**Лабораторна робота**

КОАГУЛЯЦІЯ

**Мета роботи:** Ознайомитись з методами коагуляції гідрофобних та гідрофільних золей. Приготувати золь і провести коагуляцію електролітами, що містять іони-коагулятори різної величини заряду. Підрахувати поріг коагуляції для кожного електроліту, який містить протиіони різної валентності. Перевірити виконання правила Шульце-Гарді. Вивчити явище захисту й перезарядки золей.

**Теоретична частина**

Відміність колоїдних систем – це їх нестійкість, що приводить в багатьох випадках до виділення осадів від додавання незначної кількості електролітів. При цьому осади зберігають хімічний склад дисперсної фази. Наслідком нестійкості золей може бути нестійкість їх дисперсності.

Проф. Н.П. Пєсков ввів у науку про колоїдні системи поняття: *агрегативної* та *молекулярно-кінетичної* стійкості. Агрегативна стійкість залежить від здатності системи в тій чи іншій мірі зберігати ступень дисперсності міцел що її утворили. Кінетична стійкість залежить від здатності диспергованих частинок, не змінюючи ступеню своєї дисперсності, протистояти дії сили тяжіння або центробіжній силі, які прагнуть визвати виділення міцел із золю.

Агрегативна стійкість обгрунтовується, з одного боку, наявністю у колоїдних частинок однойменних зарядів, що заважає їм з’єднуваться в більш крупні агрегати. З іншого боку – агрегативну стійкість колоїдніх систем можна обгрунтувати тим, що навколо колоїдних частинок можуть утворюватись тісно пов’язані з ними сольватні оболонки з молекул розчинника.

Перехід колоїдів до істинного розчину супроводжується збільшенням дисперсності, в той час коли протилежний процес йде за рахунок з’єднання міцел, що веде до збільшення розміру колоїдних частинок. Останнє явище зветься *коагуляцією*.

Частинки спочатку можливо виявити під звичайним мікроскопом, а потім, по мірі росту дисперсної фази, вони можуть зліпатися одна з одною в більш великі агрегати, що випадають в осад. Зовні коагуляція часто супроводжується появою муті, зміною забарвлення колоїдних розчинів і, в решті решт, утворенням осаду. Явище випадіння дисперсної фази в осад під дією сили тяжіння зветься *седиментацією* (осадженням).

Коагуляцію може спричинити дія на колоїдну систему різних за своєю природою факторів: довгочасний діаліз (очистка золей), додавання розчинів електролітів, додавання неелектролітів, механічна дія (розмішування або зтрушування), сильне охолодження або нагрівання, пропускання електричного струму і дія променистої енергії. Іноді коагуляція може виникнути в результаті “старіння” або хімічних змін, що проходять в золях.

Коагуляція ліофобних золей спричиняється розчинами всіх електролітів. Коагулюючою частиною електроліту може бути один з його іонів. Коагуляція починається, коли концентрація електроліту починає перевищувати мінімальну величину, що зветься *порогом коагуляції*.

*Коагулююча дія визначається валентністю того іону, котрий має заряд, протилежний за знаком заряду колоїдної частинки. З підвищенням заряду коагулюючого іону коагулююча дія цього електроліту підвищується. Це положення відоме під назвою правила Шульце- Гарді.* Для іонів однакової валентності коагулююча здатність підвищується з зростанням радіуса іону (або зі зменьшенням радіусу гідратованого іону). Наприклад , катіони лужних металів за коагулюючою здатністю можна розташувати у звичайний ліотропний ряд:

Cs+ > Rb+ > K+ > Na+ > Li+

У всіх випадках причиною коагуляції буває зменьшення зв’язку міцел з оточуючим їх дисперсійним середовищем.

У типових ліофобних колоїдних системах агрегативна стійкість золей залежить від тих іонів, котрі адсорбовані на поверхні їх частинок.

