

Житомирський державний університет імені Івана Франка
Факультет природничий
Кафедра хімії

ІНСТРУКТИВНО-МЕТОДИЧНІ МАТЕРІАЛИ ДО ЛАБОРАТОРНИХ ЗАНЯТЬ

Обов'язкової освітньої компоненти

Загальна хімія

для підготовки здобувачів
першого (бакалаврського) рівня вищої освіти

Галузь знань	<i>10 Природничі науки</i>
Спеціальність	<i>102 Хімія</i>
Предметна спеціальність	-
Спеціалізація	-
Освітня програма	<i>Хімія</i>
Факультет / ННІ	<i>Природничий</i>

Автори: кандидат хімічних наук, доцент **Кусяк Наталія**
кандидат хімічних наук, доцент **Кичкирук Ольга**

Розглянуто та схвалено
на засіданні кафедри хімії
Протокол від «06» січня 2022 р. № 9
Завідувач кафедри _____ Олена АНІЧКІНА

УДК 546 (075.8)
К94

*Рекомендовано до друку вченою радою
Житомирського державного університету імені Івана Франка
(протокол № 3 від 4 лютого 2022 р.)*

Рецензенти:

Оксана Дударко - кандидат хімічних наук, старший науковий співробітник відділу хемосорбції та гібридних матеріалів Інституту хімії поверхні НАН України;
Віктор Дорохов – кандидат хімічних наук, доцент кафедри ґрунтознавства та землеробства Поліського національного університету;
Віталій Листван – кандидат хімічних наук, доцент кафедри хімії Житомирського державного університету ім.Івана Франка.

Кусяк Н.В., Кичкирук О.Ю..

К94 Інструктивно-методичні матеріали до лабораторних занять обов'язкової освітньої компоненти «Загальна хімія» для здобувачів першого (бакалаврського) рівня вищої освіти / Кусяк Н.В., Кичкирук О.Ю. – Житомир: Вид-во ЖДУ ім.І. Франка, 2022. – 56 с.

У інструктивно-методичних матеріалах наведені перелік запитань і завдань для підготовки до лабораторних робіт з загальної хімії, задачі для самостійної роботи та інструкції до виконання дослідів згідно з програмою. Підготовленні форми для запису даних результатів виконання дослідів та вправ.

УДК 546 (075.8)

© Кусяк Н.В., Кичкирук О.Ю., 2022
© Вид-во Житомирського державного університету ім. І. Франка, 2022

ЗМІСТ

Вступ	4
Правила роботи в лабораторії та надання першої медичної допомоги	5
Критерії оцінювання	6
Лабораторне заняття № 1. <i>Техніка лабораторних робіт. Атомно-молекулярне вчення.</i>	7
Лабораторне заняття № 2. <i>Визначення відносної молекулярної маси карбон діоксиду.</i>	8
Лабораторне заняття № 3. <i>Визначення молярної маси еквівалента Цинку.</i>	13
Лабораторне заняття № 4. <i>Будова атома (ч.1).</i>	15
Лабораторне заняття № 5. <i>Будова атома (ч.2).</i>	16
Лабораторне заняття № 6. <i>Періодичний закон.</i>	18
Лабораторне заняття № 7. <i>Хімічний зв'язок (ч.1).</i>	20
Лабораторне заняття № 8. <i>Хімічний зв'язок (ч.2).</i>	22
<i>Модульна контрольна робота № 1. «Атомно-молекулярна теорія. Будова атома. Періодичний закон. Хімічний зв'язок»</i>	24
Лабораторне заняття № 9. <i>Енергетика і направленість хімічних реакцій</i>	25
Лабораторне заняття № 10. <i>Швидкість хімічної реакції. Хімічна рівновага</i>	28
Лабораторне заняття № 11. <i>Розчини.</i>	33
Лабораторне заняття № 12. <i>Електролітична дисоціація.</i>	39
Лабораторне заняття № 13. <i>Реакції в розчинах електролітів.</i>	43
Лабораторне заняття № 14. <i>Гідроліз солей.</i>	45
Лабораторне заняття № 15. <i>Основні класи неорганічних сполук.</i>	48
Лабораторне заняття № 16. <i>Окисно-відновні реакції. Гальванічний елемент.</i>	51
Лабораторне заняття № 17. <i>Окисно-відновні потенціали. Електроліз.</i>	54
<i>Модульна контрольна робота № 2. «Термодинамічні та кінетичні можливості проходження реакцій. Розчини. Теорія електролітичної дисоціації. Окисно-відновні процеси».</i>	55
Рекомендована література	56

ВСТУП

Метою викладання навчальної дисципліни "Загальна хімія" для здобувачів спеціальності 102 Хімія є засвоєння базових знань, основних понять та законів хімії, основних закономірностей проходження хімічних процесів на основі періодичного закону, хімічного зв'язку, вчення про розчини та окисно-відновні процеси; набуття вмінь та навичок роботи в хімічній лабораторії при виконанні експериментальних дослідів, по роз'язуванню основних практичних завдань та задач різної складності.

Основними завданнями вивчення освітньої компоненти "Загальна хімія" є формування міцних фундаментальних знань, без яких вивчення наступних розділів хімії неможливе, зокрема, поглиблене вивчення теорії хімічних явищ, закономірностей перебігу хімічних процесів; опанування методики розв'язання хімічних задач, закріплення теоретичних знань практичними заняттями, які проводяться у вигляді лабораторних занять, де студент безпосередньо знайомиться з багатьма речовинами; засвоєння студентом навичок роботи з хімічним посудом, хімічною апаратурою, прийомами осадження, фільтрування, перегонки, випаровування, прожарювання, зважування тощо.

В інструктивно-методичних матеріалах детально описані методики лабораторного експерименту та підготовлені форми для запису даних результатів виконання дослідів, вправ, висновків та спостережень. На кожне заняття винесені теоретичні питання, задачі та вправи, що допоможуть оцінити ступінь засвоєння теоретичного матеріалу. Кожне заняття передбачає задачі для самостійного розв'язування. Результати експериментальної частини опрацьовуються математично та статистично.

ПРАВИЛА РОБОТИ В ЛАБОРАТОРІЇ ТА НАДАННЯ ПЕРШОЇ МЕДИЧНОЇ ДОПОМОГИ

1. Приступати до виконання завдання тільки після ознайомлення з його детальним описом.
2. Уважно прочитати написи на етикетках, перш ніж узяти потрібний реактив.
3. Не дозволяється визначати хімічні речовини на смак.
4. Усі реакції, що супроводжуються виділенням диму або газів (випарювання, кип'ятіння), концентрованими розчинами кислот і лугів виконувати тільки у витяжній шафі.
5. Визначаючи запах легкої речовини або газу, що виділяється, спрямовувати випари чи газ до носа легким рухом долоні.
6. Під час перемішування розчинів у пробірках або колбах не закривати їх пальцем, а лише корками.
7. Під час розведення концентрованих кислот водою обережно наливати *кислоту у воду, а не навпаки*.
8. Концентровані кислоти, а також концентрований розчин амоніаку потрібно розливати у витяжній шафі.
9. Економно використовувати газ, електричну енергію, дистильовану воду.
11. Працювати в лабораторії обов'язково в присутності іншої особи для надання працюючому допомоги в разі нещасного випадку, пожежі тощо.
12. Не дозволяється висипати чи вилити невикористані реактиви в реактивну склянку з метою дотримання чистоти реактивів.
13. Сухі речовини зі склянки потрібно брати спеціально призначеним для цього шпателем.
14. Не залишати на тривалий час реактиви відкритими. Корки від склянок класти верхнім кінцем донизу.
15. Особливу увагу в аналітичних дослідженнях слід приділяти чистоті посуду.
16. Потрібно чітко дотримуватись умов виконання аналітичної реакції, звертати увагу на кількість і концентрацію реактивів, зазначених у методиці.
17. Після закінчення роботи впорядкувати своє робоче місце і старанно вмити руки з милом.

Правила надання першої медичної допомоги

1. У випадку опіку (полум'ям пальника або нагрітих предметів) обпалене місце змочити концентрованим розчином калій перманганату, ще краще протерти це місце кристаликами калій перманганату так, щоб шкіра побуріла, або ж прикласти ватку, змочену рідиною від опіків (з аптечки). При сильних опіках негайно звертатися до лікаря.
2. При отруєнні гідроген сульфідом, хлором, парами бромю, нітроген оксидами, карбон (II) оксидом негайно вивести постраждалого на свіже повітря і терміново викликати лікаря.
3. Якщо на обличчя або руки потраплять бризки кислоти, треба негайно змити їх водою, після чого промити уражене місце розведеним розчином соди. Луги змивають водою до тих пір, поки постраждала ділянка шкіри не перестане бути слизькою. Потім промити її 2%-ним розчином оцтової кислоти.
4. При попаданні шкідливих речовин в очі слід негайно промити їх великою кількістю води, після чого звернутися до лікаря.

КРИТЕРІЇ ОЦІНЮВАННЯ

Оцінювання здобувачів вищої освіти здійснюється відповідно до «Положення про критерії та порядок оцінювання навчальних досягнень здобувачів вищої освіти Житомирського державного університету імені Івана Франка згідно з Європейською кредитною трансфернонакопичувальною системою» https://zu.edu.ua/offic/ocinjuvannya_zvo.pdf.

Оцінювання навчальних досягнень здобувачів вищої освіти за всіма видами навчальних робіт проводиться за поточним, модульним та підсумковим контролем. Кожен здобувач вищої освіти має виконати обов'язкові завдання, передбачені інструктивно-методичними матеріалами до лабораторних занять, методичними рекомендаціями до організації самостійної та індивідуальної роботи здобувачів вищої освіти, силабусом, навчальною та робочою програмою освітньої компоненти.

Здобувач вищої освіти повинен виконати завдання, передбачені інструктивно-методичними матеріалами до лабораторних занять:

Критерії оцінювання навчальних досягнень здобувачів на лабораторному занятті освітньої компоненти "Загальна хімія"

№ лабораторного заняття:	Вид роботи:				Сумарна кількість балів
	ТП/З	ЕД	ТЗ/ХД	УО	
1	60		30	10	100
2	30	30	30	10	100
3	30	30	30	10	100
4	60		30	10	100
5	60		30	10	100
6	60		30	10	100
7	60		30	10	100
8	60		30	10	100
9	30	30	30	10	100
10	30	30	30	10	100
11	30	30	30	10	100
12	30	30	30	10	100
13	30	30	30	10	100
14	30	30	30	10	100
15	30	30	30	10	100
16	30	30	30	10	100
17	30	30	30	10	100

ТП/З – відповідь на теоретичні питання/розв'язування задач;

ЕД – виконання експериментальних дослідів;

ТЗ/ХД – виконання тестових завдань/хімічний диктант;

УО – участь в обговоренні.

МОДУЛЬ 1
Атомно-молекулярна теорія. Будова атома.
Періодичний закон. Хімічний зв'язок

ЛАБОРАТОРНЕ ЗАНЯТТЯ № 1 (2 год)

Тема заняття: Техніка лабораторних робіт. Атомно-молекулярне вчення.

План заняття:

1. Порядок роботи в лабораторії. Техніка безпеки при роботі в лабораторії.
2. Хімічний посуд. Газовий пальник. Технохімічні терези.
3. Опрацювання теоретичних питань:
 - Атомно-молекулярне вчення. Поняття "атом", "молекулу", $A_r(x)$ та $M_r(x)$.
 - Кількість речовини. Моль. Молярна маса.
 - Основні закони хімії.
 - Закон Авогадро. Молярний об'єм газу. Об'єднаний закон газового стану.
4. Перевірка задач (передбачених на самостійне опрацювання):
 - 1) Скільки атомів Сульфуру міститься в 48 г FeS_2 ? В якій масі SO_2 міститься це ж число молекул?
 - 2) Обчисліть число молекул, що міститься в суміші 21 г C_2H_2 і 4,8 г CO_2 .
 - 3) Скільки атомів Гідрогену знаходиться у 32 г CH_4 ?
 - 4) Визначте масу і число атомів Феруму в 0,25 моль $Fe_2(SO_4)_3$.
 - 5) Знайдіть вміст Карбону у вугіллі, якщо з 205,8 г вугілля одержали за н.у. 1 м^3 газу, що містить 2% CH_4 , 29% CO , 2% CO_2 .
 - 6) Обчисліть масову частку Карбону в суміші, що містить 40% $CaCO_3$ і 60% $MgCO_3$.
 - 7) Густина гідроген галогеніду за повітрям дорівнює 2,8. Визначте густину цього газу за воднем і назвіть галоген.
 - 8) Де більше молекул: в 1 л SO_2 при 25°C і тиску $9,65 \cdot 10^5\text{ Па}$ чи в 1 л CO_2 при 40°C і тиску $9,65 \cdot 10^4\text{ Па}$?
 - 9) До складу вуглеводню входить 87% С, і 14,3% Гідрогену. За н.у. 2,5 л газу мають масу 9,375 г. Знайдіть молекулярну формулу вуглеводню.
 - 11) Суміш складається з трьох газів: He, Ar і Xe. Об'ємні частки газів становлять 10%, 60% і 30% відповідно. Обчисліть масову частку кожного газу в суміші.

Приклад розв'язування задачі:

Який об'єм за н.у. займуть $0,4 \cdot 10^{-3}\text{ м}^3$ газу, що знаходиться при 50°C і тиску $0,954 \cdot 10^5\text{ Па}$?

Розв'язок

Для приведення об'єму газу до н. у. користуємося об'єднаним законом

газового стану:
$$\frac{PV}{T} = \frac{P_0V_0}{T_0}, \quad \text{звідки} \quad V_0 = \frac{PVT_0}{TP_0},$$

де $T_0 = 273\text{ К}$, $P_0 = 1,013 \cdot 10^5\text{ Па}$, $T = 273 + 50 = 323\text{ К}$

$$V_0 = \frac{0,954 \cdot 10^5 \cdot 0,4 \cdot 10^{-3} \cdot 273}{323 \cdot 1,013 \cdot 10^5} = 0,32 \cdot 10^{-3} \text{ м}^3 = 0,32 \text{ л}$$

Рекомендована література:

1. Телегус В.С., Бодак О.І., Заречнюк О.С., Кінжибало В.В. Основи загальної хімії. – Львів: Світ, 2000. - 424 с.
2. Степаненко О.М., Рейтер В.М., Ледовських С.В., Іванов С.В. Загальна та неорганічна хімія у двох частинах. Ч. I – Київ: Пед. преса, 2000. – 784 с.
3. С.А.Неділько, П.П.Попель. Загальна й неорганічна хімія. Задачі та вправи. – Київ: Либідь, 2001, 400 с.
4. Романова Н.В. Загальна та неорганічна хімія. - К.:Вища школа, 1988. - 432 с.
5. Національна бібліотека України імені В.І.Вернадського: режим доступу: <http://nbuv.gov.ua>

Дата

Підпис викладача

ЛАБОРАТОРНЕ ЗАНЯТТЯ № 2 (2 год)

Тема заняття: Визначення відносної молекулярної маси карбон діоксиду.

План заняття:

1. Чисті речовини і суміші. Класифікація хімічних речовин за ступенем чистоти.
2. Способи очистки твердих, рідких і газуватих речовин.
3. Еквівалент елемента.
4. Молярна маса еквівалента. Закон еквівалентів.
5. Перевірка задач (передбачених на самостійне опрацювання):
 - 1) Масова частка Калію в оксохлораті KClO_x становить 28%. Знайдіть молекулярну формулу оксохлорату.
 - 2) Визначте відносну молекулярну масу газу, якщо 240 мл його при 20°C і тиску $0,96 \cdot 10^5$ Па мають масу 0,605 г. Який це газ, якщо до складу молекули входять 2 атоми Оксигену?
 - 3) Речовина складається з С, Н, Вг. При згорянні 0,376 г цієї речовини було одержано 0,176 г CO_2 і 0,072 г води. $D_{\text{H}_2} = 94$. Встановіть формулу речовини.
 - 4) Знайдіть молекулярну формулу кристалогідрату ферум (II) сульфату, якщо при прожарюванні 19,86 г цієї солі маса її зменшилася на 9 г.
 - 5) Скільки молекул кристалізаційної води входить до складу мінералу $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot n\text{H}_2\text{O}$, який містить 11,5% Бору?
 - 6) До розчину, що містить 8,8 г CaCl_2 , долили розчин, що містить 8,2 г Na_3PO_4 . Яка маса кальцій фосфату утворилася? Яка маса і якої з речовин залишилася після реакції?
 - 7) При взаємодії 9 г ферум сульфіді з надлишком HCl одержано 2,24 л H_2S (н.у.). Знайдіть масову частку домішок у сульфіді.

