**ХІМІЯ РОЗЧИНІВ**

**ЛЕКЦІЙНИЙ МАТЕРІАЛ**

**Завдання**

**Завдання №1.** Законспектувати в лекційному зошиті теоретичний матеріал із зазначеної нижче теми лекційного заняття та дати письмові відповіді на питання:

1. Фізична теорія розчинів (Вант-Гофф, Ареніус).
2. Хімічна теорія розчинів (гідратна теорія розчинів) Д.І. Менделєєва.
3. Сучасна фізико-хімічна теорія розчинів (Каблуков та ін.).
4. Місце розчинів серед механічних сумішей та хімічних сполук.
5. Тепловий ефект процесу розчинення.
6. Класифікація дисперсних систем.
7. Гомогенні та гетерогенні системи.
8. Істинні розчини, колоїдні системи, грубо дисперсні системи.
9. Класифікація істинних розчинів.
10. Компоненти розчину.
11. Кількісне вираження складу розчинів.
12. Механізм процесу розчинення твердої речовини з йонним зв’язком.
13. Механізм процесу розчинення твердої речовини з ковалентним полярним зв’язком.
14. Сольватація, гідратація.
15. Загальний тепловий ефект розчинення.
16. Розчинність.
17. Насичені, ненасичені, перенасичені, концентровані та розведені розчини.
18. Розчини електролітів. Сильні та слабкі електроліти, їх характеристика.
19. Теорія електролітичної дисоціації С.Арреніуса.
20. Ступінь дисоціації, константа дисоціації, закон розбавлення Освальда, ізотонічний коефіцієнт.
21. Переваги та недоліки теорії Арреніуса.

Тема 1. «Розчини слабких електролітів. Теорія електролітичної дисоціації»

План.

1. І етап – передумови виникнення ТЕД.
2. ІІ етап – ТЕД Арреніуса. Ступінь дисоціації, константа дисоціації, закон розведення Освальда, ізотонічний коефіцієнт.
3. Переваги та недоліки теорії Арреніуса.
4. ІІІ етап – сучасне формулювання ТЕД.

Вступ.

Хімічні речовини, які в розчиненому або в розплавленому стані проводять електричний струм, називали електроліти Але різкої межі між електролітами та неелектролітами не має. Все залежить від умов. Наприклад:

NaCl у воді – електроліт

NaCl у спирті не розчиняється і не є електролітом.

Розчини електролітів – це провідники ІІ роду (Ме – І роду). Механізм електропровідності різний ніж у провідників першого роду: у Ме електрику переносять електрони і причому даний перенос не пов'язаний з іони, у електролітів електрику переносять йони: катіони рухаються до катоду (-), аніони до аноду (+).

При нагріванні електропровідність провідників І роду зменшується, а провідників ІІ роду – збільшується.

На попередніх лекціях ми ознайомились із законами, яким підпорядковуються розведені розчини неелектролітів. Справедливість цих законів підтверджується результатами багатьох експериментів. Однак, є речовини, розчини яких сильно відхиляються від усіх розглянутих законів. До цих речовин відносять солі, кислоти, луги. Для них осмотичний тиск, зниження тиску пари, зміна Тк і Тз завжди більше, чим це відповідає концентрації розчину.

Пояснити ці відхилення вдалося за допомогою розробленого шведським вченим С.Арреніусом наприкінці ХІХ ст. теорії електролітичної дисоціації (ТЕД). Але створена вона була не на пустому місці. Підгрунтям для її виникнення слугували наступні факти:

**І етап**

1. 1805 р. вчений Гротгус передбачив, що у розчинах електролітів існують йони.
2. 1830 р. – англ. М.Фарадей (1791-1867) відкрив закони електролізу. Він ввів терміни, які і зараз широко вживаються (катод і анод, електроліт і неелектроліт, іон, катіон і аніон, електрохімічний еквівалент). Катодом він називав негативно заряджений електрод, анодом – позитивно заряджений електрод, а електролітами – речовини, які розкладаються електричним струмом на іони. Однак останнє визначення було помилковим.
3. Фактами, які передували створило ТЕД були:

а) проходження електричного струму через водні розчини або розплави деяких речовин;

б) відсутність електропровідності цих речовин у твердому або рідкому стані;

в) залежність електричної провідності розчинів від концентрації розчиненої речовини.

