

Лабораторна робота № 3.

Розчини.

Мета: ознайомитися із загальними закономірностями проходження реакцій за участю електролітів.

Обладнання і реактиви: терези, годинникове скельце, прилад для виявлення електропровідності рідин, пробірки, мірний стакан, мірна колба, дистильована вода, розчини цукру, NaCl, NaOH, H₂SO₄, HCl, BaCl₂, CuSO₄, KCl, NaNO₃, Na₂CO₃, CaCO₃, (NH₄)₂SO₄, KOH, CH₃COOH, розчин фенолфталеїну.

Теоретичні відомості

Розчином називається переважно рідка гомогенна термодинамічно стійка система, яка складається з розчинника і одного або декількох розчинених речовин. У найпростішому випадку, який розглядається і в даній роботі, розчин є двокомпонентною системою, яка складається з розчинника і однієї розчиненої речовини. При цьому, як правило, вміст розчинника набагато перевищує вміст розчиненої речовини (речовин). У подібних розчинах розчинена речовина знаходиться у молекулярному або іонному стані (ступені дисперсності). Тому такі розчини, на відміну, наприклад, від колоїдних систем, називають молекулярними або істинними. Існують і так звані „тверді розчини” – системи, в яких обидва компоненти знаходяться в кристалічному стані.

Вміст розчиненої речовини у розчині характеризується величиною, яка називається концентрацією розчину. Існують такі способи вираження концентрації розчинів:

1. Відсоткова концентрація (C%) показує, скільки грамів розчиненої речовини міститься у 100г розчину:

$$C\% = 100\% \cdot m_{\text{реч.}} / m_{\text{роз.}}$$

2. Молярна концентрація C_М – відношення кількості розчиненої речовини до об'єму розчину. Дорівнює числу моль розчиненої речовини в 1 л розчину.

Обчислюється за формулою: $C_M = m_{\text{реч.}} / M_{\text{реч.}} \cdot V$, вимірюється в моль/л.

Приклад позначення: C_М = 0,1М (концентрація розчину 0,1 моль/л).

3. Моляльна концентрація (моляльність) C_м – відношення кількості розчиненої речовини до маси розчинника. Дорівнює кількості моль розчиненої речовини, яка припадає в розчині на 1000 г розчинника. Обчислюється за формулою: $C_m = 1000 \cdot m_{\text{реч.}} / M_{\text{реч.}} \cdot m_{\text{роз-ка}}$, де m_{роз-ка} – маса розчинника.

4. Еквівалентна концентрація (нормальність) C_н – відношення числа еквівалентів розчиненої речовини до об'єму розчину. Дорівнює числу моль-еквівалентів розчиненої речовини в 1 л розчину. Вимірюється в моль-екв/л, обчислюється за формулою: $C_n = m_{\text{реч.}} / m_{\text{Ереч.}} \cdot V$, де m_{Ереч.} – еквівалентна маса розчиненої речовини; V – об'єм розчину в літрах.

5. Мольна (молярна) доля компонента N_i – відношення числа моль даного компонента пі до сумарної кількості моль усіх компонентів розчину (системи). Зокрема, для двокомпонентного розчину, мольна доля розчиненої речовини $N_2 = n_2 / n_1 + n_2$, де n₁ – число моль розчинника; n₂ – кількість моль розчиненої речовини.

Речовини, розчини або розплави яких проводять електричний струм, називаються *електролітами*.

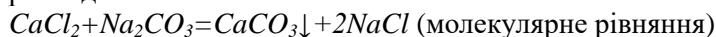
Оскільки електричний струм можуть переносити лише електрично заряджені частинки — позитивні (катіони) або негативні (аніони), то в розчинах електролітів перебувають йони, утворені внаслідок дисоціації молекул відповідного електроліту.

Електролітична дисоціація — це розщеплення молекул електроліту на йони під впливом молекул полярного розчинника.

Електроліти різною мірою дисоціюють на йони. Кількісною характеристикою повноти перебігу електролітичної дисоціації є *ступінь дисоціації α*, який дорівнює відношенню числа молекул електроліту, що розщепились у розчині на йони, до загального числа молекул у розчині. Ступінь дисоціації виражається дробовим числом або у відсотках і змінюється від 0 до 1 (0 ... 100 %).

За величиною ступеня дисоціації електроліти поділяють на сильні та слабкі. Сильними є електроліти, ступінь дисоціації яких у 0,1 н водному розчині перевищує 30 %, слабкими — ступінь дисоціації яких у 0,1 н водному розчині менший за 3 %. До сильних електролітів належать майже всі солі, луги, деякі кислоти (HCl, HClO₄, HNO₃, H₂SO₄ тощо), до слабких — більшість основ, амфотерні гідроксиди, деякі кислоти (H₂S, H₃BO₃, H₂SiO₃ тощо).

