

Міністерство освіти і науки України
Харківський державний політехнічний коледж

XІМІЯ

**Методичний посібник
для самостійної роботи**

зі спеціальності 273 Залізничний транспорт

спеціалізації 5.273.1 Монтаж,обслуговування та ремонт
автоматизованих систем керування рухом на залізничному транспорті

2017 р.

Методичний посібник для самостійної роботи з дисципліни “Хімія” студентів спеціальності 273 Залізничний транспорт,

(шифр і назва спеціальності)

Спеціалізації 5.273.1 Монтаж, обслуговування та ремонт автоматизованих систем керування рухом на залізничному транспорті

(шифр і назва спеціалізації)

/ Уклад.: Крюковою І.В. – ХДПК, 2017. – 31с.

(прізвище та ініціали)

Методичний посібник розглянутий та рекомендований цикловою комісією природничо-математичних дисциплін для використання студентами

(назва циклової комісії)

при самостійному вивченні навчальної дисципліни “Хімія”.

Протокол № _____ від “____” _____ 20____ р.

Голова циклової комісії _____ (_____)

(підпис)

прізвище та ініціали)

Схвалено методичною радою Харківського державного політехнічного коледжу

Протокол № _____ від “____” _____ 20____ р.

Голова методичної ради _____ (_____)

(Підпис)

(прізвище та ініціали)

ТЕМА: Залежність властивостей елементів від періодичної зміни будови атома

МЕТА: розглянути залежність властивостей хімічних елементів від зарядів їх атомів і будови електронних оболонок.

ПОНЯТТЯ І ТЕРМІНИ: хімічний елемент, атом, молекула, проста сполука, складна сполука, атомна орбіталь, енергетичний рівень, енергетичний підрівень, електронна конфігурація атому, критерії періодичності, електронегативність, валентність, ступінь окислення, періодичний закон

СТУДЕНТ ПОВИНЕН ЗНАТИ:

- ❖ сучасне формулювання періодичного закону, структуру періодичної системи;
- ❖ розподіл електронів в атомах елементів перших трьох періодів;
- ❖ залежність властивостей хімічних елементів від зарядів їх атомів і будови електронних оболонок;
- ❖ значення періодичного закону для науки і практики;

СТУДЕНТ ПОВИНЕН ВМІТИ:

- ❖ визначати елемент за електронною формулою
- ❖ характеризувати хімічні елементи від Гідрогену до Кальцію;
- ❖ складати схеми будови їх атомів, формули вищих оксидів і гідрооксидів;
- ❖ визначати за порядковим номером елемента номер періоду та групи, в яких він розташований
- ❖ визначати характер хімічних властивостей простих речовин, вищих оксидів та гідроксидів, утворених цими хімічними елементами
- ❖ записувати електронну формулу даного елемента і порівнювати з оточуючими елементами в групі і періоді

ЛІТЕРАТУРА: ЛЗ[47-114] Л4[31-49] Л6[28-63] Л7[47-75] Л11[23-30]
Л12[41-74]

КОНТРОЛЬНІ ПИТАННЯ:

- Наведіть формулювання періодичного закону за Д.І.Менделєєвим. Які суперечності є між цим формулюванням закону і будовою періодичної системи? Як їх пояснить?
- Виходячи з теорії будови атома, поясніть, чому властивості елементів змінюються періодично.
- Які елементи називають типовими? Які підрівні в них заповнюються?
- Як змінюються металічні й неметалічні властивості у елементів третього періоду? Чому?
- Який фізичний зміст мають номер групи і номер періоду?

- В чому подібність, а в чому відмінність електронних конфігурацій елементів, що містяться в одній групі, але різних підгрупах? Поясніть на прикладі.
- Які підрівні та в якій послідовності заповнюються у елементів п'ятого періоду?
- Електронна формула має закінчення $3d^5 4s^2$. Визначте порядковий номер цього елементу. У яких періоді, групі й підгрупі він перебуває, як він називається і до якої родини він належить?
- Складіть електронні і електронно-графічні формули елементів: Si, S, Zn, As.
- Як розподіляються електрони в атомах Натрію і Кальцію після втрати ними валентних електронів?
- За електронними конфігураціями елементів № 21 і № 31 визначте валентні підрівні і поясніть, в якому періоді, групі й підгрупі періодичної системи вони знаходяться.
- Дайте характеристику елемента сульфуру та його сполук (з оксисеном та воднем) на основі його розташування в періодичній системі елементів.
- У якого елемента I групи - № 19 чи № 29 - енергія іонізації повинна бути більшою? Чому?
- Що таке спорідненість з електроном? У якого елемента енергія спорідненості з електроном більша: а) хлору чи сірки? б) сірки чи фосфору? в) магнію чи алюмінію. Чому?
- Які властивості характеризує електронегативність елементів? Поясніть, у якого елемента періодичної системи електронегативність: а) максимальна; б) мінімальна. Чому?

ПРИКЛАДИ РОЗВ'ЯЗКУ ЗАДАЧ

- **Яка енергія виділяється під час утворення Гелію кількістю речовини 1 моль і масою 4г?**

Маси протона і нейтрона відповідно дорівнюють 1,0073 і 1,0087 а.о.м.; $A_r(\text{He})=4,0026$. Під час утворення одного ядра атома Гелію

$$\Delta m = (2 \cdot 1,0073 + 2 \cdot 1,0087) - 4,0026 = 0,03 \text{ а.о.м.}$$

Оскільки $1 \text{ а.о.м.} = 1,66 \cdot 10^{-24} \text{ г}$, то

$$\Delta m = 0,03 \cdot 1,66 \cdot 10^{-24} = 4,98 \cdot 10^{-26} \text{ г},$$

а у розрахунку на 1 моль

$$\Delta m = 4,98 \cdot 10^{-26} \cdot 6,02 \cdot 10^{23} = 0,03 \text{ (г)} = 3 \cdot 10^{-5} \text{ (кг)}$$

Цій масі відповідає енергія

$$E = \Delta m \cdot c^2$$

$$E = 3 \cdot 10^{-5} (3 \cdot 10^8)^2 = 2,7 \cdot 10^{12} \text{ (Дж)} = 2,7 \cdot 10^{12} \cdot 0,62 \cdot 10^{19} \text{ eV} = 1,6 \cdot 10^{25} \text{ MeV.}$$

Таку енергію дає Дніпрогес приблизно за 1 годину.

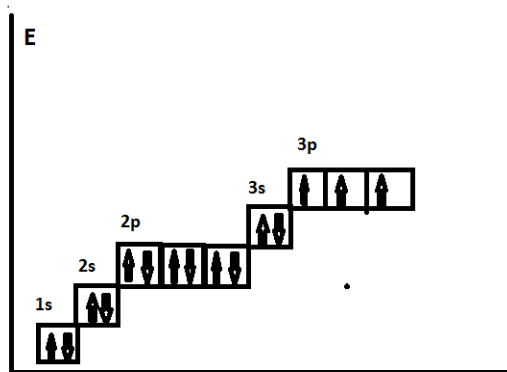
- **Складіть електронну і електронно-графічну формули ${}_{15}\text{P}$.**

У фосфору 15 електронів.

$${}_{15}^{31}\text{P} \ 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3 \text{-електронна формула.}$$

Розташовуючи електрони по електронним коміркам, враховуючи зміну енергії орбіталей, одержуємо електронно-графічну формулу.

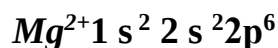
Електронно-графічна формула:



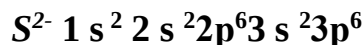
3p-електрони є неспареними (валентними).

- **Складіть електронні формули для йонів: Mg^{2+} , S^{2-} .**

Йон Mg^{2+} відрізняється від атома відсутністю двох електронів. Тоді його електронна формула:



Аніон сульфуру відрізняється від нейтрального атома додатковою кількістю двох електронів:



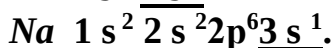
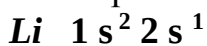
- **Які сполуки з гідрогеном утворюють елементи головної підгрупи шостої групи? Яке з них найбільш стійке?**

Елементи головної підгрупи шостої групи - p-елементи. На їх зовнішньому електронному шарі розташовано по шість електронів. Отже в сполуках з гідрогеном вони проявляють значення ступеню окиснення -2. Формули сполук H_2O , H_2S , H_2Se , H_2Te , H_2Po .

З ростом порядкового номеру елемента (від кисню до полонію) збільшується радіус атому, що обумовлює зменшення міцності сполук з гідрогеном (від H_2O до H_2Po). Таким чином, з названих сполук найбільш стійкою є вода H_2O .

- **Поясніть причини періодичного повторення властивостей хімічних елементів на прикладі Li і Na .**

Причиною є періодичне повторення структури електронних формул:



На зовнішньому енергетичному рівні $n s^1$ - по одному електрону.

- **Дайте характеристику елемента хлору та його сполук з гідрогеном**

та окисеном за його розташуванням в періодичній системі.

Хлор розташовано в головній підгрупі сьомої групи. Хлор неметал. На останньому енергетичному рівні розташовано сім електронів, максимальне значення валентності в кисневмісних сполуках дорівнює сьомі. Вищий оксид має формулу Cl_2O_7 – кислотний, при взаємодії з водою утворює кислоту HClO_4 . Воднева сполука відповідає формулі HCl . Оскільки хлор розташовано в третьому періоді і він має порядковий номер 17, то його електронна оболонка має три рівня, на яких розташовано 17 електронів, його електронна конфігурація - $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5 3d^0$. Наявність вільного d-шару пояснює проявлення у збудженому стані валентностей III, V, VII.

