д) PbO .

6. Укажіть заряди катіона та аніона, на які дисоціює у водному розчині натрій сульфід:

А) 1^+ та 2^- ; Б) 2^+ та 2^- ; В) 1^+ та 1^- ; Г) 2^+ та 1^- ; Д) 2^+ та 3^- .

7. Укажіть кислотний оксид:

А) CO ; Б) CO_2 ; В) CaO ; Г) ZnO ; Д) Na_2O .

8. Укажіть сіль, із розчином якої взаємодіє залізо:

А) AgNO_3 ; Б) $\text{Al}(\text{NO}_3)_3$; В) $\text{Zn}(\text{NO}_3)_2$; Г) NaNO_3 ; Д) KNO_3 .

9. Вкажіть пару формул речовин, які потрібно використати, щоб провести реакцію, яка відповідає скороченому йонному рівнянню $\text{Mg}(\text{OH})_2 + 2\text{H}^+ = \text{Mg}^{2+} + 2\text{H}_2\text{O}$:

А) $\text{Mg}(\text{OH})_2$ і NaNO_3 ; В) $\text{Mg}(\text{OH})_2$ і K_2SO_4 ;

Б) $\text{Mg}(\text{OH})_2$ і HNO_3 ; Г) $\text{Mg}(\text{OH})_2$ і H_3PO_4 ; Д) $\text{Mg}(\text{OH})_2$ і H_2SiO_3 .

10. Укажіть молекулярне рівняння, що відповідає йонному рівнянню реакції гідролізу $\text{HCO}_3^- + \text{HON} \longrightarrow \text{H}_2\text{CO}_3 + \text{OH}^-$:

А) $\text{NaHCO}_3 + \text{HON} \longrightarrow \text{H}_2\text{CO}_3 + \text{NaOH}$;

Б) $\text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{HON} \longrightarrow \text{NaHCO}_3 + \text{NaOH}$;

В) $\text{NH}_4\text{HCO}_3 + \text{HON} \longrightarrow \text{H}_2\text{CO}_3 + \text{NH}_4\text{OH}$;

Г) $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3 + \text{HON} \longrightarrow \text{NH}_4\text{HCO}_3 + \text{NaOH}$;

Д) $\text{Fe}(\text{HCO}_3)_2 + \text{HON} \longrightarrow \text{Fe}(\text{OH})_2 + \text{H}_2\text{CO}_3$.

У завданнях 11 – 15 необхідно вказати власну відповідь.

11. Які з наведених продуктів реакцій: $\text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$; H_2SO_4 ; K_2SO_4 ; KHSO_4 ; K_2SO_3 , відповідають слідуючим реагентам:

$\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow$

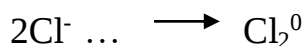
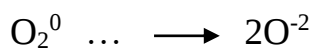
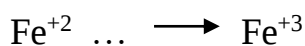
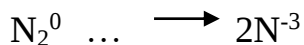
$\text{SO}_3 + \text{KOH} \longrightarrow$

$\text{SO}_3 + 2\text{KOH} \longrightarrow$

$\text{SO}_3 + \text{K}_2\text{O} \longrightarrow$

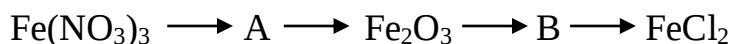
Наведіть рівняння відповідних реакцій.

12. У запропонованих схемах електронного балансу установіть кількість відданих або прийнятих електронів:



13. Визначте речовини А і В у схемі перетворень із запропонованих: Fe і FeSO₄; FeO і FeCl₃; Fe(NO₂)₂ і FeO; Fe(OH)₃ і Fe; Fe₃O₄ і FeCl₃.

Схема перетворень:



Наведіть рівняння відповідних хімічних реакцій.

14. Вкажіть формулу солі, розчин якої має кисле середовище: ZnSO₄; K₂SO₄; K₂SO₃; K₂S; Na₂S. Напишіть гідроліз солі.

15. Який з чинників: зменшення t°; збільшення t°; збільшення тиску; зменшення t° і збільшення тиску; збільшення t° і збільшення тиску; сприяє зміщенню рівноваги реакції праворуч $\text{CO}_{2(\text{г})} + \text{C}_{(\text{г})} \rightleftharpoons 2\text{CO}_{(\text{г})}$?

Завдання 16 - розв'язати задачу.

16. Обчисліть масову частку лугу в розчині, що утворився при додаванні натрій гідроксиду масою 25 г до розчину масою 250 г з масовою часткою натрій гідроксиду 12 %.

Варіант № 7

У завданнях 1-10 оберіть одну правильну відповідь.

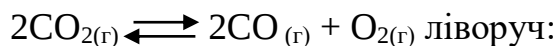
1. Правильно подано закінчення твердження : «Відновник – це частинка (речовина), яка під час хімічної реакції ...» у рядку:

- А) віддає електрони;
- Б) приймає електрони;
- В) може і віддавати і приймати електрони ;електронів;
- Г) перетворюється без зміни ступенів окиснення елементів;
- Д) віддає протони.

2. Вкажіть йони, які не можуть одночасно міститися у розчині:

- А) Ca²⁺ і Cl⁻; Б) Al³⁺ і Cl⁻; В) Cl⁻ і K⁺; Г) Ag⁺ і Cl⁻; Д) Zn²⁺ і SO₄²⁻.

3. Вкажіть чинники, які сприятимуть зміщенню рівноваги реакції



- А) збільшення тиску; В) збільшення тиску і збільшення концентрації CO_2 ;
Б) зменшення тиску; Г) зменшення тиску і збільшення концентрації CO_2 ;
Д) зменшення концентрації CO_2 .

4. Вкажіть пару оксидів, які взаємодіючи з водою, утворюють кислоти

- А) N_2O_5 , SiO_2 ; Б) NO , N_2O_5 ; В) N_2O_5 , NO_2 ; Г) CO , CO_2 ; Д) CrO_3 , Cr_2O_3 .

5. Вкажіть пару речовин, яка належить до основних солей:

- А) ZnOHNO_3 , KNO_3 ; В) $\text{Ca}(\text{OCl})_2$, CaOCl_2 ;
Б) FeOHCl , $\text{Fe}(\text{OH})_2\text{Cl}$; Г) FeCl_3 , FeOHSO_4 ; Д) $\text{Ca}(\text{HS})_2$, NaHCO_3 .

