

МІНІСТЕРСТВО ОСВІТИ І НАУКИ УКРАЇНИ
МИКОЛАЇВСЬКИЙ НАЦІОНАЛЬНИЙ АГРАРНИЙ
УНІВЕРСИТЕТ

Факультет агротехнологій

Кафедра ґрунтознавства та агрохімії

Хімія (фізична і колоїдна)

конспект лекцій для здобувачів першого (бакалаврського) рівня вищої освіти
ОПП «Агрономія» спеціальності Н1 Агрономія денної форми здобуття вищої
освіти

МИКОЛАЇВ
2026

УДК 541.1+544.77
Х-46

Друкується за рішенням науково-методичної комісії факультету агротехнологій Миколаївського національного аграрного університету від 18 червня 2026 р., протокол № 9.

Укладач:

- С.Ф. Присташ – канд. тех. наук, старший викладач кафедри ґрунтознавства та агрохімії, Миколаївський національний аграрний університет
- О.А. Бабич – асистент кафедри ґрунтознавства та агрохімії, Миколаївський національний аграрний університет

Рецензенти:

- Т.М. Манушкіна – канд. с.-г. наук, доцент, доцент кафедри землеробства, геодезії та землеустрою, Миколаївський національний аграрний університет.
- С.С. Мельничук – канд. біол. наук, доцент, доцент кафедри екології та природоохоронних технологій, Національний університет кораблебудування ім. адм. Макарова.

© Миколаївський національний аграрний університет, 2026

ЗМІСТ

ВСТУП.....	4
Лекція №1. Агрегатний стан речовини	6
Лекція №2. Термодинаміка і термохімія	13
Лекція №3. Кінетика хімічних реакцій. Каталіз	18
Лекція №4. Електрохімія.....	23
Лекція №5. Розчини (частина 1).....	29
Лекція №6. Розчини (частина 2).....	35
Лекції №7,8. Лекції № 7, 8. Колоїдні розчини.....	43
Лекції № 9, 10. Адсорбція. Теорії адсорбції.....	60
СПИСОК РЕКОМЕНДОВАНОЇ ЛІТЕРАТУРИ.....	71

ВСТУП

Методичні рекомендації для опанування лекційного матеріалу «Хімія (фізична і колоїдна» складено згідно ОПП «Агрономія» спеціальності Н1 «Агрономія».

Рекомендації містять три модулі «Агрегатний стан речовини. Хімічна кінетика та термодинаміка», «Розчини» та «Поверхневі явища. Колоїдні системи».

Перший модуль присвячений вивченню фундаментальних закономірностей перебігу фізичних і хімічних процесів. Розглядаються властивості газоподібного, рідкого та твердого агрегатних станів речовини, фазові переходи, енергетичні ефекти хімічних реакцій, закони термодинаміки та умови їх самодовільного перебігу. Значна увага приділяється хімічній кінетиці, механізмам реакцій, факторам, що впливають на швидкість хімічних процесів, а також ролі каталізаторів у промислових і природних системах.

У другому модулі вивчаються закономірності утворення та властивості розчинів, процеси розчинення, сольватації та гідратації. Розглядаються способи вираження концентрації розчинів, колігативні властивості, електролітична дисоціація, іонні рівноваги та буферні системи. Особлива увага приділяється фізико-хімічним процесам у водних розчинах, які мають важливе значення для агрохімії, ґрунтознавства, екології та технологічних процесів.

Третій модуль охоплює вивчення процесів, що відбуваються на межі поділу фаз, зокрема поверхневого натягу, адсорбції, змочування та капілярних явищ. Розглядаються будова, класифікація та властивості колоїдних систем, механізми їх утворення і стійкості, а також явища коагуляції та пептизації. Набуті знання дозволяють пояснювати поведінку природних і техногенних дисперсних систем, що широко використовуються в аграрному виробництві, харчовій промисловості, медицині та екологічних технологіях.

Ці методичні рекомендації дозволяють спеціалістові оволодіти теоретичними основами фізичної та колоїдної хімії, що допоможуть у засвоєнні профільних предметів та сприятимуть вирішенню основних задач сільського

господарства, формуванню навичок виявлення оптимальних режимів та умов вирощування, зберігання та переробки сировини.

Об'єм дисципліни складає 60 годин або 2,0 кредити, в тому числі 20 – лекційних, 20 – лабораторних та 20 – самостійних занять.

Лекція № 1. Агрегатний стан речовини

1. Загальне поняття про агрегатний стан речовини.
2. Поняття про плазму.
3. Газоподібний стан.
4. Рідкий стан.
5. Твердий стан.

1. Агрегатний стан речовини обумовлений відмінностями в характері теплового руху молекул (атомів) речовин та їх взаємодією. Речовина здатна переходити з одного агрегатного стану в інший при зміні температури і тиску. Такий процес називається фазовим переходом (рис. 1).

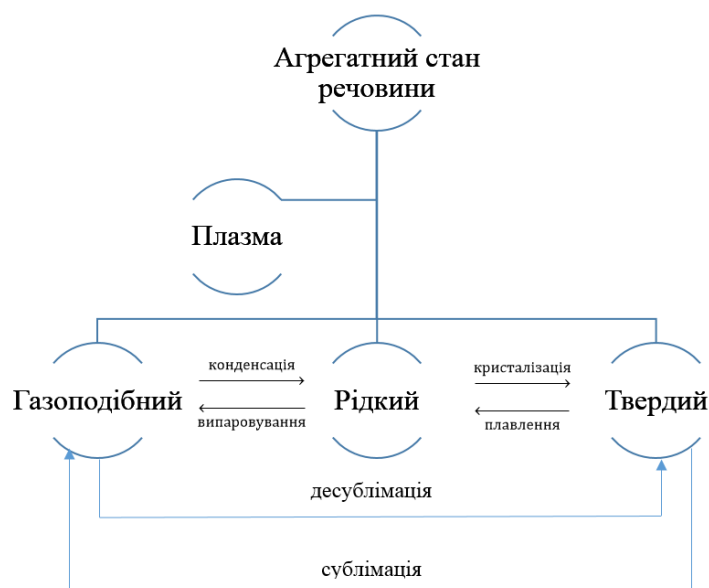


Рис. 1. Схема фазових переходів речовини.

Фазою називається сукупність частинок системи, однакових за складом та фізико-хімічними властивостями, що відокремлені від інших частин системи видимою поверхнею розділу.

Газоподібний стан. У цьому стані речовина має властивість розширяться і прагне зайняти об'єм посудини, в якій знаходиться. Молекули газу майже не взаємодіють, оскільки знаходяться на великих відстанях одна від одної. Основна

риса газоподібного стану – мала густина. Сили зчеплення між молекулами і атомами малі. При підвищенні тиску газу легко змінюють свій об'єм.

Рідкий стан. Для нього властива більша густина, більші сили зчеплення між частинками. Речовина легко змінює форму, але опирається зміні об'єму. Рідини приймають форму посудини, в яку поміщені, але зберігають свій об'єм постійним. Сили молекулярної взаємодії в молекулах значно більші, ніж у газів. Але молекули рідини, як і газів, не зафіксовані в певних точках простору і знаходяться у хаотичному поступальному русі. Їх тепловий рух є поєднанням незначних коливань біля положень рівноваги і частих перестрибувань з одного положення в інше. Цим і пояснюються такі властивості рідин як рухомість і плинність. При підвищенні тиску рідини лише незначно змінюють свій об'єм, оскільки цьому перешкоджають сили електростатичного відштовхування молекул, які збільшуються при їх зближенні. Таким чином рідини практично не стискаються.

Твердий стан. Речовина в твердому стані має власну форму і об'єм. Сили притягання між молекулами в твердих тілах урівноважуються силами відштовхування. Цим пояснюється геометрично правильне розташування частинок кристалу в певних точках простору. Для твердого стану характерним є прагнення частинок розташовуватися у строго визначеному порядку у вузлах кристалічних ґраток. Там вони втрачають здатність до поступального руху і характеризуються лише коливальним рухом.

2. Крім перелічених трьох станів речовина може знаходитись ще й в четвертому, плазменному стані. Такий стан виникає, якщо на речовину у газоподібному стані діють сильні іонізуючі фактори (високі температури (декілька мільйонів градусів за Цельсієм), великі електричні розряди або електромагнітне випромінювання). При цьому відбувається руйнування молекул і атомів речовини і перетворення їх на суміш, що складається з позитивно заряджених ядер і електронів, які рухаються з велетенськими швидкостями. За цією ознакою плазму інколи називають електронно-ядерним газом. Розрізняють

два види плазми: ізотермічну та газорозрядну. Ізотермічну отримують при високих температурах, де має місце термічна дисоціація атомів. Така плазма може існувати необмежено довго. Газорозрядна плазма утворюється при електричному розряді і тому стійка тільки при наявності електричного поля: як тільки його дія припиняється, плазма щезає внаслідок утворення нейтральних атомів.

3. Основи молекулярно-кінетичної теорії газів закладені у працях М.В. Ломоносова. В ХІХ ст. ця теорія отримала свій розвиток у працях Клаузіуса, Максвелла і Больцмана. В основі молекулярно-кінетичної теорії ідеальних газів лежать допущення:

1. Молекули газу мають нехтувально малі розміри.
2. Молекули газу невинно рухаються і пружно вдаряються одна в одну.
3. Молекули не взаємодіють між собою доки не зіштовхнуться.
4. Рух молекул в газах хаотичний і безперервно поступальний.

Основні газові закони виведені для ідеального газу. Ідеальним називають газ, що знаходиться в такому стані, коли можна знехтувати силами міжмолекулярного притяжіння і об'ємом його молекул.

Закон Бойля-Маріотта: об'єм (V) даної маси газу при сталій температурі змінюється обернено пропорційно тиску (P), під яким знаходиться газ

$$\frac{V_1}{V_2} = \frac{P_2}{P_1}, \text{ або } P_1 V_1 = P_2 V_2$$

Наслідок із закону:

$$\frac{C_1}{C_2} = \frac{P_1}{P_2}, \text{ , , } C - \text{концентрація,}$$
$$\frac{d_1}{d_2} = \frac{P_1}{P_2}, \text{ } d - \text{густина}$$

Закон Гей-Люссака: при нагріванні даної маси газу на 1°C при постійному тиску об'єм його збільшується на $1/273,16$ ($1/273,16 = \alpha$ – коефіцієнт термічного

розширення газу) частину того об'єму, яким володів би газ при 273,16 К і при тому ж тиску.

$$V_t = V_0(1 + \alpha\Delta T),$$

де V_0 – об'єм газу при 273,16 К; ΔT – підвищення температури газу.

Наслідки із закону:

$$\frac{V_1}{V_2} = \frac{T_1}{T_2}, \quad \frac{d_1}{d_2} = \frac{T_1}{T_2}, \quad \frac{C_1}{C_2} = \frac{T_1}{T_2}.$$

де d – густина.

Закон Авогадро: в рівних об'ємах різних газів при однаковій температурі і тиску міститься однакове число часток (молекул або атомів).

Всі газові закони узагальнені в рівнянні Менделєєва-Клапейрона:

$$pV = \frac{m}{M}RT,$$

де p – тиск; V – об'єм; m – маса; M – молярна маса; T – температура, R – універсальна газова стала.

В поведінці реальних газів є відхилення від законів ідеальних газів. Ці відхилення тим більші, чим нижче температура і вище тиск, при якому знаходиться газ.

При високому тиску взаємне притягання між молекулами призводить до зменшення об'єму, що займає газ, тобто діє як деякий додатковий тиск, що прикладений до газу. Цей тиск отримав назву внутрішнього. При таких умовах відстань між молекулами газу настільки зменшується, а сили міжмолекулярної взаємодії настільки збільшуються, що газ може перейти в рідкий стан.

4. А) Поверхня будь-якої рідини намагається скоротитися. Робота, затрачувана на збільшення площі поверхні рідини, переходить у потенційну енергію молекул поверхневого шару – поверхневу енергію (ПЕ).

Поверхнева енергія, віднесена до одиниці поверхні, називається поверхневим натягом (ПН).

Б) В'язкість – це внутрішнє тертя між шарами рідини, які рухаються по відношенню один до одного.

Припустимо, що за допомогою зовнішньої сили тонкий шар рідини приведений до руху із швидкістю u_1 . Нижні шари завдяки внутрішньому тертю теж почнуть рухатися.

За Ньютоном, сила внутрішнього тертя F , рівна за значенням, але зворотна за напрямком прикладеній зовні силі, пропорційна шару S , до якої прикладена ця сила, і градієнту швидкості руху dv/dx між шарами:

$$F = \eta S \frac{dv}{dx},$$

де η – коефіцієнт в'язкості (або в'язкість), Па·с.

Величина $1/\eta$, зворотна в'язкості, називається текучістю.

