**Лабораторна робота №1**

**Тема. ОСНОВНІ КЛАСИ НЕОРГАНІЧНИХ СПОЛУК**

**Мета. Ознайомитись з методами отримання та властивостями**

**деяких неорганічних сполук**

**1 Основні поняття**

|  |  |  |
| --- | --- | --- |
| **№** | **Поняття** | **Визначення** |
| 1. | **Атом** | *-* це найменша хімічно неподільна електронейтральна частинка хімічного елемента, яка зберігає його хімічні властивості: N0, Fe0, S0 |
| 2. | **Хімічний**  **елемент** | *-* це вид атомів, що мають однаковий заряд ядра:  7N, 26Fe, 16S  - Періодична система елементів Д.І.Менделєєва є графіч-ним зображенням відомостей про хімічні елементи. Кожний елемент має свій порядковий номер, символ, назву, атомну масу, належить до певного періоду та групи.  Порядковий номер записується знизу зліва від символу елемента: 7N, 26Fe, 16S  **Наприклад**, Фосфор 15Р має порядковий номер 15, атомну масу 30,974; знаходиться в 3-му періоді, в V групі.  V група  порядковий номер  **15**  **Р**  30,974  Фосфор   1. символ   період атомна маса  назва |
| 3. | **Молекула** | - це найменша частинка речовини, має постійний склад, електрично нейтральна, зберігає хімічні властивості цієї речовини.  Молекули утворюються при сполученні атомів одного або декількох елементів хімічними зв’язками. |
| 4. | **Хімічна формула** | - це зображення складу речовини (сполуки) за допомогою символів елементів і числових індексів, що вказують на кількість атомів кожного хімічного елемента в молекулі.  **Наприклад**, молекула вуглекислого газу складається з одного атома карбону і 2-х атомів оксигену: СО2 - індекс.  Молекули простих речовин складаються з двох і більше атомів одного виду: О2, O3, N2, F2, Cl2; молекули складних речовин – з атомів різних елементів у певній кількості Н2О, HNO3, ВаSO4. |
| 5. | **Іони** | 1. це заряджені частинки (катіони і аніони), що утворюються в результаті втрати або приєднання атомами електронів:   Ca0 – 2e- = Ca 2+; S0+2e-= S2-  **(+) катіон (-) аніон**  Заряд іона вказується зправа вгорі від символу хімічного елемента: Ca 2+, Fe3+, S2-.  Розрізняють іони **прості** (Fe3+, S2-) і **складні** (OH-, SO42-),  **однозарядні** (Na+, OH-), та **багатозарядні (**Fe3+,S2-, SO42-) |
| 6. | **Ступінь окиснення** | – умовний заряд атома, обчислений за припущення, що молекула складається з іонів: Н+2О-2, Н+2S+6O4-2 |

**Правила складання хімічних формул сполук**

Для складання хімічних формул користуємося **таблицею розчинності речовин у воді**, в якій наведено заряди іонів, а також наступною інформацією:

|  |  |
| --- | --- |
| **Ступінь окиснення** | **Елементи з постійним значенням**  **ступеня окиснення** |
| +1 | I А-підгрупа п/системи: Li+, Na+, K+,…Fr+, H+ (крім K+H- ) |
| +2 | II А-підгрупа п/системи: Be2+, Ca2+, Mg2+, …Ra2+ і Zn2+ |
| +3 | III А-підгрупа п/системи: B3+, Al3+, In3+ |
| -2 | O2-  (крім Н+2О-2 , О2+F-2) |
| -1 | F-,Cl-, Br-, I-(крім їхніх сполук з О2- : Сl+2O2- , НCl7+О4) |

Відомо, що нейтральна молекула складається з певної кількості катіонів і аніонів:

Молекула

іони

+ катіони - аніони

|  |  |
| --- | --- |
| **Правило 1**  **Складання**  **хімічних**  **формул** | **Сума усіх зарядів (або ступенів окиснення) в молекулі** **дорівнює 0**, тобто кількість позитивних зарядів завжди дорівнює кількості негативних зарядів.  **Наприклад,** молекула води складається з іонів Н+ і О2-. Виходячи з правила, для того, щоб сума зарядів дорівнювала нулю, необхідно подвоїти кількість катіонів Н+: Н+2О2- .      Для цього справа внизу від символу хімічного елемента вказуємо відповідний індекс 2, що визначає кількість катіонів Н+. Таким чином, молекула води повинна складатися їх 2-х катіонів Н+ і 1-го аніону О2-: Н2О. |
| **Правило 2**  **Визначення зарядів складних іонів** | Складні іони утворені атомами двох і більше елементів:  (ОН)-, (NH4)+.  **Заряд складного іона** **дорівнює алгебраїчній сумі ступенів окиснення атомів, з яких він складається.**  **Приклад 1:** заряд гідроксо-групи (ОН)- дорівнює сумі ступенів окиснення O2- и H+: -2 + 1= -1.  **Приклад 2:** молекула сульфатної кислоти Н+2(SO4)2- - складається з двох катіонів гідрогену Н+ і кислотного залишку (SO4)2-, заряд якого можна визначити по кількості позитивних зарядів двох катіонів Н+ : +2, тоді, користуючись правилом 1, заряд кислотного залишку повинен складати – 2 . |

**Оксиди**

***Оксидами***  називають сполуки елементів з оксигеном (**Е2n+Оn2-**).

|  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- |
| **ОКСИДИ** | | | |
| **Несолетвірні** | **Солетвірні**  K2O, MgO, ZnO, Al2O3, SO3, P2O5, PbO2, PbO, Mn2O7 | | |
| N2O, NO, CO, SiO | ***Основні***  K2O, MgO, CuO | ***Амфотерні***  ZnO, Al2O3, PbO | ***Кислотні***  SO3, P2O5, Mn2O7 |
|  | **Відповідають**  ***основи*** | **Відповідають амфотерні**  ***гідроксиди*** | **Відповідають *кислоти*** |
| KOH, Mg(OH)2,  Cu(OH)2 | Zn(OH)2 Al(OH)3  H2O  H2ZnO2  H3AlO3  HaАlO2 | H2SO4, H3PO4,  HМnO4 |

**Основи або гідроксиди**

***Основи*** *–* сполуки, до складу яких входять атоми металів (або NH4+)

і гідроксогрупи (**Men+(OH)n-**, а також NH4ОН ).

|  |  |  |
| --- | --- | --- |
| **ОСНОВИ** | | |
| Розчинні у воді – луги | Амфотерні | Нерозчинні у воді |
| LiOH, KOH, NaOH, RbOH, CsOH, Ca(OH)2, Sr(OH)2, Ba(OH)2 | Be(OH)2, Zn(OH)2, Sn(OH)2, Pb(OH)2, Al(OH)3, Cr(OH)2 | Cu(OH)2- гідроксид купруму(II)  Fe(OH)2 – гідроксид феруму(II)  Fe(OH)3 – гідроксид феруму(III) |

**Кислоти**

***Кислотами*** називають сполуки, що містять атоми гідрогену та кислотний залишок (**Нn+Ann-**). Номенклатура кислот у додатку 2.

|  |  |  |
| --- | --- | --- |
| **КИСЛОТИ** | | |
| **Оксигеновмісні** |  | **Безоксигенові** |
| HNO3, HNO2, HclO4 –  одноосновні,  H2CO3, H2SO4 –  двоосновні,  H3PO4, H3AsO4 –  триосновні | **За основністю**: одно-, дво-, три-, чотирьохосновні. Основність визначається кількістю атомів гідрогену в кислоті, здатних заміщуватися на атом металу | HCl, HBr, HF,HI –  одноосновні  H2S, H2Se, H2Te –  двоосновні |

**Амфотерні гідроксиди**

**Амфотерні гідроксиди** можна розглядати **як кислоти, і як основи,** тобто це сполуки, в яких гідроген може заміщатися на атом металу, а гідроксильна група – на кислотний залишок :





Амфотерні гідроксиди реагують

1. з кислотами як основи:





- з основами – як кислоти:

в розплаві 

в розплаві 

в розчині 

**Солі**

***Солі*** *–* сполуки, що складаються з атомів металів (або NH4+) і кислотних залишків.

|  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- |
| **СОЛІ** | | | |
| **Основні** | **Середні** | **Кислі** | **Подвійні** |
| В основі не всі гідроксогрупи заміщені на кислотний залишок | Всі атоми гідрогену в молекулах кислот заміщені атомами металу | В кислотному залишку не всі атоми гідрогену заміщені на метал | Атоми гідрогену в молекулах кислот заміщені двома різними металами |
| (CuOH)2SO4 –сульфат гідроксо-купруму (ІІ) | CaCO3 – карбонат кальцію | BaHPO4 –  гідрофосфат барію | KАl(SO4)2·12 H2O –  алюмокалієвий галун |

**Номенклатура солей**

|  |  |
| --- | --- |
| **середня сіль** | Назва **середньої солі** походить від назви кислоти і металу, з яких утворена сіль: *MgSO4* - сульфат магнію, *Na3PO4* - фосфат натрію . |
| **кисла сіль** | **Кислі солі**, як правило, утворюються при **надлишку** **кислоти** і можуть бути перетворені на середні солі дією **основи** :    Назва **кислої солі** походить від назви **середньої солі** з додаванням префікса ***гідро-***або ***дигідро****-*:  *Ca(HCO3)2* – гідрокарбонат кальцію, *NaH2PO4* – дигідро-фосфат натрію . |
| **основна сіль** | **Основні солі** утворюють тільки б••агато кислотні **основи**.  Назва **основної солі** походить від назви середньої солі з додаванням приставки ***ди-*, *три-*** або ***тетрагідроксо*:** *Cr(OH)Cl2* – хлорид гідроксохрому(III)*,*  *Al(OH)2NO3* – нітрат дигідроксоалюмінію,  *Ti(OH)3Cl* – хлорид тригідроксотитану(IV). |

**Правила складання хімічних рівнянь**

**по зарядах іонів**.

**Хімічна реакція** – процес взаємодії речовин, при якому утворюються нові речовини. Зв’язки між атомами вихідних речовин трансформуються, утворюючи інші речовини з тих самих атомів – таким чином діє закон збереження маси в хімічній реакції.

**Хімічне рівняння** – зображення хімічних реакції за допомогою хімічних формул і чисел. Хімічне рівняння показує, які речовини і в яких кількостях вступили в реакцію і утворилися в результаті реакції:

CuSO4 + 2NaOH = Cu(OH)2 + Na2SO4

Цифра 2 перед NaOH – **стехіометричний коефіцієнт**, вказує скільки молекул NaOH вступило в реакцію.

**Для складання обмінних реакцій** використовують наступні правила:

|  |  |
| --- | --- |
| 1.Записуємо початкові реагенти реакції і вказуємо заряди іонів: | Са2+(ОН)-2 + H+Cl- = |
| 2.Записуємо продукти реакції з урахуванням того, що катіони обмінюються аніонами, не змінюючи своїх зарядів: | Са2+(ОН)-2 + H+Cl- = Са2+Cl-2 + H+2О2- |
| 3.Зрівнюємо кількість атомів кожного елемента в обох частинах рівняння за допомогою коефіцієнтів: | Са(ОН)2 +2HCl = СаCl2 + 2H2О |

**2 Контрольні питання і завдання**

1.Розподіл елементів на метали і неметали в Періодичній системі елементів.

2.Правила складання хімічних формул за зарядом іонів.

3.Оксиди: основні, кислотні і амфотерні; їх властивості. Номенклатура.

4.Гідроксиди (основи): основні і амфотерні гідроксиди; їх властивості. Номенклатура.

5. Кислоти: оксигеновмісні і безоксигенові; їх властивості. Номенклатура.

6. Солі: середні, основні, кислі, подвійні; їх властивості. Номенклатура.

7. Складіть формули оксидів, гідроксидів і кислот елементів ІІІ періоду. Визначте до якого типу вони відносяться.

8. Напишіть формули середніх, кислих і основних солей Zn2+ і Fe3+, назвіть їх.

9. Складіть формули летких водневих сполук елементів ІІ періоду.

**3 Експериментальна частина**

 **Дослід 1. Забарвлення індикаторів в різних середовищах.**

**Індикатор** - речовина, яка змінює своє забарвлення залежно від кислот-ності середовища. Концентрація гідроген-іонів Н+ в розчині визначає середо-вище: нейтральне (рН=7), лужне (рН>7) або кисле (рН<7).

рН набуває значень від 0 до 14.