4. Наприкінці ХІХ ст. перед хімією розчинів постали питання пов'язані з відхиленнями, якими відзначалися розчини електролітів.

Закони Рауля, Вант -Гоффа виявилися незастосовними до розчинів електролітів. Обчислені за формулою Вант-Гоффа осмотичний тиск і зміна tк та tз за ебуліоскопічною та кріоскопічною формулами виявилися значно меншими, ніж аналогічні дослідження. Для того, щоб ці величини збігалися у відповідні рівняння треба було ввести поправочний коефіцієнт і, який дістав назву ізотонічного або коефіцієнт Вант-Гоффа.

Тоді: росм. = с • RT неел.

 росм. = ісRT ел.

$\frac{Δр}{р0}= χ\left(А\right)$ неел. $ΔТ$**з.=** вkз неел.

$\frac{Δр}{р0}= іχ\left(А\right) $ ел. $ΔТ$**з.= і**вkз ел.

Коефіцієнт **і** визначався для кожного розчину експериментальним шляхом – наприклад, по зниженню тиску пари, або по зниженню температури замерзання, або по підвищенню Тк.

**ІІ етап.**

 Першою теорією, яка дала відповіді на поставлені питання, стала ТЕД, яку висунув у 1883-1887р. шведський вченй С.Арреніус. Ця теорія розвинулась далі завдяки працям В.Освальда, П.Вальдена, Л.В.Писаржевського.

 Основне положення: молекули електролітів у відповідних розчинниках, наприклад, у воді, розпадаються на протилежно заряджені частинки – йони.

 Цей процес розпаду на іони за Арреніусом дістав назву електролітичної дисоціації. Він відбувається і тоді, коли електричний струм не проходить через розчин.

 Основне положення ТЕД висувалося в тій або іншій формі і до Арреніуса. Так, ще в 1818р. Т.Тротгус писав, що розщеплення молекул на елементарні частинки, наприклад, як молекули Н2О, так і молекули розчиненої в ній кухонної солі, відбувається вже до всякої дії електричного струму.

 Розпад електролітів на йони пояснює відхилення від законів Вант-Гоффа та Рауля. Так, наприклад зниження Тз розчинуNaCl ( 1г в 100г Н2О) майже вдвоє нижче ніж розраховане за законом Рауля і пояснюється тим, що в розчині NaCl існує у вигляді іонів Na+ і Cl-. При цьому із одного моля NaCl одержуємо не 6,02 • 1023 часток а вдвічі більше їх число. Тому і зниження Тз врозчиніNaCl повинно бути вдвічі більше, ніж в розчині неелектроліта той же концентрації.

 Арреніус вважав, що

1) Процес дисоціації слабких електролітів зворотній.

АВ = А- +В+

2) Характеристикою дисоціації є ступінь дисоціації – це число, що показує відношення числа часток розчиненої речовини, що розпалися на іони, до загальної часток розчиненої речовини у розчині.

α = $\frac{nдис .}{n0} $= $\frac{Сдис.}{С0}$

α = 1$÷$100

α – залежить від природи речовина розчинника, температури, концентрації електроліта.

Тому α не можна навести в довіднику. Користуватися α можна за умов:

С = const, T = const.

Найбільш зручно користуватися К – const дисоціації.

*Константа дисоціації.*

 Застосуємо закон діючих мас (так як у нас дисоціація це оборотний процес, рівноважний процес):

АВ = А- +В+

К = $\frac{Ср \left(А-\right) •Ср \left(В+\right) }{Ср( АВ)}$ ( 1)

С(А+), С(В-) – рівноважні молярні концентрації,

К – залежить від природи речовини, та температури, від концентрації не залежить.

*Закон розведення Освальда.*

 Освальд встановив зв'язок між α і К.

 С0 (АВ) – вихідна концентрація розчиненого слабкого електроліту.

 α ·С0 (АВ) – кількість дисоційованих молекул.