Ф. Пуазейль встановив, що об'єм рідини V , яка витікає з капіляру за час t , дорівнює:

$$V = \frac{\pi r^4 p t}{8l\eta},$$

де r і l – радіус і довжина капіляру; p – тиск, під яким рідина протискується через капіляр; η – в'язкість рідини.

Рівняння Ньютона і Пуазейля виконуються, якщо рідина тече ламінарно, тобто у вигляді паралельних шарів, які мають різну швидкість і не змішуються. При великих швидкостях ламінарний рух переходить у турбулентний, що характеризується виникненням у рідині завихрень.

В) Пароутворення – перехід рідини з рідкого стану в газоподібний.

Випаровування – пароутворення з поверхні рідини.

Температура, при якій випаровування рідини відбувається не лише на поверхні, але і з всього об'єму, називається температурою кипіння.

5. Частинки твердих тіл настільки міцно сполучені силами взаємного притягання, що для них виключено поступальний рух і має місце лише коливання біля окремих точок. Під дією зовнішніх сил ці частинки можуть трохи

зміщуватись зі свого початкового положення, але при усуванні навантаження вони знову повертаються назад. Таким чином для всіх твердих тіл характерна не тільки власна форма, а й здатність до деформації.

Тверді тіла мають певну форму, оскільки молекули і атоми в них силами взаємного тяжіння урівноважуються силами взаємного відштовхування.

Тверді тіла існують в двох формах: кристалічній і аморфній.

Особливості твердого кристалічного стану:

1) має чітко впорядковану внутрішню структуру, зумовлену правильним геометричним розташуванням частинок;

2) спостерігається закономірне повторення певних частинок ґратки – елементарних комірок.

Таблиця 1.1. Класифікація кристалів за типом частинок і характером зв'язків між ними

Тип кристалу	Форма структурних частинок	Сили притягання між частинками	Властивості	Приклади
Молекулярний	Полярні і неполярні молекули	Ван-дер-Вальсові сили міжмолекулярного притягання	Помірна м'якість, температура плавлення змінюється від низької до помірно високої, погана тепло- і електропровідність	Метан, цукор, інші органічні сполуки
Іонний	Позитивно і негативно заряджені іони	Електростатичні сили притягання	Тверді і крихкі; мають високу температуру плавлення; погана тепло- і електропровідність.	Типові солі: NaCl, Ca(NO ₃) ₂ і ін.
Ковалентний	Атоми, зв'язані між собою валентними зв'язками	Ковалентний зв'язок	Висока твердість; дуже висока температура плавлення; погана тепло- та електропровідність	Алмаз, кварц
Металічний	Атоми	Металічний зв'язок	Ступінь твердості різний, температура плавлення від низької до високої, висока тепло- і електропровідність, ковкість і пластичність.	Всі метали

Аморфний стан речовини (скло, пластмаси, гума) характеризується тим, що:

- 1) не має регулярної організації структурних частинок;
- 2) молекули складаються з величезної кількості атомів і мають складну структуру, не можуть симетрично розміщуватись в просторі;
- 3) ізотропністю – однаковими властивостями в будь-якій точці і в будь-якому напрямку;
- 4) немає чітко визначеної температури плавлення;
- 5) стан термодинамічно не стійкий;
- 6) може зберігатись невизначено довго завдяки великій в'язкості і малій дифузійній рухливості молекул;
- 7) спостерігається деяка текучість.

Питання для самоперевірки:

1. Що таке агрегатний стан речовини?
2. Дайте визначення поняттю «плазма».
3. Назвіть основні газові закони.
4. Що таке поверхнева енергія та поверхневий натяг?

Лекція № 2. Термодинаміка і термохімія

1. Предмет термодинаміки. Основні поняття.
2. Перший закон термодинаміки.
3. Термохімія, теплові ефекти хімічних реакцій. Закон Гесса та наслідки з нього.
4. Другий закон термодинаміки. Поняття про ентропію. Третій закон термодинаміки.

1. Термодинаміка – наука про перетворення енергії.

Система – будь-яка сукупність тіл, відділена від зовнішнього середовища поверхнею розділу (реальною або уявною), всередині якої можливий масо- та теплообмін.

Ізольованою системою, називається система, що не обмінюється з навколишнім середовищем ні масою, ні енергією.

Закрита система — обмінюється з навколишнім середовищем тільки енергією.

Відкрита система – обмінюється з навколишнім середовищем і масою, і енергією. *З погляду термодинаміки живі організми відносяться до відкритих систем.*

Система може бути гомогенною і гетерогенною, система називається *гомогенною*, якщо вона складається з одної фази (тобто немає поверхні розділу між частинами системи, що розрізняють за властивостями). (Наприклад: розчин, або суміш газів). *Гетерогенна* система складається з декількох фаз (такі фази мають поверхню розділу). Наприклад: кристали солі в насиченому розчині, лід і вода, вода і олія).

Фаза – це частина гетерогенної системи, яка відділена поверхнею розділу і характеризується однаковими фізичними властивостями у всіх своїх точках.

Стан системи – це сукупність її фізичних і хімічних властивостей; він характеризується *термодинамічними параметрами*. Основні з них: *температура T , тиск P , об'єм системи V , загальна маса системи m , маси*

хімічних речовин (компонент) m_k , з яких складається система, або концентрація цих речовин C_k .

2. Якщо відсутній теплообмін системи із зовнішнім середовищем, то величина внутрішньої енергії залишається постійною. По суті — це закон збереження енергії – *перший закон термодинаміки*. Іншими словами, *енергія не може ні створюватися, ні зникати, вона може тільки переходити з однієї форми в іншу*. Це фундаментальний закон природи. Він має декілька формулювань:

I. В ізольованій системі сума всіх видів енергії є величиною сталою.

Якби енергія в ізольованій системі могла б збільшуватись без взаємодії з довкіллям, то можна було б побудувати вічний двигун першого роду, тобто машину, яка б здійснювала роботу без витрати енергії.

II. Вічний двигун першого роду неможливий.

Теплота, підведена до системи, витрачається на збільшення внутрішньої енергії ΔU і здійснення роботи проти зовнішніх сил A :

$$Q = \Delta U + A$$

– це математичний вираз першого закону термодинаміки. Під внутрішньою енергією мають на увазі загальний її запас. Сюди відносять енергію поступального руху атомів, молекул, іонів, енергію внутрішньомолекулярних коливань атомів, енергію руху електронів в атомах, внутрішньоядерну енергію й т.д. але без кінетичної й потенційної енергії системи в цілому. Визначити абсолютну величину внутрішньої енергії неможливо. Однак, її зміну при переході з одного стану в інший визначити можна й це є цілком достатнім для вирішення багатьох питань.

В термодинаміці розрізняють *ізохорні* (що протікають при $V = \text{const}$) і *ізобарні* (що протікають при $P = \text{const}$) процеси.

У випадку ізобарного процесу він характеризується *ентальпією*, величиною, обумовленою рівнянням $H = U + p\Delta V$. Зміна ентальпії дорівнює:

$$\Delta H = \Delta U + p\Delta V;$$

$$\Delta H = H_2 - H_1.$$

Часто *ентальпію* називають *теплоємністю системи*.

Ентальпія визначається станом системи й не залежить від того, яким чином цей стан досягнутий.

Рівняння реакцій, для яких крім формул речовин вказуються їхні агрегатні стани й значення будь-якої термодинамічної функції стану, називаються *термохімічними*. Ентальпію реакції в цьому випадку називають *тепловим ефектом реакції*. Прийнято вважати, що тепло, поглинене системою (*ендотермічні реакції*) – позитивне ($\Delta H > 0$), а тепло, віддане системою в навколишнє середовище (*екзотермічні реакції*) – негативне ($\Delta H < 0$), тому: $Q = -\Delta H$.

Термохімія дозволяє визначати теплові ефекти різних реакцій – *теплоти утворення* хімічних речовин, *теплоти згорання* речовин, *розчинення*, *плавлення*, *нейтралізації*, *іонізації*, *атомізації* й т.п. Теплові ефекти, віднесені до 1 моля речовини в стандартних умовах (температура 298 К і тиск 101,3 кПа), називаються стандартними.

Теплота розчинення – кількість теплоти, що виділяється або поглинається при розчиненні 1 моль речовини у великій кількості розчинника.

Теплота нейтралізації – така кількість теплоти, яка виділяється при взаємодії 1 моль кислоти з 1 моль лугу.

Теплота згорання – це кількість теплоти, яка виділяється при повному згоранні 1 моль речовини у атмосфері кисню.

Теплота гідратування – теплота, яка виділяється або поглинається при приєднанні до 1 моль твердої безводної солі відповідної кількості кристалізаційної води до утворення стійкого кристалогідрату.

3. Наслідком першого закону термодинаміки є *закон Гесса* (основний закон термохімії): *Тепловий ефект хімічних реакцій, що протікають при постійному об'ємі або тиску, не залежить від числа проміжних стадій і визначається тільки початковим і кінцевим станом системи.*

Наслідки із закону Гесса:

1. *Тепловий ефект реакції (ентальпія) дорівнює різниці алгебраїчної суми ентальпій утворення продуктів реакції та алгебраїчної суми ентальпій утворення вихідних речовин враховуючи стехіометричні коефіцієнти.*

$$\Delta H_{298} = \sum V_i \Delta H_{298\text{прод}}^0 - \sum V_i \Delta H_{298}^0(\text{вихід})$$

2. *Тепловий ефект реакції дорівнює різниці сум стандартної ентальпії згоряння вихідних речовин і стандартних ентальпій згоряння продуктів реакції, взятих у відповідності зі стехіометричними коефіцієнтами.*

$$\Delta H_{298} = \sum V_i \Delta H_{C_{\text{вихід}}}^{0,298} - \sum V_i \Delta H_{C_{\text{прод}}}^{0,298}$$

4. *Мірою невпорядкованості системи або ймовірності є ентропія (S). Її зміна залежить тільки від початкового й кінцевого стану системи, вимірюється в кДж/моль·К. Ентропія S пов'язана з числом рівно вірогідних мікростанів W, якими можна реалізувати даний макростан системи, рівнянням:*

$$S = R/N \ln W,$$

де R – універсальна газова постійна, N – число Авогадро.

Найменшу ентропію має ідеально побудована кристалічна речовина при абсолютному нулі (третій закон термодинаміки). При нагріванні речовини ентропія завжди зростає, зростає вона при переході речовини із кристалічного стану у рідкий й далі в газоподібний. При хімічних процесах ентропія особливо різко змінюється у випадку реакцій, що йдуть зі зміною числа молекул газів: при збільшенні числа газових молекул вона зростає, при зменшенні - падає.

Суть другого закону термодинаміки: різні види енергії прагнуть перетворитися в теплоту, а теплота, у свою чергу, прагне розсіятися, тобто теплоту не можна повністю перетворити в роботу. Або: усякий самовільний процес в ізольованій системі йде зі зростанням ентропії.

Як критерій самовільності протікання процесу в неізольованих системах була введена нова функція стану. Ця функція стану для ізобарних процесів називається *енергією Гіббса* (на честь американського фізика Д. У. Гіббса), або

ізобарно-ізотермічний потенціал, G:

$$\Delta G = \Delta H - T\Delta S$$

Для ізохорних процесів вводиться аналогічна *енергія Гельмгольца* або *ізохорно-ізотермічний потенціал, F:*

$$\Delta F = \Delta U - T\Delta S$$

При постійній температурі й тиску самовільно можуть протікати тільки ті процеси для яких зміна енергії Гіббса (або Гельмгольца) негативна. Це одне з формулювань другого закону термодинаміки.

Питання для самоперевірки:

1. Назвіть основні поняття термодинаміки.
2. Перший закон термодинаміки.
3. Другий закон термодинаміки.
4. Третій закон термодинаміки.
5. Закон Гесса та його наслідки.

Лекція №3. Кінетика хімічних реакцій. Каталіз

1. Хімічна кінетика реакцій. Основні положення і поняття.
2. Класифікація хімічних реакцій.
3. Вплив факторів на швидкість хімічних реакцій.
4. Загальні закономірності каталізу. Гомогенний каталіз. Ферментативний каталіз. Гетерогенний каталіз.

1. *Вивчення механізмів реакцій і визначення їх швидкостей складає предмет хімічної кінетики.*

Швидкістю хімічної реакції (v) називають зміну кількості речовини за одиницю часу в одиниці об'єму для *гомогенних реакцій* і на одиницю поверхні для *гетерогенних реакцій*.

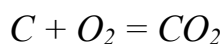
2. Основними факторами, що впливають на швидкість хімічної реакції є: *концентрація, температура, природа реагуючих речовин і наявність каталізатора.*

Вплив концентрації визначається законом діючих мас, сформульованим в 1867 році Гульбергом і П. Вааге: при постійній температурі швидкість хімічної реакції в кожний момент часу прямо пропорційна концентрації реагуючих речовин.