- **Порівняйте властивості сполук хлору та марганцю.**

Хлор і марганець (манган) розташовані в одній групі, але в різних підгрупах. Манган – елемент побічної підгрупи, відноситься до металів, бо на останньому енергетичному рівні має два електрона. В сполуках нижче значення валентності II він проявляє в кисневій сполуці MnO – основному оксиді та $\text{Mn}(\text{OH})_2$ – основі. Сполука з воднем для металів не характерна.

Семівалентний манган подібно до хлору, утворює кислотний оксид

Mn_2O_7 і кислоту **HMnO_4** . Кисневмісні сполуки мангану з валентністю IV будуть проявляти амфотерні властивості.

- **Атом якого елемента і чому має більше значення енергії іонізації: магній чи алюміній?**

Магній і алюміній містяться в третьому періоді. У цьому випадку з зростанням заряду ядра потенціал іонізації повинен збільшуватися, але у випадку магнію р-підрівень вакантний, а у атома алюмінію на

р-підрівні з'являється один електрон, який набагато легше відірвати, чим з повністю заповненого s-підрівня, тому енергія іонізації магнію вища ніж у алюмінію.

ТЕМА: Властивості речовин залежно від типу хімічного зв'язку

МЕТА: розглянути властивості речовин залежно від типу хімічного зв'язку

ПОНЯТТЯ І ТЕРМІНИ: хімічний зв'язок, кратність зв'язку, ковалентний зв'язок, йонний зв'язок, металічний зв'язок, міжмолекулярні взаємодії, геометрія молекули, валентний кут, кристалічна ґратка, диполь

СТУДЕНТ ПОВИНЕН ЗНАТИ:

- ❖ природу хімічного зв'язку;
- ❖ види хімічного зв'язку;
- ❖ будову кристалічних ґраток;
- ❖ властивості твердих речовин залежно від типу зв'язку.

СТУДЕНТ ПОВИНЕН ВМІТИ:

- ❖ визначати поняття: електрон, протон, нейтрон, масове число, електронегативність;
- ❖ визначати ступінь окислення елементів в сполуках;
- ❖ визначати значення валентності елементів в сполуках;
- ❖ Складати структурні формули молекулярних сполук.

ЛІТЕРАТУРА: Л3[115-159] Л4[50-66] Л6[64-125] Л7[75-92] Л11[30-33]
Л12[74-104]

КОНТРОЛЬНІ ПИТАННЯ:

- Що називається хімічним зв'язком? Яка причина утворення хімічного зв'язку?
- Чим визначається тип хімічного зв'язку? Які його різновиди?
- Який різновид хімічного зв'язку називається ковалентним зв'язком? Які основні характеристики ковалентного хімічного зв'язку і в чому їх суть? Які механізми утворення ковалентного зв'язку вам відомі?
- Що таке полярний і неполярний ковалентний зв'язок?
- Чим визначається валентність елементів?
- Як і чому змінюються температури кипіння сполук у ряду: H_2S , H_2Se , H_2Te ?
- Який хімічний зв'язок називають іонним? Поясніть, яку будову мають речовини з іонним характером зв'язку? Чи застосовне поняття "молекула" до іонних сполук?
- Що таке диполь, електричний момент диполя?
- Як і чому змінюється полярність та здатність до поляризації молекул у ряді сполук HCl , HBr , HI ?
- Як змінюється енергія орієнтаційної та дисперсійної взаємодії з переходом від HCl до HI ?
- Які види міжмолекулярної взаємодії існують і в чому їх схожість? Які види міжмолекулярної взаємодії здійснюються між молекулами води?
- Користуючись таблицею відносних електронегативностей, визначте їх різницю для зв'язків: $\text{K} - \text{Cl}$, $\text{Ca} - \text{Cl}$, $\text{Fe} - \text{Cl}$, $\text{Ge} - \text{Cl}$. Який із зв'язків характеризується найбільшим ступенем йонності?
- Визначте різницю відносних електронегативностей атомів для зв'язків $\text{H} - \text{O}$ і $\text{O} - \text{As}$. Який із зв'язків більш полярний? До якого класу гідроксидів належить $\text{As}(\text{OH})_3$?
- Дипольні моменти одностипних молекул SO_2 і CO_2 відповідно дорівнюють 1,61D і нулю. Чи однаковими є валентні кути зв'язків $\text{O} - \text{S} - \text{O}$ і $\text{O} - \text{C} - \text{O}$? Відповідь аргументуйте.
- Визначте ступінь окиснення атомів кисню в сполуках: H_2O , O_2 , O_3 , H_2O_2 , KO_2 , BaO_2 , OF_2 .
- Що таке металічний зв'язок і де він реалізується?
- Чому температура плавлення перехідних металів значно вища за температури плавлення лужних і лужноземельних металів?

ПРИКЛАДИ РОЗВ'ЯЗКУ ЗАДАЧ

- Зобразити електронні схеми утворення хімічних зв'язків у молекулах: Cl_2 , HCl , CO_2 , H_2S

$$\chi(Cl) = 2,83$$

$$\chi(H) = 2,1$$

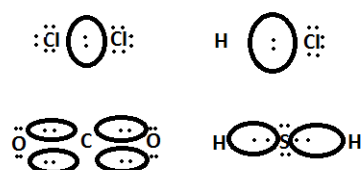
$$\chi(C) = 2,5$$

$$\chi(O) = 3,5$$

$$\chi(S) = 2,6.$$

Однакові атоми мають однакове значення електронегативності. Тому в молекулі Cl_2 зв'язок ковалентний неполярний.

Оскільки $\chi(Cl) > \chi(H)$, то спільна електронна пара зміщується у бік атома Хлору. Тому між атомами H і Cl зв'язок ковалентний полярний. Як і в наступних сполуках.



Кружечком зображають спільні електрони, або електронні пари.

- До якого з атомів зміщуються спільні електронні пари в сполуках BeS , Mg_3Sb_2 , CH_4 , SiH_4 .

Спільні електронні пари зміщуються до атомів елементів з більшою електронегативністю. Порівнюючи значення електронегативності елементів у зазначених сполуках можна зробити висновок, що електронні пари в BeS зміщені до атому сульфуру, у Mg_3Sb_2 - до атомів стибію, в CH_4 - до атома карбону, а в SiH_4 - до атомів гідрогену.

- Визначте ступінь окиснення елементів у сполуках: H_3PO_4 , $K_2Cr_2O_7$.

Ступінь окиснення елемента в сполуці можна розрахувати, якщо відомі ступені окиснення інших елементів. Так, у сполуці H_3PO_4 ступень окиснення H - +1, O - -2, а ступень окиснення фосфору можна визначити з умови електронейтральності молекули за рівнянням:

$$3 \cdot (+1) + 1 \cdot x + 4 \cdot (-2) = 0,$$

$$\text{звідки, } x = +5.$$

Аналогічно визначається ступінь окиснення хрому в сполуці $K_2Cr_2O_7$:
Ступень окиснення K - +1, O - -2, звідки

$$2 \cdot (+1) + 2 \cdot x + 7 \cdot (-2) = 0,$$

$$\text{а } x = +6.$$

- Як і чому змінюються температури кипіння сполук у ряду: H_2S , H_2Se , H_2Te ?

Ці молекули полярні. Між ними відбуваються орієнтаційна, індукційна та дисперсійна взаємодії. Але різниці електронегативностей атомів невеликі,

тому внесок орієнтаційного та індуктивного видів незначний. Найбільше значення має дисперсійна взаємодія. Оскільки в ряду $H_2S-H_2Se-H_2Te$ розміри молекул зростають, збільшується енергія дисперсійної взаємодії і підвищуються температури кипіння.

ТЕМА: Класифікація хімічних реакцій. Тепловий ефект хімічної реакції

МЕТА: повторити класифікацію хімічних реакцій

ПОНЯТТЯ І ТЕРМІНИ: термохімічне рівняння, тепловий ефект реакції, оборотні реакції, необоротні реакції, напрям реакції

СТУДЕНТ ПОВИНЕН ЗНАТИ:

- ❖ Класифікації хімічних реакцій у неорганічній та органічній хімії:
 - за атомно-молекулярним вченням: реакції розкладу, реакції сполучення, реакції заміщення, реакції обміну, реакції перегрупування;
 - за джерелом енергії: термохімічні, фотохімічні, електрохімічні;
 - за тепловим ефектом: екзотермічні, ендотермічні;
 - за агрегатним станом реагентів: газові, у розчині, твердо фазні і між речовинами у різних агрегатних станах.
- ❖ Тепловий ефект реакції.
- ❖ Термохімічні закони. Енергетика та напрям хімічних реакцій.

СТУДЕНТ ПОВИНЕН ВМІТИ:

- ❖ визначати типи хімічних реакцій за різними ознаками;
- ❖ проводити термохімічні розрахунки для реакцій;
- ❖ користуватись під час розрахунків довідниками;
- ❖ визначати можливість протікання реакцій за даних умов.

