

**Державний вищий навчальний заклад
“Запорізький національний університет”
Міністерства освіти і науки України**

КОЛОЇДНА ХІМІЯ

Навчально-методичний посібник до виконання лабораторних робіт
для студентів біологічного факультету спеціальності “хімія ”
денної форми навчання

Затверджено вченою радою ЗНУ
Протокол № від

Запоріжжя
2011

УДК: 544.1/77 (076)

ББК: 24.5/6я73

Колоїдна хімія: Навчально-методичний посібник до виконання лабораторних робіт для студентів біологічного факультету спеціальності “ хімія ” денної форми навчання / Укладачі: Л.О. Омелянчик, Н.П. Синяєва, Д.С. Коваленко. – Запоріжжя: ЗНУ, 2011. – 110 с.

Навчально-методичний посібник містить теоретичний матеріал та запитання і тести для виконання лабораторних робіт з колоїдної хімії.

Призначені для студентів біологічного факультету спеціальності “ хімія ” денної форми навчання.

Рецензент
Відповідальний за випуск

М.П.Завгородній
Л.О.Омелянчик

Зміст

Вступ	4
Лабораторна робота №1	5
Лабораторна робота № 2	19
Лабораторна робота № 3	25
Лабораторна робота № 4	39
Лабораторна робота № 5	45
Лабораторна робота №6	51
Лабораторна робота № 7	55
Лабораторна робота № 8	63
Лабораторна робота № 9	69
Додатки	76
Глосарій	89
Список рекомендованої літератури:	108

Вступ

Мета навчально-методичного посібника до курсу колоїдної хімії довести до студентів основні розділи і сформувані базові знання з колоїдної хімії: методи отримання дисперсних систем, поверхневі явища та адсорбційні рівноваги; основні властивості дисперсних систем (електрокінетичні, молекулярно-оптичні, агрегативна стійкість), коагуляцію і структуроутворення у дисперсних системах.

Завданням є ознайомлення з поверхневими явищами, що відбуваються на межі розподілу фаз та меж фазовому поверхневому шарі; опанування основними законами, що до утворення колоїдних систем, їх структури, стабілізації, електрокінетичних, оптичних властивостей, а також способів керування властивостями дисперсних матеріалів і поведінки тіл з таких матеріалів у механічному, електричному полі сил, у різноманітних середовищах і за різних умов утворення.

Роботи, які ввійшли до навчально-методичного посібника мають свою біографію та історичне минуле. Досліди, що представлені в методичних вказівках використовували науковці золотого фонду науки: Франческо Сельмі, Томас Грем, Майкл Фарадей, Джон Тиндаль, Михайло Ломоносов, Петро Вейнмар та інші.

Дев'ять лабораторних робіт, які ввійшли до навчально-методичного посібника, відповідають шести основним темам курсу колоїдної хімії, які повинні надати студентам необхідний рівень умінь та навичок у постановці, виконанні та обробці результатів експериментів. До кожної роботи наведені контрольні питання та тести для самостійної перевірки знань.

При виконанні лабораторної роботи всі записи ведуться в робочому журналі. Оформлення роботи повинно включати дату виконання, назву роботи її мету та план, докладний опис усіх операцій здійснюваних при виконанні, рисунки або схеми приладів, що використовуються. Експериментальні данні доцільно представляти у вигляді таблиць. Розрахунки включають необхідні формули, чисельні значення всіх величин, що використовуються, і кінцеві результати. Графіки виконуються на міліметрівці; дозволяється також будувати графіку і за допомогою комп'ютера. Робота закінчується висновками з одержаних результатів.

Лабораторна робота №1

ВИМІРЮВАННЯ ПОВЕРХНЕВОГО НАТЯГУ.

Мета роботи. Засвоїти основні поняття: сорбція, адсорбція, абсорбція, типи адсорбції. Визначити поверхневий натяг розчинів поверхнево-активних речовин на межі вода — повітря і розчин — тверда поверхня вугілля методом відліку крапель. Експериментально встановити залежність поверхневого натягу від концентрації розчиненої речовини (ПАР).

Теоретична частина

Явище адсорбції завжди пов'язане з межею розділу фаз. Адсорбція

може відбуватися на будь-якій поверхні розділу фаз: *«рідина – газ»*, *«тверде тіло – газ»*, *«тверде тіло – розчин»*, *«рідина – рідина»*.

Речовина, на поверхні якого відбувається адсорбція, називається адсорбентом, а речовина, що поглинається, – адсорбтивом або адсорбатом.

Стан, в якому знаходиться речовина на межі розділу фаз у поверхневому шарі, істотно відрізняється від його стану в об'ємі фази. Наприклад, в разі однокомпонентної двофазної системи «вода – водяний пар» (рис.1) міжмолекулярні сили, що діють на молекулу води, що знаходиться об'ємі фази, розподілені рівномірно з боку сусідніх молекул. Молекули, що знаходяться на поверхні розділу

фаз, відчувають дію міжмолекулярних сил більшою мірою з боку рідкої фази, і майже не взаємодіють з молекулами газоподібної фази. Оскільки в газовій фазі молекул газоподібної речовини набагато менше в одиниці об'єму і до того ж вони знаходяться на великих відстанях один від одного, а відповідно і сили Ван-дер-Ваальса тут дуже малі. Тому кожна окрема молекула на поверхні рідини володіє більшою енергією порівнянню з енергією молекули в об'ємі фази («глибинною»). Вона знаходиться в невірноваженому стані і прагне втягнутися в об'єм рідини.

Сумарний надлишок енергії всіх молекул поверхневого шару, віднесений до одиниці поверхні розділу фаз, називається поверхневим натягом

Поверхневий натяг зазвичай позначають буквою σ і вимірюють в Дж/м² або Н/м, оскільки поверхневий натяг можна представити як силу, що діє на одиницю довжини.

Для того, щоб збільшити поверхню рідкої фази, треба перевести молекули з об'єму у поверхневий шар, тобто потрібно зробити роботу. Відповідно, із збільшенням поверхні збільшуватиметься і вільна поверхнева енергія фази.

Тому поверхневий натяг можна визначити як *питому роботу необхідну для збільшення поверхні фази на 1 м².*

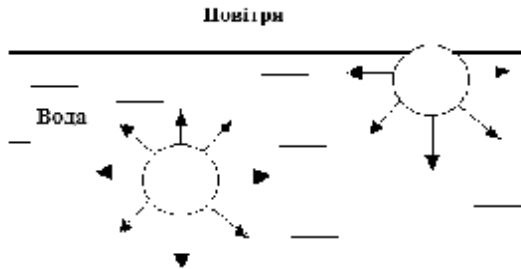


Рисунок 1. Міжмолекулярна взаємодія усередині рідини і на поверхні розділу «рідина-газ».

Поверхневий натяг залежить як від природи самої рідини, так і від природи газової фази, з якою вона знаходиться в контакті. Тому порівнювати поверхневий натяг різних речовин можна лише у тому випадку, якщо ці речовини граничать з однією і тією ж середою. Звичайно поверхневий натяг визначають на кордоні розділу «речовина – повітря».

Вільну поверхневу енергію E можна розрахувати, знаючи питомий поверхневий натяг, як добуток поверхневого натягу σ на величину поверхні розділу фаз S .

$$E = \sigma \cdot S$$

Збільшення поверхні розділу фаз завжди підвищує вільну поверхневу енергію системи. Згідно другому закону термодинаміки, усіляка вільна енергія системи прагне до самовільного зменшення поверхні розділу фаз. У нашому випадку це можливо як за рахунок зменшення поверхні розділу фаз S так і зменшення поверхневого натягу σ , як того і іншого одночасно

Цим прагненням до зменшення вільної поверхневої енергії і пояснюється куляста форма крапель рідини (зі всіх геометричних тіл однаковою об'єму куля має найменшу поверхню), самовільне злиття крапель при їх контакті, піднімання рідини в капілярах. Тому колоїдні розчини, що володіють великою поверхнею розділу фаз і відповідно величезною вільною поверхневою енергією, з цієї точки зору є *термодинамічно нестійкими* системами.

Розчинення в рідині (A) часток інших речовин (B) призводить до зміни стану системи. Нехай в об'ємі рідини, що складається з часток A , містяться частки B , оточені частками A . Енергія взаємодії часток A між собою характеризується енергією E_{A-A} і значно більше енергії взаємодії розчинених часток B з частками A (енергія E_{A-B}) тобто

$$E_{A-A} > E_{A-B}$$

Поверхневі частки рідини A , маючи підвищену енергію, прагнуть перейти всередину об'єму рідини. І оскільки енергія взаємодії між частками $A-A$ більше, ніж енергія взаємодії між частками $A-B$, то поверхневі частки A переходитимуть в об'єм рідини, витісняючи частки B у поверхневий шар рідини. Тому з часом концентрація часток B в об'ємі рідини зменшиться, а у поверхневому шарі – збільшиться.

*Явище зміни концентрації речовини в поверхневому шарі (на межі розділу фаз) має назву **адсорбції**.*

Збільшення концентрації часток B у поверхневому шарі призводить до зміни поверхневих властивостей рідини, а, саме, поверхневого натягу, оскільки він визначається взаємодією часток

поверхні між собою. У даному випадку поверхневий натяг зменшиться, так як енергія (E_{A-B}) поверхневої взаємодії часток $A-B$ менша, ніж енергія (E_{A-A}) взаємодії часток $A-A$ (за початковим припущенням).

Якщо допустити протилежний випадок, коли енергія (E_{A-B}) взаємодії розчинених часток B з частками рідини A більше, ніж енергія (E_{A-A}) взаємодії між власне частками розчинника A , тобто

$$E_{A-B} > E_{A-A},$$

то концентрація часток B в поверхневому шарі буде менше, і поверхневий натяг виявиться вищим.

Як приклад розглянемо зміну поверхневого натягу в системі «вода – етиловий спирт». Етиловий спирт має поверхневий натяг 22 мДж/м^2 , а вола володіє великим значенням питомого поверхневого натягу, що дорівнює $72,7 \text{ мДж/м}^2$. Тому перші додані до води краплі спирту призведуть до розподілу молекул спирту виключно у поверхневому шарі води, що викликає різке зниження поверхневого натягу воли (рис. 2). По мірі ж додавання подальших порцій спирту концентрація його в поверхневому шарі води буде зростати, але одночасно збільшуватиметься і його концентрація в об'ємі розчину. Тому зниження поверхневого натягу розчину продовжуватиметься, але процес протікатиме повільніше. І врешті-решт він дорівнюватиме поверхневому натягу етилового спирту, тобто 22 мДж/м^2 , що означає – поверхневий шар розчину складається лише з молекул спирту.

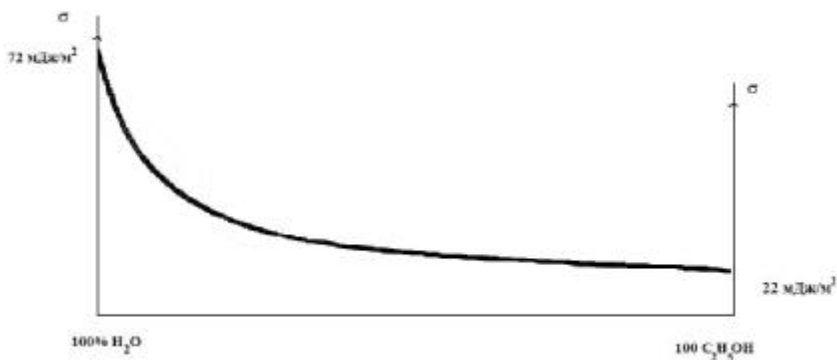


Рисунок 2. Зміна поверхневого натягу в системі «вода - етиловий спирт»

Спирт в даному випадку проявляє себе як поверхнево-активна речовина (ПАР), що знижує поверхневий натяг.

Якщо підливати воду до спирту, тобто робити все в зворотному порядку, процес адсорбції носитиме протилежний (зворотний) характер. Перші порції (краплі) води, підлиті до спирту призведуть до переважному розподілу молекул води в об'ємі спирту (*негативна адсорбція*), що практично не впливатиме на величину поверхневою натягу спирту (мал. 3). Подальші порції води викличуть збільшення концентрації молекул води в поверхневому шарі і відповідно до збільшення поверхневого натягу. Вода в цьому випадку виступає в якості *поверхнево-інертної речовини*.

Адсорбція вважається *позитивною*, якщо концентрація розчиненої речовини в поверхневому шарі вища, ніж в об'ємі, і *негативною*, якщо концентрація розчиненої речовини в поверхневому шарі нижча, ніж в об'ємі. Речовини, що викликають позитивну адсорбцію (знижують поверхневий натяг) називають

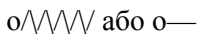
поверхнево-активними (ПАР), а речовини, що підвищують поверхневий натяг називають *поверхнево-інактивними*.

В гетерофазній системі «водний розчин – повітря» поверхнево-інактивними є усі неорганічні електроліти: кислоти, луги, солі.

Поверхнево-активними речовинами є органічні сполуки, молекули яких містять дифільну будову, тобто містять в молекулах одночасно гідрофобну і гідрофільну групи. В якості гідрофобної групи зазвичай виступає вуглеводневий радикал, що містить 10 - 18 вуглецевих атомів, частіше за все лінійної будови. До гідрофільних груп можуть відноситися групи: $-\text{COOH}$, $-\text{COONa}$, $-\text{SO}_3\text{Na}$, $-\text{OH}$, $-\text{NH}_2$. Тому такі молекули називаються дифільними, тобто такими, що володіють подвійною спорідненістю одночасно і з полярною, і з неполярною.

Якщо гідрофобні групи не розчиняються у воді і стараються «відштовхнутися» від неї, то гідрофільні групи, навпаки, легко взаємодіють з нею. У зв'язку з цим молекули поверхнево-активних речовин розташовуються на межі розділу фаз (у поверхневому шарі) таким чином, що гідрофільні групи направлені до води і розчинені в ній, а гідрофобні – виштовхуються з неї.

Дифільні молекули ПАР схематично на малюнках частіше за все зображують у вигляді круглої голівки (гідрофільній частині) з хвостиком (гідрофобною, вуглеводневою частиною):



Тоді розташування молекул ПАР на межі розділу фаз можна зобразити наступним чином (рис. 3):

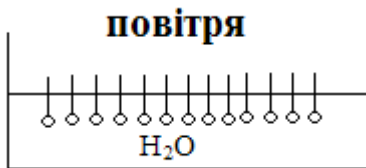


Рис. 3. Орієнтація дифільних молекул на межі розділу фаз.

Дифільні молекули, потрапляючи у воду, на межі розділу фаз орієнтуються полярними групами (гідрофільними) у воду, а неполярними вуглеводневими радикалами (гідрофобними) у повітря, оскільки спорідненість їх з газоподібною фазою більше, ніж з водою. Інтенсивність міжмолекулярних сил в газі невелика, і тому газ або пар умовно можна вважати неполярною фазою.

Прикладом ПАР у водних розчинах можуть служити багато органічних сполук: *жирні кислоти з досить довгими вуглеводневими радикалами, солі цих кислот, сульфокислоти і їх солі, амінокислоти, високомолекулярні спирти, аміни*. У всіх у них вуглеводневий радикал виступає в ролі гідрофобної групи (погано розчиняється у воді), а полярні групи – гідрофільних.

Всі ПАР діляться на дві групи: іоногенні та неіоногенні. У свою чергу іоногенні ПАР залежно від характеру довголанцюгових іонів, що утворюються при дисоціації у водних розчинах, можна розділити на аніоноактивні і катіоноактивні. Крім того, є ще і амфолітні або амфотерні ПАР, які містять у молекулі дві активні групи – аніон і катіон.

Концентруючись на поверхні розділу фаз, дифільні молекули ПАР, наприклад, молекули етилового спирту, знижують поверхневий натяг, так як етиловий спирт володіє меншим поверхневим натягом, ніж вода.

Таким чином, *самовільне зниження поверхневого натягу водних розчинів поверхнево-активними речовинами – наслідок їх концентрування на поверхні розділу фаз, тобто **адсорбції**.*

Поверхневий натяг можна визначити за допомогою сталагмометра.

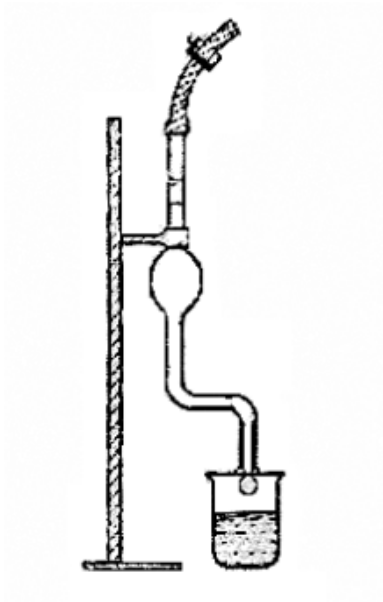


Рисунок 6. Сталагмометр.

Експериментальна частина

Обладнання і реактиви. Прилад для виміру поверхневого натягу; аналітичні терези; стаканчиків місткістю 10-25см³; сталагмометр, 2М розчин етилового спирту; 1,5М розчин *n*-пропілового і ізопропілового спирту; 0,5М розчин *n*-бутилового спирту; 0,2 М розчин ізоамілового спирту; 0,1М розчин *n*-амілового спирту; 2М розчин оцтової кислоти; 1М розчин пропіонової кислоти; 0,5М розчин масляної кислоти; 0,01 М розчин *n*-гептилової кислоти і т.д.

Метод визначення поверхневого натягу, що використовується у даній роботі, заснований на тому, що маса краплі, що повільно відривається під дією сили тяжіння від кінчика капіляра вертикальної трубки, буде тим більше, чим більше поверхневий натяг рідини на кордоні з повітрям.

З вихідного розчину готують 5-6 розбавлених розчинів для кожного ПАР шляхом послідовного розбавлення удвічі. Для цього в мірну колбу місткістю 50 см³ вносять 25см³ вихідного розчину ПАР відомої концентрації і доводять його об'єм до 50см³ дистильованою водою і ретельно перемішують. З приготованого розчину (№1) відбирають 25 см³ розчину і переносять в іншу мірну колбу (№2). Об'єм розчину доводять до мітки дистильованою водою, і т.д. З останньої колби зайві 25 см³ розчину відкидають.

1. Поверхневий натяг визначають за формулою:

$$S = k \cdot m_{\text{краплі}}$$

де k – постійна капіляра, яка залежить від діаметру капіляру і матеріалу капіляра.

Постійну капіляра визначають по відомому поверхневому натягу дистильованої води, що дорівнює $S_{H_2O} = 72,7$ мДж/м², і масі однієї краплі води $m_{\text{краплі}}$ води:

$$k = \frac{S_{H_2O}}{m_{\text{краплі}}} = \frac{72,7}{m_{\text{краплі}}}$$

Кожен вимір маси краплі повторюють не менше трьох разів і розраховують середнє значення поверхневого натягу розчину даної концентрації ПАР. Отримані дані внести до таблиці 1.

Таблиця 1

Поверхневий натяг розчину ПАР

t° досліджу=...°C		Константа капіляру k				Поверхневий натяг, мДж/м ²
№ п/п	Концентрація розчину ПАР	Маса однієї краплі, мг				
		1	2	3	Середня маса	
1						
2						
...						

На підставі отриманих даних побудуйте графік (рис. 6) залежності поверхневого натягу від концентрації $S = f(C)$.

Крива (ізотерма) залежності поверхневого натягу від концентрації ПАР починається з точки на осі ординат, що

відповідає поверхневому натягу води при температурі експерименту, і поступово знижується із зростанням концентрації розчину поверхнево-активної речовини.

2. Розрахунок адсорбції поверхнево-активної речовини в поверхневому шарі і побудова ізотерми адсорбції по кривій σ - C .

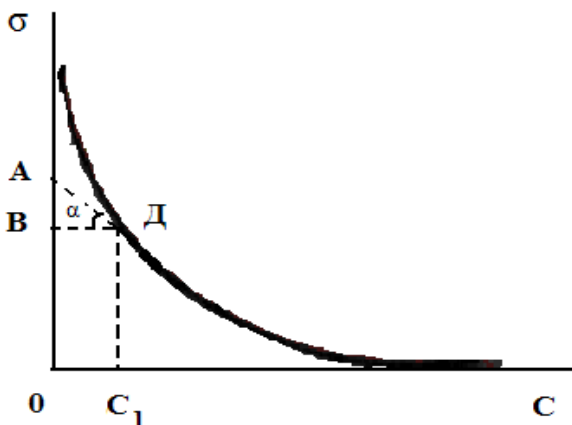


Рисунок 6. Залежність поверхневого натягу від концентрації ПАВ

За графіком $S = f(C)$ можна обчислити величину адсорбції для будь-якої концентрації і, отже, побудувати ізотерму адсорбції $S = f(C)$.

Контрольні питання

1. Що називається поверхневим натягом.
2. Параметри, які впливають на величину поверхневого натягу.
3. Методи визначення поверхневого натягу.

Тести

1. Поверхневий натяг – це...

- а) часткова похідна від площі поверхні за внутрішньою енергією при постійних ентропії, об'ємі, кількості речовини і заряді
- б) часткова похідна від кількості речовини за внутрішньою енергією при постійних ентропії, об'ємі, кількості речовини, заряді і площі поверхні розділу фаз.
- в) сила, з якою діє верхня поверхня на всю речовину.
- і) часткова похідна від внутрішньої енергії за площею поверхні розділу фаз при постійних ентропії, об'ємі, кількості речовини і заряді

2. Поверхневий натяг ще може бути представлений у вигляді:

- а) енергії перенесення молекул з об'єму на поверхню
- б) сили взаємодії верхнього шару молекул із зовнішнім тиском
- в) енергії, яка необхідна для руйнування зв'язків між молекулами речовини
- г) сили, яка необхідна для руйнування зв'язків між молекулами речовини

3. Повна поверхнева енергія U_s розраховується за допомогою рівняння Гіббса-Гельмгольца:

а)
$$U_s = [S - S(\frac{dU}{dT})]T$$

б)
$$U_s = [S - T(\frac{dS}{dT})]S$$

$$\text{в) } U_s = [T - S(\frac{dS}{dT})]T$$

$$\text{г) } U_s = [S - T(\frac{dU}{dT})]S$$

4. Полярність зв'язана з такими параметрами речовини:

а) діелектрична проникність, поляризуємість молекул і їх здатність до утворення кисневого зв'язку, дипольний момент.

б) діелектрична проникність, поляризуємість молекул і їх здатність до утворення водневою зв'язку, дипольний момент.

в) поляризуємість молекул

г) поляризуємість молекул і їх здатність до утворення кисневого зв'язку.

5. Як звучить правило Антонова? Міжфазний натяг системи рідина-рідина дорівнює:

а) сумі поверхневих натягів взаємно насичених розчинів обох рідин на межі з повітрям

б) різниці поверхневих натягів взаємно насичених розчинів обох рідин на межі з повітрям

в) піврізниці поверхневих натягів взаємно насичених розчинів обох рідни на межі з повітрям

г) півсумі поверхневих натягів взаємно насичених розчинів обох рідин на межі з повітрям

Лабораторна робота № 2

АДСОРБЦІЯ РОЗЧИНІВ НА ТВЕРДІЙ ПОВЕРХНІ

Мета роботи: визначити величину адсорбції оцтової кислоти на поверхні вугілля, розрахувати константи рівняння Фрейндліха.

Теоретична частина

Поверхневі явища й адсорбція

Поверхня твердих тіл і рідин має адсорбційні властивості, тобто вона здатна поглинати гази, пари. Характер поглинання залежить від природи поглинаючої речовини, її структури, попередньої обробки. Речовина, що поглинає своєю поверхнею молекули інших речовин, називається адсорбентом, а речовина, яка поглинається, - адсорбатом.

Розглянемо особливості властивостей поверхневого шару рідини на межі з повітрям. Молекули у внутрішніх шарах речовини зазнають, у середньому, однакового у всіх напрямках притягання з боку молекул, що їх оточують (рис.1). Сила притягання молекул поверхневого шару неоднакова—з боку внутрішніх шарів рідини молекули зазнають сильнішого притягання, ніж з боку повітря. Тому властивості поверхневих і внутрішніх шарів рідини завжди різні.

Оскільки сили притягання між частинками в поверхневому шарі не скомпенсовані, то на поверхні розділу фаз з'являється деякий запас так званої вільної енергії. У системах, що мають надлишок вільної енергії, самодовільно протікають процеси, які призводять до зменшення запасу енергії. Одним з таких процесів є адсорбція.

Адсорбція - це самодовільний процес концентрування одного з компонентів гетерогенної системи на поверхні розділу фаз. Вона спостерігається на межі розділу "рідина - газ", "рідина - рідина" (рідини, що не змішуються), "тверде тіло - газ", "тверде тіло - рідина". Найширше використовується адсорбція твердими поверхнями. Серед речовин з найрозвинутішими поверхнями є активоване вугілля, силікагель, оксид алюмінію, глина та ін.

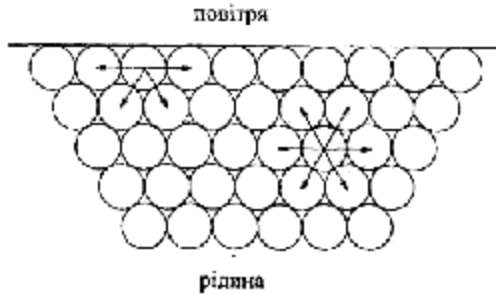


Рис.1. Поверхневий шар рідини на межі з повітрям.

Наприклад, питома поверхня активованого вугілля становить 900-1000 м²/г.

Якщо речовина поглинається всередину адсорбенту, то процес називається абсорбцією. Поглинання, що призводить до утворення нових хімічних сполук, називається хемосорбцією. Адсорбція супроводжується зворотнім процесом - десорбцією. В стані адсорбційної рівноваги середнє число частинок, що адсорбуються, рівне середньому числу частинок, що десорбують за одиницю часу. Адсорбція газів, парів, рідин - процес екзотермічний, тобто вона зростає з пониженням температури. Адсорбція, як правило, протікає вибірково. Наприклад, активоване вугілля добре поглинає хлор, але не поглинає оксид вуглецю.

Закономірності адсорбції на поверхні твердих адсорбентів

Поверхня твердого тіла має надлишок вільної енергії, причиною якої є невірноваженість молекул, атомів, іонів у поверхневому шарі, а також, нерівність поверхні.

Адсорбція на твердій поверхні значною мірою залежить від величини поверхні адсорбенту. Чим краще подрібнений адсорбент, тобто, чим більша його поверхня, тим активніше протікатиме адсорбція.

Кількість речовини, поглинутої 1 см² поверхні для досягнення адсорбційної рівноваги, називається питомою адсорбцією:

$$G = \frac{x}{S}$$

де x - число молів адсорбованої речовини; S - площа поверхні адсорбенту, см².

Оскільки виміряти поверхню твердого адсорбенту важко, адсорбцію виражають не на 1 см², а на 1 г адсорбенту:

$$\Gamma = \frac{x}{m}, \text{ моль/г,}$$

де m - маса адсорбенту в грамах.

Кількість адсорбованого газу на твердому адсорбенті залежить від тиску, температури, природи газу. Залежність величини адсорбції від рівноважного тиску газу при сталій температурі виражається ізотермою адсорбції(рис.2).

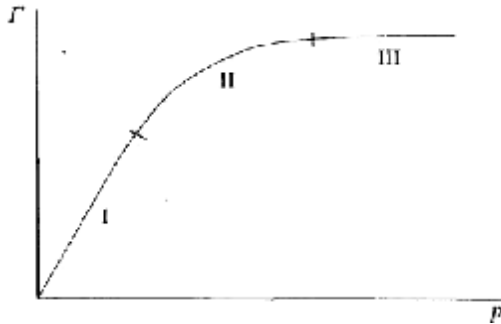


Рис. 2. Ізотерма адсорбції Фрейндліха.

Усю ізотерму можна розділити на три ділянки. На ділянці I спостерігається лінійна залежність адсорбції від тиску; на ділянці II - параболічна залежність; на ділянці III - адсорбція від тиску не залежить.

Для ділянки II ізотерми Фрейндліх вивів емпіричне рівняння:

$$\frac{x}{m} = k \cdot p^{1/n}$$

де p — тиск газу при досягненні рівноваги;

k і n - сталі величини для даного адсорбенту і газу при сталій температурі.

Прологарифмувавши рівняння Фрейндліха:

$$\lg \frac{x}{m} = \lg k + \frac{1}{n} \lg p$$

одержимо рівняння прямої. Ізотерма адсорбції в логарифмічній формі наведена на рис.6.

Графічно знаходимо константи k і n :

$$\operatorname{tg} a = \frac{1}{n}$$

Рівняння Фрейндліха застосовується для середніх тисків. Для випадку адсорбції із розчинів рівняння має вигляд:

$$\frac{x}{m} = k \cdot C^{1/n}$$

де C - рівноважна концентрація адсорбтиву в розчині.

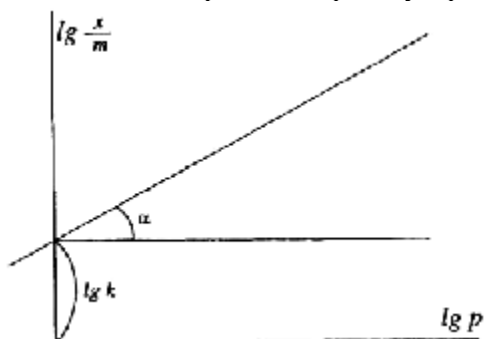


Рис.3. Ізотерма адсорбції Фрейндліха в логарифмічній формі.

Експериментальна частина

Матеріали й обладнання: технохімічні терези, колби для приготування розчинів (6 шт.) і колби для титрування (6 шт.), піпетки, бюретка, лійки, фільтри, активоване вугілля, фенолфталеїн, 0,4М розчин оцтової кислоти, титрований 0,1М розчин NaOH,

Хід роботи

Відтитрувати 10см³ вихідного розчину 0,4М CH₃COOH 0,1Н розчином NaOH з індикатором фенолфталеїн і розрахувати точну концентрацію кислоти. В першу колбу відміряти піпеткою 50см³ вихідного розчину кислоти, а в решту 5 колб відміряти піпеткою по 50см³ дистильованої води. Потім в другу колбу прилити піпеткою 50см³ вихідного розчину кислоти, добре перемішати і відібрати піпеткою із цієї колби 50см³ розчину і прилити його в третю колбу, перемішати, знову 50см³ одержаного розчину перенести в наступну колбу і т. д.

Із останньої колби відібрати 50см³ розчину, тобто в кожній колбі повинно залишитись по 50см³ розчину.

В кожну колбу додати наважку вугілля масою 1 г, інтенсивно струснути і залишити стояти на протязі 40хв, через кожні 5хв розчини струшувати.

Концентрацію розчину до і після титрування визначаємо за формулою:

$$C_k \cdot V_k = C_l \cdot V_l$$

де, C_k , V_k - відповідно концентрація і об'єм кислоти; C_l , V_l - відповідно концентрація і об'єм лугу.

Приготувати шість сухих колб з лійками в які помістити сухі складчасті фільтри. Розчини фільтрувати, відкидаючи перші порції фільтрату (3-5см³), так як фільтрувальний папір адсорбує кислоту.

В фільтратах визначити концентрацію кислоти, для чого взяти із них піпеткою 10см³ розчину і відтитрувати 0,1Н розчином лугу в присутності фенолфталеїну. Потім, знаючи концентрацію до і після адсорбції, визначити кількість кислоти, адсорбованої 1г вугілля в кожній колбі за формулою:

$$\Gamma = \frac{(C_0 - C) \cdot V}{m \cdot 1000}$$

де V - об'єм розчину кислоти, із якого ведеться адсорбція, C_0 і C - концентрації кислот до і після адсорбції, m - наважка вугілля, 1000-перевідний множник.

Експериментальні дані занести в таблицю:

№ колби	C_0 моль/л	У лугу, який витратився на Титрування 10мл фільтрату, мл	C моль/л	Γ моль/л	$\lg C$	$\lg \Gamma$

Обчислити значення C і Γ . Побудувати графіки в координатах Γ - C і $\lg \Gamma$ - $\lg C$. Обчислити константи рівняння Фрейндліха, за рівнянням прямої лінії $\Gamma = \lg K + 1/n \lg C$.

Контрольні запитання:

1. Що називається адсорбцією? Як можна кількісно її охарактеризувати?
2. Напишіть фундаментальне рівняння адсорбції. Дайте визначення надлишкової адсорбції.
3. Наведіть рівняння адсорбції Фрейндліха. Розрахувати константи рівняння Фрейндліха.

Тести для самоконтролю:

1. Як із підвищенням температури змінюється адсорбція речовин?
 - А) Зменшується.
 - Б) Збільшується.
 - В) Переходить у хемосорбцію.
 - Г) Зменшується у гетерогенних системах.
 - Д) Збільшується у гомогенних системах.
2. Процес, під час якого відбувається хімічна взаємодія між молекулами адсорбата і поверхнево-активними молекулами адсорбента, називають:
 - А) Хемосорбцією.
 - Б) Адсорбцією.
 - В) Сольватацією.
 - Г) Десорбцією.
 - Д) Сублімацією.
3. Застосування активованого вугілля в медичній практиці базується на його:
 - А) Добрій адсорбційній здатності.
 - Б) Гідрофобних властивостях.
 - В) Гідрофільних властивостях.
 - Г) Малій густині.
 - Д) Розчинності в воді
4. Адсорбція газів твердим адсорбентом не залежить від:
 - А) Об'єму газу.
 - Б) Природи газу.
 - В) Температури.
 - Г) Питомої поверхні адсорбенту.
 - Д) Парціального тиску.
5. Порошки, екстракт красавки й активоване вугілля, мають понижену терапевтичну активність. Яке поверхнєве явище впливає на зниження їх активності?
 - А) Адсорбція.
 - Б) Десорбція.
 - В) Адгезія.
 - Г) Когезія.

Лабораторна робота № 3

ІОНООБМІННА АДСОРБЦІЯ

Мета роботи: Вивчення процесів катіонного обмінного обміну та визначення витісняючої здатності іонів.

Прилади, реактиви та матеріали: технохімічні терези, сушильна шафа, бюкси, ексікатор, конічні колби на 250 см³, 0,1 моль/л розчин LiNO₃, 0,1 моль KCl, 0,05 моль/л MgCl₂, фільтри «біла смуга», індикатор мурексид, 20 %ний розчин лугу NaOH, розчин комплексонуIII (трилону Б) з молярною концентрацією еквівалента 0,02 моль/л.

Теоретична частина

Обмінна адсорбція – явище заміщення на адсорбенті однієї речовини другою, яка знаходиться у зовнішньому середовищі. Простіше, це витіснення слабкого адсорбтива більш сильним. За рахунок такої конкуренції за активні центри адсорбента на ньому можуть бути обидва адсорбтива в кількостях, пропорційних їх адсорбції. Якщо адсорбція одного з адсорбтивів на даному адсорбенті в 10 раз більша ніж другого, то його і адсорбується в 10 раз більше. Але конкуруюча речовина впливає змінюючи пропорціональність їх адсорбції. Таким чином спостерігається явища синергізму або антагонізму.

Одним з видів обмінної адсорбції є іонообмінна адсорбція. Сутність її полягає в тому, що деякі адсорбенти мають хімічні

групи, які дисоціюють і заміщують свої іони на однойменно заряджені іони розчину (рис.1).

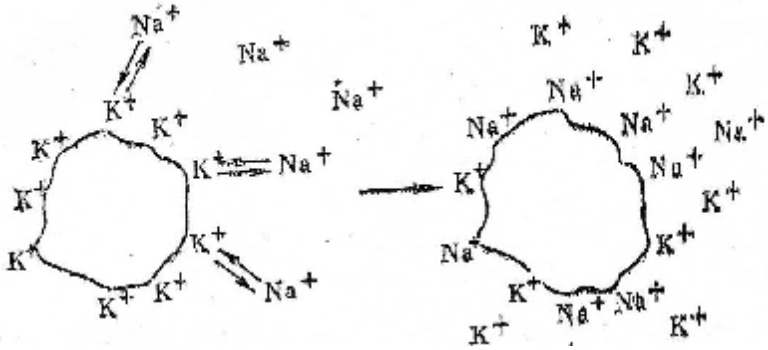


Рис. 1 Схема іонообмінної адсорбції

Якщо з розчину обмінюються іони H^+ або OH^- (рис. 2), то в результаті обміну в розчині змінюються відношення цих іонів і змінюється рН.

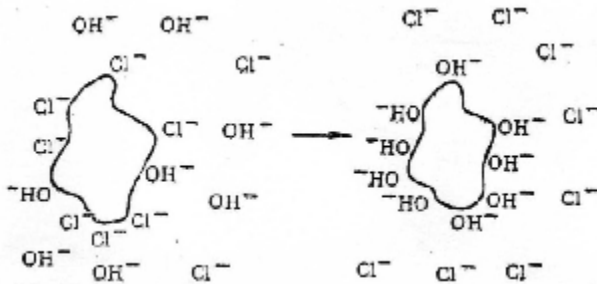


Рис.2 Схема гідролітичної адсорбції

Так колоїдні частинки $Fe(OH)_3$ можуть обмінювати адсорбовані іони Cl^- та OH^- , що призведе до переваги в розчині іонів H^+ і таким чином рН розчину зміщується в кисле середовище. Такий випадок іонообмінної адсорбції називається гідролітичною.

В промисловості та дослідно - наукових роботах використовують іонообмінні смоли (іонообмінники).

Іонообмінники складаються з жорсткої матриці (скелета) – високомолекулярної сітки, в якій зафіксовані іони одного знаку (наприклад іонізовані функціональні групи, хімічно зв'язані з каркасом полімеру), і просочений розчином, які містить рухливі протиіони.

Іонний обмін в такій системі відбувається в дифузійній частині подвійного електричного шару.

Іонообмінники відомі природні, синтетичні і неорганічні.

Існують катіоніти та аніоніти в залежності від обміну катіонами або аніонами.

Природні неорганічні іоніти: силікати, цеоліти. Їх каркас утворює правильну структурну сітку, в порах якої знаходяться протиіони – іони лужних або лужноземельних металів.

Природні іоніти органічного походження: гумінові кислоти, які містяться в ґрунті, високомолекулярні сполуки з різними функціональними групами. Ґрунт - яскравий приклад протікання іонного обміну.

К. Гедройц довів, що в ґрунтах відбувається процеси іонного обміну: аніони обмінюються слабо, обмінюються головним чином катіони.

По К.Гедройцу ґрунтовий обмінний комплекс формується з вискодисперсної суміші нерозчинних алюмосилікатів та солей гумінових кислот (гуматів).

Умовно матрицю позначають П:

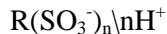


В чорноземних ґрунтах «обмінними» мають бути головним чином іони Ca^{2+} .

В промисловості і в дослідних роботах використовують синтетичні високомолекулярні іонообмінні смоли, синтезовані Адамсоном і Холмсом в 1934р.

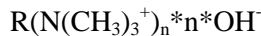
Це поліелектролітичні гелі з обмеженим набуханням. Їх одержують в реакціях конденсації або полімеризації.

