

Міністерство аграрної політики України
ВНЗ “Кіровоградський технікум механізації
сільського господарства

Неорганічна хімія

конспект лекцій

Навчальний посібник

для студентів вищих навчальних
закладів

2009 р.

Рецензенти:

Красноштан Л.М. – викладач вищої категорії, методист.

Мединський В.С. – викладач вищої категорії, методист.

Укладач:

Павленко Л.А. – викладач вищої категорії, методист.

Комп'ютерний набір — **Шкондіна О.Л.**

Технічний редактор — **Павленко Л.О.**

Рекомендовано цикловою комісією загальноосвітніх дисциплін,

протокол № від .

Голова циклової комісії:

Черепеня Л.В.

Конспект містить основний матеріал курсу неорганічної хімії. Його укладено згідно з програмою Міністерства Освіти і науки України для вищих навчальних закладів I-II рівнів акредитації, які здійснюють підготовку молодших спеціалістів.

ЗМІСТ

<u>Розділ I. ПОВТОРЕННЯ ОСНОВНИХ ПИТАНЬ КУРСУ ХІМІЇ НЕПОВНОЇ СЕРЕДНЬОЇ ШКОЛИ.....</u>	<u>4</u>
1.1 Будова атома і періодичний закон Д.І. Менделєєва.....	4
1.2 Хімічний зв'язок і будова молекул	5
1.3. Типи хімічних реакцій.....	5
1.4. Швидкість хімічних реакцій.....	6
1.5. Класи неорганічних сполук.....	7
1.5.1. Оксиди.....	7
1.5.2. Основи.....	8
1.5.3. Кислоти.....	8
1.5.4. Амфотерні гідроксиди.....	9
1.5.5. Солі.....	9
1.6. Розчини.....	12
1.6.1. Дисоціація речовин у розчинах.....	12
1.6.2 Гідроліз.....	17
1.6.3 .Окисно-відновні реакції.....	21
<u>Розділ II ЗАГАЛЬНІ ВІДОМОСТІ ПРО НЕМЕТАЛИ ТА ЇХНІ СПОЛУКИ.....</u>	<u>28</u>
2.1. Загальні властивості неметалів та їх місце в періодичній системі елементів Д. Менделєєва.....	28
2.2. Оксиген (кисень), 6 група, головна підгрупа.....	28
2.3. Сульфур (сірка), 6 група, головна підгрупа.....	30
2.4. Обчислення маси, об'єму, кількості речовини за відомими даними про вихідні речовини, одна з яких узята з надлишком.....	33
2.5. Нітроген (азот), 5 група, головна підгрупа.....	39
2.6. Обчислення виходу продукту реакції.....	43
2.7. Фосфор, 5 група, головна підгрупа.....	44
2.8. Карбон (вуглець), 4 група, головна підгрупа.....	52
2.9. Силіцій (кременій), 4 група, головна підгрупа.....	55
<u>Розділ III. МЕТАЛИ.....</u>	<u>61</u>
3.1. Загальні властивості металів.....	61
3.2. Свинцевий акумулятор.....	62
3.3. Електроліз.....	63
<u>Список рекомендованої літератури.....</u>	<u>67</u>

Розділ І. ПОВТОРЕННЯ ОСНОВНИХ ПИТАНЬ КУРСУ ХІМІЇ НЕПОВНОЇ СЕРЕДНЬОЇ ШКОЛИ.

1.1 Будова атома і періодичний закон Д.І. Менделєєва

Атом складається з ядра й електронів, які обертаються навколо ядра по певних орбітах. При переході електрона з орбіти, більш віддаленої від ядра, на орбіту, ближчу до ядра, випромінюється енергія.

Ядро складається з протонів і нейтронів.

Протон — це позитивно заряджена частинка, маса якої дорівнює атомній одиниці маси.

Нейтрон — це нейтральна частинка, маса якої дорівнює атомній одиниці маси.

Електрон — це негативно заряджена частинка, маса якої в 1840 разів менша від маси протона або нейтрона.

Альфа-частинки.—це ядра атомів гелію, що мають заряд +2, масу 4 атомних одиниць маси і позначаються ${}^4_2\text{He}$.

Альфа-промені — це потік альфа-частинок. В електричному полі вони рухаються до негативно зарядженого електрода (катода).

Бета-промені — це потік електронів. В електричному полі вони рухаються до позитивно зарядженого електрода (анода).

Гамма-промені — це потік рентгенівських променів з високою енергією. В електричному полі вони не рухаються ні до катода, ні до анода.

Принцип Паулі: в атомі не може бути двох електронів з однаковими значеннями всіх квантових чисел.

Квантових чисел чотири:

n — головне квантове число, показує номер орбіти і змінюється від 1 до N ;

l — орбітальне квантове число, змінюється від 0 до $(N - 1)$;

m — магнітне квантове число, змінюється від $-l$ до $+l$, включаючи і значення 0;

s — спінове квантове число, має значення $+1/2$ і $-1/2$.

Закон Д.І. Менделєєва: властивості простих тіл, а також форми та властивості сполук елементів перебувають у періодичній залежності від атомних мас елементів; або: властивості елементів перебувають у періодичній залежності від величин заряду ядра їхніх атомів.

Нуклони—це протони і нейтрони.

Ізотопи — це різновиди хімічного елемента, ядра атомів якого мають однаковий заряд, але різну масу.

1.2 Хімічний зв'язок і будова молекул

Види зв'язку - іонний, ковалентний, координаційний, водневий і металічний.

Іонний зв'язок існує в речовинах, які складаються з іонів. Іони утворюються при переході електронів від атомів одних елементів до атомів інших. Атоми, які віддали електрони, перетворюються в позитивно заряджені іони (*катиони*), а ті, що прийняли електрони, — в негативно заряджені іони (*аніони*).

Ковалентний зв'язок утворюється між атомами не внаслідок переходу електронів від одного атома до іншого, а внаслідок виникнення між атомами однієї або кількох спільних електронних пар. Спільні електронні пари між атомами виникають за рахунок неспарених електронів, які є в атомів і беруть участь в утворенні хімічного зв'язку. Ці електрони називаються валентними.

Ковалентний зв'язок, при утворенні якого електронна пара зміщена в бік одного з атомів, називається полярним зв'язком.

Координаційний, або донорно-акцепторний зв'язок—це ковалентний зв'язок, який утворюється за рахунок неподіленої електронної пари.

Донор — це атом або іон, який надає свою неподілену електронну пару для утворення хімічного зв'язку.

Акцептор — це атом або іон, який приймає на вільну орбіталь неподілену електронну пару.

Водневий зв'язок — це зв'язок, який виникає між атомами водню і елементами з високою електронегативністю (кисень, фтор) внаслідок зміщення електронної хмарки, що належить атому водню, в бік іншого елемента.

Електронегативність атома — це напівсума енергії іонізації і спорідненості до електрона.

Енергія зв'язку — це робота, необхідна для розриву цього зв'язку в усіх молекулах, що становлять один моль речовини.

Ступінь окислення — це величина електричного заряду, якщо припустити, що валентні електрони при утворенні хімічного зв'язку повністю зміщені до більш електронегативних атомів, тобто ступінь окислення атомів у сполуках дорівнює заряду іона, коли припустити, що молекула повністю складається з іонів.

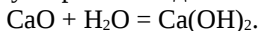
1.3. Типи хімічних реакцій

Реакції розкладу—це такі реакції, внаслідок яких з однієї речовини утворюється кілька нових речовин. Наприклад:

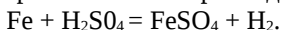


Павленко Л.А. Неорганічна хімія. Конспект лекцій.

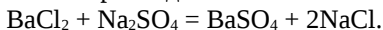
Реакції сполучення — це такі реакції, внаслідок яких з двох або декількох речовин утворюється одна нова речовина. Наприклад:



Реакції заміщення — це такі реакції, в ході яких кількість речовин не змінюється, а відбувається заміщення складової частини складної речовини простою речовиною. Наприклад:



Реакції обміну — це такі реакції, в процесі яких молекули двох сполук обмінюються складовими частинами, утворюючи молекули нових сполук. У цьому разі кількість сполук, які прореагували, дорівнює кількості сполук, що утворилися. Наприклад:



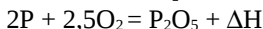
Теплота утворення сполуки — це кількість тепла, що виділяється чи поглинається при утворенні одного моля хімічної сполуки з простих речовин.

Екзотермічна реакція — це реакція, яка супроводиться виділенням тепла.

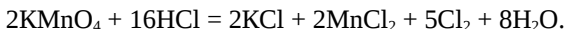
Ендотермічна реакція — це реакція, яка супроводиться поглинанням тепла.

Закон Гесса: тепловий ефект реакції залежить від стану вихідних речовин та кінцевих продуктів, але не залежить від проміжних стадій реакції.

Термохімічне рівняння реакції — це таке рівняння реакції, для якої вказаний її тепловий ефект. Наприклад:



Окислювально-відновними реакціями називаються такі, за яких змінюється ступінь окислення окремих елементів. Наприклад:



Оборотні реакції — це реакції, які за тих самих умов відбуваються в обох протилежних напрямках.

1.4. Швидкість хімічних реакцій

Хімічна кінетика — це розділ хімії, що вивчає швидкість хімічних реакцій.

Закон діючих мас: швидкість хімічної реакції при сталій температурі прямо пропорційна добутку концентрацій реагуючих речовин. При підвищенні температури на 10°C швидкість реакції збільшується в 2—3 рази.

Каталіз — це явище, за якого змінюється швидкість реакції при наявності каталізатора.

Каталізатор — це речовина, яка змінює швидкість або напрям реакції, а сама не змінюється.

Інгібітори — це каталізатори, які уповільнюють реакцію.

Гомогенний каталіз — це каталіз, за якого реагуючі компоненти і каталізатор

перебувають в однакових фазах.

Гетерогенний каталіз — це каталіз, за якого реагуючі речовини і каталізатор перебувають в різних фазах.

Хімічна рівновага — це такий стан, коли швидкість прямої реакції дорівнює швидкості зворотної реакції.

Принцип ЛеШательє: якщо змінити одну з умов, за яких система перебуває в рівновазі - температуру, тиск або концентрацію, — то рівновага зміщується в напрямі тієї реакції, яка протидіє цій зміні.

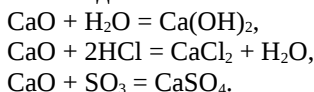
Константа рівноваги не залежить від концентрації реагуючих речовин, а залежить лише від температури.

1.5. Класи неорганічних сполук

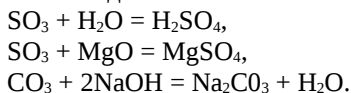
1.5.1. Оксиди

Оксидами називають сполуки елементів з киснем. Вони бувають солетворними (здатними утворювати солі) і несолетворними. Солетворні оксиди можуть бути основними, кислотними і амфотерними.

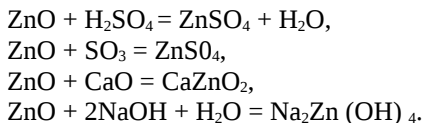
Основними називають оксиди, які утворюють солі при взаємодії з кислотами або кислотними оксидами і не реагують з основами або основними оксидами:



Кислотними називають оксиди, які утворюють солі при взаємодії їх з основами або основними оксидами і не реагують з кислотами або кислотними оксидами:

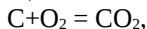


Амфотерними називають оксиди металів, які утворюють солі при взаємодії як з кислотами або кислотними оксидами, так і з основами або основними оксидами:

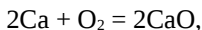


Оксиди одержують під час:

а) реакцій з киснем простих речовин:



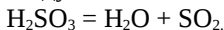
Павленко Л.А. Неорганічна хімія. Конспект лекцій.



б) розкладу основ:



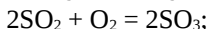
в) розкладу кисневмісних кислот:



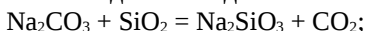
г) розкладу солей:



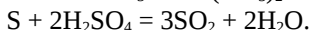
д) перетворення оксидів:



е) витіснення одних оксидів іншими:

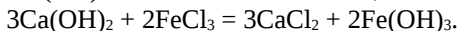
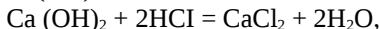
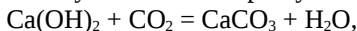


є) окислення металів та неметалів кислотами-окислювачами:



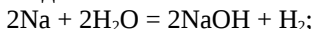
1.5.2. Основи

Основами називають гідрати основних оксидів. Розчинні основи називаються лугами. Основи реагують:

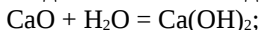


Основи одержують під час:

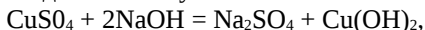
а) взаємодії активних металів з водою:



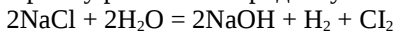
б) взаємодії основних оксидів активних металів з водою:



в) взаємодії солей з лугами



г) електролізу розчинів хлоридів лужних металів:



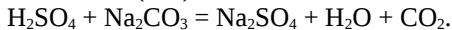
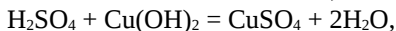
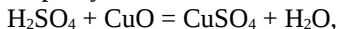
1.5.3. Кислоти

Кислотами називають сполуки, що містять водень, здатний заміщуватися металом з утворенням солей

Кількість атомів водню, здатних заміщуватися металом, визначає основність кислоти.

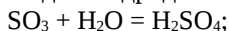
Кислоти бувають кисневмісними та безкисневими. Кисневмісні кислоти можна розглядати як продукт гідратації кислотних оксидів (ангідридів).

Кислоти реагують:

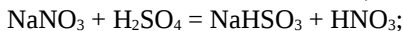
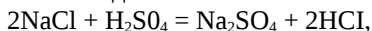


Кислоти одержують шляхом:

а) взаємодії ангідридів з водою:



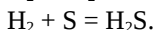
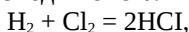
б) витіснення одних кислот з їхніх солей іншими кислотами:



в) окислення деяких простих речовин:

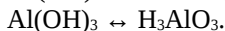
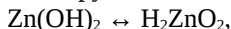


г) взаємодії неметалів з воднем:

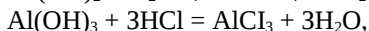
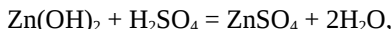


1.5.4. Амфотерні гідроксиди

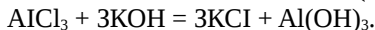
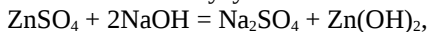
Амфотерні гідроксиди одночасно можна розглядати і як кислоти, і як основи, тобто такі сполуки, в яких водень може заміщуватись металом, а гідроксильна група — на кислотний залишок:



Амфотерні гідроксиди з кислотами реагують як основи, а з основами — як кислоти:



Амфотерні гідроксиди одержують взаємодією розчину солі металу з розрахованою кількістю лугу:

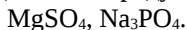


1.5.5. Солі

Сіллю називають продукт заміщення водню в кислоті металом.

Солі бувають середні, кислі і основні.

Середні солі є продуктом повного заміщення водню кислоти металом:

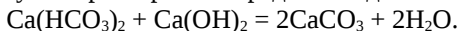


Назви середніх солей походять від назв кислот і металів, з яких утворені

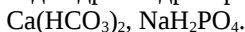
Павленко Л.А. Неорганічна хімія. Конспект лекцій.

солі: сульфат магнію, фосфат натрію та ін.

Кислі солі можна розглядати як продукт неповного заміщення водню кислоти металом. Кислі солі, як правило, утворюються при надмірі кислоти і можуть бути перетворені в середні солі дією основи:

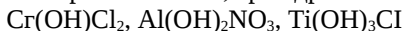


Назва кислій солі походить від назви середньої солі з додаванням префікса гідро- або дигідро-: гідрокарбонат кальцію, дигідрофосфат натрію:

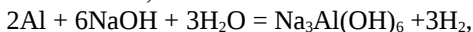
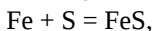
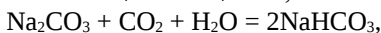
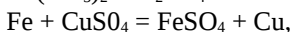
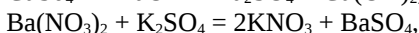
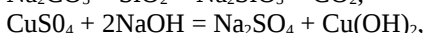
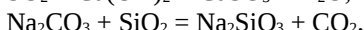
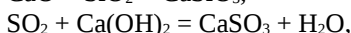
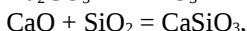
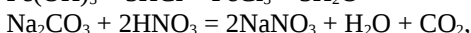
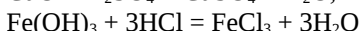
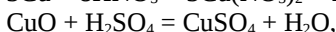
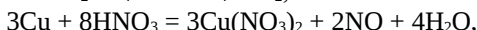
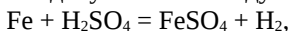


Основні солі містять, крім металу і кислотного залишку, ще й гідроксильні групи OH. Основні солі утворюють тільки багато-кислотні основи.