ЛІТЕРАТУРА: Л3[47-114] Л4[31-49] Л6[28-63] Л7[47-75] Л11[23-30] Л12[41-74]

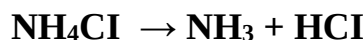
КОНТРОЛЬНІ ПИТАННЯ:

- Які реакції називають: а) необоротними, б) прямими, в) зворотними? Наведіть відповідні приклади і поясніть, чи може за будь-яких змін умов необоротна реакція стати оборотною?
- Визначте тепловий ефект ΔH°_{298} реакції
$$2Mg_{(к)} + CO_{2(г)} \rightarrow 2MgO_{(к)} + C_{(к)}.$$
- ❖ Чи можливий за стандартних умов мимовільний перебіг таких реакцій:
$$Cl_{2(г)} + 2HI_{(г)} = I_{2(г)} + 2HCl_{(г)}$$
$$I_{2(к)} + H_2S_{(г)} = 2HI_{(г)} + S_{(к)}$$
у прямому напрямі? Як вплине підвищення температури на напрям перебігу цих реакцій?
- ❖ Які з перелічених оксидів CaO , FeO , CuO , PbO , Fe_2O_3 , Cr_2O_3 можна відновити алюмінієм при 298K?

ПРИКЛАДИ РОЗВ'ЯЗКУ ЗАДАЧ

❖ Виділенням чи поглинанням тепла супроводжується термічне розкладання амоній хлориду?

Реакція виражається рівнянням:



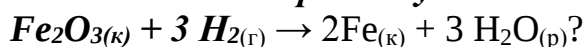
для неї зміна внутрішньої енергії системи за законом Гесса розраховується за рівнянням:

$$\Delta H^\circ_{298} = \Delta H^\circ_{298}(\text{NH}_3) + \Delta H^\circ_{298}(\text{HCl}) - \Delta H^\circ_{298}(\text{NH}_4\text{Cl})$$

$$\Delta H^\circ_{298} = (-46,2 - 92,2) - (-314,2) = +175,8 \text{ (кДж/моль)}.$$

Таким чином, термічне розкладання NH_4Cl є реакцією ендотермічною.

❖ Чи можливе здійснення процесу поновлення металічного заліза з оксиду Fe_2O_3 дією водню за стандартних умов



Можливість довільного перебігу хімічного процесу визначається ентальпійним та ентропійним факторами. Їх вплив враховується у рівнянні:

$$\Delta G = \Delta H - T\Delta S,$$

де ΔG - зміна енергії Гіббса, ΔH - зміна ентальпії, T - температура, ΔS - зміна ентропії системи.

З таблиць термодинамічних величин виписуємо значення ΔH°_{298} і S°_{298} для всіх речовин, які беруть участь в реакції. За законом Гесса обчислимо зміни ентальпії та ентропії:

$$\Delta H^\circ_{298} = 3 \Delta H^\circ_{298}(\text{H}_2\text{O})(\text{p}) - \Delta H^\circ_{298}(\text{Fe}_2\text{O}_3)(\kappa)$$

$$\Delta H^\circ_{298} = 3(-258,8) - (-822,0) = -857,4 + 822,0 = -35,4 \text{ кДж/моль}$$

$$\Delta S^\circ_{298} = 3 S^\circ_{298}(\text{H}_2\text{O})(\text{p}) + S^\circ_{298}(\text{Fe})(\kappa) - [S^\circ_{298}(\text{Fe}_2\text{O}_3)(\kappa) + 3 S^\circ_{298}(\text{H}_2)(\text{z})]$$

$$S^\circ_{298} = (3 \cdot 70,1 + 2,27 \cdot 2) - (87,0 + 3 \cdot 130,5) = -213,8 \text{ Дж/К} \cdot \text{моль}.$$

За знайденими даними обчислюємо ΔG реакції.

$$\Delta G^\circ_{298} = \Delta H^\circ_{298} - T \Delta S^\circ_{298}$$

$$\Delta G^\circ_{298} = -35,4 + 213,8 \cdot 10^{-3} \cdot 298 = 28,34 \text{ кДж/моль}.$$

Додатне значення ΔG вказує на неможливість відновлення Fe_2O_3 воднем за стандартних умов.

ТЕМА: Каталіз і каталізатори. Ланцюгові реакції

МЕТА: розглянути основні положення теорії каталізу

ПОНЯТТЯ І ТЕРМІНИ: каталізатор, каталіз, автокаталіз, інгібітор, промотор

СТУДЕНТ ПОВИНЕН ЗНАТИ:

- ❖ Найважливіші каталізатори
- ❖ Типи каталізу
- ❖ Роль каталізатору в каталітичному процесі
- ❖ Основні положення теорії каталізу

- ❖ Механізми гомогенного та гетерогенного каталізу, автокаталізу.

СТУДЕНТ ПОВИНЕН ВМІТИ:

- ❖ Наводити приклади гомогенного та гетерогенного каталізу;
- ❖ Пояснювати вплив каталізаторів на каталітичні процеси

ЛІТЕРАТУРА: ЛЗ[47-114] Л4[31-49] Л6[28-63] Л7[47-75] Л11[23-30] Л12[41-74]

КОНТРОЛЬНІ ПИТАННЯ:

- ❖ Що називають каталітичними реакціями, каталізаторами, інгібіторами?
- ❖ Чим відрізняються процеси гомогенного та гетерогенного каталізу?
- ❖ Наведіть приклади каталізаторів, які використовуються в виробництві та зустрічаються в природі.
- ❖ Який фактор визначає можливість перебігу хімічної реакції під час зіткнення частинок реагуючих речовин? Що називається енергією активації та активним комплексом?
- ❖ Чому каталізатор не впливає на тепловий ефект реакції та не зсуває хімічної рівноваги?
- ❖ Яким є механізм гомогенного каталізу?
- ❖ Яку роль відіграють адсорбційні процеси у гетерогенному каталізі?
- ❖ За яким механізмом відбуваються ланцюгові реакції?
- ❖ Яку роль відіграє промотор в каталізі?

ПРИКЛАДИ РОЗВ'ЯЗКУ ЗАДАЧ

➤ *Охарактеризуйте процес хлорування метану, як ланцюгову реакцію.*
Процес розпочинається з руйнування молекули хлору з утворенням двох радикалів хлору під впливом кванта світла

ТЕМА: Окисно-відновні реакції

МЕТА: Розглянути окисно-відновні реакції. Процеси окиснення і відновлення. Навчитися складати рівняння реакцій

ПОНЯТТЯ І ТЕРМІНИ: окисно-відновна реакція, окисник, відновник, окиснення, відновлення

СТУДЕНТ ПОВИНЕН ЗНАТИ:

- ❖ зміст понять окисно-відновна реакція, окисник, відновник;
- ❖ метод складання рівнянь окисно-відновних реакцій за електронним балансом;
- ❖ застосування окисно-відновних реакцій у природі і техніці;

СТУДЕНТ ПОВИНЕН ВМІТИ:

- ❖ складати схеми окислення і відновлення;
- ❖ складати рівняння окисно-відновних реакцій (добирати коефіцієнти складанням електронного балансу).

ЛІТЕРАТУРА: Л1[372-391] Л3[270-312] Л4[93-104, 132-147] Л6[234-285]
Л7[95-108] Л11[64-72] Л12[173-197]

КОНТРОЛЬНІ ПИТАННЯ:

- Які реакції називають окисно-відновними?
 - Які речовини називають окислювачами, які - відновниками? У чому полягає процес окиснення?
- Яка послідовність складання окисно-відновної реакції?

ПРИКЛАДИ РОЗВ'ЯЗКУ ЗАДАЧ

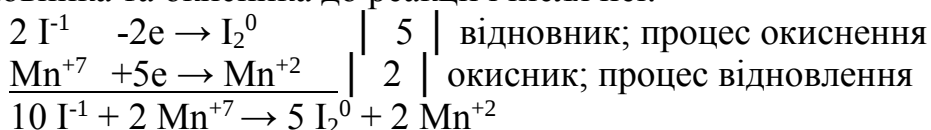
- *За методом електронного балансу скласти рівняння реакції для процесу:*



Метод електронного балансу базується на законах збереження атомів і числа відданих та приєднаних електронів. При складанні рівняння дотримуємося такої послідовності дій: насамперед записуємо схему рівняння реакції (на першому місці – відновник, на другому – окисник) і позначаємо над символами атомів ступені окиснення, які змінюються в процесі реакції, в даному випадку:



Для розрахунку коефіцієнтів перед відновником і окисником складаємо рівняння електронного балансу, в яких кількість електронів, що приєднується або втрачається, визначаємо за різницею між ступенями окиснення відновника та окисника до реакції і після неї:



Якщо числа втрачених і набутих електронів не однакові, то їх зрівнюємо, вводячи додаткові множники, які добираємо за правилом знаходження найменшого спільного кратного; вони є Стехіометричними коефіцієнтами при відновнику та окиснику. Разом з тим проставляємо коефіцієнти при окисненій формі відновника та відновленій формі окисника. І, нарешті, визначаємо коефіцієнти, що повинні стояти біля формул сполук елементів, які не змінюють своїх ступенів окиснення. Причому, спочатку урівнюємо метали, далі кислотні залишки, потім іони водню, а баланс кисню використовуємо для перевірки знайдених коефіцієнтів. Отже, рівняння матиме такий вигляд:



ТЕМА: Дисперсний стан речовин. Дисперсні системи. Колоїди та колоїдні розчини. Біологічне значення колоїдних розчинів

МЕТА:розглянути поняття та властивості дисперсних систем

ПОНЯТТЯ І ТЕРМІНИ: колоїдні системи,золі, суспензії, емульсії

СТУДЕНТ ПОВИНЕН ЗНАТИ:

- ❖ класифікацію дисперсних систем;
- ❖ біологічне і технічне значення колоїдів.