Тоді концентрація йонів А+ дорівнює:

Ср (А+) = α · С0 (АВ) = Ср (В-)

А концентрація недосоційованих молекул:

Ср (АВ) = С0 (АВ) – α · С0 (АВ)

Підставимо в (1):



Якщо α << 1 (дуже слабкі електроліти), то

К = α2 · С0

α = $\sqrt{\frac{К}{С0}}$

Рівняння зв'язує між собою константу дисоціації (К), концентрації розчину електроліту (С) і ступеня дисоціації (α). Аналіз рівняння показує, що із зростанням С ступінь дисоціації α зменшується.

Константа дисоціації (К), на відміну від ступеня дисоціації не залежить від концентрації, а тільки від природи електроліту, розчинника та температури. Тому вона і є мірою сили електролітів, у тому числі сили кислот і основ. Чим більша константа дисоціації, тим сильніший електроліт.

*Ізотонічний коефіцієнт.*

 Для того, щоб величини росм, $ΔТ$**к,** $ΔТ$**з. збігалися для розчинів електролітів розрахованих за формулами і експериментальними даними, у відповідні рівняння треба було ввести поправочний коефіцієнт і, який дістав назву ізотонічного або коефіцієнта Вант-Гоффа.**

росм. = ісRT, $ΔТ$**з.= і**вk

Поява ізотонічного коефіцієнта в рівняннях є природним результатом збільшення загального числа розчинних внаслідок електролітичної дисоціації частинок.

 Ізотонічний коефіцієнт і – це відносне збільшення числа частинок внаслідок дисоціації розчиненої речовини.

і = $\frac{Срозчину}{С0}$ реально концентрація в розчині більш, ніж теоретична, тому що йде дисоціація.

С0 – концентрація розчину електроліту

α • С0 – про дисоціювало часток електроліту

 $n$ • α • С0 – утворилося йонів

С0 - α • С0 – зменшення концентрації частинок електроліту (концентрація нерозпавшихся, непродисоційованих часток в розчині)

$n$ • α • С0 + С0 - α • С0

і = $\frac{n • α • С0 +С0-α • С0}{С0}= \frac{С0\left(n • α+1-α\right)}{С0}=n • α+1-α= 1+ α\left(n-1\right)$

Для бінарних елементів $n$ = 2 $1+ α\left(2-1\right)= 1+ α$

 тринарних $n$ = 3 $1+ α\left(3-1\right)= 1+ 2α$

 Зауважимо, що прикладом двох іонного електроліту може бути молекулярна (ступінь дисоціації в записаній формулі – істинний) чи іоннна сполука, наприклад, NaCl (ступінь дисоціації – уявний), а трьох- чи k-іонного – лише іонні речовини, оскільки для молекулярних, наприклад, Н2SO4, ступінь дисоціації (середньостатистичний для всіх стадій дисоціації) не матиме фізичного змісту.

$$і= 1+ α\left(n-1\right)$$

$$α\left(n-1\right)=і-1$$

$$α= \frac{і-1}{n-1}$$

Із закону розведення Освальда: зі зменшенням концентрації збільшується $α$, відповідно збільшується і.

*Значення ТЕД.*

Таким чином ТЕД не тільки з'ясувала причини аномалій, які спостерігалися для електролітів, а й дала змогу добути кількісні результати і, зокрема, обчислити величину ізотонічного коефіцієнта.

ТЕД Арреніуса стала основою для створення кількісної теорії електропровідності розчинів, осмотичної теорії, виникнення електрорушійної сили, теорії індикаторів, та інш.

Але теорія Арреніуса придатна лише для слабких розчинів електролітів.

*Недоліки теорії Арреніуса:*

1. З теорії електролітичної дисоціації до кінця не зрозуміло, що таке катіони, і що таке аніони.

2. Звідки береться енергія на процес дисоціації? (Якщо насипати в коробок солі, то розтягти Na і Cl треба сила 5 автомобілів ).

3. Не враховує взаємодії частинок електроліту між собою, а також з молекулами розчинника. (На це звертав увагу Д.І. Менделеєв підкреслюючи важливість не тільки процесу дисоціації, а й процесами створення іонами та молекулами розчинника нестійких сполук. Ці погляди Менделеєва в подальшому розвинули вчені Каблуков, Кістяківський, Писаржевський).