Хімічні реакції, що відбуваються між електролітами, можна зображувати молекулярними та йонними рівняннями, наприклад:



Після скорочення спільних йонів у лівій та правій частинах рівняння дістають скорочене йонне рівняння реакції:



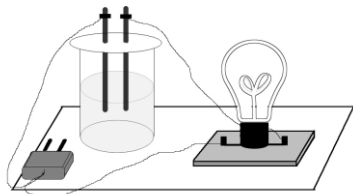
Виконання роботи

Дослід 1. Приготування розчину з певною масовою часткою речовини.

Необхідно приготувати 150 г 10% розчину натрій хлориду, для цього слід обчислити масу солі і води, які потрібно взяти. Розраховану масу солі зважити на годинниковому склі на терезах. Воду відміряти мірним стаканом. Зважену сіль перенести у мірну колбу. Поступово додати до солі воду і добре перемішують.

Дослід 2. Дослідження електропровідності розчинів.

Прилад для виявлення електропровідності рідин (рис. 3) змонтовано так, що електричний струм проходить крізь рідину між вугляними електродами і крізь електричну лампочку.



У склянці приладу, послідовно замінюючи одну рідину на іншу, дослідити електропровідність дистильованої води, розчинів цукру, хлориду натрію, їдкого натру і сульфатної кислоти. Розчини налити приблизно в однакових об'ємах. Перед заміною одного розчину на інший електричний струм вимикати, а склянку й

дистильованою водою, а потім якого визначатиметься. Записати висновки.

Рис.3. Прилад для виявлення електропровідності рідин
електроди споліскувати спочатку розчином, електропровідність результати спостережень і

Дослід 3. Вивчення електропровідності розчинів сильних і слабких електролітів.

Налити у склянку приладу (рис.3) 0,1 н розчин ацетатної кислоти. Звернувши увагу на інтенсивність світіння лампочки, розчин ацетатної кислоти замінити на 0,1 н розчин хлоридної кислоти і знову вмикнути струм. Записати результати спостережень і висновки.

Дослід 4. Вивчення йонних реакцій з утворенням осадів.

Взяти три пробірки. В першу пробірку налити по 2 мл розчину барій хлориду і розбавленого розчину сульфатної кислоти. В другу- по 2 мл розчину купрум (II) сульфату і розчину натрій гідроксиду. В третю- по 2 мл розчину калій хлориду і натрій нітрату. Зробити висновки. Написати рівняння реакцій у молекулярній і йонній формах.

Дослід 5. Вивчення йонних реакцій з утворенням газоподібних речовин.

В одну пробірку внести 3-4 краплі насиченого розчину натрій карбонату та додати 3-4 краплі розчину сульфатної кислоти. В другу пробірку взяти 3-4 кристали кальцій карбонату і додати 3-4 краплі хлоридної кислоти. Спостерігати виділення газів. Написати рівняння реакцій у молекулярній і йонній формах.

Дослід 6. Вивчення йонних реакцій з утворенням малодисоційованих сполук.

Взяти дві пробірки. В першу пробірку внести 3-4 краплі натрій гідроксиду, в другу- 3-4 краплі амоній сульфату. Додати в кожен з них по 1-2 краплі розчину фенолфталеїну. Відмітити забарвлення індикатору. Додати в першу пробірку розчин хлоридної кислоти до знебарвлення суміші, а в другу - розчин калій гідроксиду до появи забарвлення. Пояснити, які взаємодії обумовлюють зміни забарвлення розчинів. Написати молекулярні та йонні рівняння відповідних реакцій.

Вправи та задачі для самоконтролю

1. Заповнити таблицю:

Номер завдання	Маса розчину, г	Маса розчиненої речовини, г	Маса води в розчині, г	Масова частка розчиненої речовини, %
1		40	160	
2	400			50
3	500		300	
4		30	270	
5	50			10
6	400		320	
7		50	150	
8	200			50
9	50		45	
10		20	380	
11	300			30
12	200		180	

2. Скільки грам борної кислоти та води потрібно для приготування 250 г розчину з масовою часткою борної кислоти 3%?

3. Калій нітрат масою 10 г розчинили у воді об'ємом 150 мл. Густина води 1 г/мл. Розрахувати

масову частку солі в розчині.

4. Розрахувати об'єм розчину сульфатної кислоти ($\rho=1,14$ г/мл) з масовою часткою кислоти 0,2, що витратиться на повну нейтралізацію 200 мл розчину натрій гідроксиду з густиною 1,043 г/мл і масовою часткою лугу 4%.

5. Напишіть молекулярні та йонні рівняння реакцій утворення всіх нерозчинних солей, які можна добути змішуванням розчинів таких солей: K_3PO_4 , KCl , $CuSO_4$, $AgNO_3$, $Ba(NO_3)_2$.

6. Скласти по три різних рівняння в молекулярній формі, які відповідали б таким рівнянням у скороченій іонній формі:

