

Міністерство освіти і науки України
Мукачівський державний університет
Кафедра інженерії, технологій та професійної освіти



Хімія з основами геохімії

Методичні рекомендації до організації практичних та лабораторних
для підготовки здобувачів першого (бакалаврського) рівня вищої освіти
Спеціальність 106 Географія

Факультет економіки, управління та інженерії

Мукачево
МДУ 2024

УДК 54:550.4(072)(075.8)

*Розглянуто та рекомендовано до друку науково-методичною радою
Мукачівського державного університету
протокол № __ від __.02.2024 р.*

*Розглянуто та схвалено на засіданні кафедри інженерії, технологій та
професійної освіти
протокол № 7 від 31 .01. 2024 р.*

Укладач

Молнар-Бабіля Д.І. - доцент кафедри готельно-ресторанної справи Мукачівського державного університету, к. х. н., доцент

Рецензент

Лужанська Т.Ю. – доцент кафедри туризму та географії Мукачівського державного університету,
к. г. н., доцент

М 54

«Хімія з основами геохімії»: Методичні рекомендації до організації практичних та лабораторних робіт для підготовки здобувачів першого (бакалаврського) рівня вищої освіти Спеціальність 106 Географія / укладач Д.І. Молнар-Бабіля. – Мукачево : МДУ, 2024. - 92с. (1,99д.а.)

Навчально-методичне видання покликане допомогти здобувачам освіти оволодіти теоретичними знаннями та практичними навичками з Хімії з основами геохімії. Методичні рекомендації включають теоретичну та експериментальну частини основних розділів загальної хімії, основ геохімії, а також розглянуто хімічні властивості металів та неметалів. Приведено приклади розв'язання типових завдань та завдання для самопідготовки, в тому числі розрахункові задачі

ЗМІСТ

ПЕРЕДМОВА.....	5
ПРАВИЛА ТЕХНІКИ БЕЗПЕКИ ПРИ ВИКОНАННІ ЛАБОРАТОРНИХ РОБІТ	6
ПРАВИЛА ПОВОДЖЕННЯ З РЕАКТИВАМИ ТА ОБЛАДНАННЯМ	7
ПРАВИЛА ВИКОНАННЯ РОБІТ В ХІМІЧНІЙ ЛАБОРАТОРІЇ ТА ОФОРМЛЕННЯ ЇХ РЕЗУЛЬТАТІВ	8
ОСНОВНІ КЛАСИ НЕОРГАНІЧНИХС ПОЛУК.....	9
ОСНОВНІ ПОНЯТТЯ І ЗАКОНИ ХІМІЇ. СТЕХІОМЕТРИЧНІ РОЗРАХУНКИ	15
БУДОВА АТОМА. ПЕРІОДИЧНИЙ ЗАКОН ТА ПЕРІОДИЧНА СИСТЕМА ХІМІЧНИХ ЕЛЕМЕНТІВ Д.І.МЕНДЕЛЄЄВА. ХІМІЧНИЙ ЗВ'ЯЗОК	23
РОЗЧИНИ. СПОСОБИ ВИРАЖЕННЯ КІЛЬКІСНОГО СКЛАДУ РОЗЧИНІВ	35
ТЕОРІЯ ЕЛЕКТРОЛІТИЧНОЇ ДИСОЦІАЦІЇ. РЕАКЦІЇ В РОЗЧИНАХ ЕЛЕКТРОЛІТІВ.....	41
ОСНОВИ ЕЛЕКТРОХІМІЇ. ОКИСНО-ВІДНОВНІ РЕАКЦІЇ.....	50
ОСНОВИ ГЕОХІМІЇ. ГЕОХІМІЧНІ КЛАСИФІКАЦІЇ ЕЛЕМЕНТІВ. РОЗПОВСЮДЖЕННЯ ХІМІЧНИХ ЕЛЕМЕНТІВ У ЗЕМНІЙ КОРИ.....	57
КЛАРКИ ЗЕМНОЇ КОРИ.....	60
ХІМІЧНІ ВЛАСТИВОСТІ НЕМЕТАЛІВ ЕЛЕМЕНТИ IV-A ТА VI-A ГРУПИ. КАРБОН І СИЛІЦІЙ.СУЛЬФУР	63
ХІМІЧНІ ВЛАСТИВОСТІ МЕТАЛІВ	67
ПЕРЕЛІК ПИТАНЬ, ЩО ВІНОСЯТЬСЯ НА ПРОМІЖНИЙ ТА	

ПДСУМКОВИЙ КОНТРОЛЬ	72
СПИСОК ВИКОРИСТАНИХ ДЖЕРЕЛ.....	75

ПЕРЕДМОВА

Навчально-методичне видання «Хімія з основами геохімії» складено для здобувачів першого рівня вищої освіти, які навчаються за освітньо-професійною програмою «Географія» першого (бакалаврського) рівня вищої освіти. Метою даного курсу є опанування студентами основ загальної, неорганічної та основ геохімії, набуття вмінь використовувати отримані теоретичні знання для осмислення важливих хімічних процесів, що відбуваються в природі, визначення зв'язку між імією, геохімією та ландшафтом, набуття базової хімічної підготовки для наступного вивчення спецдисциплін у галузі географії.

У виданні розглянуто основні розділи загальної хімії, зокрема «Основні класи неорганічних сполук», «Основні поняття і закони хімії. Стехіометричні розрахунки», «Будова атома. Періодичний закон та періодична система хімічних елементів Д.І. Менделєєва. Хімічний зв'язок», «Розчини. Способи вираження кількісного складу розчинів», «Теорія електролітичної дисоціації. Реакції в розчинах електролітів», «Основи електрохімії. Окисно-відновні реакції». А також включає основи геохімії та основні хімічні властивості неметалів та металів.

Видання містить правила з техніки безпеки у хімічній лабораторії, правила поводження з реактивами та обладнанням та правила виконання робіт та оформлення їх результатів, містить теоретичний матеріал, який передусє експериментальній частині, значно поглиблює знання студентів з проблеми, що вивчається. У деяких випадках такий матеріал студентам складно знайти самостійно. Для перевірки рівня засвоєння матеріалу в кожній темі є тестові завдання.

Навчальне видання містить приклади виконання типових завдань та завдання для самопідготовки. Особливістю цих завдань є те, що студент для їх виконання має самостійно опрацювати як хімічну та геохімічну літературу, так і літературу із суміжних галузей знань – геології, географії, аналітичної хімії. Це посилює між предметні зв'язки, забезпечує більш глибоке осмислення матеріалу.

Оцінювання студентів на лабораторних заняттях здійснюється за вимогами кредитно-модульної системи. Загальна кількість набраних рейтингових балів за всі форми звітності є допуском до заліку з дисципліни.

ПРАВИЛА ТЕХНІКИ БЕЗПЕКИ ПРИ ВИКОНАННІ ЛАБОРАТОРНИХ РОБІТ

! Всі досліди з отруйними, леткими, легкозаймистими речовинами і речовинами із специфічним запахом проводять у витяжній шафі.

! Забороняється нюхати гази, що виділяються, близько нахилившись до посудини. При необхідності газ нюхають обережно, злегка направляючи рукою потік повітря від посудини до себе.

! Забороняється залишати без догляду працююче електричне та газове обладнання.

! При наливанні рідин, а також при підігріванні посудини з рідиною забороняється нахилитися над нею або спрямовувати її отвір на інших людей, щоб уникнути попадання крапель рідини на обличчя або одяг. Якщо на обличчя або руки потрапляють краплі рідини, потрібно негайно змити їх водою і витерти ганчіркою. Краплі концентрованої кислоти необхідно змити великою кількістю води, після чого промити ушкоджені місця слабким розчином соди. Луг потрібно змивати водою доти, доки шкіра, на яку він потрапив, не перестане бути слизькою.

! У разі загоряння в лабораторії користуються вогнегасником. Для гасіння бензину, спирту або ефіру слід користуватись піском, засипаючи ним полум'я. У випадку термічного опіку (полум'ям пальника або гарячими предметами) обпалене місце потрібно змочити міцним розчином перманганату калію так, щоб шкіра стала бурюю, або прикласти вату, змочену рідиною від опіків. При сильних опіках необхідно негайно звернутися до лікаря.

! У хімічній лабораторії категорично забороняється приймати їжу, палити, пробувати будь-що на смак, влаштовувати гармидер.

! Після закінчення роботи у лабораторії необхідно упевнитись, що газове, нагрівальне, вимірювальне чи інше електричне обладнання вимкнено.

ПРАВИЛА ПОВОДЖЕННЯ З РЕАКТИВАМИ ТА ОБЛАДНАННЯМ

! Розчини та сухі реактиви необхідно зберігати у скляному посуді (склянках, банках), закритому скляними (притертими), гумовими або корковими пробками. Всі склянки з реактивами необхідно тримати закритими і відкривати їх тільки на час використання. Закриваючи склянки, не можна плутати корки, інакше реактиви забруднюються і стають непридатними для використання.

! На всіх склянках з реактивами завжди повинні бути етикетки з назвою речовини або хімічною формулою. Для розчинів повинна бути зазначена їх концентрація. Реактиви у склянках без етикеток підлягають вилученню і знищенню.

! Не дозволяється переносити реактиви загального користування на свої робочі місця.

! Якщо немає вказівки щодо дозування реактивів, потрібно брати їх для роботи у найменшій кількості, а саме: сухої речовини – у кількості, що закриває дно пробірки, а розчину не більше 1–2 мл. Залишки реактивів не можна висипати або виливати назад у посуд, з якого їх було взято. Після використання реактиву банку чи склянку необхідно одразу закрити пробкою і поставити на місце.

! Сухі реактиви потрібно брати чистими і сухими роговими, фарфоровими, металевими ложками або лопатками (шпателями); після використання необхідно їх ретельно витерти (краще фільтрувальним папером).

! Наливаючи рідину із склянки, останню потрібно тримати етикеткою догори, щоб краплі реактиву у разі стикання по склянці не могли потрапити на етикетку і попсувати її. Практично під час відбору рідкого реактиву склянку необхідно брати етикеткою в долоню, останню краплину рідини знімати об край посудини, у яку наливають реактив. Під час користування піпеткою її потрібно ретельно вимити перед тим, як взяти реактив з іншої склянки.

! При розбавленні концентрованої кислоти (особливо сульфатної) її потрібно вливати у воду, а не навпаки.

! Залишки розчинів, що містять отруйні речовини, не дозволяється виливати в каналізацію; їх необхідно зливати у спеціальні склянки.

ПРАВИЛА ВИКОНАННЯ РОБІТ В ХІМІЧНІЙ ЛАБОРАТОРІЇ ТА ОФОРМЛЕННЯ ЇХ РЕЗУЛЬТАТІВ

Під час проведення лабораторних робіт необхідно дотримуватися всіх заходів безпеки, наведених у спеціальній інструкції та методичних вказівках.

До початку занять необхідно ознайомитися з темою заняття за методичними вказівками, підручниками та конспектом лекцій. Перед виконанням лабораторної роботи слід уважно прочитати її опис, з'ясувати незрозумілі питання у викладача, підготувати все необхідне для проведення практичних робіт, і тільки після цього приступати до їх виконання.

Під час виконання робіт у хімічній лабораторії необхідно використовувати спеціальний одяг – лабораторний халат. На робочому місці необхідно підтримувати чистоту та порядок, не дозволяється захащувати його непотрібними предметами.

Для виконання кожної лабораторної роботи до її початку в лабораторному журналі записується її назва, дата виконання, опис експериментальної частини, наводяться малюнки та схеми необхідного обладнання. Під час виконання лабораторної роботи до цього додаються спостереження, відповідні рівняння реакцій, необхідні розрахунки і висновки. Лабораторна робота вважається виконаною тільки після її захисту перед викладачем в індивідуальному порядку.

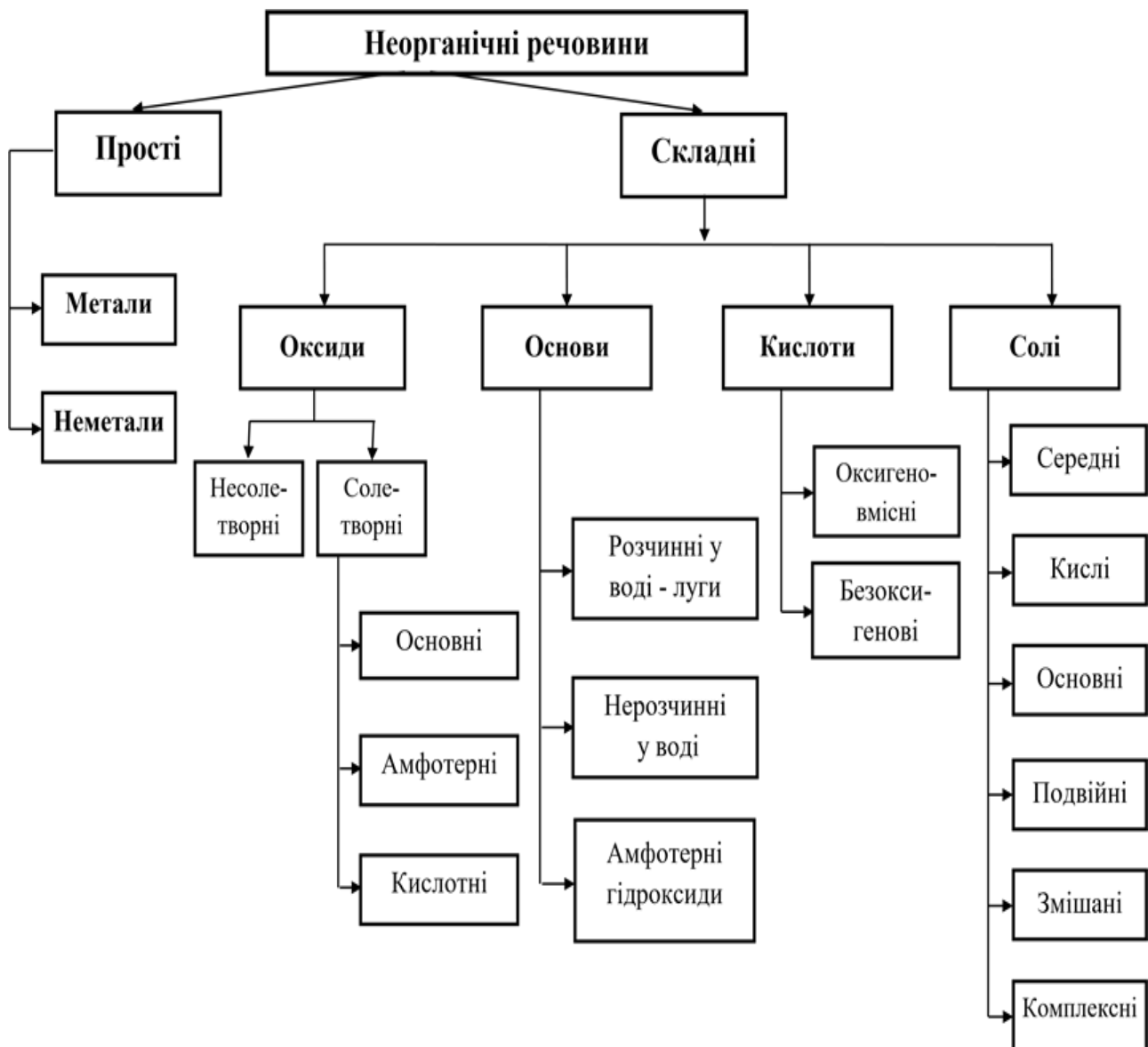
Методичні вказівки, підручники та лабораторний журнал під час виконання роботи слід оберігати від попадання на них розчинів кислот, лугів, солей тощо. Забороняється ставити склянки з реактивами на книжки та журнали.

ОСНОВНІ КЛАСИ НЕОРГАНІЧНИХ СПОЛУК

Практичне заняття 1

Теоретична частина

Найважливішими класами неорганічних сполук за функціональними ознаками є оксиди, основи, кислоти та солі:



Завдання для самопідготовки

1. Які з наведених речовин належать до оксидів: Na_2O_2 , K_2O , K_2O_4 , N_2O_4 , Fe_3O_4 , Cr_2O_3 , CrO_5 , HOCl , SO_3 ?
2. Визначити характер оксидів Cl_2O , TiO_2 , MgO , Sc_2O_3 , N_2O , WO_3 , B_2O_3 , Cs_2O , SeO_2 , Nb_2O_5 , ZnO , CdO , Tl_2O_3 , FeO , SnO_2 , P_2O_5 , BeO , Sb_2O_3 , Bi_2O_5 , PbO . Дайте назви оксидів.
3. Які оксиди називають амфотерними? З наведених нижче сполук виділіть амфотерні оксиди і назвіть їх за систематичною номенклатурою: CuO , Al_2O_3 , SiO_2 , ZnO , SnO , TiO_2 , Cr_2O_3 , FeO .
4. З перелічених сполук виберіть основи (а), кислоти (б), луги (в) і назвіть їх: HCHO , H_4SiO_4 , $\text{Cr}(\text{OH})_3$, $\text{Ba}(\text{OH})_2$, HMnO_4 , $\text{Cu}(\text{OH})\text{Cl}$, HCN , $\text{Mg}(\text{OH})_2$, HBrO .
5. Назвати кислоти і записати формули їх ангідридів: HClO_3 , H_2SO_4 , HBrO_4 , H_3BO_3 , $\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7$, CH_3COOH , HNO_3 .
6. Скласти формули середніх і кислих солей, утворених гідроксидом алюмінію та фосфатною кислотою, і назвати їх.
7. Назвати за систематичною номенклатурою такі солі: Na_2CrO_4 , KClO_3 , NaHCO_3 , $(\text{CuOH})_2\text{CO}_3$, $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$, AlPO_4 , $\text{KAl}(\text{SO}_4)_2$.
8. Серед емпіричних формул сполук визначити середні, кислі, основні солі. $\text{BaH}_2\text{P}_2\text{O}_7$, NaH_2PO_2 , CH_3COONa , $(\text{CuOH})_2\text{CO}_3$, LiOH , ZnOHBr , KHF_4 , $\text{Al}_2(\text{HPO}_3)_3$, $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$, Cl_2O , CaOHClO , KMnO_4 , HF , $\text{Be}(\text{OH})_2$, CaHPO_4 , BaHPO_3 , FeOHCl_2 , $\text{Zn}(\text{ClO})_2$, H_2PbO_2 , $\text{Pb}(\text{CH}_3\text{COO})_2$, $\text{Cu}(\text{H}_2\text{PO}_2)_2$, MgS , NiCO_3 , $\text{Zn}(\text{OH})_2$, Fe_2O_3 , $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$, K_2MnO_4 , NaHSiO_3 .
9. З якими з перелічених оксидів реагує сульфатна кислота: сульфур(IV) оксид, купрум (II) оксид, ферум (III) оксид? Напишіть молекулярні рівняння реакцій.
10. Запропонуйте ланцюг перетворень та складіть відповідні рівняння реакцій за такою схемою: метал (Ba) \rightarrow основний оксид \rightarrow луг \rightarrow сіль \rightarrow кислотний оксид \rightarrow кислота.
- 11.3 якими з перелічених оксидів реагує калій гідроксид: сульфур(VI) оксид, купрум(II) оксид, карбон(IV) оксид? Напишіть молекулярні рівняння реакцій.
12. Запропонуйте ланцюг перетворень та складіть відповідні молекулярні рівняння реакцій за такою схемою: неметал \rightarrow кислотний оксид \rightarrow кислота \rightarrow сіль \rightarrow основа \rightarrow основний оксид.