СТУДЕНТ ПОВИНЕН ВМІТИ:

- ❖ розпізнавати колоїдні розчини.

ЛІТЕРАТУРА: Л1[217-225] Л3[312-349] Л6[186-188] Л12[268-270]

Поняття про дисперсні системи. Дисперсність, це ступінь подрібнення речовини. Мірою дисперсності є величина питомої поверхні, яка є відношенням сумарної поверхні всіх частинок до їх маси. Деякі високодисперсні речовини мають дуже високий ступінь подрібненості. Так, кількість частинок в 1 г аеросилу сягає $4 \cdot 10^{16}$, а питома поверхня є більшою $300 \text{ м}^2/\text{г}$.

Дисперсними є системи, в яких одна речовина в подрібненому стані рівномірно розподілена серед частинок іншої речовини. Розрізняють дисперсну фазу (диспергована речовина, або частинки) та дисперсне середовище (тобто розчинник). Головною особливістю дисперсних систем є наявність поверхні розподілу фаз, тобто гетерогенність.

За розміром частинок дисперсні системи ділять на три типи:

1. Грубодисперсні системи (суспензії, емульсії, порошки, грубі зависі) – розмір частинок більше 1 Мкм (10^{-6} м), а питома поверхня менше $1 \text{ м}^2/\text{г}$;
2. Системи середньої дисперсності $1 - 0,1 \text{ мкм}$ ($10^{-6} - 10^{-7} \text{ м}$); іноді їх об'єднують з грубодисперсними системами.
3. Колоїдно–дисперсні системи (або золі) мають розмір частинок $100 - 1 \text{ нм}$ ($10^{-7} - 10^{-9} \text{ м}$), а питома поверхню більше $10 \text{ м}^2/\text{г}$.

Далі йдуть істинні (молекулярні та іонні) розчини, які мають розмір частинок менше 10^{-9} м .

Таблиця 1. Відмінності дисперсних систем та розчинів

грубо дисперсні системи	колоїдні системи	справжні розчини
непрозорі	прозорі, опалесціують	прозорі не опалесціують
мають поверхню поділу фаз	мають поверхню поділу фаз	не мають поверхні поділу фаз
частинки не проходять через паперовий фільтр	частинки проходять через паперовий фільтр, але затримуються целофаном	частинки проходять через паперовий фільтр і целофан
нестійкі кінетично і термодинамічно	відносно стійкі кінетично	стійкі кінетично та термодинамічно
старіють в часі	старіють в часі	не старіють в часі
частинки видно в оптичний мікроскоп	частинки видно в електронний мікроскоп	частинки не видно в сучасні мікроскопи

Таблиця 2. Типи гетерогенних систем.

дисперсна фаза	дисперсне середовище (розчинник)	скорочене позначення	приклади систем
рідина	газ	р/г	тумани, аерозолі рідких речовин
тверде тіло	газ	т/г	дими, аерозолі твердих речовин
газ	рідина	г/р	піни, газові емульсії
рідина	рідина	р/р	емульсії (наприклад молоко)
тверде тіло	рідина	т/р	суспензії та колоїдні розчини
газ	тверде тіло	г/т	тверді піни, пемза, активне вугілля
рідина	тверде тіло	р/т	гелі, драглі
тверде тіло	тверде тіло	т/т	сплави металів, природні мінерали

Всі біологічні рідини є колоїдними розчинами, оскільки присутні в них малорозчинні Речовини (холестерин, тригліцериди, вищі жирні кислоти та інші) можуть підтримуватись у Розчинному стані лише за рахунок стабілізації. Порушення стійкості колоїдів жовчі та сечі веде до утворення каменів, зниження стійкості колоїдних систем крові веде до відкладення Холестерину та ліпідів в стінці судин. Частіше всього втрата стабільності колоїдних систем Біологічних рідин є наслідком недостатньої кількості білків, що стабілізують частинки ліпідів та інших речовин, або (що частіше) є

наслідком якісних змін в цих білках. В організмі існують процеси, які нагадують процеси коагуляції колодних розчинів. Зокрема перехід крові з рідкого стану в твердий також носить назву коагуляції (зсідання) крові.

ТЕМА: Загальна характеристика неметалів. Хімія елементів головних підгруп VI, VII, VIII груп

МЕТА: надати загальну характеристику неметалів, охарактеризувати поширення у природі і застосування

СТУДЕНТ ПОВИНЕН ЗНАТИ:

- ❖ будову атомів неметалічних елементів;
- ❖ загальні властивості неметалів та їх сполук.

СТУДЕНТ ПОВИНЕН ВМІТИ:

- ❖ складати рівняння реакцій, які характеризують властивості найважливіших неметалів;
- ❖ визначати поняття окисник, відновник.

ЛІТЕРАТУРА: Л3[47-114] Л4[31-49] Л6[28-63] Л7[47-75] Л11[23-30] Л12[41-74]

Загальна характеристика

Хімічні елементи можна умовно поділити на дві групи: металічні та неметалічні елементи. Така класифікація ґрунтується на найтиповіших фізичних і хімічних ознаках простих речовин утворених цими елементами. У періодичній системі хімічних елементів неметалічні елементи розміщені в кінці періодів. До них належать: Гідроген, Гелій, Бор, Карбон, Нітроген, Оксиген, Флуор, Неон, Силіцій, Фосфор, Сульфур, Хлор, Аргон, Арсен, Селен, Бром, Телур, Йод, Астат, та інші інертні елементи. Це р-елементи, за винятком Н і Не, які належать до s – елементів. Типовою для них є здатність бути в реакціях окиснювачами. На зовнішньому енергетичному рівні атоми неметалічних елементів мають, як правило, понад 4 електрони. Майже всі вони можуть приєднувати певну кількість електронів і перетворюватися на негативно заряджені йони – аніони. Здатність атомів неметалічних елементів приєднувати електрони або зміщувати їх у свій бік зростає у групі знизу догори, а в періоді – зліва направо. Тому найтиповіший неметалічний елемент перебуває у правому верхньому куті періодичної системи. Це – Флуор. Кількість електронів на зовнішньому енергетичному рівні збігається з номером групи. Неметалічні елементи одної групи головної підгрупи мають однакову будову зовнішнього енергетичного рівня. Вищі оксиди неметалічних елементів є кислотними оксидами. Сполуки неметалічних елементів з Гідроґеном при звичайних умовах – газоподібні речовини.

Електронна будова

Що ж видно з [електронних формул](#) Оксигену $1s^2 2s^2 2p^4$ і Сульфору $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$?

Вони показують, що в [атомах](#) Оксигену і Сульфору на зовнішньому електронному шарі міститься по 6 електронів (див. підкреслене в електронних формулах) — $ns^2 np^4$. В атомах Оксигену ці 6 зовнішніх електронів розміщуються на орбіталях двох типів — s і p (одна s - і три p -орбіталі):

${}_8\text{O} \quad n = 2$



За рахунок двох неспарених p -електронів атом Оксигену, як правило, утворює два ковалентні зв'язки. При цьому він проявляє ступінь окиснення -2, наприклад H_2O , Fe_2O_3 , H_2SO_4 .

У сполуках з найбільш електронегативним елементом — Флуором Оксиген виявляє позитивний ступінь окиснення, наприклад у фториді

*Існують сполуки, що містять зв'язок Оксиген — Оксиген (O—O), наприклад пероксид гідрогену H_2O_2 або пероксид барію BaO_2 . **Ступінь окиснення Оксигену в таких сполуках дорівнює, як вважається, -1.***

На відміну від Оксигену, який міститься у другому періоді періодичної системи і електрони в його атомах розміщені на двох електронних шарах (а електрони другого шару — на s - і p -орбіталях), Сульфур міститься у третьому періоді. Це означає, що електрони в атомах Сульфору розміщені на трьох електронних шарах, а електрони третього шару можуть розміщуватись на s -, p - і d -орбіталях (якщо атом перебуває у збудженому стані).

Отже, на відміну від атома Оксигену атом Сульфору (ізольований, хімічно не зв'язаний) на зовнішньому електронному шарі має вільні орбіталі, на які можуть переходити електрони під час збудження атома, коли із затратою деякої енергії відбувається розпаровування електронних пар для утворення хімічних зв'язків з іншими атомами.

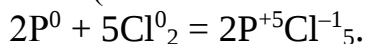
Таким чином, в атомі Сульфору електрони на зовнішньому електронному шарі можуть розміщуватися так: збуджені стани атома Атом Сульфору, в якому є 2, 4 або 6 неспарених електронів, може виявляти у сполуках ступінь окиснення -2, +4, +6. Наприклад: H_2S ; SO_2 ; SO_3 ; H_2SO_4 ; Na_2SO_4 .

Атом Сульфору порівняно з атомом Оксигену має більший радіус і виявляє меншу електронегативність.