6. Вкажіть речовини, з якими може реагувати хлорид на кислота:

- А) Cu , CuO ; Б) Zn , ZnO ; В) Ag , KOH ; Г) Hg , HgO ; Д) NaNO_3 , Cu .

7. Вкажіть формули електролітів, під час дисоціації яких утворюються йони Zn^{2+} , K^+ , Cl^- , CO_3^{2-} :

- А) KCl , ZnCl_2 , ZnCO_3 ; В) K_2CO_3 , ZnCO_3 , KCl ;
Б) ZnCO_3 , KCl , KHCO_3 ; Г) KCl , K_2CO_3 , ZnCl_2 ; Д) KNO_3 , ZnCO_3 , KCl .

8. Вкажіть, які типи хімічних зв'язків є в речовинах, що належать до електролітів:

- А) лише неполярні ковалентні; В) неполярні ковалентні й полярні ковалентні;
Б) йонні й полярні ковалентні; Г) лише полярні ковалентні; Д) лише йонні.

9. Вкажіть формулу речовини, яка є сильним електролітом:

- А) CH_3COOH ; Б) H_2SO_3 ; В) H_2S ; Г) H_2SO_4 ; Д) $\text{Fe}(\text{OH})_2$.

10. Вкажіть кислоту, валентність кислотного залишку якої дорівнює III:

- А) нітратна; В) метафосфатна;
Б) сульфатна; Г) ортофосфатна; Д) сульфідна.

У завданнях 11 – 15 необхідно вказати власну відповідь.

11. Визначте пару речовин: $\text{Fe}(\text{OH})_3$ і FeCl_3 ; $\text{Zn}(\text{OH})_2$ і ZnCl_2 ; KOH , KCl ; H_2O і HCl ;

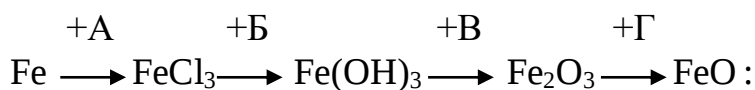
H_2O_2 і H_2O ; яка відповідає буквам А, Д у схемі реакції: $\text{CuCl}_2 + \text{A} \longrightarrow \text{Cu}(\text{OH})_2 + \text{Д} \downarrow$

Напишіть рівняння в молекулярній та повній іонній формі.

12. Яким кислотним оксидам: N_2O_5 ; N_2O_3 ; SO_3 ; SO_2 ; SiO_2 ; відповідають слідуючі кислоти: H_2SO_4 ; H_2SiO_3 ; H_2SO_3 ; HNO_3 ; HNO_2 ?

13. Яким з наведених хімічних елементів: калій; магній; алюміній; йод ,відповідають слідуєчі заряди йонів: 2-; 1-; 1+; 2+; 3+. Установіть відповідність.

14. Виберіть речовини та умови реакцій: HCl; Cl₂; CO; NaOH; t°, які відповідають буквам А, Б, В, Г у схемі перетворень:



Напишіть рівняння відповідних реакцій.

15. Вкажіть формулу солі, у водному розчині якої рН середовища має значення менше 7: K₂S; AlCl₃; KCl; K₂SO₃; Na₃PO₄. Напишіть рівняння гідролізу солі.

Завдання 16 - розв'язати задачу.

16. Скільки нітратної кислоти необхідно для розчинення 4,9 г купрум (II) гідроксиду?

Варіант № 6

У завданнях 1-10 оберіть одну правильну відповідь.

1. Правильно подано закінчення твердження : « Йонний зв'язок - це хімічний зв'язок, який існує за рахунок ...» у рядку:

- А) утворення спільної пари електронів;
- Б) взаємного притягання протилежно заряджених йонів;
- В) того, що атоми віддають свої зовнішні електрони;
- Г) того, що ядро притягує зовнішні електрони;
- Д) того, що атоми притягують свої зовнішні електрони.

2. Укажіть речовини, що утворюються при хімічній взаємодії міді з концентрованою сульфатною кислотою:

- А) CuSO₄ та H₂ ; В) CuSO₄ та SO₂ ;
- Б) CuO, SO₂ та H₂O ; Г) CuSO₄, SO₂ та H₂O ; Д) CuS, SO₂ та H₂O .

3. Позначте формули речовин, під час взаємодії яких можна одержати кальцій гідроксид:

- А) Ca₃(PO₄)₂, NaOH; В) CaCl₂, KOH;
- Б) Ca(NO₃)₂, Al(OH)₃; Г) CaSO₄, Zn(OH)₂ ; Д) CaCO₃, NaOH.

4. Укажіть речовини, взаємодія між якими описується скороченим іонним рівнянням $Al^{3+} + 3OH^- = Al(OH)_3$:

- А) $AlCl_3$ та $Mg(OH)_2$; В) Al_2O_3 та H_2O ;
Б) $Al_2(SO_4)_3$ та H_2O ; Г) Al_2O_3 та KOH ; Д) $AlCl_3$ та $NaOH$.

5. Укажіть, як змінюються металічні властивості елементів металів в періодах зліва направо:

- А) зменшуються, бо росте число електронів на зовнішньому рівні;
Б) зменшуються, бо збільшується радіус атома;
В) не змінюються;
Г) збільшуються, бо росте заряд ядра атома;
Д) збільшуються, бо росте число електронів на зовнішньому рівні.

6. Укажіть продукти, які утворюються під час взаємодії срібла з концентрованою нітратною кислотою:

- А) $AgNO_3 + H_2$; Г) $Ag_2O + NO + O_2$;
Б) $Ag_2O + NO_2 + H_2O$; Д) $AgNO_3 + NH_3 + O_2$.

7. Укажіть газ, який утворюється під час взаємодії концентрованої сульфатної кислоти з міддю:

- А) водень; Б) сульфур (VI)оксид; В) сірководень; Г) сульфур (IV)оксид; Д) кисень.

8. Укажіть формулу кальцій дигідрогенортофосфату:

- А) $Ca(H_2PO_4)_2$; Б) $Ca_3(PO_4)_2$; В) $CaHPO_4$; Г) $Ca_2P_2O_7$; Д) Ca_3P_2 .

9. Укажіть групу металів, що витискують водень з кислот:

- А) Zn, Au ; Б) Cr, Co ; В) Mg, Hg ; Г) Ag, Fe ; Д) Cu, Zn .

10. Укажіть реакцію, для якої зниження тиску викличе зміщення рівноваги у бік продуктів реакції:

- А) $CaCO_{3(тв.)} \rightleftharpoons CaO_{(г)} + CO_{2(г)}$;
Б) $4HCl_{(г)} + O_{2(г)} \rightleftharpoons 2Cl_{2(г)} + 2H_2O_{(г)}$;
В) $N_{2(г)} + O_{2(г)} \rightleftharpoons 2NO_{(г)}$;
Г) $H_{2(г)} + Cl_{2(г)} \rightleftharpoons 2HCl_{(г)}$;
Д) $N_{2(г)} + 3H_{2(г)} \rightleftharpoons 2NH_{3(г)}$.

У завданнях 11 – 15 необхідно вказати власну відповідь.

11. Виберіть із запропонованих речовин O_2 ; $Ca(OH)_2$; H_2O ; H_3PO_4 ; K_3PO_4 , ті, які відповідають буквам А, Б, В, Г у схемі перетворень:



Наведіть рівняння відповідних реакцій.

12. Установіть генетичний ланцюжок добування нітрата натрія з наведених речовин: амоніак;

нітроген (IV) оксид;

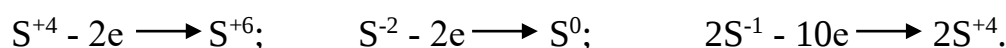
нітроген (II) оксид;

азот;

нітратна кислота.

Зробіть перетворення і напишіть рівняння відповідних реакцій.

13. Вкажіть електронне рівняння процесу відновлення сульфору:



14. З наведених пар речовин: $MgCl_2$ і $Fe(OH)_3$; $Mg_3(PO_4)_2$ і KOH ; $MgSO_4$ і $NaOH$; $MgCl_2$ і H_2O ; MgS і KOH , виберіть ті, які потрібно використати, щоб провести реакцію, яка відповідає скороченому йонному рівнянню $Mg^{2+} + 2OH^- \longrightarrow Mg(OH)_2 \downarrow$:

Написати рівняння реакцій в молекулярній та повній іонній формі.

15. Вкажіть формулу солі, у водному розчині якої рН середовища дорівнює 7:

$NaNO_3$; $NaNO_2$; Na_2SO_3 ; Na_2S ; $CaCl_2$. Укажіть види гідролізу.

Завдання 16 - розв'язати задачу.

16. Скільки солі утвориться, якщо до розчину, в якому 9,8 г сульфатної кислоти додати розчин, в якому 10 г натрій гідроксиду?

Варіант № 5

У завданнях 1-10 оберіть одну правильну відповідь.

1. Правильно подано закінчення твердження : « Електроліти – це сполуки, ...» у рядку:

А) водні розчини та розплави яких проводять електричний струм;

Б) які проводять електричний струм;

В) які розщеплюються на йони під час проходження електричного струму;

- Г) які розкладаються під час проходження електричного струму;
Д) які не розкладаються під час проходження електричного струму.

2. Вкажіть групу речовин, яка містить лише оксиди:

- А) FeO, FeS, NO₂ ; В) K₂O, CrO₃, Cr₂O₃;
Б) N₂O, Na₂O, NaCl; Г) FeO, Fe₂O₃, FeS; Д) K₃N, KN, K₂O .

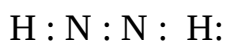
3. Вкажіть групу речовин, які взаємодіють з купрум (II) хлоридом:

- А) Zn, AgNO₃, KOH; В) K₂O, Fe(NO₃)₃, Mg;
Б) NaOH, HNO₃, MgO; Г) H₂SO₄, Ba(NO₃)₂, AgNO₃; Д) KOH, HCl, H₂O.

4. Вкажіть пару формул речовин, які потрібно використати, щоб реакція відбулась відповідно до скороченого йонного рівняння $3\text{Ca}^{2+} + 2\text{PO}_4^{3-} = \text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$:

- А) CaCl₂ , Mg₃(PO₄)₂ ; В) CaSO₄ , Zn₃(PO₄)₂ ;
Б) Ca(NO₃)₂ , K₃PO₄; Г) CaCl₂ , Cu₃(PO₄)₂; Д) CaSO₃ , K₃PO₄ .

5. Вкажіть число спільних електронних пар у молекулі, електронна формула якої



- А) 3; Б) 5; В) 4; Г) 1; Д) 6.

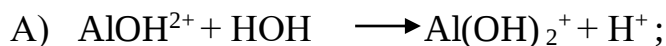
6. Вкажіть молекулу, між атомами якої існує неполярний ковалентний зв'язок:

- А) Cl₂O; Б) H₂S; В) N₂; Г) NH₃; Д) HBr.

7. Вкажіть формулу речовини, яка є сильним електролітом :

- А) H₂CO₄; Б) HNO₃; В) HNO₂; Г) Mg(OH)₂ ; Д) H₂S.

8. Вкажіть іонне рівняння, що відповідає молекулярному рівнянню реакції гідролізу



9. Вкажіть, яке з тверджень стосовно фізичних властивостей лужних і лужно-земельних металів є неправильним :

- А) густина цих металів згори вниз по групі збільшується;

- Б) температури плавлення металів згори вниз по групі зменшуються;
 В) усі ці метали сріблясто-білого кольору, добре проводять струм і тепло;
 Г) усі ці метали є тугоплавкими;
 Д) усі ці метали є легкоплавкими;

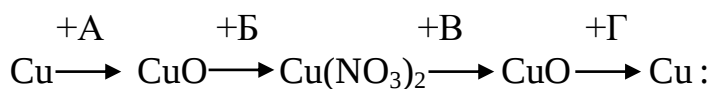
10. Вкажіть метал, під час взаємодії якого з концентрованою нітратною кислотою виділяється NO_2 :

- А) Al ; Б) Ca ; В) Cu ; Г) Na ; Д) K .

У завданнях 11 – 15 необхідно вказати власну відповідь.

11. Із запропонованих ступенів окиснення: 1). -2, -1, +2; 2) -1, +3, +5, +7 ;
 3) -1, +1, +3, +5, +7; 4) -1, +1; 5) -1, виберіть ті, які відповідають хімічним елементам у сполуках: кисень; хлор; флуор; водень.