13. Дайте назви наступним сполукам: $Zn(HSO_3)_2$, Ca_3N_2 , NaH_2PO_2 , $MgOHCl$, V_2O_5 , $HgHPO_4$, H_2WO_4 , $Zn_2(OH)_2SiO_3$, Ca_3P_2 , KOH .

14. Наведіть всі можливі способи добування: а) тригідроген тетраоксоарсенату; б) сульфур діоксиду.

15. Написати формулу речовини: хлоридна кислота; сульфатна кислота; тригідроген триоксофосфат; диферум триоксид; ферум (III) оксид; силіцій діоксид; меркурій гідрогентетраоксофосфат; кальцій триоксостанат; натрій гідроген карбонат; бісмут дигідроксид нітрат; дицинк дигідроксид силікат.

В-т	Рівняння		
1	$ZnO + NaOH \rightarrow$;	$Ca(OH)_2 + NO_2$	$KOH + H_2SO_4 \rightarrow$.
2	$ZnO + KOH \rightarrow$;	$P_2O_5 + H_2O \rightarrow$;	$FeCl_2 + NaOH \rightarrow$.
3	$Ca(OH)_2 + CO_2 \rightarrow$.	$CdSO_4 + Na_2S \rightarrow$.	$Al(OH)_3 + HCl \rightarrow$;
4	д) $NaOH + H_2SO_4 \rightarrow$;	$Al(NO_3)_3 + KOH \rightarrow$;	$Zn(OH)_2 + KOH \rightarrow$
5	$SO_3 + H_2O \rightarrow$;	$KOH + Cr(OH)_3 \rightarrow$;	$Bi(NO_3)_3 + KOH \rightarrow$;
6	$Ca(OH)_2 + CO_2 \rightarrow$;	$Al_2O_3 + NaOH \rightarrow$;	$Ca_3(PO_4)_2 + H_2SO_4 \rightarrow$;
7	$Na_2CrO_4 + H_2SO_4 \rightarrow$;	$Bi(NO_3)_3 + KOH \rightarrow$	$Zn(OH)_2 + KOH \rightarrow$;
8	$Al(OH)_3 + NaOH \rightarrow$;	$AgNO_3 + KI \rightarrow$;	$Mn_2O_7 + KOH \rightarrow$;
9	$Cr(OH)_3 + H_2SO_4 \rightarrow$;	$KOH + N_2O_3 \rightarrow$;	$Al_2O_3 + NaOH \rightarrow$;
10	$Ca_3(PO_4)_2 + H_2SO_4 \rightarrow$;	$KOH + Cr(OH)_3 \rightarrow$;	$V_2O_5 + NaOH \rightarrow$;

16. Назвати головний компонент мінералу та вказати до якого класу сполук він належить:

№	Назва мінералу	Формула головного компоненту	Назва мінералу	Форму заголовного компоненту
1	Піролюзит	MnO_2	Галіт	$NaCl$
2	Сидерит	$FeCO_3$	Сильвін	KCl
3	Кальцит, мармур, крейда	$CaCO_3$	Кріоліт	Na_3AlF_6
4	Целестин	$SrSO_4$	Нітронатрит, чилійська селітра	$NaNO_3$
5	Стронціоніт	$SrCO_3$	Бішофіт	$MgCl_2 \cdot 6H_2O$
6	Вітерит	$BaCO_3$	Епсоміт	$MgSO_4 \cdot 7H_2O$
7	Барит (важкий шпат)	$BaSO_4$	Кізерит	$MgSO_4 \cdot H_2O$
8	Сассолін	$B(OH)_3$	Доломіт	$CaMg(CO_3)_2$
9	Боксит	$Al(OH)_3$	Гіпс	$CaSO_4 \cdot 2H_2O$
10	Магнезит	$MgCO_3$	Флюорит	CaF_2

Рекомендована література

Основна:

1. Яцимирський В. К. та ін. Хімія: для ун-тів: повний курс водному томі: підруч. для вищ. навч. закл. / Яцимирський В.К., Павленко В.О., Савченко І.О., Воловенко Ю. М., Сиром'ятніков В.Г. –К.:Ірпінь: Перун,2010. –432с.
2. Неорганічна хімія. Підручник / Яворський В. Т. — Друге видання, доповнене і доопрацьоване. — Львів : Видавництво Львівської політехніки, 2016. —324 с.

Лабораторна робота 1

Одержання та властивості неорганічних сполук, які належать до різних класів

Дослід 1. Одержання та властивості оксидів.

Одержання оксидів безпосередньою взаємодією елемента з киснем.

Шматочок магнієвої стрічки зажати в пінцеті і внести в полум'я спиртівки. Спостерігати реакцію горіння магнію з виділенням великої кількості світла. Написати рівняння реакції, назвати за систематичною номенклатурою сполуки.

Одержання оксидів в реакції розкладу солі.

В суху пробірку помістити невелику кількість малахіту $\text{Cu}_2(\text{OH})_2\text{CO}_3$ і прожарити в полум'ї спиртівки до зміни забарвлення речовини в пробірці. Які спостереження ви бачите? Написати рівняння реакцій, назвати за систематичною номенклатурою сполуки. Тверду речовину, що утворилась зберігати для виконання дослідів 4.1.2.

Добування і властивості кислотних оксидів.

У пробірку вносять шматочок мармуру, наливають 1-2 мл розчину хлоридної кислоти. Пробірку закривають газовідвідною трубкою і досліджують властивості отриманого оксиду. Записати спостереження та скласти відповідні рівняння реакцій.

В одну пробірку налити 3-5 мл дистильованої води, в іншу – вапняної води $\text{Ca}(\text{OH})_2$, в третю – розчин хлоридної кислоти. Отриманий у попередньому досліді *карбон(IV) оксид* барботують у ці три пробірки. Записати спостереження та скласти відповідні рівняння реакцій.

• *Властивості оксидів.*

Насипати в пробірки невелику кількість оксидів кальцію, цинку, купрум(II). Випробувати їх розчинення у воді, кислоті і в лузі. Записати спостереження, рівняння реакцій і зробити висновок про властивості цих оксидів.

Результати дослідів 1.3–1.4 звести у таблицю і зробити висновки про хімічний характер досліджених оксидів.

Оксид	Рівняння реакцій з			Висновок про характер оксиду
	водою	кислотою	лугом	
CuO				
CaO				
CO ₂				
ZnO				

Дослід 2. Одержання гідроксидів

2.1. *Взаємодія солі з лугом.* В пробірку налити 1 мл розчин купрум(II) сульфат. До нього додати надлишок розчину лугу NaOH. Що утворюється? Записати колір осаду та скласти рівняння реакцій, назвати за систематичною номенклатурою сполуки.

Дослід 3. Одержання кислот

3.1. *Взаємодія солі з кислотою.* До розчину натрій силікату додати розчин хлоридної кислоти. Що спостерігається? Визначте природу осаду, напишіть рівняння реакцій, назвіть за систематичною номенклатурою сполуки.

дослід 4. Одержання солей Середні солі.

Реакція між кислотою і основою. До розчину хлоридної кислоти додати розчин натрій гідроксиду. Спостерігати підвищення температури рідини в пробірці. Скласти рівняння реакції, назвати за систематичною номенклатурою сполуки.

Реакція між основою і кислотою. Купрум(II) оксид, який утворився при розкладі малахіту, залити розчином сульфатної кислоти до повного його розчинення. (Для прискорення

реакції можна підігріти). Спостерігати утворення блакитного розчину солі Купруму. Скласти рівняння реакції, назвати за систематичною номенклатурою сполуки.

Основні солі.

Взаємодія солі з основами. До розчину купрум(II) сульфату додати надлишок розчину NaOH. Спостерігати утворення зелено-блакитного осаду основної солі. Скласти рівняння реакцій, назвати речовини.

ОСНОВНІ ПОНЯТТЯ І ЗАКОНИ ХІМІЇ. СТЕХІОМЕТРИЧНІ РОЗРАХУНКИ

Практичне заняття 2

Теоретична частина

Хімія – це наука про склад, будову, властивості та перетворення речовин. Хімічні перетворення називаються *хімічними реакціями*.

Поняття	Визначення
Відносна атомна маса (A_r)	Показує, у скільки разів маса атома елемента $m_a(E)$ більше за 1/12 маси атома Карбону ($m_a(C) = 1,994 \cdot 10^{-23}$ г). $A_r(E) = \frac{m_a(E)}{\frac{1}{12} m_a(C)} = \frac{m_a(E)}{1 \text{ а.о.м.}}$
Атомна одиниця маси (а.о.м.)	$1 \text{ а.о.м.} = 1/12 m(\text{атома } ^{12}\text{C}) = \frac{1}{12} 19,92 \cdot 10^{-27} \text{ кг} = 1,66 \cdot 10^{-27} \text{ кг.}$
Відносна молекулярна маса речовини (M_r)	Показує, у скільки разів маса молекули даної речовини більше за 1/12 маси атома Карбону. Дорівнює сумі відносних атомних мас хімічних елементів, що входять до її складу. $M_r(\text{Na}_2\text{SO}_4) = 2 \cdot A_r(\text{Na}) + A_r(\text{S}) + 4 \cdot A_r(\text{O}) = 2 \cdot 1 + 32 + 4 \cdot 16 = 142$
Масова частка елемента у сполуці (ω)	Це відношення маси елемента до маси відповідної сполуки. $\omega(E) = \frac{m(E)}{m(\text{сполуки})}$ $\omega(E) = \frac{m(E)}{m(\text{сполуки})} \cdot 100\%$
Об'ємна частка компонента (газу) у газовій суміші (φ)	Це відношення об'єму газу до об'єму суміші газів: $\varphi = \frac{V(\text{газу})}{V(\text{суміші})}$
Кількість речовини ν	Фізична величина, яка характеризує число атомів або молекул у даній речовині $\nu = \frac{m}{M} \quad \nu = \frac{V}{V_m} \quad \nu = \frac{N}{N_A}$

Поняття	Визначення
Моль	Це така кількість речовини, що містить стільки структурних одиниць речовини, скільки атомів є в 12 г ізотопу Карбону ^{12}C .
Молярна маса (M)	Це маса 1 моля речовини і є відношенням маси речовини до її кількості (г/моль): $M = \frac{m}{\nu}$. Чисельно молярна маса співпадає з відносною молекулярною масою.
Молярний об'єм газу (V_m) $V_m = 22,4$ л/моль. н.у	Це об'єм одного моля речовини і є відношенням об'єму речовини до її кількості (л/моль; $\text{м}^3/\text{моль}$): $V_m = \frac{V}{\nu}$. Молярний об'єм (V_m) ідеального газу за нормальних умов ($P_0 = 1,013 \cdot 10^5$ Па; 760 мм.рт.ст. = 1 атм; $T_0 = 273$ К або $t_0 = 0$ °С) дорівнює $0,0224$ $\text{м}^3/\text{моль}$ або $22,4$ л/моль.
Стала Авогадро N_A	Величина, яка відображає число атомів або молекул в одному молі речовини (розмірність – моль^{-1}) $N_A = 6,022 \cdot 10^{23} \text{моль}^{-1}$
Еквівалент елемента	Частка атома, що припадає на одиницю валентності. $E = 1/V$, де V – валентність елемента. $E(\text{H}) = 1$, $E(\text{O}) = 1/2$
Молярна маса еквівалентів (M_E, m_e)	Маса одного еквівалента елемента (речовини), виражається в г/моль. $M_E = \frac{M(X)}{V}$; $M_E = M \cdot E$.
Відносна густина газів (D)	Це відношення маси певного об'єму одного газу до маси такого ж об'єму іншого газу (взятих за однакових умов). Відносна густина дорівнює відношенню відносних молекулярних або молярних мас газів: $D = \frac{M_1}{M_2}$; Здебільшого відносну густина визначають за воднем, повітрям або киснем: $D(\text{H}_2) = \frac{M_{\text{газу}}}{2}$; $D(\text{пов.}) = \frac{M_{\text{газу}}}{29}$; $D(\text{O}_2) = \frac{M_{\text{газу}}}{32}$

Поняття	Визначення
Середня молярна маса газової суміші ($M_{\text{сер}}$)	Дорівнює суміші добутків молярної маси газу на його об'ємну частку в складі газової суміші: $M_{\text{сер}} = M_1 \cdot \varphi_1 + M_2 \cdot \varphi_2 \dots + M_n \cdot \varphi_n$
Рівняння Менделєєва – Клапейрона	$pV = (m/M)RT; \quad pV = \nu RT;$ m – маса, г; M – молярна маса, г/моль; R – універсальна газова стала (в системі СІ $R = 8,314$ Дж/(моль·К)); p – тиск, Па; V – об'єм, м ³ ; T – температура, К.

Приклади тестових завдань з теми

- Вкажіть визначення простої речовини:
 - речовина, яка складається з атомів різних видів
 - речовина, яка складається з атомів одного виду
 - речовина, яка складається з найлегших атомів
 - речовина у газоподібному стані
- Вкажіть визначення складної речовини:
 - речовина, яка складається з атомів різних елементів
 - речовина, яка містить атоми металів
 - речовина, яка містить атоми усіх відомих елементів
 - речовина у твердому або рідкому стані
- Виберіть формулювання, що відповідає визначенню атома.
 - найменша хімічно неподільна часточка, з яких складені молекули, яка зберігає їх властивості;
 - найменша хімічно неподільна часточка, що входить до складу речовин і зберігає їх властивості
 - найменша хімічно неподільна часточка хімічного елемента, яка зберігає його хімічні властивості
 - найменша кількість речовини, яка бере участь у хімічних перетвореннях.
- Виберіть формулювання, що відповідає визначенню молекули
 - найменша хімічно неподільна часточка, яка зберігає властивості речовини
 - найменша часточка речовини, яка зберігає її хімічні властивості
 - найменша часточка хімічного елемента, яка зберігає його

- хімічні властивості
- г) найменша кількість речовини, яка бере участь у хімічних перетвореннях
5. Правильним є визначення поняття «молярна маса»:
- а) найменша маса речовини, яка визначає властивості речовини
 - б) маса одного моля речовини в грамах
 - в) маса однієї молекули речовини в грамах
 - г) кількість речовини в грамах, яка бере участь у хімічних перетвореннях
6. Правильним є визначення поняття «атомна маса»
- а) найменша маса речовини, яка визначає властивості речовини
 - б) маса одного моля атомів речовини в грамах
 - в) маса однієї молекули речовини в грамах
 - г) кількість речовини в грамах, яка бере участь у хімічних перетвореннях
 - д) маса одного атома хімічного елемента в атомних одиницях маси
7. Правильним є визначення поняття «атомна одиниця маси».
- а) одна друга частина маси атома ізотопу Карбону з масовим числом 12
 - б) маса атома ізотопу Карбону з масовим числом 12
 - в) одна дванадцята частина маси атома ізотопу Карбону з масовим числом 12
 - г) одна десята частина маси атома ізотопу Карбону з масовим числом 12
8. Правильним є визначення поняття «хімічний елемент»:
- а) вид хімічно неподільних часток, який визначає властивості речовини
 - б) сукупність атомів, з яких складаються речовини
 - в) вид атомів з однаковим зарядом ядра
 - г) кількість речовини, яка бере участь у хімічних перетвореннях
9. Правильним є визначення поняття «моль»:
- а) найменша маса речовини, яка визначає властивості речовини
 - б) маса однієї молекули речовини в грамах
 - в) кількість речовини, що містить число Авогадро структурних одиниць
 - г) кількість речовини в грамах, яка бере участь у хімічних перетвореннях

Приклади виконання типових завдань

Приклад 1. Складіть формули бінарних сполук, утворених Оксигеном і такими елементами: Hg(I), Pb(IV), Cu(I), Cu(II), Cr(II), Cr(III), Cr(VI). Хімічний знак Оксигену у формулах пишуть на другому місці.

Розв'язання



Приклад 2. Обчисліть відносну молекулярну масу сполук: а) H_3PO_4 ; б) $\text{Ca}(\text{OH})_2$; в) $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$; г) $\text{K}_4\text{Fe}(\text{CN})_6$; д) $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$.

Розв'язання

Для обчислення відносної молекулярної маси сполуки треба підсумувати відносні атомні маси елементів, які утворюють сполуку, з урахуванням кількості атомів. Значення відносних молекулярних мас знаходимо у Періодичній системі елементів Д.І. Менделєєва.

$$\text{а) } M_r(\text{H}_3\text{PO}_4) = 3 \cdot A_r(\text{H}) + A_r(\text{P}) + 4 \cdot A_r(\text{O}) = 3 \cdot 1 + 1 \cdot 31 + 4 \cdot 16 = 98;$$

$$\text{б) } M_r(\text{Ca}(\text{OH})_2) = A_r(\text{Ca}) + 2 \cdot A_r(\text{O}) + 2 \cdot A_r(\text{H}) = 40 + 2 \cdot 16 + 2 \cdot 1 = 74$$

$$\text{в) } M_r((\text{NH}_4)_2\text{SO}_4) = 2 \cdot A_r(\text{N}) + 8 \cdot A_r(\text{H}) + 1 \cdot A_r(\text{S}) + 4 \cdot A_r(\text{O}) = \\ = 2 \cdot 14 + 8 \cdot 1 + 1 \cdot 32 + 4 \cdot 16 = 132;$$

$$\text{г) } M_r(\text{K}_4\text{Fe}(\text{CN})_6) = 4 \cdot A_r(\text{K}) + A_r(\text{Fe}) + 6 \cdot A_r(\text{C}) + 6 \cdot A_r(\text{N}) = 4 \cdot 39 + 56 + \\ + 6 \cdot 12 + 6 \cdot 14 = 368;$$

$$\text{д) } M_r(\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}) = A_r(\text{Cu}) + A_r(\text{S}) + 4 \cdot A_r(\text{O}) + 5 \cdot (2 \cdot A_r(\text{H}) + A_r(\text{O})) = \\ = 64 + 32 + 4 \cdot 16 + 5 \cdot (2 \cdot 1 + 16) = 160 + 90 = 250.$$

Приклад 4. Чому дорівнює маса водню, яка за нормальних умов (н.у.) займає об'єм 4 л? Який об'єм займатиме та сама кількість газу при 27°C та 150 кПа?

Розв'язання

Розраховуємо масу газу: $m = M \cdot \nu$; ($M(\text{H}_2) = 2 \text{ г/моль}$); $\nu = V / V_m$.

$$M = 2 \cdot 4 / 22,4 = 0,357 \text{ г.}$$

За рівнянням Менделєєва-Клапейрона обчислюємо об'єм газу при 27°C (300 К) та 150 кПа (150000 Па).

$$pV = \nu RT, V = m \cdot R \cdot T / M \cdot p = 0,357 \cdot 8,314 \cdot 300 / 2 \cdot 150000 = 0,00297 \text{ м}^3 = \\ = 2,97 \text{ л.}$$

Відповідь: 2,97 л.

Приклад 5. Відносна густина газу за воднем становить 17.

Знайдіть масу 1 л (н.у.) цього газу. Яка його відносна густина за повітрям?