**III. етап**

Поєднання фізичної та хімічної теорії розчинів і створення фізико-хімічної теорії розчинів, у світі якої ТЕД має наступні основні положення:

1. Під час розчинення у воді, або в іншому полярному розчиннику, чи в процесі розплавлення електроліту, відбувається електролітична дисоціація – розпад речовини на іони.

2. Електролітичній дисоціації в розчинах підлягають речовини з іонними або ковалентними полярними зв’язками , в розплавах – лише з іонними.

3. Іони, в водних розчинах оточені гідратною оболонкою, тобто існують у гідратованому стані.

4. Сильні електроліти у водних розчинах дисоціюють повністю, слабкі – частково.

5. Дисоціація – процес оборотний. У розчинах встановлюється динамічна рівновага між числом молекул або іонних асоціатів, що розпалися на іони і знову утворилися.

6. Електропровідність розчинів та розплавів електролітів зумовлена наявністю в них іонів, що утворилися внаслідок електролітичної дисоціації. Електроліти – це провідники з іонною провідністю.

**ЛАБОРАТОРНІ РОБОТИ**

**Завдання:**

**Завдання** **1.** Оформити в лабораторному зошиті лабораторну роботу «Визначення константи іонізації індикатора колориметричним методом». Текст лабораторної роботи відправлений на електронну адресу старости Захарової Софії.

**Завдання** **2.** Відповісти на контрольні запитання.

Контрольні питання:

1. Виведіть вираз для розрахунку константи іонізації індикатора.

2. Що таке іонна сила розчину, сформулюйте правило іонної сили.

3. Наведіть приклади буферних розчинів, формули для розрахунку концентрації гідроген-іонів та гідроксил- іонів в буферних системах.

4. Охарактеризуйте будову фотоелектроколориметру, розкажіть про метод вимірювання оптичної густини.

5. Сформулюйте правило світлопоглинання.

6. Опишіть хід виконання роботи.

**САМОСТІЙНА РОБОТА**

**Завдання 1.** Написати реферати за обраною темою та підготувати до них презентації:

1. Теорії кислот і основ (ТЕД, протонна теорія, електронна теорія).
2. Теорія сильних електролітів.
3. Буферні розчини.
4. Колоїдні розчини.
5. Водні розчини комплексних сполук.
6. Використання розчинів у виробництві.

**Завдання 2.** Виконати контрольну роботу за варіантами в зошити для самостійної роботи.

**ВАРІАНТ № 1**

1. Для перекристалізації дикалій дихромату (VI) (K2Cr2O7) одержали насичений розчин його у воді масою 150 г при 80 0С, потім розчин профільтрували і охолодили до 20 0С. Визначити масу осаду солі. Відповідь: 90,75 г.
2. У воді масою 60 г розчинили H2SO4 масою 40 г. Використовуючи ці дані та дані довідника, виразити концентрацію речовини H2SO4 у розчині всіма відомими способами:

а) масову частку (%) розчиненої речовини у розчині;

б) молярну (мольну) частку розчиненої речовини;

в) моляльність розчиненої речовини;

г) сольватне число розчиненої речовини;

д) молярну концентрацію розчиненої речовини у розчині;

е) молярну концентрацію розчиненої речовини еквівалента у розчині.

1. Визначити молярні маси речовини еквівалента:

а) кислотних гідроксидів в реакції обміну

2KOH + H2MnO4 = K2MnO4 + 2H2O

б) окисника в ОВР

Na2SO3 + KMnO4 + H2SO4 = Na2SO4 + MnSO4 + K2SO4 + H2O

1. Який об’єм розчину фосфатної (V) кислоти з молярною концентрацією речовини еквівалента H3PO4 0,2 моль/дм3 можна приготувати з 0,5 дм3 розчину з молярною концентрацією речовини еквівалента H3PO4 3,0 моль/дм3 (fекв (H3PO4) = 1/3) ? Відповідь: 7,5 дм3.
2. До води масою 40 г долили ацетон об’ємом 100 см3 (ρ(ацетону) = 0,79 г/см3) і дістали розчин густиною 0,88 г/см3. Визначити об'ємну частку ацетону у розчині. Відповідь: 74,00 %.
3. Розчинність кадмій хлориду при 20 °С дорівнює 114,1 г в 100 г води. Вирахувати масову частку і молярність кадмій хлориду в насиченому розчині. *Відповідь:* 53,3 %; 6,22 моль/л.
4. Скільки мілілітрів 0,5 М розчину сульфатної кислоти можна приготувати із 15 мл 2,5 М розчину ? *Відповідь:* 75 мл.
5. Визначити масову частку натрій гідроксиду, який одержано при взаємодії 10г металічного натрію з 100 г води.