12. Виберіть із запропонованих речовин та умов реакцій: O_2 ; t° ; H_2O ; HNO_3 ; H_2
 виберіть ті, які відповідають буквам А, Б, В, Г, у схемі перетворень:

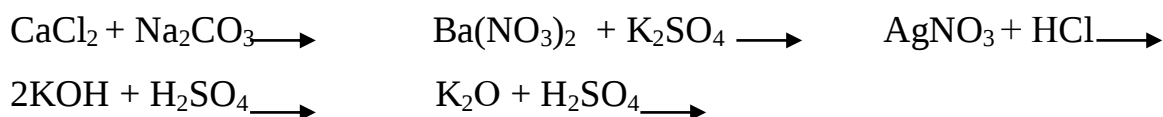


Наведіть рівняння відповідних реакцій.

13. Виберіть одну пару речовин із запропонованих пар: $\text{Zn}_3(\text{PO}_4)_2$, ZnCl_2 ; K_3PO_4 ,
 KCl ; AlPO_4 , AlCl_3 ; $\text{Cu}_3(\text{PO}_4)_2$, CuCl_2 ; P_2O_5 , Cl_2 , які відповідають буквам А і Д у
 схемі реакції $\text{MgCl}_2 + \text{A} \rightarrow \text{Mg}_3(\text{PO}_4)_2 + \text{Д}$. Наведіть рівняння реакції.

14. Вкажіть ступінь окиснення, який має нітроген у натрій нітриті. .

15. Закінчіть рівняння реакції. Визначте, які реакції відбуваються до кінця і запишіть їх в повній і скороченій іонній формі.:



Завдання 16 - розв'язати задачу.

16. В результаті розкладання вапняку, в якому 5 % домішок, утворилось 4,25 л вуглекислого газу (н. у.). Скільки вапняку взято?

Варіант № 4

У завданнях 1-10 оберіть одну правильну відповідь.

1. Правильно подано закінчення твердження : « Насичений розчин – це розчин, у якому ...» у рядку :

- А) можна розчинити певну порцію речовини за даних умов;
- Б) маса розчинника більша за масу розчиненої речовини;
- В) маса розчинника менша за масу розчиненої речовини;
- Г) не можна більше розчинити речовини за даних умов;
- Д) маса розчинника менша за масу розчину.

2. Вкажіть амфотерний оксид :

- А) Ag_2O ; Б) ZnO ; В) MgO ; Г) FeO ; Д) Na_2O .

3. Вкажіть колір лакмусу в розчинах кислот :

- А) синій; Б) червоний; В) фіолетовий; Г) жовтий; Д) безбарвний .

4. Правильно подано закінчення твердження : « Елементи групи VIII А не утворюють сполук, тому що ... » у рядку:

- А) є останніми елементами у періодах ;
- Б) мають незначний заряд ядра;
- В) не мають на зовнішньому рівні d-орбіталей ;
- Г) їхні атоми містять лише спарені електрони й не можуть перебувати у збудженому стані;

Д) атоми містять електрони, які перебувають у збудженому стані.

5. Позначте речовину, з якою взаємодіє ортофосфатна кислота:

- А) CO_2 ; Б) Mg ; В) K_2SO_4 ; Г) CO ; Д) Cu .

6. Виберіть сіль, яка при гідролізі утворює основну сіль:

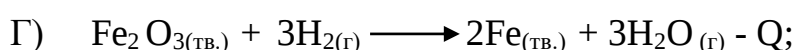
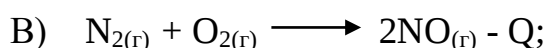
- А) NaCl ; Б) $\text{CH}_3\text{COONH}_4$; В) ZnCl_2 ; Г) K_2CO_3 ; Д) LiCl .

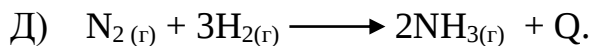
7. Вкажіть електронну формулу атома оксисену:

- А) $1s^2 2s^2 2p^6$; В) $1s^2 2s^2 2p^4$;
Б) $1s^2 2s^2 2p^6$; Г) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$; Д) $1s^2 2s^2 2p^2 3s^2$.

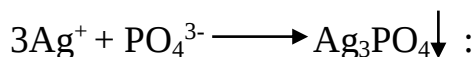
8. Укажіть реакцію, для якої зниження температури викличе зміщення рівноваги у бік продуктів реакції:

- А) $\text{Ca CO}_{3(\text{тв.})} \longrightarrow \text{CaO}_{(\text{г})} + \text{CO}_{2(\text{г})}$;
Б) $\text{Fe}_2 \text{O}_{4(\text{тв.})} + 4\text{H}_{2(\text{г})} \longrightarrow 3\text{Fe}_{(\text{тв.})} + 4\text{H}_2\text{O}_{(\text{г})} - Q$;





9. Вкажіть пару формул речовин, які потрібно використати, щоб реакція відбулась відповідно до скороченого йонного рівняння



А) $AgBr, H_3PO_4$; В) Ag_3S, Na_3PO_4 ;

Б) $AgCl, K_3PO_4$; Г) $AgNO_3, K_3PO_4$; Д) $AgNO_3, Mg_3(PO_4)_2$.

10. Вкажіть сполуку, яку необхідно додати до кальцій ортофосфату, щоб перетворити його на кальцій гідрогенортофосфат:

А) H_3PO_4 ; Б) $Ca(OH)_2$; В) $CaCl_2$; Г) K_3PO_4 ; Д) KH_2PO_4 .

У завданнях 11 – 15 необхідно вказати власну відповідь.

11. Із наведених вкажіть речовину: H_2SO_4 ; K_2SO_4 ; O_2 ; Cl_2 ; HCl , з якою не взаємодіє алюміній:

12. Закінчіть рівняння хімічних реакцій, якщо необхідно складіть схему електронного балансу:



13. Яким з наведених хімічних елементів: селен; бром; літій; берилій, відповідають слідувачі заряди йонів: 1) 2+; 2) 1+; 3) 1-; 4) 2-; 5) 3-?

14. З наведених трьох вкажіть групу, яка містить тільки полярні молекули. Вкажіть тип зв'язку і утворення зв'язку: N_2 , CO_2 , NH_3 ; H_2 , N_2 , Cl_2 ;

H_2S , HCl , NH_3 ; H_2 , HCl , Cl_2 ; CO_2 , O_2 , CO .

15. Виберіть одну пару речовин із запропонованих пар: KOH , $Fe(OH)_3$;

KOH , $Cu(OH)_2$; K_2O , $CuSO_4$; K , Cu ; KNO_3 , $Cu(NO_3)_2$, яка відповідає буквам А і Д у схемі реакції $CuSO_4 + A \xrightarrow{D} K_2SO_4$. Напишіть рівняння відповідних реакцій в молекулярній і повній іонній формі.

Завдання 16 - розв'язати задачу.

16. Скільки грам натрій гідроксиду необхідно для нейтралізації 49 г 20 % сульфатної кислоти.

Варіант № 3

У завданнях 1-10 оберіть одну правильну відповідь.

1. Позначте пропущені слова : « Окиснення – це процес ... частинкою (речовиною)» :
- А) віддачі електронів;
Б) приймання електронів;
В) віддачі електронів або приймання електронів;
Г) виділення теплоти;
Д) поглинання теплоти .
2. Укажіть кислоту сіль:
- А) NH_4Cl ; Б) KH_2PO_4 ; В) CH_3COONa ; Г) CH_3NH_2 ; Д) NaCl .
3. Позначте спосіб добування купрум (II) гідроксиду:
- А) взаємодія міді з водою;
Б) взаємодія розчину купрум (II) сульфату з лугом;
В) взаємодія купрум (II) сульфату з водою;
Г) взаємодія купрум (II) сульфідів з калій гідроксидом;
Д) взаємодія купрум (II) хлоридів з калій гідроксидом.
4. Укажіть взаємодії між якими двома речовинами відповідає скорочене йонне рівняння $\text{Ag}^+ + \text{Cl}^- \longrightarrow \text{AgCl}$:
- А) Ag та HCl ; Б) AgNO_3 та HCl ;
В) Ag_2O та KCl ; Г) AgBr та Cl_2 ; Д) Ag та Cl_2 .
5. Укажіть оксиди, з якими взаємодіє сульфур (IV) оксид:
- А) вода, основні оксиди та кислоти;
Б) вода та нерозчинні у воді основи;
В) вода, кислоти й амфотерні оксиди;
Г) вода, луки та основні оксиди.
6. У якій парі атомів хімічний зв'язок має найбільш яскраво виражений йонний характер:
- А) $\text{N} - \text{H}$; Б) $\text{C} - \text{H}$; В) $\text{Ca} - \text{H}$; Г) $\text{Br} - \text{Cl}$; Д) $\text{Si} - \text{O}$.
7. Вкажіть пару основ, під час термічного розкладання яких можна одержати оксиди:
- А) KOH , $\text{Fe}(\text{OH})_3$; Б) KOH , NaOH ;
В) KOH , $\text{Mg}(\text{OH})_2$; Г) $\text{Mg}(\text{OH})_2$, $\text{Zn}(\text{OH})_2$; Д) CuOH , NaOH .

8. Вкажіть формули електролітів під час дисоціації яких утворюються йони Na^+ , S^{2-} , Cu^{2+} , NO_3^- :

- А) CuO , $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$, Na_2S ; В) CuS , Na_2S , NaNO_3 ;
Б) NaNO_3 , $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$, Na_2S ; Г) CaS , NaHS , $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$; Д) CuS , Na_2S , HNO_3 .

9. Вкажіть елемент, який може мати ступінь окиснення -1:

- А) цинк; Б) бром; В) карбон; Г) силіцій; Д) фосфор.

10. Укажіть сіль, яка піддається гідролізу тільки за катіоном:

- А) амоній ацетат; В) натрій сульфід;
Б) кальцій фторид; Г) літій карбонат; Д) амоній сульфат.

У завданнях 11 – 15 необхідно вказати власну відповідь.

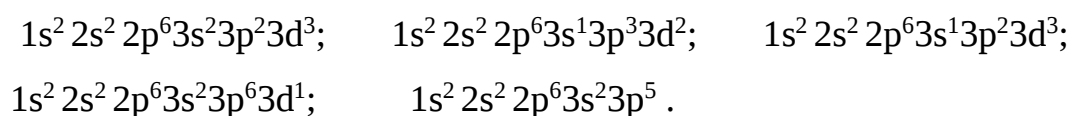
11. Який клас солі: основна; кисла; подвійна; комплексна; середня, відповідає її формулі: Na_3PO_4 ; $\text{KAl}(\text{SO}_4)_2$; $\text{K}_3[\text{Al}(\text{OH}_6)]$; CuOHCl ; NaH_2PO_4 ?

Установіть відповідність.

12. У запропонованих схемах електронного балансу установіть кількість відданих або прийнятих електронів:



13. Яку з наведених електронних конфігурацій може мати атом сульфуру:



14. Закінчіть рівняння реакції, схема якої $\text{SiO}_2 + \text{Al} \longrightarrow \text{Si} + \text{Al}_2\text{O}_3$. Вкажіть суму всіх коефіцієнтів.

15. Виберіть речовини: $\text{Mg}(\text{OH})_2$; MgCO_3 ; MgCl_2 ; $\text{Mg}(\text{HCO}_3)_2$; Na_2O , які відповідають буквам А і В для здійснення перетворень за схемою
магній $\longrightarrow$ А $\longrightarrow$ В $\longrightarrow$ магній гідроксихлорид.

Наведіть рівняння відповідних реакцій.

Завдання 16 - розв'язати задачу.

16. Скільки грам нітратної кислоти можна одержати при нагріванні з сульфатною кислотою 40 г натрій нітрату, в якому міститься 15 % домішок.

У завданнях 1-10 оберіть одну правильну відповідь.

1. Правильно подано закінчення твердження : «Ступінь електролітичної дисоціації – це ...» у рядку:

- А) відношення кількості молекул електроліту, які продисоціювали, до кількості молекул розчинника;
- Б) кількість молекул електроліту, які про дисоціювали;
- В) відношення кількості молекул електроліту, які продисоціювали, до кількості його молекул, які не продисоціювали;
- Г) відношення кількості молекул електроліту, які продисоціювали, до загальної кількості його молекул перед дисоціацією;
- Д) кількість молекул, які не продисоціювали.

2. Позначте речовини з ковалентним полярним зв'язком:

- А) С, CO₂, CO; В) NH₃, NO₂, CO₂;
- Б) Са, СаО, Са(ОН)₂; Г) Cl₂, HCl, NaCl; Д) NaCl, Al₂(SO₄)₃, NaNO₃.

3. Укажіть колір лакмусу в розчинах лугів:

- А) синій; Б) червоний; В) фіолетовий; Г) жовтий; Д) безбарвний.