Розв'язання

Оскільки $D(\text{H}_2) = M(\text{газу}) : M(\text{H}_2)$, то $M(\text{газу}) = M(\text{H}_2) \cdot D(\text{H}_2) = 17 \cdot 2 = 34$ (г/моль); $m(\text{газу}) = M \cdot \nu = M \cdot V : V_m = 34 \cdot 1 : 22,4 = 1,52$ (г).

Густина газу за повітрям $D(\text{пов.}) = M(\text{газу}) : M(\text{пов.}) = 34 : 29 = 1,17$, де 29 – середня молярна маса повітря.

Відповідь: 1,17.

Приклад 6. Яку масу гашеного вапна $\text{Ca}(\text{OH})_2$ можна добути внаслідок взаємодії з водою кальцій оксиду масою 280 г?

Розв'язання

Записуємо рівняння реакції: $\text{CaO} + \text{H}_2\text{O} = \text{Ca}(\text{OH})_2$.

Знаходимо кількість речовини кальцій оксиду:

$$\nu(\text{CaO}) = \frac{m}{M} = \frac{280}{56} = 5 \text{ моль.}$$

Згідно з коефіцієнтами в рівнянні реакції кількість $\text{Ca}(\text{OH})_2$, що утворився, дорівнює кількості CaO , що прореагував.

$$\nu(\text{Ca}(\text{OH})_2) = \nu(\text{CaO}) = 5 \text{ моль.}$$

$$m(\text{Ca}(\text{OH})_2) = \nu \cdot M = 5 \text{ моль} \cdot 74 \text{ г/моль} = 370 \text{ г.}$$

Відповідь: 370 г.

Завдання для самопідготовки

1. Визначити формули бінарних сполук, що складаються з таких елементів (першим у парі є елемент з позитивним ступенем окиснення): Fe(III) і S(II); Ba(II) і H(I); Mg(II) і Si(IV); Ca(II) і F(I); Mn(VII) і O(II). Визначити валентність другого елементу в бінарних сполуках, якщо валентність Оксигену дорівнює двом: Nb₂O₅, SnO, K₂O, Cr₂O₃, CO₂, Cl₂O₇, WO₃.

2. Визначте валентність елементів у сполуках з Хлором, враховуючі що Хлор одновалентний: а) FeCl₂, б) FeCl₃, в) PCl₅, г) CCl₄, д) CuCl₂, е) CuCl, є) MnCl₄.

3. Обчисліть відносну молекулярну масу сполук: H₃PO₄, Fe₂(SO₄)₃, Na₂Cr₂O₇, Na₃[Al(OH)₆].

4. Визначте кількість речовини водню масою 24 г.

5. Знайдіть масу аміаку, в якій міститься $2 \cdot 10^{24}$ молекул?

6. Обчисліть масу суміші, утвореної з 5,6 л кисню та 11,2 л (н.у.) сірководню.

7. Обчисліть масу суміші, утвореної з $3,01 \cdot 10^{11}$ молекул водню та $6,02 \cdot 10^{11}$ молекул карбон(II) оксиду. ($29 \cdot 10^{-12}$ г)

8. Газ об'ємом 2 л за нормальних умов має масу 6.34 г. Визначте молярну масу газу.

9. Обчисліть, який мінерал містить більшу масову частку елемента Феруму: Fe₂O₃, FeS₂, FeAsS, FeCO₃.

10. Обчисліть масу 1 м³ карбон (IV) оксиду за 27 °C та 101,3 кПа.

11. Обчисліть молярну масу речовини, якщо маса 87 мл пари її за 62°C та 101 кПа дорівнює 0,24 г.

12. Знайдіть середню молярну масу повітря, припустивши, що до його складу входять лише три газу: азот (об'ємна частка 78%), кисень (21%) та аргон, і врахувавши, що останній газ складається з атомів.

13. Середня молярна маса азот-водневої суміші дорівнює 24 г/моль. Знайдіть об'ємні частки газів у суміші.

14. Відносна густина газу за воднем дорівнює 15. Визначте молярну масу газу.

15. Змішали однакові об'єми кисню та вуглекислого газу. Яка відносна густина за воднем добутої суміші?

16. У балоні місткістю 50 л знаходиться азот під тиском 10 МПа при температурі 20°C. Обчисліть масу газу.

17. Водень у кількості речовини 10 моль зібрано у балоні місткістю 20 л при 23°C. Визначте тиск газу в балоні.

18. Обчисліть об'єми газів при 20°C та 700 кПа: а) 1 кг водню; б) 2.5 кг сульфур(IV) оксиду.

19. Газ масою 0,865 г при 42°C та 102,9 кПа займає об'єм 688 мл. Яка молярна маса газу?

20. Густина газу за нормальних умов дорівнює 1,52 г/л. Обчисліть молярну масу газу.

Рекомендована література

Основна:

1. Загальна та неорганічна хімія: У 2-х ч./О.М. Степаненко, Л.Г. Рейтер, В.М. Ледовских, С.В. Іванов. – К.: Пед. Преса, 2002. – Ч.І. – 520с.; – Ч.ІІ. – 544с.
2. Григор'єва В.В., Самійленко В.М., Сич А.М. Загальна хімія. – К.: Вицашк., 1991. – 431 с.

БУДОВА АТОМА. ПЕРІОДИЧНИЙ ЗАКОН ТА ПЕРІОДИЧНА СИСТЕМА ХІМІЧНИХ ЕЛЕМЕНТІВ Д.І. МЕНДЕЛЄЄВА. ХІМІЧНИЙ ЗВ'ЯЗОК

Практичне заняття 3

Теоретична частина

Поняття	Визначення
Атом	Електронейтральна система, що складається з позитивно зарядженого ядра та негативно зарядженої електронної оболонки.
Ядро	Центральна позитивно заряджена частина атома, у якій зосереджена його маса. Ядро складається з протонів та нейтронів.
Протон (p)	Це елементарна частинка з масою $m_p = 1,672 \times 10^{-27}$ кг, або 1,0073 а.о.м., і позитивним зарядом $q = 1,602 \times 10^{-19}$ Кл (який приймають за одну відносну одиницю заряду + 1).
Нейтрон (n) –	Це незаряджена частинка з масою $m_n = 1,674 \times 10^{-27}$ кг, тобто 1,0087 а.о.м. Сума числа протонів (Z , порядковий номер елемента) і числа нейтронів (N) називається нуклонним числом (масовим числом, A): $A = Z + N$.

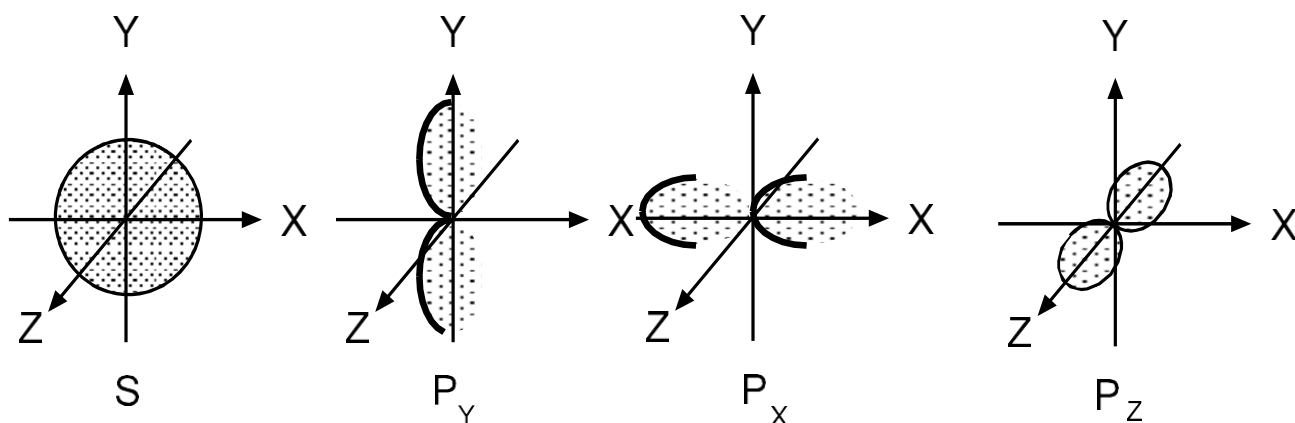
Атомна орбіталь (АО)	Частина простору навколо ядра, у якому найбільш вірогідне знаходження електрону
Періодичний закон	Властивості простих речовин, а також форми та властивості сполук хімічних елементів перебувають в періодичній залежності від заряду ядра атомів елементів.
Періодична система хімічних елементів (ПСХЕ)	Графічне відображення періодичного закону
Період	Це горизонтальний ряд, що починається лужним металом (крім першого) і закінчується інертним елементом. Кожен період відповідає заповненню енергетичного рівня. Новий період відповідає початку заповнення нового електронного рівня.
Група	Це вертикальний стовпчик, що містить елементи, властивості яких подібні. Кожна група складається з двох підгруп: головної (А) та побічної (В).

Електрони в атомі характеризуються чотирма **квантовими числами**.

Головне квантове число (n) – характеризує енергію електрона на енергетичному рівні і приймає значення: $n = 1, 2, 3, \dots$

Орбітальне квантове число (l) – визначає форму орбіталі, набуває значення: $l = 0, 1, 2, \dots (n-1)$ і характеризує енергію електрона на енергетичному підрівні.

Орбіталі можуть мати форму кулі (s-орбіталі, $l=0$), гантелі (p-орбіталі, $l=1$), або більш складної форми (d-, f- $l=2$ та 3 відповідно):



Магнітне квантове число (m_l) – визначає орієнтацію орбіталі в просторі: $m = -l, -(l-1), \dots, -1, 0, 1, (l-1), l$.

Спінове квантове число (m_s) – характеризує власний магнітний момент електрон

Принцип В. Паулі: в атомі не може бути навіть двох електронів, які мають однакове значення усіх квантових чисел. На одній орбіталі може знаходитися лише два електрони.

Правило Гунда: електрони даного енергетичного підрівня прагнуть зайняти максимальне число атомних орбіталей (енергетичних місць), щоб спінове квантове число було максимальним.

Правила В.М. Клечковського: АО заповнюються електронами у порядку послідовного зростання суми квантових чисел ($n+l$), при однакових значень суми ($n+l$) спочатку заповнюються АО з меншим значенням n , тобто у порядку послідовного збільшення головного квантового числа.

Послідовність заповнення електронами підрівнів: $1s, 2s, 2p, 3s, 3p, 4s, 3d, 4p, 5s, 4d, 5p, 6s, 4f, 5d, 6p, 7s, 5f, 6d, 7p$.

Хімічний зв'язок в твердих речовинах.

Властивості твердих речовин визначаються природою частинок, що знаходяться у вузлах кристалічної ґратки, їх розташуванням і типом зв'язків, між цими частинками (рисунок; таблиця).

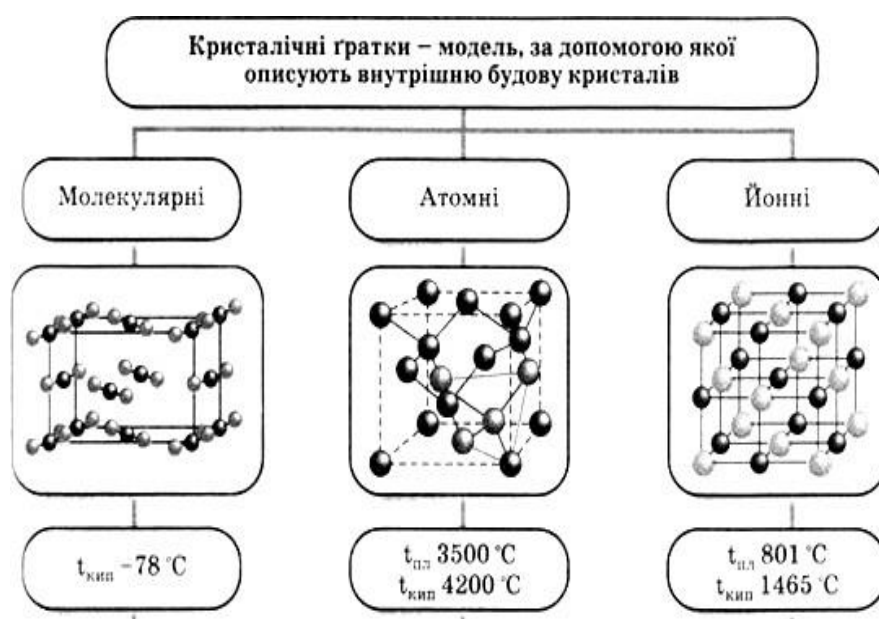


Рисунок 1. Типи хімічних зв'язків

Класифікація кристалів за типом хімічного зв'язку

Тип кристалу	Структурні частинки	Сили між частинками	Властивості	Приклади
Атомний	Атоми	Ван-дер-ваальсова (дисперсійна) взаємодія	М'якість, низька температура плавлення, погані тепло-, та електропровідність	Благородні гази – Ar, Kr, та ін.
Молекулярний	Полярні або неполярні молекули	Ван-дер-ваальсові та водневі зв'язки	Помірна м'якість, температура плавлення від низької до помірно високої, погані тепло- і електропровідність	H ₂ , N ₂ , CH ₄ , цукор, CO ₂
Йонний	Позитивно і негативно заряджені йони	Йонний зв'язок	Твердість і крихкість, висока температура плавлення, погані тепло- і електропровідність	Типові солі: NaCl, Ca(NO ₃) ₂ та ін.
Ковалентний	Атоми	Ковалентний зв'язок	Висока твердість, дуже висока температура плавлення, погані тепло- і електропровідність	Алмаз, BN, кварц SiO ₂ , карбіди, силіциди
Металевий	Катіони металів у вузлах кристалічн. ґраток	Металічний і ковалентний зв'язок	Ступінь твердості – різна, температура пл. від низької до дуже високої, високі тепло- і електропровідність, ковкість, блиск, пластичність	Усі метали (Fe, Al, Pb, Cu та ін.

Приклади тестових завдань з теми

- Запис $2p$ означає, що
 - $n = 2, l = 0, m_l = 1$
 - $n = 2, l = 1, m_l = -1, 0, +1$
 - $n = 2, l = 1, m_l = -1, 0$.
- Запис $3d$ означає, що
 - $n = 3, l = 1, m_l = -1, 0, +1$
 - $n = 3, l = 2, m_l = -2, -1, 0, +1, +2$
 - $n = 3, l = 1, m_l = -1, 0, +1, +2$
- Для s підрівня l має значення
 - $l = 0$
 - $l = 1$
 - $l = 2$
 - $l = 3$
- Для p підрівня l має значення
 - $l = 0$
 - $l = 1$
 - $l = 2$
 - $l = 3$
- Максимальна кількість електронів на s підрівні дорівнює
 - 2
 - 6
 - 10
 - 14
- Максимальна кількість електронів на p підрівні дорівнює
 - 2
 - 6
 - 10
 - 14
- Орбітальне квантове число позначається і характеризує:
 - l – енергію електрона на підрівні
 - n – енергію електрона на рівні
 - m_l – орієнтацію електронної орбіталі
 - m_s – властивість електрона мати власний обертальний момент
- Магнітне квантове число позначається і характеризує:
 - l – енергію електрона на підрівні
 - n – енергію електрона на рівні
 - m_l – орієнтацію електронної орбіталі
 - m_s – властивість електрона мати власний обертальний момент
- Правило Хунда формулюється:
 - атомні орбіталі заповнюються електронами в послідовності зростання енергії орбіталей, яка визначається сумою $n + l$
 - електрони розміщуються на вироджених орбіталях так, щоб число неспарених електронів було максимальним
 - на одній атомній орбіталі не може розміститися більше двох електронів
 - в атомі не може бути двох електронів з чотирма однаковими квантовими числами

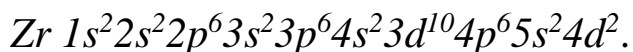
10. Принцип-заборона Паулі формулюється:
- а) атомні орбіталі заповнюються електронами в послідовності зростання енергії орбіталей, яка визначається сумою $n + l$
 - б) електрони розміщуються на вироджених орбіталях так, щоб число неспарених електронів було максимальним
 - в) на одній атомній орбіталі не може розміститися більше двох електронів
 - г) енергія електрона тим менша, чим ближче до ядра він розміщений
11. Правило Клечковського формулюється:
- а) атомні орбіталі заповнюються електронами в послідовності зростання енергії орбіталей, яка визначається сумою $n + l$
 - б) електрони розміщуються на вироджених орбіталях так, щоб число неспарених електронів було максимальним
 - в) на одній атомній орбіталі не може розміститися більше двох електронів
 - г) в атомі не може бути двох електронів з чотирма однаковими квантовими числами
12. Максимальна кількість електронів на рівні визначається за формулою:
- а) $2n^2$
 - б) $2(2l + 1)$
 - в) $2l^2$
 - г) $2(2n + 1)$
13. Максимальна кількість електронів на підрівні визначається за формулою:
- а) $2n^2$
 - б) $2(2l + 1)$
 - в) $2l^2$
 - г) $2(2n + 1)$
14. Найменший запас енергії має атомна орбіталь:
- а) 4s
 - б) d
 - в) 4p
 - г) 3p
15. Найбільший запас енергії має атомна орбіталь:
- а) 4s
 - б) d
 - в) 4p
 - г) 3p
16. Енергія іонізації визначає :
- а) кількість енергії, що виділяється при відриві електронів від атомів
 - б) кількість енергії, необхідної для відриву електронів від атомів
 - в) кількість енергії, що виділяється при приєднанні електронів до атомів
 - г) кількість енергії, що поглинається при приєднанні електронів до атомів

17. Елементу Магнію відповідає електронна формула:
 а) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$ б) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$ в) $1s^2 2s^2 2p^1$ г) $1s^2 2s^2$
18. Елементу Феруму відповідає електронна формула:
 а) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^7$ б) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^8$
 в) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^6$ г) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 4p^6$

Приклади виконання типових завдань

Приклад 1. Складіть електронну формулу елемента з порядковим номером 40. Скільки неспарених електронів має атом цього елемента?

Розв'язання



Усі підрівні, крім $4d$, заповнені повністю, тому неспарені електрони можуть бути тільки на $4d$ підрівні. Розміщення електронів в межах підрівня здійснюється згідно з правилом Гунда, тобто всього в атомі Zr 2 неспарених електрони.

Приклад 2. Наведіть всі чотири квантові числа для елементів, якщо стан електрона в атомі: а) $3s^1$; б) $6d^1$.

Розв'язання

а) електрон розміщений на третьому енергетичному рівні, отже, $n=3$; на s -підрівні, отже, $l=0$ та $m=0$, значення спінового квантового числа $s=+1/2$;

б) електрон розміщений на шостому енергетичному рівні, отже, $n=6$; на d -підрівні, отже, $l=2$; $m=0$; значення спінового квантового числа $s=+1/2$.

Приклад 3. Визначте положення у періодичній системі елемента, якщо його скорочена електронна формула має вигляд: $4s^2 3d^2$.

Розв'язання

Елемент знаходиться в IV періоді, тому що максимальне значення головного квантового числа дорівнює чотирьом. Елемент відноситься до d -родини, тому що у нього заповнюється $3d$ -підрівень. Елемент знаходиться в побічній підгрупі, тому що належить до d -родини. Елемент знаходиться у четвертій групі, що впливає з загальної кількості валентних електронів (2+2). Знаючи положення елемента в періодичній таблиці, знаходимо, що це титан

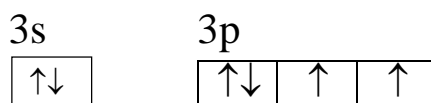
Ti.