Хімічні властивості неметалів

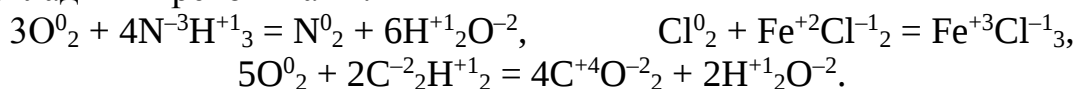
Окисні властивості неметалів виявляються у реакціях з:

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



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

4. зі складними речовинами:

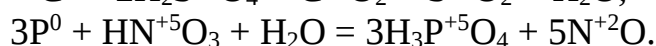
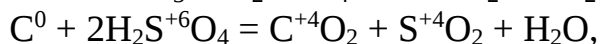
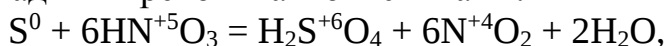


Відновні властивості:

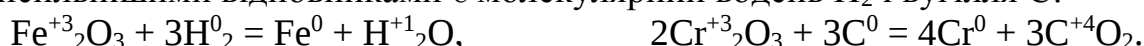
1. у реакціях з більш електронегативними елементами можуть виявляти усі неметали, за винятком фтору, у якого електронегативність найвища:



2. у реакціях зі складними речовинам-окисниками:



Найсильнішими відновниками є молекулярний водень H_2 і вугілля C :



ТЕМА: Елементи головних підгруп IV, V груп. Їх властивості та застосування

МЕТА: надати загальну характеристику елементам головних підгруп IV, V груп, охарактеризувати поширення у природі і застосування

СТУДЕНТ ПОВИНЕН ЗНАТИ:

- ❖ будову атомів неметалічних елементів IV, V груп;
- ❖ загальні властивості неметалів IV, V груп та їх сполук.

СТУДЕНТ ПОВИНЕН ВМІТИ:

- ❖ складати рівняння реакцій, які характеризують властивості неметалів IV, V груп;
- ❖ визначати поняття окисник, відновник.

Загальна характеристика

Електронна будова

Електронні формули Нітрогену $1s^2 2s^2 2p^3$ і Фосфору $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$ показують, що в їхніх атомах на зовнішньому електронному шарі міститься по 5 електронів. В атомі Нітрогену вони розміщені на орбіталях у такий спосіб: ${}_7\text{N} \quad n = 2$

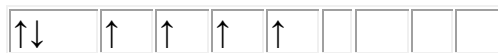
Ступінь окиснення Нітрогену в сполуках може бути від -3 (коли атом відтягує 3 електрони від атома менш електронегативного елемента) до +5 (коли 1, 2, 3, 4 або всі 5 валентних електронів відтягуються до атомів більш електронегативних елементів, ніж Нітроген).

Атом Фосфору має подібну електронну будову зовнішнього електронного шару: ${}_{15}\text{P} \quad n = 3$



основний стан атома

Відмінність полягає у тому, що в атомі Фосфору на зовнішньому електронному шарі є вільні *d*-орбіталі, це дає можливість йому переходити у збуджений стан: $_{15}\text{P } n = 3$



збуджений стан атома

Згідно з кількістю неспарених електронів у основному і збудженому станах атом Фосфору в сполуках може виявляти ступені окиснення -3, +3, +5.

Елемент Нітроген у вільному стані існує у формі простої речовини — азоту. Молекула азоту двохатомна N_2 . Атоми Нітрогену об'єднуються один з одним за допомогою трьох електронних пар і утворюють міцний потрійний зв'язки (три ковалентні зв'язки): $\text{N} \cdot + \cdot \text{N} \rightarrow \text{:N} \equiv \text{N:}$

У природі Нітроген зустрічається як у вільному стані, так і у зв'язаному. У вільному стані Нітроген у вигляді азоту входить до складу повітря (об'ємна частка N_2 становить 78 %, масова — 75,6 %). Оскільки азот з повітря витрачається мало, його запаси в атмосфері залишаються сталими. У вигляді неорганічних сполук Нітроген у невеликих кількостях є в ґрунті. Проте у вигляді складних органічних сполук — білків — він увіходить до складу всіх живих організмів, беручи участь у їх життєдіяльності.

На відміну від Нітрогену Фосфор зустрічається в природі тільки в сполуках. Найважливіші мінерали, до складу яких уходить фосфат кальцію $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$, — це фосфорити і апатити. Найбільше у світі родовище апатитів на Кольському півострові у Хібінських горах.

В Україні родовища фосфоритів зустрічаються у Придністров'ї, на Харківщині, в Чернігівській та Запорізькій областях.

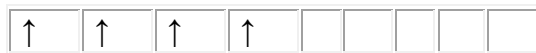
Елемент Фосфор — важлива складова частина організму людини, тварин і рослин. З рослин найбагатші на Фосфор бобові, соняшник і горіхи. В організмі людини Фосфор виявлений в усіх тканинах, особливо у нервовій і кістковій. Він входить до складу деяких ферментів, міститься в зубах, фосфор — життєво важливий елемент для всіх організмів.

Електронні формули Карбону $1s^2 2s^2 2p^2$ і Силіцію $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^2$ показують, що в їхніх атомах на зовнішньому електронному шарі міститься по 4 електрони. Вони розміщені на орбіталях у такий спосіб: $_{6}\text{C } n = 2$

Зверніть увагу: в атомах Карбону і Силіцію на зовнішньому електронному шарі є вільна *p*-орбіталь. Тому один *s*-електрон зовнішнього шару під час збудження атома може переходити на цю *p*-орбіталь (збуджений стан атома): $_{6}\text{C}^* \quad n = 2$



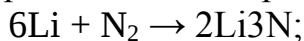
$_{14}\text{Si}^* \quad n = 3$



Згідно з такою електронною будовою атомів елементи Карбон і Силіцій виявляють у сполуках ступінь окиснення -4, +2, +4.

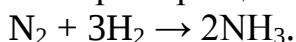
За хімічною активністю азот менш активний, ніж фосфор. Це пояснюється наявністю потрійного зв'язку в його молекулі. Азот і фосфор мають такі хімічні властивості:

1) реагують із багатьма металами при нагріванні, утворюючи відповідно нітриди і фосфіди. Лише з літієм азот реагує за звичайної температури, утворюючи ліній нітрид (Li_3N):



2) реагують із неметалами.

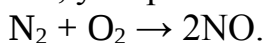
З воднем азот взаємодіє при нагріванні, високому тиску і в присутності каталізатора. При цьому утворюється аміак NH_3 :



Фосфор із воднем практично не взаємодіє.

У реакціях із металами і воднем азот і фосфор виступають як окисники.

З киснем азот сполучається за температури електричної дуги, понад 2000°C , утворюючи нітроген (II) оксид NO :



Фосфор під час горіння в кисні утворює фосфор(V) оксид P_2O_5 . А під час повільного окиснення утворюється фосфор(III) оксид P_2O_3 .

ТЕМА: Порівняльна характеристика, властивості та використання елементів I-III груп

МЕТА: надати порівняльну характеристику елементам I-III груп, охарактеризувати властивості і застосування

СТУДЕНТ ПОВИНЕН ЗНАТИ:

- ❖ будову атомів металічних елементів I-III груп
- ❖ загальні властивості металів I-III груп та їх сполук.

СТУДЕНТ ПОВИНЕН ВМІТИ:

- ❖ складати рівняння реакцій, які характеризують властивості металів I-III груп;
- ❖ визначати поняття окисник, відновник.

Загальна характеристика

Будова атомів лужних металів

Атоми лужних металів мають на зовнішньому електронному рівні по одному електрону. Електрон перебуває у віддаленні від ядра, і атоми легко віддають його. У результаті утворюються однозарядні позитивні йони, які мають стійку електронну структуру відповідного інертного газу ($\text{Li}^+ - \text{He}$; $\text{Na}^+ - \text{Ne}$).

Здатність легко віддавати зовнішні електрони характеризує лужні елементи як найбільш типових представників металічних елементів: металічні властивості в лужних металів виражені дуже сильно.

Фізичні властивості лужних металів

Лужні метали - сріблясто-білі речовини, крім цезію, у якого золотаве забарвлення. На свіжому повітрі s-метали у розрізі мають блискучу поверхню, але при контакті з киснем повітря дуже швидко тускніє, тому їх зберігають під шаром гасу. Більшість складних сполук лужних металів безбарвні, оскільки електронна оболонка Me^+ (оболонка інертного газу) є дуже стійкою, а йони не деформані (якщо йони не деформовані, то сполука безбарвна).

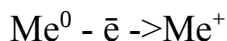
Фізичні властивості лужних металів змінюються досить закономірно залежно від положення у періодичній системі елементів, будови атома і структури кристалічної

Температури плавлення і кипіння для металів ІА-підгрупи низькі, вони зменшуються по групі згори униз, а густини, навпаки, збільшуються. Це пояснюється так. Валентні електрони надзвичайно тонким шаром розподіляються по позитивно заряджених йонах s-металів, параметри кристалічних комірок зростають (завдяки збільшенню радіусів атомів) із зростанням порядкового номера, що призводить до послаблення хімічних зв'язків. Це й зумовлює зменшення температур плавлення. Однак поряд із зростанням радіусів збільшується й маса атомів. У калію відбувається різке збільшення радіуса порівняно з натрієм (за рахунок появи d-підрівня), тому вплив об'єму переважає над впливом маси, що приводить до зниження густини порівняно з натрієм.

Лужні метали дуже м'які, пластичні, легко ріжуться ножом, тому їх неможливо використовувати як конструкційні матеріали, але літій і натрій застосовуються у сплавах з іншими металами.

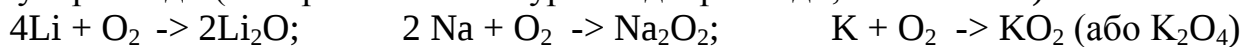
Хімічні властивості лужних металів

У хімічних реакціях атоми лужних металів виявляють сильні відновні властивості, вони легко втрачають валентні електрони, перетворюючись на позитивно заряджені йони - катіони:



Лужні метали належать до найбільш хімічно активних елементів. Їх активність зростає в групі зверху вниз.