В матрицю ВМС додають різні функціональні групи, в залежності від природи яких смола буде катіонітом або аніонітом. Наприклад при обробці смоли концентрованою сірчаною кислотою отримують катіоніт типу

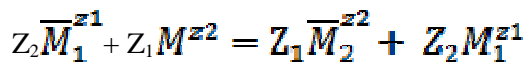


Тут R – матриця ВМС.

Якщо в матрицю ввести основні групи (ОН), то отримують аніоніти типу



Іонообмінний процес між іонами $M_1^{z_1}$ і $M_2^{z_2}$ відображається рівнянням:



Де Z_1 і Z_2 – заряди катіонів або аніонів.

Рисочка зверху позначає, що іон відбувається в фазі іоніта. Стала рівноваги такої реакції – стала іонного обміну.

$$K_{обм} = \frac{\bar{a}_2^{z_1} \cdot a_1^{z_2}}{\bar{a}_1^{z_2} \cdot a_2^{z_1}}$$

де a_1 і a_2 – рівноважні активності іонів у фазу іоніта і в розчині відповідно.

Якщо коефіцієнт активності десь близько до 1, маємо коефіцієнт іонного обміну

$$K_c = \frac{\bar{c}_2^{z_1} \cdot c_1^{z_2}}{\bar{c}_1^{z_2} \cdot c_2^{z_1}}$$

де c_1 і c_2 - рівноважні концентрації.

Стала рівновага може мати вид:

$$K = K_c^{1/z_1 \cdot z_2} \frac{\bar{c}_2^{1/z_2} \cdot c_1^{1/z_1}}{\bar{c}_1^{1/z_1} \cdot c_2^{1/z_2}}$$

Це рівняння має назву рівняння Нікольського.

Стала іонного обміну залежить від природи іонів, які обмінюються і відображає їх відносне спорідненість до іоніту – селективність іоніта до одного чи іншого іону.

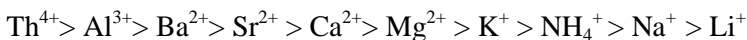
Якщо вони мають однаковий заряд, то стала обміну $K_{обм}$ – це коефіцієнт розділення іонів.

Селективність залежить від різних факторів. Наприклад, напружена сітка матриці заважає набухання і тому катіоніт краще сорбує менш гідратовані іони.

Наприклад, Na^+ і K^+ однаково розвиненні в земній корі, але Na^+ в океанічній воді більше. Внаслідок іонного обміну на ґрунтах вода річок, по мірі руху до моря збагачується іонами Na^+ , а іони K^+ фіксуються на іонообмінники.

Взагалі різні катіони можуть бути розташовані в ряд по здібностям витіснити один одного в ході іонного обміну.

Наприклад:



Ця послідовність отримала назву ліотропні ряди Гофмейстера. Подібні ряди існують і для аніонів.

Природно, що послідовність іонів в рядах інша. Спорідненість іоніта до іонів дуже залежить від природи іонообмінника.

Як для неорганічних іонітів так і для органічних іонітів і для міцел іоногенних ПАВ також справедливий один і той же ліотропний ряд. В цьому випадку вирішальною причиною є енергія гідратації іонів.

Зрозуміло, що роль кулонівських сил, розміру іона, отже для іонів з однаковим зарядом адсорбції тим краще, чим менше радіус гідратуючого іона, а цей радіус тим менше, чим більше власний радіус негідратованого іона.

Тому ліотропний ряд для іонів лужних металів, як правило наступний:



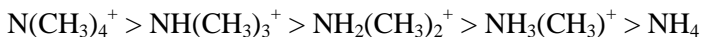
Аналогічно для однозарядних аніонів:



Якщо іони мають різні по розміру заряди. Розведених розчинів краще сорбуються протівоіони з великими зарядами.

Іон водню (гідроксоній), він не займає постійного місця, так як його адсорбція залежить від основності аніонних груп.

Ліотропний ряд в випадку сорбції катіоніта амонієвих іонів наступний:



Ряд ілюструє роль іонних обмінів для органічних іонів.

В деяких випадках відбувається зворот традиційний для ліотропних рядів, що може свідчити про дегідратацію в процесі адсорбції. Деякі особливості властиві і біологічним системам, наприклад клітинним мембранам з протеїно-фосфоліпідним обмінним комплексом.

Селективність в значній мірі залежить від хімічної спорідненості протианіонів до іоніту.

В цьому випадку селективність іонів тим вище, ніж міцніше зв'язок утворює фіксований іон матриці з даним протиіоном.

Наприклад, слабокислі катіоніти краще сорбують іони H^+ ніж іони лужних металів на відміну від сильнокислотних катіонітів. Іоніти, містять групи SH селективно сорбують катіони, які утворюють нерозчинні сульфідні.

Обмінна місткість іонообмінників

Поглинаюча місткість іоніту рівна відношенню кількості еквівалентів іонів, які поглинаються в одиниці маси речовини (кг або г) або одиниці об'єму іонів. Ємність іонів позначається кількістю іоногених груп у ньому, тому теоретично ця постійна величина залежить від різних факторів: при контакті з водою, сухий іоніт набухає, що сприяє поліпшенню іонообмінних якостей.

Якщо іоніт щільно зшитий полімер, то набухання його низьке і іонногенні групи розташовані в глибині, не досяжні для іонного

обміну. В подібних випадках об'ємна ємність залежить від ступеня дисперсності іоніта. Об'ємна ємність залежить від групи природи розчинності та температури.

Розрізняють:

- Статистичну об'ємну ємність(СОЄ)
- Динамічну об'ємну ємність (ДОЄ)

Статистична характеризує загальну кількість іоногенних груп, які приймають участь в іонному обміні. СОЄ виражають в еквівалентних (міліеквівалентних) іонах на одиницю маси сухого іоніта або одиницю об'єма набряклого іоніта.

Природні іоніти мають невелике СОЄ 0,2-0,3 моль/кг, синтетичні 3-5 моль/кг.

Експериментальна частина

Завдання 1. Визначення вологості ґрунту.

У двох попередньо зважених на аналітичних терезах бюксах зважують по 3-4 г повітряно сухого ґрунту і висушують в сушильній шафі, відрегульованій на температуру 105 °С. Висушування ґрунту проводять до постійної маси бюкса з ґрунтом. Перед зважуванням бюкси з ґрунтом охолоджують в ексикаторі. Дані зважувань (у грамах) заносять в таблицю:

Маса порожнього бюкса:	$m_1 =$
Маса бюкса з ґрунтом:	$m_2 =$
Наважка ґрунту:	$a = (m_1 - m_2) =$
Маса бюкса з ґрунтом після висушування:	$m_3 =$
Маса сухого ґрунту:	$b = (m_3 - m_1) =$

Вміст води в ґрунті:	$c = (a-b) =$
----------------------	---------------

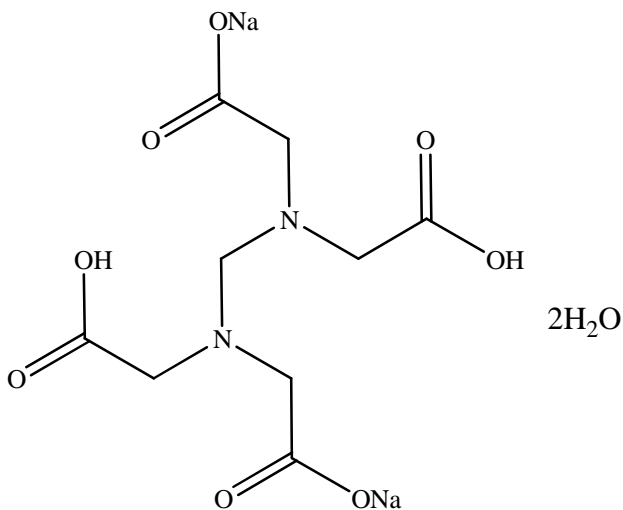
Визначивши вологість ґрунту $W = \frac{c}{a} \cdot 100\%$, знаходять

коефіцієнт гігроскопічності: $K = \frac{100}{100-W}$

Завдання 2. Одержання витяжки із ґрунту і визначення вмісту кальцію.

На технохімічних терезах зважують три наважки ґрунту по 10 г, переносять їх у три сухі пронумеровані колби на 250 см³. У першу колбу вливають 100 см³ 0,1 моль/л розчину LiNO₃, у другу – 100см³ розчину KCl з концентрацією 0,1 моль/л, у третю – 100 см³ 0,05 моль/л розчину MgCl₂. Колби закривають пробками і збовтують протягом 20-30 хвилин для встановлення в системах абсорбційної рівноваги (кожен із трьох розчинів буде містити певну кількість витісненого з ґрунту кальцію). Ґрунт відділяють від розчину фільтруванням через складчастий фільтр «біла смуга». Фільтрат кожної колби збирають в чисті колби з такою ж нумерацією. Якщо витяжка дуже мутна, профільтровують повторно. Перші порції фільтратів 10-15см³ відкидають.

Для визначення вмісту Ca²⁺ у розчині використовують комплексометричний об'ємний метод аналізу, заснований на використанні органічного реактиву – динатрієвої солі етилдіамінтетраоцтової кислоти:



Цей реактив інакше називають комплексон III або трилон Б. Хімізм визначення концентрації іона Ca^{2+} за допомогою трилону Б полягає в тому, що в лужному середовищі комплексон зв'язує катіон кальцію з утворенням недисоційованого комплексу. Як індикатор використовують мурексид (амонію сіль пурпурової кислоти – $\text{C}_8\text{H}_8\text{O}_6\text{N}_6$), який з іонами кальцію утворює нестійку комплексну сполуку червоного кольору. З трилоном Б іон кальцію утворює більш міцну комплексну сполуку ніж з мурексидом, тому при титруванні трилоном Б комплекс мурексид-кальцій руйнується і, як результат, змінюється забарвлення розчину на фіолетове.

У три пронумеровані конічні колби на 250см^3 відібрати за допомогою піпетки 25 см^3 ґрунтової витяжки і розбавити кожен з них водою до 100 см^3 . В першу і другу колби додати по 2 см^3 , а в третю – 5 см^3 розчину NaOH (для створення лужного середовища) і на кінчику шпателя – мурексид, щоб одержати чітке червоне забарвлення розчину. Розчин ґрунтових витяжок титрують

розчином трилону Б з молярною концентрацією еквівалента 0,02 моль/л до переходу червоного забарвлення у фіолетове. Титрування кожного з розчинів ґрунтової витяжки повторити три рази і взяти середнє значення об'єму трилону Б, використаного для титрування.

Вміст іона Ca^{2+} у ґрунтових витяжках розраховують за формулою:

$$C_{\text{Ca}^{2+}} = \frac{N \cdot V_{\text{ТР}} \cdot 100 \cdot 100}{V_{\text{В}} \cdot a} \cdot K$$

де N - концентрація розчину трилону Б; $V_{\text{ТР}}$ - об'єм цього розчину, затрачений на титрування $V_{\text{В}}$ мл наважки; a - наважка повітряно сухого ґрунту; K - коефіцієнт гігроскопічності; $C_{\text{Ca}^{2+}}$ - кількість ммоль кальцію, яка була б витіснена даним катіоном із 100 г абсолютно сухого ґрунту.

Результати дослідів представити у вигляді таблиці:

Наважка ґрунту	Вологість ґрунту	Коефіцієнт гігроскопічності	Розчин солі	V трилону Б, см ³			V трилону Б, см ³ (сер)	Вміст кальцію у ґрунтовій витяжці
				1	2	3		
			0,1 моль/л LiNO ₃					
			0,1 моль/л KCl					
			0,05					

			моль/л					
			MgCl ₂					

Завдання 3. На основі одержаних даних написати схеми процесів катіонного обміну. Пояснити причину різниці у витісняючій здатності катіонів Li⁺, K⁺, Mg²⁺.

Контрольні запитання:

1. Що таке «еквівалентність іонного обміну»?
2. Що виявляють собою іонообмінними (іоніти)? Що таке катіоніти та аніоніти? Наведіть схему їх дії.
3. Які іоніти належать до неорганічних, органічних, синтетичних, природних?
4. Як одержують іонообмінні смоли?
5. Як формується ґрунтовий обмінний комплекс (за Гедройцем)?
6. Ліотропні ряди (ряди Гофмейстера). Як відбувається сорбція іонів різних за величиною зарядів із розбавлених розчинів?
7. Селективність іонного обміну. Рівняння Нікольського.
8. Як визначається обмінна ємність іонітів?
9. Наведіть способи пом'якшення і демінералізації (опріснення) води.

Тести

1. Адсорбція, сутність якої полягає в тому, що деякі адсорбенти мають хімічні групи, які дисоціюють і

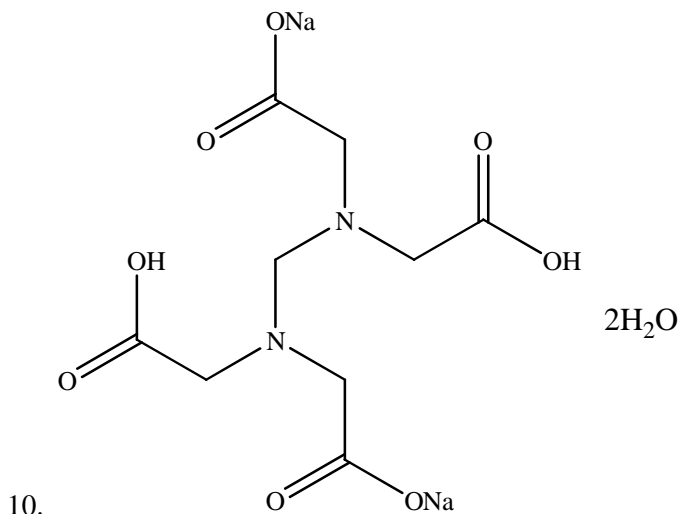
заміщують свої іони на однойменно заряджені іони розчину,
це:

- А. Гідролітична адсорбція.
 - Б. Іонообмінна адсорбція.
 - В. Хроматографічна адсорбція.
 - Г. Розподільча адсорбція.
2. Іонний обмін в системі, в якій іонообмінними складаються з жорсткої матриці, відбувається в дифузійній частині:
- А. подвійного електричного шару;
 - Б. потрійного електричного шару;
 - В. четвертинного електричного шару;
 - Г. безрозмірного електричного шару.
3. Іонообмінники відомі:
- А. Синтетичні, природні та органічні.
 - Б. Природні, органічні та неорганічні.
 - В. Природні, синтетичні та неорганічні.
 - Г. Синтетичні, неорганічні та органічні.
4. В чорноземних ґрунтах «обмінними» мають бути головним чином іони:
- А. Mn^{2+} .
 - Б. K^+ .
 - В. Mg^{2+} .
 - Г. Ca^{2+} .

$$K = K_c \frac{c_1^{1/z_1} \cdot \bar{c}_2^{1/z_2}}{\bar{c}_1^{1/z_1} \cdot c_2^{1/z_2}}$$

5. Автор рівняння

- А. Нікольський.
Б. Лавуазьє.
В. Адамсон і Холмсон.
Г. Гофмейстер.
6. $\text{Th}^{4+} > \text{Al}^{3+} > \text{Ba}^{2+} > \text{Sr}^{2+} > \text{Ca}^{2+} > \text{Mg}^{2+} > \text{K}^+ > \text{NH}_4^+ > \text{Na}^+ > \text{Li}^+$
ця послідовність має назву:
А. Гігроскопічні ряди гофмейстера.
Б. Ліофільні ряди Гофмейстера.
В. Ліотропні ряди Гофмейстера.
Г. Гідролітичні ряди Гофмейстера.
7. Від чого залежить селективність іонів?
А. Від впливу іоніту на протиіон.
Б. Від хімічної спорідненості протиіонів до іоніту.
В. Від хімічної взаємодії іоніту з протиіоном.
Г. Від розподільчої здатності іоніта у хімічній спорідненості з протиіоном.
8. Від чого залежить об'ємна ємність?
А. Від групи природи розчинності та температури.
Б. Від об'єму розчинника та температури.
В. Від швидкості взаємодії іонів та температури.
Г. Від кількості іонів у розчині та температури.
9. Види об'ємної ємності:
А. Статистична та синтетична.
Б. Органічна та неорганічна.
В. Природна та синтетична.
Г. Статистична та динамічна.



назвіть цю сполуку:

- А. Тетранатрієва сіль етилдіаміндіоцтової кислоти.
- Б. Динатрієва сіль етилдіамінтетраоцтової кислоти.
- В. Динатрієва сіль метилдіамінтетраоцтової кислоти.
- Г. Тетранатрієва сіль метилдіаміндіоцтової кислоти.

Лабораторна робота № 4

ОТРИМАННЯ ЛІОФОБНИХ КОЛОЇДНИХ РОЗЧИНІВ.

Мета роботи: Вивчити способи отримання колоїдних розчинів: а) методом конденсації; б) методом диспергування. Приготувати декілька золь різних методами, визначити знак заряду колоїдних часток, написати формулу міцели.

Теоретична частина

Ліофобні золі можна отримати як з неорганічних, так і з органічних речовин, якщо ці речовини практично нерозчинні в дисперсійному середовищі. Частинки дисперсної фази мають

складну будову, що залежить від умов отримання золю. Колоїдні розчини можуть бути отримані двома протилежними методами:

а) диспергування (від лат. *dispergere* – розсіювати), великих частинок на більш дрібні частинки, 10^{-7} - 10^{-9} м;

б) шляхом агрегації або конденсації молекул та іонів (від латинського *aggregere* - приєднувати) у більш великі частки. Методи отримання колоїдів, що засновані на дробленні часток речовини, отримали назву - методи *диспергування*. Методи, пов'язані з агрегацією молекул або іонів в більш великі частинки, називаються *конденсаційними*.

Важлива умова для отримання стійкої колоїдної системи - присутність речовин, які, адсорбуючись на поверхні колоїдних частинок, створювали б досить інтенсивну взаємодію між поверхнею частинок і навколишнім середовищем. Речовини, що обумовлюють стійкість колоїдних розчинів, називаються *стабілізаторами*.

Отримання колоїдних розчинів (золів) шляхом диспергування здійснюється механічним подрібненням твердої речовини в ступці або за допомогою колоїдного млина в присутності стабілізатора, а також шляхом пептизації.

Пептизацією називається процес отримання золів з драглів або пухких осадів при дії на них деяких речовин, здатних добре адсорбуватися, на поверхні колоїдних частинок і таким чином передавати їм спроможність переходу в золь.

При пептизації відбувається не зміна ступеня дисперсності частинок, що утворюють студень чи осад, а тільки їх роз'єднання. Пептизатори сприяють утворенню подвійного шару іонів на поверхні частинок осаду, надаючи золю агрегативну стійкість. Розрізняють пептизацію *безпосередню* і *посередню* в залежності від того, що адсорбується на поверхні частинок перед їх поділом: *додана речовина (стабілізатор) або продукт його взаємодії з речовиною частинок.*

Прикладом посередньої пептизації може служити отримання золю Fe (OH)₃. Іони, що адсорбуються на поверхні частинок утворюються в результаті хімічної реакції взаємодії розбавленої хлоридної кислоти та драглів осаду Fe (OH)₃, що передують пептизації. При цьому частина розташованих на поверхні молекул Fe (OH)₃ взаємодіє з HCl і утворює молекули FeOCl, які пептизують осад.