Зазвичай поверхнею ядра міцели адсорбуються іони, однакові або східні з якоюсь із складових частин, що входять до складу молекул, з яких складається ядро, це

*потенціалвизначаючий шар* іонів. Іони, заряджені протилежно потенціалвизначаючому шару, звуться *протиіонами*. Частина з них пов’язана з іонами потенціалвизначаючого шару електричними силами та утворює *адсорбційний шар* навколо ядра. Інша частина протиіонів дифундує до десперсійного середовища, утворюючи *дифузний шар*, слабо повязаний з іншою частиною міцели. Так як протиіони адсорбційного шару несуть меньше електричних зарядів,ніж адсорбційні іони потенціалвизначаючого шару, то ядро приймає знак заряду цих останніх. В зовнішньому електричному полі частинка разом з потенціалвизначаючим та адсорбційним шаром рухається в одному напрямку, а іони дифузного шару – в протилежному. Стійкість колоїдної системи залежить від стану шарів, оточуючих ядро; вона спадає зі зменьшенням їх товщіни.

Коагуляція ліофільних (для водних розчинів - гідрофільних) колоїдів, як і ряду інших властивостей цього класу колоїдів, характеризується багатьма особливостями. Так, гідрофільні колоїди більш стійкі за відношенням до електролітів.

Так як висока стійкість гідрофільних колоїдів визначається двома факторами – наявністю *електричного заряду* і *сольватацією колоїдних частинок,* для коагуляції гідрофільного колоїду необхідно не тільки нейтралізувати заряд колоїдної частинки, але й зруйнувати рідинну оболонку, яка оточує частинки зворотнього колоїду. З цією метою можна спочатку ввести електроліт та нейтралізувати заряд, при цьому коагуляція не спостерігається; потім додати дегідратуючу речовину, наприклад спирт, ацетон або танін, котрі руйнують водну оболонку ліофобного колоїду, після чого починається процес коагуляції. Послідовність може бути інша: спочатку дегідратація, а потім нейтралізація заряду.

Початкову стадію коагуляції, коли її швидкість зростає пропорційно підвищенню концентрації електроліту, називають *повільною коагуляцією*. В подальшому процес агрегації досягає максимальній швидкості, не залежній від концентрації доданого електроліту. Цю стадію називають *швидкою коагуляцією*. Коагуляція супроводжується помутнінням золю, потім дисперсна фаза випадає в осад або утворюється гель.

Мінімальну концентрацію електроліту, при якій починається швидка коагуляція, називають *порогом коагуляції* (Cк).

Величину, зворотну порогу коагуляції, називають *коагулюючою здатністю* (γ = 1/Cк).

Коагуляцію спричиняють ті з іонів доданого електроліту, які мають знак заряду протилежний заряду колоїдних частинок. Згідно з правилом Шульце-Гарді поріг коагуляції різко знижується зі зростанням заряду іону-коагулятору.

Поріг коагуляції виражається у мілімолях на літр (ммоль/л) електроліту. Поріг коагуляції залежить як від природи електроліту, так і від валентності коагулюючого іону. Поріг коагуляції підраховується за формулою:

Скоаг.= Сел. \* Vел. \* 1000 / Vзоля + Vел. , (ммоль/л)

де Сел. – молярна концентрація електроліту, моль/л; Vзоля – об’єм золю, мл; Vел. – найменше число мілілітрів розчину електроліту, достатнє для коагуляції золю, мл.

**Експериментальна частина**

1.Визначення порога коагуляції та вивчення явища захисту колоїдних систем.

***Дослід 1. Отримання золя гідроксиду феруму(ІІІ).***

*Матеріали й обладнання:* Конічна колба ємністю 100 см3, мірний циліндр ємністю 50 см3, 2%-ний розчин FeCl3, дистильована вода, крапельна піпетка, електрична плитка.

У конічній колбі нагріти до кипіння 50 см3 дистильованої води. Додати по краплям 10 см3 2%-ного розчину хлориду феруму (ІІІ) та кип’ятити декілька хвилин. Написати формулу міцели.