**ВАРІАНТ № 2**

1. Для перекристалізації мідного купоросу (CuSO4·5H20) 130,0 г його розчинили у воді масою 120 г при 80 0С. Після чого розчин охолодили до 20 0С. Визначити масу осаду CuSO4·5H20. Відповідь: 91,56 г.
2. У воді масою 50 г розчинили H2SO4 масою 50 г. Використовуючи ці дані та дані довідника, виразити концентрацію речовини H2SO4 у розчині всіма відомими способами:

а) масову частку (%) розчиненої речовини у розчині;

б) молярну (мольну) частку розчиненої речовини;

в) моляльність розчиненої речовини;

г) сольватне число розчиненої речовини;

д) молярну концентрацію розчиненої речовини у розчині;

е) молярну концентрацію розчиненої речовини еквівалента у розчині.

1. Визначити молярні маси речовини еквівалента:

а) кислотних гідроксидів в реакції обміну

NaOH + H3PO4 = NaH2PO3 + H2O

б) окисника в ОВР

Na2SO3 + KMnO4 + KOH = Na2SO4 + K2MnO4 + H2O

1. В якому масовому співвідношенні необхідно змішати два розчини фосфатної (V) кислоти з масовими частками речовини H3PO4 10,00 і 40,00 %, щоб одержати розчин фосфатної (V) кислоти з масовими частками речовини H3PO4 20,00% ? Відповідь: 2:1.
2. Обґрунтувати, яку реакцію на лакмус буде показувати розчин, одержаний при змішуванні розчину сульфатної (VI) кислоти об'ємом 50,00 см3 з молярною концентрацією речовини еквівалента H2SO4 0,1 моль/дм3 і кальцій дигідроксиду об’ємом 50,00 см3 з молярною концентрацією речовини еквівалента Ca(OH)2 0,1 моль/дм3 ?
3. До 33,18 см3 20% розчину хлоридної кислоти (ρ(HCl, H2O) = 1,10 г/см3) додали 4,5 г 10% водного розчину диметиламіну. Визначте масову частку хлоридної кислоти у розчині, що утворився.
4. Визначте масову частку розчину з С(H2SO4)=8 моль/л, (ρ(H2SO4)=1,14 моль/л).
5. Визначте молярну концентрацію розчину з W (HNO3) = 50%, ρ(HNO3, H2O) = 1,31 г/см3).

**ВАРІАНТ № 3**

1. Визначити масу (г) речовини BaCl2·2H2O, що викристалізується при охолодженні насиченого при 100 0С розчину варій хлориду масою 794 г до 10 0С, якщо коефіцієнти розчинності його дорівнюють 0,588 при 100 0С і 0,357 при 10 0С. Відповідь: 144,4 г.
2. У воді масою 80 г розчинили NaOH масою 20 г. Використовуючи ці дані та дані довідника, виразити концентрацію речовини NaOH у розчині всіма відомими способами:

а) масову частку (%) розчиненої речовини у розчині;

б) молярну (мольну) частку розчиненої речовини;

в) моляльність розчиненої речовини;

г) сольватне число розчиненої речовини;

д) молярну концентрацію розчиненої речовини у розчині;

е) молярну концентрацію розчиненої речовини еквівалента у розчині.