Приклад 4. Скласти електронні та електронно-графічні формули двох зовнішніх енергетичних рівнів атома Сульфуру і іонів Сульфуру зі ступенями окиснення 0, -2, +6.

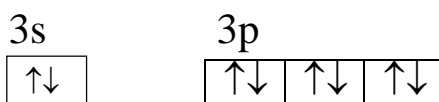
Розв'язання

Сульфур – елемент з порядковим номером 16. Електронна формула атома Сульфуру, що відповідає ступеню окиснення 0, має такий вигляд: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$.

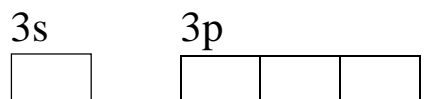
Розподіл електронів зовнішнього енергетичного рівня за орбіталями:



У ступені окиснення -2 атом Сульфуру має на 2 електрони більше. Ці електрони розміщуються на 3p-підрівні $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$.



Переходячи в ступінь окиснення +6, атом сульфуру віддає шість електронів з 3s- і 3p-підрівнів: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^0 3p^0$,



Приклад 5. У якого елемента Хлору чи Йоду – сильніше виражені неметалічні властивості. Відповідь поясніть.

Розв'язання

Елементи Хлор та Йод розміщені у VIIA – групі, отже, є електронними аналогами, проте Хлор знаходиться у III періоді та має три енергетичних рівня, а Йод – у V періоді, електронна оболонка атома Йоду складається з п'яти енергетичних рівнів. З цієї причини атомний радіус Хлору менший, ніж атомний радіус Йоду, тому спорідненість до електрона у Хлору більша, ніж у Йоду. Таким чином, неметалічні властивості у Хлору виражені сильніше, ніж у Йоду.

Приклад 6. Визначити тип хімічного зв'язку в молекулах KCl, N₂, SiO₂. Відповідь обґрунтувати.

Розв'язання

KCl – іонний тип зв'язку, оскільки він утворюється між двома атомами, що дуже відрізняються між собою за значеннями електронегативності (метал і неметал);

N₂ – молекула утворена між атомами одного й того ж елемента, таким чином, зв'язок ковалентний неполярний;

SiO₂ – зв'язок утворений між атомами однакової природи (неметали), а тому має місце ковалентний полярний зв'язок. Електронегативність Оксигену більша за електронегативність Силіцію.

Завдання для самопідготовки

1. Якій набір квантових чисел відповідає головним квантовим числам: 1, 2, 3, 4, 5, 6, 7?

2. Яку кількість електронів можна розмістити на: 1, 2, 3, 4, 5 рівнях?

3. Яку кількість електронів можна розмістити на: s, p, d, f підрівнях?

4. Яку електронну конфігурацію мають атоми елементів з порядковими номерами: 16, 24, 28, 30, 34, 45, 55, 62, 75, 80, 97, 104. Складіть електронно-графічну схему двох зовнішніх енергетичних рівнів атома хімічного елемента з відповідним порядковим номером. До яких родин за електронною забудовою належать елементи? Розрахуйте кількість протонів і нейтронів.

5. Напишіть електронні та електронно-графічні схеми двох зовнішніх енергетичних рівнів елементів, що наведені в таблиці 1. Визначте, до якої родини елементів (s-, p-, d-, f-) вони належать. Знайдіть максимальну валентність кожного з елементів. Скільки «валентних» електронів має кожен з них?

6. Назвіть елементи, які мають по 1, 2, 3 електрони на підрівні 3d, 4p ?

7. Назвіть елементи, які мають по 5, 4, 8 електронів на підрівні 5d, 2p ?

8. Яка формула валентних електронів буде для елемента з таким «місцем» в ПС: IIIпер IVA, Vпер IIIB, VIпер VA, IVпер IIB, IVпер IIA, IVпер IIIB, IVпер VIIIA, VIпер VIIB,

9. Знайдіть в ПС елемент, атом якого має таку формулу валентних електронів: $2s^2 2p^6, 4s^1 3d^{10}, 2s^2 2p^1, 4s^2 3d^8, 5s^2 5p^3, 6s^2 5d^3, 3s^2 3p^5, 5s^2 4d^{10}, 4s^2 4p^2, 4s^2 3d^3$.

10. Визначте, в яких періодах, групах та підгрупах періодичної системи елементів містяться елементи, якщо відома будова зовнішніх електронних оболонок атомів (табл. 2). Наведіть їх назви та порядкові номери в періодичній системі елементів.

11. Електронна будова атома елемента $1s^2 2s^2 2p^6$. Якій із приведених частинок вона відповідає: Al^{3+}, F^0, Na^+, Mg^0 ? Які частинки називають ізоелектронними? Привести електронні формули та графічні схеми ізоелектронних частинок.

Рекомендована література

Основна:

1. Загальна та неорганічна хімія: У 2-х ч./О.М. Степаненко, Л.Г. Рейтер, В.М. Ледовских, С.В. Іванов. – К.: Пед. Преса, 2002. – Ч.І. – 520с.; – Ч.ІІ. – 544с.
2. Григор'єва В.В., Самійленко В.М., Сич А.М. Загальна хімія. – К.: Вища шк., 1991. – 431 с.

РОЗЧИНИ. СПОСОБИ ВИРАЖЕННЯ КІЛЬКІСНОГО СКЛАДУ РОЗЧИНІВ

Практичне заняття 4

Теоретична частина

Розчини – однорідні суміші з двох (або кількох) речовин, в яких молекули (або іони) одної речовини рівномірно розподілені між частинками іншої речовини. У розчинах протікає багато природних процесів. З ними пов'язане формування покладів ряду корисних копалин, їх видобування і переробка, розділення речовин, глибоке очищення тощо.

Поняття	Визначення
Масова частка розчиненої речовини (w)	<p>Це відношення маси розчиненої речовини до загальної маси розчину: $w = \frac{m_{p.p.}}{m_{p-ну}}$, де $m_{p.p.}$ – маса розчиненої речовини, $m_{p-ну}$ – маса розчину.</p> <p>Маса розчину дорівнює сумі мас розчиненої речовини і розчинника (води): $m_{p-ну} = m_{p.p.} + m(H_2O)$.</p>

Поняття	Визначення
Молярна концентрація, або молярність (C_M)	<p>Визначається числом моль розчиненої речовини, яка міститься в одному літрі розчину.</p> $C_M = \frac{v}{V} = \frac{m}{M \cdot V}$ <p>Виражається у [моль/л], але замість цієї розмірності дозволено позначати її великою літерою М, наприклад, записи 2 моль/л H_2SO_4 і 2М H_2SO_4 є рівноцінними.</p>
Молярна концентрація еквівалента або нормальна концентрація (нормальність) C_N	<p>Це величина, що визначається відношенням кількості еквівалентів (v_E) розчиненої речовини до об'єму розчину ($V_{розч}$), виміряному в літрах:</p> $C_N = \frac{v_E}{V_{розчину}}; \quad C_N = \frac{m_{p.p.}}{M_E \cdot V_{розчину}}$ <p>Виражається у [моль-екв/л], чи просто [моль/л].</p>
Моляльна концентрація, або моляльність C_m	<p>Це величина, яка визначається відношенням кількості розчиненої речовини ($v_{p.p.}$) до маси розчинника ($m_{розч-ка}$), виміряної у кілограмах. Показує число молів розчиненої речовини, що приходить на 1 кг (1000 г) розчинника, тому вона виражається у [моль/кг].</p> $C_m = \frac{v \cdot 1000}{m_{розч-ка}}$
Титр розчину (Т)	<p>Показує, скільки грамів розчиненої речовини міститься в одному мілілітрі розчину:г/мл</p> $T = \frac{m_{p.p.}}{V}$
Мольна частка розчиненої речовини $N_{p.p.}$	<p>Це відношення кількості моль розчиненої речовини $n_{p.p.}$ до суми кількостей моль розчиненої речовини і розчинника $n_{p-ка}$</p> $N_{p.p.} = \frac{n_{p.p.}}{n_{p.p.} + n_{p-ка}} = \frac{m_{p.p.}/M_{p.p.}}{m_{p.p.}/M_{p.p.} + m_{p-ка}/M_{p-ка}};$ <p>де $m_{p.p.}$ і $m_{p-ка}$ – маси відповідно розчиненої речовини і розчинника; $M_{p.p.}$ і $M_{p-ка}$ – відповідно їх молярні маси</p>

Приклади тестових завдань з теми

1. Виберіть твердження, яке визначає масову частку розчиненої речовини в розчині:
 - а) маса розчиненої речовини в 100 г розчинника
 - б) маса розчиненої речовини в 100 г розчину
 - в) відношення маси розчину до маси розчиненої речовини
 - г) відношення маси розчиненої речовини до маси розчинника
2. Знайдіть відповідність:
 1. $\omega = \frac{m_{p.p}}{m_{p-ну}}$ А. Молярна концентрація
 2. $T = \frac{m_{p.p}}{V}$ Б. Титр
 3. $C_m = \frac{v_{p.p}}{V}$ В. Масова частка
3. Розчини – це:
 - а) фізичні суміші
 - б) хімічні сполуки
 - в) гомогенні системи, що складаються з декількох компонентів
 - г) гетерогенні системи, що складаються з декількох компонентів
 - д) рідкі речовини
4. Молярна концентрація розчину – це:
 - а) кількість молів еквівалентів розчиненої речовини в 1 л розчину
 - б) кількість молів розчиненої речовини в 1 л розчину
 - в) кількість молів розчиненої речовини в 1 кг розчину
 - г) кількість молів розчиненої речовини в 1 л розчинника
 - д) кількість молів розчиненої речовини в 1 кг розчинника
5. Вкажіть речовину, яка є кристалогідратом:
 - а) гіпс
 - б) малахіт
 - в) негашене вапно
 - г) крейда
6. Виберіть твердження, яке визначає математичний вираз для розрахунку маси розчину:
 - а) добуток об'єму розчину на його густину
 - б) відношення маси розчиненої речовини до маси розчину
 - в) відношення маси розчиненої речовини до маси розчинника
 - г) відношення маси розчину до його об'єму

Приклади виконання типових завдань

Приклад 1. Визначте масову частку солі в розчині, утвореному при розчиненні 20 г солі в 180 г води.

Розв'язання

$$w = \frac{m_{\text{р.р.}}}{m_{\text{р-ну}}}; m_{\text{р-ну}} = m(\text{солі}) + m(\text{H}_2\text{O}). m_{\text{р-ну}} = 20 + 180 = 200 \text{ (г)}.$$

$$w = \frac{20}{200} = 0,1 = 10\%$$

Відповідь: 10 %.

Приклад 2. Яку масу магній сульфату необхідно розчинити в 100 г води, щоб одержати 8% розчин.

Розв'язання

Позначимо масу MgSO_4 через x , тоді маса розчину дорівнює $m_{\text{р-ну}} = m_{\text{р.р.}} + m(\text{H}_2\text{O}) = x + 100$. Складемо рівняння за формулою

масової частки розчину: $w = \frac{m_{\text{р.р.}}}{m_{\text{р-ну}}}; 0,08 = \frac{x}{x + 100}$, звідки $x = 8,7$.

Відповідь: 8,7 г

Приклад 3. Визначте масову частку нітратної кислоти в розчині, 1 л якого містить 224 г HNO_3 , густина розчину 1,12 г/мл.

Розв'язання

Маса розчину: $m = \rho V = 1,12 \text{ г/мл} \cdot 1000 \text{ мл} = 1120 \text{ г}$.

Масова частка розчиненої речовини буде:

$$w = \frac{m(\text{HNO}_3)}{m(\text{розчину})} = \frac{224\text{г}}{1120\text{г}} = 0,2 = 20\%.$$

Відповідь: 20%.

Приклад 4. Обчисліть масу натрій хлориду та об'єм води, які треба взяти, щоб приготувати 300 г розчину натрій хлориду з масовою часткою солі 5%.

Розв'язання

$$w = \frac{m_{\text{р.р.}}}{m_{\text{р-ну}}}, \text{ звідки } m(\text{NaCl}) = m_{\text{р-ну}} \cdot w(\text{NaCl}) = 300 \cdot 0,05 = 15 \text{ (г)}$$

$$m(\text{H}_2\text{O}) = m_{\text{р-ну}} - m(\text{NaCl}) = 300 - 15 = 285 \text{ (г)}$$

$$V(\text{H}_2\text{O}) = \frac{m(\text{H}_2\text{O})}{\rho(\text{H}_2\text{O})}; \quad V(\text{H}_2\text{O}) = \frac{285}{1} = 285 \text{ (мл)}$$

Відповідь: 285 мл.

Приклад 5. Обчисліть молярну, моляльну концентрації та титр розчину з масовою часткою манган(II) хлориду 8% та густиною 1,085 г/мл.

Розв'язання

Обчислюють масу даного розчину об'ємом 1л (1000 мл) та масу розчиненої речовини: $m_{\text{р-ну}} = V \cdot \rho = 1000 \cdot 1,085 = 1085 \text{ г}$.

$$m_{\text{р.р.}} = m_{\text{р-ну}} \cdot w = 1085 \cdot 0,08 = 86,80 \text{ г}.$$

Молярну концентрацію знаходимо за формулою:

$$C_M = \frac{m_{\text{р.р.}}}{M_{\text{р.р.}} \cdot V_{\text{р-ну}}} = \frac{86,60}{126 \cdot 1} = 0,69 \text{ моль/л}.$$

Для розрахунку моляльної концентрації розчину знаходять масу води в 1л розчину: $m(\text{H}_2\text{O}) = m_{\text{р-ну}} - m_{\text{р.р.}} = 1085 - 86,80 = 998,20 \text{ г}$ та

$$v_{\text{р.р.}}(\text{MnCl}_2) = m/M = 86,80/126 = 0,69 \text{ моль}. \text{ За формулою } C_m = \frac{v \cdot 1000}{m_{\text{розч-ка}}}$$

знаходимо $C_m = \frac{0,69 \cdot 1000}{998,20} = 0,691 \text{ моль/кг}$. Обчислюємо титр даного

$$\text{розчину } T = \frac{m}{V}, \quad T = \frac{86,80}{1000} = 0,0868 \text{ г/мл}.$$

Відповідь: 0,69 моль/л; 0,691 моль/кг; 0,0868 г/мл.

Завдання для самопідготовки

1. Розрахуйте масову частку розчину, утвореного при розчиненні 50 г ферум дихлориду в 160 г води.
2. Розрахуйте масову частку розчину, утвореного при розчиненні 120 г натрій сульфату в 300 г води.
3. Яку масу калій нітрату необхідно розчинити в 200 г води, щоб одержати 8% розчин.
4. Яку масу води необхідно взяти для розчинення 50 г натрій гідроксиду щоб одержати 30% розчин?
5. Яку масову частку має розчин, утворений при додаванні 200 г води до 300 г 20% розчину натрій гідроксиду ?
6. Скільки грамів води треба додати до 350 г 15 % розчину калій хлориду, щоб одержати 8% розчин?
7. Яку масову частку має розчин, утворений при змішуванні 40 г 30 % розчину калій гідроксиду та 170 г 40% розчину цієї речовини?
8. Скільки грамів 8% розчину літій гідроксиду необхідно додати до 120 г 20% розчину цієї речовини, щоб одержати розчин з масовою часткою 0,1 ?
9. Визначити молярну концентрацію розчину натрій гідроксиду з густиною 1.14 г / мл, який утворений з 800 г води та 120 г кристалічного натрій гідроксиду?
10. Яку масову частку матиме розчин купрум сульфату, якщо 50 г кристалогідрату $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ розчинити в 540 г води.
11. В якій масі води необхідно розчинити 100 г кристалогідрату $\text{MgSO}_4 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$, щоб утворився розчин магній сульфату з масовою часткою 0.16 ?
12. Яку масу кристалогідрату $\text{Mg}(\text{NO}_3)_2 \cdot 6 \text{H}_2\text{O}$ необхідно розчинити в 600 г води, щоб одержати 25% розчин магній нітрату? (461.5 г)
13. Обчисліть масу натрій хлориду, яка міститься в 400 мл розчину з масовою часткою солі 18% і густиною 1,15 г/ см³.
14. До 150 г розчину калій нітрату з масовою часткою солі 30% додали 100 мл води. Знайдіть масову частку солі в новоутвореному розчині.
15. Обчисліть масу розчину калій сульфату з масовою часткою солі 10%, який необхідно взяти для приготування 300 мл 0.5 М розчину цієї солі.

Рекомендована література

Основна:

1. Загальна та неорганічна хімія: У 2-х ч./О.М. Степаненко, Л.Г. Рейтер, В.М. Ледовских, С.В. Іванов. – К.: Пед. Преса, 2002. – Ч.І. – 520с.; – Ч.ІІ. – 544с.
2. Григор'єва В.В., Самійленко В.М., Сич А.М. Загальна хімія. – К.: Вища шк., 1991. – 431 с.

Додаткова:

Левітін Є.Я., Бризицька А.М., Ключова Р.Г. Загальна та неорганічна хімія. – Вінниця: Нова книга, 2003. – 464 с.

ТЕОРІЯ ЕЛЕКТРОЛІТИЧНОЇ ДИСОЦІАЦІЇ. РЕАКЦІЇ В РОЗЧИНАХ ЕЛЕКТРОЛІТІВ

Практичне заняття 5

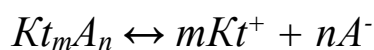
Теоретична частина

Електроліти – речовини, які в розчинах чи розплавах проводять електричний струм. Речовини, які не проводять електричний струм ні у розплавленому, ні у розчиненому стані, називаються **неелектроліти** (сахароза, бензен, етанол).

Електролітична дисоціація – процес розпаду молекул речовини в розчині чи розплаві на позитивно (катіони) і негативно (аніони) заряджені частки.

Ступінь дисоціації (α) – це відношення концентрації електроліту, що розпався на іони, до його загальної концентрації у розчині: $\alpha = C_{\text{дис}}/C_{\text{заг}}$, де $C_{\text{дис}}$ і $C_{\text{заг}}$ – відповідно молярна концентрація продисоційованого електроліту і загальна концентрація, моль/л.

В залежності від значення ступеня дисоціації всі електроліти умовно поділяють на сильні ($\alpha > 30\%$), електроліти середньої сили ($3\% < \alpha < 30\%$) та слабкі ($\alpha < 3\%$). До **сильних електролітів** належать: всі розчинні солі; сильні кислоти (H_2SO_4 , HClO_4 , HNO_3 , HMnO_4 , HCl , HBr тощо); гідроксиди лужних (LiOH , NaOH , KOH , RbOH , CsOH). **Електроліти середньої сили**: H_2SO_3 , H_3PO_4 , H_3AsO_4 , HCOOH . **Слабкі електроліти** кислоти H_2CO_3 , H_2S , H_2SiO_3 , H_3AsO_3 , HCN , HF , HClO ; основа $\text{Be}(\text{OH})_2$, $\text{Mg}(\text{OH})_2$, $\text{Fe}(\text{OH})_3$, всі нерозчинні основи та розчин амоніаку (NH_4OH).



$$K_{\text{дис}} = \frac{[Kt^+]^m \cdot [A^-]^n}{[KtA]}$$

де $[Kt^+]$ і $[A^-]$ – молярні концентрації відповідно катіонів і аніонів, а $[Kt_m A_n]$ – молярна концентрація недисоційованих молекул.