4. Позначте речовину, з якою реагує сірка:

- А) Al₂O₃; Б) CO₂; В) H₂; Г) H₂O; Д) SO₂.

5. Укажіть речовину, з якою не взаємодіє кальцій:

- А) H₂; Б) H₂O; В) K₃PO₄; Г) H₃PO₄; Д) СаО.

6. Правильно подано закінчення твердження : «Алюміній вкритий тонким шаром ...» у рядку:

- А) алюміній оксиду;
- Б) алюміній сульфід;
- В) алюміній гідроксиду;
- Г) алюміній хлориду;
- Д) алюміній сульфату .

7. Укажіть число металічних елементів у наведеному переліку: N, Fe, Li, С, Cu, Al, F:

- А) 1; Б) 2 ; В) 3 ; Г) 4 ; Д) 5 .

1. Правильно подано закінчення твердження: «Електролітична дисоціація – це ...» у рядку:

- А) розкладання речовини під час прагрівання;
- Б) розпад речовини на йони під час її розчинення або розплавлення;
- В) розкладання речовини на прості речовини;
- Г) розпад речовини на йони під час пропускання електричного струму;
- Д) розкладання речовини під час охолодження.

2. Вкажіть, як зміщені спільні електронні пари в молекулі HCl і чому:

- А) у бік хлору, оскільки його електронегативність нижча, ніж у водороду;
- Б) у бік водороду, оскільки його електронегативність вища, ніж у хлору;
- В) у бік хлору, оскільки його електронегативність вища, ніж у водороду;
- Г) у бік водороду, оскільки його електронегативність нижча, ніж у хлору;
- Д) електронні пари, розміщені рівномірно в молекулі.

3. Вкажіть рівняння реакції йонного обміну, яка протікає у розчині практично до кінця:

- А) $\text{BaCl}_2 + \text{HNO}_3 \longrightarrow$;
- Б) $\text{BaCl}_2 + \text{KNO}_3 \longrightarrow$;
- В) $\text{BaCl}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \longrightarrow$;
- Г) $\text{BaCl}_2 + \text{HBr} \longrightarrow$;
- Д) $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2 + \text{KCl} \longrightarrow$.

4. Вкажіть пару формул речовин, які потрібно використати, щоб провести реакцію, яка відповідає скороченому йонному рівнянню $\text{Zn}^0 + 2\text{H}^+ = \text{Zn}^{2+} + \text{H}_2$: $\uparrow$

- А) ZnO і HCl; В) Zn і HCl ;
- Б) $\text{Zn}(\text{OH})_2$ і HCl; Г) ZnCO_3 і HCl ; Д) ZnS і HCl.

5. Виберіть пару речовин, які потрібно використати для одержання алюміній гідроксиду:

- А) Al_2O_3 і H_2O ; В) $\text{Na}[\text{Al}(\text{OH})_4]$ і NaOH;
- Б) $\text{Al}(\text{NO}_3)_3$ і CsOH; Г) Na_3AlF_6 і K_2O ; Д) AlPO_4 і KOH.

6. Вкажіть формулу речовини, в якій ступінь окиснення феруму становить +3:

- А) FeCl_3 ; Б) FeSO_4 ; В) $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$; Г) FeCO_3 ; Д) FeS_2 .

7. Вкажіть елемент R, який утворює вищий оксид складу R_2O_7 :

А) F; Б) Mn; В) Cr; Г) V; Д) S.

8. Вкажіть елемент, електронний зовнішній шар якого завершений:

А) Ar; Б) S; В) Si; Г) Mn; Д) F.

9. Правильно подано закінчення твердження: «Квашені огірки не можна зберігати у алюмінієвому посуді, тому що ...» у рядку:

- А) алюміній дуже м'який метал;
Б) алюміній взаємодіє з кислотою із розсолу;
В) алюміній взаємодіє з сіллю із розсолу;
Г) алюміній має високу теплопровідність;
Д) алюміній має високу електропровідність.

10. Позначте схему якісної реакції на карбонат-йони:

- А) $CO_3^{2-} + 2H^+ \longrightarrow CO_2 \uparrow + H_2O$;
Б) $Ca^{2+} + CO_3^{2-} \longrightarrow CaCO_3 \downarrow$;
В) $Ba^{2+} + CO_3^{2-} \longrightarrow BaCO_3 \downarrow$;
Г) $H^+ + HCO_3^- \longrightarrow H_2CO_3$;
Д) $Ca^{2+} + Cl^- \longrightarrow CaCl_2$.

У завданнях 11 – 15 необхідно вказати власну відповідь.

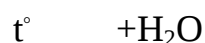
11. У запропонованих схемах електронного балансу установіть кількість відданих або прийнятих електронів:



12. Встановіть відповідність між рівнянням реакції та чинником, який сприяє зміщенню рівноваги в бік утворення реагентів.

Рівняння реакції	Чинник
А) $CO_{2(g)} + C_{(r)} \leftrightarrow 2CO_{(r)}; \Delta H > 0$	1. зниження температури
Б) $2NO_{2(r)} \leftrightarrow 2N_2O_{4(r)}; \Delta H < 0$	2. зменшення концентрації H_2S
В) $H_{2(r)} + S_{(r)} \leftrightarrow H_2S_{(r)}$	3. підвищення температури
Г) $N_{2(r)} + O_{2(r)} \leftrightarrow 2NO_{(r)}; \Delta H > 0$	4. збільшення концентрації H_2S
	5. застосування каталізатора

13. Виберіть речовини: P_2O_5 ; $CaCO_3$; $Ca(OH)_2$; CaO ; HCl , які відповідають буквам А, В і Д для здійснення перетворень за схемою:





Наведіть рівняння хімічних реакцій.

14. Закінчіть рівняння реакції, схема якої $C + HNO_3(\text{конц.}) \longrightarrow CO_2 + NO_2 + H_2O$.

Вкажіть суму всіх коефіцієнтів :

15. Елемент Е утворює летку сполуку з гідрогеном складу H_2E . Вкажіть формулу кислоти із запропонованих: HEO_4 ; H_2EO_4 ; H_3EO_4 ; HEO_3 , яку утворює цей елемент.

Завдання 16 - розв'язати задачу.

16. Скільки грам вапняку, в якому 95 % кальцій карбонату необхідно для одержання 10 л вуглекислого газу?

Коди правильних відповідей на тестові завдання з дисципліни

«Неорганічна хімія»

<i>Варіанти Питання</i>	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII	IX	X
1	Б	Г	А	В	А	Б	А	А	А	Г
2	В	В	Б	Б	В	Г	Г	А	В	В
3	В	А	Б	Б	А	В	А	Б	Б	Б
4	В	Г	В	Г	Б	Д	В	В	Б	Б
5	Б	В	Г	Б	Б	А	Б	Б	В	Г
6	А	А	В	В	В	Б	Б	А	А	Б
7	Б	Г	Г	В	Б	Г	Г	Б	А	А
8	А	А	Б	Д	А	А	Б	А	В	Г
9	Б	В	Б	Г	Г	В	Г	Б	А	А
10	А	Б	Д	А	В	А	Г	А	Д	В

Питання до заліку

1. Загальна характеристика елементів IV групи. Вуглець, алотропні видозміни, фізичні та хімічні властивості.
2. Навести по одному прикладу реакції кожного з трьох випадків гідролізу солей.
3. Який об'єм водню одержали при розчиненні 20 г алюмінію в розчині їдкого натру.
4. Оксиди вуглецю (IV), їх властивості, застосування. Вугільна кислота та її солі, застосування солей у харчовій промисловості.
5. Здійснити перетворення: $N_2 \rightarrow NH_3 \rightarrow NH_4Cl \rightarrow NH_3 \rightarrow NH_4OH \rightarrow NH_3$.
6. При взаємодії міді з концентрованою сірчаною кислотою утворилось 11,2 л оксиду сірки (IV) (у. н.). Скільки сульфату міді утворилось в результаті реакції.
7. Задачі предмету «неорганічна хімія». Значення хімії для переробних галузей агропромислового комплексу.
8. Здійснити перетворення: $Cr_2(SO_4)_3 \rightarrow Cr(OH)_3 \rightarrow CrCl_3 \rightarrow NaCrO_2$
9. 3. В медицині застосовують 0,85% розчин хлориду натрію. Скільки солі і води треба взяти, щоб виготовити 10 кг розчину.
10. Хром, властивості, сполуки. Використання хроматів і дихроматів у лабораторіях харчових виробництв.
11. Скласти схему балансу, розставити коефіцієнти:
 $KMnO_4 + FeSO_4 + H_2SO_4 \rightarrow K_2SO_4 + MnSO_4 + Fe_2(SO_4)_3 + H_2O$
12. Крізь розчин сульфату міді (II) пропустили сірководень, в результаті чого утворилось 15 г осаду сульфідів міді (II) (у. н.). Скільки літрів сірководню прореагувало.
13. Залізо. Будова атома, властивості, сполуки заліза та їх властивості.
14. Одержати гідроксид цинку і доказати його амфотерні властивості. Рівняння записати в іонному вигляді.
15. Скільки грам гідроксиду кальцію і хлориду амонію необхідно, щоб одержати 10 л аміаку (у. н.)?
16. Умови за яких реакції обміну відбуваються до кінця. Навести приклади, записати іонні рівняння.
17. Яке забарвлення буде мати фенолфталеїн в розчині сульфідів калію.
18. При взаємодії заліза з розчином сульфату міді (II) утворилось 5 г міді. Скільки грам технічного заліза, в якому міститься 3% домішок необхідно для реакції.
19. Корозія металів: хімічна і електрохімічна. Методи захисту металів від корозії. Вплив продуктів корозії на якість харчових продуктів.
20. Скласти рівняння реакцій між речовинами, які у водних розчинах взаємодіють за такими іонними схемами.
а) $Fe^0 + Cu^{2+} \rightarrow Fe^{2+} + Cu$; б) $Zn(OH)_2 + 2H^+ \rightarrow Zn^{2+} + 2H_2O$
21. Скільки грам хлориду амонію можна одержати з 10 л аміаку, якщо вихід продукту складає 80% (у. н.)?

- 22.Будова атому. Електронні структури атомів. Періодичний закон та періодична система хімічних елементів Д.І. Менделєєва.
- 23.З якими з перелічених речовин буде реагувати гідроксид калію: оксид вуглецю (IV), хлорид заліза (III), гідроксид міді (II), сірчана кислота, оксид цинку, оксид заліза (II).
- 24.Скільки м³ діоксида вуглецю можна одержати при прожарюванні 7 кг карбонату кальцію, в якому міститься 8% домішок (у. н.)?
- 25.Речовини прості та складні. Оксиди, їх номенклатура, класифікація, властивості. Навести рівняння відповідних реакцій.
- 26.Чи відбудуться реакції у водному розчині між: нітратом барію і сульфатом натрію; хлоридом алюмінію і сульфатом калію; гідроксидом заліза (II) і оксидом міді (II)? Скласти рівняння у молекулярному і іонному вигляді.
- 27.В результаті згоряння 2 г двовалентного металу утворилось 2,8 г оксиду. Який це метал?
- 28.Гідроліз солей. Випадки гідролізу. Пояснити на прикладах.
- 29.Скласти рівняння можливих реакцій в молекулярному та іонному вигляді, які відбуваються між попарно взятими розчинами: NaCl, Ba(NO₃)₂, AgNO₃, Ba(OH)₂, Na₂CO₃.
- 30.Скільки грам 10% соляної кислоти необхідно взяти, щоб розчинити 11,6 г гідроксиду магнію.
- 31.Азот в природі. Будова атому та молекули. Фізичні та хімічні властивості: взаємодія з металами, воднем, киснем.
- 32.З якими з перелічених речовин буде взаємодіяти соляна кислота: оксид магнію, оксид вуглецю (IV), гідроксид кальцію, азотна кислота, сульфат цинку, гідроксид міді (II)?
- 33.В результаті взаємодії 1 г суміші магнію і оксиду магнію з соляною кислотою виділилось 280 мл газу (у. н.). Визначити процентний склад суміші.
- 34.Дисоціація основ, кислот, солей. Пояснити на прикладах.
- 35.Яке забарвлення буде мати лакмус у розчинах солей утворених: а) слабкою основою та сильною кислотою; б) сильною основою та слабкою кислотою. Навести рівняння реакцій гідролізу.
- 36.40 г розчину їдкого натру поглинули 1,4 л вуглекислого газу (у. н.). В результаті утворилась середня сіль. Визначити % концентрації їдкого натру.
- 37.Окисно-відновні реакції. Найважливіші окисники і відновники. Складання рівнянь окисно-відновних реакцій. Використання процесів окислення-відновлення у харчовій промисловості.
- 38.Навести рівняння реакцій одержання вуглекислого газу, його властивості.
- 39.Визначити масу осаду, одержаного при змивання 20 г 8% розчину сульфату заліза (III) з 20 г 15% розчину гідроксиду натрію.
- 40.Аміак, будова молекули, одержання, властивості.
- 41.Скласти рівняння реакцій у молекулярному та іонному вигляді, які відбуваються між попарно злитими розчинами: нітрату срібла, хлориду барію, фосфату натрію.

42. При електролізі 555 кг хлориду кальцію одержали 190 кг металічного кальцію. Визначити вихід від теоретично можливого.
43. Азотна кислота, фізичні та хімічні властивості: розклад при нагріванні, окислювальні властивості, взаємодія розведеної та концентрованої кислоти з металами.
44. Скласти рівняння реакцій гідролізу сульфату міді, указати середовище, навести іонне рівняння.
45. Скільки грам оксиду міді (II) прореагує з 146 г 10% соляної кислоти?
46. Фосфор, алотропні видозміни, властивості, відношення до металів, кисню, галогенів.
47. Здійснити реакції за такими схемами: $\text{MgCO}_3 \rightarrow \text{Mg}^{2+}$; $\text{CO}_3^{2-} \rightarrow \text{CO}_2$;
 $\text{Ba}^{2+} + \text{CO}_2 \rightarrow \text{BaCO}_3$.
48. До розчину, в якому міститься 0,4 моль сірчаної кислоти, долили розчин в якому 10 г гідроксиду натрію. Скільки грам солі утворилось?
49. Ряд напруги металів. Взаємодія металів з кислотами та солями.
50. Оксид фосфору (V), властивості. Ортофосфорна кислота, її солі.
51. Визначити масу осаду, який утвориться, якщо до розчину в якому міститься 0,4 моль хлориду міді (II) долили розчин, в якому міститься 1 моль їдкого натру.
52. Положення металів в періодичній системі, будова атомів металів малих і великих періодів, фізичні та хімічні властивості, ряд напруги.
53. Визначити тип зв'язку в молекулі: H_2S ; Al_2O_3 ; N_2 . Навести схеми утворення цих молекул.
54. Скільки негашеного вапна одержали при прожарюванні 8 т вапняку, у якому міститься 4,5% домішок
55. Кислоти, їх номенклатура, класифікація, властивості.
56. Довести амфотерність алюмінію.
57. Щоб захистити рослину від шкідників, використовують розчин хлориду барію, який містить 120 г $\text{BaCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ на 5 л води. Визначити процентну концентрацію розчину.
58. Основи (гідроксиди), їх номенклатура, класифікація, властивості.
59. $\text{KMnO}_4 + \text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{MnSO}_4 + \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$. Дати схему балансу. Розставити коефіцієнти.
60. Скільки грам солі можна одержати при взаємодії 5,6 г заліза з 5,6 л хлору (н. у.)?
61. Швидкість хімічних реакцій. Залежність швидкості реакції від концентрації реагуючих речовин, температури, каталізатора.
62. Скласти рівняння реакцій взаємодії міді з концентрованою та розведеною азотною кислотою. Дати схеми електронного балансу.
63. Скільки грам гідроксиду натрію необхідно для нейтралізації 49 г 20% сірчаної кислоти?
64. Хімічна рівновага. Збіг хімічної рівноваги при зміні концентрації реагуючих речовин, температури, тиску. Принципи Ле - Шательє.
65. Скласти рівняння реакцій за такими схемами: $\text{Al} + \text{O}_2 \rightarrow$; $\text{K} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$;
 $\text{Fe} + \text{HCl} \rightarrow$. Дати схеми електронного балансу.

- 66.3. Визначити процентний склад суміші міді і заліза, якщо при обробці 2 г цієї суміші соляної кислоти виділилось 560 мл газу (у. н.).
67. Солі, їх номенклатура, класифікація, властивості.
68. Як одержати аміак в лабораторії. Навести рівняння реакцій, які характеризують його властивості.
69. Скільки мл 20% сірчаної кислоти ($\rho = 1,143$) необхідно, щоб розчинити 3 г заліза, в якому міститься 12,5% домішок.
70. Розчини. Засоби вираження концентрації розчинів. Масова частка речовини в розчині, молярна, нормальна концентрації. Навести приклади.
71. Складіть рівняння реакцій за такими схемами: $\text{CuSO}_4 + \text{Zn} \rightarrow$; $\text{Hg}(\text{NO}_3)_2 + \text{Cu} \rightarrow$; $\text{FeSO}_4 + \text{Cu} \rightarrow$. Дати схеми електронного балансу.
72. Скільки молей аміаку міститься в 1 л 10% розчину, ($\rho = 0,96$)?
73. Ряд напруги металів. Взаємодія металів з кислотами. Навести рівняння відповідних реакцій.
74. Навести рівняння одержання оксиду кальцію прожарюванням мармуру та гідратації його.
75. Які речовини та в яких кількостях будуть у фільтраті, якщо до 40 г 25% розчину сульфату міді (II) додати 20 г 20% розчину їдкого натру.

ВИСНОВКИ

Методичні вказівки призначені для студентів ВНЗ I-II рівнів акредитації Міністерства аграрної політики та продовольства України.

У роботі розглядаються основні теми неорганічної хімії, які винесені на самостійне вивчення.

Надається комплекс питань до кожної теми для перевірки засвоєних знань.

Основну увагу приділено особливостям формування наукового світогляду майбутніх спеціалістів, так як неорганічна хімія є основою для вивчення студентами всіх інших хімічних дисциплін – аналітичної, фізичної і колоїдної хімії.

Така самостійна робота сприяє розвитку системи теоретичних знань і професійних навичок майбутніх фахівців.

Література:

1. Глинка Н.Л. Общая химия. – Л.,1986.
2. Потапов В.М., Хомченко Г.П. Химия. – М., 1985.
3. Михилев Л.А. Пас сет Н.Ф. Задачи и упражнения по неорганической химии. – Л.,1985.
4. Гольдфарб Я.Л. Сборник задач и упражнений по химии. – М., 1982.
5. Серода И.П. Конкурсне задачи по химии. – К., «Вища школа», 1984.
6. Брийко В.И., Грызлова О.Г. Дидактический матеріал по химии. – К., 1980.