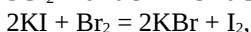
Назва основної солі походить від назви середньої солі з додаванням префікса моно-, ди-, три- або тетрагідроксо: моногідроксохлорид хрому, дигідроксонітрат алюмінію, тригідроксохлорид титану:



Способів добування солей дуже багато:



t⁰

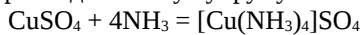


Комплексними, або координаційними, сполуками називаються такі сполуки, які за дисоціації в розчині утворюють комплексні іони. Комплексні іони мають центральний атом і координовані навколо нього молекули або іони, які називаються лігандами. Центральний атом разом з лігандами утворюють внутрішню сферу комплексу

Тут і далі буква t означає, що реакція відбувається при нагріванні або при високій температурі.

Павленко Л.А. Неорганічна хімія. Конспект лекцій.

Ось приклад аміаку купруму:



Комплексна частинка $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$

Лігандами можуть бути вода, аміак, галогенідиони, гідроксоіони, а також велика кількість інших аніонів різних кислот.

1.6. Розчини

Розчини — це однорідні системи, в яких молекули розчиненої речовини розподілені між молекулами розчинника.

Насичений розчин — це розчин, в якому за певної температури більше не може розчинитись дана речовина

Ненасичений розчин — це розчин, в якому при певній температурі ще може розчинитись дана речовина

Розчинність речовини визначається масою речовини, яка може розчинитись у 100 г розчинника, утворивши при певній температурі насичений розчин.

Розчинність твердих і рідких речовин з підвищенням температури, як правило, збільшується, хоч трапляються й такі випадки, коли вона зменшується.

Розчинність газів збільшується зі збільшенням тиску і зменшується з підвищенням температури

Концентрація розчину — це вміст розчиненої речовини в одиниці маси або об'єму розчину.

Масова концентрація в процентах (масових частках) указує, скільки грамів розчиненої речовини міститься в 100 г розчину

Молярна концентрація указує, скільки молей розчиненої речовини міститься в 1 л розчину.

1.6.1. Дисоціація речовин у розчинах

Вам уже відомо, що залежно від типу хімічного зв'язку між атомами у речовинах, їхні розчини і розплави можуть проводити або не проводити електричний струм.

Речовини, розчини і розплави яких проводять електричний струм, називаються електролітами.

До електролітів належать солі, основи, кислоти, кристалічні ґратки яких побудовані з йонів. Речовини з ковалентним типом зв'язку між атомами не є електролітами.

Аналітичні дослідження проводяться переважно з розчинами електролітів, тому дисоціацію речовин у розчинах розглянемо докладніше.

Висновки про утворення йонів у водних розчинах електролітів ще на початку XIX ст. зробили литовський хімік Х. Гротгус та у 1880 р. український вчений М. М. Каяндер, викладач Київського університету. Остаточну теорію електролітичної дисоціації сформулювали (1887—1888 рр.) шведський фізико-хімік С. Арреніус та німецький вчений В. Оствальд.

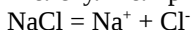
В основу своєї теорії вони поклали припущення, що молекули електролітів

дисоціюють, тобто розпадаються на йони — позитивно і негативно заряджені частинки. Якщо пропустити електричний струм крізь розчин електроліту, то катіони (позитивно заряджені частинки) рухаються до катода (негативно зарядженого електрода), а аніони — до позитивно зарядженого електрода — анода.

Д. І. Менделєєв значно розширив уявлення про електролітичну дисоціацію, створивши хімічну теорію розчинів, яка полягає у тому, що під час розчинення відбувається хімічна взаємодія між розчинюваною речовиною і розчинником. Велика заслуга у подальшому розвитку теорії електролітичної дисоціації належить академіку АН України В. О. Кістяківському та відомому російському вченому І. О. Каблукову, які вперше застосували хімічну теорію розчинів, щоб пояснити механізм дисоціації електролітів у розчині.

У результаті дисоціації утворюються не йони, а сполучення йонів з молекулами розчинника (гідратовані йони). Наприклад, йон Гідрогену завжди зв'язаний у розчині з однією молекулою води, утворюючи йон гідроксонію H_3O^+ . Але в рівняннях електролітичної дисоціації для спрощення здебільшого пишуть тільки формули йонів.

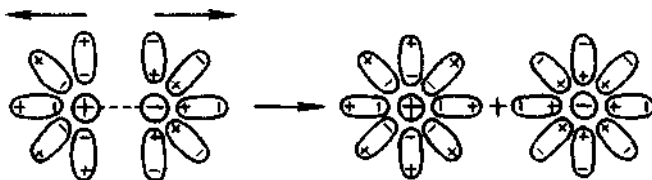
Молекули води полярні. Кожний йон електроліту притягує до себе молекули води, які оточують його оболонкою і таким чином відтягують йони один від одного; зв'язок між ними при цьому настільки послаблюється, що вони починають поводити себе як самостійні частинки (мал. 2). Отже, електролітична дисоціація — це розпад молекул електроліту на йони під впливом молекул полярного розчинника.



Поряд з іонізацією відбувається процес асоціації йонів: $\text{Na}^+ + \text{Cl}^- = \text{NaCl}$, тобто процес дисоціації є оборотним процесом.

Кількісною характеристикою електролітичної дисоціації є ступінь дисоціації (α).

Ступінь дисоціації α дорівнює відношенню кількості молекул, що розпались на йони, до загальної кількості молекул електроліту.



Мал. 1. Схема дисоціації молекули електроліту під впливом молекул води.

Павленко Л.А. Неорганічна хімія. Конспект лекцій.

Ступінь дисоціації виражається дробовим числом або у відсотках і змінюється від 0 до 1 (0—100 %). Ступінь дисоціації залежить від природи розчиненої речовини, розчинника, в якому розчинено електроліт, температури, концентрації розчиненої речовини.

За величиною ступеня дисоціації всі електроліти поділяють на сильні, середні та слабкі. Слабкими називають електроліти, якщо їхній ступінь дисоціації в 0,1 н розчині менше 3 %, сильними — якщо α в 0,1 н розчині більше 30 %. До сильних електролітів належать майже всі солі, лути (крім NH_4OH), деякі кислоти (HCl , HCO_4 , HNO_3 , H_2SO_4); до слабких — більшість основ, амфотерні гідроксиди, чимало кислот (H_2S , HCN , H_2SiO_3 , H_3BO_3). Електролітами середньої сили є деякі органічні і неорганічні кислоти (оксалатна $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$, форміатна HCOOH , сульфатна H_2SO_3 , фосфатна H_3PO_4 за першою стадією дисоціації).

З розбавленням розчину, тобто із зменшенням концентрації електроліту, ступінь дисоціації його збільшується, бо при цьому йони віддаляються один від одного і можливість зв'язування їх у молекули зменшується. Сильні електроліти, якщо розчин більш розбавлений, ніж 0,001 н, майже повністю дисоціюють, тобто α практично стає рівним 1. Досі ми розглядали дисоціацію тільки у водних розчинах. Але, крім води, є й інші розчинники, наприклад форміатна кислота, спирт, ацетон, в яких теж відбувається дисоціація електролітів, хоч і значно меншою мірою. Такі розчинники називаються йонізуючими. Молекули їхні, як і молекули води, відзначаються полярністю. Про йонізуючу здатність різних розчинників судять за їхньою діелектричною проникністю.

Діелектричною проникністю ϵ (епсилон) називається величина, що показує, у скільки разів сила взаємодії між двома зарядами у даному середовищі менша, ніж у вакуумі.

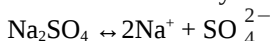
ϵ розчинника тісно зв'язана з полярністю його молекул:

$$\epsilon_{\text{H}_2\text{O}} = 81, \epsilon_{\text{форміатної к-ти}} = 58, \epsilon_{\text{ацетону}} = 21.$$

У неполярних або мало-полярних розчинниках (бензол, етер) дисоціація на йони не спостерігається.

Розглянемо докладніше дисоціацію солей, кислот, основ.

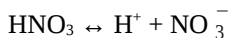
Солі — сильні електроліти і дисоціюють з утворенням катіонів металу та аніонів кислотного залишку:



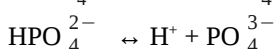
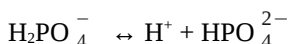
Кислоти дисоціюють з утворенням катіонів Гідрогену та аніонів кислотного залишку. Отже, згідно з теорією електролітичної дисоціації, кислоти — це електроліти, які дисоціюють у водному розчині з утворенням тільки одного виду катіонів — йонів Гідрогену.

Павленко Л.А. Неорганічна хімія. Конспект лекцій.

Наявність у розчині йонів Гідрогену (протонів) зумовлює загальні властивості кислот. Дисоціація сильних кислот відбувається так:

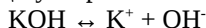


Багато-основні кислоти дисоціюють ступінчасто, наприклад:

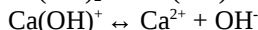


Дисоціація за першим ступенем відбувається завжди сильніше, ніж за другим.

Основи у водних розчинах дисоціюють з утворенням гідроксид-іонів і катіонів металу. Отже, основами називаються електроліти, які під час дисоціації утворюють лише один вид аніонів — гідроксид-іони:

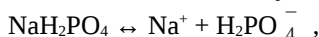


Багато-кислотні основи, як і багато-основні кислоти, дисоціюють ступінчасто:



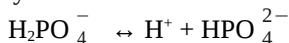
Наявні в розчинах основ йони OH^- зумовлюють загальні властивості основ.

Дисоціація кислих солей відбувається практично повністю за схемою:

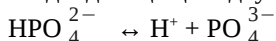


тобто вони дисоціюють на катіон металу та аніон кислого кислотного залишку.

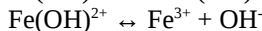
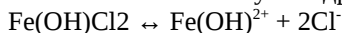
Незначна частина дигідрогенфосфат-іона може відщеплювати йони Гідрогену:



Третя стадія дисоціації відбувається надзвичайно малою мірою:



Процес дисоціації основних солей відбувається подібно до дисоціації кислих солей. На першій стадії сіль практично повністю розпадається на гідроксокатіони металу та аніони кислотного залишку. Гідроксокатіони здатні дисоціювати на катіони металу та гідроксильні групи незначною мірою:



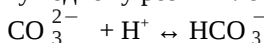
Згідно з теорією електролітичної дисоціації, загальні властивості кислот зумовлені наявністю у їхніх розчинах йонів Гідрогену, а загальні властивості основ — гідроксид-іонів. Однак теорію електролітичної дисоціації не можна

Павленко Л.А. Неорганічна хімія. Конспект лекцій.

застосувати до всіх відомих хімічних реакцій, які відбуваються за участю кислот і основ. Так, кислоти й основи можуть реагувати між собою, не будучи дисоційованими на йони (наприклад, хлороводень з безводними лугами). Відомі також речовини, які проявляють властивості основ, хоча й не мають у своєму складі гідроксильних груп (взаємодія аміаку з хлороводнем).

Подібні взаємодії, а також реакції, що відбуваються у неводних середовищах, пояснює одна з найважливіших сучасних теорій кислот і основ — протонна теорія, запропонована у 1929 р. датським фізиком-хіміком Й. Н. Бренстедом. Згідно з цією теорією, кислотою є всяка частинка (молекула, йон), здатна віддавати протон (донор протонів), а основою — частинка, здатна його приєднувати (акцептор протонів).

Так, наприклад, карбонат-іон, згідно з протонною теорією, є основою, оскільки у водному розчині легко відбувається реакція:



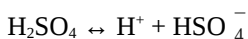
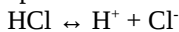
Будь-яку реакцію, що відбувається з відщепленням протона, згідно з протонною теорією, можна подати за схемою:



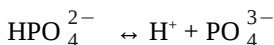
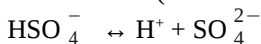
Основа і кислота, що беруть участь у такому процесі, називаються спряженими.

За протонною теорією, всі кислоти можна поділити на три типи:

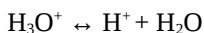
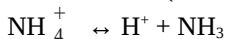
а) нейтральні кислоти, наприклад:



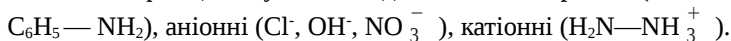
б) аніонні кислоти (негативно заряджені йони), наприклад:



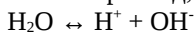
в) катіонні кислоти (позитивно заряджені йони), наприклад:



Аналогічна класифікація існує також і для основ: нейтральні (H_2O , NH_3 ,



Аніони багато-основних кислот, а також вода і рідкий аміак є амфотерними речовинами. Наприклад, у процесі:

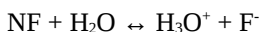
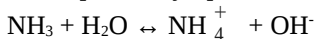


вода є кислотою, оскільки від її молекули відщеплюється протон, а у процесі



вода є основою, оскільки до її молекули протон приєднується.

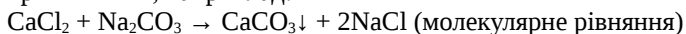
Згідно з протонною теорією, речовина може проявляти себе як кислота або як основа залежно від того, з якою речовиною вона вступає в реакцію. Визначальним фактором при цьому є міцність зв'язку молекули речовини з протоном. Наприклад, у процесах з аміаком



вода реагує як кислота, а з фтороводнем — як основа.

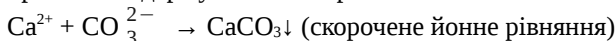
Реакція між електролітами звичайно зводиться до взаємодії між йонами, яка відбувається тільки тоді, коли продукт реакції являє собою важкорозчинну речовину або слабкий електроліт, чи летку сполуку, яка може вивітруватися з розчину.

Хімічні реакції між електролітами можна зображати молекулярними та йонними рівняннями, наприклад:

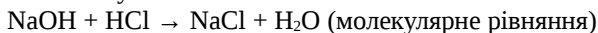


рівняння)}

Після скорочення йонів, що не беруть участі у реакції, у лівій та правій частинах рівняння одержують йонне рівняння:



В йонних рівняннях формули важкорозчинних сполук і слабких електролітів записують у молекулярній формі. Наприклад, нейтралізація сильної кислоти лугом:



1.6.2 Гідроліз

Реакція обміну речовини з водою називається гідролізом.

Гідролізувати можуть хімічні сполуки різних класів: солі, вуглеводи, білки, етери, жири тощо.

В аналітичній хімії найчастіше доводиться мати справу з гідролізом солей, тобто з обмінною взаємодією йонів солі з молекулами води, внаслідок чого зміщується рівновага електролітичної дисоціації води.

Гідроліз є результатом поляризаційної взаємодії йонів солі з їхньою гідратною оболонкою.

Катіони K^{n+1} зв'язуються у розчині з молекулами води, що їх гідратують, донорно-акцепторним зв'язком; донором є атоми Оксигену (вони мають дві неподілені пари електронів), акцептором — катіони, що мають вільні

Павленко Л.А. Неорганічна хімія. Конспект лекцій.

валентні орбіталі. Чим більший заряд йона і чим менший його розмір, тим більшою буде поляризаційна дія на молекули води.

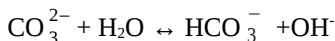
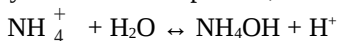
Аніони A^{n-} зв'язуються з молекулами H_2O водневим зв'язком. Якщо аніон має малий радіус і значний заряд, він може відірвати протон від молекули води — водневий зв'язок стає ковалентним, аніон увійде до складу молекули кислоти (або аніона типу HS^- , HCO_3^- тощо).

Залежно від сили впливу поляризації K^{n+} і A^{n-} на молекули H_2O результати будуть різними.

Міра поляризації гідратованих молекул води залежить від напруги електричного поля, в якому вони розміщуються навколо йона.

Енергія зв'язку катіонів (Na^+ , K^+ та ін.) високоактивних металів з йонами OH^- та аніонів (NO_3^- , Cl^- , I^- та ін.) сильних кислот з йонами H^+ менша від енергії зв'язку H^+ і OH^- в молекулах води.

Тому гідратація таких йонів солі обмежується тільки деформацією диполей молекул води без розщеплення на йони H^+ і OH^- . Катіони NH_4^+ , Al^{3+} , Bi^{3+} та ін.) слабких основ і аніони (CO_3^{2-} , CN^- , S^{2-} та ін.) слабких кислот, які утворюють розчинні солі, можуть розщеплювати молекули гідратованої води. При цьому відбувається хімічна реакція — катіони зв'язують йони OH^- води і виштовхують йони H^+ в розчин, а аніони — навпаки. Наприклад:



Хімічну реакцію між йонами солі і молекулами води, в результаті якої утворюється малодисоційована сполука (кислота, основа), називають гідролізом.

Всі солі можна поділити на чотири типи залежно від характеру взаємодії з водою:

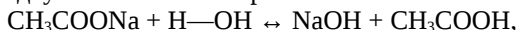
- 1) солі сильних кислот і сильних основ (наприклад, хлорид натрію);
- 2) солі слабких кислот і сильних основ (наприклад, ацетат натрію);
- 3) солі слабких основ і сильних кислот (наприклад, хлорид купруму (II));
- 4) солі слабких кислот і слабких основ (наприклад, ацетат амонію).

1. Солі, що складаються з аніонів сильних кислот та катіонів сильних основ ($NaCl$, KNO_3 , Na_2SO_4 , $Ba(ClO_4)_2$ та ін.) при розчиненні у воді не гідролізують.

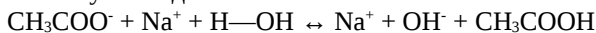
Вони дисоціюють на катіони сильної основи і аніони сильної кислоти: $NaCl \leftrightarrow Na^+ + Cl^-$. Ці йони не мають спорідненості з йонами Гідрогену або гідроксид-іонами. Під час розчинення таких солей у воді рН розчину не змінюється, реакція розчину залишається нейтральною.