1. Визначити молярні маси речовини еквівалента:

а) кислотних гідроксидів в реакції обміну

Na2CO3 + H2SO4 = Na2SO4 + H2CO3

б) відновника в ОВР

KNO2 + KMnO4 + H2SO4 = KNO3 + MnSO4 + K2SO4 + H2O

1. Який об’єм розчину нітратної (V) кислоти з молярною концентрацією речовини НNO3 2 моль/дм3 необхідно взяти, щоб приготувати 250 см3 0,1М розчину нітратної (V) кислоти? Відповідь: 12,5 см3.
2. Обчислити масу барій сульфату, яка утвориться при зливанні розчинів Al2(SO4)3 обємом 200 см3 з молярною концентрацією речовини Al2(SO4)3 0,5 моль/дм3 і барій дихлориду об’ємом 150 см3 з молярною концентрацією речовини BaCl2 2 моль/дм3. Відповідь: 70 г.
3. Змішали 0,5 л розчину, що містить 18,9 г нітратної кислоти і 0,5 л розчину, що містить 14 г калій гідроксиду. Чому дорівнює молярна концентрація солі в одержаному розчині?
4. Скільки грамів NaSO4•10H2O потрібно розчинити у 800 г H2O, щоб отримати 10%-ний (за масою) розчин Na2SO4?
5. Яку масу 20 %-ного (за масою) розчину КОН необхідно додати до 1 кг 50 %-ного (за масою) розчину, щоб одержати 25 %-ний розчин.

**ВАРІАНТ № 4**

1. Визначити масу води (г), в якій при 20 0С можна розчинити сіль масою 120 г з масовою часткою речовини калій хлориду (КСl) 85,00%, коефіцієнт розчинності якого за цієї температури дорівнює 0,34, щоб утворився насичений розчин. Відповідь: 300 г.
2. Обґрунтувати, яку реакцію на лакмус буде показувати розчин, одержаний при змішуванні розчину сульфатної (VI) кислоти об'ємом 50,00 см3 з молярною концентрацією речовини еквівалента H2SO4 0,1 моль/дм3 і кальцій дигідроксиду об’ємом 50,00 см3 з молярною концентрацією речовини еквівалента Ca(OH)2 0,1 моль/дм3 ?
3. Визначити молярні маси речовини еквівалента:

а) кислотних гідроксидів в реакції обміну

3Na2CO3 + 2H3PO4 = 2Na2PO4 + 3H2CO3

б) відновника в ОВР

H2C2O4 + KMnO4 + H2SO4 = CO2 + MnSO4 + K2SO4 + H2O

1. Який об’єм розчину сульфатної (VI) кислоти з масовою часткою речовини H2SO4 80,00 % і густиною 1,732 г/см3 необхідно взяти, щоб приготувати 0,5 дм3 розчину сульфатної (VI) кислоти з молярною концентрацією еквівалента H2SO4 0,5 моль/дм3 ? Відповідь: 8,8 см3.
2. Знайти об’єм розчину барій дихлориду з молярною концентрацією речовини еквівалента BaCl2 0,5 моль/дм3, який необхідно для взаємодії з сульфатною (VI) кислотою, яка міститься в 20 см3 розчину з молярною концентрацією речовини еквівалента H2SO4 2 моль/дм3. Відповідь: 80 см3.
3. Скільки грамів 30%-ного ( за масою) розчину NaCl необхідно додати до 300 г води, щоб одержати 10 %-ний розчин солі. Відповідь : 150 г.
4. Який об’єм 6,0 М розчину хлоридної кислоти необхідно взяти для приготування 25 мл 2,5 М розчину хлоридної кислоти. Відповідь: 10,4 мл.
5. В якій масі води необхідно розчинити 667,2 л НСІ (об’єм виміряний при н.у.), щоб одержати 9 %-ний (за масою) розчин НСІ. Відповідь: 11,07 г.

**ВАРІАНТ № 5**

1. Визначити масу (г) речовини калій хлориду, яка викристалізується при охолодженні до 20 0С розчину масою 628,8 г, насиченого при 100 0С, якщо коефіцієнти розчинності калій хлориду дорівнюють 0,567 при 100 0С і 0,34 при 20 0С. Відповідь: 90,80 г.
2. У воді масою 80 г розчинили КOH масою 20 г. Використовуючи ці дані та дані довідника, виразити концентрацію речовини КOH у розчині всіма відомими способами:

а) масову частку (%) розчиненої речовини у розчині;

б) молярну (мольну) частку розчиненої речовини;

в) моляльність розчиненої речовини;

г) сольватне число розчиненої речовини;

д) молярну концентрацію розчиненої речовини у розчині;

е) молярну концентрацію розчиненої речовини еквівалента у розчині.