- 8) Яку масу чавуну, що містить 5% домішок, можна одержати з 1 т руди, масова частка Fe_2O_3 в якій становить 90%?
- 9) При випалюванні 1т піриту, що містить 50% S, одержано 960 кг SO_2 . Обчисліть вихід SO_2 у відсотках до теоретичного.
- 10) Фосфорит містить 17,6% Фосфору. Яку масову частку кальцій фосфату $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ містить фосфорит?

Еквівалент речовини.

Еквівалент речовини - це реальна чи умовна частинка речовини, яка в кислотно-основній реакції еквівалентна одному гідроген-катіону. Наприклад, еквівалент H_2SO_4 дорівнює половині молекули H_2SO_4 . ($E_{\text{H}_2\text{SO}_4} = 1/2\text{H}_2\text{SO}_4$), еквівалент $\text{Al}(\text{OH})_3$ дорівнює $1/3 \text{Al}(\text{OH})_3$.

Молярна маса еквівалента речовини X - це маса одного моля еквівалента цієї речовини. Одиниця її вимірювання - г/моль еквівалента.

$$M_{\text{екв.}}(X) = \frac{m}{n_{\text{екв.}}(X)} \left(\frac{z}{\text{моль-екв-та}} \right)$$

Молярну масу еквівалента ($M_{\text{екв.}}(X)$) можна знайти з молярної маси речовини ($M(x)$) як $M_{\text{екв.}}(X) = f_{\text{екв.}} \cdot M(x)$, де $f_{\text{екв.}}$ – фактор еквівалентності. Він показує, яка частка молярної маси речовини X еквівалентна одному протону H^+ в кислотно-основній реакції.

$f_{\text{екв.}}$ елемента є 1/ступінь окислення елемента в сполуці. Для складних речовин $f_{\text{екв.}}$ є відповідно:

$$M_{\text{екв.}}(\text{оксиду}) = \frac{\text{молярна маса оксиду}}{\text{число атомів елемента} \times \text{ступінь окисн. елемента}}$$

$$M_{\text{екв.}}(\text{кислоти}) = \frac{\text{молярна маса кислоти}}{\text{основність кислоти}}$$

$$M_{\text{екв.}}(\text{основи}) = \frac{\text{молярна маса основи}}{\text{кислотність основи}}$$

$$M_{\text{екв.}}(\text{солі}) = \frac{\text{молярна маса солі}}{\text{число атомів металу} \times \text{ст. окисн. металу}}$$

Також молярну масу еквівалента складної речовини знаходять як суму $M_{\text{екв.}}$ складових частин. Так $M_{\text{екв.}}(\text{Al}_2\text{O}_3)$ дорівнює $M_{\text{екв.}}(\text{Al}) + M_{\text{екв.}}(\text{O}) = 9 + 8 = 17$ г/моль

Приклади розв'язування задач:

1. Змішали 9 г алюмінію і 9 г сірки. Суміш підігріли. Яка кількість і якої з речовин залишилася після реакції і яка маса алюміній сульфїду утворилася?

Розв'язок

Записуємо рівняння реакції: $2\text{Al} + 3\text{S} = \text{Al}_2\text{S}_3$, з якого випливає, що 2 моль алюмінію реагують з 3 моль сірки за законом сталості складу.

Розраховуємо кількості речовин, взятих для реакції:

$$n(\text{Al}) = \frac{m(\text{Al})}{M(\text{Al})} = \frac{9\text{г}}{27\text{г/моль}} = 0,33\text{моль} ; \quad n(\text{S}) = \frac{m(\text{S})}{M(\text{S})} = \frac{9\text{г}}{32\text{г/моль}} = 0,28\text{моль}$$

Отже, на 0,33 моль алюмінію сірки взято недостатньо. Відповідно до рівняння реакції знаходимо кількість алюмінію, яка прореагувала:

$$\frac{2\text{мольAl}}{3\text{мольS}} = \frac{X\text{мольAl}}{0,28\text{мольS}}, \quad X = 0,18\text{ моль.}$$

В надлишку залишилось $0,33 - 0,18 = 0,15$ моль алюмінію. Алюміній сульфід утворилося $0,09\text{ моль} \times 150\text{ г/моль} = 13,5\text{ г}$.

2. Знайдіть молекулярну формулу речовини, що містить 93,75% Карбону і 6,25% Гідрогену, якщо густина парів цієї речовини за повітрям дорівнює 4,41.

Розв'язок

Позначимо кількості атомарних Карбону і Гідрогену в молі невідомої речовини через x і y .

Тоді найпростіша формула її матиме вигляд C_xH_y . Нехай маса речовини дорівнює 100 г, в них маса Карбону становитиме 93,75 г, маса Гідрогену – 6,25 г. Кількості атомарних Карбону і Гідрогену дорівнюватимуть:

$$n(\text{C}) = \frac{93,75\text{г}}{12\text{г/моль}} = 7,81\text{моль} ; \quad n(\text{H}) = \frac{6,25\text{г}}{1\text{г/моль}} = 6,25\text{моль}$$

Відношення $x : y = n(\text{C}) : n(\text{H}) = 7,81 : 6,25$

Щоб виразити це відношення цілими числами, ділимо обидва його члени на найменше з них, т. на 6,25.

$$x : y = \frac{7,81}{6,25} : \frac{6,25}{6,25} = 1,25 : 1$$

а потім множимо обидва члени останнього відношення на 4:

$$x : y = (1,25 \cdot 4) : (1 \cdot 4) = 5 : 4$$

Найпростіша формула вуглеводню - C_5H_4 . Цій формулі відповідає молекулярна маса 64: $M_r(\text{C}_5\text{H}_4) = 12 \cdot 5 + 1 \cdot 4 = 64$.

Відносну молекулярну масу речовини знаходимо, використовуючи густину за повітрям: $M_r = 29 \cdot D_{\text{пов.}} = 29 \cdot 4,41 = 127,9 \approx 128$

Т. ч., відносна молекулярна маса вдвічі більша розрахованої з найпростішої формули. Отже, молекулярна формула речовини C_{10}H_8 .

3. Визначіть молярну масу еквівалента і відносну атомну масу двохзарядного металу, якщо 1,215 г його витісняють з сульфатної кислоти 1,12 л водню, виміряного за н. у.

Розв'язок

Молярну масу еквівалента $M_{\text{екв}}(\text{Me})$ знаходимо на основі закону еквівалентів, відповідно до якого кількості еквівалентів реагуючих речовин однакові:

$$n_{\text{екв}1} = n_{\text{екв}2}$$

Оскільки $n_{\text{екв}(x)} = \frac{m(x)}{M_{\text{екв}(x)}}$, а для газів також $n_{\text{екв}(x)} = \frac{V(x)}{V_{\text{екв}(x)}}$, то

$$\text{рівність (1) набуває вигляду} \quad \frac{m(\text{Me})}{M_{\text{екв}}(\text{Me})} = \frac{V(\text{H}_2)}{V_{\text{екв}}(\text{H}_2)}$$

Молярна маса еквівалента Гідрогену ($M_{\text{екв}}(\text{H})$) дорівнює 1 г/моль, відповідно молярний об'єм еквівалента водню 11,2 л/моль (за н.у.). Отже,

$$M_{\text{екв}}(\text{Me}) = \frac{m(\text{Me}) \cdot V_{\text{екв}}(\text{H}_2)}{V_{\text{H}_2}} = \frac{1,255\text{г} \cdot 11,2\text{л/ моль екв}}{1,12\text{л}} = 12,15\text{г/ моль екв.}$$

Із співвідношення $M_{\text{екв}}(\text{Me}) = f_{\text{екв}} \cdot M(\text{Me}) = \frac{1}{2}M(\text{Me})$, оскільки метал двозарядний, знаходимо $M(\text{Me}) = 12,15 \cdot 2 = 24,3$ г/моль, що чисельно дорівнює значенню відносної атомної маси. Це *Магній*.

4. Який об'єм за н.у. займуть $0,4 \cdot 10^{-3} \text{ м}^3$ газу, що знаходиться при 50°C і тиску $0,954 \cdot 10^5 \text{ Па}$?

Розв'язок

Для приведення об'єму газу до н. у. користуємося об'єднаним законом

газового стану: $\frac{PV}{T} = \frac{P_0V_0}{T_0}$, звідки $V_0 = \frac{PVT_0}{TP_0}$,

де $T_0 = 273 \text{ К}$, $P_0 = 1,013 \cdot 10^5 \text{ Па}$, $T = 273 + 50 = 323 \text{ К}$

$$V_0 = \frac{0,954 \cdot 10^5 \cdot 0,4 \cdot 10^{-3} \cdot 273}{323 \cdot 1,013 \cdot 10^5} = 0,32 \cdot 10^{-3} \text{ м}^3 = 0,32 \text{ л}$$

Інструкція до виконання

Експериментальне визначення відносної молекулярної маси карбон діоксиду.

Карбон діоксид одержують з апарату Кіпа (HCl , CaCO_3). Суху, чисту, закриту корком колбу місткістю 200-300 мл зважте на технічних терезах. Олівцем для напису на склі відмітьте положення нижнього краю корка. Заповніть колбу карбон діоксидом, одержаним з апарату Кіпа і перевірте повноту витіснення повітря за допомогою запаленої скіпки. Якщо скіпка гаснуче, то закрийте колбу до мітки і зважте. Визначте об'єм колби, наповнивши її водою до мітки і виливши воду в мірний циліндр. Обчисліть масу повітря в колбі, користуючись рівнянням Менделєєва-Клапейрона:

$$m(\text{пов.}) = \frac{MPV(\text{пов.})}{RT}$$

За масою порожньої колби розрахуйте масу карбон діоксиду в колбі.

Результати зважування і обчислення:	
Величини	Цифрові значення
Маса колби з повітрям m_1 , г	
Маса колби з карбон діоксидом m_2 , г	
Об'єм колби при даних умовах V , мл = $V \cdot 10^{-3}$ л	
Барометричний тиск P , кПа.	
Температура повітря $T(K) = 273 + t^{\circ}C$	
Маса повітря в об'ємі колби, $m_{\text{пов.}}$, г	
Маса порожньої колби $m_1 - m_{\text{пов.}}$, г	
Маса карбон діоксиду в об'ємі колби: $m(\text{CO}_2) = m_2 - (m_1 - m_{\text{пов.}})$, г	
Відносна густина карбон діоксиду за повітрям: $D_{(\text{пов.})} = m(\text{CO}_2) : m_{(\text{пов.})}$ г	
Відносна молекулярна маса: $Mr(\text{CO}_2) = Mr(\text{пов.}) \times D_{\text{пов.}} = 29 \cdot D_{\text{пов.}}$	
Відносна молекулярна маса карбон діоксиду за його хімічною формулою: $Mr(\text{CO}_2) = Ar(\text{C}) + 2Ar(\text{O})$	
Відносна похибка досліду: $Z\% = \left \frac{Mr_{\text{теор.}} - Mr_{\text{практ.}}}{Mr_{\text{теор.}}} \right \cdot 100\%$	

Рекомендована література:

1. Телегус В.С., Бодак О.І., Заречнюк О.С., Кінжибало В.В. Основи загальної хімії. – Львів: Світ, 2000. - 424 с.
2. Степаненко О.М., Рейтер В.М., Ледовських С.В., Іванов С.В. Загальна та неорганічна хімія у двох частинах. Ч. I – Київ: Пед. преса, 2000. – 784 с.
3. С.А.Неділько, П.П.Попель. Загальна й неорганічна хімія. Задачі та вправи. – Київ: Либідь, 2001, 400 с.
4. Романова Н.В. Загальна та неорганічна хімія. - К.:Вища школа, 1988. - 432 с.
5. Національна бібліотека України імені В.І.Вернадського: режим доступу: <http://nbuv.gov.ua>

Дата

Підпис викладача

ЛАБОРАТОРНЕ ЗАНЯТТЯ № 3 (2 год)

Тема заняття: Визначення молярної маси еквівалента Цинку.

План заняття:

1. Узагальнення теоретичного матеріалу з теми «Атомно-молекулярне вчення»
2. Перевірка задач (передбачених на самостійне опрацювання):
 - 1) Визначте молярну масу еквівалента металу, якщо при нагріванні 4,3 г його оксиду утворилося 578 мл кисню (н.у.).
 - 2) Метал (IV) оксид масою 46,8 г містить 36,8 г металу. Що це за метал?
 - 3) Визначте молярну масу еквівалента металічного елемента, якщо при взаємодії 14,6 г його гідроксиду з фосфатною кислотою утворюється 17,1г фосфату.
 - 4) Одна з нестійких кислот Нітрогену $H_2N_2O_x$ містить 3,22% Гідрогену. Визначте x в кислоті.
 - 5) На відновлення 2,7 г метал (II) оксиду використано 810 мл водню за н.у. Визначте молярну масу еквівалента металу та його відносну атомну масу.
 - 6) Шматок металу масою 40 г внесли в розчин сульфатної кислоти. Після витіснення 280 мл водню (н.у.) маса металу зменшилася на 4,25%. Визначте молярну масу еквівалента металічного елемента.
 - 7) 4 л нітроген (II) оксиду змішали з 15 л повітря. Визначте об'ємні частки продуктів реакції.
 - 8) Встановіть формулу іод флуориду, якщо 7 г йоду з'єдналися з 3,09 л фтору за н.у.

Інструкція до виконання

Експериментальне визначення молярної маси еквівалента Цинку.

Визначення молярної маси еквівалента Цинку базується на витісненні ним водню із сполук.

Зважте на технічних терезах 0,10 - 0,14 г хімічно чистого цинку.

Використовують прилад, який складається з двох бюреток на 100 мл, з'єднаних гумовою трубкою і заповнених наполовину водою. Верхній кінець однієї бюретки за допомогою газовідвідної скляної трубки і двох пробок з'єднайте з пробіркою.

Спочатку перевірте прилад на герметичність. Корки мають бути щільно закриті. Підніміть бюретку зі штативом, яка не з'єднана з пробіркою на висоту піднятої руки. Якщо рівень води у бюретці не змінюється, то прилад є герметичним. Після цього налейте в пробірку 10 мл 30% розчину хлоридної кислоти, відмітьте рівень води a_1 в бюретці до реакції (по нижньому меніску). Шматочок цинку перенесіть в пробірку з хлоридною кислотою і швидко з'єднайте пробірку з приладом. Водень, що виділяється при взаємодії цинку з кислотою, витісняє воду в другу бюретку. Після закінчення реакції, не розгерметизовуючи прилад, потрібно рівні води в обох бюретках привести до однієї висоти, піднявши бюретку, яка з'єднана з пробіркою. Відмітьте рівень a_2 в бюретці після реакції. За різницею рівнів a_1 і a_2 визначають об'єм V водню, що виділився в умовах досліду.

Результати вимірювань	
Величини	Цифрові значення
Маса m цинку, г.	
Об'єм V_1 водню, що виділився, мл.	
Атмосферний тиск (за барометром), P , кПа.	
Тиск P_0 за н. у. кПа,	101,325
Тиск водяної пари h при температурі дослідів, Па.	
Тиск водню $P_1(H_2)$ в бюретці, який дорівнює $P-h$, Па.	
Температура повітря $^{\circ}C$.	
Абсолютна температура $T = (273 + ^{\circ}C)$, К.	

За законом еквівалентів

$$n_{\text{екв}}(\text{Zn}) = n_{\text{екв}}(\text{H}), \quad \text{чи} \quad \frac{m(\text{Zn})}{M_{\text{екв}}(\text{Zn})} = \frac{V(\text{H}_2)}{V_{\text{екв}}(\text{H}_2)}$$

Оскільки $V_{\text{екв}}(\text{H}_2) = 11,2$ л/моль за нормальних умов, приводимо до цих умов встановлений на основі дослідів об'єм, використовуючи рівняння

$$\frac{P_1 V_1}{T_1} = \frac{P_0 V_0}{T_0}$$

$$V_0(\text{H}_2) = \frac{P_1 V_1 T_0}{P_0 T_1} =$$

Знаходимо молярну масу еквівалента Цинку (г/моль).

$$M_{\text{екв}}(\text{Zn}) = \frac{m(\text{Zn}) \times V_{\text{екв}}(\text{H}_2)}{V_0(\text{H}_2)} =$$

Розраховуємо теоретичне значення молярної маси еквівалента Цинку

$$M_{\text{екв}}(\text{Zn}) = \frac{M(\text{Zn})}{2} =$$

і відносну похибку дослідів $Z\%$.

$$Z\% = \pm \frac{M_{\text{екв}}(\text{Zn})_{\text{теор.}} - M_{\text{екв}}(\text{Zn})_{\text{досл.}}}{M_{\text{екв}}(\text{Zn})_{\text{теор.}}} \cdot 100\% =$$

Рекомендована література:

1. Телегус В.С., Бодак О.І., Заречнюк О.С., Кінжибало В.В. Основи загальної хімії. – Львів: Світ, 2000. - 424 с.
2. Степаненко О.М., Рейтер В.М., Ледовських С.В., Іванов С.В. Загальна та неорганічна хімія у двох частинах. Ч. I – Київ: Пед. преса, 2000. – 784 с.
3. С.А.Неділько, П.П.Попель. Загальна й неорганічна хімія. Задачі та вправи. – Київ: Либідь, 2001, 400 с.
4. Романова Н.В. Загальна та неорганічна хімія. - К.:Вища школа, 1988. - 432 с.
5. Національна бібліотека України імені В.І.Вернадського: режим доступу: <http://nbuv.gov.ua>

Дата

Підпис викладача

ЛАБОРАТОРНЕ ЗАНЯТТЯ № 4 (2 год)

Тема заняття: Будова атома.

План заняття:

1. Дані, що свідчать про складну структуру атома.
2. Дослід Резерфорда з розсіювання α -частинок. Планетарна модель атома і її недоліки.
3. Експериментальне підтвердження корпускулярних властивостей світла - явище фотоефекту та його пояснення А. Ейнштейном.
4. Основні постулати квантової теорії Бора. Пояснення серії ліній в спектрі атома Гідрогену на основі теорії Бора.
5. Корпускулярно-хвильова двоїстість частинок.
6. Суть принципу невизначеності Гейзенберга.
7. Поняття “гранична поверхня”, “атомна орбіталь”(АО).
8. Перевірка задач (передбачених на самостійне опрацювання):
 - 1) Яку енергію одержує молекула хлорофілу, поглинаючи фотон довжиною хвилі $4,6 \cdot 10^{-7}$ м?
 - 2) Обчисліть енергію, необхідну для переходу електрона атома Гідрогену з $n = 1$ на $n = 5$.
 - 3) Обчисліть частоту лінії в спектрі атома Гідрогену, яка відповідає переходу електрона зі стану $n = 4$ в стан $n = 1$. В якій серії знаходиться ця лінія?
 - 4) Обчисліть довжину хвилі де Бройля, яка відповідає електрону з масою $9,1 \times 10^{-31}$ кг, що рухається зі швидкістю 6×10^6 м/с?

$$\lambda = \frac{h}{m \cdot v} =$$

Рекомендована література:

1. Телегус В.С., Бодак О.І., Заречнюк О.С., Кінжибало В.В. Основи загальної хімії. – Львів: Світ, 2000. - 424 с.
2. Степаненко О.М., Рейтер В.М., Ледовських С.В., Іванов С.В. Загальна та неорганічна хімія у двох частинах. Ч. I – Київ: Пед. преса, 2000. – 784 с.
3. С.А.Неділько, П.П.Попель. Загальна й неорганічна хімія. Задачі та вправи. – Київ: Либідь, 2001, 400 с.
4. Романова Н.В. Загальна та неорганічна хімія. - К.:Вища школа, 1988. - 432 с.
5. Національна бібліотека України імені В.І.Вернадського: режим доступу: <http://nbuv.gov.ua>

Дата

Підпис викладача

ЛАБОРАТОРНЕ ЗАНЯТТЯ № 5 (2 год)

Тема заняття: Будова атома.

План заняття:

1. Опрацювання теоретичних питань:

- Рівняння Шредінгера. Фізичне значення хвильової функції. Як змінюється повна енергія електрона?
- Фізичний зміст квантових чисел, що визначають хвильову функцію. Спін і спінове квантове число.
- Фізична суть порядкового номера елемента в періодичній системі. Закон Мозлі.
- Як знаходять атомні орбіталі та значення енергії в багатоелектронних атомах?
- Сформулюйте три принципи заповнення атомних орбіталей у багатоелектронних атомах.
- Що являє собою електронна формула:
а) в символічному, б) в графічному зображенні?
- Ізотопи. Ізобари.
- Природна і штучна радіоактивність.

2. Перевірка вправ (передбачених на самостійне опрацювання):

1) Скільки АО відповідає заданому значенню квантового числа:

- а) $n = 3$; б) $m = -1$ (при $n = 3$); в) $m = 2$ (при $n = 4$).

2) Скільки електронів у атомі визначається такими квантовими числами:

- а) $n = 5, l = 1$; б) $n = 3, m = 0$?

3) Запишіть електронну конфігурацію атома, зовнішні електрони якого характеризуються таким набором квантових чисел:

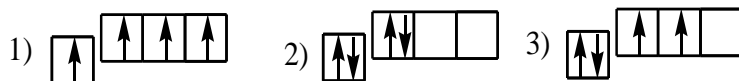
а) $n = 4, l = 0, m = 0, m_s = +\frac{1}{2}$

б) $n = 4, l = 0, m = 0, m_s = -\frac{1}{2}$

в) $n = 4, l = 1, m = -1, m_s = -\frac{1}{2}$

г) $n = 4, l = 1, m = 0, m_s = -\frac{1}{2}$

4) Для атомів р-елементів IV-А підгрупи енергетичні стани зовнішніх



електронів можна зобразити схемами:

Який із станів і чому характеризується мінімальною енергією?

5) Запишіть повну та скорочену електронну формулу атома Феруму в символічному та графічному вигляді.

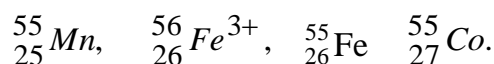
б) Назвіть елемент IV періоду, який містить найбільше число неспарених d-електронів.

7) Який елемент VI періоду містить найбільше число неспарених електронів.

8) Чи можуть дві різні електронні конфігурації $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$ і $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1 4s^1$ відповідати одному і тому ж елементу? Якщо так, то який це елемент?

9) Орбітальна діаграма. Який її вигляд для валентних електронів атомів Нітрогену, Карбону, Оксигену?

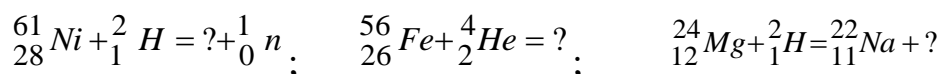
10) Скільки протонів, нейтронів та електронів містять такі ізобари:



11) Скільки протонів, нейтронів та електронів містять частинки, символи яких:



12) Запишіть повні та скороченні рівняння ядерних реакцій:



13) Період напіврозпаду. Обчисліть відсоток атомів ізотопа ${}^{128}\text{I}$ ($T_{1/2} = 25$ хв), які не розпалися через 2,5 годин. Відповідь: 1,50 %

14) Який тип радіоактивного розпаду спостерігається при таких перетвореннях:



15) Визначте Ar (Ga), якщо природна суміш цього елемента містить 60,1 % ${}^{69}\text{Ga}$ і 39,9 % ${}^{71}\text{Ga}$.

16) $T_{1/2} \beta^{-}$ - радіоактивного ізотопа ${}^{24}\text{Na}$ дорівнює 14,8 год. Напишіть рівняння реакції розпаду, і визначте, яка маса продукту розпаду утворилася з 24 г ${}^{24}\text{Na}$ через 29,6 години.

Рекомендована література:

1. Телегус В.С., Бодак О.І., Заречнюк О.С., Кінжибало В.В. Основи загальної хімії. – Львів: Світ, 2000. - 424 с.
2. Степаненко О.М., Рейтер В.М., Ледовських С.В., Іванов С.В. Загальна та неорганічна хімія у двох частинах. Ч. I – Київ: Пед. преса, 2000. – 784 с.
3. С.А.Неділько, П.П.Попель. Загальна й неорганічна хімія. Задачі та вправи. – Київ: Либідь, 2001, 400 с.
4. Романова Н.В. Загальна та неорганічна хімія. - К.:Вища школа, 1988. - 432 с.
5. Національна бібліотека України імені В.І.Вернадського: режим доступу: <http://nbuv.gov.ua>

Дата

Підпис викладача

ЛАБОРАТОРНЕ ЗАНЯТТЯ № 6 (2 год)

Тема заняття: Періодичний закон.

План заняття:

1. Опрацювання теоретичних питань:

- Коли і на основі чого введене сучасне формулювання періодичного закону? Як ви розумієте термін "властивості елементів знаходяться в періодичній залежності від ..."?
- Що являє собою періодична система елементів? Табличні форми періодичної системи. Структура короткої форми таблиці.
- Складіть електронні формули атомів елементів другого періоду. В чому подібність і відмінність у будові їх атомів? Чи є взаємозв'язок між номером періоду, в якому знаходиться елемент, і будовою його атома?
- Запишіть електронні формули атомів Германію та Титану і зробіть висновок про спільне та відмінне в електронній конфігурації елементів головної (А) та побічної підгруп (Б).
- Відмінність понять «зовнішні» та «валентні» електрони. Зробіть висновок про фізичний зміст номера групи.
- За яким принципом ділять елементи на s-, p-, d-, f- родини?
- Атомний радіус елемента і його зміна по періоду.
- Як змінюються атомні радіуси в головних та побічних підгрупах періодичної системи?

2. Перевірка задач і вправ (передбачених на самостійне опрацювання):

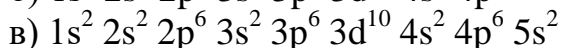
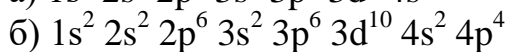
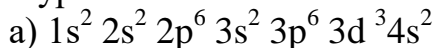
1) На основі запису електронних структур атомів трьох елементів III-A групи розкрийте причину періодичності у зміні властивостей елементів.

B

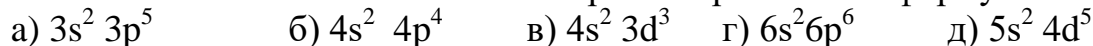
Al

Ga

2) Назвіть елементи періодичної системи, атоми яких мають такі електронні структури:



3) У атома якого елемента валентні електрони виражаються формулою:



4) Порівняйте розміри атомів у кожній парі:



5) Як пояснити, що перша Еі (Na) [492 кДж/моль] менша такої ж Еі (Mg) [738 кДж/моль], а друга Еі (Na) [4564 кДж/моль] більша Еі (Mg) [1447 кДж/моль]?

6) Охарактеризуйте властивості елемента і його простих та складних речовин на основі знаходження в періодичній системі, наприклад, Телуру, Вольфраму.

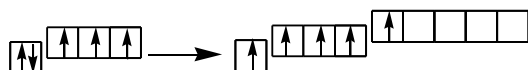
7) Сполука елемента VI – А підгрупи з Оксигеном має хімічну формулу EO_3 . Який це елемент, якщо масова частка Алюмінію в сполуці з цим елементом становить 12,36 %?

8) Молярна маса еквівалента елемента VI – А групи у сполуці з Гідрогеном дорівнює 39, 5 г/моль. Чому дорівнює молярна маса еквівалента цього елемента у вищому оксиді?

9) При взаємодії 2,4 г металу утворилося 3,23 г метал (III) оксиду. Який це елемент?

Приклад характеристики елемента головної підгрупи (№33).

Цей елемент – Арсен. Він знаходиться в IV-му періоді і V-А підгрупі. Належить до неметалічних елементів, р-елемент, конфігурація валентних електронів $4s^2 4p^3$. Ковалентність за рахунок неспарених електронів можлива 3 і 5:



Позитивні ступені окиснення (III і V) Арсен проявляє з більш електронегативними елементами – O, Cl, F, S, утворюючи сполуки As_2O_3 , As_2O_5 , AsCl_3 , AsCl_5 , As_2S_3 , As_2S_5 . Ці сполуки носять переважно кислотний характер, так As_2O_3 відповідають кислоти HAsO_2 , H_3AsO_3 ; As_2O_5 відповідає кислота H_3AsO_4 . З менш електронегативними елементами проявляє найнижчий ступінь окиснення (-III), утворюючи арсеніди: Na_3As , Mg_3As_2 , AlAs . З Гідрогеном летка сполука має формулу AsH_3 , стійкість її дуже мала, що обумовлено великим атомним радіусом.

Приклад характеристики елемента побічної підгрупи (№23).

Цей елемент – Ванадій. Він знаходиться в IV-му періоді і в V-Б підгрупі, d-елемент. Його валентні електрони $3d^3 4s^2$. Як і всі елементи побічних підгруп, Ванадій належить до металічних елементів. Втрачаючи 2 електрони, він проявляє ступінь окиснення II, утворюючи оксид VO , гідроксид $\text{V}(\text{OH})_2$, які виявляють основні властивості. Негативних ступенів окиснення Ванадій не проявляє, як і інші d-елементи. Маючи неспарені електрони на d-підрівні, може проявляти ступені окиснення III, IV, V. Сполука з Оксигеном V_2O_5 утворює кислоти типу HVO_3 чи H_3VO_4 .

Рекомендована література:

1. Телегус В.С., Бодак О.І., Заречнюк О.С., Кінжибало В.В. Основи загальної хімії. – Львів: Світ, 2000. - 424 с.
2. Степаненко О.М., Рейтер В.М., Ледовських С.В., Іванов С.В. Загальна та неорганічна хімія у двох частинах. Ч. I – Київ: Пед. преса, 2000. – 784 с.
3. С.А.Неділько, П.П.Попель. Загальна й неорганічна хімія. Задачі та вправи. – Київ: Либідь, 2001, 400 с.
4. Національна бібліотека України імені В.І.Вернадського: режим доступу: <http://nbuv.gov.ua>

Дата

Підпис викладача

ЛАБОРАТОРНЕ ЗАНЯТТЯ № 7 (2 год)

Тема заняття: Хімічний зв'язок.

План заняття:

1. Опрацювання теоретичних питань:

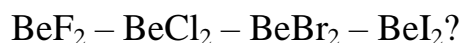
- Хімічний зв'язок. Його основні характеристики: довжина зв'язку, енергія зв'язку, валентний кут.
- Типи хімічного зв'язку відповідно до способів перерозподілу електронної густини.
- В чому суть теорії ковалентного зв'язку: а) за Льюїсом, б) на основі розрахунків квантової механіки?
- Метод валентного зв'язку. Насиченість ковалентного зв'язку. Що являє собою ковалентність атома? Чому вона може бути змінною?
- Направленість ковалентного зв'язку.
- Які є механізми утворення ковалентного зв'язку і в чому між ними різниця?
- За яким принципом ковалентний зв'язок ділиться на σ - і π - зв'язки? Яка між ними різниця? Що називається порядком зв'язку (кратністю)?
- Які експериментальні факти метод ВЗ пояснює на основі уявлення про гібридизацію АО? Що слід розуміти під терміном "гібридизація АО"?
- Як направлені атомні орбіталі при sp -, sp^2 -, sp^3 - гібридизації?
- Чому тільки σ - зв'язки утворюються гібридними орбіталями, а π - зв'язки - ні?
- В гібридизації можуть брати участь АО, що містять незв'язуючі електронні пари. Як впливає на структуру молекули наявність такої пари на гібридизованій АО?
- Правила визначення типу гібридизації АО центрального атома і структури молекули.
- Який зв'язок називається делокалізованим (прикладом може бути молекула бензолу чи будь-якого йона: CO_3^{2-} , ClO_3^- , SO_4^{2-} , і т.д.)?

2. Перевірка вправ і задач (передбачених на самостійне опрацювання):

- 1) Визначте форму молекули гідрогенселеніду (H_2Se), враховуючи направленість окремих зв'язків.
- 2) Поясніть зміну довжини зв'язку в ряді сполук:

Сполука	HF	HCl	HBr	HI
r_0 , нм	0,092	0,128	0,142	0,162

- 3) В якій молекулі Li_2 чи H_2 більша енергія зв'язку? Поясніть.
- 4) Як змінюється міцність ковалентного зв'язку у молекулах:



- 5) В якій з частинок існує ковалентний зв'язок за донорно-акцепторним механізмом: F_2 , Bf_3 , NH_4^+ , BF_4^- , PF_5 , PF_6^- ?

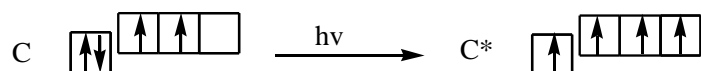
- 6) Яка максимальна ковалентність у Нітрогену, Силіцію, Арсену, Бромі Фосфору і Бору?
- 7) Яку з ковалентностей атом Сульфуру проявляти не може: 2; 4; 3; 6?
- 8) Чому існують молекули NF_3 і PF_5 і не може існувати молекула NF_5 ?
- 9) Який із зв'язків міцніший: $\text{C}=\text{O}$ чи $\text{C}-\text{O}$; $\text{I}-\text{Cl}$ чи $\text{I}-\text{I}$?
- 10) Дайте орбітальну діаграму молекули N_2 .
- 11) Якою є структура молекул води і аміаку?
- 12) Яка з молекул лінійна, яка площинна, а яка просторова (пірамідальна): BF_3 , NF_3 , HCN ? Пояснити.
- 13) Визначте тип гібридизації атомних орбіталей Сульфуру та просторову структуру молекули сульфатної кислоти.
- 14) Визначте тип гібридизації центрального атома і передбачте просторову будову таких частинок: H_3O^+ , C_2H_2 , PCl_5 , HClO_4 , SF_6 .

Приклад розв'язування задачі:

Визначення типу гібридизації АО атомів Карбону в молекулі ацетилену. Встановлення просторової будови молекули.

1. Виявимо число ковалентних зв'язків, що утворює даний атом:
 $\text{H}-\text{C}\equiv\text{C}-\text{H}$ (у карбону чотири зв'язки).

2. З електронної структури центрального атома визначимо стан валентних електронів, який відповідає його ковалентності (ковалентність дорівнює 4)



3. Вияснимо, скільки електронів даного атома беруть участь в π - зв'язках і скільки в σ - зв'язках. В молекулі ацетилену два електрони атома Карбону в станах p_y і p_z беруть участь в π - зв'язках. π - зв'язки, як відомо, утворюються негібридними АО. Гібридними орбіталями будуть ті, на яких знаходяться р-електрони, що утворюють σ - зв'язки і S -атомна орбіталь, на якій може бути і незв'язуюча електронна пара. Таким чином, тип гібридизації АО Карбону в молекулі ацетилену sp .

Гібридні АО розташовується під кутом 180° , форма молекули лінійна, бо всі ядра атомів знаходяться на одній лінії.

Рекомендована література:

1. Телегус В.С., Бодак О.І., Заречнюк О.С., Кінжибало В.В. Основи загальної хімії. – Львів: Світ, 2000. - 424 с.
2. Степаненко О.М., Рейтер В.М., Ледовських С.В., Іванов С.В. Загальна та неорганічна хімія у двох частинах. Ч. I – Київ: Пед. преса, 2000. – 784 с.
3. С.А.Неділько, П.П.Попель. Загальна й неорганічна хімія. Задачі та вправи. – Київ: Либідь, 2001, 400 с.
4. Романова Н.В. Загальна та неорганічна хімія. - К.:Вища школа, 1988. - 432 с.
5. Національна бібліотека України імені В.І.Вернадського: режим доступу: <http://nbuv.gov.ua>

Дата

Підпис викладача

ЛАБОРАТОРНЕ ЗАНЯТТЯ № 8 (2 год)

Тема заняття: Хімічний зв'язок.

План заняття:

1. Опрацювання теоретичних питань:

- Який ковалентний зв'язок називається полярним, а який - неполярним? Дипольний момент зв'язку.
- Що таке ступінь окиснення та ефективний заряд атома? Яке з цих понять є умовним зарядом атома, а яке справжнім?
- В чому різниця понять "полярний зв'язок" і "полярна молекула"? Наведіть приклади.
- Йонний зв'язок. Механізм його утворення.
- Характеристики йонного зв'язку. Координаційне число.
- Поляризація йонів, її залежність від їх заряду і радіуса.

2. Перевірка вправ і задач (передбачених на самостійне опрацювання):

- 1) Дипольний момент зв'язку C-O становить $3,3 \cdot 10^{-31}$ Кл·м. Обчисліть довжину диполя зв'язку?

$$\mu = e \cdot l; \quad l = \frac{\mu}{e} =$$

- 2) Чим пояснити зменшення дипольних моментів у низці гідрогенгалогенідів?

Речовини	HF	HCl	HBr	HI
μ (Дб)	1,74	1,03	0,76	0,38

- 3) Визначте найполярніший зв'язок серед таких:

C - O

C - S

C - F

C - H

- 4) Визначте, який зв'язок у молекулі HOCl більш полярний?
- 5) Визначте ступінь окиснення атома Нітрогену в сполуках: KNO_2 , HNO_3 , N_2 , NH_3 , NH_4NO_3 , NO_2 .
- 6) Визначте ступінь окиснення Іоду в KIO_3 , Хрому в $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, кожного атому Карбону в $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$.
- 7) У яких з молекул ступені окиснення центральних атомів не збігаються з їх ковалентністю: Mg_3N_2 , Cl_2 , NaClO , HCOH , HCN , C_2H_2 ?
- 8) Визначте відсоток йонності зв'язку H - Br, якщо дипольний момент молекули дорівнює $2,6 \cdot 10^{-30}$ кг · м, а довжина зв'язку становить $1,41 \cdot 10^{-10}$ м.
- 9) Дипольні моменти молекул CO_2 і CS_2 дорівнюють нулю. Чому не дорівнює нулю дипольний момент COS?
- 10) Визначте, які з молекул полярні, а які ні: F_2 , COCl_2 , SiH_4 , O_3 ?
- 11) При переході від CsF до CsI температура плавлення кристалів зменшується. Поясніть це.

12) В світлі уявлень про поляризацію йонів визначте, яка з солей стійкіша і чому: PbCl_4 чи PbCl_2 ; AuCl_3 чи AuCl ?

Приклади розв'язування задач:

1. Визначення ступеня окиснення Мангану і Хрому в сполуках KMnO_4 і $\text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$.

Ступені окиснення позначаються римськими цифрами над символами елементів. Для визначення ступеня окиснення необхідно знати, що алгебраїчна сума (сума, в якій указано знаки) ступенів окиснення всіх атомів, що утворюють молекулу, дорівнює нулю. Ступінь окиснення Оксигену завжди -II (крім сполуки OF_2 і пероксидів) Гідрогену +I (крім гідридів металів), лужних металів теж +I. Ступені окиснення Мангану і Хрому позначимо через x , відповідно складаємо рівняння і розв'язуємо їх:

$$\begin{aligned} \text{для } \text{KMnO}_4 \quad 1 + x - 8 &= 0 & x &= 7 \\ \text{для } \text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 \quad 2 + 2x - 14 &= 0 & x &= 6 \end{aligned}$$

Щоб визначити ступінь окиснення Нітрогену в йоні NH_4^+ , потрібно суму ступенів окиснення Нітрогену і Гідрогену прирівняти не до нуля, а до одиниці (заряду йона): $x + 4 = 1$; $x = -3$

В йоні NO_3^- ступінь окиснення Нітрогену дорівнює +V: $x - 6 = -1$; $x = 5$.

Вищий ступінь окиснення елемента дорівнює номеру групи періодичної системи, бо до інших атомів можуть бути відтягнуті лише валентні електрони, а їх число визначається номером групи. Винятком є: F - (0); O - (+II); He(0), Ne(0), Ar(0), Kr(+VI), Cu(+III), Ag(+III), Au(+III), Fe(+VI) і всі елементи підгрупи Кобальту і Ніколу. Ступінь окиснення атома в простій речовині (зв'язок неполярний) завжди дорівнює нулю, напр., атома Гідрогену, Хлору в молекулах H_2 , Cl_2 . Знак "плюс" ступеня окиснення елемента означає, що від даного атома відтягнута електронна пара, знак "мінус" - що даний атом відтягує її на себе. Наприклад, в гідроген пероксиді H_2O_2 ($\text{H}^I - \text{O}^{-I} - \text{O}^{-I} - \text{H}^I$) електронна пара зв'язку Гідрогену з Оксигеном відтягнута до Оксигену, тому ступінь окиснення Оксигену - 1, Гідрогену (+1). Зв'язок O - O неполярний, що дає нульовий ступінь окиснення.

2. Обчисліть ефективний заряд атомів Гідрогену і Хлору в полярній молекулі HCl , якщо дипольний момент дорівнює $3,47 \cdot 10^{-30}$ Кл · м, а довжина зв'язку H - Cl дорівнює 0,127 Нм.

Дипольний момент (μ), визначається як добуток ефективного заряду на атомах (q) на відстань між центрами позитивного і негативного зарядів l (м):

$$\mu = q \cdot l$$

Якщо припустити, що молекула складається з йонів, то ефективний заряд атома дорівнюватиме заряду електрона $\bar{e} = 1,6 \cdot 10^{-19}$ Кл, а l_a - довжина зв'язку $1,27 \cdot 10^{-10}$ м. Тоді для умовно йонної молекули:

$$\mu_{\text{йон}} = \bar{e} \cdot l_a = 1,6 \cdot 10^{-19} \cdot 1,27 \cdot 10^{-10} = 2,03 \cdot 10^{-29} \text{ Кл} \cdot \text{м}$$

ефективний заряд атомів Гідрогену і Хлору відповідно можна розрахувати як відношення дипольного моменту молекули до її дипольного моменту при припущенні йонного зв'язку:

$$\delta = \frac{\mu}{\mu_{\text{йон}}} = \frac{3,47 \cdot 10^{-30}}{2,03 \cdot 10^{-29}} = 0,178$$

чи 17,8%. Це означає, що зв'язок Н – С1 на 17,8% йонний, а на 82,2 % ковалентний.

Рекомендована література:

1. Телегус В.С., Бодак О.І., Заречнюк О.С., Кінжибало В.В. Основи загальної хімії. – Львів: Світ, 2000. - 424 с.
2. Степаненко О.М., Рейтер В.М., Ледовських С.В., Іванов С.В. Загальна та неорганічна хімія у двох частинах. Ч. I – Київ: Пед. преса, 2000. – 784 с.
3. С.А.Неділько, П.П.Попель. Загальна й неорганічна хімія. Задачі та вправи. – Київ: Либідь, 2001, 400 с.
4. Романова Н.В. Загальна та неорганічна хімія. - К.:Вища школа, 1988. - 432 с.
5. Національна бібліотека України імені В.І.Вернадського: режим доступу: <http://nbuv.gov.ua>

Дата

Підпис викладача

**ПІДСУМКОВА МОДУЛЬНА КОНТРОЛЬНА РОБОТА:
„Будова атома. Періодичний закон. Хімічний зв'язок”**

МОДУЛЬ 2

Термодинамічні та кінетичні можливості проходження реакцій. Розчини. Теорія електролітичної дисоціації. Окисно-відновні процеси.

ЛАБОРАТОРНЕ ЗАНЯТТЯ № 9 (2 год)

Тема заняття: Енергетика і направленість хімічних реакцій .

План заняття:

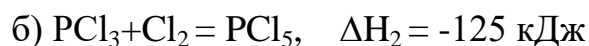
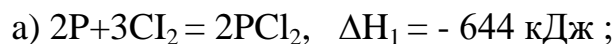
1. Опрацювання теоретичних запитань:

- Тепловий ефект хімічної реакції. Термохімічне рівняння. Теплота утворення хімічної сполуки. Стандартна теплота утворення.
- Чому при хімічних реакціях завжди виділяється чи поглинається тепло? Тепловий ефект при постійному об'ємі ($Q = - \Delta U$) і при постійному тиску ($Q_p = - \Delta H$)
- Закони термохімії. Наслідки з закону Гесса.
- Поняття про ентропію
- Дві тенденції, що обумовлюють направленість хімічних реакцій. Як вони змінюються у випадках
 - а) можливості реакції за будь-яких умов?
 - б) неможливості реакції за будь-яких умов?
- Єдиний критерій направленості хімічних реакцій при сталому тиску - енергія Гібса. Можливості проходження реакцій, якщо:

$$1) \Delta H^0 < 0, \Delta S^0 < 0; \quad 2) \Delta H^0 > 0, \Delta S^0 > 0$$

2. Перевірка контрольних вправ та задач (передбачени на самостійн опрацювання):

- 1) При взаємодії 9 г алюмінію з киснем виділилося 279,2 кДж. Визначте теплоту утворення алюміній оксиду.
- 2) При згоранні 9,6 г метилового спирту CH_3OH виділилося 216,02 кДж. Напишіть термохімічне рівняння процесу горіння.
- 3) Розрахуйте тепловий ефект реакції $2\text{P} + 5\text{Cl}_2 = 2\text{PCl}_5$ з теплових ефектів таких реакцій:



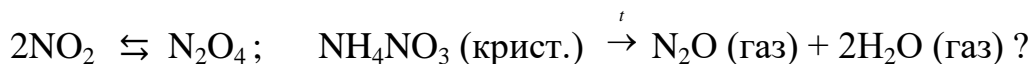
- 4) Тепловий ефект реакції розкладу $\text{CaCO}_3 \rightarrow \text{CaO} + \text{CO}_2$, $\Delta H = 200,9 \text{ кДж}$.
Теплоти (ентальпії) утворення: $\Delta H^0_{\text{CaO}} = - 635,2 \text{ кДж}$, $\Delta H^0_{\text{CO}_2} = - 393,6 \text{ кДж}$.

Обчисліть теплоту (ентальпію) утворення CaCO_3 .

5) Виходячи з реакції $\text{KClO}_3 = \text{KCl} + \frac{3}{2}\text{O}_2$; $\Delta H^\circ = -49,4$ кДж і $\text{KClO}_4 = \text{KCl} + 2\text{O}_2$; $\Delta H^\circ = 33$ кДж, обчисліть ΔH° реакції $4\text{KClO}_3 = 3\text{KClO}_4 + \text{KCl}$.

6) При розкладі 0,2 моль Na_2SO_3 за рівнянням: $4\text{Na}_2\text{SO}_3 = \text{Na}_2\text{S} + 3\text{Na}_2\text{SO}_4$ виділилось 8,2 кДж тепла. Яка маса сульфїту розкладеться, якщо виділиться 65,64 кДж тепла?

7) Як змінюється ентропія в реакціях:



8) Як змінюється ентропія в таких процесах:

а) випаровування спирту при температурі кипіння?

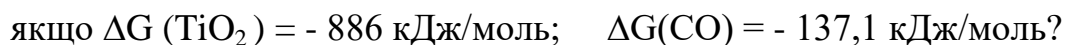
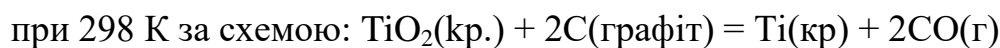
б) кристалізація переохолодженої води?

в) підвищення температури суміші газів?

9) Розрахуйте зміну ентропії при стандартних умовах в такій реакції:

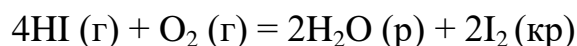
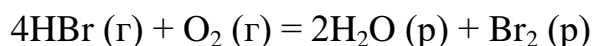


10) Чи можлива реакція відновлення титан діоксиду до вільного металу



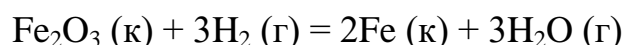
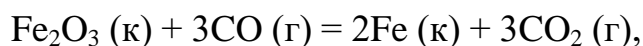
11) Розрахуйте значення ΔH° для реакції $\text{NH}_4\text{Cl} (\text{кр.}) = \text{NH}_3 (\text{г}) + \text{HCl} (\text{г})$ і ΔG° , використавши завдання (3). Як впливає температура на напрямок цього процесу?

12) Розрахуйте зміну енергії Гібса за стандартних умов для реакцій:



Вірогідність якої з цих реакцій більша?

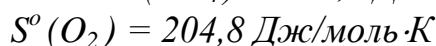
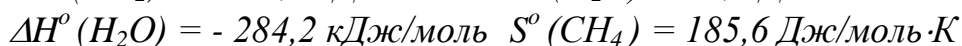
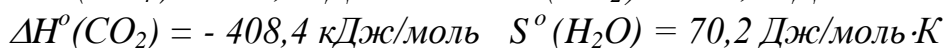
13) На основі розрахунку ΔG°_{298} реакцій:



Визначте кращого відновника для $\text{Fe}_2\text{O}_3 (\text{к})$.