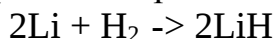
З киснем тільки літій окиснюється до оксиду, решта лужних металів дає пероксиди (в яких ступінь окиснення Оксигену дорівнює -1) чи супероксиди (в старій номенклатурі - надпероксиди, в яких $O^{-1/2}$)



Доречно згадати, що оксиди калію та натрію можуть бути одержані тільки при нагріванні суміші пероксиду з надлишком металу при повній відсутності кисню:



З воднем лужні метали утворюють гідриди:



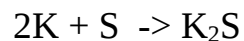
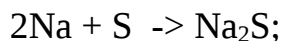
з азотом - нітриди; при кімнатній температурі у реакцію вступає літій, решта лужних металів - при нагріванні



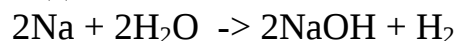
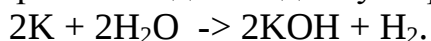
з галогенами – галіти:



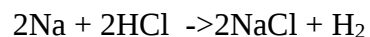
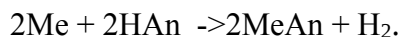
з сіркою та її аналогами (Se, Te) у розплавленому стані чи при нагріванні – халькогеніди



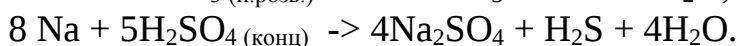
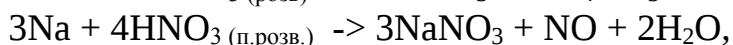
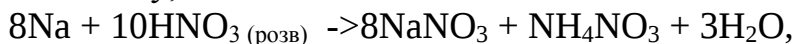
При взаємодії з водою утворюються луги і водень:



Взаємодія з кислотами (розведена сірчана H_2SO_4 , галогеноводневі HF , HCl , HBr , HI , фосфорна H_3PO_4 та інші слабкі кислоти), в яких окисником завжди є йон Гідрогену H^+ (чи, точніше, гідроксоній-катіон H_3O^+) супроводжується виділенням водню та утворенням солі і проходить за загальною схемою:



Взаємодія з окиснювальними кислотами (азотна HNO_3 , концентрована сірчана H_2SO_4 та ін), окиснювальна здатність яких зумовлюється не наявністю йона Гідрогену, а властивостями недисоційованих молекул самих кислот чи їх кислотних залишків - аніонів. Особливість дії цих кислот полягає в тому, що вони окиснюють метал без виділення водню:



Поширення в природі

Натрій і Калій – дуже поширені в природі. Вміст кожного із них в земній корі становить 2,5%. У вільному стані не зустрічаються через високу активність.

Натрій входить до складу багатьох мінералів (NaCl – кам'яна сіль, NaNO_3 – чилійська селітра, $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ – глауберова сіль, Na_2CO_3 – сода). Калій входить до складу сильвініту – $\text{KCl} \cdot \text{NaCl}$, карналіту - $\text{KCl} \cdot \text{MgCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ та інші. Також присутній у золі деяких рослин у вигляді карбонату Калію (поташу). Калій входить до складу майже всіх рослин.

Застосування

Натрій і Калій використовують для отримання амідів та пероксидів, а сплави Натрію та Калію – в якості теплоносія у ядерних реакторах. Також Натрій використовують в органічному синтезі.

Лужноземельні метали - хімічні елементи 2-ї групи головної підгрупи, крім берилію і магнію: кальцій, стронцій, барій і радій. Відносяться до 2-ї групи елементів за новою класифікацією ІЮПАК. Названі так тому, що їх

оксиди - "землі" (за термінологією алхіміків) - повідомляють воді лужну реакцію. Солі лужноземельних металів, крім радію, широко поширені в природі у вигляді мінералів.

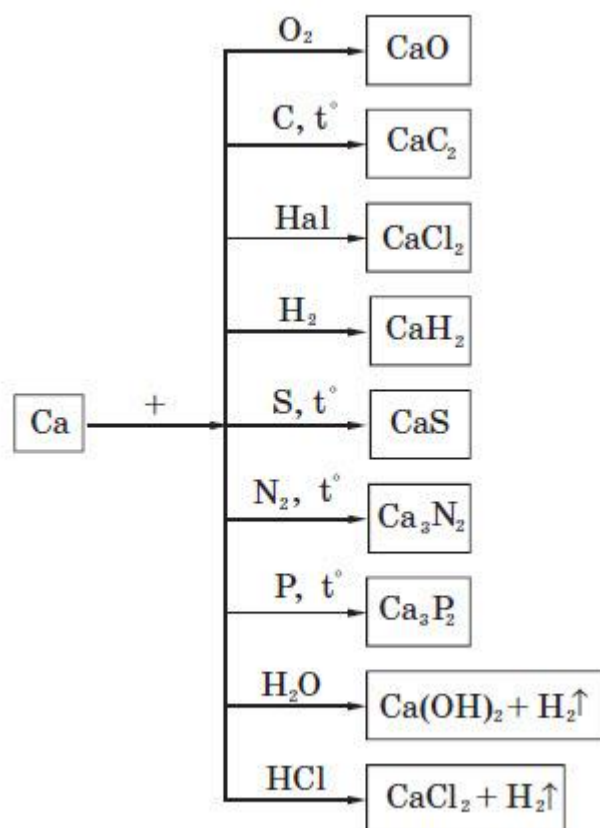
Фізичні властивості

Всі лужноземельні метали - сірі, тверді при кімнатній температурі речовини. На відміну від лужних металів, вони істотно більш тверді, і ножем переважно не ріжуться (виняток - стронцій). Щільність лужноземельних металів з порядковим номером росте, хоча явно зростання спостерігається тільки починаючи з кальцію, який найлегший з них ($\rho = 1,55 \text{ г / см}^3$), найважчий - радій, щільність якого приблизно дорівнює щільності заліза.

Хімічні властивості

Лужноземельні метали мають електронну конфігурацію зовнішнього енергетичного рівня ns , і є s-елементами, поряд з лужними металами. Маючи два валентних електрона, лужноземельні метали легко їх віддають, і у всіх з'єднаннях мають ступінь окислення +2 (дуже рідко +1).

Хімічна активність лужноземельних металів зростає зі зростанням порядкового номеру. Берилій в компактному вигляді не реагує ні з киснем, ні з галогенами навіть при температурі червоного розжарювання (до 600 С, для реакції з киснем та іншими халькогенами потрібна ще більш висока температура, фтор - виняток). Магній захищений оксидною плівкою при кімнатній температурі і більш високих (до 650 С) температурах і не окислюється далі. Кальцій повільно окислюється і при кімнатній температурі вглиб (в присутності водяної пари), і згорає при невеликому нагріванні в кисні, але стійкий у сухому повітрі при кімнатній температурі. Стронцій, барій і радій швидко окислюються на повітрі, даючи суміш оксидів і нітридів, тому їх, так само і як лужні метали (і кальцій) зберігають під шаром гасу.



Знаходження в природі

Всі лужноземельні метали є (в різних кількостях) в природі. Зважаючи на свою високу хімічну активність всі вони у вільному стані не зустрічаються. Найпоширенішим лужноземельних металів є кальцій, кількість якого дорівнює 3,38% (від маси земної кори).

Найважливіші природні сполуки Кальцію:

- а) вапняк, мармур, крейда ($CaCO_3$);
- б) гіпс ($CaSO_4 \cdot 2H_2O$);
- в) фосфорит і апатит ($Ca_3(PO_4)_2$);
- г) доломіт ($CaCO_3 \cdot MgCO_3$).

Трохи йому поступаєтьсся магній, кількість якого дорівнює 2,35% (від маси земної кори). Поширені в природі також барій і стронцій, яких відповідно 0,05 і 0,034% від маси земної кори. Берилій є рідкісним елементом, кількість якого складає $6 \cdot 10^{-4}\%$ від маси земної кори. Що стосується радію, який радіоактивний, то це найрідкісніший з усіх лужноземельних металів, але він у невеликій кількості завжди міститься в уранових рудах. Зокрема, він може бути виділений звідти хімічним шляхом. Його зміст дорівнює $1 \cdot 10^{-10}\%$ (від маси земної кори).

Найважливішою сполукою Кальцію є його карбонат $CaCO_3$. Він являє собою основну складову частину вапняку, мармуру, крейди, а також входить до складу доломіту ($MgCO_3 \cdot CaCO_3$). Кальцій карбонат використовують у виробництві цементу, сталі, скла. Кальцій та кальцій карбід застосовують в органічній хімії. А ще Кальцій відіграє дуже важливу роль у біохімічних процесах, які протікають у живих організмах.

Магній застосовується для одержання легких сплавів, як відновник рідкісних металів і деяких неметалів (Si).

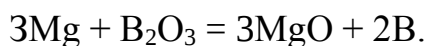
До елементів головної підгрупи **III групи** належать Бор В, Алюміній Al, Галій Ga, Індій In, Талій Tl.

У цій підгрупі зверху вниз нарастають металічні властивості елементів, однак ці елементи ще мають досить високу електронегативність і тому не утворюють гідрогеновмісних сполук сольової природи. Посилення металічних властивостей із зростанням протонного числа елементів виявляється у властивостях їхніх оксидів і гідроксидів. Так, оксид бору має кислотний характер і є ангідридом боратної кислоти, оксиди і гідроксиди алюмінію, галію й індію — амфотерні, оксид і гідроксид талію(III) мають основний характер.