2. Солі, утворені аніонами слабких кислот і катіонами сильних основ, легко гідролізують, в результаті чого утворюються вільні гідроксид-іони.

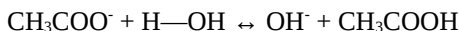
Розчини таких солей мають слабо лужну реакцію. За величиною рН можна зробити висновок про ступінь гідролізу. Під час гідролізу цих солей солі одноосновних кислот розкладаються з утворенням кислоти, а солі багато-основних кислот утворюють кислі солі. Наприклад, гідроліз ацетату натрію відбувається за таким рівнянням:



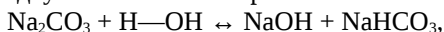
або в йонному вигляді:



Після скорочення йонів Na^+ в обох частинах рівняння воно матиме такий вигляд:

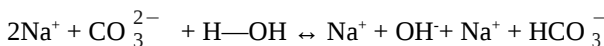


Таким чином, йони CH_3COO^- , як йони слабкої кислоти, взаємодіють з водою, відтягуючи від неї йон Гідрогену, і утворюють малодисоційовану ацетатну кислоту, збільшуючи цим концентрацію гідроксид-іонів. Це й зумовлює гідроліз ацетату натрію і лужність розчину. Гідроліз карбонату натрію відбувається за таким рівнянням:

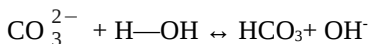


в йонному вигляді:

тобто



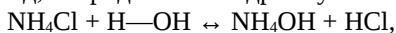
або



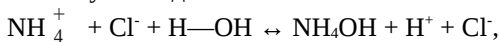
Таким чином, рН водного розчину солі слабкої кислоти і сильної основи буде більше 7, тобто середовище лужне.

3. Солі, що складаються з катіонів слабких основ і аніонів сильних кислот, гідролізують з утворенням основ (одно-кислотних) або основних солей.

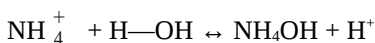
Наприклад, хлорид амонію гідролізує за такою схемою:



або в йонному вигляді:



тобто

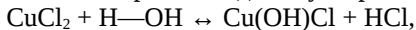


Причиною гідролізу є наявність у розчині катіонів слабкої основи, які мають велике споріднення з гідроксид-іонами. Під час реакції утворюється слабка основа і вивільнюються йони Гідрогену, які й зумовлюють кислу реакцію розчину: рН розчину солі слабкої основи і сильної кислоти буде тим

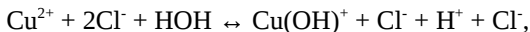
Павленко Л.А. Неорганічна хімія. Конспект лекцій.

меншим, чим слабша основа і більша концентрація солі.

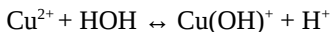
У випадку багатвалентних катіонів гідроліз солей майже повністю припиняється на перших стадіях з утворенням основних солей. Наприклад:



тобто



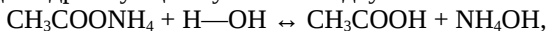
або



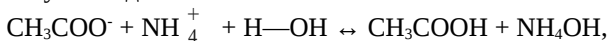
Отже, рН водного розчину солі слабкої основи і сильної кислоти буде менше 7.

4. Для солей слабких кислот і слабких основ характерний двосторонній гідроліз: з водою реагують і катіони, і аніони солі.

Реакція гідролізу ацетату амонію відбувається за такою схемою:



в йонному вигляді:



І катіони і аніони реагують з водою. Реакція розчинів таких солей залежить від відносної сили кислоти і основи, які утворились.

Ацетат амонію має нейтральну реакцію, бо ацетатна кислота і гідроксид амонію дисоціюють майже однаково.

Отже, характерною особливістю солей цього типу є те, що концентрація йонів Гідрогену не вказує на величину ступеня гідролізу. Вона може бути досить великою, а середовище при цьому нейтральне.

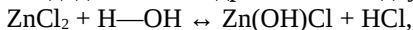
Явище гідролізу — процес оборотний. З кількісного боку гідроліз сполук оцінюють за допомогою ступеня і константи гідролізу.

Ступінь гідролізу — це відношення концентрації гідролізованої частини солі до її загальної концентрації.

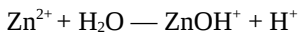
Ступінь гідролізу залежить від природи солі, її концентрації і температури розчину.

З розведенням і підвищенням температури розчину гідроліз збільшується. Повніше характеризує гідроліз константа гідролізу, яка є константою рівноваги, застосованої до реакції гідролізу.

Наприклад, для ZnCl_2 , гідроліз якого відбувається за рівнянням:



або:



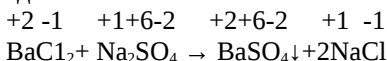
Згідно із законом дії мас можна записати константу гідролізу в такому вигляді:

$$K_{\text{гдр.}} = \frac{[\text{ZnOH}^+] * [\text{H}^+]}{[\text{Zn}^{2+}] * [\text{H}_2\text{O}]}$$

Додавання кислоти зміщує рівновагу вліво, а води — вправо.

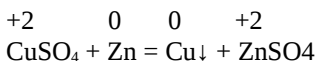
1.6.3 .Окисно-відновні реакції

Хімічні реакції класифікують за зміною ступеня окиснення елементів, які входять до складу реагуючих речовин і продуктів реакції. До першої групи належать реакції, що відбуваються без зміни ступеня окиснення елементів, наприклад:

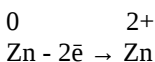


До другої — реакції, в яких ступінь окиснення елементів реагуючих речовин і продуктів реакції змінюється. Такі реакції називають окисно-відновними.

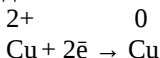
Зміна ступеня окиснення атомів елементів пов'язана з тим, що валентні електрони від одних атомів або йонів переходять до інших або зміщуються. Прикладом окисно-відновних реакцій може бути реакція витиснення металу з розчину його солі іншим металом:



Металічний цинк виступає в ролі відновника, бо його атоми переходять у стан позитивного йона



і передають свої валентні електрони йону Купруму (II)



Отже, йони Купруму виступають у ролі окисника.

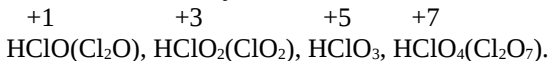
При складанні рівняння окисно-відновної реакції необхідно знати хімічні формули реагентів і продуктів реакції. Продукти реакції визначають дослідним шляхом: в деяких випадках їх можна передбачити, беручи до уваги властивості вихідних речовин. Якщо реакція відбувається в розчині, то в ній може брати участь вода.

Відомо два методи складання рівнянь окисно-відновних реакцій: електронного балансу і йонно-електронний. Основою обох методів є те, що в окисно-відновних процесах загальна кількість електронів, що віддає відновник, дорівнює загальній кількості електронів, що приєднує окисник.

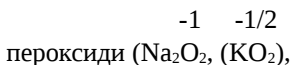
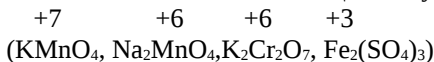
Павленко Л.А. Неорганічна хімія. Конспект лекцій.

Речовини, до складу яких входять атоми, здатні приєднувати електрони, тобто знижувати свій ступінь окиснення, називають окисниками.

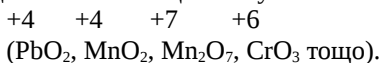
До окисників відносять прості речовини: кисень, вільні галогени, сірку, бо вони мають велику електронегативність. Окисниками є різні сполуки галогенів з позитивними ступенями окиснення, такі, як:



До активних окисників належать також нітратна кислота, концентрована сульфатна кислота, солі металів з вищими ступенями окиснення

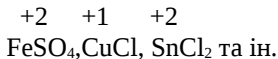


оксиди металів з вищими ступенями окиснення



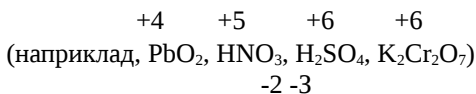
Речовини, що містять у своєму складі атоми, здатні віддавати електрони і підвищувати свій ступінь окиснення, називають відновниками.

До відновників належать вільні метали, бо вони здатні лише віддавати електрони. Чим активніший метал, тим він і активніший відновник. Із сполук металів відновниками будуть ті, в яких той чи інший метал проявляє нижчий ступінь окиснення. Так, у ролі відновників можуть виступати:



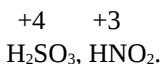
Відновниками можуть бути галогеноводні та галогеніди, в яких ступінь окиснення галогенів — 1.

Речовини, що містять у своєму складі елементи з максимальним або мінімальним ступенями окиснення, можуть бути відповідно лише окисниками



або тільки відновниками (H_2S , NH_3).

Речовини, що містять у своєму складі елементи з проміжним ступенем окиснення, можуть бути як окисниками (при дії більш активного, ніж вони, відновника), так і відновниками (при дії більш енергійного, ніж вони, окисника, наприклад:



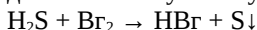
Павленко Л.А. Неорганічна хімія. Конспект лекцій.

Окиснення завжди супроводжується відновленням. Один процес не може відбуватися без другого, тому що вони пов'язані лише з переміщенням матеріальних частинок — електронів, а не знищенням або створенням останніх. Ось чому в рівняннях окисно-відновних реакцій необхідно зрівнювати кількості відданих і приєднаних електронів за допомогою коефіцієнтів біля реагуючих атомів або йонів.

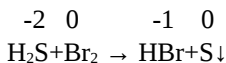
Для складання рівнянь окисно-відновних реакцій необхідно встановити ступінь окиснення кожного елемента, що входить до складу реагуючих сполук і продуктів реакції.

Визначивши ступені окиснення, слід виділити ті атоми або йони, ступінь окиснення яких змінюється; зазначити окисник і відновник (якщо необхідно, то і середовище). Потім потрібно підібрати коефіцієнти в рівнянні реакції так, щоб загальна кількість відданих електронів дорівнювала загальній кількості приєднаних.

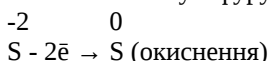
Простим прикладом окисно-відновної реакції може бути взаємодія сірководню з бромною водою, в результаті якої утворюється вільна сірка й бромоводень. Спочатку записують схему рівняння реакції:



Визначають ступені окиснення атомів елементів до реакції і після неї: зміна ступеня окиснення відбувається у Бром і Сульфур:

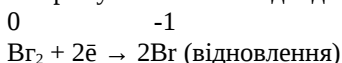


Ступінь окиснення Сульфур змінюється від -2 до 0, тобто:



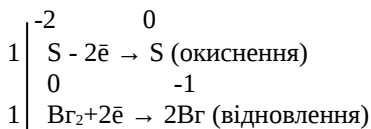
Процес віддачі електронів, що супроводжується підвищенням ступеня окиснення елемента, називається окисненням.

Електрони, що віддає Сульфур, приєднують атоми Бром; ступінь окиснення Бром змінюється від 0 до -1.



Процес приєднання електронів, що супроводжується зниженням ступеня окиснення елемента, називається відновленням.

Підбирають стехіометричні коефіцієнти для сполук, атоми яких змінюють ступені окиснення. Для даної реакції баланс «електронного обміну» такий:



Павленко Л.А. Неорганічна хімія. Конспект лекцій.

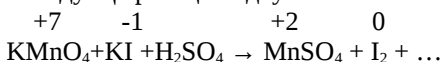
Враховуючи те, що кількість втрачених відновником електронів повинна дорівнювати кількості електронів, яку приєднує окисник, знаходять спільний множник для двох електронно-іонних рівнянь. Для даного випадку цей спільний множник дорівнює 2.

Отже, з однією молекулою H_2S в реакцію вступає одна молекула брому.

Знайдені коефіцієнти підставляють у схему реакції: $\text{H}_2\text{S} + \text{Br}_2 = 2\text{HBr} + \text{S}$.

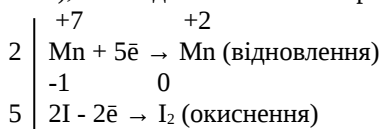
Розглянуте рівняння реакції є найпростішим прикладом окисно-відновного процесу. Тепер можна перейти до складніших окисно-відновних реакцій.

Приклад. Взаємодія перманганату калію з іодидом калію за наявності сульфатної кислоти призводить до знебарвлення малинового розчину і виділення йоду. Ця реакція відбувається за схемою:



Встановлюють, що ступінь окиснення Мангану змінився від +7 до +2, а Йоду від -1 до 0, тобто Манган відновився (перманганат калію — окисник), а Йод окислився (йодид калію — відновник).

Щоб обчислити найважливіші коефіцієнти (перед окисником і відновником), необхідно скласти електронний баланс рівняння:



Оскільки кількість втрачених Йодом електронів повинна дорівнювати кількості електронів, що приєднує Манган, знаходять спільний множник для цих двох рівнянь. Рівність втрачених і приєднаних електронів буде тоді, коли 10 йодид-іонів віддадуть 10 електронів, а два йони Мангану приєднають 10 електронів.

Отже, множники 2 і 5 визначають коефіцієнти відповідно біля Мангану та Йоду в рівнянні окисно-відновної реакції; ці коефіцієнти можуть бути перенесені в молекулярне рівняння як основні. Розглянуту реакцію можна записати так:

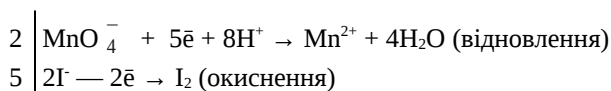


Нарешті, треба обчислити другорядні коефіцієнти, тобто ті, що стоять біля сполук з елементами, які не змінюють свої ступені окиснення. Треба врахувати кількість йонів K^+ , SO_4^{2-} , Оксиген та йони Гідрогену. Сульфат-іони потрібні для зв'язування не тільки йона Mn^{2+} , а й Калію, йони Гідрогену зв'язують усі вісім атомів Оксигену у молекули води. Отже, рівняння матиме

такий остаточний вигляд:

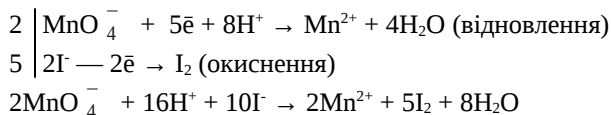


Для складання рівнянь окисно-відновних реакцій краще застосовувати йонно-електронний метод; він більш правильно відповідає суті процесу. Так, для розглянутої реакції йонно-електронні рівняння матимуть вигляд:



Перше рівняння процесу («напівреакції») відновлення перманганат-іона показує, що під час перетворення йона MnO_4^- в катіон Mn^{2+} чотири атоми Оксигену, що звільнились, мають зв'язатися в чотири молекули води. Для цього і потрібні вісім йонів Гідрогену. Друге рівняння процесу («напівреакції») окиснення Йоду показує, що цей процес відбувається без участі йонів Гідрогену.

Знаходять спільний множник для цих двох йонно-електронних рівнянь (двох «напівреакцій»), додають рівняння процесів відновлення і окиснення, враховуючи множники 2 і 5; одержують сумарне йонне рівняння даної окисно-відновної реакції:



Одержане рівняння реакції можна подати тепер і в молекулярній формі:
 $2\text{KMnO}_4 + 10\text{KI} + 8\text{H}_2\text{SO}_4 = 2\text{MnSO}_4 + 5\text{I}_2 + 6\text{K}_2\text{SO}_4 + 8\text{H}_2\text{O}$

На процес окиснення — відновлення дуже впливають концентрації окисника й відновника. Збільшення концентрації окисника або зменшення концентрації відновника збільшує окиснювальну дію окисника.

Можливість і характер перебігу окисно-відновного процесу іноді залежить від середовища. Наприклад, у кислому середовищі сильний окисник перманганат-іон MnO_4^- відновлюється до Mn^{2+} , у лужному середовищі йони Мангану Mn^{2+} легше стають відновниками, окиснюючись до



(іноді до Mn^{IV}). У нейтральному і слабко-лужному середовищах окиснення і відновлення сполук Мангану приводить до утворення оксиду мангану(IV). У сильно-лужному середовищі сполуки Мангану окиснюються й відновлюються до манганат-іона (MnO_4^{2-}).

На практиці часто доводиться обчислювати еквівалент речовин не тільки за

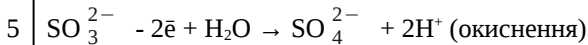
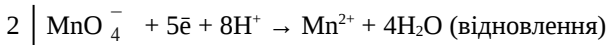
Павленко Л.А. Неорганічна хімія. Конспект лекцій.

реакціями обміну, а й за окисно-відновними. Треба вміти визначити еквівалент відновника й окисника.

Еквівалент речовини в окисно-відновних реакціях — це кількість речовини, що віддає або приєднує один електрон.

Молярна маса еквівалента речовини в реакціях окиснення — відновлення дорівнює молярній масі цієї речовини, поділений на кількість електронів, які приєднує окисник або віддає відновник.

Наприклад, потрібно знайти молярну масу еквівалента перманганату калію в реакції:



У цій реакції перманганат-іон відновлюється, приєднуючи 5 електронів, тому:

$$M_{\text{ек}}(\text{KMnO}_4) = \frac{M(\text{KMnO}_4)}{5} = \frac{158,6}{5} = 31,6 \text{ г/моль}$$

Питання для самоконтролю.