Приклад розв'язання задачі:

Чи буде відбуватися реакція $\text{CO}_2 + 2\text{H}_2\text{O} = \text{CH}_4 + 2\text{O}_2$ при 298 К, якщо



Розв'язок.

Щоб встановити можливість проходження даної реакції зліва направо, необхідно визначити зміну енергії Гібса : $\Delta G^{\circ} = \Delta H^{\circ} - T\Delta S^{\circ}$

Від'ємний знак ΔG° вкаже на можливість самодовільного протікання даної реакції зліва направо.

Знаходимо зміну ентропії даного процесу:

$$\Delta S^{\circ} = \sum S^{\circ}_{\text{прод.}} - \sum S^{\circ}_{\text{вих. реч.}} = S^{\circ}(\text{CH}_4) + 2S^{\circ}(\text{O}_2) - 2 \cdot S^{\circ}(\text{H}_2\text{O}) - S^{\circ}(\text{CO}_2) = \\ = 240,0 \text{ Дж / моль} \cdot \text{K} = 0,240 \text{ кДж / моль} \cdot \text{K}$$

Знаходимо зміну ентальпії:

$$\Delta H = \sum \Delta H^{\circ}_{\text{прод.}} - \sum \Delta H^{\circ}_{\text{вих. реч.}} = \Delta H^{\circ}_{\text{CH}_4} - \Delta H^{\circ}_{\text{CO}_2} - 2\Delta H^{\circ}_{\text{H}_2\text{O}} = 889 \text{ кДж}$$

Обчислюємо зміну енергії Гібса:

$$\Delta G^{\circ} = 889 - 298 \cdot 0,240 = 816,8 \text{ кДж}$$

Зміна енергії Гібса додатня, тому що енергія Гібса у продуктів реакції вища, ніж у вихідних речовин. Отже, при 298 К дана реакція відбуватися не може.

Інструкція до виконання

В пробірку з газовідвідною трубкою внесіть трохи NH_4Cl . Пробірку обережно нагрійте. Спостерігайте зникнення NH_4Cl на дні пробірки і появу білого осаду на холодних стінках пробірки і газовідвідної трубки.

Рекомендована література:

1. Телегус В.С., Бодак О.І., Заречнюк О.С., Кінжибало В.В. Основи загальної хімії. – Львів: Світ, 2000. - 424 с.
2. Степаненко О.М., Рейтер В.М., Ледовських С.В., Іванов С.В. Загальна та неорганічна хімія у двох частинах. Ч. I – Київ: Пед. преса, 2000. – 784 с.
3. С.А.Неділько, П.П.Попель. Загальна й неорганічна хімія. Задачі та вправи. – Київ: Либідь, 2001, 400 с.
4. Романова Н.В. Загальна та неорганічна хімія. - К.:Вища школа, 1988. - 432 с.
5. Національна бібліотека України імені В.І.Вернадського: режим доступу: <http://nbuv.gov.ua>

Дата

Підпис викладача

ЛАБОРАТОРНЕ ЗАНЯТТЯ № 10 (2 год)

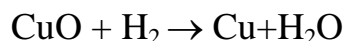
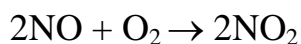
Тема заняття: Швидкість хімічної реакції.

План заняття:

1. Швидкість хімічної реакції та фактори, що на неї впливають.
2. Закон діючих мас. Константа швидкості.
3. Залежність швидкості хімічної реакції від температури і причини цієї залежності. Правило Вант-Гофа.
4. Каталіз. Механізм прискорення реакції при гомогенному каталізі.
5. Гетерогенний каталіз. Теорія адсорбції реагуючих речовин на активних центрах.
6. Оборотні та необоротні хімічні реакції.
7. Константа хімічної рівноваги. Від яких факторів залежить її значення, а які на неї не впливають?
8. Вплив зовнішніх факторів на хімічну рівновагу. Принцип Ле-Шательє.
9. Перевірка контрольних задач і вправ (передбачених на самостійне опрацювання):

1) Якою є швидкість хімічної реакції, якщо концентрація однієї з вихідних речовин в початковий момент становила $1,2 \text{ моль} \cdot \text{л}^{-1}$, а через 32 хвилини стала $0,4 \text{ моль} \cdot \text{л}^{-1}$?

2) Запишіть закон діючих мас для таких хімічних реакцій:



3) Як зміниться швидкість хімічної реакції $2\text{NO} + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{NO}_2$

а) при збільшенні концентрації NO вдвічі, а кисню – втричі.

б) при підвищенні температури на 30 градусів / $\gamma = 3$ /;

в) при збільшенні концентрації кожної з вихідних речовин втричі і пониженні температури на 40 градусів.

4) На скільки градусів потрібно підвищити температуру, щоб швидкість реакції зросла у 256 разів, якщо $\gamma = 4$?

5) При 293 К реакція відбувається за 25 хв. За який час вона закінчиться при 353К, якщо $\gamma = 3$?

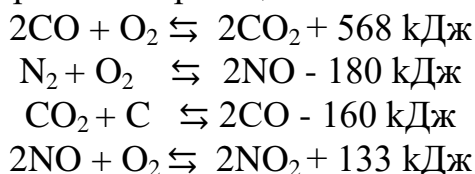
6) Константа швидкості реакції $\text{A} + 2\text{B} = 3\text{C}$ дорівнює $0,6 \text{ л}^2 \cdot \text{моль}^{-2} \cdot \text{с}^{-1}$. Початкові концентрації $C_A = 2,0$ і $C_B = 2,5 \text{ моль/л}$. Через деякий час C_B стала $0,5 \text{ моль/л}$. Чому дорівнює в цей час C_A і швидкість прямої реакції?

7) Реакція $2\text{N}_2\text{O} = 2 \text{N}_2 + \text{O}_2$ протікає при 1173 К з $k=5 \cdot 10^{-4} \text{ л} \cdot \text{моль}^{-1} \cdot \text{хв}^{-1}$. Початкова концентрація $\text{N}_2\text{O} = 3,2 \text{ моль/л}$. Знайдіть швидкість реакції в початковий момент і в час, коли розпалося 25 % N_2O .

- 8) Константа швидкості реакції $2\text{SO}_2 + \text{O}_2 = 2\text{SO}_3$ дорівнює $0,45 \text{ л}^2 \cdot \text{моль}^{-1} \cdot \text{с}^{-1}$. Після того як прореагувало 25% початкової кількості вихідних речовин $C^{\text{SO}_3} = 1,4 \text{ моль} \cdot \text{л}^{-1}$. Знайдіть початкову швидкість реакції.
- 9) За певних умов швидкість реакції $2\text{NO} + \text{O}_2 = 2\text{NO}_2$ і її константа швидкості мають однакове числове значення. Знайдіть C_{O_2} , якщо C_{NO} за цих умов дорівнює $0,8 \text{ моль} \cdot \text{л}^{-1}$.
- 10) Написати вираз констант хімічної рівноваги для таких реакцій:



- 11) В посудині місткістю 0,4 л помістили 0,2 г H_2 і 1,2 г I_2 . При рівновазі в посудині виявили 0,4 г HI . Обчисліть K_p реакції $\text{H}_2 + \text{I}_2 \rightleftharpoons 2\text{HI}$.
- 12) Куди зміщується рівновага реакцій:



- а) при пониженні температури
б) при підвищенні тиску?

13) Розрахуйте K_p реакції $\text{PCl}_5 \rightleftharpoons \text{PCl}_3 + \text{Cl}_2$ при 500 К, якщо в момент рівноваги продисоціювало 54 % PCl_5 , а вихідна концентрація PCl_5 дорівнювала 1 моль/л.

14) Для реакції $\text{H}_{2(\text{r})} + \text{Br}_{2(\text{r})} \rightleftharpoons 2\text{HBr}_{(\text{r})}$ $K = 1$. Знайдіть склад рівноважної суміші, якщо вихідна суміш містила 3 моль H_2 і 2 моль Br_2 .

Приклад розв'язування задачі:

Рівновага реакції $\text{H}_2 + \text{I}_2(\text{г}) \rightleftharpoons 2\text{HI}$ встановилася при таких концентраціях речовин: $[\text{H}_2] = 0,04 \text{ моль/л}$; $[\text{I}_2] = 0,025 \text{ моль/л}$; $[\text{HI}] = 0,08 \text{ моль/л}$. Обчислити константу хімічної рівноваги і вихідні концентрації водню та йоду.

Розв'язок

Згідно з законом діючих мас константу рівноваги обчислюємо підстановкою

$$K_p = \frac{[\text{HI}]^2}{[\text{H}_2][\text{I}_2]} = \frac{0,08^2}{0,04 \cdot 0,25} = 0,64$$

даних задач:

Вихідні концентрації водню та йоду, які позначимо C_{H_2} і C_{I_2} обчислюємо, користуючись рівнянням хімічної реакції. З нього випливає, що 1 моль водню реагує з одним молем йоду і при цьому утворюється 2 моль гідроген йодиду. За умовою задачі утворилося 0,08 моль/л HI . Отже, для його утворення пішло 0,04 моль/л H_2 і 0,04 моль/л I_2 . Початкова концентрація водню та йоду дорівнює сумі використаної концентрації і тієї, що залишилася в рівновазі. Отже, вихідні концентрації водню та йоду були:

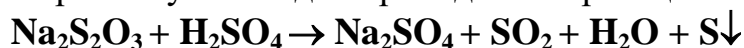
$$C^{\text{H}_2} = 0,04 + 0,04 = 0,08 \text{ моль/л}$$

$$C^{\text{I}_2} = 0,04 + 0,25 = 0,29 \text{ моль/л}$$

Інструкція до виконання

Дослід 1: Залежність швидкості хімічної реакції від концентрації.

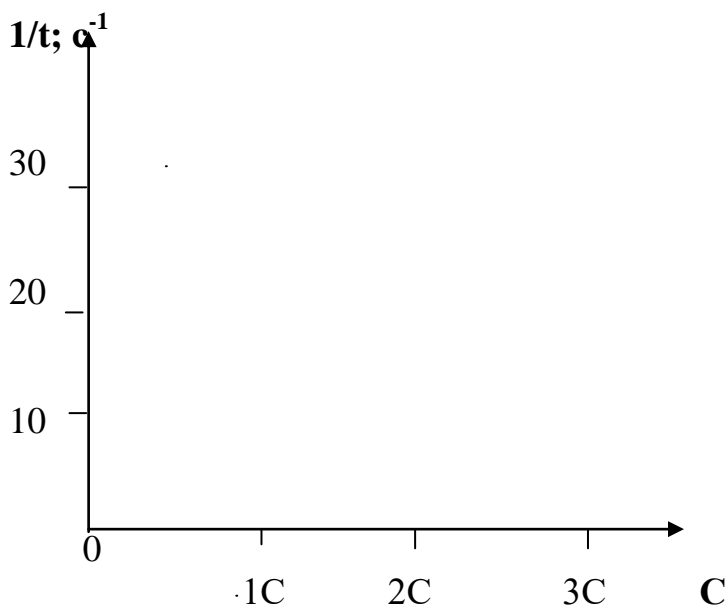
В три великі пронумеровані пробірки налити розбавлений (1:200) розчин натрій тіосульфату $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$: в першу - 5 мл, в другу - 10 мл, в третю - 15 мл. Після цього в першу пробірку долити 10 мл води, в другу 5 мл. Концентрація $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ в другій пробірці буде вдвічі, а в третій утричі більша, ніж у першій. В кожен пробірку додати по 5 мл розведеної H_2SO_4 і засікти час від моменту вливання кислоти до помутніння розчину внаслідок проходження реакції:



Одержані дані внести в таблицю (час появи каламуті і швидкість кожен записує на основі власного експерименту):

№	Об'єм р-ну $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$, мл	Об'єм води, мл	Об'єм р-ну H_2SO_4 , мл	Заг. об'єм р-ну, мл	Умовна конц. $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$	Час появи каламуті t, с	Швидк. $1/t, \text{с}^{-1}$
1	5	10	5		1С		
2	10	5	5		2С		
3	15	-	5		3С		

Використовуючи дані із цієї таблиці, побудуйте графік залежності швидкості хімічної реакції від відносної концентрації.



Графік залежності швидкості реакції від концентрації.

Дослід 2: Зміщення хімічної рівноваги при зміні концентрацій реагуючих речовин.

В пробірці змішати по 10 мл розчинів ферум (III) хлориду (FeCl_3) і калій тіоціанату (KSCN). Напишіть рівняння цієї оборотної реакції і вираз константи рівноваги для неї.

Одержаний розчин розділіть порівну в чотири пробірки. В першу додайте трохи концентрованого розчину FeCl_3 , в другу - концентрованого розчину калій тіоціанату, в третю - трохи кристалічного калій хлориду чи амоній хлориду (NH_4Cl). Четверту пробірку залиште для порівняння. За зміною кольору в пробірках (червоне забарвлення характерне для речовини ферум (III) тіоціанату $\text{Fe}(\text{SCN})_3$) зробіть висновок про зміщення хімічної рівноваги в певний бік. Поясніть зміну кольору на основі закону діючих мас.

Дослід №3 Вплив зміни температури на зміщення хімічної рівноваги.

Для досліду використовуються дві сполучені між собою колби, заповнені нітроген (IV) оксидом. Внаслідок оборотної реакції встановлюється рівновага:



Занурте одну з колб в склянку з гарячою водою, а другу - в склянку з холодною. Вийміть колби із склянок. Спостерігайте зміну кольору газової суміші в обох колбах. В який бік змістилась рівновага в кожній колбі? Поясніть явища на основі принципу Ле-Шательє.

<i>Результати досліджень</i>				
<i>№ пр об</i>	<i>Дія</i>	<i>Спостереження</i>	<i>Висновок</i>	<i>Пояснення</i>
1	додали NH_4Cl	забврвлення	рівновага змістилася	
2	додали NH_4SCN	забврвлення	рівновага змістилася	
3	додали FeCl_3	забврвлення	рівновага змістилася	

<i>Результати досліджень</i>				
<i>№ проб</i>	<i>Дія</i>	<i>Спостереження</i>	<i>Висновок</i>	<i>Пояснення</i>
1	Колбу опустили в холодну воду.	Колір газу	рівновага змістилася	За принципом Ле-Шательє при нагріванні рівновага зміщується в бік, а при охолодженні-
2	Колбу опустили в гарячу воду.	Колір газу	рівновага змістилася	

Рекомендована література:

1. Телегус В.С., Бодак О.І., Заречнюк О.С., Кінжибало В.В. Основи загальної хімії. – Львів: Світ, 2000. - 424 с.
2. Степаненко О.М., Рейтер В.М., Ледовських С.В., Іванов С.В. Загальна та неорганічна хімія у двох частинах. Ч. I – Київ: Пед. преса, 2000. – 784 с.
3. С.А.Неділько, П.П.Попель. Загальна й неорганічна хімія. Задачі та вправи. – Київ: Либідь, 2001, 400 с.
4. Романова Н.В. Загальна та неорганічна хімія. - К.:Вища школа, 1988. - 432 с.
5. Національна бібліотека України імені В.І.Вернадського: режим доступу: <http://nbuv.gov.ua>

Дата

Підпис викладача

ЛАБОРАТОРНЕ ЗАНЯТТЯ № 11 (2 год)

Тема заняття: Розчини.

План заняття:

1. Опрацювання теоретичних питань:

- Дисперсні системи та їх поділ за агрегатним станом і розміром частинок дисперсної фази. Справжні розчини. Компонент. Розчинник.
- Механізм процесу розчинення твердих речовин. Сольватація при розчиненні. Теплота (ентальпія) розчинення. Кристалогідрати.
- Відмінність розчинів від механічних сумішей і хімічних сполук.
- На основі енергії Гібса поясніть можливість ендотермічного процесу розчинення (наприклад, нітратів).
- Які розчини називаються насиченими? Ненасиченими? Пересиченими? Чи збігаються поняття "концентрований" і "насичений"? Масова частка компонента в долях одиниці і у відсотках.
- Як залежить розчинність твердих речовин від температури? Що являють собою криві розчинності?
- Як залежить розчинність газів від температури і парціального тиску?
- Що є мірою розчинності речовин при даних умовах?