Закон розведення Оствальда: у міру розведення розчину (тобто зменшення концентрації електроліту) ступінь його електролітичної дисоціації підвищується.

$$K_{\text{дис}} = \alpha^2 C_{\text{м}}, \text{ звідки ступінь дисоціації } \alpha = \sqrt{\frac{K_{\text{дис}}}{C_{\text{м}}}}, C_{\text{м}} = \frac{K_{\text{дис}}}{\alpha^2}.$$

Водневий показник (рН) характеризує середовище, це десятковий логарифм молярної концентрації іонів Гідрогену у водному розчині, взятий з протилежним знаком: $\text{pH} = -\lg[H^+]$; $\text{pH} < 7$ – кисле середовище, $\text{pH} = 7$ – нейтральне середовище, $\text{pH} > 7$ – лужне середовище.

Іонний добуток води (K_w) – константа, яка характеризує дисоціацію води як слабкого електроліту: $K_w = [H^+] \cdot [OH^-] = 10^{-14}$.

Водневий показник є важливою характеристикою різних приро

Гідроліз солей – це омінна реакція між іонами слі та молекулул води. обмінного розкладу солей водою, в результаті чого утворюються Гідроген-іони (H^+) чи Гідроксид-іони (OH^-), що призводить до зміни характеру середовища.

Види гідролізу солей

Характеристика складу солі	Висновок про можливість перебігу гідролізу	Реакція середовища	Приклад формул солей, рівняння гідролізу
сіль, утворена катіонами сильної основи та аніонами сильної кислоти	гідроліз не відбувається	pH=7	NaCl, K ₂ SO ₄ , LiNO ₃
сіль, утворена катіонами слабкої основи та аніонами сильної кислоти	гідроліз відбувається за катіоном	pH<7	CuCl ₂ , Fe ₂ (SO ₄) ₃ , Al(NO ₃) ₃ , NH ₄ Cl NH ₄ ⁺ + H ₂ O ↔ NH ₄ OH + H ⁺
сіль, утворена катіонами сильної основи та аніонами слабкої кислоти	гідроліз відбувається за аніоном	pH>7	NaF, Na ₃ PO ₄ , NaCN CN ⁻ + H ₂ O ↔ OH ⁻ + HCN
сіль, утворена катіонами слабкої основи та аніонами слабкої кислоти	гідроліз відбувається за катіоном і за аніоном	pH≈7	CH ₃ COONH ₄ , NH ₄ F, Pb(CH ₃ COO) ₂ NH ₄ ⁺ + CH ₃ COO ⁻ + H ₂ O ↔ NH ₄ OH + CH ₃ COOH

Таким чином, для солей, утворених катіонами слабкої основи та аніонами слабкої кислоти, гідроліз відбувається з утворенням двох слабких електролітів, а pH середовища відповідає нейтральному.

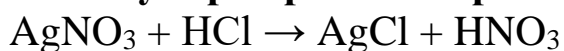
Іонообмінні реакції

Хімічні реакції в розчинах електролітів відбуваються між іонами називаються іонообмінними. Рівняння таких реакцій записують в молекулярній, повній іонно-молекулярній і короткій іонно-молекулярній формах. При складанні рівнянь реакцій в іонно-молекулярній формі формули малорозчинних сполук, газів, слабких електролітів і комплексних сполук пишуть у вигляді недисоційованих часток.

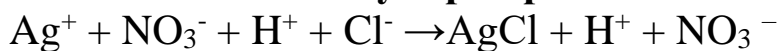
Іонообмінні реакції являються необоротними, ідуть зліва направо, до кінця, якщо внаслідок взаємодії між іонами:

1) Утворюється осад малорозчинної сполуки:

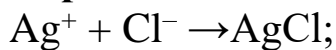
Молекулярне рівняння реакції:



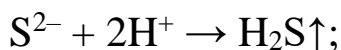
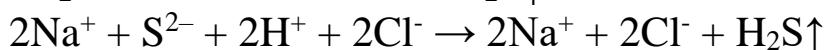
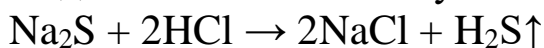
Повне іонно-молекулярне рівняння:



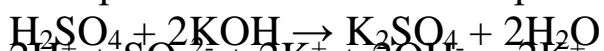
Коротке іонно-молекулярне рівняння:



2) Виділяється летка сполука:



3) Утворюється слабкий електроліт:



Приклади тестових завдань з теми

1. Ступінь дисоціації слабого електроліту лежить в межах:

а) менше 0,03 б) 0,03 – 0,3 в) 0,3 – 1

2. Лужне середовище має значення рН

а) рН = 7 б) рН < 7 в) рН > 7

3. Іонний добуток води має значення:

а) $1 \cdot 10^{-12}$ б) $1 \cdot 10^{12}$ в) $1 \cdot 10^{-14}$ г) $1 \cdot 10^{14}$

4. Вираз константи дисоціації слабкої кислоти HNO_2 :

а) $K = \frac{[\text{HNO}_2]}{[\text{NO}_2^-] + [\text{H}^+]}$ б) $K = \frac{[\text{HNO}_2]}{[\text{NO}_2^-] \cdot [\text{H}^+]}$

в) $K = \frac{[\text{HNO}_2]}{[\text{NO}_2^-] \cdot [\text{H}^+]}$ г) $K = \frac{[\text{H}^+] \cdot [\text{NO}_2^-]}{[\text{HNO}_2]}$

5. Розчин в якому фенолфталеїн має малинове забарвлення:

а) MgCl_2 б) $\text{CH}_3\text{COONH}_4$ в) K_2S г) $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$

6. Кислотне середовище має значення рН

а) рН = 7 б) рН < 7 в) рН > 7

7. Вираз константи дисоціації слабкої основи NH_4OH :

- а) $K = \frac{[\text{NH}_4\text{OH}]}{[\text{OH}^-] + [\text{NH}_4^+]}$
б) $K = \frac{[\text{NH}_4\text{OH}]}{[\text{NH}_4^+] + [\text{OH}^-]}$
в) $K = \frac{[\text{NH}_4\text{OH}]}{[\text{OH}^-] \cdot [\text{NH}_4^+]}$
г) $K = \frac{[\text{NH}_4\text{OH}]}{[\text{OH}^-] \cdot [\text{NH}_4^+]}$

8. В розчині солі CuCl_2 спостерігається середовище:

- а) $\text{pH} > 7$ б) $\text{pH} < 7$ в) $\text{pH} = 7$ г) $\text{pH} \approx 7$

9. Зв'язок константи та ступеня дисоціації:

- а) $K = \alpha C$ б) $K = \alpha C / (1 - \alpha)$ в) $K = (1 - \alpha) C$ г) $K = \alpha^2 C$

10. У водному розчині кислу реакцію матиме:

- а) натрій ацетат б) амоній хлорид
в) натрій карбонат г) натрій гідрогенфосфат
д) натрій дигідрогенфосфат

11. Виберіть визначення ступеня дисоціації:

- а) кількість дисоційованих молекул в 1 літрі розчину;
б) відношення загальної кількості молекул у розчині до кількості дисоційованих молекул;
в) відношення кількості дисоційованих молекул до загальної кількості молекул розчиненої речовини;
г) кількість дисоційованих молекул, що припадає на 1 молекулу розчинника.

12. Виберіть частинки, завдяки яким розчин проводить електричний струм:

- а) молекули розчиненої речовини б) електрони
в) іони г) молекули полярного розчинника

13. Виберіть речовину, яка дисоціює при розчиненні у воді:

- а) глюкоза б) оцтова кислота
в) цукор г) спирт

14. Вкажіть речовину, при внесенні якої в кислі ґрунти зниження кислотності ґрунту не відбувається:

- а) фосфоритне борошно (містить фосфати, оксид та карбонат кальцію);
б) доломітове борошно (містить кальцій і магній карбонати);
в) вапняк (містить кальцій карбонат);
г) аміачна селітра (містить амоній нітрат).

15. До електролітів відносять:

- а) водень; б) глюкоза;
в) вуглекислий газ; д) калій бромід.

Приклади виконання типових завдань

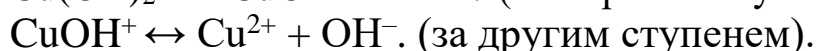
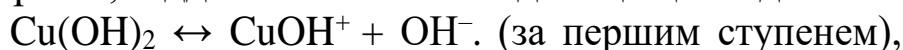
Приклад 1. Написати рівняння дисоціації для таких речовин:
а) натрій гідроксиду; б) хлоридна кислота; в) купрум(II) гідроксид;
г) ферум(III) сульфат.

Розв'язання

а) Натрій гідроксид – луг, належить до сильних електролітів і піддається у розчинах повній дисоціації: $\text{NaOH} \rightarrow \text{Na}^+ + \text{OH}^-$.

б) Хлоридна (соляна) кислота – сильний електроліт, тому в водних розчинах дисоціює практично повністю: $\text{HCl} \rightarrow \text{H}^+ + \text{Cl}^-$.

в) Купрум(II) гідроксид – це малорозчинна речовина, слабкий електроліт, піддається частковій дисоціації за двома ступенями:



г) Ферум(III) сульфат – сильний електроліт, добре розчинна сіль, тому дисоціює повністю, в одну стадію:



Приклад 2. Розрахуйте ступінь дисоціації дигідроген сульфідної кислоти за першим ступенем у 0,1 М розчині, якщо константа дисоціації для цього ступеня дорівнює $1,1 \cdot 10^{-7}$.

Розв'язання

Константа дисоціації ($K_{\text{д}}$) та ступінь дисоціації (α) слабого електроліту пов'язані між собою співвідношенням (закон розведення Оствальда)

$$K_{\text{дис}} = \frac{\alpha^2 \cdot C_{\text{м}}}{1 - \alpha}, \text{ де } C_{\text{м}} \text{ – молярна концентрація електроліту, моль / л.}$$

У випадку дуже розведених розчинів (дуже слабких електролітів) ($\alpha \ll 1$) вираз закону Оствальда спрощують $K_{\text{дис}} = \alpha^2 C_{\text{м}}$.

$$\text{H}_2\text{S} \text{ дуже слабка, тому } \alpha = \sqrt{\frac{K_{\text{дис}}}{C_{\text{м}}}} = \sqrt{\frac{1,1 \cdot 10^{-7}}{0,1}} = 1,05 \cdot 10^{-3}$$

Відповідь: $1,05 \cdot 10^{-3}$.

Приклад 3. Обчислити рН в розчині HCl з молярною концентрацією кислоти 0,1 моль/л.

Розв'язання

$\text{pH} = -\lg [\text{H}^+]$; Оскільки HCl сильний електроліт, то $[\text{H}^+] = C_{\text{м}}(\text{HCl}) = 0,1$ моль/л; $\text{pH} = -\lg 0,1 = 1,0$.

Відповідь: 1,0.

Приклад 4. Обчислити рН в розчині NaOH для приготування якого взяли 0,5 г твердого луѓу і утворили 200 мл розчину.

Розв'язання:

Для розрахунку рН використовується молярна концентрація електроліту

$$C_M = \nu/V; \nu(\text{NaOH}) = m/M;$$

$$\nu(\text{NaOH}) = 0,5/40 = 0,0125 \text{ моль};$$

$$C_M = 0,0125/0,20 = 0,0625 \text{ моль/л};$$

Для NaOH – сильного електроліту відбувається повна дисоціація, тому:

$$[\text{OH}^-] = C_M(\text{NaOH}) = 0,0625 \text{ моль/л};$$

Знаходимо концентрацію іонів OH^- , використовуючи формулу

$$K_w = [\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-] = 10^{-14};$$

$$[\text{H}^+] = 10^{-14}/[\text{OH}^-] = 10^{-14}/0,0625 = 1,6 \cdot 10^{-13} \text{ (моль/л)}.$$

$$\text{pH} = -\lg [\text{H}^+] = -\lg 1,6 \cdot 10^{-13} = 12,8 \text{ (лужне середовище)}.$$

Відповідь: 12,8.

Приклад 5. Обчисліть рН в розчині ацетатної кислоти з молярною концентрацією 0,05 моль/л. $K_{\text{дис}}(\text{CH}_3\text{COOH}) = 1,75 \cdot 10^{-5}$

Розв'язання

Ацетатна (оцтова) кислота є слабким електролітом.



$$K_{\text{дис}}(\text{CH}_3\text{COOH}) = [\text{H}^+] \cdot [\text{CH}_3\text{COO}^-]/C_M; \text{ або } [\text{H}^+]^2/C_M;$$

$$\text{звідки } [\text{H}^+] = \sqrt{K_{\text{дис}} \cdot C_M} = \sqrt{1,75 \cdot 10^{-5} \cdot 0,05} = 9,35 \cdot 10^{-4} \text{ моль/л}.$$

$$\text{pH} = -\lg 9,35 \cdot 10^{-4} = 3,0.$$

Відповідь: 3,0.

Приклад 6. Скласти молекулярні та іонно-молекулярні рівняння реакцій, що протікають при змішуванні розчинів KOH та HCl.

Розв'язання

При змішуванні розчинів луѓу і кислоти відбувається реакція нейтралізації:



Завдання для самопідготовки

1. Вказати електроліти серед наступних речовин: KOH, CaCl₂, CH₃OH, HNO₃, C₂H₅COOH, C₁₂H₂₂O₁₁, ZnSO₄, Ba(OH)₂.
2. Визначити серед електролітів сильні та слабкі: H₂SiO₃, NaOH, Ca(NO₃)₂, H₂S, CH₃COOH, Al(OH)₃, KH₂PO₄, CuOHCl, Na₂SO₄, NH₄OH.
3. Написати рівняння дисоціації для таких речовин: NiCl₂, K₂CO₃, Al(NO₃)₃, NaOH, KOH, HCl, H₂SO₄, MgSO₄, CuSO₄, CuCl₂, FeCl₂, Al(OH)₃, (NH₄)₂SO₃.
4. Концентрація ціанід-іонів в 1 М розчині синильної (ціанідної, HCN) кислоти дорівнює $2 \cdot 10^{-5}$ моль/л. Визначте ступінь і константу дисоціації кислоти.
5. Обчисліть константу дисоціації оцтової кислоти, якщо ступінь її дисоціації в 0,1 М розчині дорівнює 1,32 %.
6. Визначте ступінь дисоціації 0,05 М розчину нітритної кислоти, якщо константа диссоціації її становить $5 \cdot 10^{-4}$.

Константа дисоціації кислоти А дорівнює $K_{\text{дис}}$. Визначте ступінь її дисоціації в розчині з молярною концентрацією $C_{\text{м}}$.

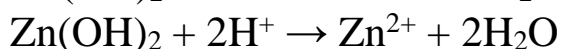
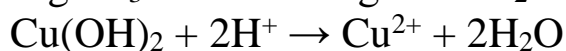
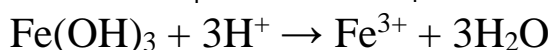
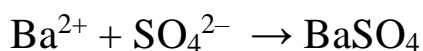
Ступінь дисоціації кислоти А в розчині з молярною концентрацією $C_{\text{м}}$, дорівнює α . Визначте константу дисоціації кислоти А, та порівняйте з табличною.

Для якої концентрації розчину ступінь дисоціації кислоти А дорівнює α ?

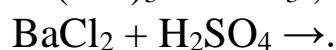
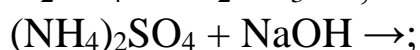
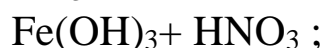
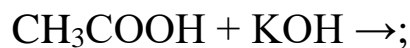
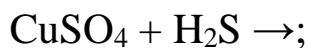
№ задачі	№ варіанта	Кислота А	$K_{\text{дис}}$	$C_{\text{м}}$, моль/л	
7.1	1	HNO ₂	$4,0 \cdot 10^{-4}$	$5,0 \cdot 10^{-2}$	
	2	HCOOH	$1,8 \cdot 10^{-4}$	$2,0 \cdot 10^{-3}$	
7.2	1	C ₃ H ₇ COOH		$5,0 \cdot 10^{-3}$	$5,5 \cdot 10^{-2}$
	2	HOCl		$2,0 \cdot 10^{-2}$	$1,6 \cdot 10^{-3}$
7.3	1	HF	$6,6 \cdot 10^{-4}$		$5,0 \cdot 10^{-2}$
	2	HCN	$7,9 \cdot 10^{-10}$		$2,0 \cdot 10^{-3}$

8. Ступінь дисоціації мурашиної кислоти HCOOH у деякому розчині становить 3,0%. Розрахуйте концентрацію іонів Гідрогену в розчині в молях на літр та рН розчину, якщо її константа дисоціації становить $1,8 \cdot 10^{-4}$.

9. Обчисліть ступінь дисоціації та концентрації іонів OH^- в 0,1 М розчині NH_4OH ($K_{\text{дис}} = 1,77 \cdot 10^{-5}$).
10. Розрахувати рН розчину HCl з молярною концентрацією 0,002 моль/л.
11. Розрахувати рН розчину H_2SO_4 з молярною концентрацією 0,005 моль/л.
12. Розрахувати рН розчину KOH з молярною концентрацією 0,001 моль/л.
13. Розрахувати рН розчину хлоридної кислоти, 600 мл якого містить 12 г HCl .
14. Розрахувати рН розчину натрій гідроксиду, 400 мл якого містить 1,6 г NaOH .
15. Складіть молекулярне рівняння реакції між речовинами, які у водних розчинах взаємодіють за такою схемою:



Написати молекулярні та іонні рівняння наступних іоннообмінних реакцій:



16. Скласти рівняння гідролізу для запропонованих солей, вказати реакцію середовища. KCH_3COO , NaCl , Na_2CO_3 , KNO_3 , NH_4Cl , CuCl_2 , CaCl_2 , FeSO_4 , NH_4CN , NH_4NO_3 , $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$, $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$, $(\text{NH}_4)_3\text{PO}_4$, NaCN , K_2S , Na_3PO_4 , NH_4Br , $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$, $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$, $\text{Fe}(\text{CH}_3\text{COO})_2$, $\text{Fe}(\text{CN})_2$, NH_4F , CrCl_3 .

ОСНОВИ ЕЛЕКТРОХІМІЇ. ОКИСНО-ВІДНОВНІ РЕАКЦІЇ

Практичне заняття 6

Окисно-відновні реакції (ОВР) – це хімічні процеси, які супроводжуються передачею електронів, при цьому відбуваються зміна ступенів окиснення у атомів одного чи декількох елементів.

Для знаходження ступенів окиснення атомів елементів у сполуці спираються на певні **правила визначення ступенів окиснення**.

1. Атоми елементів у простій речовині мають ступінь окиснення, що дорівнює нулю O_2^0, Fe^0 ,

2. Ступінь окиснення атомів Оксигену в більшості речовинах дорівнює -2 , (але в H_2O_2 ступінь окиснення Оксигену дорівнює -1)

3. Атоми Гідрогену у речовинах мають ступінь окиснення $+1$, крім гідридів активних металів.