Для реакції ($2A + B \rightarrow$ продукти) залежність швидкості гомогенної реакції від концентрації реагуючих речовин можна записати у вигляді:

$$v = k [A]^2 [B]$$

де k — константа швидкості хімічної реакції, яка чисельно дорівнює швидкості хімічної реакції при концентраціях всіх реагуючих речовин, рівних 1 моль/л. *Це рівняння називають кінетичним. Варто пам'ятати, що в кінетичному рівнянні записуються тільки концентрації речовин, що перебувають у газовій фазі або рідкій, тому що концентрації твердих речовин постійні, отже, входять у константу швидкості реакції. Наприклад, для реакції:*

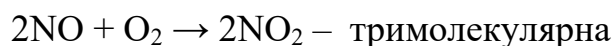
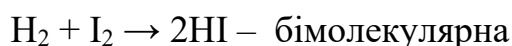


кінетичне рівняння має відповідно вигляд:

$$v = k [O_2]^2$$

Наведені кінетичні рівняння, як аналітичні вирази закону діючих мас, можуть застосовуватись тільки для ідеальних систем, у яких термохімічне рівняння відображає механізм реакції. При застосуванні закону діючих мас до реальних систем варто користуватися *активностями*, а не концентраціями, і показники ступенів у рівнянні знаходити дослідним шляхом.

Число молекул, одночасною взаємодією між якими в момент зіткнення здійснюється акт хімічної взаємодії, називається *молекулярністю реакції*.



Швидкість багатостадійних реакцій визначається швидкістю її самої повільної стадії.

Величини показників ступенів у кінетичному рівнянні визначають спеціальними методами й називаються *порядками реакції* за відповідною речовиною. Загальний порядок реакції дорівнює сумі показників ступенів у рівнянні швидкості хімічної реакції.

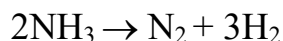
Реакції першого порядку. Рівняння кінетики швидкості реакції першого порядку в диференційному виді має вигляд:

$$v = -dc/d\tau = k_1C,$$

Реакції другого порядку. Виведення рівняння залежності концентрації від часу для реакцій другого порядку розглядається тільки для найпростішого випадку, коли концентрації двох реагуючих речовин однакові:

$$v = -dc/d\tau = k_2c^2,$$

Реакції нульового порядку. У реакціях нульового порядку швидкість хімічної реакції не залежить від концентрації реагуючих речовин. До них відносяться в першу чергу багато каталітичних реакцій, коли поверхня каталізатора повністю покрита молекулами реагуючих речовин. Наприклад,



У загальному вигляді:

$$v = k_0 \text{ або } C = C_0 - k_0\tau,$$

де C_0 — початкова молярна концентрація, C — концентрація в момент часу τ .

3. В 1879 році Вант-Гоффом було сформульовано правило: при збільшенні температури на кожні 10 градусів швидкість хімічної реакції зростає в 2-4 рази:

$$v_{T2} = v_{T1} \gamma^{\Delta T/10},$$

де γ — температурний коефіцієнт, що показує в скільки разів зростає швидкість даної реакції при збільшенні температури на 10°.

Не всяке зіткнення приводить до хімічної реакції. Для її здійснення необхідно, щоб молекули мали запас енергії, достатній для розриву тих зв'язків, які перебудовуються в ході реакції, тобто могли перебороти деякий енергетичний бар'єр.

Енергія активації (E_a) — надлишкова енергія, яка необхідна для вступу реагуючих речовин у реакцію при їх зіткненні, у порівнянні із середньою енергією, якою володіють молекули.

4. Каталізатори — це речовини, що змінюють швидкість хімічної реакції за рахунок утворення проміжної сполуки з низькою енергією активації. Важливою

властивістю каталізатора є відсутність його впливу на величину константи рівноваги.

На сьогодні не існує єдиної теорії каталізу:

Теорія утворення проміжного комплексу: $A+K \rightarrow AK$, $AK+B \rightarrow AB+K$.

Проміжні сполуки утворюються на поверхні каталізатора.

Адсорбційна теорія. Каталітична активність обумовлена здатністю каталізатора адсорбувати реагенти на активних центрах.

Мультиплетна теорія. Ця теорія передбачає утворення мультиплетного комплексу на активному центрі каталізатора, в результаті чого виділяється енергія, необхідна для розриву старих зв'язків.

Позитивним називається каталіз, в результаті якого відбувається прискорення хімічної реакції, негативним (інгібування) – уповільнення хімічної реакції. Якщо ж прискорення відбувається в результаті утворення каталізатора в процесі реакції, то така реакція називається автокаталітичною.

Каталіз буває: гомогенний, гетерогенний, мікрогетерогенний.

Ферментативний каталіз: роль каталізаторів виконують ферменти. Вони бувають прості й складні. Прості мають тільки білкову структуру, а складні крім білкової частини мають небілкові компоненти, які називають простетичними групами або коферментами.

За своїми розмірами молекули ферментів близькі до колоїдних часток. Тому їх не можна віднести ні до гомогенних, які утворюють однорідну систему з реагуючими речовинами, ні до гетерогенних, які утворюють самостійну фазу, відділену від реагуючої системи межею розподілу. Ферментативний каталіз відносять до мікрогетерогенного каталізу. До особливостей ферментативного каталізу відносяться:

1) Висока ефективність. Енергія активації біохімічних процесів в 2–3 рази нижче, ніж E_a звичайних хімічних процесів, тому ферменти діють в 10^3 – 10^6 разів швидше, ніж небіологічні каталізатори.

2) Специфічність. Певний фермент у даних умовах каталізує тільки одну біологічну реакцію.

3) М'які умови протікання реакцій. Біохімічні процеси в живому організмі протікають при досить низьких температурах 36—42 °С, атмосферному тиску й в інтервалі pH живого організму.

Питання для самоперевірки:

1. Основні положення і поняття хімічної кінетики.
2. Класифікація хімічних реакцій.
3. Які фактори впливають на швидкість хімічних реакцій?
4. Що таке каталіз? Назвіть його різновиди.

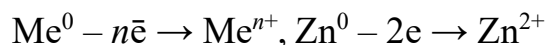
Лекція № 4. Електрохімія

1. Електродний потенціал.
2. Електроди. Класифікація електродів.
3. Будова гальванічних елементів.

1. Якщо занурити металеву пластину в розчин солі цього ж металу, то при знаходженні металу в розчині своєї солі можливі два процеси:

Перший (для активних металів, наприклад, Zn):

іони металу в результаті дії полярних молекул води (сольватація), відриваючись від металу, переходять у розчин, якщо $\Delta H_{\text{сольв.}} > \Delta H_{\text{крис. реш}}$



Другий (для малоактивних металів, наприклад, Cu):

іони металу з розчину осаджуються на поверхні пластинки, якщо $\Delta H_{\text{сольв.}} < \Delta H_{\text{крис. реш}}$:



Відомо, що процес розчинення характеризується рівнянням:

$$\Delta H_{\text{раств.}} = \Delta H_{\text{крис. реш}} + \Delta H_{\text{сольв.}}$$

Якщо енергія кристалічної решітки менше енергії сольватації, то має місце перший процес, якщо ж енергія кристалічної решітки більше енергії сольватації, протікає другий процес. Заряджена пластина металу притягає до себе з розчину протилежно заряджені іони. Хімічно активні метали (наприклад, цинк, алюміній) при зануренні в розчин своєї солі будь-якої концентрації частково переходять у розчин, і пластини заряджаються негативно. Для малоактивних металів (мідь, срібло, золото) спостерігається зворотне явище: при будь-якій концентрації розчину відбувається осадження іонів металу на пластинці, яка при цьому заряджається позитивно. У такий спосіб на границі метал - розчин виникають подвійний електрохімічний шар (ПЕШ). При утворенні подвійного електричного шару на границі метал - розчин біля самої поверхні металу, виникає абсолютний електродний потенціал.

Система, у якій метал контактує з розчином електроліту, що характеризується виникненням подвійного електричного шару (ПЕШ) з деяким потенціалом e називається *електродом*.

2. Абсолютне значення електродного потенціалу вимірювати неможливо, тому вимірюють різницю потенціалів між даним електродом і електродом порівняння, потенціал якого умовно приймають рівним нулю. Як електрод порівняння використовують стандартний водневий електрод. Електродним потенціалом (відносним потенціалом) називається величина Е.Р.С. гальванічного елемента, що складається з обумовленого електроду й електроду порівняння - стандартного водневого електроду:



$$\alpha_{\text{H}^+} = 1 \quad \alpha_{\text{Me}^+} = 1$$

$$\text{Е. Р. С. цього ланцюга: } E = e^0_{\text{Me}^+|\text{Me}} - e^0_{\text{H}^+|1/2 \text{H}_2}.$$

$$\text{Так як } e^0_{\text{H}^+|1/2 \text{H}_2} = 0, \text{ тоді } E = e^0_{\text{Me}^+|\text{Me}}.$$

Розташовуючи метали у порядку зростання їх стандартних електродних потенціалів, одержують електрохімічний ряд напруг металів або ряд стандартних електродних потенціалів.

Значення стандартних електродних потенціалів (e^0) для електродів – табличні величини, вони дають можливість визначити який елемент у гальванічному елементі буде катодом, а який – анодом: у катода потенціал більше, а в анода – менше.

В умовах, відмінних від стандартних значення e можна розрахувати за рівнянням Нернста (у загальному випадку):

$$e = e^0 \pm \frac{2,3RT}{nF} \ln \alpha_{\text{иона}}$$

Після перетворень:

$$e = e^0 + \frac{0,059}{n} \lg \alpha_{\text{катиона}}$$

$$e = e^0 - \frac{0,059}{n} \lg \alpha_{\text{аниона}}$$

де $R = 8,314$ Дж/К· моль; F – число Фарадея, $9,65 \cdot 10^4$ Кл/моль;

$T = 298$ К; n – кількість електронів; e^0 – стандартний електродний

потенціал; α - активність іонів (моль/л); $2,3 \ln = \lg$; $\frac{2,3 RT}{F} = 0,059$.

3. Залежно від будови та електродної реакції, електроди поділяють на:

1. *I-го роду*, потенціал яких визначається концентрацією або аніону, або катіону;

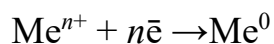
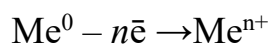
2. *II-го роду*, потенціал яких визначається концентрацією й аніону і катіону;

3. *Окислювально-відновні (III-роду)* – редокси електроди у вузькому змісті цього слова, тому що власне кажучи всі електроди є окислювально-відновними;

4. *Мембранні електроди.*

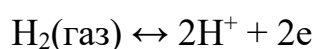
а) Електроди I-го роду:

– металеві електроди: пластина, занурена в розчин власної солі: Me/Me^{n+} . На електродах відбувається реакція:

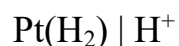


Електродний потенціал розраховується за рівнянням Нернста.

До електродів I-го роду відноситься *водневий електрод*. Це платинова пластина, покрита платиновою черню (кристалічний стан, відмінний від металевої платини). Така платинована пластина здатна поглинати (адсорбувати) більші об'єми молекулярного водню, які розпадаючись переходять у розчин у вигляді іонів:



Стандартний водневий електрод записується наступним чином:



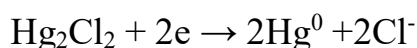
б) Електроди II-го роду

Це як правило метал, покритий трудно розчинним золем цього металу та занурений у розчин солі з однойменним аніоном:



До них відносяться: Каломельний: $Hg, Hg_2Cl_2 | KCl$ (нас)

На електродах відбуваються реакції (відповідно):



в) Електроди III роду (редокс - електроди).

Назва окисно-відновних електродів (редокс-електродів) походить від reduction – відновлення або oxidation – окислення.

Окисно-відновні електроди - це електроди, що складаються з інертного металу (як правило Pt, Au) занурених у розчин, що містить окислену й відновлену форми однієї речовини.

Схема:



Інертний метал в цьому випадку виконує роль переносника електронів.

До цього класу електродів відноситься також хінгидронний електрод – складний окисно-відновний електрод.

г) Мембранні електроди

Якщо напівпроникну мембрану помістити між двома розчинами різних концентрацій, то через деякий час по одну сторону мембрани виникає надлишок негативних іонів, а по іншу - позитивних. У такому випадку виникає електрохімічна різниця потенціалів, названа мембранним потенціалом.

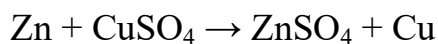
До електродів з мембранним потенціалом відносяться *іоноселективні електроди* (ІСЕ), які залежно від електродного матеріалу бувають: скляними, твердо- і жидкофазними й т.д.

Найпоширенішим видом електродів цього типу є скляний електрод. Потенціал цього електроду залежить від концентрації (активності) іонів H^+ у розчині.