1. Які з перелічених речовин слід віднести до простих, а які — до складних: кокс, кварц, рубін, алмаз, гіпс, радон, озон, водяна пара, сажа, олеум, повітря, купорос;
2. Що таке валентність? Як її визначають? Визначте валентність елементів у сполуках: NH_3 , Al_2S_3 , Ca_3P_2 , CO_2 , SiC , OsO_4 ;
3. Складіть хімічні формули сполук: хлориду стануму (IV), сульфіді стибію (V), оксиду хрому (VI), сульфату феруму (III), карбонату стронцію і гідроксиду мангану (IV);
4. Обчисліть масові частки елементів у сполуках: CaCO_3 , H_2O , KOH ;
5. Який фізичний зміст: а) номер групи; б) номера періода; в) періодичної залежності?
6. За електронними формулами елементів № 19 і № 29 визначте та поясніть, в якому періоді, групі і підгрупі кожен з них знаходиться?
7. В якому періоді, групі і підгрупі знаходяться елементи, електронні формули яких мають такі закінчення: а) $\dots 3d^6 4s^2$; б) $\dots 4s^2 4p^6$?
8. Назвіть основні типи хімічних реакцій, наведіть по два приклади;
9. 14 грамів негашеного вапна обробили розчином, що містить 35 грамів нітратної кислоти. Скільки грамів солі утворилось?
10. Проставте ступені окислення елемента у сполуках: H_2SO_4 , Na_2S , SO_2 , Cr , CrCl_3 , CrO_3 ;
11. Які процеси — окислення чи відновлення мають місце у наведених схемах: а) $\text{N}_2 \rightarrow \text{NH}_3$; б) $\text{NH}_3 \rightarrow \text{NO}$; в) $\text{HNO}_3 \rightarrow \text{NO}$;
12. При утворенні 1 моль води із простих речовин виділяється 245 кДж теплоти. Складіть термохімічне рівняння даного процесу. Скільки теплоти виділиться, коли прореагує 10 л водню?
13. За н.у. в 1 л води розчинили 89,6 л хлороводню. Визначте масову частку HCl у розчині;
14. Дайте назву і вкажіть хімічний характер оксидів: CS_2O , SiO_2 , MnO , MnO_2 , Mn_2O_7 , N_2O , N_2O_3 , N_2O_5 , Cl_2O , Cl_2O_7 ;
15. Наведіть назви і графічні формули кислот: HPO_3 , H_3PO_3 , H_3PO_4 ;
16. Скільки осаду утвориться при взаємодії 4,9 г сірчаної (сульфатної) кислоти і 10,4 г хлориду барію?
17. Написати рівняння гідролізу солей $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$, AlCl_3 , FeSO_4 , NaClO_4 .
18. Закінчіть рівняння реакції, запишіть у молекулярному та йонному видах, назвіть продукти: $\text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{HNO}_3 =$, $\text{AgNO}_3 + \text{FeCl}_3 =$, $(\text{PbNO}_3)_2 + \text{K}_2\text{S} =$;
19. Складіть рівняння реакцій таких перетворень:
 $\text{Ba} \rightarrow \text{Ba}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{BaCl}_2 \rightarrow \text{Ba}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow \text{BaSO}_4$.

Розділ II ЗАГАЛЬНІ ВІДОМОСТІ ПРО НЕМЕТАЛИ ТА ЇХНІ СПОЛУКИ

2.1. Загальні властивості неметалів та їх місце в періодичній системі елементів Д. Менделєєва

Неметали в основному розміщуються в кінці малих і великих періодів. Число зовнішніх електронів у їх атомах, як і в усіх атомів елементів головних підгруп, дорівнює номеру групи.

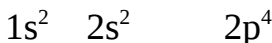
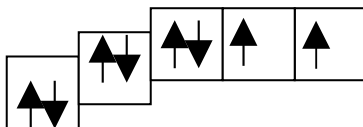
Для заповнення зовнішніх електронних рівнів атоми неметалів приєднують електрони і тому є окисниками. Найактивніше приєднує електрони атом флуору. У решті елементів неметалів, що вивчаються, ця здатність зменшується у такому порядку: O, Cl, N, S, C, P, H, Si.

В атомів цих елементів зменшення здатності до приєднання електронів відповідає зменшенню значень їх відносних електронегативностей. Зазначимо ще раз, що другим у цьому ряду після Флуору стоїть Оксиген.

Взаємодіючи з металами, неметали утворюють сполуки з іонним типом зв'язку, наприклад, хлорид натрію NaCl, оксид калію K₂O. За певних умов неметали взаємодіють між собою, утворюючи сполуки з ковалентним типом зв'язку — як полярним, так і неполярним. Прикладом перших є вода H₂O, хлороводень HCl, аміак NH₃, прикладом других — водень H₂, кисень O₂ та інші прості речовини.

2.2. Оксиген (кисень), 6 група, головна підгрупа

I. Електронна будова атома Оксигену ${}_{+8}\text{O}_{(2)}_6$



2. Найпоширеніший елемент у земній корі (47% за масою, в атмосфері 21% за об'ємом). Оксиген відкрив К. Шеєле в 1771 р. і незалежно від нього Дж. Прістлі в 1774 р.

Кисень має дві алотропні модифікації: диоксиген O₂ (кисень) і триоксиген O₃ (озон)

Озон утворюється під дією ультрафіолетових променів або електричних

розрядів (під час грози). Має сильну окиснювальну дію, є бактерицидом, дуже отруйний, має характерний запах.

Озон нестійка сполука $3\text{O}_2 \leftrightarrow 2\text{O}_3$. На висоті 20-25 км від поверхні Землі утворюється озоновий шар, який забезпечує збереження життя на Землі, не пропускаючи ультрафіолетове проміння Сонця.

Під впливом забруднення навколишнього середовища озоновий шар зазнає руйнування, утворюються так звані "озонові дірки", які збільшують ультрафіолетове навантаження на все живе на Землі.

Причиною техногенного руйнування озонового шару є забруднення атмосфери оксидами нітрогену, вихлопними газами реактивних літаків, використання хлоро- і флуоровмісних речовин (фреонів) у холодильних машинах.

3. Добування

1) Електроліз води: $2\text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{H}_2 + \text{O}_2$.

2) У лабораторії розкладом

перманганату калію: $2\text{KMnO}_4 \rightarrow \text{K}_2\text{MnO}_4 + \text{MnO}_2 + \text{O}_2$;

бертолетової солі: $2\text{KClO}_3 \rightarrow 2\text{KCl} + 3\text{O}_2$ (з каталізатором — MnO_2);

пероксиду водню: $2\text{H}_2\text{O}_2 \rightarrow 2\text{H}_2\text{O} + \text{O}_2$ (каталізатори: MnO_2 , катіони важких металів)

4. Фізичні властивості.

Кисень — безбарвний газ, без запаху, важчий за повітря, погано розчиняється у воді.

5. Хімічні властивості.

У реакціях з усіма елементами (крім F) завжди окисник. Не реагує з Au, Pt та інертними газами.

1) взаємодія з металами: $2\text{Mg} + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{MgO}$;

2) з неметалами: $4\text{P} + 5\text{O}_2 \rightarrow 2\text{P}_2\text{O}_5$;

$2\text{H}_2 + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{H}_2\text{O}$ — (реакція з вибухом),

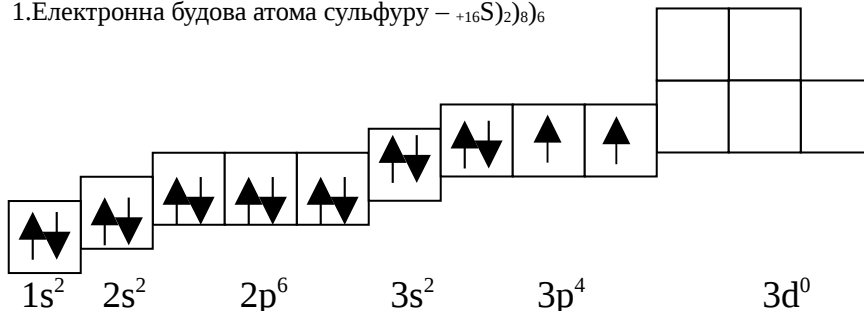
гримучий газ

3) із складними речовинами (реакція горіння): $\text{CH}_4 + 2\text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$

6. Застосування кисню базується на його окисних властивостях: для добування HNO_3 , H_2SO_4 , випалювання руд, у металургії при виробництві сталі, для зварювання і різки металів. У живій природі за участю O_2 здійснюється дихання — один з найважливіших життєвих процесів. Окиснення киснем вуглеводів, жирів і деяких білкових речовин є джерелом енергії для живих організмів.

2.3. Сульфур (сірка), 6 група, головна підгрупа

1. Електронна будова атома сульфору – $_{16}\text{S})_2)_8)_6$



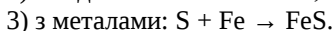
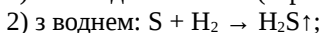
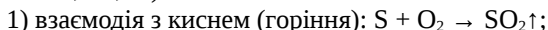
2. Сірка у природі трапляється в самородному стані, у складі сульфідів: FeS_2 — пірит, PbS — галеніт, $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ - гіпс.

3. Фізичні властивості.

Сірка — тверда кристалічна речовина жовтого кольору, для неї характерна алотропія (ромбічна сірка, моноклінна, аморфна).

4. Хімічні властивості.

При нагріванні реагує майже з усіма елементами і з багатьма складними речовинами, виявляючи властивості як окисника, так і відновника (ступені окиснення: +4, +6, -2).



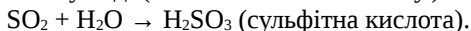
5. Застосування.

Сірку застосовують для виробництва сірчаної кислоти, сульфатів, вулканізації каучуку під час виробництва гуми, для боротьби зі шкідниками в сільському господарстві, для виготовлення люмінофорів, барвників, чорного пороху, сірників, ліків.

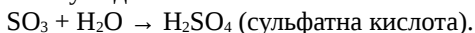
6. Сполуки сульфору.

H_2S — сірководень (дигідроген сульфід), безбарвний газ із запахом тухлих яєць, розчиняється у воді, його розчин — сірководнева кислота.

SO_2 — оксид сульфору (IV), сірчистий газ з різким запахом, токсичний, розчиняється у воді (в 1 л H_2O 43 л SO_2 за н. у.):



SO_3 — оксид сульфору (VI), сірчаний ангідрид, безбарвна рідина, яка розчиняється у воді:



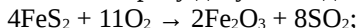
Олеум — розчин оксиду сульфору (VI) в H_2SO_4 .

Сульфатна (сірчана) кислота — H_2SO_4

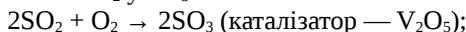
Це безбарвна, важка, оліїста, без запаху рідина, надзвичайно гігроскопічна, сильна кислота

7. Добування H_2SO_4

а) випалюванням піриту добувають діоксид сульфуру SO_2 :



б) окиснюють SO_2 у SO_3 :



в) взаємодією SO_3 з водою добувають H_2SO_4 :



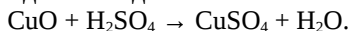
Розчинення сульфатної кислоти у воді супроводжується виділенням великої кількості теплоти, що може призвести до закипання води і розбризування кислоти.

Пам'ятайте таке правило: Не можна воду доливати до концентрованої сульфатної кислоти! Для розбавлення кислоти треба доливати до води невеликими порціями.

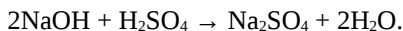
Сульфатна кислота — їдка рідина, при потраплянні її на шкіру й одяг треба швидко змити великою кількістю води, після чого нейтралізувати розчином соди і знову змити водою.

8. Хімічні властивості H_2SO_4

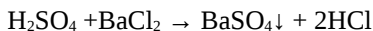
1) Взаємодія з оксидами:



2) з основами:



3) з солями:



(якісна реакція на сульфат-іон). - білий осад

4) взаємодія H_2SO_4 з металами:

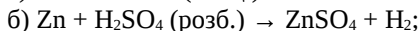
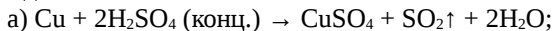
$\text{Cu, Ag, Sn, Hg, Fe}$ — виділяється SO_2

Концентрована H_2SO_4 + Mg, Ca, K, Zn — виділяється $\text{S, H}_2\text{S}$

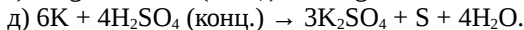
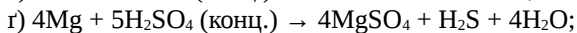
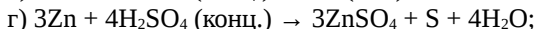
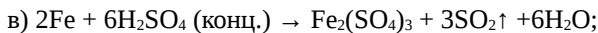
Розбавлена H_2SO_4 + Метали, що розміщені в ряду електродних потенціалів зліва від H — виділяється H_2

При низьких температурах H_2SO_4 (конц.) не взаємодіє з Fe, Al, Cr , а при нагріванні з кислотою не реагують Au і Pt .

Приклади:



Павленко Л.А. Неорганічна хімія. Конспект лекцій.



Сульфатна кислота утворює два ряди солей:

- середні солі \rightarrow сульфати (Na_2SO_4);
- кислі солі \rightarrow гідросульфати (NaHSO_4).

Застосування сульфатної кислоти і сульфатів

1. Виробництво мінеральних добрив, волокон, пластмас, барвників, вибухових речовин.

2. У металургії для добування купрум, нікелю, урану.

3. H_2SO_4 використовується як осушувач газів.

4. Мідний купорос ($\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$) і залізний купорос ($\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$) використовуються для боротьби із шкідниками рослин, у виробництві фарб, для просочення деревини як антисептичний засіб.

5. Гіпс ($\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$) і сульфат кальцію (CaSO_4) — у будівництві, медицині.

6. Na_2SO_4 — виробництві скла.

7. Глауберова сіль ($\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$) — в медицині.

8. Сульфати калію (K_2SO_4) і амонію ($(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$) — як добрива.

9. Сульфат барію (BaSO_4) застосовують у виробництві паперу, гуми, білої мінеральної фарби, а також у медицині.

У виробництві H_2SO_4 можуть бути викидання в атмосферу діоксиду SO_2 , триоксиду сульфуру SO_3 . Це викликає кислотні дощі. Вони призводять до підвищення кислотності ґрунтів і зниження врожаїв, збільшення кислотності водойм і загибелі його мешканців. Кислотні дощі спричиняють корозію металів, руйнують лакофарбові покриття, будівлі, пам'ятки архітектури.

Щоб запобігти утворенню кислотних дощів і забезпечити охорону здоров'я, намагаються не допустити викидання оксиду сульфуру (IV) SO_2 в атмосферу. З цією метою встановлюють фільтри, поглиначі, суворо додержуються технологічного режиму, удосконалюють й автоматизують виробничі процеси, герметизують устаткування та апаратуру, впроваджують принцип безвідходності та ефективні методи очищення відхідних газів.

2.4. Обчислення маси, об'єму, кількості речовини за відомими даними про вихідні речовини, одна з яких узята з надлишком

Речовини взаємодіють у певних співвідношеннях. Часто одна з вихідних речовин береться в надлишку, щоб забезпечити повнішу взаємодію іншої речовини. Реакція між речовинами відбувається доти, доки повністю прореагує одна з них, а надлишок іншої речовини залишається. Він участі в реакції не бере. Розв'язуючи задачі цього типу, потрібно:

1) з'ясувати насамперед, яка саме з вихідних речовин узята в надлишку, бо надлишок не реагуватиме;

2) подальші обчислення робити за тією речовиною, яка прореагувала повністю.

Під час розв'язування задач можливі різні варіанти.

Задача. До розчину, який містить 1,42 г сульфату натрію, долили розчин, що містить 2,8 г нітрату барію. Утворений осад відфільтрували. Які речовини містяться у фільтраті?

Дано: $m(\text{Na}_2\text{SO}_4) = 1,42 \text{ г}$

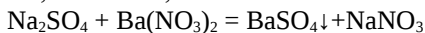
$m(\text{Ba}(\text{NO}_3)_2) = 2,8 \text{ г}$

Речовини у фільтраті — ?

Аналізуючи умову задачі, бачимо, що для обох солей, які реагують, задана їх маса. Як правило, це ознака того, що це задача на надлишок.

Тому визначаємо передусім, яка з вихідних речовин узята у надлишку. Для цього складаємо рівняння реакції:

1,42 г 2,8 г



Знаходимо молярні маси речовин:

$$M(\text{Na}_2\text{SO}_4) = 46 + 32 + 64 = 142 \text{ г/моль};$$

$$M(\text{Ba}(\text{NO}_3)_2) = 137 + 28 + 96 = 261 \text{ г/моль}.$$

З рівняння реакції видно, що 142 г Na_2SO_4 взаємодіє із 261 г $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$, а якщо Na_2SO_4 узято 1,42 г, тобто у 100 раз менше, то й маса $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$, що реагуватиме, буде у 100 раз меншою — 2,61 г. Отже, нітрат барію $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$ взято в надлишку.