4. Атоми Флуору F як найбільш електронегативного елемента в речовинах завжди виявляють ступінь окиснення -1 .

5. Ступінь окиснення атомів лужних металів у речовинах дорівнює $+1$, а лужноземельних $+2$.

6. У нейтральних молекулах та кристалах алгебраїчна сума ступенів окиснення всіх атомів дорівнює нулю, а у будь-якому іоні – заряду іона.

7. *Вищий (максимальний) ступінь окиснення* для атомів більшості елементів, за невеликим винятком (елементи VIII групи, F, O, Br) визначається за номером групи періодичної системи. Однак цьому правилу не підкоряється частина d-елементів, а також деякі р-елементи.

8. *Нижчий (мінімальний) ступінь окиснення* для атомів елементів IVA-VIIA-підгруп розраховується із співвідношення: $\text{мін.ст.ок.} = (\text{№ групи} - 8)$.

Процес віддачі електронів, що супроводжується підвищенням ступеня окиснення елемента, називається **окисненням**. Частинка, яка віддає електрони і підвищує свій ступінь окиснення, називається **відновником**: $Fe^{2+} - 1e^- \rightarrow Fe^{3+}$; $H_2^0 - 2e^- \rightarrow 2H^+$.

Процес приєднання електронів, що супроводжується зниженням ступеня окиснення елемента, називається **відновленням**. Частинка, яка приєднує електрони і зменшує свій ступінь окиснення, називається **окисником**: $Ag^+ + 1e^- \rightarrow Ag^0$, $Br_2^0 + 2e^- \rightarrow 2Br^-$.

Для урівнювання ОВР застосовують *метод електронного*

балансу, тобто, кількість електронів, які віддає відновник має дорівнювати кількості електронів, які приймає окисник.

Різниця потенціалів на межі розділу метал-розчин електроліту називаються *електродним потенціалом* (ϕ , E).

Якщо всі метали розташувати в послідовності зростання їх електродного потенціалу, то утворюють так званий *електрохімічний ряд напруг металів*, або ряд активностей: Li, K, Ba, Sr, Ca, Na, La, Mg, Th, Be, Al, U, Pu, Np, Mn, Zn, Cr, Fe, Cd, Tl, Co, Ni, Sn, Pb, [H], Bi, Cu, Hg, Ag, Pd, Pt, Au.

Приклади тестових завдань з теми

1. Безумовний окисник:

- а) речовина, яка може тільки приєднувати електрони
- б) речовина, яка може тільки віддавати електрони
- в) речовина, яка може тільки збільшувати свій ступінь окиснення
- г) речовина, яка може як приєднувати так і віддавати електрони

2. Безумовний відновник:

- а) речовина, яка може тільки приєднувати електрони
- б) речовина, яка може тільки віддавати електрони
- в) речовина, яка може тільки зменшувати свій ступінь окиснення
- г) речовина, яка може як приєднувати так і віддавати електрони

3. В реакції $\text{HCl} + \text{HNO}_3(\text{конц}) \rightarrow \text{NOCl} + \text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O}$ окисником є:

- а) HCl б) $\text{HNO}_3(\text{конц})$ в) NOCl г) Cl_2

4. В реакції $\text{H}_2\text{S} + \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{S} + \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$ відновником є:

- а) H_2S б) $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ в) H_2SO_4 г) S д) $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$

5. Сума коефіцієнтів у рівнянні реакції

$\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{HCl} \rightarrow \text{CrCl}_3 + \text{KCl} + \text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O}$ дорівнює:

- а) 19 б) 23, в) 29, г) 32, д) 41

6. Сума коефіцієнтів у рівнянні реакції

$\text{KClO}_3 + \text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 \rightarrow \text{K}_2\text{CO}_3 + \text{ClO}_2 + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$ дорівнює:

- а) 8 б) 13 в) 17 г) 21 д) 29

7. Сума коефіцієнтів у рівнянні реакції

$\text{Br}_2 + \text{KOH} + \text{Cl}_2 \rightarrow \text{KCl} + \text{KBrO}_3 + \text{H}_2\text{O}$ дорівнює:

- а) 22 б) 26 в) 31 г) 36 д) 49

8. У сполуках NH_3 , N_2O , NO_2 , N_2O_5 Нітроген має ступені окиснення:

- а) -3, +2, +4, +5 відповідно б) -3, +1, +2, +5 відповідно
- в) -3, +1, +4, +5 відповідно г) +3, +1, +4, +5 відповідно

Приклади виконання типових завдань

Приклад 1. Підібрати коефіцієнти у схемі окисно-відновної реакції $\text{HCl} + \text{KMnO}_4 \rightarrow \text{Cl}_2 + \text{MnCl}_2 + \text{KCl} + \text{H}_2\text{O}$ методом електронного балансу. Вкажіть окисник, відновник; процес відновлення та окиснення.

Розв'язання

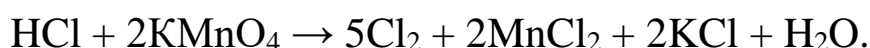
Визначаємо, які елементи змінюють ступені окиснення:
 $\text{H}^{+1}\text{Cl}^{-1} + \text{K}^{+1}\text{Mn}^{+7}\text{O}_4^{-2} \rightarrow \text{Cl}_2^0 + \text{Mn}^{+2}\text{Cl}_2^{-1} + \text{K}^{+1}\text{Cl}^{-1} + \text{H}^{+1}_2\text{O}^{-2}$.

Ступені окиснення змінюють $\text{Mn}^{+7} \rightarrow \text{Mn}^{+2}$ і $\text{Cl}^{-1} \rightarrow \text{Cl}^0$.
 Окисником є Mn^{+7} (KMnO_4), відновником – Cl^{-1} (HCl).

Складаємо електронні рівняння:

	Кількість електронів	НСК	Коефіцієнти
$\text{Mn}^{+7} + 5e = \text{Mn}^{+2}$	5	10	2
$2\text{Cl}^{-1} - 2e = \text{Cl}_2^0$	2		5

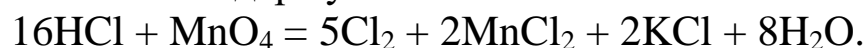
Коефіцієнти перед KMnO_4 , MnCl_2 і KCl – 2, перед Cl_2 – 5:



Коефіцієнт перед HCl знаходимо, виходячи з того, що у правій частині рівняння міститься $10 + 4 + 2 = 16$ атомів Cl , а у правій – лише один. Тому перед HCl слід поставити коефіцієнт 16.

Кількість атомів H до реакції 16 (у складі HCl), а після – 2, тому коефіцієнт перед H_2O – 8.

Остаточнo одержуємо:

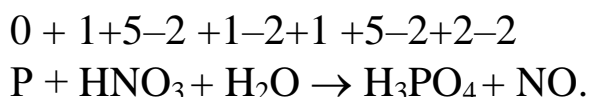


Перевіряємо кількість усіх атомів до і після реакції, щоб переконатись, що рівняння складене правильно.

Приклад 2. Підібрати коефіцієнти у схемі окисно-відновної реакції: $\text{P} + \text{HNO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_3\text{PO}_4 + \text{NO}$ методом електронного балансу.

Розв'язання

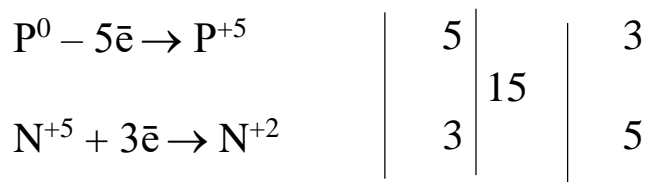
Визначимо ступені окиснення всіх елементів:



Ступінь окиснення змінили Фосфор та Нітроген. Фосфор віддає електрони, ступінь його окиснення підвищується з 0 до (+5), він – відновник. Нітроген приймає 3 електрони, змінюючи ступінь окиснення з (+5) до (+2). Нітратна кислота – окисник.

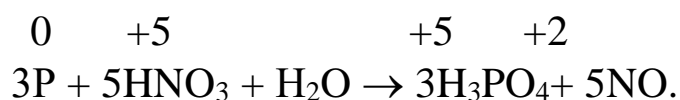
Для знаходження основних коефіцієнтів застосовують схему електронного балансу. В її основу покладене твердження про те, що кількість електронів, яку віддає відновник, повинна дорівнювати кількості електронів, приєднаних окисником.

Схему електронного балансу записують так:



Щоб кількість електронів, які приєднує окисник, дорівнювала кількості електронів, що віддає відновник, треба знайти найменше спільне кратне цих двох чисел (для 5 і 3 – це 15, а основними коефіцієнтами будуть 3 для Фосфору і 5 для Нітрогену).

Підставимо коефіцієнти у схему:



Тепер треба підрахувати кількість атомів Гідрогену в лівій і правій частинах схеми реакції. Ця кількість неоднакова, але не можна змінювати коефіцієнти перед окисником чи відновником, бо це порушить електронний баланс. Тому кількість атомів Гідрогену треба зробити однаковою, поставивши коефіцієнт 2 перед формулою води. Остаточно рівняння реакції матиме такий вигляд:



Правильність написання рівняння перевіряють підрахунком кількості атомів Оксигену: у лівій частині рівняння їх $5 \cdot 3 + 2 \cdot 1 = 17$; у правій – $3 \cdot 4 + 5 \cdot 1 = 17$. Отже, рівняння складене правильно.

Завдання для самопідготовки

1. Визначити величину ступеня окиснення в елементах слідуєчих сполук: KCl, KClO₃, H₂O, NH₄Cl, H₂SO₃, NH₄OH, NiCl₂, RbNO₃, BaS, HCOOK, H₂SO₄, HCOONa, H₂O, KNO₃, Na₂CO₃, NH₄OH, AlCl₃, CrO₃, MnO₂.
2. Яким з хімічних частинок, притаманні тільки окисні, або тільки відновні, або як окисні, так і відновні властивості: а) KMnO₄, MnO₂, V₂O₅, KI; б) KClO₄, Na₂S, Na₂O₂, Zn; в) Na₂SO₃, Be, NO, K₂Cr₂O₇; г) PbO₂, HNO₃, N₂, H₂S.
3. Підберіть коефіцієнти у рівняннях окисно-відновних реакцій. Методом електронного балансу вказати процеси окиснення та відновлення, окисник та відновник:

В-т	Схеми окисно-відновних реакцій
1	$I_2 + Cl_2 + H_2O \rightarrow HIO_3 + HCl$
2	$Cr_2(SO_4)_3 + Br_2 + NaOH \rightarrow Na_2CrO_4 + NaBr + Na_2SO_4 + H_2O$
3	$CrCl_2 + HNO_{3(конц.)} \rightarrow Cr(NO_3)_3 + NO_2 + HCl + H_2O$
4	$KNO_2 + K_2Cr_2O_7 + HNO_3 \rightarrow KNO_3 + Cr(NO_3)_3 + H_2O$
5	$Cr_2O_3 + Na_2CO_3 + O_2 \rightarrow Na_2CrO_4 + CO_2$
6	$SO_2 + K_2Cr_2O_7 + H_2SO_4 \rightarrow K_2SO_4 + Cr_2(SO_4)_3 + H_2O$
7	$MnO_2 + NH_3 \rightarrow Mn_2O_3 + N_2 + H_2O$
8	$KI + KMnO_4 + H_2SO_4 \rightarrow MnSO_4 + I_2 + K_2SO_4 + H_2O$
9	$Zn + KMnO_4 + H_2SO_4 \rightarrow ZnSO_4 + MnSO_4 + K_2SO_4 + H_2O$
10	$H_2S + K_2Cr_2O_7 + H_2SO_4 \rightarrow SO_2 + K_2SO_4 + Cr_2(SO_4)_3 + H_2O$
11	$Ni(OH)_2 + Cl_2 + KOH_{(конц.)} \rightarrow NiO(OH) + KCl + H_2O$
12	$CrCl_3 + Br_2 + KOH \rightarrow K_2CrO_4 + KBr + KCl + H_2O$
13	$Sb_2O_3 + Br_2 + KOH \rightarrow KSbO_3 + KBr + H_2O$
14	$Mg + K_2Cr_2O_7 + H_2SO_4 = Cr_2(SO_4)_3 + MgSO_4 + K_2SO_4 + H_2O$
15	$NaCrO_2 + H_2O_2 + NaOH \rightarrow Na_2CrO_4 + H_2O$

Рекомендована література

Основна:

1. Загальна та неорганічна хімія: У 2-х ч./О.М. Степаненко, Л.Г. Рейтер, В.М. Ледовских, С.В. Іванов. – К.: Пед. Преса, 2002.–Ч.І.– 520с.;–Ч.ІІ.– 544с.
2. Григор'єва В.В., Самійленко В.М., Сич А.М. Загальна хімія. – К.:Вища шк., 1991. – 431 с.

Додаткова:

1. Левітін Є.Я., Бризицька А.М., Ключова Р.Г. Загальна та неорганічна хімія. – Вінниця: Нова книга, 2003. – 464 с.
2. Марчук Г.П., Білша Т.А. Геохімія доквілля:[навч. посібник].– Херсон: Олдіплюс. – 2013. – 242с.

Експериментальна частина

Лабораторне заняття 3

Дослід 1. Окисні властивості речовин

а) Окисні властивості калій дихромату. Приготуйте у пробірці розчин калій дихромату, підкислений сульфатною кислотою, та додайте натрій сульфід. Відмітьте зміну кольору реакційної суміші. Про появу яких іонів свідчить цей колір? Написати рівняння реакцій.

б) Окисні властивості калій перманганату. Налийте в 3 пробірки по 1-2 мл розчину калій перманганату, в одну з них долейте такий же об'єм розведеної сульфатної кислоти, в другу – води, в третю – розчин лугу, а потім додайте натрій сульфід, Спостерігайте зміну забарвлення у кожній пробірці. Який ступінь окиснення набуває Манган у кожному середовищі?

На підставі проведених дослідів зробіть висновок про характер продуктів відновлення перманганат-іону залежно від рН середовища. В якому середовищі перманганат-іон виявляє найбільш високу окисну активність? Написати рівняння реакцій.

Дослід 2. Відновні властивості речовин

а) Відновлення іонів купрум(II) залізом

В пробірку з розчином купрум(II) сульфату занурити залізний цвях, який попередньо зачищений наждачним папером. Через кілька хвилин спостерігати виділену мідь на поверхні цвяху. Що при цьому відбувається? Скласти рівняння реакцій.

б) Відновні властивості сполук хрому(III)

До 2–3 мл солі хрому (III) додають надлишок розчину лугу і краплями бромну воду. Як змінюється колір розчину? Скласти

рівняння реакції.

Дослід 3. Окисно-відновна подвійність

а) Окисно-відновні властивості нітритів

До 1–2 мл розчину калій перманганату додайте 1–2 мл розведеної сульфатної кислоти, а потім по краплях – розчин натрій нітриту до повного знебарвлення розчину. Яка функція переважає у поведінці нітратів (III) – окисна чи відновна? Мотивуйте відповідь на основі значень окисно-відновних потенціалів систем, що досліджуються.

б) Окисно-відновні властивості гідроген пероксиду

До 2–3 мл калій йодиду додайте стільки ж розведеної сульфатної кислоти та по краплях – розчин гідроген пероксиду. Яка речовина утворилася і як її можна виявити?

ОСНОВИ ГЕОХІМІЇ. ГЕОХІМІЧНІ КЛАСИФІКАЦІЇ ЕЛЕМЕНТІВ. РОЗПОВСЮДЖЕННЯ ХІМІЧНИХ ЕЛЕМЕНТІВ У ЗЕМНІЙКОРІ

Практичне заняття 7

У сучасному розумінні *геохімія* є наукою про процеси міграції, концентрації і розсіювання хімічних елементів у різних природних об'єктах – оболонках Землі, гірських породах, ґрунтах, поверхневих і підземних водах.

В гірській породі, природних водних розчинах та атмосфері хімічним аналізом можна зафіксувати присутність 85 хімічних елементів. Ще п'ять – Rn, Ra, Ac, Po, Ne можуть бути зафіксовані як продукти радіактивного розпаду U та Th в їхніх рудах. Геохімічна класифікація хімічних елементів, запропонована В.М. Гольдшмідтом в 1933 році, враховує також і будову атомів: основний поділ хімічних елементів робиться за їх асоціативністю із континентальними породами (літофільність), із багатими залізом породами (сидерофільність), можливістю формувати сульфіди (халькофільність), нагромадженням в атмосфері або у низькотемпературних водних розчинах (морська, річкова вода, підземні води) – атмофільність і гідрофільність.

Атоми *літофільних* (від грецького *lithos* – камінь) елементів концентруються в оксидних і силікатних фазах і мають в іонізованому вигляді будову аналогічну атомам інертних газів; літофіти (54 елементи) утворюють іони с 8-електронною оболонкою (Na, Mg, Al, Si, K, Ca та ін.). *Халькофільні* (від грецького *chalkos* – мідь) елементи, утворюють сполуки із сіркою та її аналогами (Se, Te, As) належать до елементів побічних груп Періодичної системи із

заповненою 18-атомною оболонкою, що передує валентній оболонці; халькофіли (19 елементів) мають іони з 18-електронною оболонкою (Cu, Zn, Pb, Ag, Hg, Sb, As та ін.). **Сидерофіли** (від грец. *sideros* – залізо) – перехідні метали із незаповненою d-оболонкою, утворюють металічну фазу метеоритів і мабуть земне ядро; іони сидерофілів (11 елементів) мають 8 – 18-електронну оболонку (Fe, Ni, Co, платиноїди та ін.). **Атмофільні** (від грец. *atmos* -повітря) – інертні гази і азот, що утворює саму міцну із двоатомних молекул N₂; атмофіли мають атоми з 8-електронною оболонкою (інертні гази).

Класифікація Гольдшмідта широко використовується в геохімії; принципи цієї класифікації розвивалися в роботах Беуса та Вернадського та інших геохіміків.

Додатково Вернадський запропонував виділяти **циклічні елементи**, що відіграють важливу роль у поверхневих геохімічних циклах, **благородні** (не схильні до формування хімічних сполук в природі) та **радіоактивні** елементи.

Літофільні:

- циклічні Be, B, Na, K, Si, Al, Ti, Mg, Ca, Cr, Mn, Sr, Zr, Ba, P, W
- розсіяні Li, Br, Rb, Nb, Cs, Ta,
- сильно радіоактивні U, Th, Ra, Ac, Pa

Сидерофільні:

- циклічні Fe, Co, Ni, Mo, P
- благородні Pt, Rh, Ru, Ir, Re, Os

Халькофільні:

- циклічні S, Cu, Ag, Pb, Zn, Sn, Sb, Se, Te, Hg
- благородні Au, Pd
- розсіяні In

Атмофільні:

- циклічні C, O, N, H
- інертні гази He-Kr
- сильно радіоактивні Rn

Гідрофільні: O, H, Cl, Br, I, S

Практична робота

Завдання роботи: на кривій атомних об'ємів (рис. 1) зафарбувати відповідно коло елементів наступними кольорами: **атмофільні** – блакитним, **літофільні** – жовтим, **халькофільні** – жовто-гарячим, **сидерофільні** – червоним.