4. Гальванічний елемент – це система, що складається з 2-х електродів, у якому енергія хімічної реакції перетворюється в електричну енергію. В основі всякого електрохімічного елемента лежать ОВР, що протікають роздільно на аноді – окислення, на катоді – відновлення.

Прикладом гальванічного елемента є елемент Якобі - Даніеля.

Електрична енергія утворюється у хімічній реакції:

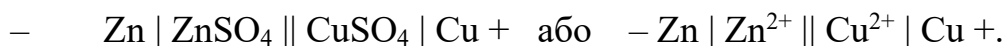


Реакція складається з окислювального процесу та процесу відновлення:

(-) електрод: $Zn^0 - 2e \rightarrow Zn^{2+}$ – процес окислення;

(+) електрод: $Cu^{2+} + 2e \rightarrow Cu^0$ – процес відновлення.

Схема гальванічного ланцюга записується за правилом «правого плюса», тобто праворуч завжди повинен бути записаний позитивний електрод (катод, не плутати з електролізом, там значення навпаки) (рис.1).



| – границя розподілу між металом і розчином в електроді.

|| – границя розподілу між електродами.

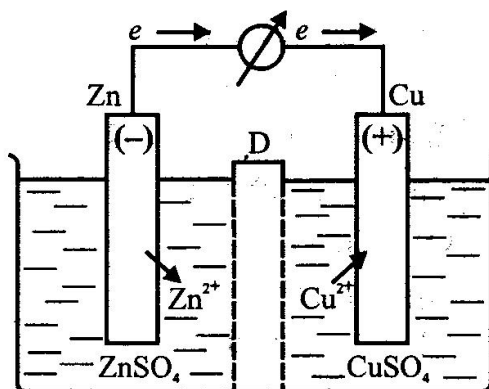
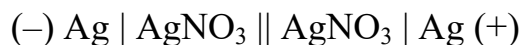


Рис. 4.1. Схема гальванічного елемента (елемент Якобі - Даніеля).

Концентраційний гальванічний елемент - у якому електрична енергія утворюється за рахунок вирівнювання різниці концентрацій розчинів.

Особливості концентраційного гальванічного елемента полягають у тому, що він складається з двох однакових електродів, занурених у розчин власних солей, але з різною молярною концентрацією електроліту.

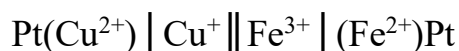


$$c_1 = 0,001 \text{ моль/л} \quad c_2 = 0,1 \text{ моль/л}$$

Зі схеми концентраційного гальванічного елемента видно, що електрод занурений у розчин з більшою концентрацією (C_2), заряджається позитивно (катод), а електрод, занурений у розчин з меншою концентрацією (C_1) – заряджається негативно (анод).

$$E_k = \frac{0,059}{n} \lg \frac{C_1}{C_2}$$

Окислювально-відновні ланцюги складаються із двох редокс-електродів:



Питання для самоперевірки:

1. Що вивчає електрохімія?
2. Дайте визначення поняттю «електродний потенціал».
3. Класифікація електродів.
4. Види електродів.
5. Яка будова гальванічного елемента?

Лекція № 5. Розчини (частина 1)

1. Загальна характеристика розчинів, типи розчинів.
2. Розчинність, електролітична дисоціація.
3. Водневий і гідроксильний показник.

1. Розчин – гомогенна система, яка складається як мінімум з двох компонентів, вміст яких може змінюватись. Склад розчинів також відповідно може змінюватись. Компоненти розчину: розчинена речовина – та речовина, якої менше, розчинник – та речовина, якої більше (для рідин). Якщо компоненти – в різних агрегатних станах, то розчинником називають рідкий компонент. Вода як універсальний розчинник твердих, рідких і газоподібних речовин є тим середовищем, у якому відбуваються більшість хімічних реакцій.

У фізичній хімії є найбільш вживаними наступні концентрації:

1) мольна частка χ_i («хі»), що відповідає числу моль компонента у розчині кількістю речовини 1 моль:

$$\chi_i = \frac{n_1}{n_1+n_2} = \frac{n_i}{\sum n_i},$$

де n – кількість речовини

$$n_1 + n_2 = 1 \text{ (моль)}$$

Інколи використовують мольні проценти – число моль даного компонента в кількості речовини 100 моль і позначається $\chi_i \cdot 100$

$$\chi_i \cdot 100 = \frac{n_1}{n_1+n_2},$$

де $n_1 + n_2 = 100$ (моль)

2) моляльність – це число моль розчиненої речовини у 1000 г розчинника:

$$C_m = \frac{n \cdot 1000}{m_{\text{розчинника}}}$$

x моль – у 1000 г розчинника

n моль – у m г розчинника

3) масова частка, або масовий відсоток

$$\omega = \frac{m_{\text{розчиненої речовини}}}{m_{\text{розчину}}} \cdot 100\%$$

4) об'ємна частка, або об'ємний відсоток – для газів

$$\varphi = \frac{V_{\text{газу}}}{V_{\text{газоподібного розчину}}} \cdot 100\%$$

5) молярна концентрація

$$C = \frac{n}{V}$$

6) молярна маса еквіваленту – використовується в меншій мірі.

Класифікація розчинів

За агрегатним станом компонентів: розчини бувають рідкими, твердими, газоподібними.

За вмістом розчиненої речовини:

- розведений – розчин, у якому вміст розчиненої речовини не перевищує 30 %;
- концентрований – розчин, у якому масова частка розчиненої речовини становить понад 30 %.

За здатністю речовини розчинятись:

- ненасичений – якщо у даній масі розчинника якась маса речовини ще може розчинитись;
- насичений – якщо кількість речовини, що переходить у розчин за одиницю часу, дорівнює кількості речовини, що виділяється у вигляді твердої фази;
- пересичений – якщо речовини розчинено більше, ніж її потрібно для насичення за даних умов. Ця система нестійка, тому за найменшої зміни умов (потирання скляною паличкою об стінки посуду, внесення маленького кристалу розчиненої речовини) розпочнеться процес кристалізації. При цьому з водних розчинів часто випадають кристали, які містять в собі молекули води.

Кристалічні речовини, до складу яких входить певне число молекул води, називають *кристалогідратами*.

2. Під *розчиненням* розуміють взаємодію речовини з рідиною-розчинником, яка дає можливість після видалення розчинника одержати вихідну речовину в незмінному стані. Розчинність речовин виражають максимальною кількістю грамів речовини, яку можна розчинити в 100 г розчинника. Процес розчинення складається з низки послідовних процесів:

- руйнування структури розчиненої речовини (наприклад кристалічних ґраток твердих речовин) і утворення в розчині іонів, молекул або атомів;
- взаємодія молекул розчинника з часточками розчиненої речовини (процес сольватації або гідратації, якщо розчинник – вода);
- розподіл (дифузія) сольватованих часточок в об'ємі розчинника.

Теорія електролітичної дисоціації ґрунтується на таких положеннях:

- існують речовини, їх називаються *електролітами*, які здатні під час розчинення розпадатися на іони (катіони і аніони);
- процес розпаду молекул на іони називається *дисоціацією*;
- іони в розчинах оточені полярними молекулами розчинника;
- в електричному полі катіони рухаються до негативного електроду (катода), аніони – до позитивного (анода).

Кількісною характеристикою процесу дисоціації є *ступінь дисоціації* α – відношення числа молекул, що розпалися на іони, до загальної кількості молекул розчиненої речовини в розчині. Під час розбавлення електроліту або підвищення температури ступінь дисоціації електролітів збільшується.

За величиною ступеню дисоціації всі електроліти поділяються на сильні і слабкі. До сильних електролітів відносять речовини, які в розчинах повністю дисоціюють на іони. Ступінь їх дисоціації $\alpha \approx 1$. Це насамперед луги, розчинні у воді солі, сильні кислоти.

Електроліти, що дисоціюють незначною мірою ($\alpha < 0,03$), відносять до слабких. До них належать більшість органічних і частина неорганічних кислот.

Дисоціація є ступінчастим оборотним процесом і характеризується константою рівноваги, яку називають **константою дисоціації**. Наприклад, амоній гідроксид у водному розчині дисоціює за таким рівнянням:



У даному випадку константа дисоціації матиме такий вигляд:

$$K_{\partial} = \frac{C_{\text{NH}_4^+} \cdot C_{\text{OH}^-}}{C_{\text{NH}_4\text{OH}}}$$

Рівняння, що зв'язує величини ступеня і константи дисоціації називають законом розведення Освальда:

$$K_{\partial} = \frac{\alpha^2}{1 - \alpha} \cdot C$$

де C – молярна концентрація електроліту.

3. Дисоціація води проходить за реакцією:



Іон H_3O^+ назвали іоном гідроксонію. Константа рівноваги реакції при 298 К буде:

$$K_{\text{Д}} = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [\text{OH}^-]}{[\text{H}_2\text{O}]^2} = 3,24 \cdot 10^{-18}$$

При 298 К концентрація молекул води дорівнює відношенню маси 1 м³ води (998,1 кг) до її молекулярної маси (18,02):

$$[\text{H}_2\text{O}] = 998,1/18,02 = 55,49 \text{ кмоль/м}^3.$$

Звідси одержимо:

$$\begin{aligned} K_{\text{Д}} \cdot [\text{H}_2\text{O}]^2 &= [\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [\text{OH}^-] = K_{\text{В}} = 55,49^2 \cdot 3,24 \cdot 10^{-18} = 0,9976 \cdot 10^{-14} \approx \\ &\approx 1,00 \cdot 10^{-14} \text{ кмоль/м}^3, \end{aligned}$$

де $K_{\text{В}}$ – так званий іонний добуток води – константа, яка подібно до константи дисоціації $K_{\text{Д}}$, залежить тільки від температури.

При 298 К в чистій воді або в розчині, що має нейтральну реакцію

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{OH}^-] = 1,00 \cdot 10^{-7} \text{ кмоль/м}^3.$$

Співвідношення концентрацій вільних гідроген- та гідроксил-іонів визначає активну реакцію розчину: вільні йони Гідрогену визначають активну кислотність, а вільні гідроксильні йони – активну лужність середовища.

Розчини, в яких $[H^+] = [OH^-]$ називають нейтральними;

розчини з $[H^+] > [OH^-]$ ($> 1 \cdot 10^{-7}$ моль/дм³) називають кислим;

з $[H^+] < [OH^-]$ ($< 1 \cdot 10^{-7}$ моль/дм³) – лужними.

Датський біохімік Серенсен (1909) запропонував виражати кислотність середовища величиною водневого показника pH .

Водневий показник, pH (*potentia hydrogeni* – сила водню, або *pondus hydrogenii* – вага водню) – міра активності (в дуже розведених розчинах вона еквівалентна концентрації) іонів Гідрогену в розчині, яка кількісно виражає його кислотність і яка є десятковим логарифмом концентрації іонів водню, взятим з протилежним знаком:

$$pH = -\lg [H^+]$$

Аналогічно гідроксильний показник pOH :

$$pOH = -\lg [OH^-]$$

$$pH + pOH = 14$$

Таким чином, в нейтральному розчині $pH = pOH = 7$. В кислому середовищі $[H^+] > 10^{-7}$ кмоль/м³, тобто $pH < 7$, в лужному навпаки, $[H^+] < 10^{-7}$ кмоль/м³, тобто $pH > 7$. Для знаходження концентрацій $[H^+]$ і $[OH^-]$ з відомих величин pH і pOH можна скористатись виразами:

$$[H^+] = 10^{-pH} \quad \text{і} \quad [OH^-] = 10^{-pOH}$$

Таблиця 5.1. Співвідношення між концентраціями іонів H^+ і OH^- , водневим і гідроксильним показниками при 298 К

$[H^+]$, кмоль/м ³	1	10^{-1}	10^{-2}	10^{-3}	10^{-4}	10^{-5}	10^{-6}	10^{-7}	10^{-8}	10^{-9}	10^{-10}	10^{-11}	10^{-12}	10^{-13}	10^{-14}
$[OH^-]$, кмоль/м ³	10^{-14}	10^{-13}	10^{-12}	10^{-11}	10^{-10}	10^{-9}	10^{-8}	10^{-7}	10^{-6}	10^{-5}	10^{-4}	10^{-3}	10^{-2}	10^{-1}	1
pH	0	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14
pOH	14	13	12	11	10	9	8	7	6	5	4	3	2	1	0
Реакція середовища	сильнокисле			слабокисле				нейтральне	слаболужне			сильнолужне			

Лекція № 6. Розчини (частина 2)

1. Закон Рауля і Вант-Гоффа для електролітів і неелектролітів.
2. Буферні розчини.
3. Сильні електроліти. Іонна сила розчинів.