1. Визначити молярні маси речовини еквівалента:

а) кислотних гідроксидів в реакції обміну

2NaOH + H3AsO4 = Na2HAsO4 + 2H2O

б) окисника в ОВР

KI + K2Cr2O7 + H2SO4 = I2 + Cr2(SO4)3 + K2SO4 + H2O

1. Газ гідроген хлорид (НСl), одержаний дією надлишком концентрованої сульфатної (VI) кислоти на тверду речовину натрій хлорид кількістю речовини 2 моль, розчинили у воді об’ємом 0,3 дм3. Визначити масову частку речовини гідроген хлориду в одержаному розчині. Відповідь: 19,57%.
2. Для нейтралізації розчину масою 1,6 г, що містить гідроген хлорид і натрій хлорид, потрібно 65 см3 0,1 М розчину натрій гідроксиду. Для повного осадження всіх хлорид-іонів в одержаному нейтральному розчині необхідно 80,4 см3 0,1 М розчину аргентум нітрату. Обчислити масові частки речовин гідроген хлориду і натрій хлориду у вихідному розчині. Відповідь: w(HCl)=14,80 %; w(NaCl)=5,63 %.
3. Яку масу 20 %-ного (за масою) розчину КОН необхідно додати до 1 кг 50 %-ного (за масою) розчину, щоб одержати 25 %-ний розчин. Відповідь: 5 кг.
4. Який об’єм 10%-ної (за масою) сульфатної кислоти (ρ = 1,07 г/см) необхідно для нейтралізації розчину, який містить 16,0 натрій гідроксиду. Відповідь: 183 мл.
5. Знайти молярність 36,2%-ного (за масою) розчину хлоридної кислоти, густина якого 1,18 г/мл. Відповідь: 11,7 моль/л.

**ВАРІАНТ № 6**

1. Визначити масу (г) речовини MCl2·6H2O, що викристалізується при охолодженні насиченого при 100 0С розчину магній дихлориду масою 692 г до 20 0С, якщо коефіцієнт розчинності магній дихлориду дорівнює відповідно 0,73 і 0,545. Відповідь: 415,7 г.
2. У воді масою 800 г розчинили H3PO4 масою 200 г. Використовуючи ці дані та дані довідника, виразити концентрацію речовини H3PO4 розчині всіма відомими способами:

а) масову частку (%) розчиненої речовини у розчині;

б) молярну (мольну) частку розчиненої речовини;

в) моляльність розчиненої речовини;

г) сольватне число розчиненої речовини;

д) молярну концентрацію розчиненої речовини у розчині;

е) молярну концентрацію розчиненої речовини еквівалента у розчині.

1. Визначити молярні маси речовини еквівалента:

а) кислотних гідроксидів в реакції обміну

3NaOH + H3AsO4 = Na3AsO4 + 3H2O

б) окисника в ОВР

Na2SO3 + KMnO4 + H2O = Na2SO4 + MnO4 + КОН

1. Яку масу CuSO4·5H2O необхідно додати до розчину об’ємом 0,5 дм3 з масовою часткою речовини CuSO4 4,00 % і густиною розчину 1,040 г/см3, щоб одержати розчин з масовою часткою речовини CuSO4 16,00 % ? Відповідь: 130 г.
2. Тоненьку залізну платівку масою 100 г занурили у розчин CuSO4 масою 250 г з масовою часткою розчиненої речовини CuSO4 20,00 % Через деякий час платівку вийняли з розчину, промили, висушили і зважили; її маса стала рівною 102 г. Розрахувати масові частки (%) розчинених речовин у розчині після видалення з нього металічної платівки. Відповідь: w(FeSO4)=15,32, w (CuSO4)=4,00.
3. При 25 °С розчинність NaCl рівна 36 г в 100 г води. Знайти масову частку NaCl у насиченому розчині. Відповідь : 26,5 %.
4. Густина 40 %-ного ( за масою) розчину нітратної кислоти дорівнює 1,25 г/мл. Розрахувати молярність і моляльність цього розчину. Відповідь: 7,94 моль/л; 10,6 моль/кг.
5. Який об’єм 6,0 М розчину хлоридної кислоти необхідно взяти для приготування 25 мл 2,5 М розчину хлоридної кислоти.