До методів конденсації відносяться наступні способи одержання колоїдних систем: а) конденсація молекул речовини, яка випаровується, потім при охолодженні спостерігається їх з'єднання б) зміна середовища, при якій речовина з розчинної стає нерозчинною або малорозчинною (заміна розчинника); в) хімічна конденсація відбувається в результаті хімічних реакцій в розчині, що супроводжуються утворенням важкорозчинних в цьому дисперсійному середовищі сполук. Основними умовами утворення золів хімічною конденсацією є: а) малі концентрації вихідних розчинів; б) надлишок одного з реагентів в порівнянні з іншим, що забезпечує формування подвійного іонного шару на поверхні кристалічних частинок. Подвійний йонний шар зі зв'язаною з ним сольватною оболонкою забезпечує агрегативну стійкість золю. Знак заряду колоїдної частинки залежить від співвідношення реагентів при проведенні реакції отримання золю. Однак у всіх цих випадках колоїдні системи утворюються тільки тоді, коли дисперсна фаза має мізерно малу розчинність в дисперсійному середовищі. Крім того, необхідно, щоб між частинками і середовищем існувала взаємодія, що перешкоджає зв'язуванню частинок одна з однією. При дотриманні цієї умови можливе утворення молекулярних розчинів. Високодисперсний колоїдний розчин зовні не відрізняється від істинного (молекулярного розчину) розчину. Відмінність між ними можна встановити за оптичними властивостями. Золі здатні розсіювати світло в результаті чого спостерігається: а) *конус Тіндаля* не утворюється при проходженні світлового променя чере з істинний розчин; б) *опалесценція* - відмінність забарвлення колоїдного розчину в проходячому і відбитому світлі. Якщо в темряві світловий промінь пропустити через прозорий колоїдний розчин, то в золі буде помітний конус світлового пучка. В істинних розчинах або чистих рідинах це явище не спостерігається.

Колір опалесценції золів переважно блакитний. Пояснюється це тим, що жовті та червоні промені (з великою довжиною хвилі) мало розсіюються та проходять через систему, а блакитні та сині (з меншою довжиною хвилі) добре розсіюються.

Іноді за зовнішнім виглядом колоїдний розчин важко відрізнити від істинного, тому колоїдну природу отриманого розчину підтверджують шляхом спостереження в сильному світловому промені, що проходить через заповнену розчином кювету з

плоскопаралельними стінками. В якості джерела світла може служити проєкційний ліхтар або будь-яке джерело направленої світлової пучка.

Знак заряду колоїдних частинок золів можна визначити методом електрофорезу, а для забарвлених золів – методом капілярного аналізу.

Експериментальна частина

Дослід 1. Отримання гідрозолей сірки і каніфолі

Матеріали й обладнання: Мірний циліндр місткістю 100 мл, дві плоскодонні колби місткістю 100 мл з пробками; 2-відсотковий розчин каніфолі в етиловому спирті; насичений розчин сірки в етиловому спирті; дистильована вода.

Сірка або каніфоль розчиняються у етилового спирті, утворюючи істинний розчин. У воді сірка і каніфоль практично нерозчинні, тому при додавання води до їх спиртового розчину молекули конденсуються в більші агрегати. У пробірку на половину наповнену дистильованою водою приливають по краплях 0,5 мл насиченого розчину сірки в абсолютному спирті при збовтуванні. Виходить молочно-білий опалесцюючий золь.

До 25 мл дистильованої води при енергійному збовтуванні додають по краплях 1 - 2 мл 2-відсоткового спиртового розчину каніфолі. Утворюється молочно-білий досить стійкий золь.

Дослід 2. Отримання золю Fe(OH)₃ за допомогою гідролізу

Матеріали й обладнання: електрична плитка; асбестована сітка; конічна колба місткістю 100 мл; краплинна піпетка; 2-відсотковий розчин FeCl₃; дистильована вода.
Реакція отримання гідроксиду феруму(III) йде за схемою:



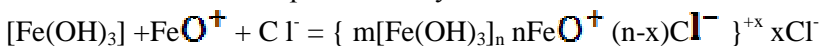
Поверхневі молекули агрегату Fe(OH)₃ вступають в хімічну взаємодію з HCl:



Молекули FeOCl дисоціюють, утворюючи йони FeO^+ та Cl^-



За правилом Фаянса-Панета з розчинів на поверхні колоїдних частинок адсорбуються йони або молекули близькі по своїй природі (споріднені) складу ядра. Тоді мцели золю гідроксиду заліза (III) схематично можна зобразити наступним чином:



Дослід 3. Одержання золів берлінської лазури з різними зарядами.

Матеріали й обладнання: розчини 2% FeCl_3 , 0,005 н FeCl_3 , 0,005 н $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$, фільтрувальний папір.

1) Приготувати в двох пробірках колоїдні розчини берлінської лазури із 0,005 н FeCl_3 , 0,005 н $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ в таких співвідношеннях:

А) 3 мл FeCl_3 додати 1 мл $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$

Б) 1 мл FeCl_3 додати 3 мл $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$;

Написати формулу міцел цих золів.

2) Визначення знаку заряду частин.

Перевірити заряди частинок золів берлінської лазури, одержаних в попередньому досліді.

В забарвлених золях знак заряду частин можна перевірити методом капілярного аналізу. Він базується на тому, що целюлозні стінки капілярів фільтрувального паперу заряджаються від'ємно, а вода, яка просочує папір додатньо. Після просочування каплею паперу, золь з додатньо зарядженими частинками адсорбується на папері, в результаті одержуємо пляму забарвлену в центрі і безбарвну по краях; золь з від'ємно зарядженими частинками не адсорбується папером і утворює рівномірно забарвлену пляму.

Контрольні запитання:

1. Якими методами можна отримати золь?

2. Напишіть формулу міцели золю берлінської лазури з додатньо та від'ємно зарядженими колоїдними частинками.

3. Золь бромиду срібла отриманий при змішуванні 20 мл розчину нітрату срібла концентрацією 0,008 моль/л і 30 мл розчину KBr з молярною концентрацією 0,006 моль/л. Напишіть формулу міцели золю.

4. Золь AgI отриманий при додаванні 8 мл розчину KI концентрацією 0,05 моль/л до 10 мл розчину $AgNO_3$ концентрацією 0,02 моль/л. Напишіть формулу міцели отриманого золю.

Тести для самоконтролю:

1. Що таке критична концентрація міцелоутворення (ККМ)

А) ККМ- це концентрація ПАР, при якій в його розчині виникає велике число міцел, що перебувають в термодинамічній рівновазі з молекулами (іонами), і різко змінюється ряд властивостей розчинів.

Б) ККМ- це концентрація ПАР, при якій в його розчині починає протікати з помітною швидкістю коагуляція міцел, і різко змінюється ряд властивостей розчинів.

В) ККМ- це концентрація ПАР, при якій в його розчині виникає велике число міцел, що перебувають в термодинамічній рівновазі з молекулами (іонами) дифузного шару, і різко змінюється ряд властивостей розчинів.

Г) ККМ- це концентрація ПАР, при якій в його розчині починається процес самодовільного розчинення нерозчинних у даному розчиннику сполук з утворенням термодинамічне рівноважного розчину.

2. Важним способом для визначення колоїдного стану, тобто гетерогенності системи, являється проходження світла через систему. При цьому пучок світла:

А) Розсіюється у вигляді конуса.

Б) Відбивається.

В) Поглинається.

Г) Заломлюється.

Д) Проникає всередину частинки.

3. Золь аргентуму хлориду отримали зливанням 15см^3 $0,025\text{M}$ калій хлориду і 85 см^3 $0,005\text{M}$ розчину аргентум нітрату. Як заряджені часточки золю?

- А) позитивно, стабілізатор AgNO_3
- Б) негативно, стабілізатор KCl
- В) позитивно, стабілізатор KCl
- Г) негативно, стабілізатор AgNO_3
- Д) нейтрально, стабілізатор AgNO_3

4. В центрі структурної колоїдно-дисперсних систем – міцели – розташовані мікро кристали важкорозчинної сполуки , які утворюють:

- А) агрегат
- Б) ядро
- В) частинку(гранулу)
- Г) шар потенціоутворюючих іонів
- Д) адсорбційний шар противоіонів

5. Який з електролітів необхідно використати, щоб золь берлінської блакиті придбав позитивно заряджені гранули?

- А) FeCl_3
- Б) $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$
- В) KCl
- Г) $\text{Fe}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]_3$
- Д) будь-який елетроліт

Лабораторна робота № 5

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

Відмінність 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. Песков 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 обґрунтовується, з одного боку, наявністю у колоїдних частинок однойменних зарядів, що заважає їм з'єднуватися в більш крупні агрегати. З іншого боку – агрегативну стійкість колоїдних систем можна обґрунтувати тим, що навколо колоїдних частинок можуть утворюватись тісно пов'язані з ними сольватні оболонки з молекул розчинника.

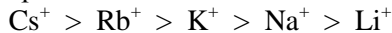
Перехід колоїдів до істинного розчину супроводжується збільшенням дисперсності, в той час коли протилежний процес йде за рахунок з'єднання міцел, що веде до збільшення розміру колоїдних частинок. Останнє явище зветься *коагуляцією*.

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 зменшенням радіусу гідратованого іону). Наприклад, катіони лужних металів за коагулюючою здатністю можна розташувати у звичайний ліотропний ряд:



У всіх випадках причиною коагуляції буває зменшення зв'язку міцел з оточуючим їх дисперсним 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, іони, заряджені протилежно адсорбованим, зветься *протиіонами*. Частина з них пов'язана з адсорбованими іонами електричними силами та утворює разом з ними адсорбційний шар навколо ядра. Інша частина протиіонів дифундує до навколишнього середовища, утворюючи *дифузний шар*, слабо пов'язаний з іншою частиною міцели. Так як протиіони адсорбційного шару несуть менше електричних зарядів, ніж адсорбційні іони, то ядро приймає знак заряду цих останніх. На зовнішньому електричному полі ядро разом з адсорбційним шаром рухається в одному напрямку, а іони дифузного шару – в протилежному. Стійкість колоїдної системи залежить від стану шарів, оточуючих ядро; вона спадає зі зменшенням їх товщини.

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* (C_K).

Величину, зворотну порогу коагуляції, називають *коагулюючою здатністю* ($\rho = 1/C_K$).

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:

$$C_{\text{коаг.}} = C_{\text{ел.}} \cdot V_{\text{ел.}} \cdot 1000 / V_{\text{золя}} + V_{\text{ел.}}, \text{ (ммоль/л)}$$

де $C_{\text{ел.}}$ – молярна концентрація електроліту, моль/л; $V_{\text{золя}}$ – об'єм золю, мл; $V_{\text{ел.}}$ – 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 золю гідроксиду феруму(III).

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 (III) та кип'ятити декілька хвилин. Написати формулу міцели.

Дослід 2. Визначення порогу коагуляції золю гідроксиду феруму (III).

Матеріали й обладнання: пробірки, бюретка, піпетки, розчини 2М KCl; 0,02М (NH₄)₂SO₄; 0,005М 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 (NH₄)₂SO₄

у третю – 0,005М K₃[Fe(CN)₆]

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

$$C_n = C_e \cdot V_e / V + V_e$$

де C_n – поріг коагуляції, моль/л

C_e – концентрація електроліту, моль/л

V – об'єм золю, взятий для коагуляції, мл

V_e – 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 дослідю). Визначити явище захисту золю.

Контрольні запитання:

1. Що зветься порогом коагуляції, коагулюючою здатністю? Як пов'язані 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 аргентум броміду одержали в надлишку AgNO_3 . Який з наведених електролітів має найменший поріг коагуляції?

А) K_3PO_4

Б) CuSO_4

В) $\text{Al}(\text{NO}_3)_3$

Г) BaCl_2

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 йона 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 йона.

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 ґратки агрегату, причому їх орієнтація буде сприяти зниженню надлишку вільної поверхневої енергії.

Лабораторна робота №6

**ВПЛИВ КОНЦЕНТРАЦІЙ РЕАГУЮЧИХ РЕЧОВИН НА
ПРОЦЕС УТВОРЕННЯ КОЛОЇДНИХ РОЗЧИНІВ.**

Мета: Встановити та пояснити вплив концентрацій реагуючих речовин при утворенні колоїдних розчинів.

Обладнання та реактиви. Три стакани місткістю 100см^3 , бюретки місткістю 50 см^3 ; розчини: $0,005\text{ н}$, $0,1\text{ н}$ та насичений FeCl_3 ; $0,005\text{ н}$, $0,1\text{ н}$ та насичений жовтої кров'яної солі $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$, формалін.

Теоретична частина

Розміри дисперсних частинок при реакціях подвійного обміну, в результаті якого отримуються нерозчинні продукти, залежать від концентрації реагуючих речовин. При дуже високих та дуже низьких концентраціях отримують високодисперсні (колоїдні) системи. В першому випадку це пояснюється виникненням одночасно дуже великої кількості центрів кристалізації (зародкових центрів), що пов'язано з розходом всієї реагуючої речовини. Можливість подальшого росту частинок цим обмежується.

В випадку низьких концентрацій весь можливий надлишок речовин витрачається на виникнення порівняно небагатьох центрів кристалізації, і подальший ріст частинок тим самим вичерпується. При середніх концентраціях реагуючих речовин отримуються грубо дисперсні частинки, які випадають в осад.

Експериментальна частина

Дослід 1. Отримання золю берлінської лазурі.

В стакан місткістю 100 см^3 наливають 5 см^3 $0,005\text{ н}$ розчину хлориду заліза (III) та добавляють 5см^3 $0,005\text{ н}$ розчину жовтої

кров'яної солі $K_4[Fe(CN)_6]$. Додають в отриманий розчин 50см^3 води. Отримується прозорий колоїдний розчин берлінської лазурі $Fe_4[Fe(CN)_6]_3$.

Дослід 2. Отримання осаду берлінської лазурі.

Виконують те саме, що і в досліді 1, беручи розчини хлориду заліза (III) та жовтої кров'яної солі $0,1$ н концентрації. З каламутного розчину випадає осад берлінської лазурі.

Дослід 3. Отримання гелю берлінської лазурі.

В стакан місткістю 100 см^3 наливають 5 см^3 насиченого розчину хлориду заліза (III) та 10 см^3 насиченого розчину жовтої кров'яної солі. Утворюється драглеподібний осад. Частину отриманого осаду переносять в стакан 100 см^3 дистильованої води та перемішують. Отримується стійка золь берлінської лазурі.

Контрольні запитання

1. Від чого залежать розміри дисперсних частинок при реакціях подвійного обміну?

2. Яким чином отримують високодисперсні частинки?

Чим це пояснюється?

3. Яким чином отримують золь берлінської лазурі?

4. Яким чином отримують осад берлінської лазурі?

5. Як отримати гель берлінської лазурі?

Тести

1. Розміри дисперсних частинок при реакціях подвійного обміну залежать від:

А) концентрації реагуючих речовин;

- Б) розчинності реагуючих речовин;
 - В) кількості центрів кристалізації;
 - Г) швидкості росту дисперсних частинок.
2. Високодисперсні системи отримують при:
- А) дуже високих концентраціях;
 - Б) дуже низьких концентраціях;
 - В) середніх концентраціях;
 - Г) дуже високих та низьких концентраціях.
3. При середніх концентраціях реагуючих речовин отримують:
- А) високодисперсні частинки;
 - Б) грубо дисперсні частинки;
 - В) мало дисперсні частинки;
 - Г) високо та грубо дисперсні частинки.
4. Виникнення високодисперсних систем при дуже високих концентраціях пояснюється:
- А) виникненням одночасно дуже великої кількості центрів кристалізації;
 - Б) виникненням малої кількості центрів кристалізації;
 - В) обмеженням росту частинок;
 - Г) збільшенням росту частинок.
5. В випадку низьких концентрацій весь можливий надлишок речовин витрачається на:
- А) виникненням одночасно дуже великої кількості центрів кристалізації;
 - Б) виникнення порівняно небагатьох центрів кристалізації;

- В) виникненням середньої кількості центрів кристалізації;
- Г) виникненням малої та середньої кількості центрів кристалізації.

Лабораторна робота № 7

ОДЕРЖАННЯ Й ВЛАСТИВОСТІ

ЕМУЛЬСІЙ

Мета роботи: дослідним шляхом одержати деякі емульсії (толуол у воді й соняшникова олія у воді), визначити їхній тип, пояснити їхню будову й стійкість.

Теоретична частина

Емульсії - *дисперсні системи, що складаються із двох взаємно нерозчинних рідин, одна з яких розподіляється в іншій у вигляді дрібних крапельок.* Обидві рідкі фази емульсії сильно відрізняються по своїй природі. Якщо одна фаза утворена полярною рідиною, то інша - неполярна рідина. Розрізняють два основних типи емульсій - дисперсії масла у воді (м/в) і дисперсії води в маслі (в/м). Перші відносяться до емульсій прямого типу або першого роду, другі - до емульсій зворотного типу або другого роду.

Залежно від умов одержання може утворитися пряма або зворотна емульсія. При зміні умов один тип емульсії може перетворитися в інший:

в/м ↔ м/в.

Це явище зветься *обігом фаз емульсій.*

Залежно від змісту дисперсної фази емульсії класифікують на розведені (зміст дисперсної фази менш 1% об.), концентровані (до 74 % об.) і висококонцентровані (понад 74 % об.).

Емульсії можна одержати методами конденсації або диспергування. Різновидами дисперсійного методу є метод переривчастого струшування й механічне диспергування за допомогою роторно-пульсаційних апаратів, гомогенізаторів і т.п.

Межею емульгування вважається момент, коли додана чергова порція рідини не диспергується, а утворює великі краплі й прожилки в об'ємі емульсії.

Емульсії - типово ліофобні дисперсні системи. Втрата їх агрегативної стійкості може бути обумовлена процесами ізотермічної перегонки або коагуляції (*коалесценції* крапель) і звичайно супроводжується втратою *седиментаційної стійкості* (розшарування системи). За міру стійкості емульсії можна прийняти час існування певного об'єму емульсії до повного її розшарування.

Стійкість емульсії підвищують введенням у систему стабілізатора (емульгатора), у якості якого можна використовувати електроліти, ПАР й високомолекулярні сполуки. Агрегативна стійкість емульсій визначається тими ж факторами, які спричиняються стійкість до коагуляції інших ліофобних дисперсних систем.

Розведені емульсії можуть бути досить стійкі в присутності таких слабких емульгаторів, як електроліти. Стійкість цих емульсій пов'язана в основному з наявністю подвійного електричного шару на частках дисперсної фази. Стійкість концентрованих і висококонцентрованих емульсій у більшості випадків визначається дією структурно-механічного бар'єра при утворенні адсорбційних шарів емульгатора. Міжфазні адсорбційні шари, що утворюються, спричиняють плавну зміну властивостей перехідної зони на границі поділу двох рідких фаз, збільшуючи ліофільність часток дисперсної фази. Найбільш сильну стабілізуючу дію створюють високомолекулярні сполуки й колоїдні ПАВ (мила, неіоногенні

ПАР), адсорбційні шари яких мають структуру гелю й сильно гідратовані.

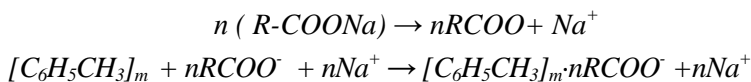
Тип емульсії, що утворюється при механічному диспергуванні, у значній мірі залежить від співвідношення об'ємів фаз. Рідина, що міститься в більшому об'ємі, звичайно стає дисперсійним середовищем. При рівних об'ємах двох рідин при диспергуванні виникають емульсії обох типів, зберігається з них та, котра має більш високу агрегативну стійкість і визначається природою емульгатора. Особливий випадок являє собою стабілізація емульсій високодисперсними порошками. Така стабілізація можлива при обмеженому вибіркового змочуванні порошоків (при крайовому куті θ більше 0° , але менше 180°). При цьому порошки краще стабілізують ту фазу, що гірше змочується. Так, гідрофільна крейда «бронює» масляну фазу й не дозволяє краплям масла мати коалісценцію у водному дисперсійному середовищі.