2. Перевірка задач (передбачених на самостійне виконання):

- 1) Знайдіть масову частку лугу в розчині, де розчинили 0,04 г кальцію у 196,2 мл води.
- 2) В 250 г води розчинено 50 г кристалогідрату $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$. Обчисліть масову частку кристалогідрату і безводного ферум (II) сульфату в одержаному розчині.
- 3) Обчисліть масову частку магній сульфату в розчині, одержаному при внесенні 40 г $\text{MgSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ в 400 води.
- 4) Яку масу $\text{MgSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ потрібно розчинити в 200 г води, щоб одержати розчин з масовою часткою MgSO_4 8%?
- 5) Яку масу мідного купоросу ($\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$) слід розчинити в 375 мл води, щоб утворився розчин з масовою часткою CuSO_4 16 %?
- 6) В якій масі води потрібно розчинити 25 г $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$, щоб одержати розчин CuSO_4 з масовою часткою 12 %?
- 7) Обчисліть масу кристалогідрату $\text{BaCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$, яку необхідно внести в 200 г розчину з масовою часткою BaCl_2 8%, щоб отримати розчин з масовою часткою BaCl_2 28%.
- 8) В якій масі води слід розчинити 40 г $\text{MgSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$, щоб одержати розчин з масовою часткою MgSO_4 14%?

- 9) При охолодженні насиченого при 100°C розчину до 14°C викристалізувалося 112г солі. Яку масу солі і води було взято для перекристалізації, якщо розчинність солі при 100°C дорівнює 52,7 а при 14°C дорівнює 7,9 грамів солі на 100 г води?
- 10) При охолодженні 500 г розчину солі ($w=35\%$) випало в осад 24 г. Знайдіть масову частку цієї речовини в розчині, що залишився.
- 11) Які об'єми розчину HCl ($w= 37\%$, $\rho=1,19$ г/мл) і води потрібно для приготування 1 л 10%-ного розчину ($\rho=1,049$ г/мл)?
- 12) Який об'єм води потрібно додати до 500 мл 24,68% розчину аміаку $\rho=0,908$ г/мл/, щоб одержати з масовою часткою 12 %.
- 13) Які об'єми розчинів ($w = 37\%$, $\rho = 1,19$ г/мл і $w = 16\%$, $\rho = 1,074$ г/мл) HCl необхідно змішати для одержання 1 л розчину HCl ($w = 25\%$, $\rho = 1,124$ г/мл)?
- 14) Який об'єм 96% сульфатної кислоти ($\rho=1,84\text{г/мл}$) і води потрібно взяти для приготування 100 мл 15% розчину H_2SO_4 ($\rho=1,10$ г/мл)?
- 15) Яку масу 40%-ного розчину солі потрібно долити до 200 г 15%-ного розчину, щоб одержати розчин з масовою часткою 28%?
- 16) 2 л Cl_2 за н.у. розчинили у 4 л води. Знайдіть масову частку Cl_2 у цьому розчині?
- 17) Аміак, утворений в результаті взаємодії 112 л азоту і 336 л водню (н. у.) розчинили в 1 л води. Обчисліть масову частку аміаку в одержаному розчині.
- 18) Яка маса HNO_3 міститься в 2 л її 0,25 молярного розчину?
- 19) Обчисліть молярну концентрацію 15% розчину H_2SO_4 / $\rho=1,10$ г/мл/.
- 20) Знайдіть масову частку HNO_3 в 0,5 молярному розчині ($\rho=1,03$ г/мл).
- 21) Обчисліть молярні маси еквівалентів таких речовин: Al_2O_3 , H_2SO_4 , H_3PO_4 , HNO_3 , $\text{Al}(\text{OH})_3$, $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$, K_2SO_4 , KNO_3 .
- 22) Обчисліть молярну концентрацію еквівалента алюміній хлориду в розчині, що містить 30 г AlCl_3 в 500 мл розчину.
- 23) Яка молярна концентрація еквівалента сульфатної кислоти в розчині, 5 л якого містять 240 г кислоти?
- 24) Яку масу $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ містять 800 мл розчину соди з $C_{\text{екв}}(\text{Na}_2\text{CO}_3)=1,25$ моль екв/л?
- 25) 85 мл розчину HCl ($w=0,2\%$, $\rho=1,1$ г/мл) розвели водою до 450 мл. Знайдіть $C(\text{HCl})$ в одержаному розчині.
- 26) Чому дорівнює масова частка H_2SO_4 в розчині, одержаному змішуванням 6 л розчину ($w = 24\%$, $\rho=1,17\text{г/мл}$) і 10 л 2М розчину цієї ж кислоти ($\rho=1,13$ г/мл)?

План самостійної підготовки:

Приготування розчину певної масової частки (в процентах) з двох розчинів з відомими масовими частками чи з розчину певної масової частки і води.

Приклад 1:

з 60% і 20 % розчинів приготувати 30% розчин.

Для виконання завдання користуємося діагональною схемою:

В 1-му стовпчику (зліва) записуємо масові частки вихідних розчинів, в 2-му (посередині) ту, яку потрібно отримати, в 3-му (справа) – різницю між вихідною і заданою (різниця береться по діагоналі) масовими частками:

$$60 \searrow \nearrow 10 \quad (1)$$

$$30$$

$$20 \nearrow \searrow 30 \quad (3)$$

За схемою на масову частину 60% розчину необхідно взяти три масові частини 20%. Якщо розчину потрібно приготувати певну масу, наприклад 250 г, то складаємо співвідношення:

для приготування 4 г 30% розчину потрібно 1 г 60%

$$250 \text{ г} \quad \text{-----} \quad \text{х г.}$$

$$4 : 250 = 1 : \text{х} \quad \text{х} = 62,5\text{г}$$

Для змішування краще використати об'єми розчинів. Об'єми розраховуємо

за масою, користуючись формулою: $V = \frac{m}{\rho}$

Розраховані об'єми розчинів вносимо в колбу, закриваємо пробкою і перемішуємо одержаний розчин, нахилиючи горло колби в різні сторони.

Приклад 2:

Який об'єм 30% розчину хлоридної кислоти ($\rho=1,19$ г/мл) і води потрібно взяти для приготування 250 мл 10% розчину ($\rho=1,05$ г/мл)?

$$30 \searrow \nearrow 10 \quad (1)$$

$$10$$

$$0 \nearrow \searrow 20 \quad (2)$$

Нуль в 1-му стовпчику означає масову частку кислоти у воді. Отже, на 1 масову частину 30% розчину потрібно взяти 2 масові частини води.

Розрахунки можна вести трохи по-іншому, ніж у попередньому випадку. При змішуванні 1 м. ч. 30 % розчину і 2 м. ч. води утвориться 3 м. ч. 10% розчину.

Отже 250 х 1,05 г 10 %-ного розчину становить 3 м. ч.

Х г 10 %-ного розчину ----- 1 м. ч.

$$250 \times 1,05 \times 1 = 3 \times \text{х} \quad \text{х} = 87,5 \text{ г}$$

$$V(30\% \text{HCl}) = \frac{m}{\rho} = \frac{87,5}{1,19} = 73,5 \text{ мл}$$

В циліндр вносимо 73,5 мл 30%-ного розчину хлоридної кислоти і додаємо води до мітки 250. Розчин перемішуємо паличкою.

Приклад 3:

Обчисліть масову частку сульфатної кислоти в 2М розчині ($\rho=1,063 \text{ г/мл}$).

Щоб знайти масову частку H_2SO_4 в розчині, використовуємо формулу:

$$W\% = \frac{m \text{ кисл.}}{m \text{ розчину}} \cdot 100\%$$

Візьмемо 1 л розчину. В ньому міститься 2моль еквівалента сульфатної кислоти за умовою задачі.

Молярна маса еквівалента кислоти $M_{\text{екв.}}(\text{H}_2\text{SO}_4) = 98 / 2 = 49 \text{ г/моль}$.

Отже, маса кислоти в 1 л $m(\text{H}_2\text{SO}_4) = 2 \cdot 49 = 98 \text{ г}$

Маса одного літра розчину дорівнює: $m = V \cdot \rho$,

$$m = 1000 \text{ мл} \cdot 1,063 \text{ г/мл} = 1063 \text{ г.}$$

$$W(\text{H}_2\text{SO}_4) = \frac{98}{1063} = 0,092 \text{ або } 9,2 \%$$

Інструкція до виконання

Дослід № 1. Одержання пересиченого розчину

Наповніть пробірку на $\frac{1}{4}$ її об'єму сухим натрій ацетатом ($\text{CH}_3\text{COONa} \cdot \text{H}_2\text{O}$) і додайте 2 краплі води. Внесіть в посудину з гарячою водою до повного розчинення солі. Після розчинення солі охолодіть розчин на повітрі. Потріть внутрішню стінку пробірки скляною паличкою і спостерігайте кристалізацію солі з пересиченого розчину.

Дослід №2. Експериментальне визначення кристалізаційної води у кристалогідраті.

Зважте фарфоровий тигель на технічних терезах з точністю до 0,01 г. потім зважте в ньому біля 1г попередньо розтертого в ступці мідного купоросу. Обережно нагрівайте тигель на газовому пальнику, доки вся сіль не стане білою. Охолодіть тигель в ексікаторі і знову зважте його. Щоб переконатися в повному зневодненні солі, прожарте сіль ще трохи і знову зважте.

Дані внесіть у таблицю:

Маса взятої солі (m_1), г	Маса солі після прожарювання (m_2), г	Маса кристал. води (m_3), г	Кількість солі після прожарювання	Кількість води, яка була зв'язана з m_2
$m_1 =$	1) $m_2 =$	$m_3 = m_1 - m_2 =$	$n(\text{CuSO}_4) = \frac{m_2}{160} \text{ моль} =$	
	2) $m_2 =$			

Розрахуйте кількість води, яка припадає на 1 моль CuSO_4 і запишіть формулу кристалогідрату:

$$\frac{n(\text{H}_2\text{O})}{n(\text{CuSO}_4)} =$$

Формула кристалогідрату мідного купоросу має вигляд:

Дослід №3. Визначення зміни температури при розчиненні

У дві пробірки налийте (до 1/3) води і виміряйте її температуру. В першу пробірку всипте деяку кількість калій, натрій чи амоній нітрату, обережно перемішайте термометром і відмітьте найнижчу температуру. В другу пробірку внесіть кілька кусочків натрій гідроксиду і після перемішування відмітьте найвищу температуру. Поясніть явища, що спостерігаються.

Результати досліджень			
Дія	Спостереження	Висновок	Пояснення
до води додали KNO_3	відбулося температури на $^{\circ}C$	процес розчинення-термічний, $\Delta H_{розч} \dots\dots 0$	$\Delta H_{хім.}$ $\Delta H_{кр. гр.}$
до води додали $NaOH$	відбулося температури на $^{\circ}C$	процес розчинення-термічний, $\Delta H_{розч} \dots\dots 0$	$\Delta H_{хім.}$ $\Delta H_{кр. гр.}$

Дослід №4. Визначення зміни об'єму при розчиненні.

Налийте в пробірку (до 1/3) води і обережно додайте однаковий об'єм спирту. Олівцем відмітьте положення верхнього рівня рідини. Закрийте пробірку пробкою і добре перемішайте. Після охолодження відмітьте рівень розчину. Поясніть явище.

Результати досліджень	
Спостереження	Пояснення
Об'єм розчину після перемішування	Внаслідок утворення зв'язків між молекулами спирту і води структура розчину порівняно з структурою окремих компонентів.

Рекомендована література:

1. Телегус В.С., Бодак О.І., Заречнюк О.С., Кінжибало В.В. Основи загальної хімії. – Львів: Світ, 2000. - 424 с.
2. Степаненко О.М., Рейтер В.М., Ледовських С.В., Іванов С.В. Загальна та неорганічна хімія у двох частинах. Ч. I – Київ: Пед. преса, 2000. – 784 с.
3. С.А.Неділько, П.П.Попель. Загальна й неорганічна хімія. Задачі та вправи. – Київ: Либідь, 2001, 400 с.
4. Романова Н.В. Загальна та неорганічна хімія. - К.:Вища школа, 1988. - 432 с.
5. Національна бібліотека України імені В.І.Вернадського: режим доступу: <http://nbuv.gov.ua>

Дата

Підпис викладача

ЛАБОРАТОРНЕ ЗАНЯТТЯ № 12 (2 год)

Тема заняття: Електролітична дисоціація.

План заняття:

1. Опрацювання теоретичних питань:

- Які основні положення теорії електролітичної дисоціації?
- Механізм розпаду на йони речовин з йонною та молекулярною ґраткою. В яких випадках вживається термін "дисоціація", а в яких "йонізація"?
- Сильні і слабкі електроліти. Які фактори впливають на силу електроліту?
- Слабкі електроліти. Які величини характеризують силу слабких електролітів?
- Чому при розведенні слабого електроліту водою зростає його молярна електропровідність?
- Зв'язок між константою і ступенем йонізації.
- Поняття "активність", "коефіцієнт активності" для сильних електролітів.
- Що таке добуток розчинності?
- Як можна збільшити чи зменшити розчинність осаду?

2. Перевірка задач (передбачених на самостійне опрацювання):

- 1) Дайте вираз обох констант йонізації для сульфідної кислоти.
- 2) Обчисліть концентрацію H^+ і ступінь йонізації HClO в 0,001 М розчині ($K_i = 5,0 \cdot 10^{-8}$).
- 3) Обчисліть α і $C_{\text{CH}_3\text{COOH}}$, в якому $[\text{H}^+] = 3 \cdot 10^{-3}$ моль/л.
- 4) Обчисліть K_i CH_3COOH , якщо $C=0,1$ моль/л, а $\alpha=1,3\%$.
- 5) Знайдіть $\alpha_{\text{CH}_3\text{COOH}}$ в розчині, 1 мл якого містить $6 \cdot 10^{19}$ молекул та $1,2 \cdot 10^{18}$ йонів. (Відпов. 2,75%).
- 6) Чому дорівнює масова частка CH_3COOH в розчині, де $[\text{H}^+]=3,6 \cdot 10^{-6}$ моль/л, а ступінь йонізації становить 3% ($p=1$).
- 7) Обчисліть молярну концентрацію іонів у $3 \cdot 10^{-5}$ М $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$.
- 8) У 2 л розчину міститься 0,08 моль FeCl_3 . Обчисліть молярні і молярні еквівалента концентрації іонів у розчині.
- 9) Обчисліть молярну концентрацію Cl^- в розчині, що містить у 400 мл 16,64 г BaCl_2 і 9,36г NaCl .
- 10) Знайдіть активності іонів у 0,5 М розчині Na_3PO_4 , якщо коефіцієнт активності іонів дорівнює 0.86.
- 11) Запишіть ДР для плюмбум йодиду PbI_2 .
- 12) У 100 мл розчину SrSO_4 при певній температурі міститься 0,0054 г цієї солі. Чи є розчин насиченим?

- 13) Розчинність PbBr_2 при 25°C становить $1,3 \cdot 10^{-2}$ моль/л. Обчисліть ДР PbBr_2 при цій температурі.
- 14) Якою є концентрація AgNO_3 , при якій випадатиме осад Ag_2CrO_4 , якщо діяти на розчин AgNO_3 розчином Na_2CrO_4 концентрацією 0,15 моль/л?
- 15) Чи утвориться осад, якщо змішати розчини FeCl_3 і NaOH однакових об'ємів і молярних концентрацій ($C=0,0025$ моль/л і $DP_{\text{Fe(OH)}_3}=3,8 \cdot 10^{-38}$)
- 16) Визначте розчинність BaSO_4 (в моль/л) у воді та у 0,01 М розчині Na_2SO_4 . (Відпов. $1,05 \cdot 10^{-5}$; $1,1 \cdot 10^{-8}$).

Інструкція до виконання

Дослід № 1. Електропровідність розчинів слабких і сильних електролітів.

У сім склянок налейте по 100 мл дистильованої води, 0,1 М розчинів цукру, натрій хлориду, натрій сульфату, ацетатної кислоти, калій гідроксиду і амоній гідроксиду. Почергово, починаючи з дистильованої води, занурте в склянку електроди, з'єднанні з гальванометром і прилад увімкніть в електромережу. Що спостерігається? Покази занесіть в таблицю.

Речовина	Показники гальв-ра	Електроліт чи неелектроліт	Сила електроліту (сильний чи слабкий)
Вода			
Цукор			
NaCl			
Na ₂ SO ₄			
CH ₃ COOH			
KOH			
NH ₄ OH			

Дослід №2 Залежність електропровідності розчину слабого електроліту від розведення.

Використайте прилад попереднього дослід. В склянку налейте концентрованого розчину ацетатної кислоти. Далі кислоту розведіть дистильованою водою спочатку вдвічі, а потім в чотири рази. Як змінюються покази гальванометра із зменшенням концентрації розчину? Дані занесіть в таблицю і побудуйте графік залежності електропровідності розчину CH_3COOH від розведення $1/C$ (величини, оберненої до концентрації).

Електропровідність прямо пропорційна силі струму, тому по осі ординат відкладіть силу струму. Зробіть висновок.

Розведення розчину (1/C)	Покази гальванометра, А	Пояснення
1		В конц. CH_3COOH розчинник відсутній, тому
1/2		При появі розчинника.....
1/4		При подальшому розведенні водою рівновага зміщується



Залежність

Дослід №3 Залежність розчинності осадів малорозчинних електролітів від величини добутків розчинності (ДР).

Отримайте осаді ферум (II) і купрум (II) сульфідів. Подійте на одержані осаді 2н. розчином хлоридної кислоти. Який з осадів розчинився? Поясніть різницю на основі ДР FeS і CuS .

Розчинився осад бо ДР цієї солі і ця сіль розчинна у воді і кислотах.

Дослід №4 Вплив величини ДР на послідовність випадання осадів малорозчинних речовин.

В одній пробірці отримайте осад $PbSO_4$, взявши 2-3 мл розчину Na_2SO_4 і додавши стільки ж розчину $Pb(NO_3)_2$. В другій пробірці отримайте осад $PbCrO_4$ з калій хромату і плюмбум нітрату. Відмітьте колір осадів. В третю пробірку візьміть трохи розчинів Na_2SO_4 і K_2CrO_4 , перемішайте розчин і додайте 2 мл $Pb(NO_3)_2$. Визначте за кольором який осад випав першим і поясніть на основі значень добутоків розчинності чому?

Першим випав осад, оскільки ДР
....., відповідно ця сіль
.....

Висновок:

Рекомендована література:

1. Телегус В.С., Бодак О.І., Заречнюк О.С., Кінжибало В.В. Основи загальної хімії. – Львів: Світ, 2000. - 424 с.
2. Степаненко О.М., Рейтер В.М., Ледовських С.В., Іванов С.В. Загальна та неорганічна хімія у двох частинах. Ч. I – Київ: Пед. преса, 2000. – 784 с.
3. С.А.Неділько, П.П.Попель. Загальна й неорганічна хімія. Задачі та вправи. – Київ: Либідь, 2001, 400 с.
4. Романова Н.В. Загальна та неорганічна хімія. - К.:Вища школа, 1988. - 432 с.
5. Національна бібліотека України імені В.І.Вернадського: режим доступу: <http://nbuv.gov.ua>

Дата

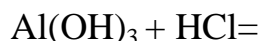
Підпис викладача

ЛАБОРАТОРНЕ ЗАНЯТТЯ № 13 (2 год)

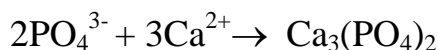
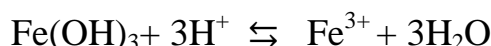
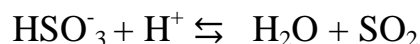
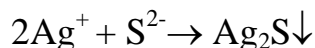
Тема заняття: Реакції в розчинах електролітів.

План заняття:

- Опрацювання теоретичних питань:
 - За яким механізмом протікають реакції в розчинах електролітів, та в чому їх особливості?
 - Умови і направленість протікання реакцій в розчинах електролітів.
 - Оборотні та необоротні реакції в розчинах електролітів.
 - Правила запису йонних рівнянь.
 - Кислоти, основи, солі в світлі теорії електролітичної дисоціації. Амфотерні електроліти.
 - Кислоти та основи з погляду протолітичної теорії Бренстеда.
 - Що являє собою йонний добуток води та водневий показник?
- Перевірка вправ і задач (передбачених на самостійне опрацювання):
 - Запишіть молекулярні та скорочені йонні рівняння між речовинами:



- Складіть молекулярні рівняння реакцій, яким відповідають такі йонні рівняння:



- рН розчину дорівнює 3. Чому дорівнює концентрація гідроксид-іонів в даному розчині?
- Концентрація OH^- в розчині дорівнює $1,8 \cdot 10^{-5}$ моль/л. Визначте рН розчину.
- Яким значенням рН характеризують кисле, нейтральне та лужне середовище? Обчисліть молярну концентрацію H^+ в:
 - крові людини (рН=7,36);
 - в шлунковому соку (рН=1,8). (Відпов. $4,37 \cdot 10^{-8}$; $1,58 \cdot 10^{-2}$)
 - Обчисліть рН 0,2 М розчину HCN, якщо $K_{\text{I}(\text{HCN})} = 7,2 \cdot 10^{-10}$. (Відпов. 4,21).
- Обчисліть рН розчину, одержаного додаванням до 300 мл 0,02 М розчину HCl 50 мл 0,5 М розчину NaOH. (Відпов. 12,73).

Інструкція до виконання

Дослід №1. Реакції з утворенням слабого електроліту.

В пробірку покладіть кілька кристаликів натрій ацетату CH_3COONa і прилийте 1-2 мл розбавленої сульфатної кислоти. Розчин збовтайте і за запахом встановіть утворення ацетатної кислоти. Напишіть йонне та молекулярне рівняння реакції.

Дослід №2. Реакції з утворенням осадів.

Налийте в три пробірки 2-3 краплі барій хлориду і додайте в одну з них декілька крапель амоній сульфату, в другу - сульфатної кислоти, в третю - натрій сульфату. За появою однакового осаду визначте суть реакцій.

Напишіть йонне та молекулярне рівняння реакції.

Дослід №3. Оборотні йонні реакції.

Налийте в пробірку 2 мл 2М розчину лугу і додайте 1 краплю фенолфталеїну. Під дією яких йонів фенолфталеїн забарвився? Додайте краплями 2 М розчин ацетатної кислоти до знебарвлення розчину. Напишіть молекулярне та йонне рівняння реакцій. Поясніть, чому рівновага реакції, в якій бере участь слабкий електроліт (ацетатна кислота), зсувається вправо?

Дослід №4. Реакції з утворенням нестійкого слабого електроліту.

Насипте в пробірку трохи кристалічного амоній хлориду, до нього додайте 2-3 мл 2 М розчину натрій гідроксиду і злегка нагрійте. Газ, що виділяється, визначте за запахом. Напишіть рівняння реакції.

Рекомендована література:

1. Телегус В.С., Бодак О.І., Заречнюк О.С., Кінжибало В.В. Основи загальної хімії. – Львів: Світ, 2000. - 424 с.
2. Степаненко О.М., Рейтер В.М., Ледовських С.В., Іванов С.В. Загальна та неорганічна хімія у двох частинах. Ч. I – Київ: Пед. преса, 2000. – 784 с.
3. С.А.Неділько, П.П.Попель. Загальна й неорганічна хімія. Задачі та вправи. – Київ: Либідь, 2001, 400 с.
4. Романова Н.В. Загальна та неорганічна хімія. - К.:Вища школа, 1988. - 432 с.
5. Національна бібліотека України імені В.І.Вернадського: режим доступу: <http://nbuv.gov.ua>

Дата

Підпис викладача

ЛАБОРАТОРНЕ ЗАНЯТТЯ № 14 (2 год)

Тема заняття: Гідроліз солей.

План заняття:

1. Опрацювання теоретичних питань:

- Що називається гідролізом солей? Які солі гідролізуються? Чому?
- В якому випадку при гідролізі утворюється: а) кисла сіль; б) основна сіль?
- Що є ступінь гідролізу? Від чого залежить його значення?
- Яка з солей має більший ступінь гідролізу: амоній нітрат чи амоній ацетат при однаковій концентрації?
- Константа гідролізу. Напишіть вираз константи для гідролізу калій сульфід за першою стадією. Що характеризує значення константи гідролізу?
- Як зв'язана константа гідролізу з константою йонізації кислоти чи основи, які утворили дану сіль?
- Якими способами зміщується рівновага гідролізу в бік його зменшення чи збільшення?

2. Перевірка вправ (передбачених на самостійне опрацювання):

- 1) Розчини яких солей мають: а) лужну реакцію; б) кислу реакцію: K_2S , $CuCl_2$, $Fe(NO_3)_3$, Na_2CO_3 , Na_2SiO_3 ? Напишіть рівняння гідролізу K_2S та $CuCl_2$ в молекулярній та йонній формі.
- 2) Яка з солей сильніше гідролізується: натрій сульфід чи натрій карбонат?
- 3) Визначте $K_{гдр}$ і порівняйте між собою для першої та другої стадії гідролізу Na_2CO_3 .
- 4) Знайдіть ступінь гідролізу $NaBrO$ і $NaClO$ в розчині з $C = 0,05$ моль/л.
- 5) $K_{HBrO} = 2,5 \cdot 10^{-9}$; $K_{HClO} = 5 \cdot 10^{-8}$.
- 6) Розташуйте формули солей в напрямку зростання їх ступеня гідролізу за I стадією: Na_2CO_3 , Na_3PO_4 , $(NH_4)_2SO_4$.
- 7) Розрахуйте $K_{гдр}$ NH_4CN , якщо $K_i(NH_4OH)$ і $K_i(HCN)$ відповідно дорівнює $1,77 \cdot 10^{-5}$ та $4,9 \cdot 10^{-10}$.
- 8) Ступінь гідролізу солі Натрію і одноосновної органічної кислоти з $C = 0,02$ моль/л становить 0,15%. Обчисліть $K_{гдр}$ цієї солі і K_i кислоти, яка утворила сіль. (Відпов. $4,5 \cdot 10^{-8}$; $2,22 \cdot 10^{-7}$).
- 9) Обчисл. рН і ступінь гідролізу в 0,02 М розчині $NaNO_2$ ($K_{i(HNO_2)} = 2,0 \cdot 10^{-4}$).
- 10) Як змінюється рівновага гідролізу $ZnSO_4$ та KNO_2 при додаванні розчинів HCl , $NaOH$, NH_4Cl ?
- 11) При дії на розчин солі Ферума (III) натрій карбонатом в осад випадає не $Fe_2(CO_3)_3$, а його гідроксид. Поясніть цей факт?
- 12) 0,4 м розчин NH_4NO_3 має рН=4,8. Визначте $K_i(NH_3 \cdot H_2O)$ і ступінь гідролізу солі.
- 13) Використовуючи $K_{гдрол}$ солі і K_i кислоти поясніть, чому рН розчину $Na_3PO_4 = 2,1$ (лужне середовище), а рН розчину $NaH_2PO_4 = 4,6$ (кисле середовище) за однакової концентрації?

14) Визначте $K_{\text{гiдр}}$ і ступінь гідролізу NaCH_3COO якщо в 500 мл розчину міститься 8,2 г солі.

15) Закінчіть рівняння гідролізу:



Інструкція до виконання

Дослід №1. Гідроліз солей.

У пробірки налейте по 2 мл розчинів натрій хлориду, калій карбонату, натрій фосфату, алюміній хлориду, амоній ацетату. Визначте реакцію розчину кожної солі в окремих пробірках індикаторами: лакмусом і фенолфталеїном, а також рН за універсальним індикатором. Наслідки спостережень занесіть у таблицю:

Розчини	Колір індикатора		рН	Реакції розчину (кисла, лужна чи нейтральна)	Тип гідролізу (катіонний чи аніонний)
	Лакмусу	Фенолфталеїну			
NaCl					
K₂CO₃					
Na₃PO₄					
AlCl₃					
NH₄CH₃COO					

Напишіть йонні та молекулярні рівняння гідролізу:

Дослід №2

До розчину алюміній хлориду чи сульфату додайте краплинами розчин Na_2CO_3 до утворення осаду. Докажіть, що продуктом реакції є $\text{Al}(\text{OH})_3$. Те ж саме проробіть, додаючи $(\text{NH}_4)_2\text{S}$ замість Na_2CO_3 . Напишіть рівняння реакцій.

Дослід №3 *Оборотність гідролізу*

Вплив температури на рівновагу гідролізу солі.

Налийте в пробірку розчину натрій ацетату і додайте 1-2 краплі фенолфтаолеїну. Спостерігайте слабке забарвлення розчину. Напишіть йонне рівняння гідролізу CH_3COONa і визначте, яке середовище повинен мати розчин цієї солі.

Половину одержаного розчину відлийте в другу пробірку і залиште для порівняння, а розчин в першій нагрійте до кипіння. Як зміниться інтенсивність забарвлення? Прохолодіть розчин і порівняйте його з контрольним.

Рекомендована література:

1. Телегус В.С., Бодак О.І., Заречнюк О.С., Кінжибало В.В. Основи загальної хімії. – Львів: Світ, 2000. - 424 с.
2. Степаненко О.М., Рейтер В.М., Ледовських С.В., Іванов С.В. Загальна та неорганічна хімія у двох частинах. Ч. I – Київ: Пед. преса, 2000. – 784 с.
3. С.А.Неділько, П.П.Попель. Загальна й неорганічна хімія. Задачі та вправи. – Київ: Либідь, 2001, 400 с.
4. Романова Н.В. Загальна та неорганічна хімія. - К.:Вища школа, 1988. - 432 с.
5. Національна бібліотека України імені В.І.Вернадського: режим доступу: <http://nbuv.gov.ua>

Дата

Підпис викладача

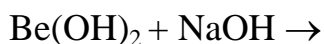
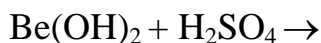
ЛАБОРАТОРНЕ ЗАНЯТТЯ № 15 (2 год)

Тема заняття: Основні класи неорганічних сполук.

План заняття:

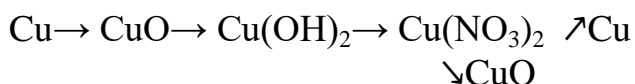
- Опрацювання теоретичних питань:
 - Визначення оксидів. Класифікація оксидів. Причина неоднакового характеру оксидів.
 - Які ви знаєте способи добування оксидів?
 - Кислотні оксиди. Основні оксиди. Їх властивості. Проілюструйте властивості кислотних оксидів хімічними реакціями.
 - Дайте визначення кислот:
 - у світлі теорії електролітичної дисоціації;
 - на основі протолітичної теорії Бренстеда.
 - Способи одержання кислот.
 - Дайте визначення основ:
 - у світлі теорії електролітичної дисоціації;
 - за протолітичною теорією кислот та основ.
 - Способи добування основ.
- Перевірка вправ (передбачених на самостійне опрацювання):
 - Які з наведених нижче сполук є оксидами: Na_2O_2 , CaO , PbO_2 , BaO_2 , KO_3 , MnO_2 , RbO_2 , Fe_3O_4 , Fe_2O_3 ?
 - Назвіть оксиди за систематичною (міжнародною) номенклатурою: Cl_2O_7 , NO_2 , N_2O , N_2O_4 , P_2O_5 , Cr_2O_3 , CrO_3 .
 - Виберіть з наведених оксидів амфотерні: CaO , ZnO , FeO , Cr_2O_3 , MnO_2 , V_2O_5 , SiO_2 .
 - Запишіть рівняння реакцій:
$$\text{ZnO} + \text{HNO}_3 =$$
$$\text{ZnO} + \text{NaOH}_{\text{р-н}} =$$
 - Назвіть кислоти за міжнародною номенклатурою: HNO_3 , HNO_2 , H_2SeO_3 , H_2SeO_4 , H_3PO_4 , HPO_3 , HClO_4 , $\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7$, H_2S .
 - Зобразьте структурні формули кислот: сульфатної, ортофосфатної, дихроматної, тетраборатної ($\text{H}_2\text{B}_4\text{O}_7$).
 - Напишіть формули оксидів, яким відповідають кислоти: H_3BO_3 , $\text{H}_4\text{Sb}_2\text{O}_7$, HOCl , $\text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, H_2WO_4 .
 - Напишіть формули кислот, яким відповідають оксиди: Cl_2O_7 , SeO_2 , CrO_3 , N_2O_3 , V_2O_5 .
 - Які з частинок: NH_3 , SO_3^{2-} , HSO_4^- , PO_4^{3-} , HPO_4^{2-} , F^- , у водному розчині належать тільки до основ, а які є амфотерними?
 - Перечисліть хімічні властивості основ. Які речовини можуть утворитися при змішуванні розчинів $\text{Ca}(\text{OH})_2$ і H_3PO_4 ?

11) Амфотерні гідроксиди. Закінчіть рівняння реакцій і назвіть утворені продукти:



12) Напишіть структурні формули: кальцій фосфату, барій дигідрогенфосфату, алюміній гідроксидсульфату.

13) Здійсніть перетворення:



14) Здійсніть перетворення: $\text{P} \rightarrow \text{P}_4\text{O}_{10} \rightarrow \text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 \rightarrow \text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$.