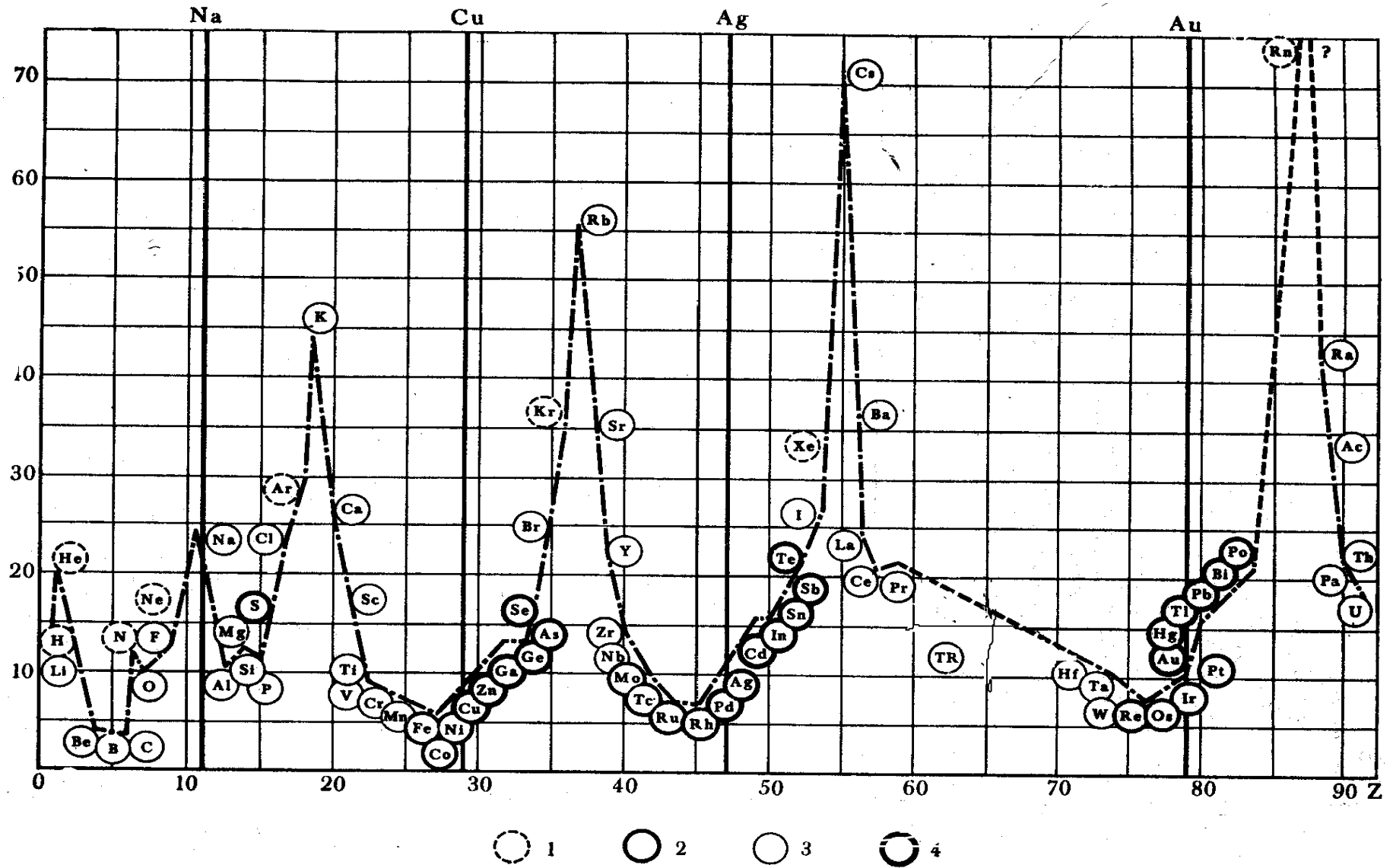


Рисунок 1. Крива періодичної залежності атомних об'ємів елементів від їх порядкового номера

КЛАРКИ ЗЕМНОЇ КОРИ

Практичне заняття 8

Теоретична частина

Земна кора – це кам'яна кора (літосфера), океанські та внутрішні води (гідросфера), а також повітряна оболонка (атмосфера). На літосферу припадає 93,06 масових відсотків земної кори, на гідросферу – 6,91%, на атмосферу – 0,03%. Вміст елементів в земній корі показується масовими або атомними кларками. **Масовий кларк** – це масовий процент, тобто маса елемента відносно маси всіх елементів в земній корі. **Атомний кларк** – це кількість атомів певного елемента відносно загальної кількості атомів всіх елементів.

Вміст елементів в земній корі представлений у таблиці 1.

№ з/п	Елемент	Масовий кларк	Загальний процент	№ з/п	Елемент	Масовий кларк	Загальний процент	
1	Оксиген	49,50	99,51	16	Нітроген	0,030	0,46	
2	Силіцій	25,80		17	Рубідій	0,029		
3	Алюміній	7,57		18	Флюор	0,028		
4	Ферум	4,70		19	Барий	0,026		
5	Кальцій	3,38		20	Цирконій	0,021		
6	Натрій	2,63		21	Хром	0,019		
7	Калій	2,41		22	Нікол	0,015		
8	Магній	1,95		23	Стронцій	0,014		
9	Гідроген	0,88		24	Ванадій	0,014		
10	Титан	0,41		25	Цинк	0,012		
11	Хлор	0,19		26	Купрум	0,010		
12	Фосфор	0,09		27	Вольфрам	0,0064		
13	Карбон	0,087		28	Літій	0,0060		0,02
14	Манган	0,085		29	Церій	0,0043		
15	Сульфур	0,048		30	Кобальт	0,0037		
99,99%								

Таким чином 12 елементів складають основну масу земної кори – 99,51%, тоді як решта елементів (80), що існують у природі – 0,49%. 30 елементів складають практично всю масу земної кори – 99,97%, вони є поширеними і відповідають за життя на Землі. Елементи, вміст яких не перевищує 0,01-0,0001%, називають *рідкісними*. Якщо рідкісні елементи не утворюють власних мінералів, то їх називають «*рідкісними розсіяними*» (Br, In, Ra, U, Re, Hf, Se і ін.). Так, у Урану і Броду кларки майже однакові ($2,5 \cdot 10^{-4}$ і $2,1 \cdot 10^{-4}$), але Уран – рідкісний елемент, так як відомо 104 уранових мінерали і уранові родовища, а Брод – розсіяний (має лише один мінерал).

26 елементів – 99,97% – поширені хімічні елементи.

У геохімії є ще поняття «мікроелементи», яке означає елементи, що містяться в малих кількостях ($>0,01\%$) в даній системі. Так, Алюміній – мікроелемент в живому організмі і макроелемент в силікатних породах.

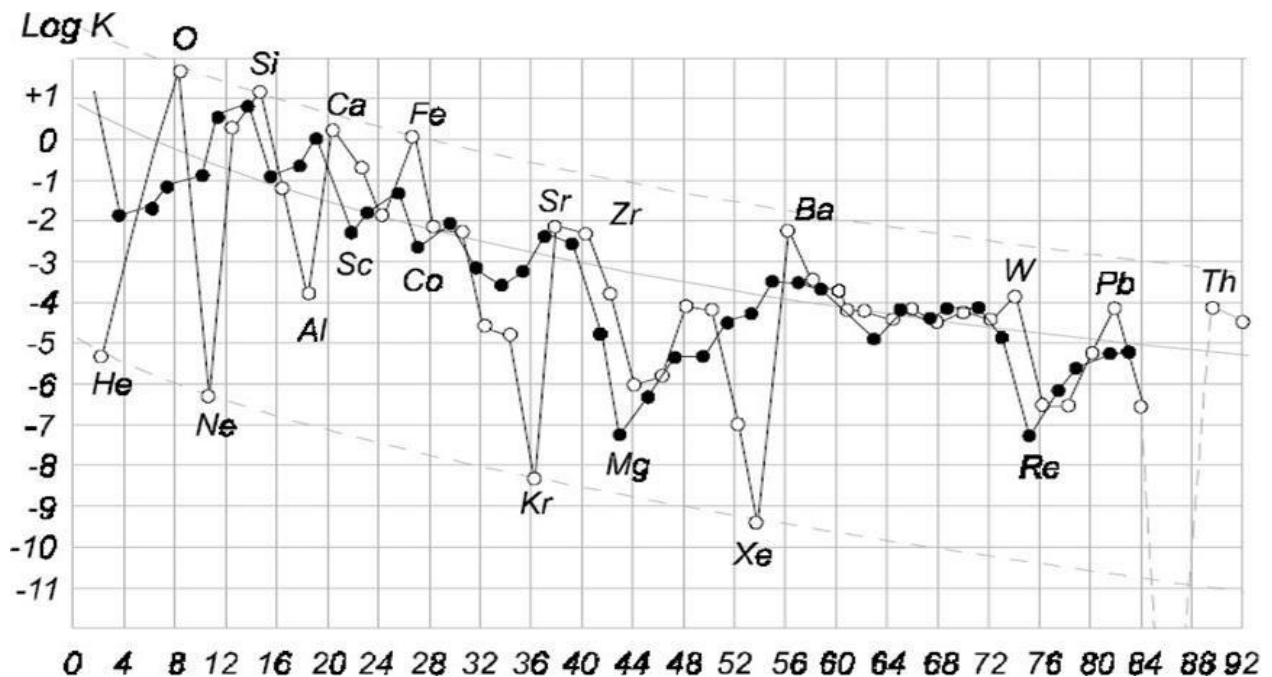
Встановлено, що кларки в основному не залежать від хімічних властивостей елементів. А як впливає на поширеність ядро елемента? Ще в 1923 р. *В.М. Гольдшмідт* сформулював *основний закон геохімії*: загальна поширеність елемента залежить від властивостей його атомного ядра, а характер розповсюдження – від властивостей зовнішньої електронної оболонки його атома.

Поширеність елемента і його характеристика пов'язані між собою. Найбільш поширені елементи з невеликою атомною масою, більш легкі, також елементи з парними порядковими номерами.

А.Е. Ферсман побудував графік залежності (рис. 2) атомних кларків для парних та непарних (за порядковим номером) елементів періодичної системи. Встановлено, що із ускладненням будови атомного ядра, кларки зменшуються. При цьому криві були не монотонними, а ломаними. Ферсман прочертив гіпотетичну середню лінію, яка плавно знижується по мірі збільшення порядкового номеру. Елементи, які дають піки вгору на кривій, вчений назвав – *надлишковими* (O, Si, Al, K, Ca, Fe, Sr, Zr, Sn, Ba, Pb та ін.), розташовані нижче – *недостатніми* (інертні гази He, Ne, Ar, Kr, Xe, потім і Be, B, Sc, Ge, Se, Ra, Rh, Pd, Ti, Re, Ir, Pt). Отже, в земній корі превалюють легкі атоми, що займають початкові клітини періодичної системи, ядра яких містять невелике число протонів та нейтронів. Найбільш поширені елементи в загальному обмежуються $Z=28$, більш важкі елементи становлять мізерну частину земної кори. Після Феруму ($Z = 26$) немає жодного розповсюдженого елемента.

На це вказував ще Д.І. Менделєєв. У 1869 р. одночасно з періодичним законом він сформулював правило: *елементи з малими атомними масами загалом більш розповсюджені, ніж важкі елементи*

Ферсман отримав графік залежності логарифмів атомних кларків від заряду ядра для парних і непарних елементів періодичної системи Д.І. Менделєєва (рис. 2).



Практична робота

Завдання роботи: на кривій А.Е. Ферсмана (рисунок 2) зафарбувати елементи наступними кольорами: *атмофільні* – блакитним, *літофільні* – жовтим, *халькофільні* – жовто-гарячим, *сідерофільні* – червоним.

Запитання для самоперевірки

1. Що визначає предмет геохімії?
2. . Хто з учених вніс найбільший внесок у розвиток геохімії?
3. Дайте визначення кларка.
4. . Які найбільш поширені елементи в земній корі?
5. Які елементи називають рідкісними , а які розсіяними ?
6. Що визначає поширеність елементів у земній корі?
7. Сформулюйте основні закони геохімії?
8. Чому деякі елементи, що мають невеликі атомні маси і парні номери, є широко поширеними?

Приклади тестових завдань з теми

1. Масовий кларк – це:

- а) кількість атомів певного елемента відносно загальної кількості атомів всіх елементів;
- б) це масовий відсоток, тобто маса елемента відносно маси всіх елементів в земній корі;
- в) загальна кількість атомів всіх елементів відносно кількості атомів певного елемента;
- г) це масовий відсоток, тобто маси всіх елементів в земній корі відносно маси елемента.

2. Літофіли мають іони з:

- а) 8-електронною оболонкою;
- б) 18-електронною оболонкою;
- в) 8-18-електронною оболонкою;
- г) 10-електронною оболонкою.

3. Вибрати ряд атмосферних елементів:

- а) S, Cu, Ag, Pb, Zn, Pb;
- б) O, H, Cl, Br, I, S
- в) He-Kr, N;
- г) Be, B, Na, K, Si, Al.

4. Скільки елементів складають основну масу земної кори (99,51%):

- а) 5
- б) 8
- в) 10
- г) 12

5. Атомний кларк – це:

- а) кількість атомів певного елемента відносно загальної кількості атомів всіх елементів;
- б) це масовий відсоток, тобто маса елемента відносно маси всіх елементів в земній корі;
- в) загальна кількість атомів всіх елементів відносно кількості атомів певного елемента;
- г) це масовий відсоток, тобто маси всіх елементів в земній корі відносно маси елемента.

6. Атмофіли мають іони з:

- а) 8-електронною оболонкою;
- б) 18-електронною оболонкою;
- в) 8-18-електронною оболонкою;
- г) 10-електронною оболонкою.

7. Вибрати ряд літофільних елементів:

а) S, Cu, Ag, Pb, Zn, Pb;

б) O, H, Cl, Br, I, S

в) He-Kr, N;

г) Be, B, Na, K, Si, Al.

8. Скільки елементів складають практично всю масу земної кори (99,97%):

а) 10

б) 12

в) 20

г) 30

ХІМІЧНІ ВЛАСТИВОСТІ НЕМЕТАЛІВ ЕЛЕМЕНТИ IV-A ТА VI-A ГРУПИ. КАРБОН І СИЛІЦІЙ. СУЛЬФУР

Практичне заняття 9

Теоретична частина

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 He, які належать до s-елементів. Для неметалів характерно приєднувати електрони, проявляючи окисні властивості. Найбільш вони виражені у елементів VI і VII груп.

Карбон і Силіцій належать до IV групи головної підгрупи періодичної системи елементів Д.І. Менделєєва. На зовнішньому енергетичному рівні атомів знаходиться по 4 електрони. Для них характерний ступінь окиснення +2; +4. Карбон і Силіцій – типові неметали, їх гідроксиди проявляють лише кислотні властивості (H_2CO_3 – карбонатна кислота і H_2SiO_3 – силікатна кислота). Елементи утворюють газоподібні водневі сполуки CH_4 – метан, SiH_4 – сілан, з киснем утворюють оксиди – CO – чадний газ (оксид карбону(II)), CO_2 – вуглекислий газ (оксид карбону IV), SiO_2 .

Сполуки Карбону з металами називаються карбідами, а Силіцію – силіцидами. Оксид CO – несолетворні. Діоксиди CO_2 і SiO_2 – це ангідриди відповідних кислот – H_2CO_3 , H_2SiO_3 . Обидві кислоти дуже слабкі і термічно нестійкі. Велике значення мають солі цих кислот – карбонати (Na_2CO_3 , K_2CO_3 , CaCO_3) і силікати (Na_2SiO_3 , K_2SiO_3 , CaSiO_3), гідрогенкарбонати (NaHCO_3 , $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$). Більшість карбонатів і силікатів погано розчиняються у воді. Водні розчини

карбонатів і силікатів мають лужну реакцію.

До найважливіших природних сполук Карбону належать карбонати: вапняк, мармур, крейда – CaCO_3 ; магнезит – MgCO_3 ; доломіт – $\text{CaCO}_3 \cdot \text{MgCO}_3$. Силіцій трапляється у зв'язаному вигляді – SiO_2 (кремнезем). Більшість гірських порід (кварц, слюда, польові шпати, пісок, глина) утворені силікатами: $\text{K}_2\text{O} \cdot \text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 6 \text{SiO}_2$ (польовий шпат).

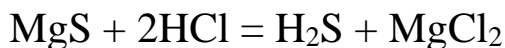
Сульфур належить до елементів VI групи головної підгрупи періодичної системи елементів.

Атоми елементів головної підгрупи у зовнішньому електронному шарі містять s^2p^4 -електрони. У Сульфуру валентними можуть бути не лише 3s і 3p, а й 3d-орбіталі. Тому в разі збудження атомів Сульфуру вони можуть містити до шести неспарених електронів.

Для Сульфуру зарактерні такі ступені окиснення: – 2 (сульфідна кислота, сульфіди); +4 (осид сульфуру (IV), сульфітна кислота, сульфіти); +6 (сульфатна кислота, сульфати).

Вміст Сульфуру в земній корі становить $5 \cdot 10^{-2}\%$. Сульфур в природі трапляється у вільному стані (самородна сірка). До найважливіших природних сполук Сульфуру належать сульфати: глауберова сіль – $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$; гіпс – $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$; сульфіди і полісульфіди – цинкова обманка ZnS ; мідний блиск – Cu_2S ; кіновар – HgS ; свинцевий блиск або галеніт – PbS , залізний колчедан або пірит – FeS_2 . Великі кількості сульфатів перебувають у розчиненому стані в природних водах. Сульфур входить до складу білкових речовин.

Газ H_2S одержують при взаємодії сульфідів металів з кислотами:



Пропускаючи газ сірководень через воду одержують сульфідну кислоту.

В хімічних рівняннях реакцій сульфіди проявляють тільки відновні властивості.

Приклади тестових завдань з теми

1. Виберіть електронну формулу атома елемента Карбону:

а) $1s^22s^22p^6$ б) $1s^22s^22p^4$ в) $1s^22s^22p^3$ г) $1s^22s^22p^2$

2. Виберіть хімічний елемент, для простої речовини якого характерне явище адсорбції:

а) Нітроген б) Карбон в) Сульфур г) Фосфор

3. Виберіть хімічний елемент, мінерал якого називається пірит:

а) Нітроген б) Сульфур в) Хлор г) Фосфор

4. Виберіть йон металічного елемента, який використовується для якісного визначення сульфат-іона:

а) Na^+ б) Mg^{2+} в) Cu^{2+} г) Ba^{2+}

5. Виберіть властивості, які має графіт:

а) окисник б) відновник
в) кислотна сполука г) основна сполука

6. Виберіть ступінь окиснення Силіцію в силікатній кислоті:

а) -2 б) -4 в) +2 г) +4

7. Виберіть формулу кремнезему:

а) $Cu_2(OH)_2CO_3$ б) $CaSiO_3$ в) SiO_2 г) SiC

8. Сульфіти мають властивості:

а) окисні б) відновні
в) окисно-відновні г) інертні речовини

9. Виберіть речовину X, яка вступила в реакцію за схемою:



а) $Fe(OH)_3$ б) $Fe(OH)_2$ в) Fe г) FeO

10. У сполуках H_2S , S , Na_2SO_3 , SO_3 Сульфур має ступені окиснення:

а) +2, 0, +4, +6 відповідно б) -2, +1, +4, +5 відповідно
в) -2, 0, +4, +6 відповідно г) +2, +3, +4, +6 відповідно

Завдання для самопідготовки

7. В якому ступені окиснення Сульфур може бути: а) лише відновником; б) лише окисником. Привести приклади реакцій та урівняти їх.