На практиці тип емульсій визначають наступними методами. По методу розведення- краплю емульсії вносять у пробірку з водою. Якщо крапля рівномірно розподіляється у воді, - це емульсія м/в. Крапля емульсії в/м диспергуватися у воді не буде. Відповідно до методу фарбування безперервної фази кілька кристалів водорозчинного барвника, наприклад, метилового оранжевого або метиленового синього забарвлюють емульсію м/в рівномірно по всьому об'ємі. Емульсія в/м рівномірно забарвлюють по всьому об'ємі жиророзчинними барвниками. Тип емульсій можна визначити також за її електропровідністю (метод електропровідності). Високе значення електропровідності вказує на те, що дисперсійним середовищем є полярна рідина, а емульсія відноситься до типу м/в. Малі значення електропровідності показують на утворення зворотної емульсії (типу в/м).

При збовтуванні толуолу з водою утвориться емульсія, що швидко розшаровується. Для додання стійкості емульсії збовтування необхідно вести в присутності емульгатора, у цьому випадку - мила. Стабілізуюча дія мила при утворенні емульсії викликається будовою адсорбційних шарів на границі двох фаз. Молекули полярних сполук (молекули мила) розташовуються в приграничному шарі в строго певному порядку. Полярна (несуча заряд) частина молекули завжди звернена до води. Молекули мила мають ярко виражений полярний характер, їхню будова можна зобразити формулою $R-COONa$, у якій R позначає вуглеводневий радикал. Полярність молекулам мила надає група $-COONa$, здатна до електролітичної дисоціації: утворюються іони $R-COO^-$ і Na^+ .

При струшуванні толуолу з водою молекули мила адсорбуються на поверхні крапельок і орієнтуються групами $-COONa$ до води.

Від групи $-COONa$ відділяється іон Na^+ , і крапелька стає зарядженою, що й обумовлює стабільність емульсії. Будова частки емульсії толуолу у воді можна зобразити схематично:



Аналогічною схемою можна пояснити утворення стійкої емульсії масла у воді в присутності бури.

На практиці часто виникає необхідність виділити з емульсії її складові частини, тобто зруйнувати емульсію. Руйнування емульсії може відбутися в результаті трьох процесів: *седиментації*, *коалесценції* й *інверсії* (обігу фаз).

Седиментація — це спливання або осідання крапель дисперсної фази. При цьому не відбувається повного руйнування емульсії, а утвориться дві емульсії, одна з яких більш багата дисперсною фазою, ніж інша. Наприклад, цей процес відбувається при відділенні вершків від молока.

Коалесценція - повне руйнування емульсії (зліпання крапельок), що приводить до виділення в чистому виді обох фаз рідини.

Інверсія (обіг фаз) — це перетворення емульсії одного типу в інший шляхом додавання до неї великої кількості емульгатора іншого роду при енергійному перемішуванні. При цьому дисперсна фаза стає дисперсійним середовищем, а дисперсійне середовище - дисперсною фазою. Наприклад, інверсію прямої емульсії, стабілізованої олеатом натрію (гідрофільним емульгатором), можна викликати додаванням олеату кальцію (гідрофобного емульгатора). Такий же ефект спостерігається при введенні в емульсію при енергійному перемішуванні розчину хлориду кальцію, що взаємодіючи з олеатом натрію, утворить олеат кальцію.

Експериментальна частина

Дослід 1. Одержання емульсій прямого й зворотного типу

Матеріали й обладнання: дві пробірки із пробками; гас; дистильована вода; подрібнене дрібною стружкою господарське мило (олеат натрію); дві піпетки на 5 см³; секундомір.

Хід роботи

Для одержання емульсії прямого типу («масло у воді») у дві пробірки влити по 2,5 см³ води й внести по 1-2 стружки мила. Додати в обидві пробірки по 0,5см³ гасу, добре струснути до утворення високодисперсної емульсії. Спостерігати за поведінкою частинок емульсії без стабілізатора й у його присутності. Визначити час життя емульсії (проміжок часу від утворення емульсії до її повного розшарування на дві фази, що не змішуються). Для одержання емульсії зворотного типу («вода в маслі») гасу взяти 2,5 см³, а води - 0,5 см³.

Завдання: зробити висновок про час життя прямих і зворотної емульсій без стабілізатора й у його присутності.

Дослід 2. Визначення типу емульсії методом злиття крапель

Матеріали й обладнання: пробірки із притертими пробками; скляні палички; бензол; 2%-вий і 5%-ний розчини олеату натрію; 10%-ний розчин хлориду кальцію (або барію); барвник судан III; скляні пластинки.

Хід роботи

Приготувати емульсії прямого й зворотного типів. Бензол для наочності окрасити суданом III у червоний колір. Для одержання емульсії прямого типу в пробірку налити 5 см^3 2%-вого розчину олеату натрію й 1 см пофарбованого бензолу, закрити пробірку пробкою й струснути її до утворення однорідної емульсії. Для одержання емульсії зворотного типу до 5 см^3 пофарбованого бензолу додати $0,5 \text{ см}^3$ 5%-вого розчину олеату натрію й 1 см 10%-вого розчину хлориду кальцію (або барію).

На скляну пластинку помістити 2 краплі води в 4-5 см^3 одна від одної. Поруч із однією краплею води помістити такого ж розміру краплю емульсії прямого типу (стабілізатор - олеат натрію), поруч із іншою краплею води - краплю емульсії зворотного типу (стабілізатор - олеат кальцію). Скляними паличками призводять до зіткнення краплі води й відповідної емульсії.

Завдання: описати й пояснити спостережені явища, зробити висновок про можливість визначення типу емульсій.

Дослід 3. Одержання й вивчення властивостей розведених емульсій

Матеріали й обладнання: машинне масло; ацетон; піпетка на 1 см^3 ; дистильована вода; пробірки; розчини електролітів; 0,1н розчин NaCl; 0,05н розчин BaCl; 0,001н розчин AlCl₃

Хід роботи

Приготувати 1%-ний розчин машинного масла в ацетоні (утвориться справжній (істинний) розчин). До 30 см^3 води додати по

краплях $0,5 \text{ см}^3$ цього розчину, інтенсивно струшуючи. Масло у воді не розчиняється й утворить колоїдний розчин (емульсію). Розлити його в три пробірки й відтитрувати відповідно розчинами $0,1 \text{н NaCl}$; $0,05 \text{н BaCl}$ і AlCl_3 до помутніння.

Визначити пороги коагуляції для кожного розчину. Перевірити виконання правила Шульце-Гарді.

Завдання: одержати розведену емульсію описаним вище методом заміни розчинника; вивчити вплив електролітів на стійкість емульсій.

Дослід 4. Одержання й вивчення властивостей висококонцентрованих емульсій

Матеріали й обладнання: градуйований циліндр на 10 см^3 ; гас; 1%-ний розчин желатину; 5%-ний розчин олеату натрію; бюретка; штатив; дротова спіраль; мікроскоп; предметне скло.

Хід роботи

Увести в градуйований циліндр $0,5 \text{ см}^3$ 1%-ного розчину желатину або $0,5 \text{ см}^3$ 5%-ного розчину олеату натрію. Емульгуємо рідину (гас), підфарбовану суданом III, додавати з бюретки по краплях у циліндр так, щоб вона стікала по стінках. Спінювати розчин рівномірним зворотно-поступальним рухом дротової спіралі.

Перемішування й швидкість подачі гасу робити так, щоб забезпечити безперервне диспергування. Гас не повинен накопичуватися на поверхні емульсії. Коли об'єм доданого гасу досягне 1 см^3 , розглянути краплю отриманої емульсії під мікроскопом. Продовжувати додавати гас, поки остання порція перестане емульгуватися. Записати об'єм гасу, диспергованого $0,5 \text{ см}^3$ емульгатора. Розрахувати об'ємну концентрацію ($C_{об}$) отриманої емульсії за рівнянням:

$$C_{об} = [v/(v+0,5)] \cdot 100\%$$

Завдання: одержати висококонцентровану емульсію; визначити її тип і об'ємну концентрацію.

Контрольні запитання:

1. Які дисперсні системи називаються емульсіями? Чи будь-які рідини можуть утворювати емульсію?
2. Як класифікуються емульсії? Їхнє практичне застосування.
3. Які речовини називаються емульгаторами? Яким шляхом емульгатори стабілізують емульсії?
4. Методи одержання емульсій.
5. Що таке обіг фаз емульсій? При яких умовах він відбувається?
6. Які існують способи руйнування емульсій? На чому вони засновані?
7. Чому із сита (діаметр отворів 1 мм), покритого тонким шаром парафіну, не витікає налита в нього вода?
8. У чому суть теорії миючої дії емульсій?
9. Які фізико-хімічні процеси відбуваються при замочуванні білизни?
10. У чому перевага нових миючих засобів перед милами?

Тести для самоконтролю:

1. Який з емульгаторів є найбільш оптимальним для виготовлення прямої емульсії?
 - А) Пальмітат калію.
 - Б) Каолін.
 - В) Желатин.
 - Г) Бутанол.
 - Д) Плюмбуму олеат.
2. Яку назву має процес самодовільного злипання крапель у емульсіях?
 - А) Коалесценція.
 - Б) Флокуляція.
 - В) Седиментація.
 - Г) Флотація.
 - Д) Коагуляція.

3. Виберіть речовину, яка буде оптимально стабілізувати емульсію типу

"масло-вода":

- А) Казеїн.
- Б) Етанол.
- В) Бензол.
- Г) Хлорид калію.

4. Яку кількість (см^3) толуолу необхідно змішати з водою, яка містить натрій олеат, щоб отримати 100 см^3 концентрованої емульсії?

- А) від 0,1 до $74,0 \text{ см}^3$
- Б) від 10,0 до $75,0 \text{ см}^3$
- В) більше $75,0 \text{ см}^3$
- Г) від $74,0$ до $90,0 \text{ см}^3$
- Д) до $0,1 \text{ см}^3$

5. Емульсії, які містять 0,1-74% за об'ємом дисперсної фази відносяться до:

- А) концентрованих
- Б) розведених
- В) висококонцентрованих
- Г) типу вода/олія
- Д) типу олія/вода

Лабораторна робота № 8

ВИЗНАЧЕННЯ РОЗМІРУ ЧАСТИНОК ДИСПЕРСНИХ СИСТЕМ МЕТОДОМ МУТНОСТІ

Мета роботи: Експериментальне визначення розмірів жирових частинок у молоці. Засвоїти теорію Релея по розсіянню монохроматичного світла. Приготувати розчин молока.

Теоретична частина

Явище розсіяного світла, або опалесценції характерно для колоїдних розчинів. Середовище, яке не розсіює світла, називається оптично порожнім. На практиці оптично порожніх середовищ не існує. Будь-яка рідина і навіть газ можуть розсіювати світло за рахунок флуктуації густини або концентрації, не кажучи вже про розсіяння за рахунок випадкових забруднень, наприклад, найдрібніших порошків. Світло, розсіяне малими частинками, поширюється в різні боки від них. По закону Бугера інтенсивність розсіювання світла можна записати:

$$I_{\text{роз.}} = I_0 * \tau * l \quad (1)$$

Теорію розсіювання монохроматичного світла розробив Релей для невеликого об'єму розбавленої дисперсної системи, утвореної малими сферичними оптично ізотропними непровідними частинками безбарвної речовини. Такі частинки прийняти називати “релеївськими”. Умова оптичної ізотропності частинок необхідна, щоб вектор поляризації був паралельний вектору електричної напруженості первинної хвилі. Припущення про малі розміри необхідне, щоб можна було вважати однаковою напруженість електричного поля в будь-якій точці об'єму, зайнятого частинкою. Теорія справедлива для частинок з радіусом r , пов'язаним з довжиною хвилі світла λ , співвідношенням:

$$2\pi r < 0,3 \lambda \quad (2)$$

Оскільки у видимій області $\lambda = 400 - 750$ нм, то необхідно, щоб виконувалася умова; $r < 20 - 40$ нм. Умова розбавленості дисперсної системи і малого об'єму необхідна, щоб можна було нехтувати вторинним розсіянням і знайти вираз для інтенсивності світла, розсіяного однією частинкою, а потім помножити на число частинок в об'ємі (на частинкову концентрацію, v) і таким чином визначити загальну інтенсивність розсіяного світла. З теорії Релея виходить, що мутність дорівнює:

$$\tau = 24 \pi^3 V / \lambda^4 * C_v * \{(n_1^2 - n_0^2) / (n_1^2 + 2n_0^2)\}^2, (3)$$

де C_v - об'ємна частка розсіючої дисперсної фази; n_1 і n_2 - показники заломлення дисперсного середовища і дисперсної фази відповідно; величина n для речовин, молекули яких не мають постійного дипольного моменту, пов'язана з діелектричною проникністю співвідношенням $n^2 \approx \epsilon$; V - об'єм частинки.

Вплив різних параметрів на величину $I_{\text{роз}}$:

1. $I_{\text{роз}}$ дуже зростає при підвищенні $n_1 - n_0$. Для розчинів ВМС ця різниця незначна, вони слабо опалесціють у порівнянні з золями.

2. При сталій масовій концентрації частинок $C = V_v * d$, величина $I_{\text{роз}}$ пропорційна V , кубу лінійного розміру частинки.

Теорія встановлює область суворого використання рівнянням Релея умов $2\pi r / \lambda < 0,3$. У видимій області спектру ці умови наступні $r < (2-4) * 10^{-6}$ м. Якщо зростає величина r , то величина $I_{\text{роз}}$ зменшується, при $r \geq \lambda$ розсіювання заміщується відбиттям світла.

Теорія Релея дозволяє експериментально визначити розміри частинок на нефелометрах, а якщо колоїдні розчини незабарвлені, то використовують для виміру спектру мутності спектрофотометри, або фотоелектроколориметри.

$$\tau = 2,303A / l$$

Експериментальна частина

Визначення розміру частинок дисперсних систем методом спектру мутності.

Матеріали й обладнання: Спектрофотометр СФ46 або фотоелектроколориметри КФК2, КФК3МП. Мірні колби ємністю 100 см³, піпетка ємністю 1,0 см³. Дистильована вода.

Метод, який використовують в даній роботі зоснований на вимірюванні спектру мутності спектрофотометром або фотоелектроколориметром КФК2, КФК3-МП. Для досліду готують розчин молока. Вимірюють оптичне поглинання A розчину молока при різних довжинах хвилі при кімнатній температурі. Розраховують мутність τ . Будують залежність $\lg A = f(\lg \lambda)$ або $\lg \tau = f(\lg \lambda)$ та визначають величину n . Розраховують радіус частинок дисперсії.

Для приготування розчину, який досліджується, суцільне молоко розбавляють у 400-500 разів. Для цього в мірну колбу ємністю 100см³ піпеткою відбирають 0,25 або 0,2 см³ молока і

доводять до мітки дистильованою водою. Оптичне поглинання розчину вимірюють на спектрофотометрі СФ-46 (вимірювання можна також провести за допомогою фотоелектроколориметра КФК2). Для вимірювань використовують кювети довжиною 1 см. В утримувач кювет кюветної камери вміщують дві кювети: одну з дистильованою водою, яку використовують як дисперсне середовище, іншу – з розчином, який досліджується. Вимірювання проводять при закритій кришці кюветної камери. Вимірюють оптичне поглинання в інтервалі довжин хвиль 400-600 нм з корком 20 нм.

Результати заносять в таблицю.

Для кожної довжини хвилі λ знаходять значення мутності τ за співвідношенням

$$\tau = 2,303A / l,$$

де l – товщина шару, яка дорівнює довжині кювети.

Результати заносять в таблицю 1.

Таблиця 1

λ , нм	$\lg\lambda$	A	$\lg A$	τ	$\lg\tau$

Будують графіки в координатах $\lg A = f(\lg\lambda)$ або $\lg\tau = f(\lg\lambda)$, які згідно з рівняннями

$$\lg A = \text{const}' - n\lg\lambda \text{ і } \lg\tau = \text{const}'' - n\lg\lambda$$

є прямими лініями. За графіком або аналогічно за методом найменших квадратів знаходять тангенс кута нахилу прямої, який за абсолютним значенням дорівнює коефіцієнту n у наведених рівняннях.

У діапазоні $2,2 < n < 4$ величина n не залежить від співвідношення показників заломлення дисперсного середовища і дисперсної фази. У цьому випадку по таблиці 2 при відомому значенні n визначають параметр α , який пов'язаний з розміром частинки r , довжиною хвилі λ і показником заломлення серед n_0 співвідношенням

$$\alpha = 2\pi n_0 r / \lambda_{\text{сер}},$$

де $\lambda_{\text{сєр}}$ – середнє значєння хвиль, яке розраховують як середнє геометричне значєння максимальної і мїнїмальної довжин хвиль у вивченому їнтервалї:

$$\lambda_{\text{сєр}} = (\lambda_{\text{min}} \cdot \lambda_{\text{max}})^{1/2}.$$

Звїдки

$$r = \alpha \lambda_{\text{сєр}} / 2\pi n_0.$$

Якщо $n < 2,2$, то на величину n впливає спїввїдношеннє показникїв заломленнє дисперсної фази і дисперсного середовища. У цьому випадку при вїдомих значєннях n та α визначають параметр ρ :

$$\rho = 2\alpha (n_{\phi}/n_0 - 1).$$

ρ пов'язаний їз середнїм розмїром частинки r , $\lambda_{\text{сєр}}$ і показниками заломленнє дисперсійного середовища (n_0) і дисперсної фази (n_{ϕ}) спїввїдношеннєм:

$$\rho = (4\pi n_0 / \lambda_{\text{сєр}}) (n_{\phi}/n_0 - 1).$$

Звїдки

$$r = \rho \lambda_{\text{сєр}} / 4\pi (n_{\phi} - n_0).$$

При кїмнатнїй температурї показник заломленнє частинок жиру в молотї та показник заломленнє води дорївнюють вїдповїдно 1,45 та 1,33.

Таблиця 2

n	α	n	α	n	α
3,341	1,0	2,428	2,8	2,090	4,6
3,056	1,2	2,297	3,0	2,064	4,8
2,766	1,4	2,217	3,2	2,049	5,0
2,531	1,6	2,200	3,4	2,045	5,2
2,409	1,8	2,214	3,6	2,046	5,4
2,422	2,0	2,218	3,8	2,036	5,6
2,512	2,2	2,196	4,0	2,007	5,8
2,575	2,4	2,158	4,2	1,969	6,0
2,543	2,6	2,121	4,6	1,944	6,2

Контрольні запитання:

1. Які оптичні явища спостерігаються при проходженні променя світла через дисперсну систему? Які методи дослідження дисперсних систем засновані на цих явищах?

2. Чим зумовлене світлорозсіювання в дисперсних системах і в істинних розчинах?

3. Які рівняння використовують для визначення характеристик розсіювання світла?

4. За допомогою яких параметрів можна кількісно охарактеризувати розсіювання світла в системі?

5. Які оптичні методи використовують для визначення розмірів частинок дисперсних систем?

6. Як за допомогою рівняння Релея можна розрахувати радіус сферичної частинки?

7. За яких умов застосовне рівняння Релея для опису оптичних властивостей золів?

8. Для яких систем характерне явище світлорозсіювання?

Тести для самоконтролю:

1. Яке з оптичних явищ у суспензіях більш інтенсивне?

- А) Відбиття світла.
- Б) Поглинання світла.
- В) Розсіювання світла.
- Г) Пропускання світла.
- Д) Заломлення світла.