1. Колігативні властивості розбавлених розчинів (властивості, які не залежать від природи розчинника та розчиненої речовини, а залежать від концентрації розчину): зниження тиску пари розчинника над розчином, зменшення температури замерзання розчину у порівнянні з чистим розчинником, збільшення температури кипіння розчину у порівнянні з чистим розчинником, явище осмосу.

Тиск насиченої пари називається також пружністю пари.

Закон Рауля: відносне зниження пружності пари розчинника над розчином дорівнює мольній частці розчиненої речовини:

$$\frac{p^0 - p}{p^0} = N \quad (1)$$

де p^0 – тиск насиченої пари розчинника;

p – тиск насиченої пари розчинника над розчином;

$p^0 - p$ – зниження тиску насиченої пари розчинника над розчином;

$\frac{p^0 - p}{p^0}$ – відносне зниження тиску насиченої пари розчинника над розчином;

N – мольна частка розчиненого нелеткого компонента.

Закон Рауля, який був сформульований на основі експериментальних даних, можна вивести аналітично, припускаючи, що пара розчинника підпорядковується законам ідеальних газів, і що між молекулами розчинника та розчиненої речовини немає будь-якої специфічної взаємодії. Закон Рауля справджується для розбавлених розчинів неелектролітів. Розчини, які підпорядковуються закону Рауля, мають назву ідеальних.

Насправді реальні розчини своїми властивостями завжди відрізняються від ідеальних. Але в багатьох випадках при малих концентраціях реальні розчини досить точно підкоряються закону Рауля. Тому надалі будемо враховувати, що розбавлені розчини є ідеальними.

Із закону Рауля безпосередньо випливає, що температура кипіння розчину твердої (нелеткої) речовини буде завжди вища за температуру кипіння чистого розчинника та температура замерзання розчину твердої речовини буде завжди нижче за температуру кипіння чистого розчинника.

Закономірності цих явищ кількісно описуються формулами:

$$T_k - T_0 = \Delta T = E \times b$$

E – ебуліоскопічна стала,

b – моляльність розчину

$$T_0 - T_3 = \Delta T = K \times b$$

K – кріоскопічна стала,

b – моляльність розчину

T_k і T_0 – температура кипіння розчину та розчиннику

T_3 і T_0 – температура замерзання розчину та розчиннику

Другий закон Рауля: зменшення температури замерзання або збільшення температури кипіння розчину прямо пропорційне його моляльності.

Застосування явищ кріоскопії та ебуліоскопії: визначення молекулярної маси речовини, визначення осмотичного тиску розчинів, визначення концентрації розчинів.

Зменшення температури замерзання розчинів має велике значення для живих організмів. Так, клітинний сік організмів є розчином в основному органічних речовин, його температура замерзання лежить нижче нуля, тому організми не гинуть при знижених температурах. Зимостійкість рослин тісно пов'язана з концентрацією клітинного соку: чим більше концентрація, тим більш низькі температури може переносити рослина. Процес перетворення високомолекулярних сполук при настанні холодів (наприклад, крохмалю в глюкозу), який відбувається в клітинах рослин, викликаний необхідністю

підвищити концентрацію клітинного соку. З тих же причин добре зберігаються овочі та фрукти при температурі -1°C .

Величина ебуліоскопічної та кріоскопічної сталих залежить тільки від природи розчинника і не залежить від природи розчиненої речовини.

Якщо розчинник і розчин або два розчини різних концентрацій розділити напівпроникною перегородкою (мембраною), крізь яку легко проходять молекули розчинника і яка затримує молекули розчиненої речовини, то спостерігається дифузія розчинника – осмос – і виникає осмотичний тиск. Внаслідок осмосу вирівнюються концентрації розчинів по обидва боки мембрани.

Осмотичний тиск розбавлених розчинів підпорядковується газовим законам, тобто рівнянню Менделєєва-Клапейрона:

$$p_{\text{осм.}} = CRT$$

де C – концентрація розчиненої речовини;

R – газова стала.

До цього висновку прийшов Вант-Гофф на основі експериментів і теоретичних розрахунків.

Закон Вант-Гоффа: осмотичний тиск розбавленого розчину дорівнює тому тиску, який здійснювала би дана кількість розчиненої речовини, якщо б вона знаходилась в газовому стані при заданій температурі та займала об'єм, який дорівнює об'єму розчину.

Це рівняння дає точні результати тільки для розбавлених розчинів.

Помилково було б вважати, що осмотичний тиск виникає в будь-якому розчині при будь-яких умовах. Він виникає тоді і тільки тоді, коли два розчини з різними концентраціями розчиненої речовини розділені напівпроникною перегородкою, яка пропускає молекули розчинника і не пропускає молекул розчиненої речовини.

Розчини, які мають однаковий осмотичний тиск називаються ізотонічними. Розчин, який має більший осмотичний тиск, у порівнянні з даним, називається гіпертонічним, а менший – гіпотонічним.

Явище осмосу широко використовують у промисловості. На ньому базується опріснення морської води (країни Близького Сходу), концентрування соків фруктів та овочів і т.д.

Явище осмосу має велике значення в біологічних процесах. Клітинна цитоплазма являє собою напівпроникну мембрану. Якщо клітина має контакт з розчином, в якому концентрація розчинених речовин менша (менший осмотичний тиск), то вода проходить у клітину і створює тиск з її середини на перегородку, завдяки чому виникає пружність тканин. Це явище називається тургором. Якщо клітина відмирає, то цитоплазма втрачає властивості напівпроникної перегородки, осмотичний тиск зникає, тканина стає в'ялою.

Якщо клітина має контакт з розчином, в якому осмотичний тиск вищий, ніж в клітині, то вода частково виходить з клітини. Внаслідок цього цитоплазма стискується і відокремлюється від стінок клітини. Це явище називається плазмолізом.

У рослинах завдяки осмотичному тиску живильні розчини піднімаються на висоту, яка досягає іноді кількох десятків метрів. Завдяки осмосу можна пояснити існування рослин на засолених ґрунтах (осмотичний тиск у таких рослин досягає 15 атм). Вивчення явища осмосу та механізму дії солей ґрунтового розчину дало змогу розробити цілий ряд заходів по підвищенню солестійкості рослин.

Наприкінці XIX ст. перед хімією розчинів постали питання, пов'язані з відхиленнями, якими відзначалися розчини електролітів. Закони Рауля, Вант-Гоффа виявилися незастосовними до розчинів електролітів.

Для водних розчинів електролітів рівняння Рауля матиме вигляд

$$p = p^0 \frac{n}{n + in_{ел}}, \quad (2)$$

де p – тиск водяної пари над розчином електроліту;

p_0 – тиск водяної пари над чистою водою;

n – число кіломолив води;

$in_{ел}$ – число кіломолив електроліту;

i – ізотонічний коефіцієнт електроліту.

Обчислені за формулою Вант-Гоффа осмотичний тиск і зміна температури кипіння та замерзання за ебуліоскопічною і криоскопічною формулами виявилися значно меншими, ніж аналогічні дослідні і теоретичні величини. Для того щоб ці величини збігалися, у відповідні рівняння треба було ввести поправочний коефіцієнт i , який дістав назву ізотонічного, або коефіцієнта Вант-Гоффа.

$$\Delta T_{\text{к}}=iEb, \Delta T_{\text{з}}=iKb, p_{\text{осм}}=iCRT$$

Співвідношення між ізотонічним коефіцієнтом Вант-Гоффа і ступенем дисоціації електроліту визначається рівнянням

$$i = 1 + \alpha(n - 1),$$

де α – ступінь дисоціації електроліту;

n – число іонів, на яке розпадається молекула електроліту.

2. Розчини, які мають властивість підтримувати в певних межах величину рН сталою при добавлянні до них кислот, лугів, а також при розведенні, називаються буферними.

Найчастіше буферні системи – це розчини слабкої кислоти і добре дисоційованої солі цієї кислоти або розчини слабкої основи і добре дисоційованої солі цієї основи.

Для кількісної характеристики буферних властивостей розчину введена величина, яка називається буферною ємністю. Буферна ємність дорівнює кількості грам-еквівалентів b кислоти або лугу, яку треба додати до 1 л буферного розчину, щоб змінити рН на одиницю. Чим більша буферна ємність, тим більше потрібно кислоти або лугу, щоб змінити рН на 1.

Для експериментального визначення буферної ємності до 1 л розчину добавляють певну кількість кислоти або лугу, визначають рН до добавлення кислоти – $pH_{\text{до}}$ і після $pH_{\text{після}}$, обчислюють зміну рН: $\Delta pH = pH_{\text{після}} - pH_{\text{до}}$. Після цього величину буферної ємності обчислюють за формулою:

$$\beta = \frac{b}{\Delta pH}$$

Величина буферної ємності залежить від концентрації компонентів буферної системи. Найбільша величина буферної ємності досягається в розчинах, в яких концентрація слабкої кислоти або слабкої основи дорівнює концентрації солі.

Механізм дії буферної системи розглядався в курсі аналітичної хімії.

Буферність ґрунту залежить від складу і властивостей твердої фази ґрунту, а також від складу ґрунтового розчину.

Буферність твердої фази ґрунту обумовлена двома факторами: кількістю ґрунтових колоїдів та складом поглинених катіонів.

Ґрунтовий розчин має буферність в тому випадку, коли він містить солі сильних основ та слабких кислот (натрієві, калієві, магнієві та кальцієві солі гумінових і ін. кислот). Чим вище вміст в ґрунтовому розчині цих солей, тим вище його буферність.

В слабобуферних ґрунтах реакція середовища може суттєво змінюватися при внесенні фізіологічно кислих або лужних добрив. В ґрунтах, які мають велику буферність цього не відбувається.

Шляхом внесення органічних та мінеральних колоїдів (наприклад, мулу або глини) буферність ґрунту може значно поліпшуватись. В кислих ґрунтах буферність по відношенню до кислот можна підвищити внесенням вапна. На ґрунтах з малою буферністю рекомендується вносити мінеральні добрива в декілька прийомів зменшеними дозами, щоб запобігти різкій зміні рН середовища.

3. Особливості розчинів сильних електролітів пояснює електростатична теорія (Дебай, Гюккель, 1924р.). В основі її лежать наступні положення:

1. Іони електроліту взаємодіють один з одним. Сили взаємодії електростатичні та можуть бути розраховані за законами електростатики.

2. Розчинник впливає на взаємодію іона. Цей вплив враховується введенням діелектричної сталої розчинника.

3. Взаємодія іона (в теорії електролітичної дисоціації він має назву центрального) з оточуючими його іонами електроліту в середньому рівноцінна його взаємодії з іонною атмосферою, яка має безперервний розподіл електричного заряду.

4. Розмірами центрального іона можна знехтувати та вважати його крапковим зарядом.

За допомогою теорії сильних електролітів можна пояснити зменшення електропровідності розчинів сильних електролітів. Електростатична взаємодія між іонами призводить до зменшення рухливості іонів і відповідного зменшення електропровідності розчинів. Цю взаємодію можна уявити на моделі двох протилежно заряджених кульок, які рухаються назустріч одна одній під дією постійного електричного поля. В результаті електростатичного притягання їх траєкторія зміниться, коли вони наблизяться одна до одної, а в момент, коли вони почнуть віддалятися, електростатична взаємодія гальмуватиме їх рух. Внаслідок порушення прямолінійного руху і взаємного гальмування швидкість руху іонів у напрямі електричного поля зменшиться. Чим більша концентрація електроліту, тим ближче наблизатимуться іони один до одного, тим частіше вони зустрічатимуться. Відповідно до зменшення швидкості руху іонів у напрямі поля зменшується і електропровідність.

Дебай установив, що в розведених розчинах сильних електролітів логарифм середнього коефіцієнта активності обернено пропорційний кореню квадратному з його іонної сили J (рівняння граничного закону Дебая-Гюккеля):

$$\lg \gamma = -Az^2 \sqrt{J},$$

де A – стала величина, яка залежить від зарядів іонів, температури і діелектричної проникності розчину.

Для кількісного описання концентрованих розчинів слабких електролітів і розчинів сильних електролітів Льюїс запропонував зберегти рівняння класичної теорії без змін, але замість концентрацій підставляти відповідно такі величини,

щоб для будь-яких концентрацій константа дисоціації зберігала сталу величину. Цю величину, яку Льюїс назвав активністю, позначають літерою a . Зв'язок між активністю a і концентрацією C можна зобразити формулою:

$$a = \gamma \times C$$

де γ – коефіцієнт активності, який ураховує сили взаємодії.

В області невисоких концентрацій середні коефіцієнти активностей електролітів визначаються лише валентністю іонів, на які розпадаються молекули. Тому середні коефіцієнти для KCl, KBr, HCl, NaNO₃ однакові. Для розведених розчинів коефіцієнт активності практично залежить тільки від загальної концентрації всіх розчинених електролітів і їх валентностей.

Для розчинів електролітів, а також і для суміші розчинів електролітів, Льюїс і Рендель ввели поняття про іонну силу J , вивели закон іонної сили, за яким коефіцієнт активності в розбавлених розчинах залежить не від природи електроліту, а тільки від величини іонної сили. У різних електролітів з однаковими величинами іонної сили коефіцієнти активності однакові.

Величина іонної сили J визначається як напівсума добутків концентрацій іонів C на квадрати їх валентностей z :

$$J = \frac{1}{2} \times \sum z_i^2 \times C_i$$

Питання для самоперевірки:

1. Що таке електроліти та неелектроліти?
2. Закон Рауля і Вант-Гоффа.
3. Що таке буферні розчини? Які буферні розчини ви знаєте?
4. Що таке буферна ємність?
5. Назвіть сильні електроліти.

Лекції № 7, 8. Колоїдні розчини

1. Загальна характеристика колоїдних систем.
2. Способи отримання і очищення колоїдних розчинів.
3. Будова колоїдної частинки.
4. Електричні властивості колоїдних систем.
5. Коагуляція і стійкість колоїдних розчинів. Захист колоїдних систем.

1. Визначення колоїдної хімії в редакції Ребіндера П.А. звучить у такий спосіб: «Колоїдна хімія – розділ фізичної хімії, у якому розглядаються процеси утворення й руйнування дисперсних систем, а також їхні характерні властивості, пов'язані в основному з поверхневими явищами на межі розділу фаз у цих системах».

Волокна, м'язові й нервові клітини, клітинні мембрани, протоплазма, гени, віруси – все це колоїдні утворення.

Емульсії, суспензії, студні, піни, порошки широко використовуються як у харчовій, так і в текстильній, хімічній, будівельній промисловості, вони є товарною формою косметичних засобів.

Слід зазначити велике значення колоїдної хімії для захисту навколишнього середовища. Методи очищення водних середовищ від дисперсних частинок оснований на закономірностях колоїдної хімії.

Дисперсними системами називають системи, що складаються із частинок однієї фази, що розподілена в іншій, тобто дисперсні системи складаються з 2-х фаз або більше.

Поняття “дисперсний” походить від латинського “dispersus” – роздроблений.

Фазу, що складається із частинок роздробленої речовини, називають **дисперсною фазою**, а середовище, у якій розподілені частинки – **дисперсійним середовищем**.

Будь-яка дисперсна система, незалежно від агрегатного стану речовини, складається з дисперсної фази й дисперсійного середовища.

Для всіх дисперсних систем характерні дві основні ознаки:

1. Дисперсність, тобто висока роздробленість;
2. Гетерогенність (неоднорідність), система складається з 2-х і більше фаз.

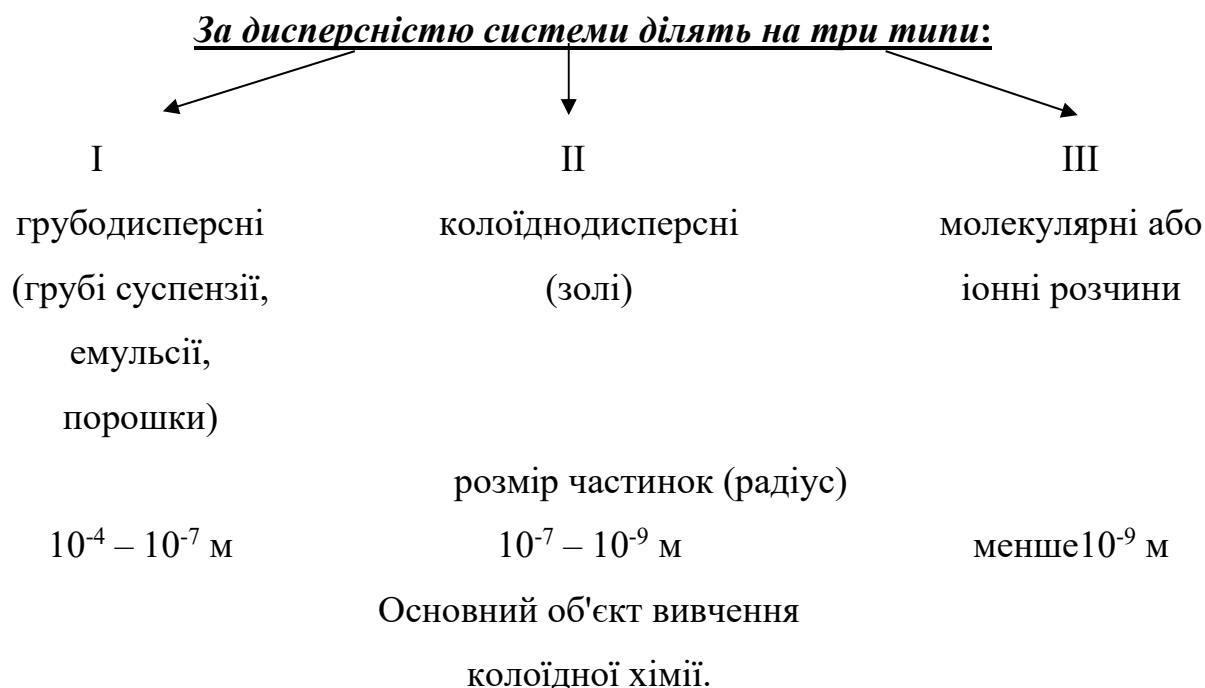
Класифікація дисперсних систем

Класифікація за розміром частинок (ступенем дисперсності)

Дисперсність, або ступінь дисперсності, D – це міра роздробленості речовини.

$$D = \frac{1}{a};$$

де a – розмір частинки (діаметр або довжина ребра), м¹.



Зі зміною розмірів часток змінюються кінетичні, оптичні, каталітичні й інші властивості дисперсних систем I, II і III:

I	II	III
не прозорі, гетерогенні; частинки відбивають світло, не проходять через фільтр, видно в оптичний мікроскоп, осідають або спливають.	прозорі, опалесціують – гетерогенні; частинки розсіюють світло, фільтруються, видно в електронний мікроскоп, осідають поступово.	прозорі, гомогенні; частинки фільтруються, не видно в сучасні мікроскопи, термодинамічно стійкі.

Класифікація за агрегатним станом дисперсної фази й дисперсійного середовища

Можна виділити дев'ять типів дисперсних систем. Їх позначають дробом, чисельник якого вказує на агрегатний стан дисперсної фази, а знаменник – дисперсійного середовища.

Класифікація дисперсних систем за агрегатним станом

Дисперсійне середовище	Дисперсна фаза	Умовне позначення	Назва системи й приклади
1	2	3	4
Тверде	Тверда	T/T	Тверді гетерогенні системи: мінерали, сплави, композиційні матеріали.
	Рідка	P/T	Капілярні системи: ґрунт, пористі тіла з рідиною, такі мінерали, як опал, перли, хризосола.
	Газоподібна	G/T	Пористі тіла: пемза, силікагель, активоване вугілля.
Рідке	Тверда	T/P	Суспензії й золі: пасти.
	Рідка	P/P	Емульсії: нафта, креми, молоко.
	Газоподібна	G/P	Газові емульсії: піни.

Газоподібне	Тверда	Т/Г	Аерозолі: пил, дим, порошки.
	Рідка	Р/Г	Аерозолі: тумани, хмари.
	Газоподібна	Г/Г	Атмосфера землі.

Системи з рідким середовищем називають ліозолями. Залежно від природи рідини ліозолі поділяють на гідрозолі, органозолі, бензозолі й т.д.

Класифікація за кінетичними властивостями:

1. Вільнодисперсні системи – системи, у яких дисперсна фаза рухома.
2. Зв'язанодисперсні системи – системи із твердим дисперсійним середовищем, у якому частинки дисперсної фази не можуть вільно переміщуватись.

Класифікація за ступенем взаємодії дисперсної фази з дисперсійним середовищем:

1. **Ліофільні (якщо дисперсійне середовище вода – гідрофільні)** – системи, в яких сильно виражена взаємодія частинок дисперсної фази з розчинником (від грецького «ліо» – розчиняю; «філіо» – любов). Системи термодинамічно стійкі. Дисперсна фаза в таких середовищах може піддаватися мимовільному диспергуванню. Дисперсії деяких глин; поверхнево-активні речовини (ПАР); розчини високомолекулярних сполук (ВМС).
2. **Ліофобні (гідрофобні)** – дисперсна фаза слабо взаємодіє з дисперсійним середовищем. Системи термодинамічно нестійкі й вимагають спеціальних методів стабілізації (золі металів, ліозолі, аерозолі, емульсії, піни).

2. Одержання дисперсних систем

Всі методи одержання колоїдних систем можна розділити на 2 основні групи:

- 1) диспергування – подрібнення великих частинок грубодисперсних систем до розмірів частинок колоїдної дисперсності;
- 2) конденсація – об'єднання атомів, іонів або молекул у більші частинки (агрегати) колоїдних розмірів.

Незалежно від методів, що застосовуються для одержання колоїдних систем, до загальних умов їхнього одержання відносяться наступні:

1. Нерозчинність речовини дисперсної фази в дисперсійному середовищі.
2. Досягнення колоїдної дисперсності частинками дисперсної фази.
3. Наявність у системі, у якій утворюються частинки дисперсної фази, третього компонента – стабілізатора, що надає системі агрегативну стійкість (найчастіше ПАР (поверхнево-активні речовини), у тому числі високомолекулярні сполуки).

Методи конденсації

Розрізняють наступні методи:

- 1) фізичної конденсації;
- 2) хімічної конденсації.

Методи фізичної конденсації

Метод конденсації з пари

Один з методів конденсації, запропонований С.З. Рогінським і А.І. Шальніковим, оснований на конденсації пари у вакуумі на поверхні посудини, охолодженої рідким повітрям.

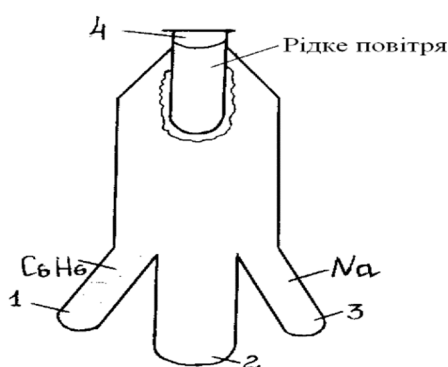


Рис. 7.1. Схема приладу Рогінського С.З. і Шальнікова А.І.

У відростках 1 і 3 приладу, підлягають випарюванню одночасно речовина – майбутня дисперсна фаза (наприклад, натрій) і дисперсійне середовище (наприклад, бензол) при $T = 673 \text{ K}$.

Пари речовин конденсуються на поверхні посудини 4, охолоджуваної рідким повітрям до 193 К – охолоджений твердий бензол містить затверділий натрій. Після видалення з посудини 4 рідкого повітря температура підвищується, суміш бензолу з натрієм, що розмерзлася, попадає у відросток 2 – отримано колоїдний розчин натрію в бензолі.

Метод заміни розчинника

Полягає у тому, що при додаванні розчину речовини в інший розчинник, в якому ця речовина не розчиняється, вона конденсується з утворенням частинок дисперсної фази.

У такий спосіб одержують золі багатьох речовин.

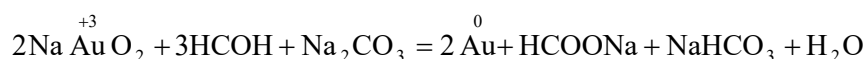
Методи хімічної конденсації

Основами є проведення в розчині хімічних реакцій, що супроводжуються утворенням нерозчинних або важкорозчинних речовин.

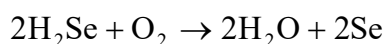
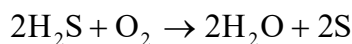
Це можуть бути реакції: відновлення, окиснення, розкладання, гідролізу й ін.

1. Відновлення: одержують золі металів.

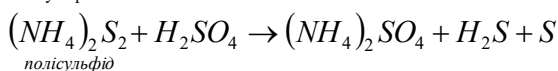
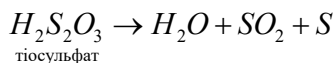
Червоний золь золота – реакція відновлення солі золота (натрій аурату) формальдегідом:



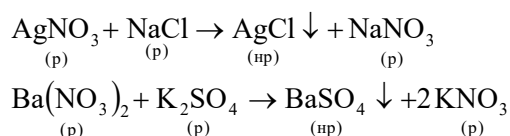
2. Окиснення: одержують золі сірки і селену дією кисню та оксиди металів:



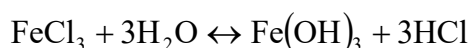
3. Розкладання: одержання золю сірки розкладанням тіосульфатів і полісульфідів:



4. Подвійний обмін: дозволяє одержувати багато золів важкорозчинних сполук:



5. Гідроліз: одержують золі гідроксидів важких металів:



Методи диспергування

Диспергування – тонке подрібнення твердих матеріалів або рідин і розподіл їхніх частинок у рідкому або газоподібному середовищі.

У результаті утворюються порошки, суспензії, аерозолі, емульсії.

Механічне диспергування

Для одержання колоїдних розчинів цим методом проводиться розтирання й подрібнення твердих тіл у спеціальних машинах – колоїдних млинах.

В основу дії машин-подрібнювачів покладені принципи роздавлювання, розколювання, стирання, удару і т.д. – процес ведуть зазвичай в присутності ПАР.

Метод електричного розпилення

Через будь-яке дисперсійне середовище (наприклад, воду) пропускають електричний струм між електродами, виготовленими з матеріалу, колоїдний розчин якого хочуть одержати – один електрод подрібнюється. Одержують колоїдні розчини золота, срібла, платини та інших металів.

Ультразвукове розпилення

Суспензія грубодисперсної речовини, що підлягає подрібненню, під дією ультразвукових хвиль подрібнюється до колоїдного стану.

У такий спосіб одержують колоїдні розчини смол, гіпсу, графіту, металів, барвників, крохмалю і т.д.

Електрогідравлічний удар – новий спосіб одержання дисперсних систем, що забезпечує високий ступінь дисперсності при мінімальних витратах часу.

Електрогідравлічні технології – результат фундаментальних і прикладних досліджень, дослідно-конструкторських розробок і дослідно-промислових перевірок устаткування, проведених Інститутом імпульсних процесів і технологій (ІПТ) НАН України (м.Миколаїв). ІПТ НАН України – єдина у світі організація, що спеціалізується на вивченні фізико-технічних аспектів імпульсних процесів і на створенні імпульсних технологій.

Метод пептизації

Пептизація – переведення осаду в золь шляхом обробки пептизаторами – розчинами електролітів, ПАР або розчинником. При пептизації не відбувається зміна ступеня дисперсності частинок.

Результатом пептизації є роз'єднання частинок і розподіл їх по всьому об'єму дисперсійного середовища.

Очищення колоїдних розчинів

Колоїдні розчини, отримані будь-якими методами, зазвичай мають ряд домішок. Всі ці речовини змінюють властивості колоїдних систем і тому повинні бути видалені.

Діаліз – процес очищення, оснований на властивості напівпроникної мембрани пропускати домішки іонів і молекул малих розмірів і затримувати колоїдні частинки.

Прилад для очищення колоїдів називається діалізатором.

Електродіаліз – процес діалізу, який пришвидшено завдяки застосуванню електричного струму.

Ультрафільтрація – це спосіб концентрування дисперсних систем, фільтрування колоїдних розчинів через напівпроникну мембрану під тиском або у вакуумі. При цьому колоїдні частинки залишаються на фільтрі (мембрані), а фільтрат, що містить низькомолекулярні речовини переходить в розчинник.

Електроультрафільтрація – ультрафільтрація в електричному полі.

3. Будова міцели

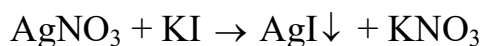
Згідно загальноприйнятої міцелярної теорії будови колоїдних розчинів, золь складається з 2-х частин:

1. Міцела – структурна колоїдна одиниця (частинка дисперсної фази), оточена подвійним електричним шаром.

2. Інтерміцелярна рідина – дисперсійне середовище, що розділяє міцели і в якому розчинені електроліти, неелектроліти і ПАР.

Будова міцели може бути розглянута лише у першому наближенні, оскільки вона не має певного складу.

Розглянемо без урахування впливу інтерміцелярної рідини спрощені схеми будови золю аргентум йодиду, отриманого за реакцією:



надлишок AgNO_3

надлишок KI

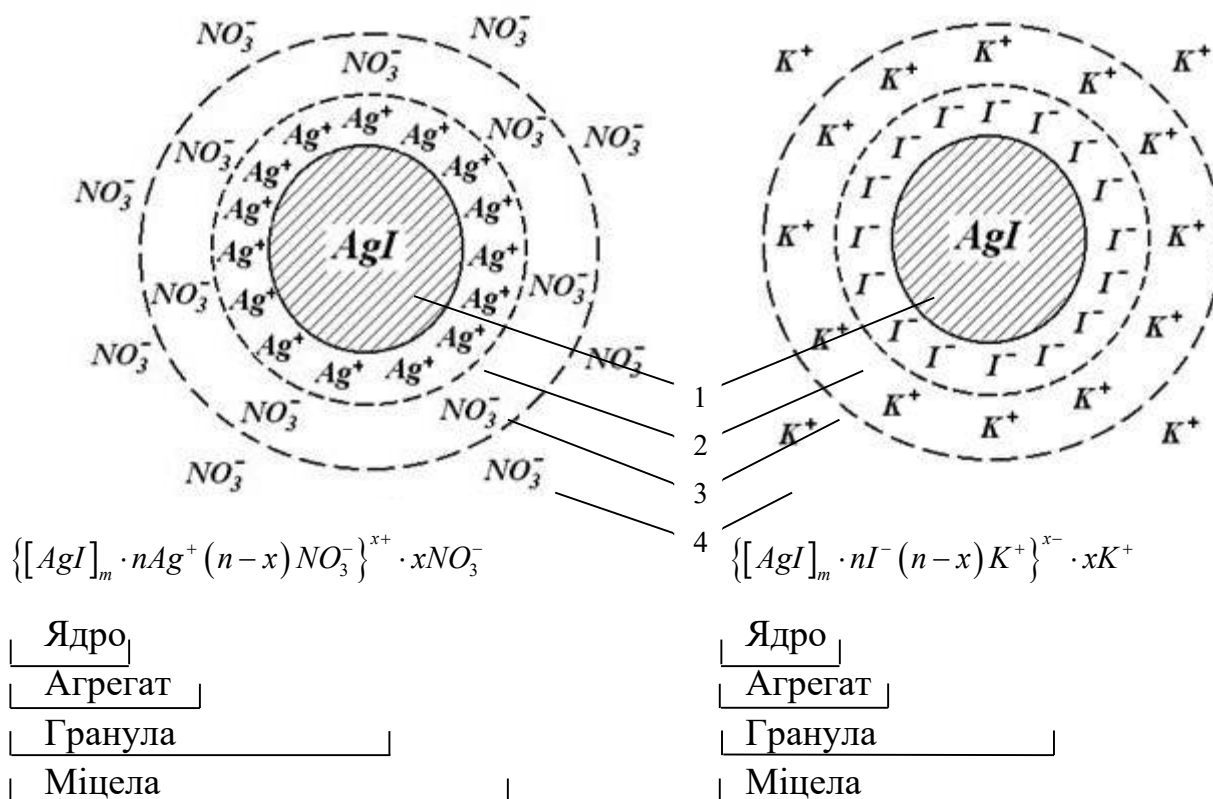


Рис. 7.2. Елементарна колоїдна частинка – міцела (4) – має наступну будову:

- в центрі знаходиться ядро (1), що являє собою мікрокристал або агрегат з мікрокристалів; поверхня ядра володіє запасом вільної енергії і вибірково адсорбує йони з навколишнього середовища.

Правило Панета-Фаянса: на поверхні твердого тіла переважно адсорбуються йони, здатні добудувати його кристалічну ґратку або ті, що утворюють з йонами, які входять до складу кристалічної ґратки, найбільш важкорозчинні сполуки. Визначається це надлишком тих чи інших йонів.

- ядро разом з потенціалоутворюючими йонами утворюють агрегат (2);

- після виникнення заряду агрегат починає притягувати з розчину йони з протилежним знаком (протийони) – утворюється подвійний електричний шар;

- при цьому деякі йони дуже міцно притягуються до агрегату, утворюючи адсорбційний (щільний) шар протийонів. Агрегат разом з протийонами щільного шару складає гранулу або частинку (3). Частинка характеризується подвійним електричним шаром, який складається з потенціалоутворюючих йонів і йонів щільного шару, алгебраїчна сума яких визначає заряд системи;

- протийони, що не входять до щільного шару і знаходяться більш віддалено від ядра, утворюють дифузний шар протийонів. Усі ці складові утворюють міцелу (4), електричний заряд якої рівний нулеві.

4. Електричні властивості дисперсних систем

Теорії утворення і будови подвійного електричного шару

Існування подвійного електричного шару (ПЕШ) йонів і стрибка потенціалу на межі розділу двох фаз відіграє важливу, а іноді – основну роль у багатьох явищах, важливих для теорії і практики. До них відносяться: електродні процеси, електрокапілярні і електрокінетичні явища, явища, пов'язані з електростатичною взаємодією колоїдних частинок, що значною мірою визначають стійкість дисперсної системи. Всі ці явища, пов'язані посередництвом ПЕШ, називаються **електроповерхневими явищами**.

Розглянемо явище, що має місце на межі розділу фаз – виникнення подвійного електричного шару, який обумовлює різні електроповерхневі явища.

Розрізняють три можливі механізми утворення ПЕШ:

- в результаті переходу йонів або електронів з однієї фази у іншу (поверхнева іонізація);
- в результаті вибіркової адсорбції в міжфазному шарі йонів електролітів;
- в результаті орієнтування полярних молекул поєднаних фаз при їх взаємодії.

За першим механізмом заряд на поверхні може утворюватися в результаті електролітичної дисоціації молекул поверхні твердої фази, в результаті чого йони одного знаку залишаються у фіксованому положенні на цій поверхні, а протийони (йони протилежного заряду) переходять до межуючого розчину. За таким механізмом ПЕШ виникає в розчині цілої низки високомолекулярних сполук.

За другим механізмом йони одного знаку необмінно адсорбуються поверхнею, а йони протилежного знаку, через електростатичне притягання, розміщуються біля неї. Величина і знак заряду поверхні залежить від природи твердих частинок адсорбенту і від природи рідини, з якою він межує.

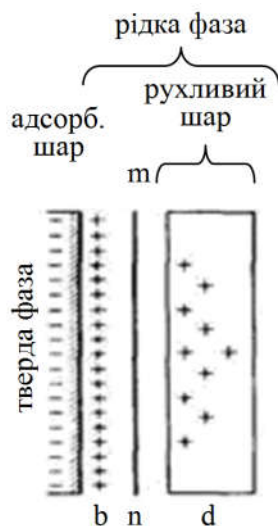


Рис. 7.3. Схема розташування зарядів біля поверхні твердої частинки.

Розглянемо схеми будови ПЕШ згідно різних теорій.

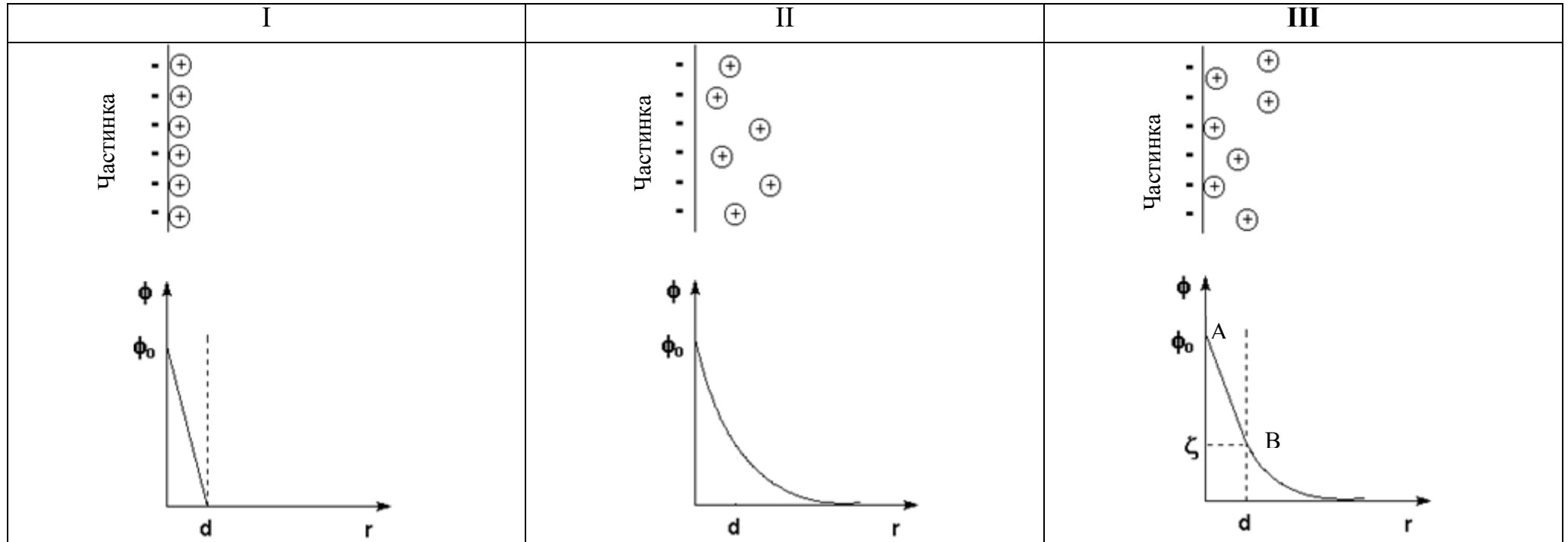


Рис. 7.4. Будова подвійного електричного шару:

I – за Гельмгольцем;

ПЕШ складається з двох плоских зарядів, які розташовані на молекулярній відстані один від одного і взаємодіють між собою лише за рахунок електростатичних сил притягання.