Цей надлишок становитиме $2,8 \text{ г} - 2,61 \text{ г} = 0,19 \text{ г}$, і міститиметься він у фільтраті разом з нітратом натрію NaNO_3 , який залишився в розчині, коли осад BaSO_4 відфільтрували.

Питання для самоконтролю.

1. Яке місце у періодичній системі елементів займають Оксиген і Сульфур? Як це пов'язано з будовою їхніх атомів?
2. Чим відрізняється основний стан атома Сульфурі від його збудженого стану?
3. Порівняйте будову атомів елементів Оксигену і Сульфурі, зазначте їхні спільні і відмінні ознаки.
4. Чому атоми Оксигену й Сульфурі здатні виявляти ступінь окиснення -2 , а ступінь окислення $+4$ і $+6$ – тільки атоми Сульфурі?
5. Напишіть формули сполук Оксигену та Сульфурі з Кальцієм, Калієм, Алюмінієм. Зазначте ступінь окиснення кожного з елементів і назви сполук.
6. Що таке алотропія і чим пояснюється існування різних алотропних форм?
7. Що собою являє озон за звичайних умов? З якою метою він застосовується?
8. Дайте характеристику відомим вам алотропним формам Сульфурі і зазначте, яка з них найбільш стійка.
9. Внаслідок розкладу бертолетової солі KClO_3 (хлорат калію) за наявності оксиду мангану (IV) добуто кисень об'ємом $6,72$ л (н. у.). Маса витраченої при цьому бертолетової солі становить
 - а) $24,5$ г
 - б) $2,45$ г
 - в) 245 г
 - г) $0,245$ г
10. Кисень виділяється під час термічного розкладання ряду сполук. Якщо взяти по $0,5$ моль таких сполук, як оксид ртуті (II), перманганат калію, бертолетова сіль, нітрат калію (утворюється нітрит калію KNO_2), то найбільша кількість речовини кисню виділиться під час розкладання
 - а) HgO ;
 - б) KMnO_4
 - в) KClO_3
 - г) KNO_3
11. Максимальна маса озону, яка може утворитися з 16 г кисню, становить
 - а) 12 г;
 - б) 16 г;
 - в) 24 г;
 - г) 32 г.
12. Які хімічні властивості характерні для кисню і сірки? Наведіть рівняння відповідних реакцій.

Павленко Л.А. Неорганічна хімія. Конспект лекцій.

13. Порівняйте взаємодію водню з киснем і сіркою. У чому подібність і відмінність цих реакцій.
14. Напишіть рівняння реакцій сірки з киснем і цинком. Яку роль відіграє сірка в одній і в другій реакціях?
15. Який тип хімічного зв'язку у сполуках Сульфуру з металами?
16. Чому кисень виявляє окисні властивості, а сірка, як окисні, так і відновні?
17. Наведіть кілька прикладів рівнянь реакцій, які засвідчують, що у кисню окисні властивості виявляються сильніше, ніж у сірки.
18. Якщо 31 г заліза взаємодіє з сіркою за умови, що масова частка використання заліза становить 90%, то в результаті реакції утворюється сульфід феруму масою
а) ≈ 12 г; в) ≈ 44 г;
б) ≈ 22 г; г) ≈ 88 г .
19. Дайте характеристику оксиду сульфуру (IV). З якою метою він використовується? На яких властивостях ґрунтується його використання?
20. Обчисліть густину за повітрям і масу 1 л сірчастого газу (н. у.). Зробіть висновок, чи можна збирати SO_2 у циліндр витісненням повітря.
21. Яка фізіологічна дія оксиду сульфуру (IV)?
22. Що вам відомо про сульфідну кислоту? Чому її розчин треба оберігати від доступу повітря?
23. Чому внаслідок пропускання SO_2 крізь вапняну воду вона так само стає каламутною, як і внаслідок пропускання вуглекислого газу? Напишіть відповідні рівняння реакцій.
24. Наведіть рівняння реакцій добування сульфіту барію з розчинних солей.
25. Який об'єм діоксиду сульфуру (н. у.) можна добути внаслідок розкладання під час нагрівання сульфіту магнію масою 650 кг з масовою часткою домішок 20%?
26. Чи вистачить 14 м^3 кисню для окиснення 30 м^3 діоксиду сульфуру за нормальних умов?
27. Визначте об'ємні частки оксиду сульфуру (IV) і кисню в суміші (н. у.), якщо з 200 мл її після реакції утворилось 0,438 г оксиду сульфуру (VI). Візьміть до уваги, що SO_2 прореагував повністю.
28. У розчин, що містить гідроксид барію масою 350 г, пропустили оксид сульфуру (IV) об'ємом 44,8 л (н. у.). Яка сіль і якої маси утворилась у результаті реакції?
29. Змішали оксид кальцію масою 300г і оксид сульфуру(VI) масою

Павленко Л.А. Неорганічна хімія. Конспект лекцій.

400 г. Які речовини і якої маси залишилися після закінчення реакції?

30. Оксид сульфуру (IV), добутий в результаті спалювання сірководню об'ємом 44,8 л (н. у.) пропущено крізь 0,5 л розчину їдкого натру з масовою часткою NaOH 25% і густиною 1,28г/см³. Яка сіль утворилася?
31. Дайте характеристику фізичним і хімічним властивостям сульфатної кислоти. Напишіть відповідні рівняння реакцій.
32. У чому подібність і відмінність властивостей сульфатної кислоти і властивостей інших відомих вам кислот, наприклад, хлоридної?
33. Сульфатну кислоту нейтралізують розчином гідроксиду кальцію. Як піде процес нейтралізації за наявності надлишку: а) гідроксиду кальцію; б) сульфатної кислоти? Напишіть відповідні рівняння реакцій і назвіть утворені солі.
34. Щоб утворилася кисла сіль – гідросульфат натрію, з рідким натром масою 20 г має прореагувати оксид сульфуру (IV) об'ємом (н. у.)
- | | |
|-----------|------------|
| а) 11,2 л | в) 33,6 л |
| б) 22,4 л | г) 44,8 л. |
35. Напишіть рівняння реакцій, за допомогою яких можна здійснити такі перетворення:
- $$\begin{array}{c} \text{H}_2\text{SO}_4 \\ \downarrow \\ \text{ZnS} \rightarrow \text{SO}_2 \rightarrow \text{KHSO}_3 \end{array}$$
36. В одній пробірці міститься розчин сульфатної кислоти, в іншій – хлоридної. Як розпізнати, де яка кислота міститься?
37. Для добування оксиду карбону (IV) на карбонат кальцію діють хлоридною кислотою. Чому для цієї мети не можна використовувати сульфатну кислоту?
38. Як здійснити такі перетворення:
- $$\begin{array}{l} \text{S} \rightarrow \text{SO}_2 \rightarrow \text{SO}_3 \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 \\ \text{PbS} \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{NaHSO}_4? \end{array}$$
- Напишіть рівняння реакцій.
39. Напишіть рівняння реакцій, за допомогою яких можна здійснити такі перетворення:
- $$\text{S} \rightarrow \text{FeS} \rightarrow \text{H}_2\text{S} \rightarrow \text{SO}_2 \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_3 \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{BaSO}_4$$
40. Визначте масу розчину хлориду барію з масовою часткою BaCl₂ 10% , необхідного для осадження сульфат-іонів, які містяться у 5 г розчину сульфату натрію з масовою часткою Na₂SO₄ 6%. Яка маса утвореного осаду?

Павленко Л.А. Неорганічна хімія. Конспект лекцій.

41. До розчину сульфату купрум(II) масою 62 г з масовою часткою CuSO_4 5% долили розчин хлориду барію масою 31,2 г з масовою часткою BaCl_2 20%. Осад відфільтрували. Які речовини і якої маси містяться у фільтраті? Визначте їх масу.
42. Напишіть рівняння реакцій, які відбуваються у процесі добування сульфатної кислоти в техніці. Обґрунтуйте оптимальні умови їх здійснення.
43. Яку масу моногідрату можна добути з 5 т сірчаного колчедану, масова частка Сульфур у якому 45%?
44. Обчисліть масу розчину сульфатної кислоти з масовою часткою H_2SO_4 20%, який можна добути з 50 кг олеуму з масовою часткою SO_3 10%.
45. Обчисліть масу безводної сульфатної кислоти, яку можна було б добути з 800 т сірчаного колчедану з масовою часткою Сульфур у 45%, якби вихід кислоти був стовідсотковим.
46. Із 100 т сірчаного колчедану з масовою часткою Сульфур у 48% добувають 132,3 т сульфатної кислоти. Визначте вихід кислоти.
47. Обчисліть вихід сульфатної кислоти, якщо з 800 т сірчаного колчедану з масовою часткою Сульфур у 46% добуто її масою 1000 т.
48. Яку масу сірки спалено, якщо добуто діоксид сульфур у об'ємом $89,6 \text{ м}^3$ (н. у.), що становить 80% від теоретично можливого виходу?
49. Обчисліть масу розчину сульфатної кислоти з масовою часткою H_2SO_4 80%, який можна добути, використовуючи 2 кг руди, що містить пірит і домішки. Масова частка домішок у руді становить 40%. Вихід кислоти з руди дорівнює 90%.

Контрольна робота

ЗАГАЛЬНІ ВІДОМОСТІ ПРО НЕМЕТАЛИ VI ГРУПИ ТА ЇХНІ СПОЛУКИ

Варіант 1

I рівень

1. У лабораторії кисень добувають:
 - а) перегонкою рідкого повітря;
 - б) розкладом калій перманганату;
 - в) взаємодією метану (CH_4) з водою;
 - г) взаємодією натрію з водою.

Павленко Л.А. Неорганічна хімія. Конспект лекцій.

- У вигляді простої речовини кисень міститься у:
 - земній корі;
 - дистильованій воді;
 - атмосфері;
 - граніті.
- Назвіть знак хімічного елемента, електронна формула якого $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$:
 - O; б) S; в) Cl; г) F.
- Вищу валентність, рівну VI, проявляє:
 - Сульфур; б) Оксиген; в) Хлор; г) Карбон.

II рівень

- Вкажіть типи хімічного зв'язку в речовинах:
 - H₂S; б) Na₂S; в) O₂.Поясніть механізм утворення йонного зв'язку.
- Закінчіть рівняння хімічних реакцій, що відбуваються у розчині практично до кінця:
 - KOH + H₂SO₄ →; б) SO₂ + Ca(OH)₂ →; в) Na₂SO₄ + KCl →Назвіть продукти реакцій.
- Розставте коефіцієнти методом електронного балансу у схемі хімічної реакції:
$$\text{SO}_2 + \text{H}_2\text{S} \rightarrow \text{S} + \text{H}_2\text{O}.$$
Вкажіть ознаки цієї реакції.

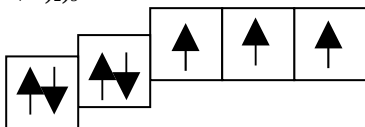
III рівень

- Напишіть рівняння реакцій, за допомогою яких можна здійснити перетворення:
$$\begin{array}{c} \text{S} \rightarrow \text{SO}_2 \\ \downarrow \\ \text{H}_2\text{S} \rightarrow \text{ZnS} \end{array}$$
- Визначте масу осаду, що утвориться при зливанні розчинів, що містять 14,2г натрій сульфату та 35г плюмбум нітрату.

2.5. Нітроген (азот), 5 група, головна підгрупа

I. Електронна будова атома нітрогену:

${}^{+7}\text{N})_{25}$



$1s^2 \quad 2s^2 \quad 2p^3$

Ступінь окиснення нітрогену в сполуках від - 3 до + 5.

2. Нітроген у природі міститься в повітрі у вигляді азоту 78% об'ємних, входить до складу нітратів та білків. Азот відкрив у 1772 р. Д. Резерфорд.

3. Фізичні властивості:

N_2 — газ без кольору, запаху і смаку, нерозчинний у воді.

4. Хімічні властивості: молекула азоту N_2 складається із двох атомів нітрогену, утворюється потрійний зв'язок $\text{N} \equiv \text{N}$, і тому азот має низьку реакційну здатність.

Взаємодіє:

3000°

1) з киснем: $\text{N}_2 + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{NO}$;

2) з воднем: $\text{N}_2 + 3\text{H}_2 \leftrightarrow 2\text{NH}_3$ (каталізатор + тиск + температура);

3) з металами:

$3\text{Ca} + \text{N}_2 \rightarrow \text{Ca}_3\text{N}_2$ (нітрид кальцію)

$6\text{Li} + \text{N}_2 \rightarrow 2\text{Li}_3\text{N}$ (нітрид літію).

Ступені окиснення Нітрогену:

-3 0 +1 +2 +3 +4 +5

$\text{NH}_3 \quad \text{N}_2 \quad \text{N}_2\text{O} \quad \text{NO} \quad \text{N}_2\text{O}_3 \quad \text{NO}_2 \quad \text{HNO}_3$

5. Застосування: Азот використовують для добування аміаку, наповнення електроламп, виробництва мінеральних добрив.

Аміак — NH_3

1. Фізичні властивості: безбарвний газ, отруйний, з характерним різким задушливим запахом, розчинний у воді (в 1 л H_2O при 20°C розчиняється 700л NH_3).

2. Добування:

а) у промисловості: $\text{N}_2 + 3\text{H}_2 \xrightarrow{t^\circ, p} 2\text{NH}_3$;

б) в лабораторії: $2\text{NH}_4\text{Cl} + \text{Ca}(\text{OH})_2 \xrightarrow{t^\circ} \text{CaCl}_2 + 2\text{NH}_3\uparrow + 2\text{H}_2\text{O}$.

Павленко Л.А. Неорганічна хімія. Конспект лекцій.

3. Хімічні властивості:

а) взаємодіє з водою: $\text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{NH}_4\text{OH}$ (гідроксид амонію, нашатирний спирт);

б) взаємодіє з кислотами: $\text{NH}_3 + \text{HCl} \rightarrow \text{NH}_4\text{Cl}$ (хлорид амонію) — «дим без вогню»;

в) горить: $4\text{NH}_3 + 3\text{O}_2 \rightarrow 2\text{N}_2 + 6\text{H}_2\text{O}$.

4. Застосування.

Аміак використовують як сировину для виробництва нітратної кислоти, нітратних добрив, вибухових речовин, соди, у медицині, холодильниках як холодоагент.

Солі амонію

NH_4^+ — йон амонію.

1. Фізичні властивості.

Солі амонію — це кристалічні речовини, добре розчинні у воді, сильні електроліти.

2. Добування.

Взаємодія аміаку з кислотами:



3. Хімічні властивості:

а) взаємодія з лугами: $\text{NH}_4\text{Cl} + \text{NaOH} \rightarrow \text{NaCl} + \text{NH}_3\uparrow + \text{H}_2\text{O}$;

б) розклад при нагріванні: $\text{NH}_4\text{Cl} \xrightarrow{\text{r}} \text{NH}_3 + \text{HCl}$.

4. Застосування.

$(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$ — сульфат амонію, NH_4NO_3 (нітрат амонію) — азотне добриво;

NH_4Cl (хлорид амонію) — використовують при паянні;

$(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$ (карбонат амонію, «амоніак») — у пекарстві;

$(\text{NH}_4)_2\text{CrO}_7$ (дихромат амонію) — використовують як окислювач.

Павленко Л.А. Неорганічна хімія. Конспект лекцій.

Сполуки нітрогену з киснем.

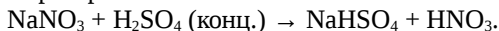
Нітроген з киснем утворює п'ять оксидів, в яких він виявляє ступінь окиснення від +1 до -5.

1	+	Оксид нітрогену (I), N_2O (веселильний газ, закис азоту). Безбарвний газ із приємним запахом, розчиняється в H_2O , несолетворний.
2	+	Оксид нітрогену (II), NO . Безбарвний газ, без запаху, у воді не розчиняється, несолетворний. Легко окислюється, перетворюючись на бурий газ — діоксид нітрогену NO_2 . $2NO + O_2 \rightarrow 2NO_2$
3	+	Оксид нітрогену (III), N_2O_3 . Нестійка темно-синя рідина за низьких температур. Розчиняючись у воді, утворює нітритну кислоту $N_2O_3 + H_2O \rightarrow 2HNO_2$. Кислотний оксид з лугами утворює нітрити: $N_2O_3 + 2NaOH \rightarrow 2NaNO_2 + H_2O$. Солі нітритної (азотистої) кислоти HNO_2 — нестійкі, отруйні.
4	+	Оксид нітрогену (IV), NO_2 . Бурий газ із характерним запахом, отруйний, добре розчиняється у воді. Солетворний оксид. Ангідрид нітритної і нітратної кислот. $2NO_2 + H_2O \rightarrow HNO_3 + HNO_2$. Розчиняється в H_2O при надлишку O_2 : $4NO_2 + O_2 + 2H_2O \rightarrow 4HNO_3$. З лугами утворює суміш нітратів і нітритів: $2NO_2 + 2NaOH \rightarrow NaNO_3 + NaNO_2 + H_2O$. У вигляді «лисячого хвоста» бурий газ (NO_2) викидається заводами, що виробляють нітратну кислоту, і є шкідливими для всього живого.
		Оксид нітрогену (V), N_2O_5 . Білі кристали, солетворний. Реагує з водою, утворюючи нітратну кислоту: $N_2O_5 + H_2O \rightarrow 2HNO_3$.