Бор. Добування і властивості

Загальний вміст Бору у земній корі становить $3 \cdot 10^{-4}$ %. У вільному стані Бор не трапляється. Здебільшого він перебуває у вигляді кальцієвих і магнієвих солей поліборатних кислот $(B_2O_3)_n \cdot (H_2O)_m$ а також бури $Na_2B_4O_7 \cdot 10H_2O$. Бор у вигляді ортоборатної кислоти виявлено у воді деяких гарячих джерел. Бор входить до складу рослинних і тваринних організмів, він належить до мікроелементів, наявність яких у ґрунті сприяє підвищенню врожайності деяких культур.

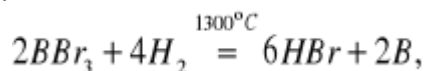
Природний Бор складається з двох стабільних нуклідів: ^{11}B (80 %) та ^{10}B (20 %). Технічний бор добувають магнійтермічним відновленням борного ангідриду B_2O_3 :



Продуктом реакції є аморфний бор.

Бор можна добути також електролітичним відновленням розплаву суміші боратів і фтороборатів лужних металів.

Чистий кристалічний бор добувають відновленням галогенідів бору воднем (на танталовій дротині):



а також термічним розкладанням B_2H_6 і BI_3 .

Бор існує в аморфній (коричневій) і кристалічній (чорній) формах. Температура плавлення бору досягає 2075, температура кипіння — 3700 °С, густина — 2,34 г/см³.

У сполуках Бор може мати координаційні числа 3 і 4.

Донорно-акцепторною взаємодією зумовлено утворення міцного комплексного тетрафтороборат-іона $[BF_4]^-$, який має тетраедричну структуру, а також наявність великої кількості неорганічних полімерів, до складу яких входить Бор.

З воднем бор безпосередньо не взаємодіє. Тому борани добувають непрямыми способами. Під дією хлоридної кислоти на Mg_3B_2 утворюється

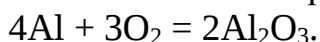
суміш боранів. Найпростіший із них — диборан B_2H_6 ; B_3H_8 , B_4H_{10} є газами, B_5H_9 , B_6H_{10} — рідини, $B_{10}H_{14}$ — тверда речовина.

Алюміній. Добування і властивості

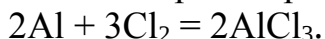
Алюміній по поширеності займає третє місце серед інших елементів. Масова частка Алюмінію в земній корі становить 8,5 %. У природі він зустрічається тільки у вигляді сполук. Він входить до складу алюмосилікатів, до яких належать: глини, слюди, польові шпати, зокрема каолін. Промислово важливою алюмінієвою рудою є боксит $Al_2O_3 \cdot nH_2O$. Алюміній входить до складу мінералу корунду, який є кристалічним алюміній оксидом Al_2O_3 . Різні домішки здатні надавати корундові різних кольорів. зеленого, жовтого, жовтогарячого, фіолетового та інших кольорів й відтінків. Його синій різновид називають сапфіром, а червоний — рубіном. І рубіни, і сапфіри є коштовними каменями.

Проста речовина алюміній — блискучий сріблясто-білий метал. Він має високу здатність відбивати світлові та теплові промені, а також високі тепло- та електропровідність. Температура плавлення алюмінію $660^\circ C$. Це досить легкий і пластичний метал. З нього можна виробляти тонкий дріт і фольгу.

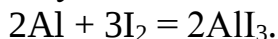
Хімічно алюміній дуже активний. На повітрі він швидко окиснюється і вкривається тонкою плівкою алюміній оксиду. Оксидна плівка є досить міцною й зумовлює корозійну стійкість алюмінію. При нагріванні на повітрі чи в кисні алюміній згоряє, утворюючи також алюміній оксид:



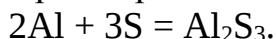
Алюміній активно реагує з іншими неметалами. За звичайних умов він взаємодіє з хлором і бромом, утворюючи солі, наприклад, алюміній хлорид:



Реакція алюмінію з йодом відбувається, якщо до суміші алюмінієвого порошку з йодом додати кілька крапель води, яка виконує роль каталізатора:



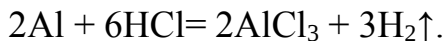
При нагріванні алюміній реагує з сіркою, азотом, вуглецем, наприклад:



У звичайному стані алюміній покритий захисною оксидною плівкою і є стійким до дії води навіть при нагріванні. Якщо плівка алюміній оксиду буде зруйнована, то алюміній буде активно реагувати з водою з виділенням газуватого водню:

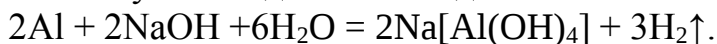


Алюміній реагує з розчинами кислот з утворенням солей і водню, наприклад:

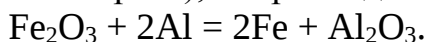


Концентровані сульфатна і нітратна кислоти пасивують алюміній, тобто збільшують міцність оксидної плівки. Таким чином, алюміній з ними не реагує.

Оксидна плівка легко розчиняється в лугах і алюміній реагує з розчинами лугів з виділенням водню:



Алюміній відновлює метали з їхніх оксидів при нагріванні (алюмінотермія), наприклад:



Алюміній добувають шляхом електролізу глинозему розчиненого в розплавленому кріоліті $\text{Na}_3[\text{AlF}_6]$.

Широке застосування алюмінію зумовлене його властивостями. Поєднання легкості з достатньо високою електропровідністю дозволяє застосовувати алюміній як провідник електричного струму. Алюміній і його сплави використовують практично у всіх галузях сучасної техніки: в авіаційній й автомобільній промисловості, залізничному і водному транспорті, машинобудуванні тощо. Завдяки високій корозійній стійкості алюміній широко застосовують при виготовленні апаратури для виробництва харчових продуктів та деяких хімічних речовин. З полірованого алюмінію виготовляють дзеркала та поверхні нагрівальних і освітлювальних рефлекторів. Алюміній використовують як розкисник сталей та інших сплавів. Ним відновлюють метали з їхніх оксидів.

Елементи підгрупи Галію

У підгрупу Галію входять елементи Галій Ga, Індій In і Талій Tl. Усі ці три метали мало поширені в природі і належать до рідкісних. Вміст їх у земній корі становить: Ga - $1,5 \cdot 10^{-3}$, In - 10^{-5} , Tl - $3 \cdot 10^{-4}$ %. Ні Галій, ні Індій не утворюють своїх власних мінералів. Виявлено мінерал Талію лорандит TlAsS_2 . Галій, Індій і Талій трапляються як домішки різних руд (наприклад, цинкової, сульфідної). Природні Галій, Індій і Талій складаються з нуклідів:

ТЕМА: Елементи – метали IV- VIII груп. Загальна характеристика, поширення у природі, застосування

МЕТА: надати загальну характеристику, охарактеризувати поширення у природі і застосування хімічних речовин

СТУДЕНТ ПОВИНЕН ЗНАТИ:

- ❖ загальні властивості металів, їх оксидів і гідроксидів;
- ❖ поширення в природі та застосування;
- ❖ визначати поняття окисник, відновник.

СТУДЕНТ ПОВИНЕН ВМІТИ:

- ❖ складати рівняння реакцій, які характеризують властивості найважливіших металів;
- ❖ визначати поняття окисник, відновник.

ЛІТЕРАТУРА: Л3[47-114] Л4[31-49] Л6[28-63] Л7[47-75] Л11[23-30] Л12[41-74]

Загальна характеристика

В періодичній системі d-елементи розташовані між s- і p-елементами, всі вони є металами, і тому одержали назву перехідних металів. У атомів d-елементів добудовується передзовнішня d-орбіталь, тому 3, 4, 5, 6 період містять по 10 d-елементів. При утворенні хімічних зв'язків d-елементи можуть віддавати не тільки s-електрони зовнішнього рівня, але і d-електрони передзовнішнього рівня. У d-елементів валентними є енергетично близькі дев'ять орбіталей - одна ns-орбіталь, три np-орбіталі та п'ять (n-1)d-орбіталей, - тому елементи можуть проявляти різні ступені окиснення. Майже для всіх d-елементів, зокрема, можлива ступінь окиснення +2 - по числу зовнішніх електронів. Вищий ступінь окиснення більшості елементів відповідає номеру групи, в якій вони знаходяться (за винятком елементів і групи: існують Cu^{2+} , Ag^{2+} ; Au^{3+}), тобто із збільшенням порядкового номера максимальна можлива ступінь окиснення елементів одного й того ж періоду зростає від iii групи до першого елементу viii групи, а потім зменшується. На відміну від підгруп p-елементів в підгрупах d-елементів із збільшенням порядкового номеру елементу значення стійкого ступеня окиснення зростає. Подібна будова електронних оболонок атомів d-елементів визначає ряд їх спільних властивостей. Прості речовини, утворені перехідними елементами, є металами (число валентних електронів в їх атомах значно менше числа орбіталей).