2. На наявності у колоїдних розчинів оптичних властивостей ґрунтується використання оптичних методів для вивчення частинок у широкому діапазоні дисперсності. Зокрема, для визначення інтенсивності розсіяного світла використовується рівняння:

- А) Релея
- Б) Ламберта-Бера
- В) Бінгама
- Г) Ейнштейна
- Д) Пуазейля

3. Метод ультрамікроскопії дозволяє вивчати склад і структуру дисперсних систем незалежно від агрегатного стану фаз, проте діаметр частинок повинен бути меншим за:

- А) 2 – 3 нм
- Б) 0,10 – 0,15 нм
- В) 0,15 – 0,50 нм
- Г) 0,50 – 1,0 нм
- Д) 1 – 2 нм

4. Важливим засобом для визначення колоїдного стану (гетерогенності системи) є проходження світла через систему. При цьому пучок світла:

- А) розсіюється у виді конуса
- Б) поглинається
- В) заломлюється
- Г) проходить в частинку

5. При проходженні спрямованого пучка світла крізь розчин золю MnO_2 відбувається явище:

- А) світлорозсіювання
- Б) поглинання світла
- В) інтерференції світла
- Г) відбиття світла
- Д) оптимальна анізотропія

Лабораторна робота № 9

ВИЗНАЧЕННЯ РОЗМІРУ ЧАСТИНОК СЕДИМЕНТАЦІЙНИМ АНАЛІЗОМ

Мета роботи: провести седиментаційний аналіз, визначити розмір частинок найбільш ймовірної фракції в суспензії.

Теоретична частина

Здатність системи зберігати рівномірний розподіл дисперсійної фази у всьому об'ємі називається седиментаційною або кінетичною стійкістю. Для визначення відносного фракційного складу частинок різного розміру в грубо дисперсних системах використовують седиментаційний аналіз, оснований на законі Стокса. Принцип седиментаційного аналізу заключається в вимірюванні швидкості осідання частинок дисперсійної фази в будь-якій в'язкій

дисперсійній системі. Залежність швидкості осідання частинок V (м/с) від радіуса r (м) виражена законом Стокса:

$$V = \frac{2}{9} g r^2 \frac{d - d_1}{\eta}$$

де g – прискорення сили тяжіння (м/с²);

η – в'язкість рідини, нс/м²;

d і d_1 - густина частинки і рідини, кг/м³ відповідно.

Для монодисперсної системи, яка складається із частинок, однакових по розміру, швидкість осідання також однакова. Всі частинки будуть зміщатися на деяку висоту H за час t . Швидкість осідання $V=H/t$ і радіус частинки обчислюється за рівнянням:

$$r = K \sqrt{\frac{H}{t}} \quad (x)$$

де $K = \frac{9\eta}{2(d-d_1)g}$ - величина постійна для даних дисперсної фази і дисперсного середовища.

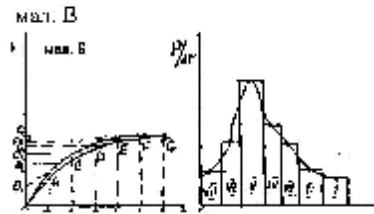
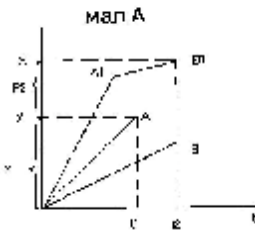
Рівняння (x) застосовується до частинок з радіусом приблизно від 10^{-9} до 10^{-7} м. При меншому і більшому розмірах стають помітні відхилення від цієї залежності. Частинки з $r > 10^{-7}$ м осідають рівномірно прискорено, а частинки з $r < 10^{-9}$ м утворюють кінетично стійкі системи, які не осаджуються під дією сили тяжіння.

Найбільш зручним методом седиментаційного аналізу є метод неперервного зважування. Він зводиться до визначення швидкості накопичення осаду на чашці ваги. За результатами дослідження будують криву осідання тобто криву залежності маси осаду від часу $P=f(t)$, де P – маса осаду на чашці, яка утворилась за час t в процентах від загальної маси частин суспензії в об'ємі над чашкою.

Для монодисперсної суспензії ця залежність виражається прямою ОА (мал. А). При даній концентрації суспензії і висоті осідання H кут нахилу лінії ОА або ОВ залежить тільки від розмірів частинок. Ординати прямої ОА дають кількість осадженого осаду. Точка А відповідає часу повного осідання суспензії, виходячи із якої можна розрахувати швидкість осідання: $V=H/t$ і потім за рівнянням (x) обчислити радіус частинки. Осідання частин двох різних розмірів в

суспензіях (бідисперсна система) протікає більш складно. Допустимо, частинки різних розмірів осідають одночасно. Осідання крупних частинок (радіус r_1) виражається прямою ОА, більш мілких (радіус r_2) – прямою ОВ. Сумування ординат прямих ОА+ОВ виразиться лінією $O A_1 B_1$ зі зломом, який відповідає повному осіданню фракції частинок з радіусом r_1 . В момент одержимо злам в точці A_1 , коли крупна фракція випадає повністю, далі крива йде паралельно прямій осідання ОВ більш мілкої фракції.

Точка B_1 відповідає повному осадженню більш мілкої і, відповідно, загальній кількості фази, що осіла. Продовживши лінію $A_1 B_1$ до пересікання з віссю ординат, одержимо точку у і відрізок Оу, який дорівнює $Oy = At_1$,



Провівши через точку B_1 пряму, паралельну осі абсцис, одержимо точку x і відрізок $xu = Bt_2$. Відрізки At_1 і Bt_2 виражають повністю кількість фракцій 1 і 2, а B_1t_2 – їх суму, відрізки Ох, ху, Ох виражають те саме. Обчисливши за рівнянням (х) радіуси частинок обох фракцій і використовуючи час осідання t_1 і t_2 кожної фракції (час появи зламів на сумарній лінії осідання), одержимо розміри частинок і їх відносну кількість в суспензії.

Для дисперсії з трьома видами частинок знаходять дві токи зла, з чотирма видами – три точки зламу т.д. Таким чином, сумарна крива зламами дозволяє визначити відносний вміст фракцій суспензії з різними розмірами частинок. В загальному випадку для полідисперсної системи, радіус частинок якої може приймати будь-яке значення в певному інтервалі, графік осідання виражається плавною кривою, близькою до параболи межа ламаної лінії з нескінченно малими прямолінійними ділянками (мал. Б).

Побудова кривої осідання і диференціальної кривої розподілу для полідисперсної системи.

Крива осідання будується за дослідними даними (мал. Б). Вона виражає залежність маси осаджених частинок p від тривалості досліджу. Криву осідання будують на міліметровому папері (20×40 см). На кривій осідання відмічають дві крайні точки P_0 і P_∞ . Точку беруть при малому значенні час; прямолінійна ділянка OB відповідає осіданню маси самих крупних частинок суспензії. Перпендикуляр, опущений із точки B , дає час $t_1=t_{\min}$ повного осідання цих частинок. Ордината P_∞ відповідає точці G – повному осіданню всієї фази, коли крива переходить в конечну лінію (маса осаду остійна); їй відповідає час $t_2=t_{\max}$. За рівнянням (х) обчислюють радіуси самих мілких r_{\min} і r_{\max} частинок.

Визначивши граничні радіуси всієї полідисперсної системи, розділяють суспензію, яка вивчається на ряд фракцій. Кожна фракція складається з частинок, радіус яких лежить в певних вузьких межах. Простіше всього фракції за кривою седиментації, використовуючи ряд точок в місцях не зміни кривизни лінії (точки B, C, D, \dots). Проводять дотичні до кривої в цих точках і опускають з них перпендикуляри на вісь абсцис. За вибраними точками розраховують радіуси частинок за формулою (х).

До часу t_2 випадають всі частинки першої фракції з радіусом від r_1 до r_2 , до часу t_3 повністю випадають частинки другої фракції з радіусами r_2 до r_3 і т.д. Вміст окремих фракцій в дисперсній системі виражають в процентах від загальної маси речовини, прийнявши за 100% ординату OO_3 .

Результати седиментаційного аналізу можна представити в вигляді кривої розподілу (мал. В), побудувавши її по кривій осідання. Для цього на осі абсцис відкладають розраховані радіуси r_1, r_2, r_3, \dots , а на осі ординат – значення $P/\Delta r$ для кожної фракції. Ваговий вміст кожної фракції виразиться площею відповідного прямокутника для всіх обраних фракцій і з'єднавши середні точки їх верхніх основ одержують криву розподілу. По ній визначають, яка фракція переважає в даній системі.

$$P = \left(\frac{P}{\Delta r} \right) \Delta r$$

Експериментальна частина

Матеріали й обладнання: торсійні ваги, тальк або BaS, стакани, скляні палички з резиновим диском на кінці, секундомір

Хід роботи

Встановити торсійні ваги на рівні, встановити нуль. Установлену вагу аретирувати. Приготувати 0,5% суспензію із порошку (барію сульфат). Для цього в фарфорову ступку помістити наважку порошку, розтерти з невеликою кількістю води і внести в стакан для седиментації, додати решту води і перемішати. В другий стакан налити стільки води, щоб рівень в ньому був такий же, як в стакані з суспензією. Опустити в нього чашечку, підвішену на гачок, значення маси чашечки - P_0 . Одночасно виміряти відстань H (см) від дна чашечки до поверхні рідини.

Перед дослідом суспензію в стакані перемішати 3-5 хв. поступальними рухами по вертикалі паличкою.

Поставити стакан біля приладу і швидко занурити в нього чашечку. Одночасно з зануренням чашечки, включити секундомір. Перший відлік зробити через 15 хв., вивільнивши коромисло переміщенням аретиру вправо. Відлік проводити спочатку через кожні 30 хв., а потім, у зв'язку з уповільненням осідання з плином часу, збільшити інтервали часу між відліком до 1-2 хв. і, на кінець, до 5 хв. Для кожного інтервалу зробити 2-3 вимірювання і взяти середнє значення. Якщо два відліки з інтервалом 5 хв. співпадають – дослід закінчити. Одержані дані занести а таблицю і побудувати криву осідання в координатах p (%) – t (хв.).

Інтервал часу, хв.	Час осідання від початку досліду, хв.	Маса чашечки з осадом P_1 , мг	Маса одержаних частинок P , мг	Відносна маса осаду, %

Для побудови кривої розподілу необхідно:

- розрахувати K в рівнянні (x);
- визначити t_{\min} і t_{\max} по кривій седиментації;

- розрахувати число фракцій (звичайно 5-6) і визначити r_{min} і r_{max} кожної фракції;

- в намічених точках провести дотичні і визначити відносну масу кожної фракції;

Зручно для цього використовувати лезо бритви. Його ставлять перпендикулярно площині паперу у вибраній точці, наприклад Д (див. мал. Б) і повертають кругом цієї точки так, що крива до точки Д плавно переходить в своє відбиття на поверхні леза. Лезо тоді утворює нормаль до привоїв точки Д і дотичну проводять, як лінію, перпендикулярну нормалі.

- розрахувати $P/\Delta r$ для кожної фракції і занести всі результати в таблицю о формі:

№ фракції	t_m хв.	t_m хв.	r_m 10^6 м	r_m 10^6 м	Δr г 10^6 м	$r_{ср}$ 10^6 м	Довжина відрізків, см	Вміст фракції, %	$P/\Delta r$

Контрольні запитання:

1. Чим зумовлений броунівський рух частинок дисперсійної системи?
2. Що таке дифузія?
3. Напишіть рівняння, Ейнштейна, Ейнштейна-Смолуховського.
4. Що таке седиментація? Чим зумовлені ці процеси?
5. Напишіть рівняння для швидкості седиментації в гравітаційному полі і поясніть фізичний зміст величин, що входять до нього.
6. Які умови дотримання закону Стокса при седиментації? Які відхилення спостерігаються при недотримання цих умов?

Тести для самоконтролю:

1. Для яких дисперсних систем (за розмірами) застосовується седиментаційний аналіз в гравітаційному полі?

- А) Для дисперсних систем з розмірами часточок 10^{-2} - 10^{-5} м.
- Б) Для дисперсних систем з розмірами часточок 10^{-1} - 10^{-6} м.
- В) Для дисперсних систем з розмірами часточок 10^{-4} - 10^{-7} м.
- Г) Для дисперсних систем з розмірами часточок 10^{-2} - 10^{-3} м.
- Д) Для дисперсних систем з розмірами часточок 10^{-3} - 10^{-7} м.

2. Що відображає крива седиментації?

- А) Залежність маси осаду дисперсної фази, яка осіла до певного часу, від часу осадження.
- Б) Залежність маси осаду дисперсної фази, що осідає за одиницю часу, від часу осадження.
- В) Залежність похідної за часом маси осаду дисперсної фази, що осіла до певного часу, від часу осадження.
- Г) Залежність швидкості осадження дисперсної фази від часу осадження.
- Д) Залежність похідної за часом маси осаду дисперсної фази від часу осадження.

Додатки

Таблиця 1.

Добутки розчинності важкорозчинних у воді речовин

Формула речовини	Іони, що утворюються	Добуток розчинності(Др)
Ag_3AsO_3	$3\text{Ag}^+ + \text{AsO}_3^{3-}$	$1.0 \cdot 10^{-17}$
Ag_2CO_3	$2\text{Ag}^+ + \text{CO}_3^{2-}$	$1.2 \cdot 10^{-12}$
$\text{Ag}_2\text{C}_2\text{O}_4$	$2\text{Ag}^+ + \text{C}_2\text{O}_4^{2-}$	$3.5 \cdot 10^{-11}$
AgCl	$\text{Ag}^+ + \text{Cl}^-$	$1.78 \cdot 10^{-10}$
Ag_2CrO_4	$2\text{Ag}^+ + \text{CrO}_4^{2-}$	$1.0 \cdot 10^{-10}$
$\text{Ag}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$	$2\text{Ag}^+ + \text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$	$1.0 \cdot 10^{-10}$
AgJ	$\text{Ag}^+ + \text{J}^-$	$8.3 \cdot 10^{-17}$
Ag_2S	$2\text{Ag}^+ + \text{S}^{2-}$	$2.0 \cdot 10^{-50}$
AgSCN	$\text{Ag}^+ + \text{SCN}^-$	$1.1 \cdot 10^{-12}$
AgWO_4	$\text{Ag}^+ + \text{WO}_4^{2-}$	$3.5 \cdot 10^{-12}$
$\text{Al}(\text{OH})_3$	$\text{Al}^{3+} + 3\text{OH}^-$	$1.0 \cdot 10^{-32}$
AuCl_3	$\text{Au}^{3+} + 3\text{Cl}^-$	$3.2 \cdot 10^{-25}$
BaCrO_4	$\text{Ba}^{2+} + \text{CrO}_4^{2-}$	$1.2 \cdot 10^{-10}$
BaSO_4	$\text{Ba}^{2+} + \text{SO}_4^{2-}$	$1.1 \cdot 10^{-10}$
BiOCl	$\text{BiO}^+ + \text{Cl}^-$	$7.0 \cdot 10^{-9}$
Bi_2S_3	$2\text{Bi}^+ + 3\text{S}^{2-}$	$1.0 \cdot 10^{-97}$
CdS	$\text{Cd}^{2+} + \text{S}^{2-}$	$1.6 \cdot 10^{-28}$
CrPO_4	$\text{Cr}^{3+} + \text{PO}_4^{3-}$	$2.4 \cdot 10^{-23}$
$\text{Fe}(\text{OH})_3$	$\text{Fe}^{3+} + 3\text{OH}^-$	$6.3 \cdot 10^{-39}$
$\text{Fe}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]_3$	$4\text{Fe}^{3+} + 3[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{4-}$	$3.0 \cdot 10^{-41}$
FeS	$\text{Fe}^{2+} + \text{S}^{2-}$	$5.0 \cdot 10^{-18}$
HgS	$\text{Hg}^{2+} + \text{S}^{2-}$	$1.6 \cdot 10^{-52}$
$\text{Sn}(\text{OH})_4$	$\text{Sn}^{4+} + 4\text{OH}^-$	$1.0 \cdot 10^{-57}$
$\text{Mn}_2[\text{Fe}(\text{CN})_6]$	$2\text{Mn}^{2+} + [\text{Fe}(\text{CN})_6]^{4-}$	$7.9 \cdot 10^{-13}$
$\text{Mo}(\text{OH})_4$	$\text{Mo}^{4+} + 4\text{OH}^-$	$1.0 \cdot 10^{-50}$
$\text{Na}_3[\text{AlF}_6]$	$3\text{Na}^+ + [\text{AlF}_6]^{3-}$	$4.1 \cdot 10^{-10}$
$\text{Ni}_2[\text{Fe}(\text{CN})_6]$	$2\text{Ni}^{2+} + [\text{Fe}(\text{CN})_6]^{4-}$	$1.3 \cdot 10^{-15}$
SrC_2O_4	$\text{Sr}^{2+} + \text{C}_2\text{O}_4^{2-}$	$1.6 \cdot 10^{-7}$
SrCrO_4	$\text{Sr}^{2+} + \text{CrO}_4^{2-}$	$3.6 \cdot 10^{-5}$
$\text{Ti}(\text{OH})_4$	$\text{Ti}^{4+} + 4\text{OH}^-$	$8.0 \cdot 10^{-54}$

Таблиця 2.

Поверхневий натяг простих речовин

Речовина	Символ	Середа	t,С	$\sigma \cdot 10^3, \text{Н/м}$
Алюміній	Al	Повітря	700	840
Бром	Br	Повітря	13	44,1
Бром	Br	Повітря	20	41,5
Вісмут	Bi	Водень	300	388
Галій	Ga	Водень	30-40	735
Залізо	Fe	Водень	1267	936
Золото	Au	Водень	1120	1128
Кадмій	Cd	Водень	400	597
Калій	K	Двооксид вуглецю	62	411,5
Мідь	Cu	Водень	1140	1120
Натрій	Na	Водень/Двооксидвуглецю	1200/90	1160/294
Ніобій	Nb	Водень	1131	1103
Олово	Sn	Водень	253	526
Платина	Pt	Розрідження	2000	1819
Ртуть	Hg	Пар/Пар	20/200	471,6/431,2
Свинець	Pb	Водень/Пар	366/300	442/399,5
Селен	Se	Повітря	217	92,5
Сірка	S	Повітря	141	58,3
Срібло	Ag	Повітря/Водень	970/995	800/923
Сурма	Sb	Водень	640	350

Таблиця 3.

Поверхневий натяг ртуті на межі з рідкими речовинами

Рідка речовина	t,С	$\sigma \cdot 10^3, \text{Н/м}$
Вода	20	37,5
Анілін	20	341
Ацетон	20	390,1
Бензол	20/25	357/364,3
Гексан	20/25	378/379,9
Гептан	25	378,7
Кислота амінова	20	322
м-Ксилол	20	357
о-Ксилол	20	359
т-Ксилол	20	361
Масло оливкове	20	308,1
Нітробензол	20/25	350/349,5
Октан	20/25	375/376
Сірководень	20	339
Бутиловий спирт	25	372,8
Ізобутиловий спирт	20	343
Пропіловий спирт	20/25	368/376,5
Етиловий спирт	20/25	364/376,9
Толуол	20/25	359/363,6
Чотирихлористий вуглець	20	362
Хлороформ	20	357
Етилідид	20	306
Ефір етиловий	20	379

Таблиця 4.

Поверхневий натяг води на межі з повітрям при різних температурах

t,С	$\sigma \cdot 10^3, \text{Н/м}$	t,С	$\sigma \cdot 10^3, \text{Н/м}$	t,С	$\sigma \cdot 10^3, \text{Н/м}$
-8	76,96	12	73,92	22	72,44
-5	76,40	13	73,78	23	72,28
0	75,62	14	73,64	24	72,12
5	74,90	15	73,48	25	71,96
6	74,76	16	73,34	26	71,80
7	74,62	17	73,20	27	71,64
8	74,48	18	73,05	28	71,47
9	74,34	19	72,89	29	71,31
10	74,20	20	72,75	30	71,15
11	74,07	21	72,60	31	70,35

Таблиця 5.

Поверхневий натяг води на межі з органічними речовинами

Речовина	t,С	$\sigma^*10^3, Н/м$
Анілін	30	5,7
Ацетофенон	30	12,1
Бензин	20	48
Бензол	30	33,1
Гексан	30	50,7
Гептан	25	50,8
N,N-диметиланілін	25	25,6
Капронова кислота	20	5,2
Олеїнова кислота	20	15,7
Лауринова кислота	60	10,5
Оливкове масло	20	18,2
Парафінове масло	25	52,5
Бавовняне масло	30	20,8
Евкаліптове масло	30	16,1
Нітробензол	30	23,9
Н-Октан	25	50,2
Пропілбензол	25	40,0
Спирт бутиловий	25	1,8
Спирт ізобутиловий	27	1,9
Тетрамін	25	38,6
Толуол	25	35,7
Чотирихлористий вуглець	25	43,4
Ангідрид оцтовий	30	3,6
Фурфурол	30	5,1
Хлорбензол	25	37,9
Хлороформ	30	31,4
Циклогексан	20	51,0
Ефір діетиловий	30	11,1
Ефір оцтовоетиловий	25	6,8
Ефір оцтовоізобутиловий	25	14,5

Таблиця 6.

В'язкість речовин при різних температурах

Речовина	В'язкість 10^3 , Па*с при температурі $^{\circ}\text{C}$				
	0	10	20	50	100
1	2	3	4	5	5
Альдегід оцтовий	0,267	0,244	0,222	—	—
Анізол	1,78	1,51	1,32	1,04	—
Анілін	10,2	6,5	4,40	1,80	0,80
Ацетон	0,395	0,356	0,322	0,246	—
Бензол	0,91	0,76	0,65	0,436	0,261
Бромбензол	1,52	1,31	1,13	0,79	0,52
μ -бромтолуол	1,73	1,45	1,35	—	0,53
Гексан	0,397	0,355	0,320	0,241	—
Гептан	0,517	0,458	0,409	0,301	—
Гліцерин	12,00	3,950	1,499	—	—
Диетиланілін	—	2,85	2,18	1,20	—
Ізопрен	0,260	0,236	0,216	—	—
Ізопропілбромід	0,605	0,538	0,482	0,359	—
Ізопропілхлорид	0,402	0,358	0,322	—	—
Іодбензол	—	1,97	1,49	1,12	0,69
Валеріанова кислота	—	—	2,236	1,25	—
Ізомасляна кислота	1,89	—	1,32	—	—
Масляна кислота	2,284	—	1,538	—	0,545
Мурашина кислота	—	2,25	1,78	1,03	0,54
Пропіонова кислота	1,52	1,29	1,10	0,75	0,452
Саліцилова кислота	—	3,20	2,71	—	—
Оцтова кислота	—	—	1,22	0,74	0,46
м-Ксилол	0,80	0,70	0,61	0,443	0,289
Метилхлорид	—	0,202	—	0,140	0,089
Нітробензол	3,09	2,46	2,01	1,24	0,70

Октан	0,70	0,61	0,54	0,386	0,245
Пентан	0,283	0,254	0,229	—	—
Піридин	1,33	1,12	0,95	—	—
Сірковуглець	0,433	0,396	0,366	—	—
Бутиловий спирт	5,19	3,87	2,95	1,41	0,54
Ізобутиловий спирт	8,3	5,65	3,95	1,61	0,52
Метиловий спирт	0,817	0,68	0,584	0,396	—
Пропіловий спирт	3,85	2,89	2,20	—	—
Етиловий спирт	1,78	1,41	1,19	0,701	0,326
Тіофен	0,87	0,75	0,66	0,468	—
Толуол	0,768	0,667	0,586	0,420	0,271
Чотирихлористий вуглець	1,35	1,13	0,97	0,65	0,387
Фенол	1,06	—	11,60	3,43	1,05
Хлорбензол	0,70	0,91	0,80	0,57	0,370
Хлороформ	—	0,63	0,57	0,426	—

Таблиця 7.

В'язкість та коефіцієнт дифузії газів і парів

Газ або пара	Формула	$\eta \cdot 10^7, \text{Па} \cdot \text{с}$	$D \cdot 10^4, \text{м}^2/\text{с}$
Повітря	—	181	-
Аргон	Ar	222	-
Бром	Br ₂	154	-
Двооксид вуглецю	CO ₂	143	0,139
Метан	CH ₄	109	0,196
Етан	C ₂ H ₆	92	-
Етилен	C ₂ H ₄	102	0,194
Бензол	C ₆ H ₆	74	0,751
Діетиловий ефір	(C ₂ H ₅) ₂ O	74	0,0775
Метиловий спирт	CH ₃ OH	-	0,1325
Етиловий спирт	C ₂ H ₅ OH	90	0,1016
Сірковуглець	CS ₂	96	0,0883
Водень	H ₂	88	0,0634
Вода (пара)	H ₂ O	97	0,198
Сірководень	H ₂ S	125	-
Азот	N ₂	175	0,172
Аміак	NH ₃	98	0,198
Кисень	O ₂	203	0,178

Таблиця 8.

Коефіцієнт дифузії та радіуси міцел

Назва золю	r, М	D *10⁶ см²/с
Берлінська лазур	11,4	0,176
Лужна голуба	7,5	0,318
Метил-голуба	4,8	0,420
Конго червоне	1,8	1,100
Конго - рубін	1,7	1,200
Метилова голуба	1,3	1,470
Аіранція	1,2	2,150
Нейтральрот	0,7	2,700
Метилвіолет	0,6	3,200
Сафранін	0,6	3,420
Яечний альбумін	-	0,590
Пепеїн	-	0,700
Інвертин	-	0,330
Декстрин	-	0,760
Рафіноза	-	3,550
Глюкоза	-	5,700

Таблиця 9.

Залежність поверхневого натягу від будови молекул карбонових кислот

Назва кислоти	Структурна формула	σ^*10^{-3} , Н/м	t, °С
Мурашина	H-COOH	37,48	16,8
Пропіонова	CH ₃ — CH ₂ — COOH	26,57	16,6
Ізовалеріанова	CH ₃ — CHCH ₃ — CH ₂ — COOH	25,64	17,0
Ізокапронова	CH ₃ — CHCH ₃ — (CH ₂) ₂ — COOH	25,97	17,0

Таблиця 10.

Поверхневий натяг ртуті та води на межі з рідиною та газовою фазою

Фази	σ^*10^3 , Н/м
Ртуть — вакуум	476,0
Ртуть — еталон	364,3
Ртуть — бензол	362,8
Ртуть — вода	374,8
Вода — пар	72,8
Вода — бензол	32,6
Вода — ізоаміловий спирт	4,42
Вода — ізобутиловий спирт	1,76

Таблиця 11.

Поверхневий натяг на межі двох рідких фаз

Фази	$\sigma \cdot 10^3, \text{Н/м}$				
	t, °C	σ_A	σ_B	σ_{AB}	
				Розрах.	Вимір.
Вода — бензол	19	63,2	28,8	34,4	34,4
Вода — ефір	18	28,1	17,5	10,6	10,6
Вода — анілін	26	46,4	42,2	4,2	4,3
Вода — хлороформ	18	59,8	26,4	33,4	33,3

Таблиця 12.

Змочування твердих тіл водою на межі з повітрям

Тверді речовини	θ , град
Кварц	0
Малахіт	17
Церит	33
Галеніт	47
Графіт цейлонський	55...60
Тальк	69
Сірка	78
Парафін	106

Таблиця 13.

Адгезійний натяг рідин на межі з твердими тілами, $\sigma \cdot 10^{-3}$, Н/м

Ізобутиловий спирт	—	—	—	—	—	80,7	56,6
Тетралін	46,54	—	—	—	—	76,7	—
Толуол Рідина	39,06	41,88	Вапняно-натрове скло	41,2	51,4	82,0	Сірка
Вуглець чотирихлористий	—	—	—	36,3	39,5	89,38	47,0
Хлорбензол	39,77	3	4	40,2	6	7	8
Водорнафталін	25,92	40,05	40,20	30,0	—	—	—
Хлороформ	—	—	—	47,4	58,8	60,82	28,
Анілін	—	—	—	—	—	—	9
Етилбензол	43,32	—	—	41,2	—	—	—
Бензол	45,43	41,66	—	44,1	51,2	81,03	58,
Етилен	—	—	42,8	—	—	—	3-
Бромбензол	—	—	—	39,3	—	—	—
Оцтовоаміловий ефір	60,60	—	—	—	—	73,7	63,
д-Бромнафталан	41,07	43,61	44,00	39,6	41,1	88,81	7
Оцтовоаміловий ефір	37,25	69,85	39,24	64,4	72,1	65,78	—
Бутилбензол	—	—	—	38,7	—	74,4	63,
Оцтовопропіловий ефір	—	—	—	—	—	—	—
Фенан	29,90	34,22	—	25,9	—	—	1
Оцтовоетіловий ефір	—	—	—	—	—	76,1	59,
Дрилін	—	—	—	—	—	76,38	4-
Іодбензол	38,22	38,70	39,10	37,2	—	—	—
Метилен йодистий	—	43,73	—	—	—	—	—
Нітробензол	57,25	53,50	—	57,7	61,4	79,58	—
Пропіленбензол	—	—	—	40,0	—	—	—
Сірковуглець	40,46	44,25	—	42,3	43,2	90,77	—
Аміловий спирт	73,13	71,0	—	—	77,5	58,77	—
Бензиловий спирі'	—	—	—	—	—	85,73	—
Бутиловий спирт	—	—	—	—	—	—	24,7

Таблиця 14.

Значення рН для ізоелектричної точки деяких білків

Білки	[H]_{норм.}	рН
Глобулін	$3,6 \cdot 10^{-6}$	5,4
Едестин	$1,4 \cdot 10^{-7}$	6,8
Гліадин	$6,0 \cdot 10^{-6}$	5,2
Казеїн	$2,4 \cdot 10^{-5}$	4,6
Глютсен	$2,5 \cdot 10^{-5}$	4,6
Гемоглобулін	$1,8 \cdot 10^{-7}$	6,7
Серум-альбумін	$2,0 \cdot 10^{-5}$	4,7
Ячний альбумін	$1,57 \cdot 10^{-5}$	4,79
Желатин	$2,0 \cdot 10^{-5}$	4,7
Гліадин	-	5,76
Шовк	-	5,1
Шерсть	-	4,9
Фібрин	-	6,4

Глосарій

1. Загальні поняття та визначення.

Фаза – частина системи одного складу з однаковими термодинамічними властивостями, яка обмежена від інших частин поверхнею розділу.

Система, яка складається з однієї фази, має однакові мікроскопічні властивості називається гомогенною. Система, яка складається з двох і більше фаз називається гетерогенною.

Дисперсне середовище (дисперсія) – гетерогенна система з двох чи більше фаз, з яких одна – дисперсійне середовище – неперервна, а інша – дисперсійна фаза – розподілена в ній у вигляді окремих частин (твердих, рідких, газоподібних). При розмірі частинок 10^{-5} см та менше система називається колоїдною.

Дисперсійне середовище – зовнішня, неперервна фаза дисперсійної системи.

Дисперсійна фаза – внутрішня, роздроблена фаза дисперсної системи.

Дисперсність – ступінь роздроблення дисперсійної фази системи. Виражається величиною питомої поверхні частинок (в $\text{м}^2/\text{г}$) або їх лінійними розмірами.

Колоїдний стан речовини – вискодисперсний стан (дуже роздроблений) в якому окремі частинки є не молекулами, а агрегатами, які складаються з великої кількості молекул. Розмір частинок повинен відповідати розмірам 10^{-5} - 10^{-7} см. Для існування таких систем потрібне введення стабілізаторів.

Питома поверхня – величина поверхні розділу фаз одиниці об'єму чи маси речовини. Поверхня розділу двофазної системи відрізняється від внутрішніх частинок кожної з фаз надлишком вільної енергії, тому її називають активною поверхнею для якої характерна висока адсорбційна здатність.

Часткова концентрація – число колоїдних частинок в одиниці об'єму системи (n). Грам – часткові концентрації колоїдних систем зазвичай дуже малі порівняно з молекулярними розчинами (n/N).

Диспергування – метод отримання роздроблених систем в результаті подрібнення твердих чи рідких тіл в інертному середовищі (не взаємодіє з подрібненою речовиною), при якому різко підвищуються дисперсність та питома міжфазна поверхня.

Диспергатор – речовина (зазвичай ПАР), яка сприяє утворенню дисперсії твердих частинок в рідині. При диспергуванні рідини диспергатор має призначення емульгатора.

Диспергуюча здатність – здатність розчинів речовин (зазвичай ПАР) утворювати стійку дисперсію.

Золь – дисперсна система, в якій розмір частинок відповідає колоїдному ступеню дисперсності, тобто лежить в межах 10^{-5} - 10^{-7} м. Золі з газоподібним дисперсним середовищем називають аерозолями, з рідким – міозолями. В залежності від природи дисперсного середовища міозолі поділяються на гідрозолі, етерозолі, бензолі, у яких дисперсним середовищем є вода, спирт, ефір, бензол.

Ліозоль – дисперсна система, в якій тверді частинки розміром 10^{-5} – 10^{-7} м розподілені в рідкому неперервному середовищі.

Гідрозоль – вільно дисперсна колоїдна система, в якій частинки розміром 10^{-5} – 10^{-7} м розподілені у водному середовищі.

Органозолі, органіодисперсії – дисперсні системи, в яких дисперсне середовище є органічною рідиною. Органозоль – дисперсна система, в якій тверді частинки колоїдного розміру розподілені в органічній рідині.

Мицела – колоїдно-хімічний комплекс, який складається з частинки та подвійного шару. В розчинах ПАР – агрегат з довголанцюгових молекул чи іонів ПАР, який утворюється самовільно при визначеній концентрації, залежить від природи полярної групи і особливо довжини ланцюга молекул. В водних розчинах асоціація частини молекул (іонів) відбувається в результаті скріплення ланцюгів, в неводних (неполярних) середовищах – за рахунок полярних (функціональних) груп.

Латекс – дисперсія натурального чи синтетичного полімера в водному середовищі, стабілізована розчинною у воді високомолекулярною сполукою чи ПАР.

Діаліз – спосіб очистки колоїдних систем від домішок електролітів. Заснований на здатності деяких мембран пропускати іони, але затримувати колоїдні частинки.

2. Поверхневі явища. Адсорбція.

Поверхневі явища – явища, які відбуваються на поверхні розділу фаз і характеризуються особливими властивостями міжфазних поверхневих шарів.

Поверхневий шар – неоднорідний тонкий шар визначеної товщини та об'єму, який розміщується по обидві сторони поверхні, яка розділює дві суміжні об'ємні фази.

Поверхнева енергія – надлишок вільної енергії, яка міститься в поверхневому шарі на межі поділу двох суміжних фаз (Т-Р, Р-Р, Р-Г) в порівнянні з енергією об'ємної частини цих фаз. Питома поверхнева енергія відноситься до одиниці поверхні та вимірюється роботою ізотермічного зворотного утворення одиниці поверхневого шару, виражається в Дж/м².

Поверхневий натяг – сила, яка відноситься до одиниці довжини периметра поверхневого шару. Для рідини чисельно дорівнює вільній поверхні енергії та виражається в Н/м або Дж/м².

Поверхнево-активні речовини – речовини, які здатні адсорбуватися на поверхні розділу фаз, зменшуючи надлишок міжфазної поверхневої енергії. До типових ПАР відносяться органічні сполуки, молекули яких мають дифільний характер. Речовина, поверхнево-активна на одній межі, може бути інактивною (не здатною до адсорбції) на іншій. Адсорбуючись на міжфазних поверхнях поділу, ПАР утворюють на них моно- чи полімолекулярні шари орієнтованих молекул, різко змінюючи молекулярну природу поверхні.

Неполярна (гідрофобна або ліофільна група) – частина молекули ПАР (зазвичай у вигляді вуглеводневого ланцюга) без помітного дипольного моменту, яка надає молекулі гідрофобність чи ліпофільність, тобто спорідненість до малополярних середовищ.

Змочування – явище, яке виникає на трифазній межі поділу при зіткненні рідини з поверхнею твердого тіла. Воно проявляється при повному чи частковому розтіканні рідини по поверхні, внаслідок сильної міжмолекулярної взаємодії поверхні та рідини. Змочування характеризується величиною крайового кута змочування чи кута змочування.

Крайовий кут змочування – кут між поверхнями твердого тіла та рідиною по периметру зіткнення трьох фаз: тверде тіло – рідина – газ (пар) або тверде тіло – рідина – рідина в площині, (перпендикулярній до лінії контакту). Кількісною характеристикою змочувальної здатності рідини служить косинус крайового кута змочування.

Гістерезис змочування – явище затримки у встановленні рівноважного кута змочування. Існує два види гістерезису змочування: кінетичний, який вимірюється різницею величин крайових кутів припливу (він завжди більше рівноважного) та відтоку (він завжди менше рівноважного), статистичний, який визначається різницею крайового кута на даній поверхні та його реально виміряного значення (в статистичних умовах без переміщення рідини по поверхні). Статистичний гістерезис є результатом пониження рухомості периметра змочування, який викликаний особливостями молекулярної природи поверхні.

Коефіцієнт розтікання – зменшення при розтіканні рідини вільної поверхневої енергії на межі поділу тверде тіло – рідина. Виражається в Дж/м². Якщо величина коефіцієнта позитивна –

рідина самовільно розтікається і змочує поверхню, при цьому вільна енергія системи зменшується.

Вільна енергія змочування – зміна вільної енергії при змочуванні твердого тіла. Рідина розтікається та змочує поверхню, якщо при цьому вільна енергія системи зменшується.

Змочувальна здатність – здатність рідини змочувати тверду поверхню чи розтікатися по ній.

Змочувачі – розчинні ПАР, які знижують поверхневий натяг на межах Т-Р, Р-Р, Р-Г. При нанесенні змочувача на поверхню крайового кута зменшується в результаті зниження міжфазного натягу на границях Р-Т та Р-Г, змочувальна здатність рідини покращується.

Поверхнева активність – здатність речовини знижувати вільну поверхневу енергію (поверхневий натяг) в результаті адсорбції на межі поділу двох фаз.

Правило Траубе – поверхнева активність речовини збільшується в 3-3,5 раз при подовженні вуглеводневого ланцюга на одну ланку (групу $-CH_2-$). Суть правила Траубе полягає в тому, що зміна адсорбції на кожному ланку $-CH_2-$ залишається постійною.

Правило Антонова – міжфазний натяг на межі двох рідин, що не змочуються дорівнює різниці натягу цих рідин (на межі з повітрям чи власним паром) в умовах взаємного насичення.

Флотація – процес поділу суміші порошків на основі їх вибіркового змочування рідинами. В дійсний час широке застосування отримала пінна флотація. Вона полягає в тому, що в суспензію мінералу вводять бульбашки повітря до яких потім

прилипають гідрофільні частинки руди. На поверхні утворюється мінералізована піна, яка видаляється у вигляді концентрату руди. Добре змочувані водою частинки пустої породи не прилипають до бульбашок, а осідають на дно і утворюють відходи флотації.

Флотаціоагенти – ПАР з дифільною структурою, які вводяться для збільшення різниці в гідрофобності поверхні частинок цінного мінералу та пустої породи. При вибірковості адсорбції ПАР поверхня частинок мінералу гідрофобізується та флотаційний процес протікає інтенсивніше. В якості флотаціоагентів застосовуються жирні кислоти та їх солі.

Адсорбція – процес переходу розчиненої речовини чи газу з об'ємної фази в поверхневий шар, пов'язаний зі зміною вільної поверхневої енергії шару. Величина адсорбції визначається надлишком маси (молекули) адсорбованої речовини на одиницю поверхневого шару в порівнянні з об'ємом.