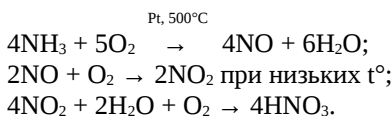
Нітратна (азотна) кислота HNO_3 .

1. Добування:

а) у лабораторії:



б) у промисловості:



Павленко Л.А. Неорганічна хімія. Конспект лекцій.

2. Фізичні властивості.

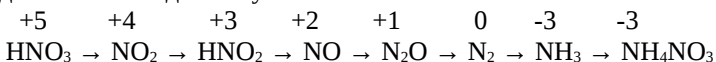
Безбарвна рідина з їдким запахом. Дуже гігроскопічна, «димить» на повітрі, з H_2O змішується необмежено.

При $-42^\circ C$ переходить в кристалічний стан, кипить при $86^\circ C$.

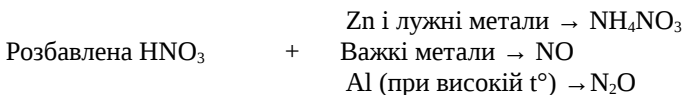
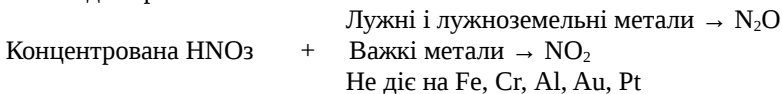
3. Хімічні властивості.

Концентрована HNO_3 не взаємодіє при низькій температурі з Fe, Al, Cr. Платина і золото розчиняються у «царській водці» (1 об'єм HNO_3 + 3 об'єми HCl).

Нітратна кислота, залежно від концентрації і активності металу, може відновлюватись до сполук:

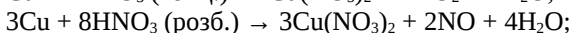


Взаємодія з різними металами:

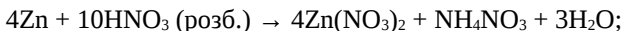


Приклади.

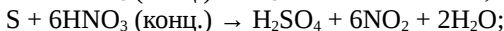
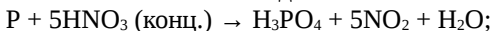
Неактивні метали:



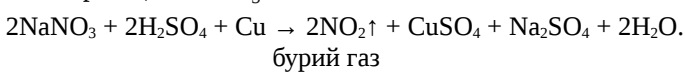
активні метали:



неметали окислюються до кислот:



якісна реакція на NO_3^- :



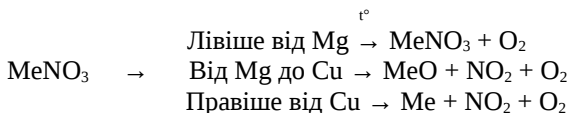
4. Застосування.

Виробництво азотних добрив, вибухових речовин, лікарських речовин, барвників, пластичних мас, штучних волокон, у ракетній техніці як окисник ракетного палива.

Нітрати.

Селітри: $NaNO_3$, KNO_3 , NH_4NO_3 , $Ca(NO_3)_2$ використовуються як мінеральні добрива.

Солі нітратної кислоти при нагріванні розкладаються (термоліз):



Продукти розкладу залежать від положення металу солі в ряді стандартних електродних потенціалів.

Бживання перевищеної норми нітратів і нітритів із продуктами харчування може призвести до порушення функції крові, як носія кисню й створити загрозу для життя. Нітрати спричиняють набряк легенів, кашель, блювоту і серцеву недостатність.

Нітрити, зокрема NaNO_2 , у шлунково-кишковому тракті утворюють високотоксичні сполуки, що вражають печінку і спричиняють розвиток злоякісних пухлин.

Отже, у сільському господарстві, у харчовій промисловості з нітратами треба поводитися грамотно: неухильно додержуватися норм внесення їх у ґрунт, запобігати надлишку нітратів, тоді їх вміст у фруктах, овочах та інших продуктах не перевищуватиме гранично допустимої концентрації.

Зниженню шкідливого впливу на організм нітратів і нітритів сприяє бживання вітамінів, особливо А, Е, В₉.

2.6. Обчислення виходу продукту реакції

Вихід продукту — важливий показник ефективності виробничого процесу. На його підставі роблять висновок про повноту використання сировини. Через оборотність багатьох процесів і виробничі втрати вихід продукту реакції завжди менший від того, який мав би утворитись згідно з рівнянням реакції.

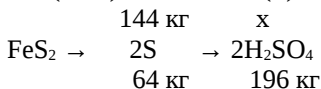
Вихід продукту — це відношення фактично добутого продукту до максимально можливого, обчисленого за рівнянням реакції.

Вихід продукту виражають у частках одиниці (або у відсотках). Масова і об'ємна частки виходу речовини розраховується за формулами:

$$\xi = \frac{m(np)}{m(meop)} * 100 ; \quad \varphi = \frac{V(np)}{V(meop)} * 100$$

Задача. Із 320 кг сірчаного колчедану з масовою часткою сульфуру 45% одержали 405 кг сульфатної кислоти. Яка масова частка виходу кислоти?

Дано: $m(\text{FeS}_2) = 320 \text{ кг}$; $W(\text{S}) = 45\%$; $m(\text{H}_2\text{SO}_4) = 405 \text{ кг}$; $\xi = ?$



1. Скільки сульфуру міститься в колчедані?

$$W = \frac{m(S)}{m(FeS_2)} * 100$$

$$\text{Звідки } m(S) = \frac{W * m(FeS_2)}{100} = \frac{45\% * 320 \text{ кг}}{100} = 144 \text{ кг}$$

2. Скільки теоретично можна одержати сульфатної кислоти?

$$\frac{144 \text{ кг}}{64 \text{ кг}} = \frac{x}{196 \text{ кг}} ; \quad x = \frac{144 \text{ кг} * 196 \text{ кг}}{64 \text{ кг}} = 441 \text{ кг}$$

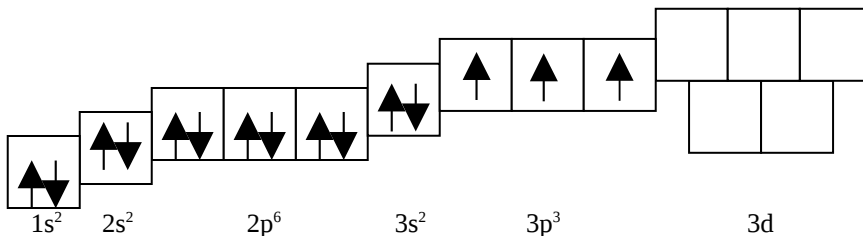
3. Яка масова частка виходу?

$$\xi = \frac{m(np)}{m(теор)} * 100 = \frac{405 \text{ кг}}{441 \text{ кг}} * 100 = 91,84\%.$$

Відповідь: масова частка виходу становить 91,84%.

2.7. Фосфор, 5 група, головна підгрупа

1. Електронна будова атома фосфору:



2. Фосфор у природі.

У вільному стані не існує. Основні мінерали: Ca₃(PO₄)₂ — фосфорити і апатити.

3. Фізичні властивості.

Фосфор утворює кілька алотропних видозмін, властивості яких сильно відрізняються:

а) білий фосфор — тверда речовина, світиться в темряві, дуже отруйна, самозаймається на повітрі.

б) червоний — неотруйний порошок червоного кольору, не світиться в темряві, при нагріванні без доступу повітря випаровується, а при охолодженні перетворюється на білий фосфор. Використовується у виробництві сірників.

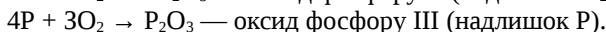
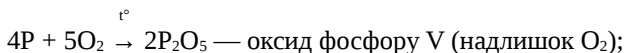
Павленко Л.А. Неорганічна хімія. Конспект лекцій.

в) чорний — схожий на графіт, масний на дотик, з металічним блиском, має властивості напівпровідників, не отруйний.

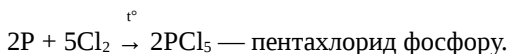
4. Хімічні властивості.

Взаємодіє з

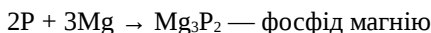
киснем:



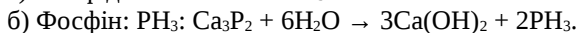
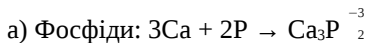
галогенами:



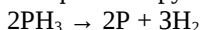
металами:



Сполуки фосфору

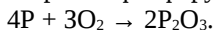


Фосфін — отруйний газ, безбарвний, погано розчинний у воді, нестійкий:

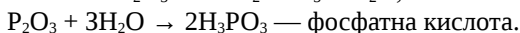
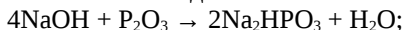


P_2O_3 — оксид фосфору (III).

Згоряння фосфору при нестачі кисню відбувається за реакцією:

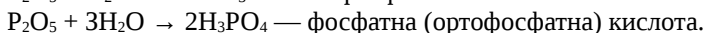
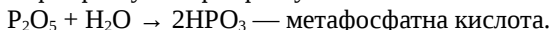


Кислотний оксид:

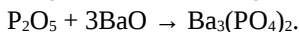
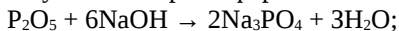


Оксид фосфору (V): P_2O_5

P_2O_5 — біла речовина, сильна водопоглинаюча дія, перетворюється в метафосфатну або фосфатну кислоти:



Існує в полімерних формах. Кислотний оксид.

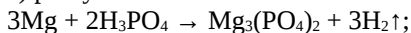


Фосфатна (фосфорна) кислота: H_3PO_4

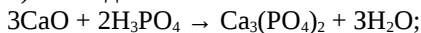
H_3PO_4 — кристалічна речовина, середньої сили кислота.

Хімічні властивості:

а) реагує з активними металами:

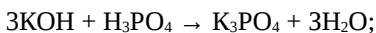


б) з оксидами:

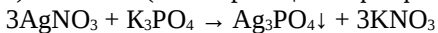


в) з лугами:

Павленко Л.А. Неорганічна хімія. Конспект лекцій.



г) із солями (якісна реакція на фосфати):



жовтий осад

Солі фосфатної кислоти.

Фосфатна кислота як триосновна утворює три ряди солей:

кислі: гідрофосфати — Na_2HPO_4 , CaHPO_4 ;

дигідрофосфати — NaH_2PO_4 , $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$;

середні солі — фосфати нерозчинні у воді — Na_3PO_4 , $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ (крім фосфатів лужних металів і амонію).

Добрива.

$\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ (молотий) — «фосфоритне борошно» для кислих ґрунтів.

$\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2 + \text{CaSO}_4$ — простий суперфосфат.

$\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$ — подвійний суперфосфат.

$\text{CaHPO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ — преципітат.

$\text{NH}_4\text{H}_2\text{PO}_4 + (\text{NH}_4)_2\text{HPO}_4$ — амофос.

Питання для самоконтролю.

1. Яке місце у періодичній системі елементів займають Нітроген і Фосфор? Як це пов'язано з будовою їхніх атомів?
2. Запишіть електронну формулу атома Нітрогену. В чому подібність і відмінність будови атома Нітрогену й атомів Оксигену і Флуору?
3. Які ступені окиснення властиві Нітрогену? Як їх можна пояснити? Визначте валентність і ступінь окиснення Нітрогену в молекулі азоту N_2 .
4. Доведіть розрахунком, що азот трохи легший за повітря.
5. Обчисліть густину азоту за воднем.
6. Що таке алотропія? Дайте характеристику найголовнішим алотропним формам Фосфору. Розкрийте причину відмінності їхніх властивостей.
7. Як ви гадаєте, чому азот – газ, а фосфор – тверда речовина?
8. Розкрийте фізіологічну роль Нітрогену і Фосфору.
9. У якому виді Нітроген і Фосфор зустрічаються в природі і чому?
10. Запишіть рівняння реакцій, які характеризують хімічні властивості азоту і фосфору. Яка з цих речовин хімічно активніша і чому?
11. На кальцій кількістю речовини 1,5 моль за високої температури подіяли азотом кількістю речовини 1 моль. Які речовини і в якій кількості можна виявити після закінчення реакції?
12. Обчисліть, чи вистачить 100 л кисню (н. у.) для спалювання 100 г фосфору.
13. З 5 т фосфату кальцію, якщо вихід продукту становить 90% від теоретичного, можна добути фосфор масою
 - а) 1 т;
 - б) 2 т;
 - в) 4 т;
 - г) 0,4 т.
14. Які реакції аміаку з іншими речовинами ведуть до утворення йонів амонію?
15. В якому напрямі (на підставі принципу Ле-Шательє) зміститься рівновага реакції аміаку з водою під час: а) нагрівання; б) охолодження; в) додавання кислоти; г) додавання луку?
16. На каталітичне окиснення аміаку кількістю речовини 2 моль витрачається кисень об'ємом (н. у.)
 - а) 11,2 л;
 - б) 22,4 л;
 - в) 28 л;
 - г) 56 л.
17. Під час взаємодії хлориду амонію з гашеним вапном масою 370 кг

Павленко Л.А. Неорганічна хімія. Конспект лекцій.

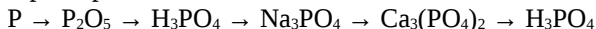
виділяється аміак об'ємом (н. у.)

- а) 11,2 м³; в) 224 м³;
б) 22,4 м³; г) 448 м³.

18. Прокип'ятили 200 г розчину з масовою часткою аміаку в ньому 25%. При цьому 20 г аміаку звітрилося. Якою стала масова частка аміаку в розчині? Яка маса хлороводню потрібна для його нейтралізації?
19. Напишіть рівняння реакцій, за допомогою яких можна здійснити такі перетворення:
$$\text{N}_2 \rightarrow \text{NH}_3 \rightarrow (\text{NH}_4)_3\text{PO}_4 \rightarrow \text{NH}_3 \rightarrow \text{NO} \rightarrow \text{NO}_2$$
20. На сульфат амонію масою 33 г поділяли розчином лугу. При цьому виділився аміак об'ємом (н. у.)
а) 11,2 л; в) 33,6 л;
б) 22,4 л; г) 44,8 л.
21. На 6,8 г аміаку поділяли хлороводнем. Добутий хлорид амонію розчинили у 200 г води. Масова частка NH_4Cl у добутому розчині становить:
а) 9,7%; в) 21,4%;
б) 10,7%; г) 53,5%.
22. Аміак об'ємом 11,2 л (н. у.) пропустили в розчин, який містить 35 г нітратної кислоти. Визначте маси речовин, що перебувають у розчині після завершення реакції.
23. Напишіть рівняння реакцій концентрованої і розбавленої нітратної кислоти із сріблом.
24. Наведіть по три способи добування: а) нітрату купруму (II); б) фосфату магнію.
25. Напишіть рівняння реакції між нітратною кислотою і гідроксидом кальцію в молекулярній, повній і скороченій йонних формах.
26. Напишіть рівняння реакцій, які характеризують хімічні властивості фосфатної кислоти.
27. Об'єм оксиду нітрогену (II), що виділяється під час взаємодії купруму з 2 моль розбавленої нітратної кислоти, становить (за н. у.)
а) 5,6 л; в) 22,4 л;
б) 11,2 л; г) 44,8 л.
28. Маса нітратної кислоти, яку можна добути з 1 г аміаку при 70%-вому виході, становить:
а) 1 г; в) 2,6 г;
б) 1,3 г; г) 3,9 г.
29. Напишіть рівняння реакцій, за допомогою яких можна здійснити

Павленко Л.А. Неорганічна хімія. Конспект лекцій.

такі перетворення:



30. Яка сіль утвориться, якщо до розчину, що містить 4,9 г ортофосфатної кислоти, долити розчин, який містить 2,8 г гідроксиду калію? Обчисліть масу добутої солі.
31. У концентровану нітратну кислоту помістили суміш купрум(II) оксиду та купрум(II) масою 32 г, в якій масова частка купрум(II) оксиду становить 20%. Який об'єм і якого газу виділиться за нормальних умов внаслідок реакції? Визначте кількість речовини солі, що при цьому утворюється.
32. Обчисліть масову частку ортофосфатної кислоти в розчині, що утворився внаслідок розчинення 71 г оксиду фосфору(V) в 600 мл розчину ортофосфатної кислоти з масовою часткою H_3PO_4 85% і густиною 1,7 г/мл.
33. Що являють собою азотні добрива? Запишіть формули і назвіть найважливіші з них.
34. Напишіть рівняння реакцій, за допомогою яких можна здійснити такі перетворення:
а) оксид нітрогену(IV) \rightarrow нітратна кислота \rightarrow нітрат калію \rightarrow нітрит калію;
б) $N_2 \rightarrow NH_3 \rightarrow NO \rightarrow NH_4NO_3$
в) $NO_2 \rightarrow HNO_3 \rightarrow Ba(NO_3)_2 \rightarrow KNO_3$
г) $NH_4NO_3 \rightarrow N_2 \rightarrow NH_3 \rightarrow NO \rightarrow NO_2 \rightarrow HNO_3 \rightarrow NaNO_3$
35. Для приготування рідкого мінерального добрива аміак об'ємом 20 л розчинили у воді масою 400 г (об'єм газу приведено до нормальних умов). Масова частка аміаку в добутому розчині становить
а) 20%; в) 7,4%;
б) 10%; г) 3,7%.
36. Внаслідок нагрівання 40 г суміші, яка містить нітрат натрію, добуто кисень об'ємом 4,48 л (н. у.). Масова частка $NaNO_3$ у вихідній суміші становить
а) 30%; в) 85%;
б) 50%; г) 95%.
37. Як здійснити такі перетворення:
$$\begin{array}{ccc} NH_3 & \rightarrow & N_2 & \rightarrow & NO \\ \uparrow & & & & \downarrow \\ (NH_4)_2SO_4 & & & & NO_2 \\ \downarrow & & & & \uparrow \\ NH_4NO_3 & \rightarrow & & & HNO_3 \end{array}$$

Напишіть відповідні рівняння реакцій.