***Дослід 2. Визначення порогу коагуляції золю гідроксиду ферума (ІІІ***).

*Матеріали й обладнання:* пробірки, бюретка, піпетки, розчини 2М KCl; 0,02M (NH4)2SO4; 0,005M K3[Fe(CN)6].

У три пробірки налити по 10см3 золю Fe(OH)3, отриманого з попереднього опиту, з бюретки або піпетки додати по краплям розчини електролітів до настання коагуляції (появи помутніння).

у першу – 0,2М KCl

у другу – 0,02М (NH)4SO4

у третю – 0,005М K3[Fe(CN)6]

Записати об’єми електролітів, витрачений на коагуляцію та розрахувати поріг коагуляції за формулою:

Cn = Ce \* Ve / V + Ve

де Сn – поріг коагуляції, моль/л

Сe – концентрація електроліту, моль/л

V - об’єм золю, взятий для коагуляції, мл

Ve – об’єм електроліту, затрачений на коагуляції, мл

На основі даних, отриманих в експерименті перевірити правило Шульце-Гарді.

***Дослід 3. Вивчення явища захисту золів*.**

*Матеріали й обладнання*: Конічні колби ємністю 100 см3, 0,5% розчин желатину, 0,02М розчин (NH4)2SO4, золь Fe(OH)3.

До 10см3 золю Fe(OH)3 додати 1см3 0,5% розчину желатину, перемішати та додати стільки 0,02М розчину (NH4)2SO4, скільки необхідно для коагуляції золю без желатину (цей об’єм беруть з попереднього досліду). Визначити явище захисту золю.

**Контрольні запитання:**

1. Що зветься порогом коагуляції, коагулюючою здатністю? Як повязані між собою ці величини?

2. Як сформулювати правило Шульце-Гарді?

3. Що зветься колоїдним захистом? Наведіть приклади. Які ви знаєте “захисні” числа?

**Тести для самоконтролю:**

1.Що таке критичне значення дзета-потенціалу?

А) Найбільша величина дзета-потенціалу, при якій коагуляція протікає з помітною швидкістю.

Б) Найбільша величина дзета-потенціалу, при якій швидкість протікання коагуляції практично не помітна.

В) Найменша величина дзета-потенціалу, при якій товщина дифузного шару перевищує товщину адсорбційного шару.

Г) Найбільша величина дзета-потенціалу, при якій товщина адсорбційного шару перевищує товщину дифузного шару.

Д) Величина дзета-потенціалу, при якій починається формування дифузного шару.

2. В якому ступені заряд іона-коагулятора входить до математичного виразу закону Дерягіна-Ландау для порога концентраційної коагуляції?

А) -6

Б) -3

В) +1

Г) +2

Д) +4

3. Колоїдний розчин арґентум броміду одержали в надлишку AgNO3. Який з наведених електролітів має найменший поріг коагуляції?

А) К3РО4

Б) СuSO4

В) Al(NO3)3

Г)BaCl2

Д)NaCl

4. Коагулююча здатність йона-коагулятора залежить від:.

А) Величини його валентності.

Б) Концентрації електроліту.

В) Температури.

Г) Величини потенціалу поверхні.

Д) Величини електрокінетичного потенціалу.

5.Як можна сформулювати правило Шульце-Гарді?

А) Коагулюючу дію має лише той іон електроліту, заряд якого протилежний заряду колоїдної частинки, причому коагулююча здатність іона зростає при збільшенні його заряду.

Б) У неорганічних іонів з однаковим зарядом коагулююча дія зростає із зменшенням гідратації, причому ступінь гідратації зменшується, а коагулююча дія збільшується із зростанням радіуса іона.

В) Початку коагуляції відповідає зниження дзета-потенціалу до величини 30 мВ.

Г) Коагуляцію здатні викликати будь-які електроліти, але з помітною швидкістю вона починається при досягненні певної концентрації, яка має назву "поріг коагуляції"".

Д) На поверхні агрегату адсорбуються в першу чергу ті іони, які входять до складу кристалічної гратки агрегату, причому їх орієнтація буде сприяти зниженню надлишку вільної поверхневої енергії.