1) Приготуйте по три пробірки з дистильованою водою (2- 3 мл) для кожного індикатора (див. табл.1):

- перша пробірка залишається без змін,

- у другу додайте 1-2 краплі розчину лугу (NаOH),

- у третю - 1-2 краплі розчину хлоридної кислоти (HСl).

2) Після цього додайте в три пробірки 1-2 краплі розчину відповідного індика-тора.

3) Повторіть досліди в 3-х пробірках для кожного індикатора.

|  |  |
| --- | --- |
| **Спостереження** | • запишіть в таблицю 1 забарвлення індикаторів в нейтральному, лужному і кислому середовищі |

Таблиця1. Забарвлення індикаторів в різних середовищах.

|  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- |
| № | Індикатор | Середовище | | |
| Нейтральне (рН=7) Н2О | Лужне (рН>7)  ОН- | Кисле (рН<7)  Н+ |
| 1. | Лакмус |  |  |  |
| 2. | Фенолфталеїн |  |  |  |
| 3. | Метиловий  помаранчевий |  |  |  |

**Дослід 2. Реакція нейтралізації.**

**Реакція нейтралізації -** взаємодія кислоти з основою, в результаті якої утворюються сіль і вода, а також змінюється рН середовища.

1. В пробірку з 1-2 мл дистильованої води додайте кілька кристалів гідроксида барію Ва(ОН)2.
2. Внесіть в розчин краплю фенолфталеїну і за зміною його забарвлення виз-начте реакцію середовища (рН-?).
3. Додайте по краплях в пробірку розчин хлоридної кислоти HCl до зникнення забарвлення.

Запишіть рівняння обмінної реакції :

Ва(ОН)2 + HCl =

|  |  |
| --- | --- |
| **Спостереження** | • як змінюється забарвлення індикатора під час реакції? |
| **Висновки** | • поясніть зміну забарвлення індикатора. |

**Дослід 3. Отримання малорозчинних гідроксидів.**

1) Внесіть в пробірку 1-2 мл розчину хлориду алюмінію AlCl3.

2) Додайте такий же об'єм розчину лугу NаOH.

Запишіть рівняння обмінної реакції :

AlCl3 + NаOH =

|  |  |
| --- | --- |
| **Спостереження** | • вкажіть забарвлення утвореного осаду |

Осад збережіть для досліду 4.

**Дослід 4. Доказ амфотерності гідроксиду алюмінію Al(ОН)3.**

Формулу амфотерного гідроксиду можна записати двома способами:

Al(ОН) 3 ↔ Н3AlО3 або НAlО2

**основа** **кислота** (*орто-алюмінатна або мета-алюмінатна)*

Для доказу амфотерності гідроксиду необхідно дослідити його взаємодію з розчинами основи і кислоти. Якщо осад гідроксиду реагує (розчиняється) в обох випадках, то це свідчить про його амфотерні властивості.

Розділіть осад гідроксиду алюмінію Al(ОН)**3**, отриманий в досліді 3, на дві пробірки:

1) у першу - додайте по краплях розчин лугу NaOH до повного розчинення осаду;

2) у другу - додайте по краплях розчин хлоридної кислоти HCl.

|  |  |
| --- | --- |
| **Спостереження** | • чи в обох випадках осад розчинився? |

Запишіть рівняння реакцій:

Al(ОН)3 ↓ + NaOH = Na+[Al(ОН)4]- –комплексна сіль

*тетра*гідроксоалюмінат натрію

Al(ОН)3↓+ HCl =

**Дослід 5. Отримання середньої і кислої солей.**

1. Налийте в пробірку водний розчин гідроксиду кальцію Са(ОН)2 до 1/3 об'єму.
2. Пропустіть через розчин вуглекислий газ з апарату Кіппа, зануривши газовідвідну трубку в розчин до дна пробірки.

|  |  |
| --- | --- |
| **Спостереження** | • утворення осаду (вкажіть колір), а потім його розчинення. |
| **Висновки** | • вкажіть назву солей за міжнародною номенклатурою;  •за яких умов середня сіль перетворюється на кислу? |

**З**апишіть рівняння реакцій утворення солей:

спочатку середньої: Са(ОН)2 + СО2 =

а потім кислої: СаСО3 ↓+ H2О+ СО2 =