38. Назвіть сполуки X та Y і напишіть рівняння реакцій, за допомогою яких можна здійснити такі перетворення:
а) $\text{HNO}_3 \rightarrow \text{X} \rightarrow \text{N}_2\text{O}$;
б) $\text{HNO}_3 \rightarrow \text{Y} \rightarrow \text{NO}_2$.
Зазначте умови перебігу цих реакцій.
39. Напишіть рівняння у молекулярній, повній і скороченій йонних формах таких реакцій:
а) фосфат калію + нітрат барію;
б) фосфат кальцію + сульфатна кислота;
в) фосфат кальцію + фосфатна кислота.
40. Унаслідок нейтралізації гідроксиду натрію масою 20 г фосфатною кислотою масою 49 г утворюється сіль
а) фосфат натрію;
б) гідрофосфат натрію;
в) дигідрофосфат натрію.
Маса утвореної солі становить:
а) 30 г; в) 90 г
б) 60 г; г) 120 г.
41. Якщо відомо, що масова частка дигідрофосфату кальцію в суперфосфаті становить 35%, то масова частка оксиду фосфору (V) у цьому добриві становитиме:
а) 21,2%; в) 68,6%;
б) 42,4%; г) 50%.

Контрольна робота

ЗАГАЛЬНІ ВІДОМОСТІ ПРО НЕМЕТАЛИ V ГРУПИ ТА ЇХНІ СПОЛУКИ

Варіант 1

I рівень

1. Вкажіть промисловий спосіб добування азоту:
а) пропускання амоніаку крізь шар розжареного купрум (II) оксиду, а потім крізь шар розжарених мідних ошурків;
б) розкладання амоній нітриту при нагріванні в присутності нітритної кислоти;
в) фракційна перегонка скрапленого повітря;
г) пропускання повітря над барій оксидом.

Павленко Л.А. Неорганічна хімія. Конспект лекцій.

2. Проста речовина азот входить до складу:

- а) повітря;
- б) амоніаку;
- в) натрій нітрату;
- г) нітратної кислоти.

3. Назвіть атом хімічного елемента, електронна оболонка якого має такий розподіл електронів: 2, 8, 5.

- а) Нітроген;
- б) Фосфор;
- в) Арсен.

4. Найвищий ступінь окиснення Нітроген проявляє у сполуці:

- а) NO;
- б) NH₃;
- в) N₂O₅;
- г) N₂O₃.

II рівень

1. Вкажіть типи хімічного зв'язку у речовинах:

- а) NH₃;
- б) H₂;
- в) Mg₃N₂.

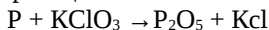
Поясніть механізм утворення ковалентного полярного зв'язку.

2. Напишіть рівняння хімічних реакцій, що відбуваються між:

- а) азотом та кальцієм;
- б) азотом та воднем;
- в) азотом та киснем.

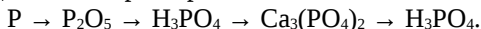
Назвіть продукти реакції.

3. Розставте коефіцієнти методом електронного балансу у схемі рівняння хімічної реакції:



III рівень

1. Напишіть рівняння хімічних реакцій, за допомогою яких можна здійснити перетворення:

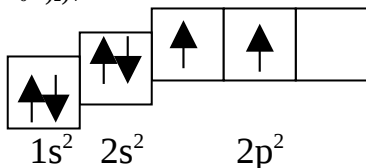


2. Визначте кількість речовини амоніаку, добутого у результаті нагрівання суміші 14 г азоту і 14 г водню, якщо вихід продукту реакції становить 20% від теоретично можливого.

2.8. Карбон (вуглець), 4 група, головна підгрупа

I. Електронна будова атома карбону:

${}_{+6}\text{C})_{2}4$



Визнання карбону хімічним елементом сталося лише 1775 р., завдяки роботам французького вченого А. Лавуазьє.

2. Вуглець у природі трапляється

- у вільному стані (алмаз, графіт, карбін);
- у природних карбонатах: NaHCO_3 — питна сода; CaCO_3 — вапняк, крейда, мрамур; K_2CO_3 — поташ; MgCO_3 — магнезит; $\text{MgCO}_3 \cdot \text{CaCO}_3$ — доломіт; FeCO_3 — залізний шпат (сидерит);
- у копалинах: кам'яне та буре вугілля;
- у повітрі — вуглекислий газ CO_2 ;
- в органічних сполуках.

3. Фізичні властивості: вуглець у природі трапляється у вигляді трьох алотропних модифікацій: алмаз, графіт та карбін.

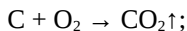
1) Алмаз (від грецьк. *adamas* — непохитний, твердий) — прозора кристалічна, тугоплавка, хімічно малоактивна речовина, яка має найбільшу твердість серед усіх відомих речовин. Його твердість зумовлена своєрідною будовою кристалічної ґратки. Алмаз — ізолятор. Шліфуванням алмазів виготовляють діаманти, маса яких вимірюється каратами (1 карат = 0,2 г).

2) Графіт — це темно-сіра речовина з металічним блиском, має шарувату структуру, добре проводить електричний струм, жирний на дотик, тугоплавкий, хімічно дуже стійкий.

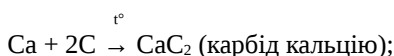
3) Карбін — чорний кристалічний порошок, напівпровідник. Широко застосовують у техніці такі вуглецеві матеріали, як кокс, деревне вугілля і сажа.

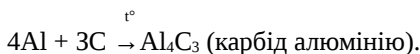
4. Хімічні властивості:

1) горить:



2) взаємодіє з металами, утворюючи тверді і тугоплавкі карбіди:

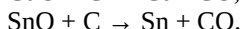
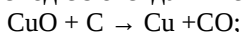




3) взаємодіє з воднем:



4) взаємодіє з оксидами металів:



Такі процеси, що ґрунтуються на відновленні металів з їхніх оксидів вуглецем (коксом), називаються карботермією.

5. Застосування.

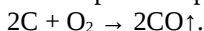
Алмаз широко використовується для свердління твердих порід, виготовлення шліфувальних дисків, різців, свердел, різання скла. Діаманти — в ювелірних виробках. З графіту виготовляють вогнетривкі тиглі, мастила, синтетичні алмази, електроди, в ядерних реакторах - як уповільнювач нейтронів, грифелі для олівців.

Сполуки карбону.

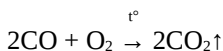
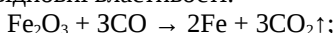
Оксид карбону (II) CO — чадний газ.

CO — газ без запаху, безбарвний, отруйний, тому що зв'язує гемоглобін крові.

Добувають горінням при нестачі O₂:



Має відновні властивості:

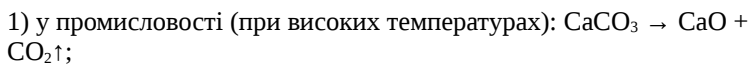


CO — застосовують, як правило, у складі генераторних газів, як відновник у металургії.

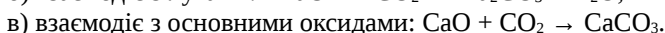
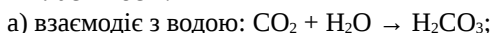
Оксид карбону (IV). CO₂ — вуглекислий газ.

CO₂ — безбарвний газ без запаху, він зріджується при 20°C і тиску 5 МПа; при випаровуванні частина вуглекислого газу перетворюється на «сухий лід».

Добування:



Хімічні властивості:



Застосовують для виготовлення шипучих напоїв, соди, у вогнегасниках, у

Павленко Л.А. Неорганічна хімія. Конспект лекцій.

виробництві цукру.

H_2CO_3 — карбонатна (вугільна) кислота.

Дуже слабка і малостійка сполука, існує тільки у водному розчині.

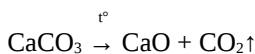
Солі карбонатної кислоти

Утворюють два ряди солей:

а) гідрокарбонати — легкорозчинні, вони легко розкладаються при нагріванні (за винятком NaHCO_3):



б) карбонати — нерозчинні, крім карбонатів лужних металів та амонію, при нагріванні розкладаються (крім лужних та амонію):



Якісною реакцією на CO_3^{2-} є дія сильної кислоти:



Відбувається характерне «закипання» внаслідок бурхливого виділення вуглекислого газу CO_2 .

Застосування карбонатів:

$\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ — кристалічна сода, Na_2CO_3 — кальцинована сода.

Застосовуються у виробництві скла, мила, паперу, у побуті як миючий засіб.

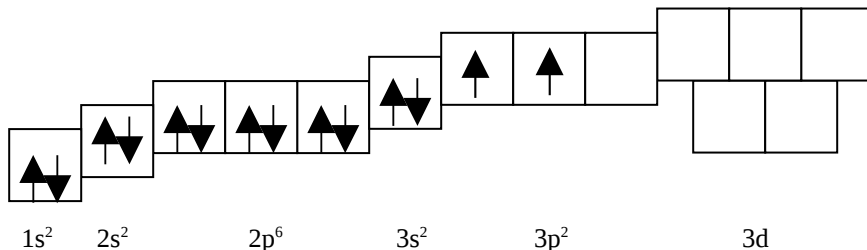
NaHCO_3 — питна сода. Застосовують у медицині, побуті, для виробництва штучних мінеральних вод і спорядження вогнегасників, у кондитерській справі і хлібопеченні.

K_2CO_3 — поташ. Виробництво рідкого мила, оптичного тугоплавкого скла, пігментів.

CaCO_3 — вапняк, крейда, мармур. Використовуються в будівництві. З вапняку добувають вапно та оксид карбону (IV).

2.9. Силіцій (кремній), 4 група, головна підгрупа

1. Електронна будова атома силіцію: ${}_{+14}\text{Si}(2)_8)_4$



2. Силіцій у природі. Силіцій відкрили Ж. Гей-Люссак і Л. Тенар у 1811 р. Силіцій від лат. *silix* — кремій. У природі поширений у вигляді діоксиду SiO_2 , силікатів.

Природні силікати:

SiO_2 — кварц, пісок, гірський криштал, яшма, опал, агат, аметист;

$\text{K}_2\text{O} \cdot \text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ — польовий шпат;

$\text{K}_2\text{O} \cdot 3\text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 6\text{SiO}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ — слюда;

$3\text{MgO} \cdot 2\text{SiO}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ — азбест;

$\text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 2\text{SiO}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ — каолінит.

3. Фізичні властивості.

Силіцій — речовина темно-сірого кольору зі сталевим блиском, алмазоподібна структура, дуже твердий, крихкий, напівпровідник.

4. Хімічні властивості.

Порівняно інертний, реагує із сильними окисниками або відновниками, при високих температурах взаємодіє з:

а) киснем: $\text{Si} + \text{O}_2 \xrightarrow{t^\circ} \text{SiO}_2$;

б) вуглецем: $\text{Si} + \text{C} \rightarrow \text{SiC}$ (карборунд — дуже твердий матеріал);

в) металами: $\text{Si} + 2\text{Mg} \xrightarrow{t^\circ} \text{Mg}_2\text{Si}$ (силіцид магнію);

г) з лугами: $\text{Si} + \text{NaOH} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Na}_2\text{SiO}_3 + 2\text{H}_2\uparrow$;

р) має відновну здатність:

$2\text{FeO} + \text{Si} \xrightarrow{t^\circ} 2\text{Fe} + \text{SiO}_2$;

$2\text{Fe}_2\text{O}_3 + 3\text{Si} \xrightarrow{t^\circ} 4\text{Fe} + 3\text{SiO}_2$ (силікотермія).

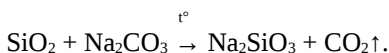
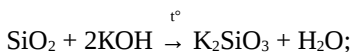
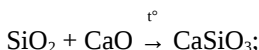
Павленко Л.А. Неорганічна хімія. Конспект лекцій.

Сполуки силіцію.

Оксид силіцію (кремнезем) SiO_2 .

SiO_2 — тверда кристалічна, безбарвна речовина, кислотний оксид, тугоплавка ($t_{\text{пл}} = 1728^\circ\text{C}$), має атомну кристалічну ґратку.

Хімічні властивості.



Силікатна кислота H_2SiO_3 .

H_2SiO_3 — це драглиста речовина, нерозчинна у воді, дуже слабка кислота.

1) при нагріванні розкладається: $\text{H}_2\text{SiO}_3 \xrightarrow{t^\circ} \text{H}_2\text{O} + \text{SiO}_2$;

2) розчиняється в лугах: $\text{H}_2\text{SiO}_3 + 2\text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_2\text{SiO}_3 + 2\text{H}_2\text{O}$

Силікати — солі кремнієвої кислоти

У силікатній промисловості використовують:

рідке скло — $\text{K}_2\text{SiO}_3, \text{Na}_2\text{SiO}_3$;

віконне скло — $\text{Na}_2\text{O} \cdot \text{CaO} \cdot 6\text{SiO}_2$;

кришталі — $\text{K}_2\text{O} \cdot \text{PbO} \cdot 6\text{SiO}_2$.

Співанням вапняку CaCO_3 і глини $\text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 2\text{SiO}_2 \cdot n\text{H}_2\text{O}$ виробляють цемент. Бетон виготовляють змішуванням цементу з наповнювачами (піском, щебенем, гравієм, шлаком).

Кольорове скло — до звичайного скла додають домішки металів та оксидів металів: Au — червоний колір, Cr_2O_3 — зелений, MnO_2 — фіолетовий, CoO — синій, Ag — жовтий. На основі скла виготовляють скловолокно, склотекстоліти, емалі, поливи, ситали.

Кераміка — виробли із глини (цегла, черепиця, облицювальні плиточки, фарфор, фаянс).

Питання для самоконтролю.

1. Які місця у періодичній системі хімічних елементів займають Карбон і Силіцій? Як це пов'язано з будовою їхніх атомів?
2. Порівняйте фізичні властивості алмазу і графіту.
3. Як пояснити різку відмінність у фізичних властивостях алмазу і графіту?
4. Що таке активоване вугілля? Чому його рекомендують вживати

Павленко Л.А. Неорганічна хімія. Конспект лекцій.

- всередину, якщо виник розлад шлунка?
5. Дайте характеристику фізичним властивостям силіцію. Назвіть галузі його застосування.
 6. Як пояснити з погляду електронної теорії структуру атома Силіцію? Чому неметалічні ознаки виявлені у нього меншою мірою, а металічні ознаки – більшою, ніж у елемента Карбону?
 7. Силіцій плавиться за температури 1420°C , а білий фосфор – за 44°C . Як пояснити таку різку відмінність у температурах плавлення цих простих речовин?
 8. Біла глина містить каолін $\text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 2\text{SiO}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ і сторонні домішки, масова частка яких у глині становить 10%. Обчисліть масову частку Силіцію в глині.
 9. Порівняйте хімічні властивості простих речовин – вуглецю і силіцію. Напишіть необхідні рівняння реакцій.
 10. Під час спалювання вуглецю масою 187,5 г утворився оксид карбону об'ємом 336 л (н. у.). Масова частка Карбону у вуглеці становить:
 - а) 12%;
 - б) 24%;
 - в) 48%;
 - г) 96%.
 11. За певних умов окиснили 120 г вуглецю (тепловий ефект реакції $110,5$ кДж/моль) до оксиду карбону (II). Кількість теплоти, що виділилася в результаті реакції, становить:
 - а) 110,5 кДж;
 - б) 221 кДж;
 - в) 1105 кДж;
 - г) 2210 кДж.
 12. Маса купруму, яку можна добути, відновлюючи оксид купруму (II) за допомогою 24 кг вуглецю, враховуючи, що виробничі витрати купруму становлять 5%, дорівнює:
 - а) 121,6 кг;
 - б) 128 кг;
 - в) 134,4 кг;
 - г) 64 кг.
 13. Порівняйте фізичні властивості діоксиду карбону CO_2 й монооксиду карбону CO.
 14. Дайте характеристику фізичним властивостям діоксиду силіцію SiO_2 .
 15. Під час спалювання оксиду карбону (II) об'ємом 112 л (н. у.) утворюється оксид карбону (IV) об'ємом:
 - а) 28 л;
 - б) 56 л;
 - в) 112 л;
 - г) 224 л.

Павленко Л.А. Неорганічна хімія. Конспект лекцій.