Хімія ізоелектронних сполук d-елементів дуже схожа. Тому елементи різних періодів з аналогічною електронною структурою d-оболонки утворюють побічні підгрупи періодичної системи. На відміну від s- та p-елементів, в межах однієї групи основні властивості сполук d-елементів із зростанням атомного радіусу практично не змінюються. У межах одного періоду із зростанням атомного радіусу помітно зменшується основний характер оксидів та гідроксидів вищих ступенів окиснення. Вищі оксиди елементів V-VIII груп проявляють кислотні властивості. Із зростанням ступеня окиснення атома одного й того самого елементу посилюються кислотні властивості його сполук. Тому оксиди нижчої ступені окиснення проявляють основні властивості (CrO), середньої - амфотерні (Cr_2O_3), а вищі оксиди матимуть кислотні властивості (CrO_3).

Тільки постійну ступінь окиснення +2 мають елементи побічної підгрупи II групи (у них завершена d-оболонка) та +3 - елементи побічної підгрупи III групи. Всі ж інші перехідні елементи відрізняє численність проявляємих ступенів окиснення, звідки - багатство окисно-відновних взаємодій та широкий спектр кислотно-основних властивостей в сполуках.

Оскільки у перехідних металів є вакансії на d-орбіталі, то вони проявляють виняткову здатність до комплексоутворення. Значна частина сполук перехідних елементів є координаційними. Для координаційних сполук характерно те, що в структурі їх кристалічних ґраток немає окремих молекул даної сполуки. Кожен атом(іон) в таких сполуках оточений певною

кількістю т.зв. Лігандів (атоми, іони чи угруповання атомів). Якщо подібні комплекси (центральний атом і оточуючі його ліганди) при переході сполуки в розчин не руйнуються, то такі координаційні сполуки відносяться до комплексних.

ТЕМА: Предмет та методи аналітичної хімії. Якісний аналіз. Аналітичні реакції, вимоги до них

МЕТА: ознайомитись з методами якісного аналізу

СТУДЕНТ ПОВИНЕН ЗНАТИ:

- ❖ суть класифікації катіонів і аніонів, та реакції їх визначення;
- ❖ методи кількісного аналізу, їх суть, значення в сучасному хімічному аналізі.

СТУДЕНТ ПОВИНЕН ВМІТИ:

- ❖ складати рівняння реакцій обміну, характерних для катіонів і аніонів, у молекулярній та іонній формах;
- ❖ складати рівняння окисно-відновних реакцій, характерних для катіонів і аніонів, у молекулярній та іонній формах.

ЛІТЕРАТУРА: Л1[9-71, 550-576]

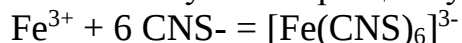
Аналітична хімія - наука, яка розробляє теоретичні основи та методи кількісного аналізу. Практична задача аналітичної хімії - встановлення хімічного складу речовин та їх сумішей. Спочатку встановлюють якісний склад речовини, тобто вирішують питання, із яких елементів, груп елементів чи іонів складається ця речовина, а потім визначають кількісний склад: визначають, в яких кількісних співвідношеннях знайдені складові частини знаходяться в даній речовині.

Задача якісного аналізу - визначення вмісту складових частин досліджуваної речовини. Якісний аналіз, звичайно, йде перед кількісним.

Задачі якісного аналізу можуть бути вирішені за допомогою різних методів: хімічних, фізичних та фізико-хімічних.

У хімічних методах якісного аналізу елемент чи іон, який визначають, переводять у яку-небудь сполуку, що має ті чи інші характерні властивості, на підставі яких можна встановити, що утворилась саме ця сполука. Хімічне перетворення, яке протікає називають аналітичною реакцією, а речовину, яка його викликає - реагентом.

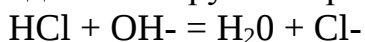
Наприклад для визначення наявності у розчині іонів Fe^{3+} додають сполуку що містить роданід-іон. Червоне забарвлення свідчить про наявності у розчині катіону Fe^{3+} . При цьому відбувається реакція:



Фізичні методи базуються на вимірюванні будь-якого параметра системи, який є функцією складу (спектральний, люмінесцентний аналізи).

Фізико-хімічні методи (колориметричні) - базуються на вимірюванні певних фізичних характеристик в процесі проведення хімічних реакцій.

Наприклад для визначення вмісту хлоридної кислоти у розчині проводять її титрування розчином лугу. При цьому відбувається реакція:



Аналіз тієї чи іншої речовини здійснюють з метою встановлення його якісного або кількісного хімічного складу. Відповідно до цього розрізняють, і так історично склалось, якісний і кількісний аналіз.

Задачі якісного аналізу різноманітні, проте усі вони зводяться до якісного відкриття(виявлення) наступних об'єктів:

- хімічних елементів, які входять до складу аналізуємої речовини; наприклад, методами якісного аналізу знайдемо, що у складі мінералу піриту FeS_2 присутні елементи залізо і сірка;

- простих іонів, які утворюються при розчиненні речовини, що досліджується; наприклад, методами якісного можна встановити, які іони Fe^{2+} чи Fe^{3+} , Hg^{2+} чи Hg_2^{2+} , Br^- чи I^- і т. д. входять до складу речовини;

- складних та комплексних іонів, які утворюють дану речовину; наприклад, CO_3^{2-} , SO_4^{2-} , PO_4^{3-} , $[\text{Zn}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$ та інші;

- молекул і кристалів; наприклад, за формою, розміром і кольором їх можна розрізнити CuSO_4 і $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$, Na_2CO_3 і $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ тощо.

Отже, за допомогою якісного аналізу знаходять, з атомів яких елементів, іонів, груп атомів, в тому числі функціональних груп органічних сполук, і молекул(кристалів) складається аналізуємий об'єкт.

Кількісний аналіз дозволяє встановлювати кількісні(масові або об'ємні) співвідношення між складовими частинами хімічних сполук або сумішей речовин.

При дослідженні складу невідомої речовини якісний аналіз завжди передуює кількісному, оскільки вибір методу кількісного визначення складових аналізуємої речовини залежить від результатів якісного аналізу.

Якісний і кількісний хімічний аналіз об'єднує те, що, по-перше, в основі їх обов'язково лежить так звана аналітична реакція, по-друге, те, що виконання відповідних визначень, як правило, не потребує складних вимірних приладів(інструментів). Приблизно з середини XIX століття завдяки розвитку фізичної хімії, фізики, лабораторного приладобудування(згадаймо хоча б винахід Бунзеном і Кіргофом спектроскопа) набувають все більшого значення фізичні і фізико-хімічні методи аналізу. Перші з них взагалі не використовують аналітичні хімічні реакції, другі - передбачають фізичні методи реєстрації сигналів аналітичної реакції. Часто ці методи об'єднують під назвою «інструментальні методи аналізу». Їх використовують як для якісних, так і кількісних визначень.

Між класичним хімічним аналізом та інструментальними методами аналізу не існує прірви, і поділ є умовним, оскільки перший використовує також деякі вимірні прилади(терези, мірний посуд тощо). Навпаки існує генетичний зв'язок між ними. Так, в основу електровагового методу лежить гравіметрія, кондуктометричне і потенціометричне титрування тісно пов'язане з класичним об'ємним аналізом і т. д.

Аналітичні реакції повинні відповідати в першу чергу таким вимогам:

- чутливість,
- селективність,
- чіткий аналітичний сигнал,
- добра відтворюваність, – простота виконання.

Чутливість кількісно характеризується:

Відкриваємий мінімум – найменша маса речовини яку можна виявити даною реакцією.

Мінімальна концентрація – концентрація при якій ще можна виявити цю речовину.

Граничне розведення – число мілілітрів розчину що містить 1 г виявляємої речовини коли ще можна виявити цю речовину.

Селективність характеризується числом іонів що дають подібний аналітичний ефект.

Специфічна реакція. Це реакція селективність якої дорівнює одиниці.

РЕКОМЕНДОВАНИЙ ПЕРЕЛІК НАВЧАЛЬНОЇ ЛІТЕРАТУРИ

1. Алексеев В.Н. Качественный анализ – М.: Госхимиздат, 1954-[Л1]
2. Буринська Н.М. Хімія: методи розв'язування задач – К.: Либідь, 1997-[Л2]
3. Глинка Н.Л. Общая химия – Л.: Химия, 1984-[Л3]
4. Глинка Н.Л. Задачи и упражнения по общей химии - Л.: Химия, 1987-[Л13]
5. Гордієнко В.І. Теоретичні основи загальної хімії – Х.: Основа, 2001-[Л4]
6. Домбровський А.В., Найдан В.М. Органічна хімія – К.: Вища школа, 1992-[Л5]
7. Кириченко В.І. Загальна хімія: Навч. Посібник – К.: Вища школа, 2005-[Л]
8. Рейтер Л.Г. та ін. Теоретичні розділи загальної хімії-К.: Каравела, 2003-[Л6]
9. Сухан В.В. та ін. Хімія. Посібник для вступників до вузів – К.: Либідь, 1993-[Л7]
10. Цветкова Л.Б. Загальна хімія: теорія і задачі: Навчальний посібник. Ч.1.- Львів: «Магнолія-2006», 2007.- [Л6]
11. Хомченко Г.П. Хімія для вступників до вузів. Навч. посібник – К.: Вища школа, 1991-[Л8]
12. Хомченко Г.П., Хомченко І.Г. Задачі з хімії для вступників до вузів. Навч. посібник – К.: Вища школа, 1991-[Л9]
13. Хомченко І.Г. Загальна хімія – К.: вища школа, 1993-[Л10]
14. Хомченко І.Г. Збірник задач і вправ з хімії – К.: Вища школа, 1993-[Л11]
15. Хомченко Г.П. Пособие по химии для поступающих в вузы – М.: Новая волна, 1999-[Л12]