15) До розчину, що містить 49 г H_2SO_4 долити 150 г розчину з масовою часткою NaOH 10%. Яка маса і якої солі утворилася внаслідок реакції, якщо вихід продукту становить 98%.

16) Барій (13,7 г) розчинили у воді, потім додали 100 мл 0,5 М розчину H_2SO_4 . Знайдіть масу осаду, що утворився.

17) Яка сіль і якої маси утворилася, якщо CO_2 , одержаний при спалюванні 11,2 л C_2H_6 (н.у.), пропустили через 22,4 мл розчину NaOH ($w=12\%$, $\rho=1,14$ г/мл)?

Інструкція до виконання

Дослід №1 Одержання хлоридної кислоти сполученням водню з хлором

Отримайте в лаборанта наповнену хлором суху пробірку. Другу пробірку наповніть воднем з апарату Кіпа (тримаючи пробірку отвором вниз). В такому ж положенні прикладіть її до отвору пробірки з хлором і змішайте газу, кілька разів перевернувши пробірки. Роз'єднавши пробірки, внесіть їх отвором в полум'я пальника. Що спостерігаєте?

Зразу ж після реакції в одну із пробірок налейте трохи води, струсіть її і дослідіть одержаний розчин лакмусом.

Дослід №2. Експериментальне одержання кислої солі

Налийте в пробірку трохи розчину барій гідроксиду і пропустіть у неї карбон діоксид до повного розчинення осаду, який утворився. Напишіть рівняння реакції.

Дослід №3. Одержання розчинної основи.

Отримайте двома шляхами основу $\text{Ca}(\text{OH})_2$. Дослідіть за допомогою індикаторів реакцію середовища. Запишіть свої спостереження і рівняння реакцій.

Дослід №4 Одержання нерозчинних основ.

Підберіть з наявних у лабораторії реактивів розчини чотирьох солей; які при взаємодії з лугами утворюють нерозчинні у воді основи. Одержіть основи, відмітьте їх колір і напишіть рівняння реакції. Дослідіть, які з основ мають амфотерні властивості. Запишіть рівняння реакцій у молекулярному та йонному вигляді.

Рекомендована література:

1. Телегус В.С., Бодак О.І., Заречнюк О.С., Кінжибало В.В. Основи загальної хімії. – Львів: Світ, 2000. - 424 с.
2. Степаненко О.М., Рейтер В.М., Ледовських С.В., Іванов С.В. Загальна та неорганічна хімія у двох частинах. Ч. I – Київ: Пед. преса, 2000. – 784 с.
3. С.А.Неділько, П.П.Попель. Загальна й неорганічна хімія. Задачі та вправи. – Київ: Либідь, 2001, 400 с.
4. Романова Н.В. Загальна та неорганічна хімія. - К.:Вища школа, 1988. - 432 с.
5. Національна бібліотека України імені В.І.Вернадського: режим доступу: <http://nbuv.gov.ua>

Дата

Підпис викладача

ЛАБОРАТОРНЕ ЗАНЯТТЯ № 16 (2 год)

Тема заняття: Окисно-відновні реакції. Гальванічний елемент.

План заняття:

1. Опрацювання теоретичних питань:

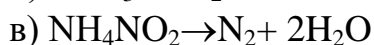
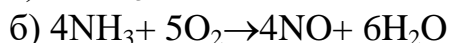
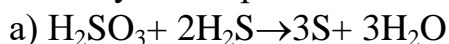
- Окисники та відновники.
- Що являє собою гальванічний напівелемент (електрод)?
- Чому одні метали в розчинах своїх солей заряджуються негативно, інші - позитивно?
- Гальванічний елемент. Електрорушійна сила гальванічного елемента.
- Електродний потенціал та його вимірювання.
- Стандартний водневий електрод.
- Стандартний електродний потенціал. Ряд напруг металів.
- Направленість окисно-відновних реакцій, виходячи із значення електрорушійної сили гальванічного елемента.

2. Перевірка вправ (передбачених на самостійне опрацювання):

1) Визначте ступінь окиснення Хрому в сполуках: K_2CrO_4 , Cr_2O_3 , $Fe(CrO_2)_2$, $K_2Cr_2O_7$, $Cr_2(SO_4)_3$.

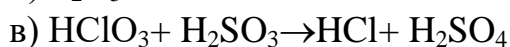
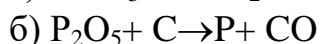
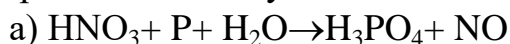
2) Які з зазначених речовин можуть бути тільки окисниками, а які – лише відновниками: HNO_3 , H_2S , SO_2 , $K_2Cr_2O_7$, KI , PH_3 , $AgNO_3$, MnO_2 , H_2O_2 , H_2SeO_4 ?

3) Які речовини і за рахунок яких елементів відіграють роль окисників та відновників у таких реакціях:



Визначте тип даних окисно-відновних реакцій.

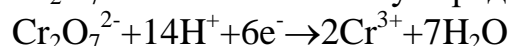
4) Поставте коефіцієнти в таких рівняннях окисно-відновних реакцій методом електронного балансу.



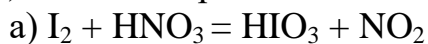
5) Складіть рівняння напівреакцій таких переходів:



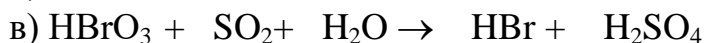
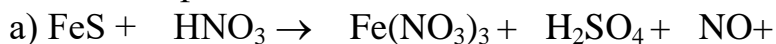
Наприклад: $Cr_2O_7^{2-} \rightarrow 2Cr^{3+}$ в кислому середовищі



б) Закінчити рівняння йонно-електронним методом:



7) Розставте коефіцієнти:



8) Складіть схему двох гальванічних елементів, в одному з яких мідь служила б катодом, а в іншому - анодом. Напишіть рівняння реакцій в окремих напівелементах і сумарної реакції при роботі гальванічного елемента. Обчисліть значення стандартних електрорушійних сил.

УВАГА! Електрод, на якому в ході реакції відбувається процес окиснення, називається анодом, електрод, на якому здійснюється процес відновлення, називається катодом.

Інструкція до виконання

Дослід №1.. *Взаємодія йона MnO_4 в різних середовищах.*

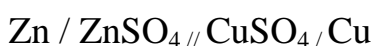
В три окремі пробірки з розчином калій перманганату додайте: в першу - розбавлену сульфатну кислоту, в другу - такий же об'єм води, в третю - концентрований розчин лугу. Потім в кожен з пробірок долийте розчин натрій сульфіту Na_2SO_3 . Що спостерігається? Напишіть рівняння реакцій, знаючи, що в кислому середовищі утворюються йони Mn^{2+} , в нейтральному MnO_2 і в лужному - йони MnO_4^{2-} .

Дослід №2. Реакція взаємодії металів з солями як окисно-відновний процес.

В пробірку налейте розчин купрум (II) сульфату і внесіть в нього залізну дротинку або цвяшок. Спостерігайте виділення міді. Виявіть окисника та відновника і складіть рівняння реакції.

Дослід №3. Утворення гальванічного елемента.

З цинкової та мідної пластинок і розчинів солей цих металів складіть гальванічний елемент



Для цього в одну склянку налейте 100 мл 1 М розчину цинк сульфату, в другу - 100 мл 1 М розчину купрум сульфату. В першу склянку опустіть цинкову пластинку, в другу - мідну. Склянки з'єднайте скляною трубкою (так званим електrolітичним містком), заповненою концентрованим розчином нейтрального електроліту (KCl) і агар-агаром. Полюси зібраного гальванічного елемента приєднайте до чутливого гальванометра. Що спостерігається? Поясніть.

Рекомендована література:

1. Телегус В.С., Бодак О.І., Заречнюк О.С., Кінжибало В.В. Основи загальної хімії. – Львів: Світ, 2000. - 424 с.
2. Степаненко О.М., Рейтер В.М., Ледовських С.В., Іванов С.В. Загальна та неорганічна хімія у двох частинах. Ч. I – Київ: Пед. преса, 2000. – 784 с.
3. С.А.Неділько, П.П.Попель. Загальна й неорганічна хімія. Задачі та вправи. – Київ: Либідь, 2001, 400 с.
4. Романова Н.В. Загальна та неорганічна хімія. - К.:Вища школа, 1988. - 432 с.
5. Національна бібліотека України імені В.І.Вернадського: режим доступу: <http://nbuv.gov.ua>

Дата

Підпис викладача

ЛАБОРАТОРНЕ ЗАНЯТТЯ № 17 (2 год)

Тема заняття: Електродний потенціал. Окисно-відновні потенціали. Електроліз.

План заняття:

1. Опрацювання теоретичних питань:

- Фактори, які впливають на значення електродного потенціалу. Рівняння Нернста.
- Окисно-відновні потенціали.
- Електроліз розплавів та розчинів.

2. Перевірка вправ і задач (передбачених на самостійне виконання):

- 1) Обчисліть потенціал водневого електрода, якщо: а) рН розчину 3,5; б) рН розчину 10,7.
- 2) Обчисліть ЕРС гальванічного елемента, який складається з мідного і свинцевого електродів при активностях металів 0,001 моль/л.
- 3) Окиснення чи відновлення відбувається при таких переходах:
 - а) $\text{NH}_3 \rightarrow \text{NO}_2$ для Нітрогену;
 - б) $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 \rightarrow \text{CrSO}_4$ для Хрому;
 - в) $\text{MnSO}_4 \rightarrow \text{KMnO}_4$ для Мангану;
 - г) $\text{KMnO}_4 \rightarrow \text{K}_2\text{MnO}_4$ для Мангану?
- 4) Користуючись таблицею стандартних окисно-відновних потенціалів вкажіть:
 - а) який йон є сильнішим окисником за однакових умов: Fe^{3+} чи Fe^{2+} ; IO^- чи IO_3^- ?
 - б) в якому напрямку за стандартних умов буде протікати реакція:
$$2\text{Fe}^{3+} + 2\text{I}^- \rightleftharpoons \text{I}_2 + 2\text{Fe}^{2+}$$
 - в) яким окисником можна окиснити йон Cr^{3+} до CrO_4^{2-} ?
 - г) чи можна окиснити $\text{Co}(\text{OH})_2$ гідроген пероксидом?
- 5) Визначте молярні маси еквівалентів KMnO_4 і NaNO_2 в реакціях:
 - а) $\text{KMnO}_4 + \text{NaNO}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{MnSO}_4 + \text{NaNO}_3 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
 - б) $\text{KMnO}_4 + \text{NaNO}_2 + \text{KOH} \rightarrow \text{K}_2\text{MnO}_4 + \text{NaNO}_3 + \text{H}_2\text{O}$
- 6) Напишіть рівняння реакцій, які відбуваються при електролізі водного розчину CuSO_4 у випадку:
 - а) вугільних електродів;
 - б) мідних електродів.
- 7) Проходячи через розчин електроліту струм силою 0,5 А за одну годину виділяє 0,55 г металу. Визначте молярну масу еквівалента металу.
- 8) Виходячи з числа Фарадея і заряду електрона ($1,6 \cdot 10^{-19}$ Кул), знайдіть число Авогадро.
- 9) Струм проходить послідовно через розчини CuSO_4 і SnCl_2 . Знайдіть масу цини (олова), що виділилася, якщо за цей же час утворилося 6,352 г міді.

Інструкція до виконання

Дослід 1. Вплив окисно-відновних потенціалів на хід окисно-відновної реакції

Визначте на основі окисно-відновних потенціалів, який йон: Fe^{2+} чи Sn^{2+} є сильнішим відновником. Проведіть реакції між солями Fe^{2+} , Sn^{2+} та $\text{Hg}(\text{NO}_3)_2$ і зробіть висновок про підтвердження чи спростування ваших прогнозів, якщо білий осад - це Hg_2Cl_2 (каломель), а чорний – порошок металічної ртуті. Напишіть рівняння реакцій.

Дослід 2 . Електроліз розчину калій іодиду.

Заповніть електролізер (до половини) 5%-ним розчином KI. Електролізером є U- подібна трубка, закріплена в штативі, в яку нещільно вставленні пробки з графітовими електродами. Додайте в катодний простір кілька крапель фенолфталеїну, а в анодний – розчину крохмалю. Включіть струм (1-2 А), напруга джерела постійного струму повинна становити біля 10 В. Відмітьте зміну забарвлення розчинів біля електродів. Напишіть рівняння катодного і анодного процесів.

Катод

Анод

Після закінчення досліду анод промийте спочатку розчином (для повнішої очистки від йоду), а потім – дистильованою водою.

Рекомендована література:

1. Телегус В.С., Бодак О.І., Заречнюк О.С., Кінжибало В.В. Основи загальної хімії. – Львів: Світ, 2000. - 424 с.
2. Степаненко О.М., Рейтер В.М., Ледовських С.В., Іванов С.В. Загальна та неорганічна хімія у двох частинах. Ч. I – Київ: Пед. преса, 2000. – 784 с.
3. С.А.Неділько, П.П.Попель. Загальна й неорганічна хімія. Задачі та вправи. – Київ: Либідь, 2001, 400 с.
4. Романова Н.В. Загальна та неорганічна хімія. - К.:Вища школа, 1988. - 432 с.
5. Національна бібліотека України імені В.І.Вернадського: режим доступу: <http://nbuv.gov.ua>

Дата

Підпис викладача

**ПІДСУМКОВА МОДУЛЬНА КОНТРОЛЬНА РОБОТА №2:
„Термодинамічні та кінетичні можливості проходження реакцій. Розчини.
Теорія електролітичної дисоціації. Окисно-відновні процеси”**

Рекомендована література

Основна:

1. Кириченко В.І. Загальна хімія.- Київ: Вища шк., 2005. – 639 с.
2. Телегус В.С., Бодак О.І., Заречнюк О.С., Кінжибало В.В. Основи загальної хімії. – Львів: Світ, 2000. - 424 с.
3. Михалічко Б.М. Курс загальної хімії. Теоретичні основи. – Київ: Знання, 2009. – 548 с.
4. Степаненко О.М., Рейтер В.М., Ледовських С.В., Іванов С.В. Загальна та неорганічна хімія у двох частинах. Ч. I – Київ: Пед. преса, 2000. – 784 с.
5. Боднарюк Ф.М. Загальна та неорганічна хімія, част. I, – Рівне: НУВГП, 2006.-241 с.

Додаткова

1. Карапетьянц М.Х., Дракин С.И. Общая й неорганическая химия. - М.: Высшая школа, 1981. - 632 с..
2. Угай Я.А. Общая и неорганическая химия – М.: Высшая школа. – 1997. – 527 с.
3. Неорганическая химия: В 3 т. /Под редакцией Ю.Д.Третьякова. Т.1: Физико-химические основы неорганической химии. – М.: Академия, 2004. – 240 с.
4. Ахметов Н.С. Общая и неорганическая химия. – М.: Высшая школа.- 2001.– 743 с.
5. Глинка Н.Л. Общая химия. - Л.: Химия, 1988. - 702 с.
6. Зайцев О.С. Общая химия. - М.: Химия, 1990. - 352 с.
7. С.А.Неділько, П.П.Попель. Загальна й неорганічна хімія. Задачі та вправи. – Київ: Либідь, 2001, 400 с.
8. Крестов Г.А. Теоретические основы неорганической химии. - М.: Высшая школа, 1982. - 295 с.
9. Романова Н.В. Загальна та неорганічна хімія. - К.:Вища школа, 1988. - 432 с.
10. Скопенко В.В., Григорьева В.В. Важнейшие классы неорганических соединений. - К.: Вища школа, Изд-во Киевск. ун-та, 1983. -150 с.
11. Бабич Л.Й. й др. Практикум по неорганической химии. - М.: Просвещение, 1983.

Интернет ресурси:

1. Бібліотека Житомирського державного університету імені Івана Франка [Електронний ресурс] – Режим доступу до ресурсу: http://irbis.zu.edu.ua/cgi-bin/irbis64r_11/cgiirbis_64.exe
2. Бібліотека українських підручників [Електронний ресурс] – Режим доступу до ресурсу: <http://pidruchniki.ws/>
3. Державна науково-педагогічна бібліотека України ім. В. О. Сухомлинського. [Електронний ресурс] – Режим доступу до ресурсу: www.dnpb.gov.ua
4. Національна бібліотека України імені В.І.Вернадського: режим доступу: <http://nbuv.gov.ua>