25. Кризь розчин їдкого натру пропустили 5,6 л (н. у.) оксиду карбону (IV). Маса утвореного гідрокарбонату натрію становить:
а) 21 г; б) 42 г; в) 84 г; г) 168 г.
26. Внаслідок термічного розкладу 1 моль гідрокарбонату натрію, масова частка домішок в якому становить 2%, утворюється вуглекислий газ об'ємом (н. у.) :
а) 5,5 л; б) 11 л; в) 22 л; г) 22,4 л.
27. Для аналізу вапняку на вміст карбонату кальцію взяли наважку 5 г. На розчинення карбонату, який міститься у цій пробі, витрачено 100 мл 0,9 М розчину хлороводню. Яка масова частка карбонату кальцію у вапняку?
28. Суміш карбонату і гідрокарбонату натрію масою 146 г нагрівали доги, доки не припинилось зменшення маси. Маса залишку, що утворився після нагрівання, становить 137 г. Обчисліть масову частку натрію у цій суміші.

Контрольна робота

ЗАГАЛЬНІ ВІДОМОСТІ ПРО НЕМЕТАЛИ IV ГРУПИ ТА ЇХНІ СПОЛУКИ

Варіант 1

I рівень.

1. Які речовини є алотропними модифікаціями Карбону?
а) графіт; б) карбін, в) алмаз, г) сажа.
2. Вкажіть хімічну формулу вищого оксиду хімічного елемента з протонним числом 6:
а) RO_4 ; б) R_2O_7 ; в) RO_2 .
3. Електронна формула атома Карбону має закінчення:
а) $2s^2 2p^4$; б) $2s^2 2p^3$; в) $2s^2 2p^3$.
4. Вкажіть загальну назву середніх солей карбонатної кислоти:
а) нітрати; б) карбонати; в) гідрогенкарбонати.

II рівень.

1. Назвіть типи хімічного зв'язку в речовинах, хімічні формули яких:
а) CH_4 ; б) CO_2 ; в) MgC_2 .
Поясніть механізм утворення йонного зв'язку.
2. Якими із зазначених нижче реактивів необхідно скористатися, щоб

Павленко Л.А. Неорганічна хімія. Конспект лекцій.

визначити наявність у розчині натрій карбонату?

- а) хлоридною кислотою;
- б) калій хлоридом;
- в) калій гідроксидом.

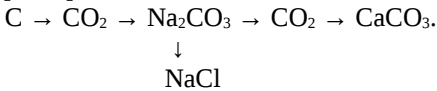
Напишіть рівняння реакції і виразіть його в йонній формі.

3. Напишіть рівняння реакцій за наведеними схемами. Яке з них є окисно-відновним? Складіть електронний баланс, вкажіть процеси окиснення та відновлення.

- а) $C + O_2$ (надлишок) \rightarrow ;
- б) $CO_2 + H_2O \rightarrow$.

III рівень.

1. Складіть рівняння реакцій, за допомогою яких можна здійснити перетворення:



2. Суміш, що складалася з 2г натрій гідроксиду і 4г амоній хлориду, нагрівали до припинення реакції. Яка маса натрій хлориду при цьому утворилася, якщо вихід продукту реакції становить 80% від теоретично можливого?

Розділ III. МЕТАЛИ

3.1. Загальні властивості металів

До металів належать переважно елементи, на зовнішньому електронному шарі яких є не більше трьох валентних електронів. У таблиці Д.І. Менделєєва метали займають ліву нижню частину від діагоналі, проведеної через елементи бор і астат.

Усі метали, за винятком ртуті, — за звичайних умов тверді речовини. Мають добру ковкість, електро- і теплопровідність. Ці якості зумовлені кристалічною ґраткою металів: у вузлах ґратки розміщені позитивно заряджені іони, а в міжвузловому просторі вільно рухаються електрони, які є носіями тепла та електрики.

Властивості металів змінюються в широких межах. За густиною вони поділяються на легкі (до 5 г/см^3) і важкі, а за температурою плавлення—на легкоплавкі (галій, лужні метали, олово, свинець) і тугоплавкі (переважна більшість металів). Метали дуже розрізняються за твердістю: деякі легко ріжуться ножем (індій, лужні метали), а хром ріже скло.

Атоми металів у хімічних реакціях завжди тільки віддають електрони, тому виступають лише як відновники. Здатність металів віддавати електрони визначає їх активність: чим легше атоми металу віддають електрони, тим метал активніший. За активністю метали можна розташувати у певний ряд, який називається рядом активності, або рядом напруги, або рядом Бекетова:

...K...Ca...Na...Mg...Al...Zn...Fe...Ni...Sn...Pb...(H)...Cu...Hg...Ag...Au...

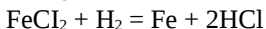
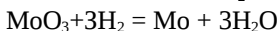
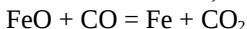
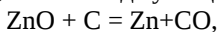
З цього ряду видно, що:

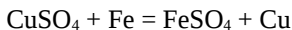
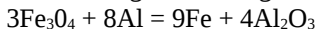
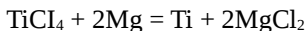
1) кожен метал може витіснити із сполуки будь-який з металів, що стоїть праворуч, і може бути витіснений будь-яким з металів, що стоять від нього ліворуч;

2) всі метали, що стоять ліворуч від водню, можуть витіснити його з кислот (не окислювачів), а ті, що стоять праворуч, — не можуть;

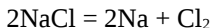
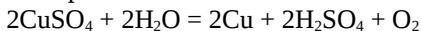
3) чим далі ліворуч стоїть метал, тим він сильніший відновник і тим важче відновити його.

Метали добувають шляхом відновлення їх оксидів, галогенідів або сульфатів і хлоридів у розчинах чи розплавах. Відновниками можуть бути вуглець, монооксид вуглецю, водень, активні метали, електричний струм —





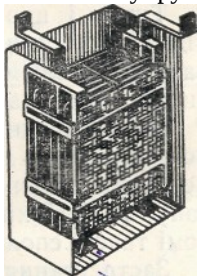
електроліз —



розпл.

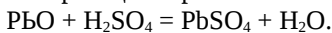
Переважає більшість металів утворює оксиди, які покривають їх поверхню тонкою щільною плівкою, що охороняє від агресивного впливу навколишнього середовища (кисень, повітря та волога). Ряд металів, у тому числі й залізо, утворюють оксиди у вигляді рихлої маси, яка не може захистити їх поверхню від подальшого впливу навколишнього середовища, і вони руйнуються. Це явище називається корозією. Для боротьби з корозією застосовують покриття поверхні заліза або сталі фарбою, цинком, оловом, нікелем, хромом або алюмінієм. Ряд домішок до сталей (хром, нікель, титан) роблять їх нержавіючими.

У чистому вигляді метали застосовуються рідко, значно частіше використовують їх сплави: чавун і сталь — на основі заліза, бронза і латунь — на основі купруму, дюралюміній і силумін — на основі алюмінію та ін.

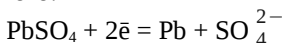


3.2. Свинцевий акумулятор.

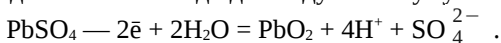
На здатності сполук свинцю (IV) бути окислювачами ґрунтується дія важливого джерела постійного струму — свинцевого акумулятора. Він складається з двох перфорованих свинцевих пластин, одна з яких заповнена діоксидом плюмбуму PbO_2 , а друга — губчастим свинцем. Обидві пластини занурені в 25—28%-ний розчин сірчаної кислоти. Перед зарядом акумулятора свинцеві пластини змазують мастилом на органічній основі, що містить монооксид плюмбуму PbO . Між монооксидом плюмбуму і сульфатною кислотою відбувається реакція за рівнянням:



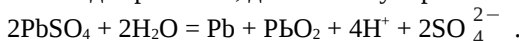
При з'єднанні пластин з джерелом постійного електричного струму акумулятор заряджається. На катоді відбувається відновлення свинцю до металічного:



на аноді — окислення до діоксиду плюмбуму:

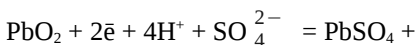
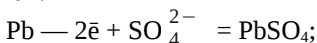
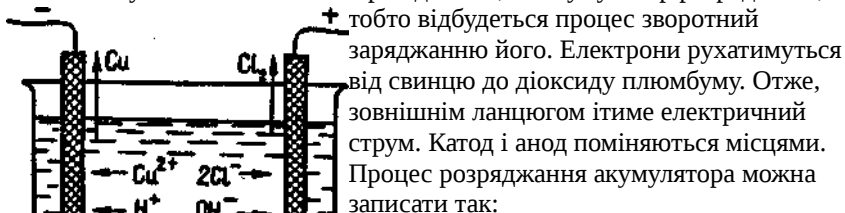


Склавши обидва рівняння, дістанемо сумарне:



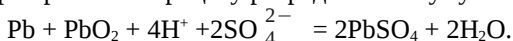
Заряджений акумулятор є джерелом постійного струму.

Коли сполучити його полюси провідником, то акумулятор розрядиться,

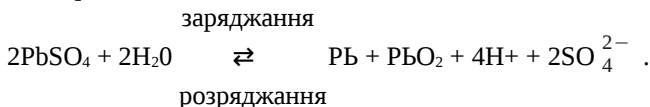


$2\text{H}_2\text{O}$.

Сумарне рівняння процесу розрядження акумулятора таке:



Таким чином, процеси зарядження і розрядження акумулятора можна подати одним рівнянням:



Мал. 2. Свинцевий акумулятор.

Свинцеві акумулятори мають електрорушійну силу близько 2 в. Вони широко застосовуються в автотранспорті, на підводних човнах, у лабораторіях та ін. Загальний вигляд свинцевого акумулятора подано на мал. 2.

3.3. Електроліз

Розглянемо процеси, що відбуваються в розчинах електролітів під час пропускання через них електричного струму.

У водних розчинах електроліти дисоційовані на іони, які безладно рухаються. Якщо у розчин електроліту занурити два електроди та з'єднати їх джерелом постійного струму, рух іонів стане напрямленим: позитивні іони будуть рухатися до катода, негативні — до анода. Ланцюг замкнеться, через розчин піде електричний струм. Катіони біля катода приєднують електрони,

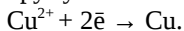
перетворюючись на нейтральні атоми. На катоді відбувається відновлення. Аніони біля анода віддають електрони. На аноді протікає процес окислення. На електродах і в розчині хімічні реакції відбуваються за допомогою електричного струму.

Розглянемо електроліз водного розчину хлориду купруму (II) з вугільними електродами (мал. 3). У водному розчині хлорид купруму (II) дисоціює на іони:

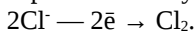


Мал.3. Електроліз розчину хлориду купруму (II)

Під час пропускання через цей розчин постійного електричного струму катіони купруму Cu^{2+} рухаються до катода, а аніони хлору Cl^- — до анода. На катоді має місце надлишок електронів. Катіони купруму захоплюють з катода електрони, відновлюються та перетворюються на електронеутральні атоми купруму:



Анод заряджений позитивно. Іони хлору на аноді віддають електрони, окислюються та перетворюються на електронеутральні атоми хлору, які утворюють молекули:



Катод вкривається червоним шаром купруму, а біля анода виділяється газоподібний хлор, який легко визначити за запахом. Таким чином, під дією електричного струму хлорид купруму (II) розкладається на мідь і хлор:

Електричний струм



Окисно-відновні реакції, що відбуваються на електродах під час пропускання електричного струму через розчин або розплав електроліту, називаються електролізом.

Багато факторів (густина струму на електродах, матеріал електродів, природа розчинника, концентрація іонів у розчині та ін.) впливають на процес і кінцеві продукти електролізу.

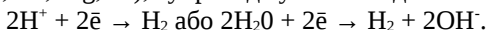
Процеси, що відбуваються на катоді.

Під час електролізу водних розчинів солей металів, які в ряду стандартних електродних потенціалів знаходяться після водню, на катоді виділяється метал:



Електроліз водних розчинів солей металів, що в ряду стандартних електродних потенціалів розташовані перед марганцем (Li, Na, K, Rb, Cs, Ca,

Sr, Ba, Mg, Al), супроводжуються виділенням водню на катоді:



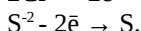
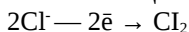
Під час електролізу водних розчинів солей металів, які в ряду стандартних електродних потенціалів знаходяться між алюмінієм і воднем, на катоді одночасно виділяються метал і водень.

Якщо в розчині знаходяться катіони кількох металів, під час електролізу першими відновлюються катіони металу, який має більші значення електродного потенціалу. Наприклад, під час електролізу розчину, що містить катіони купруму (II), ртуті (II) та срібла, першою буде виділятися ртуть, другим — срібло і останньою — мідь.

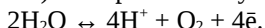
Процеси, що відбуваються на аноді.

Аноди бувають нерозчинні та розчинні. Нерозчинні аноди виготовляють здебільшого з вугілля або платини, розчинні — з цинку, купруму, нікелю та інших металів.

Під час електролізу на нерозчинному аноді відбувається окислення аніонів кислот або гідроксидів-іонів. Так, електроліз водних розчинів солей безкисневих кислот (HCl, HBr, HI, HCN, HSCN, H₂S та ін.) супроводжується окисленням аніонів цих кислот:



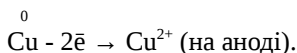
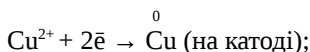
Під час електролізу водних розчинів солей кисневмісних (HNO₃, H₂SO₄, H₃PO₄ та ін.) на нерозчинному аноді виділяється кисень:



Електроліз водних розчинів солей на розчинному аноді супроводжується його окисленням:



Іони металу Meⁿ⁺ переходять у розчин, анод розчиняється. Наприклад, під час електролізу водного розчину сульфату купруму (II) з мідним анодом анод розчиняється, а на катоді виділяється чиста мідь:



Використання.

Електроліз використовують для одержання найбільш активних металів — натрію, калію, кальцію, магнію, а також алюмінію та найактивніших неметалів — водню, фтору, хлору, кисню; лугів — КОН та NaOH.

За допомогою електролізу очищають одержані метали (рафінування), вкривають метал шаром іншого металу (нікелювання, хромування, золочення). Покриття виробів нікелем, хромом, золотом не лише надає їм

Павленко Л.А. Неорганічна хімія. Конспект лекцій.

гарного вигляду, але й запобігає хімічному руйнуванню (корозії).

Електроліз використовують для зняття точних копій з рельєфних виробів. Копіювання рельєфних виробів за допомогою' електролізу називають гальванопластикою. Гальванопластику відкрив російський вчений Б. Якобі (1801-1874) у 1837 р.

Питання для самоконтролю.

1. Назвіть спільні характерні ознаки металів;
2. Складіть рівняння реакцій, розставте коефіцієнти: $\text{Ca} + \text{O}_2 =$,
 $\text{Ca} + \text{P} =$, $\text{Ca} + \text{HCl} =$, $\text{Al} + \text{S} =$, $\text{Al} + \text{H}_2\text{O} =$, $\text{Fe} + \text{Cl}_2 =$, $\text{Fe} + \text{S} =$;
3. Масова частка цинку в лагуні 0,32, решта — мідь. Скільки треба взяти кожного з металів, щоб приготувати 25 кг сплаву;
4. Написати рівняння електролізу розчинів і розплавів солей: LiI , K_2S ,
 BaCl_2 , NiSO_4 ;
5. Складіть рівняння реакцій для ряду перетворень: алюміній → сульфат алюмінію → нітрат алюмінію → гідроксид алюмінію → оксид алюмінію.

Список рекомендованої літератури.

1. Агамова Р.І. Хімія. Робочий зошит учня. 10 клас, Абрис, К. – 1998 – 159с.
2. Астахов О.І., Касьяненко Г.І. Хімія., Вища школа, К. – 1973 – 242с.
3. Басов В.П., Родіонов В.М. Юрченко О.Г. Хімія: Навчальний посібник для самопідготовки до іспитів / Київ “Каравела”, Львів “Новий Світ - 2000”, 2002, - 280с.
4. Басов В.П., Юрченко О.Г. Хімія: Навчальний посібник для самопідготовки до екзамену / Київ “Каравела”, Львів “Новий Світ - 2000”, 2001, - 132с.
5. Дубковецька Г.М., Новченкова К.Д., Буймістер Л.В. Контрольні роботи з хімії. 10 клас. – Тернопіль: Мандрівець, 2001. – 64с.
6. Конспекти з хімії. I курс професійно-технічних закладів освіти. 10 клас загальноосвітніх шкіл // Упорядкування Головка Л.Б. – Тернопіль: Підручники і посібники, 2001. – 31с.
7. Костіна В.В. Контрольні роботи з хімії для тематичного оцінювання знань та умінь учнів. 11 клас. – Х.: “Скорпион”, 2002. – 44с.
8. Романова Н.В. Основи хімічного аналізу: 10 – 11кл.: Навч. Посібник для учнів спеціаліз. Шк. Хім.-біол. Та агрохім. Профілів і шк. З поглибленим вивченням хімії. – Київ; Ірпінь: ВТФ “Перун”, 1998. – 240с.
9. Святська Т.М. Хімія. Відповіді на питання екзаменаційних білетів державної підсумкової атестації, “Ранок”, Харків – 2004 – 67с.
10. Середа І.П. Хімія: Основні закони і рівняння. - К.: Либідь, 1996. – 80с.
11. Сухан В.В., Табунська Т.В., Капустян А.Й., Горлач В.Ф. Хімія: Посібник для вступників до вищих навчальних закладів. – К.: Либідь, 1996. – 448с.
12. Хімія. Програма для вищих навчальних закладів I – II рівнів акредитації, які здійснюють підготовку фахівців на основі базової загальної середньої освіти.