8. Визначте масу залізних ошурок, яку треба сплавити з 1 кг природного піриту, в якому міститься 80% FeS_2 для переведу останнього в ферум(II) сульфід.

9. Який об'єм (н.у.) сірководню можна одержати з технічного ферум(II) сульфідом масою 3 кг, в якому масова частка FeS

становить 95%.

10. При взаємодії 16 г розчину сірчаної кислоти з надлишком барій хлориду утворився осад масою 5,7 г. Визначте масову частку розчину кислоти.
11. Який об'єм кисню можна одержати з 23 кг технічного калій перманганату, масова частка в якому KMnO_4 становить 78%? Розрахунок об'єму кисню провести за н.у.
12. Цинк розчиняється в сірчаній кислоті різних концентрацій. Визначте в якому з трьох випадків: 30%-ний; 96%-ний розчин; 10%-ний розчин на одну й туж кількість цинку витрачається найбільша кількість кислоти?
6. При повному розкладі водою технічного кальцій карбїду масою 2 кг виділяється ацетилен об'ємом 487 л (25°C , 96 кПа). Визначте масову частку CaC_2 у зразку кальцій карбїду.
7. Яку масу вапняку з масовою часткою кальцій карбонату 80% треба використати, щоб одержати 120 л (25°C , 96 кПа) карбон діоксиду.
8. Доломіт, що має 23% домішок, масою 1 т прожарили і одержали $89 \text{ м}^3 \text{ CO}_2$ (н.у.). Визначте масову частку виходу вуглекислого газу.
9. При сплавленні природнього вапняку масою 150 г з чистим силїцій діоксидом утворився кальцій силїкат масою 145 г. Визначте вміст CaCO_3 у вапняку.
10. Написати формули речовин: вуглекислий газ, магній карбонат, чадний газ, харчова сода, кальцинована сода, кальцій гїдроген карбонат, кальцій карбїд, амонїй карбонат, калїй гїдроген карбонат.

ХІМІЧНІВЛАСТИВОСТІМЕТАЛІВ

Практичне заняття 10

Теоретична частина

Атоми металів, на відміну від атомів неметалів, мають значно більший розмір атомних радіусів. Тому вони легко віддають валентні електрони, виступаючи відновниками. Відновні властивості металів зростають в електрохімічному ряду напруг металів від Au до K.

Найактивнішими є метали головної підгрупи I групи s-елементи, які мають будову валентних електронів ns^1 (валентність

I), особливо Fr. Активними металами є також елементи головної підгрупи II групи s-елементи, які мають будову валентних електронів ns^2 (валентність II), найактивніший з яких Ca.

Атоми металів побічних підгруп мають, як правило, у зовнішньому електронному шарі 1-2 електрони, а в передзовнішньому – більше восьми і до вісімнадцяти. Для цих металів характерні різні ступені окиснення (залежно від кількості d-електронів на передзовнішньому енергетичному рівні).

Твердий агрегатний стан (за винятком ртуті), кристалічна структура, електро- та теплопровідність, специфічні механічні властивості (наприклад, пластичність). Вони непрозорі, мають металічний блиск. Метали відрізняються відношенням до електромагнітного поля. За цією властивістю вони поділяються на:

– феромагнітні метали – здатні намагнічуватися при дії слабких магнітних полів (наприклад, залізо, кобальт, нікель, гадоліній);

– парамагнітні метали – мають слабку здатність до намагнічування (алюміній, хром, титан та більша частина лантановидів);

– діамагнітні метали – не притягуються магнітом і навіть трохи відштовхуються від нього (наприклад, олово, мідь).

Метали, що знаходяться в електрохімічному ряду напруг до водню, відновлюють йони водню з розбавлених кислот (за винятком HNO_3): $2Al + 6HCl \rightarrow 2AlCl_3 + 3H_2\uparrow$; $Fe + 2HCl \rightarrow FeCl_2 + H_2\uparrow$.

При взаємодії з водними розчинами солей виконується таке правило: метали, які розташовані в електрохімічному ряду напруг ліворуч, відновлюють метали, що розташовані праворуч від них, з розчинів солей цих металів: $Zn + Pb(NO_3)_2 \rightarrow Zn(NO_3)_2 + Pb\downarrow$.

Приклади тестових завдань з теми

1. Виберіть рядок, в якому перелічені металічні елементи:
 - а) Купрум, Аргентум, Ферум, Гідроген, Станум
 - б) Натрій, Магній, Берилій, Сульфур, Калій
 - в) Нітроген, Гідроген, Флюор, Хлор, Фосфор
 - г) Купрум, Станум, Плюмбум, Кальцій, Берилій
2. Виберіть метал, що розміщується в ряду напруг до водню:
 - а) Cu
 - б) Zn
 - в) Au
 - г) Pt
3. Виберіть електронну формулу, яка належить атому металічного елемента:
 - а) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$
 - б) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$

- в) $1s^2 2s^2 2p^3$ г) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$
4. Виберіть метал, що витісняє залізо із розчину його солі:
а) срібло б) ртуть в) золото г) цинк
5. Виберіть місце лужно-земельних елементів у періодичній системі:
а) головна підгрупа I групи б) головна підгрупа II групи
в) головна підгрупа III групи г) головна підгрупа IV групи
6. Виберіть твердження, яке характеризує взаємодію лужних металів з водою:
а) реагують активно з утворенням гідроксидів та водню
б) реагують з утворенням кислот
в) реагують повільно з утворенням основних оксидів
г) реагують лише при нагріванні
7. Виберіть назву мінералу, що містить сполуку $KCl \cdot NaCl$:
а) галіт б) доломіт в) сильвініт г) ангідрит
8. Виберіть електронну формулу зовнішнього електронного шару атомів лужно-земельних металів:
а) ns^1 б) ns^2 в) $ns^2 np^1$ г) $ns^2 np^2$
9. Виберіть кислоту, в якій алюміній не розчиняється за звичайних умов:
а) HCl (конц) б) HNO_3 (розв) в) H_2SO_4 (розв) г) H_2SO_4 (конц)
10. Виберіть родину хімічних елементів, до яких належать Алюміній:
а) s-елементи б) p-елементи в) d-елементи г) f-елементи
11. Виберіть формулу сполуки, що є головним компонентом мінералу бокситу:
а) Al_2S_3 б) $Al_2(SO_4)_3$ в) $Al_2O_3 \cdot H_2O$ г) $AlCl_3$
12. Виберіть реактив для проведення якісної реакції на йони Fe^{3+} :
а) $K_3[Fe(CN)_6]$ б) $K_4[Fe(CN)_6]$ в) HNO_3 г) KCN
13. Виберіть реактив для проведення якісної реакції на йони Fe^{2+} :
а) $K_3[Fe(CN)_6]$ б) $K_4[Fe(CN)_6]$ в) $KSCN$ г) KOH

Завдання для самопідготовки

- В карбіді заліза масова частка карбону становить 6,67%. Визначте формулу карбіду заліза
- Визначте формулу сполуки, в якій масові частки елементів Fe, N, O, H становлять відповідно 13,85%, 10,4%, 71,3%, 4,5%, вважаючи, що

сполука – кристалогідрат.?

3. Бертолетова соль, яка відкрита французьким вченим Клодом Луї Бертолле (1748-1822 рр.) при дослідженні дії хлору на різні речовини, має склад: 31,84% Калію, 28,98% Хлору та 39,18% Оксигену. Встановіть її формулу.

4. Германій відкрито у 1885 році Вінклером (Німеччина) в мінералі аргиродит, який містить 6,47% Германію, 17,00 Сульфур, 76,53% Аргентуму. Встановіть формулу аргиродиту.

5. Єдиним мінералом Цезію є поллуцит. Цей мінерал містить 42,63% Церію, 8,65% Алюмінію, 17,95% Силіцію, 30,77% Оксигену. Встановіть формулу поллуциту. ($\text{CeAlSi}_2\text{O}_6$)

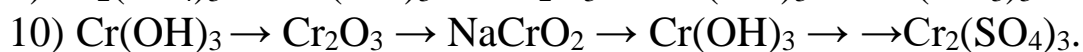
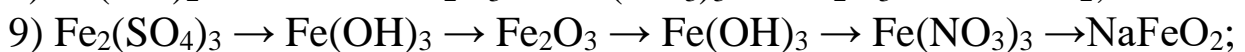
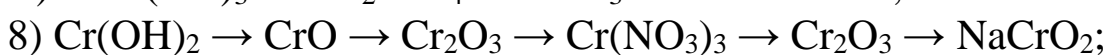
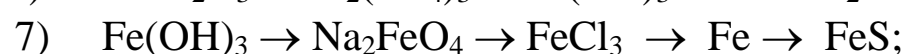
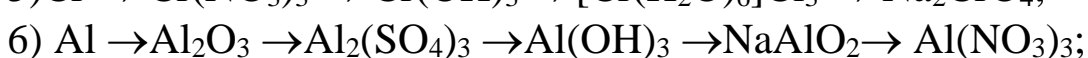
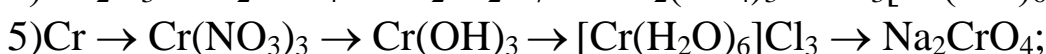
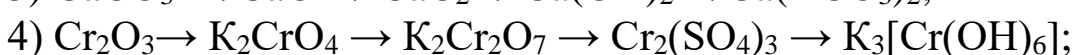
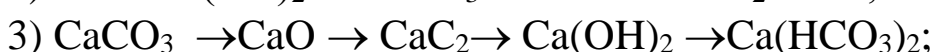
6. Сполука Алюмінію AlX_3 містить 20,22% Алюмінію. Встановіть елемент та формулу сполуки.

7. Обчисліть масу заліза (г), необхідну для одержання 30,4 г ферум(II) сульфату.

8. Обчисліть об'єм (л, н.у.) водню, який виділиться при розчиненні в воді 46 г натрію.

9. Обчисліть масу алюмінію (г), необхідну для одержання 34,2 г алюміній сульфату.

10. Записати рівняння реакцій, за якими можна здійснити наступні перетворення:



Завдання для самопідготовки

1. В карбіді заліза масова частка карбону становить 6,67%. Визначте формулу карбіду заліза

2. Визначте формулу сполуки, в якій масові частки елементів Fe, N, O, становлять відповідно 13,85%, 10,4%, 71,3%, 4,5%, вважаючи, що сполука – кристалогідрат.?

3. Бертолетова соль, яка відкрита французьким вченим Клодом Луї Бертолле (1748-1822 рр.) при дослідженні її хлоридної речовини, має склад: 31,84% Калію, 28,98% Хлору та 39,18% Оксигену. Встановіть її формулу.
4. Германій відкрито у 1885 році Вінклером (Німеччина) в мінералі аргіродит, який містить 6,47% Германію, 17,00 Сульфур, 76,53% Аргентуму. Встановіть формулу аргіродиту.
5. Єдиним мінералом Цезію є поллуцит. Цей мінерал містить 42,63% Цезію, 8,65% Алюмінію, 17,95% Силіцію, 30,77% Оксигену. Встановіть формулу поллуциту. ($\text{CeAlSi}_2\text{O}_6$)
6. Сполука Алюмінію AlX_3 містить 20,22% Алюмінію. Встановіть елементарну формулу сполуки.
7. Обчисліть масу заліза (г), необхідну для одержання 30,4 г ферум (II) сульфату.
8. Обчисліть об'єм (л, н.у.) водню, який виділиться при розчиненні в воді 46 г натрію.
9. Записати рівняння реакцій, за якими можна здійснити наступні перетворення:
 - 1) $\text{Na} \rightarrow \text{NaH} \rightarrow \text{NaOH} \rightarrow \text{NaHCO}_3 \rightarrow \text{Na}_2\text{CO}_3 \rightarrow \text{NaOH}$;
 - 2) $\text{Ca} \rightarrow \text{Ca(OH)}_2 \rightarrow \text{CaCO}_3 \rightarrow \text{CaO} \rightarrow \text{CaCl}_2 \rightarrow \text{Ca}$;
 - 3) $\text{CaCO}_3 \rightarrow \text{CaO} \rightarrow \text{CaC}_2 \rightarrow \text{Ca(OH)}_2 \rightarrow \text{Ca(HCO}_3)_2$;
 - 4) $\text{Cr}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{K}_2\text{CrO}_4 \rightarrow \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 \rightarrow \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 \rightarrow \text{K}_3[\text{Cr(OH)}_6]$;
 - 5) $\text{Cr} \rightarrow \text{Cr(NO}_3)_3 \rightarrow \text{Cr(OH)}_3 \rightarrow [\text{Cr(H}_2\text{O)}_6]\text{Cl}_3 \rightarrow \text{Na}_2\text{CrO}_4$;
 - 6) $\text{Al} \rightarrow \text{Al}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 \rightarrow \text{Al(OH)}_3 \rightarrow \text{NaAlO}_2 \rightarrow \text{Al(NO}_3)_3$;
 - 7) $\text{Fe(OH)}_3 \rightarrow \text{Na}_2\text{FeO}_4 \rightarrow \text{FeCl}_3 \rightarrow \text{Fe} \rightarrow \text{FeS}$;
 - 8) $\text{Cr(OH)}_2 \rightarrow \text{CrO} \rightarrow \text{Cr}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{Cr(NO}_3)_3 \rightarrow \text{Cr}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{NaCrO}_2$;
 - 9) $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 \rightarrow \text{Fe(OH)}_3 \rightarrow \text{Fe}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{Fe(OH)}_3 \rightarrow \text{Fe(NO}_3)_3 \rightarrow \text{NaFeO}_2$;
 - 10) $\text{Cr(OH)}_3 \rightarrow \text{Cr}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{NaCrO}_2 \rightarrow \text{Cr(OH)}_3 \rightarrow \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$.

ПЕРЕЛІК ПИТАНЬ, ЩО ВІНОСЯТЬСЯ НА ПРОМІЖНИЙ ТА ПІДСУМКОВИЙ КОНТРОЛЬ

1. Основні поняття, закони хімії (закон збереження маси, закон сталості складу, закон кратних відношень, закон Авогадро, закон еквівалентів).
2. Будова атома. Сучасні уявлення про будову ядра атома.
3. Періодичний закон Д.І. Менделєєва. Залежність кислотно-лужних та окислювально-відновних властивостей від розташування атомів в періодичній системі.
4. Умови утворення хімічного зв'язку, його кількісні характеристики. Ковалентний зв'язок. Механізм утворення ковалентного зв'язку. Властивості

ковалентного зв'язку. Йонний зв'язок. Водневий зв'язок. Металічний зв'язок.

5. Хімічна кінетика, каталіз. Хімічна рівновага.
6. Розчини. Характеристика розчинів та способи вираження складу.
7. Розчини електролітів. Електролітична дисоціація. Водневий показник (рН).
Буферні розчини. Гідроліз солей.
8. Окисно-відновні реакції. Основні окислювачі та відновники.
9. Електродні потенціали, ряд напруг металів. Електроліз, закони електролізу, електроліз в промисловості. Корозія.
10. Класи неорганічних сполук: прості речовини, бінарні і складні сполуки, взаємозв'язок між найважливішими класами неорганічних речовин .
11. Особливості хімічних процесів у різних шарах атмосфери.
12. Процеси йонізації, дисоціації. Реакції атмосферних йонів (дисоціативна рекомбінація, реакції обміну, перенесення заряду).
13. Процес озонуутворення. Основні хімічні процеси у тропосфері та їхня екологічна роль. Діоксид карбону та клімат.
14. Загальна характеристика галогенів: F, Cl, Br, I; водень, астат. Знаходження в природі, фізичні та хімічні властивості, одержання та застосування
15. Огляд властивостей неметалів ViVI груп: положення в періодичній системі, хімічні властивості неметалів та їх сполук, розповсюдження в природі, методи добування найбільш важливих Р-елементів ViVI груп у виробництві.
16. Хімічний склад гідросфери. Особливості хімічних процесів у морській воді. Карбонатна буферна система та процеси життєдіяльності в океані. Роль гідросфери у функціонуванні глобальних циклів хімічних елементів.
17. Основні біохімічні процеси в гідросфері.
18. Загальна характеристика S-елементів I та II груп: Na, K, Rb, Cs, Fr; Be, Mg, Ca, Sr, Ba. Знаходження в природі. Фізичні та хімічні властивості. Одержання та застосування
19. Геохімічна діяльність живих організмів.
20. Міграція і концентрація хімічних елементів. Геохімічні процеси, цикли і колообіги.
21. Застосування хімічних знань для поліпшення екологічної ситуації навколишнього середовища та проведення екологічного моніторингу.
22. Положення в періодичній системі, хімічні властивості елементів та їх сполук, розповсюдження в природі.
23. Методи добування найбільш важливих елементів цих підгруп у виробництві

Рекомендована література

Основна

1. Романова Н.В. Загальна та неорганічна хімія. Київ, Ірпінь: ВТФ “Перун”, 1998. – 480 с.
2. Неділько С.А., Попель П.П. Загальна й неорганічна хімія. Задачі та вправи. Київ: Либідь, 2001. – 388 с
3. Карнаухов О. І., Мельничук Д. О., Чеботько К. О., Копілевич В. А. Загальна та біонеорганічна хімія. Вінниця: Нова книга, 2003. – 541 с.

Додаткова:

1. Левітін Є.Я., Бризицька А.М., Клюєва Р.Г. Загальна неорганічна хімія. – Вінниця: Новакнига, 2003. – 464 с.
2. Ластухін Ю.О., Воронов С.А. Органічна хімія. – Львів: Центр Європи, 2001. – 864 с.
3. Узлов К.І. Кристалографія, кристалохімія та мінералогія. Частина I: Конспект лекцій. – Дніпропетровськ: НМетАУ. – 2015. – 36 с

Електронні інформаційні ресурси

<https://sites.google.com/view/geochemistryoftheenvirohttp://www.chemistry.in.ua/>
http://chemistry-chemists.com/http://www.alhimikov.net/nment/техносфера/ноосфераhttps://studref.com/313580/ekologiya/geohimiy_a_planety_zemly

Навчально-методичне видання

Хімія з основами геохімії

Методичні рекомендації до організації самостійної роботи
для підготовки здобувачів першого (бакалаврського) рівня вищої освіти

Спеціальність 106 Географія

Укладач Д.І.Молнар-Бабіля

Тираж 10 пр.

Свідоцтво про внесення суб'єкта видавничої справи до Державного реєстру видавців,
виготовлювачів і розповсюджувачів видавничої продукції
ДК № 6984 від 20.11.2019 р.

Редакційно-видавничий відділі МДУ



МУКАЧІВСЬКИЙ ДЕРЖАВНИЙ УНІВЕРСИТЕТ

89600, м. Мукачево, вул. Ужгородська, 26

тел./факс +380-3131-21109

Веб-сайт університету: www.msu.edu.ua

E-mail: info@msu.edu.ua, pr@mail.msu.edu.ua

Веб-сайт Інституційного репозитарію Наукової бібліотеки МДУ: <http://dspace.msu.edu.ua:8080>

Веб-сайт Наукової бібліотеки МДУ: <http://msu.edu.ua/library/>