Хемосорбція – незворотній процес адсорбції, який здійснюється за рахунок хімічних сил. Теплота хімічної адсорбції одновимірною з теплою хімічної реакції.

Адсорбент – рідина або тверде тіло, здатне згущувати на своїй поверхні газ, рідину чи розчинену речовину, тобто здійснювати адсорбцію.

Адсорбат – адсорбційний комплекс, утворений адсорбтивом та адсорбентом. По своїм властивостям відрізняється від властивостей вихідних компонентів.

Адсорбтив – газ або розчинена речовина, адсорбована на поверхні адсорбенту, товщиною в одну молекулу. При адсорбції ПАР товщина шару визначається довжиною орієнтованої молекули.

Адсорбційний шар – шар, утворений на поверхні розділу адсорбента на границі з іншим середовищем (газом, рідиною чи твердим тілом), яке складається з адсорбованих молекул і характеризується підвищеною концентрацією в порівнянні з їх концентрацією в об'ємах обох фаз.

Мономолекулярний шар – адсорбційний шар на поверхні адсорбенту, товщиною в одну молекулу. При адсорбції ПАР товщина шару визначається довжиною орієнтованої молекули.

Плівка – тонкий шар (зазвичай рідини, інколи речовини в твердому стані), значно товщий в порівнянні з поверхневим шаром, який повинен розглядатися як окрема фаза.

Поверхнева плівка – такий поверхневий шар, окремі компоненти якого або один з них відсутній в об'ємних фазах. Найбільш поширені плівки нерозчинних речовин на поверхні води та водних розчинах. У випадку дифільних молекул відбувається розтікання рідини та утворення мономолекулярного шару.

Мономолекулярні плівки на поверхні води можуть знаходитися в трьох станах: газоподібному, рідкому та твердому. Рідкі та тверді плівки називають конденсованими. Якщо сили, які діють між молекулами в плівці порівняно невеликі, то молекули ПАР намагаються відштовхнутися одна від одної на можливо більшу відстань. Таку плівку називають газоподібною. Газоподібні плівки характерні для дифільних молекул з числом вуглеводних атомів в

ланцюгу 12-22. При відносно довгих вуглеводних радикалах дифільних молекул, які містять їх більше 20-24 атомів карбону, утворюються конденсовані плівки. Сильної взаємодії між вуглеводневими радикалами молекули зазвичай орієнтуються паралельно до поверхні води, утворюючи своєрідний «частокіл». При вільному переміщенні молекул в плівках, їх можна вважати рідкими. Якщо діючі між радикалами молекулярні сили настільки великі, що молекули не можуть переміщуватися, то конденсовані плівки можна розглядати як твердим.

Адгезія – явище близьке до явищ адсорбції та змочування, коли дві взаємно нерозчинні рідини або рідина та тверде тіло, або два твердих тіла приводяться в тісний контакт один з одним та під дією міжмолекулярних сил тісно прилипають один до одного так що, для їх поділу треба прикласти відому силу або виконати роботу.

Правило зрівнювання Ребіндера – процес адсорбції іде в сторону вирівнювання полярностей фах і Тим сильніше, чим більша першопочаткова різниця полярностей. Тенденція системи до зменшення поверхневого натягу, який обумовлений різницею полярностей двох фаз, визначають орієнтацію молекул ПАР в поверхневому шарі. Полярні ПАР зазвичай орієнтовані до полярної фази, а вуглеводневі радикали – до неполярної фази.

Гідрофілізація – явище, пов'язане з орієнтованою адсорбцією дифільних речовин, в результаті чого гідрофобна поверхня набуває гідрофільних властивостей.

Ліофільність та ліофобність (критерії ліофільності Ребіндера) – класифікація ліозолей на ліофільні та ліофобні заснована на

величині питомої вільної міжфазної енергії. В якості критерію використовується граничне значення міжфазного натягу при температурі 25 °С дорівнює 0,1 мДж/м². системи, які мають велике значення міжфазного натягу відносяться до ліофобних, менше – до ліофільних.

Ліофобні системи потребують для свого існування введення стабілізатора. Ліофільні системи, як правило утворюються самовільно та стійкі без введення стабілізатора.

Адсорбційне пониження міцності – явище, яке пов'язане з розвитком мікродфектів структури твердого тіла при адсорбції молекул поверхнево-активних речовин або електролітів. В результаті нелокалізованої адсорбції молекули або іони намагаються роздвинути мікросцілини та сприяють цим диспергіюванню під дією зовнішніх деформуючих сил. Полегшення диспергіювання під впливом адсорбції отримало назву ефекту Ребіндера.

Капілярна конденсація – конденсація парів при тисках, які значно відрізняються від тиску насичення повязана з утворенням ввігнутих менісків в порах (капілярах) адсорбента.

Капілярний гістерзис – явище, пов'язане з накладенням капілярної конденсації на процес адсорбції на пористих адсорбентах. При адсорбції, яка супроводжується капілярною конденсацією ізотерми адсорбції та десорбції не співпадають. Частковому (рівноважному) процесу адсорбції відповідає десорбційна гілка ізотерми.

Правило Траубе звернене до явищ в тонкопористих адсорбентах та розчинах неполярних розчинників, в основі яких лежить зменшення адсорбції зі збільшенням довжини молекули адсорбента вище окремого критичного значення.

Іонообмінна адсорбція – адсорбція іонів з розчинів, яка супроводжується виділенням еквівалентної кількості іонів з адсорбента. Найбільш поширеними адсорбентами при іонообмінній адсорбції є смоли, здатні обмінювати іони гідроксилу чи водню.

Іонообмінні смоли – синтетичні іоніти, отримані шляхом полімеризації або поліконденсації іономерів, які містять активні групи, здатні обмінюватися іонами з розчином. Активні групи можуть вводитися в готовий полімер. Здатність смол до обміну іонами характеризуються обмінною ємністю, яка визначається числом мг/екв іонів на 1г смоли. Після насичення іоніта його регенерують. Для цього катіоніти обробляють кислотою, а аніоніти – розчинами лугів.

3. Ліофільні колоїдні системи. Колоїдні ПАР.

Дифільне сполучення – сполуки, в молекулі якого містяться одночасно гідрофільні та гідрофобні групи. Дифільна структура молекул характерна для ПАР.

Подвійний електричний шар (іонний) – шар іонів, які утворюються на поверхні частинок в результаті адсорбції іонів з розчину або дисоціації поверхневого шару. Іони, безпосередньо пов'язані з поверхнею та надають їй заряд називаються потенціаловизначаючими. Іони протилежного знаку, які безпосередньо не

сорбуються, але під дією сил електростатичного тяжіння залишаються біля адсорбованих іонів називаються протиіонами.

Розподілення протиіонів визначається двома протилежними факторами: електростатичним та адсорбованим тяжінням, який утримує протиіони біля поверхні та дифузією цих іонів, вирівнюючою їх концентрацією в поверхневому шарі та об'ємі. Встановлюється рівноважне розподілення зарядів з густиною, яка зменшується згідно сучасної теорії подвійного шару, враховуючи розмір іонів, адсорбційний та дифузійний шари. Адсорбційний шар в який входять потенціало-визначаючі іони та міцно пов'язані протиіони зазвичай нерухомі та переміщуються разом з ядром.

Площина (межа) ковзання встановлюється при відносному переміщенні фаз. Передбачається, що площина ковзання розділяє адсорбційну та дифузійну частини подвійного шару або трохи зміщена в рідку фазу, залишаючи частину протиіонів дифузійного шару в нерухомому шарі рідини.

Електрокінетичний потенціал – потенціал на межі ковзання, визначений вільними протиіонами (утворюючими дифузійний шар) та відповідає роботі переміщення грам-еквівалента іонів з об'єму розчинів на межі ковзання.

Термодинамічний потенціал – повний скачок потенціалу між твердою фазою та розчином, сприяє роботі переміщення грам-еквівалента іонів з об'єму розчину на поверхні ядра міцели.

Перезарядка – явище, яке має місце при введенні в систему протиіонів, які дуже сильно адсорбуються. В результаті сверхеквівалентної адсорбції іонів число їх в адсорбованому шарі

стає більше кількості потенціало-визначаючих іонів, що викликає зміну знаку заряду колоїдної частинки. Для компенсації цього заряду утворюється новий дифузійний шар протиіонів.

Ізоелектрична точка золю – стан, при якому електрокінетичний потенціал дорівнює 0.

Електрокінетичні явища – електроповерхневі явища, пов'язані з відносним переміщенням фаз та обумовлені наявністю подвійного електричного поля.

Електрофорез – рух частинок дисперсної фази в нерухомому дисперсному середовищі під дією напруги.

Електроосмос – рух рідини відносно нерухомої твердої поверхні пористих мембран під дією прикладеної напруги.

Потенціал осідання (ефект Дрона) – виникнення різниці потенціалів при русі частинок в нерухомій рідині.

Потенціал проникнення (ефект Квінке) – виникнення різниці потенціалів при русі рідини відносно нерухомої твердої поверхні.

Правило Фаянса-Пескова – на поверхні твердої речовини переважно адсорбуються іони, здатні добудувати його кристалічну ґратку, тобто бути іонами, її складовими чи бути ізоморфними або утворювати з іонами ґратки важко розчинні сполуки.

4. Стійкість і коагуляція.

Кінетична стійкість – стійкість колоїдних систем до осадження. Визначається здатністю частинок до броунівського руху. В якості

міри кінетичної стійкості приймають гіпсометричну висоту, тобто висоту, на якій часткова концентрація зменшується в 2 рази.

Агрегативна стійкість – здатність системи до збереження постійної дисперсності. Для колоїдних систем специфічна агрегативна нестійкість, так як ліофобні системи володіють більшим запасом вільної енергії на межі поділу фаз, тому завжди можливий процес агрегації (злипання) частинок та зменшення загальної поверхні дисперсної фази. Для надання агрегативної стійкості потрібне введення стабілізатора.

Стабілізація – процес створення захисних іонних чи молекулярних шарів на міжфазних межах, які надають системі агрегативну стійкість.

Стабілізуюча здатність – здатність розчинів речовин (зазвичай ПАР або полімерів) забезпечувати стійкість дисперсійної системи проти агрегації та седиментації шляхом утворення на поверхні частинок дисперсної фази захисного адсорбційного шару. Такі речовини називають стабілізаторами.

Захисні колоїди – високомолекулярні речовини, здатні стабілізувати дисперсійні системи, перешкоджаючи коагуляції та седиментації частинок шляхом утворення на поверхні частинок дисперсної фази.

Захисне число – число міліграмів високомолекулярної сполуки, яке необхідно додати до 10 мл стандартного золю для того, щоб не допустити його коагуляцію при введенні 1 мл 10%-ного розчину NaCl. При використанні в якості стандартного золю золота, захисне число називають золотим.

5. Фактори стабілізації.

Електростатична складова – додатковий тиск, виникаючий при перекритті подвійних іонних шарів за рахунок електростатичних сил, обумовлених надлишковою концентрацією іонів в зоні перекриття в порівнянні з їх концентрацією в об'ємі розчину.

Цей тиск протидіє витіканню рідини з зазору між частинками роздвигаючи їх. Електростатична складова тиску тим більша, чим більша товщина дифузного шару.

Розклинюючий тиск, молекулярна складова – додатковий тиск, який виникає при перекритті адсорбційно-сольватних шарів, які мають велику в'язкість, густину, пружність, міцність та обумовлений силами молекулярного зчеплення рідини (води) та поверхневих частинок. Молекулярна складова діє на відстанях 10^{-6} см та має більше значення у випадку ліофізованих поверхонь, утворених орієнтованими адсорбційними шарами ПАР та ВМС.

Структурно-механічний бар'єр – бар'єр, який утворюється структурованими шарами колоїдних ПАР та ВМС, які мають високу в'язкість, міцність та в той же час ліофільність. Високов'язкий прошарок між частинками не дає видавитися за час зіткнення.

Енергетичний бар'єр ентропійної природи – бар'єр, який виникає при перекритті адсорбційних шарів довголанцюгових ПАР та ВМС в наслідок зниження конфірмаційної ентропії за рахунок більш впорядкованого розміщення гнучких молекул в зазорі між частинками при їх наближенні.

Потенціальні криві – залежність загальної потенціальної енергії взаємодії частинок від відстані – важлива кількісна характеристика

стійкості ліофобної дисперсної системи. Наявність максимуму на потенціальній кривій в області середніх відстаней між частинками – міцний бар'єр, захищаючий частинки від кривої дає можливість судити про агрегативну стійкість та про характер взаємодії між частинками.

Коагуляція – явище наближення, злипання частинок дисперсної фази в дисперсній системі під дією будь-яких зовнішніх або внутрішніх сил, в результаті чого дисперсна система розділяється на дві неперервні фази. Коагуляція може відбуватися при нагріванні, заморожуванні, інтенсивному перемішуванні, пропусканні електричного струму, додаванні електролітів або інших яких не будь систем. В будь-якому випадку коагуляція пов'язана з порушенням стабілізуючого подвійного шару або адсорбційно-сольватаційного шару.

Флокуляція – коагуляція з утворенням щільно сольватованих пластівців (часто спостерігається у суспензій).

Сенсибілізація – агрегація частинок при введенні полімерів та колоїдних ПАР в кількості недостатній для захисту дисперсій. Це явище має місце при низькому вмісті макромолекул в середовищі та пояснюється стягуючою дією. До цього призводять молекули полімеру, який одночасно адсорбується на двох різних частинках («місток»). Використовується при очищенні стічних вод від дисперсних частинок.

Коалесценція – процес самовільного зменшення площі рідкої поверхні поділу (в емульсіях та пінах), що супроводжується

зникненням деякої частини поверхні в результаті злипання частинок (капель).

Коагулятори – речовини, які викликають процес коагуляції. Найбільш часто – електроліти. Коагулююча здатність характеризується кількістю коагулятора, необхідним для коагуляції стандартного золю.

Пари коагуляції – мінімальна концентрація електроліту при якій зникає енергетичний бар'єр.

Правила електролітичної коагуляції:

1. Коагуляція золів відбувається під дією будь-якого електроліту.
2. Коагулюючі іон – іон, заряд якого протилежний до заряду частинки.
3. Пори коагуляції зменшуються зі збільшенням заряду іонів коагуляторів.
4. Коагулюючі іони входять в осад в еквівалентних кількостях.

6. Макрогетерогенні системи.

Зворотні емульсії – дисперсії води в олії. Тип утвореної емульсії в основному залежить від природи емульгатора.

Емульгування – процес утворення стійкої (стабілізованої) емульсії, здатної зберігатися в часі не розділюючись.

Емульгуюча здатність – здатність розчинів речовин (зазвичай ПАВ) утворювати стійкі емульсії. Такі речовини називають емульгаторами. Якщо гідрофільно-ліофільний баланс емульгатора зміщений в сторону гідрофільності, отримують пряму емульсію і

навпаки, -- без залежності від природи емульгатора (ПАР чи порошок).

Обернення фаз – явище, пов'язане з переходом одного типу емульсії в інший під дією зовнішніх сил. Обернення фаз може відбуватися при нагріванні, заміні стабілізатора.

Піни – висококонцентровані ДС, в яких дисперсна фаза – газ, а дисперсійне середовище – рідина.

Піноутворююча здатність – здатність розчину утворювати стійку піну, не притаманна розчинам ПАР. Такі речовини називають піноутворювачами.

Тверді піни (пінопласти) – піни, які отримуються в присутності стабілізаторів полімеризуючих речовин, які викликають затвердіння піни.

Пінонейтралізатори – речовини, здатні витіснити в результаті вищої поверхневої активності піноутворювачі з адсорбційного шару. Проникнення пінонейтралізаторів в поверхневі шари викликає зниження поверхневої в'язкості та існування піни стає неможливим. В якості пінонейтралізаторів можна використовувати спирти, складні ефіри.

7. Молекулярно-кінетичні та оптичні властивості.

Седиментація – осідання або впливання частинок під впливом сили тяжіння або доцентрової сили з утворенням осаду або вершків.

Осмометрія – метод визначення розмірів колоїдних частинок та молекулярної маси полімерів, заснований на вимірюванні осмотичного тиску.

Опалесціювання – явище, пов'язане з колоїдними системами. При опалесціюванні відбувається розсіювання всього спектру довжин хвиль світла. Розсіювання світла є результатом огинання частинок і спостерігається тільки в тому випадку, якщо довжина хвилі світла більше розміру частинок.

Конус Тіндаля – явище, пов'язане зі здатністю колоїдних частинок розсіювати світло. При проходженні променя світла через золь, спостерігається його розсіювання у вигляді конусу. Конус Тіндаля – якісний тест на неоднорідність колоїдних систем.

Дифузія – процес самовільного вирівнювання концентрації частинок в об'ємі системи в результаті їх броунівського руху.

Броунівський рух – тривимірний випадковий рух частинок в результаті некомпенсованих ударів молекул дисперсійного середовища по їхній поверхні.

Список рекомендованої літератури:

Основна:

1. С.С. Воюцкий Курс коллоидной химии. Учебник / Сергей Сергеевич Воюцкий /. – М.: Химия. – 1976 – 512с.
2. Е.Д. Щукин, А.В. Петров, Е.А. Хмелина Коллоидная химия. Учебник для университетов / Евгений Дмитриевич Щукин, Александр Валериевич Перцов, Елена Анатольевна Хмелина/. – М.: Высшая школа. – 2006 - 444с.
3. А.І. Костржицький, В.М. Тіщенко, О.Ю. Калінкова, О.М. Берегова Фізична і колоїдна хімія. Навчальний посібник / Анатолій Ігоревич Костржицький, Олександр Юрійович Тіщенко, Ольга Михайлівна Берегова/. – Київ: Центр учбової літератури. – 2009 – 497с.
4. М.О. Мчедлов-Петросян, В.І. Либідь, О.М. Глазкова, С.В. Ельцов, О.М. Дубина, В.Г. Панченко Колоїдна хімія. / Микола Отарович Мчедлов-Петросян, Валентин Ілліч Лебідь, Олена Миколаївна Глазкова, Сергій Віталійович Ельцов, Олександр Михайлович Дубина, Валентин Григорович Панченко/. – Харків: Фоліо. – 2005 – 300с.

Додаткова:

1. Д.А. Фридрихсберг Коллоидна химия / Дмитрий Александрович Фридрихсберг/. – М.: Химия. – 1984. – 367с.
2. М.И. Равич-Щербо, В.В. Новиков Физическая и коллоидная химия. / Михаил Иосифович Равич-Щербо, Викторин Васильевич Новиков/. – М.: Высшая школа. – 1985 – 250с.

3. Н.П. Лашко, Л.А. Данилевська, Д.С. Коваленко Колоїдна хімія. Навчально-методичний посібник до виконання контрольних робіт для студентів біологічного факультету спеціальності “Біологія” денної та заочної форм навчання / Наталія Петрівна Лашко, Лариса Аврамівна Данилевська, Данило Сергійович Коваленко/. – Запоріжжя: ЗНУ. – 2007 – 107с.

4.Л.О.Омельянчик, Н.П. Синяєва , Д.С.Коваленко. Колоїдна хімія: Поверхневі явища. Навчально-методичний посібник для самостійної роботи студентів біологічного факультету напрям підготовки <Хімія> денної форми навчання. Частина I.- Запоріжжя: ЗНУ,2011.-103 с.

Навчально-методичне видання

Омельянчик Людмила Олександрівна
Синяєва Ніна Петрівна
Коваленко Данило Сергійович

КОЛОЇДНА ХІМІЯ

Навчально-методичний посібник до виконання лабораторних робіт
для студентів біологічного факультету спеціальності “Хімія”
денної форми навчання

Рецензент
Відповідальний за випуск
Коректор

М.П.Завгородній
Л.О.Омельянчик
В.І. Генчева