Структура подібна до плоского конденсатору, падіння потенціалу між шарами відбувається лінійно.

II – за Гуї-Чепменом;

Модель Гуї-Чепмена припускала дифузійне розташування протийонів, що знаходяться під впливом сил, які діють в протилежних напрямках: електростатичних сил притягання до поверхні і сил теплового руху йонів, що призводять до дифузії і розмивання зовнішнього шару.

Теорія вводить поняття дифузійного шару, йони розглядаються як крапкові заряди, що не мають власних розмірів

III – за Штерном (сучасна теорія)

Узагальнюючою є теорія Штерна. Згідно цієї теорії: частина протийонів знаходиться на молекулярній відстані від поверхні, утворюючи шар, подібний шару Гельмгольца (частина кривої АВ). Інша частина протийонів має розмите розташування і утворює дифузійний шар. Штерн ввів в теорію ПЕШ поняття про кінцеві розміри йонів.

На даний час вчення про ПЕШ продовжує розвиватися, оскільки воно має велике значення для розуміння і удосконалення таких практично важливих процесів як коагуляція колоїдів, флотація, йонний обмін і ін.

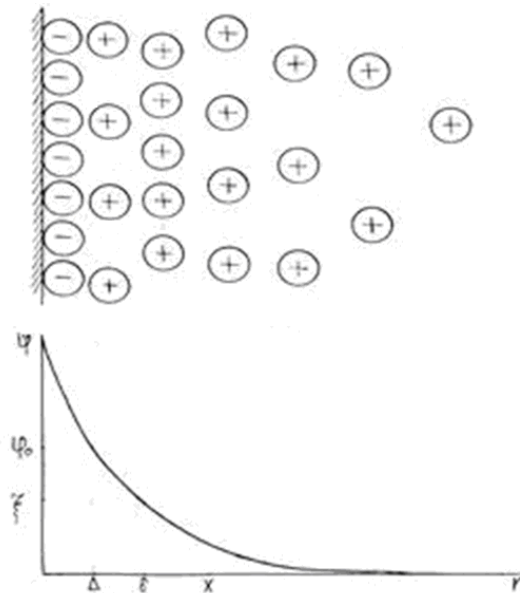


Рис. 7.5.Схема будови подвійного електричного шару і крива зміни потенціалу

Утворення подвійного шару йонів призводить до появи певних електричних потенціалів на межі твердої і рідкої фаз.

На твердій поверхні виникає заряд, що називається ϕ -потенціал.

Знак ϕ -потенціалу співпадає зі знаком заряду потенціалутворюючих йонів.

ϕ -потенціал дорівнює роботі переносу одиничного (елементарного) заряду з безкінечно віддаленої точки об'єму розчину на поверхню твердої фази.

Електрокінетичний потенціал

Потенціал на поверхні – ϕ називається термодинамічним потенціалом і характеризує стрибок потенціалу на поверхні розділу між фазами.

Потенціал на поверхні розділу ϕ і потенціал так званої площини максимального наближення (розміщеної на відстані Δ порядку молекулярних розмірів) ϕ_0 належать до розряду практично не вимірюваних величин.

Для характеристики електричних властивостей поверхні використовують ζ -потенціал – потенціал межі ковзання фаз, що визначається експериментально різними методами.

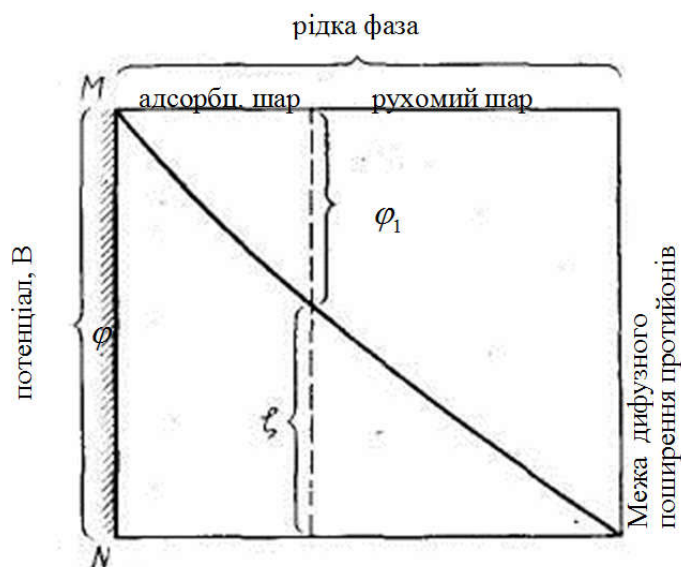


Рис. 7.6. Падіння потенціалів в подвійному електричному шарі.

ζ -потенціал можна представити як роботу, необхідну для переносу одиничного заряду з безкінечно віддаленого елемента об'єму розчину на поверхню ковзання.

ζ -потенціал за знаком співпадає із ϕ -потенціалом.

З рисунка видно, що потенціал межі ковзання нижчий від потенціалу поверхні, тим не менш величина ζ -потенціалу широко використовується для характеристики властивостей поверхні при розгляді адсорбції, адгезії, агрегативної стійкості дисперсних систем і інших важливих процесів.

Електрокінетичні явища

Це явища, пов'язані з рухом дисперсної фази і дисперсійного середовища.

До електрокінетичних явищ відносяться явища електрофорезу і електроосмосу, а також потенціал седиментації і потенціал протікання.

Явище переміщення рідини в пористих тілах під дією електричного поля називається **електроосмосом**.

Явище електроосмосу використовується при опрісненні води, при електроосушуванні поруватих тіл (боліт і ін.) і т.д.

Переміщення частинок дисперсної фази в електричному полі називається **електрофорезом (катафорезом)**.

Електрофорез використовується при очистці газоподібних відходів виробництва (електрофільтри) і ін.

Дорн в 1878 році виявив, що при осіданні яких-небудь частинок в рідині (піску у воді) виникає електрорушійна сила між двох електродів, введених в різні місця стовпу рідини – явище отримало назву **ефект Дорна** або **потенціал седиментації (осідання)**.

Квінке в 1859 році виявив, що при протіканні рідини через пористе тіло під впливом перепаду тисків виникає різниця потенціалів. Це явище, зворотне осмосу, названо **потенціалом протікання** або **потенціалом течії**. Виникнення різниці потенціалів Квінке спостерігав при протіканні води і водних розчинів через різні пористі матеріали (глина, пісок, дерево, графіт).

5. Стійкість дисперсних систем. Коагуляція

Під стійкістю системи розуміють сталість у часі її стану й основних властивостей: дисперсності, рівномірного розподілу частинок дисперсної фази в об'ємі дисперсійного середовища та характеру взаємодії між частинками.

За пропозицією Н.П. Пескова (1920 р.) стійкість дисперсних систем підрозділяють на два види:

- **кінетична** (седиментаційна) стійкість – властивість дисперсних частинок утримуватися у зваженому стані, не осідаючи. (Умови стійкості – висока дисперсність частинок, участь частинок дисперсної фази в броунівському русі);

- **агрегативна** стійкість – здатність частинок дисперсної фази чинити опір злипанню (агрегації) і тим самим зберігати певний ступінь дисперсності цієї фази в цілому.

Останнім часом розрізняють також **конденсаційну стійкість**: система утворює неміцні агрегати (флокули) або пухкі осади – частинки втрачають свою індивідуальну рухливість, але зберігаються як такі протягом тривалого часу.

Коагуляція

Коагуляція – процес злипання (злиття) колоїдних частинок з утворенням більших агрегатів з наступною втратою кінетичної стійкості.

Прихована стадія коагуляції – дуже швидка – розмір частинок збільшується, але осад не випадає – зміна забарвлення, помутніння.

Явна стадія – випадіння осаду, виділення двох фаз у розчині. Осад називається коагулят.

Кінцевим підсумком коагуляції можуть бути два результати: розділення фаз і утворення об'ємної структури, у якій рівномірно розподілене дисперсійне середовище.

Коагуляція може бути викликана різними факторами:

- введенням електролітів;
- нагріванням або заморожуванням дисперсної системи;
- механічним впливом;
- високочастотними коливаннями;
- ультрацентрифугуванням і ін. факторами.

Найбільш важливим і вивченим є вплив електролітів.

Захисна дія молекулярних адсорбуючих шарів

У більшості золів на границі розділу двох фаз існують адсорбційні шари, утворені молекулами ПАР. Адсорбційні шари охороняють частинки від злипання, але вони покривають не всю поверхню, а приблизно 40...60% її.

Максимальна стійкість досягається при утворенні повного адсорбційного шару.

Підвищення стійкості дисперсних систем під впливом ПАР називають **колоїдним захистом** або **стабілізацією колоїдів**.

Як стабілізатори використовують: високомолекулярні ПАР, желатин, альбумін, казеїн, крохмаль, пектин, каучуки, гемоглобін та ін.

Питання для самоперевірки:

1. Що таке дисперсні системи?
2. Класифікація дисперсних систем.
3. Що таке колоїдні розчини?
4. Методи отримання колоїдних розчинів.
5. Способи очищення колоїдних розчинів.
6. Охарактеризуйте будову міцели.
7. Назвіть електричні властивості колоїдних систем.
8. Що таке коагуляція і стійкість колоїдних розчинів?
9. Які методи захисту колоїдних розчинів від коагуляції ви знаєте?

Лекції № 9, 10. Адсорбція. Теорії адсорбції.

1. Основні поняття.
2. Рівняння Гіббса.
3. Теорії адсорбції.
4. Полімолекулярна сорбція.

1. Одним з основних поверхневих явищ у колоїдних системах, що володіють поверхнею, є адсорбція. З адсорбцією пов'язані коагуляція, пептизація, зміна знаку заряду часток і інші явища.

Адсорбцією називається концентрування газоподібної або розчиненої речовини на поверхні розділу фаз.

Розрізняють поняття: сорбція, адсорбція, абсорбція.

Сорбція – поглинання якою-небудь речовиною інших речовин.

Адсорбція – протікання процесу сорбції тільки на поверхні, збільшується концентрація речовини на границі розділу фаз.

Абсорбція – поглинання речовини всім об'ємом іншої речовини. При абсорбції поглинається речовина, що дифундує вглиб абсорбенту.

Речовина, на поверхні якої йде адсорбція, називається адсорбентом, тобто адсорбент – це речовина, що адсорбує іншу речовину.

Речовина, що адсорбується, називається адсорбтивом або адсорбатом.

Загальну термодинамічну теорію адсорбції розробив наприкінці ХІХ століття Гіббс. В ХХ столітті адсорбцію досліджували: Ленгмюр, Поляні, Брунауер, Гурович, Шилов, Дубінін і інші.

Розрізняють адсорбцію фізичну й хімічну.

Фізична адсорбція забезпечується силами Ван-дер-Ваальса та водневими зв'язками, протікає мимовільно, молекули адсорбтива можуть переміщуватися по поверхні (нелокалізована адсорбція), характеризується оборотністю, відсутністю стехіометричних співвідношень, зменшенням адсорбції при підвищенні температури, супроводжується десорбцією. Процеси адсорбції й десорбції перебувають у рівновазі: адсорбція \leftrightarrow десорбція.

Хімічна адсорбція або хемосорбція обумовлена хімічною взаємодією адсорбенту з адсорбтивом. Молекули адсорбтива не можуть переміщуватися по поверхні адсорбенту. Хімічна адсорбція необоротна. Тепловий ефект близький до енергії утворення хімічного зв'язку. Підвищення температури сприяє хемосорбції.

В залежності від агрегатного стану адсорбенту і адсорбтива розрізняють адсорбцію на межі: тверде тіло і газ (Т-Г),

рідина і газ (Р-Г),

тверде тіло і рідина (Т-Р).

Приклади:

- Адсорбція газів активованим вугіллям Т – Г.
- Адсорбція жирів і білків на межі Р – Г (молоко).
- Очистка рослинних масел від фарбувальних речовин бентонітами: адсорбція Т – Р.

В ході всіх цих процесів відбувається концентрування речовин на межі розділу. Це і є адсорбція – концентрування речовини на межі розділу фаз. Друге визначення – це процес вирівнювання хімічного потенціалу μ .

Схему адсорбції подано на рис. 9.1:

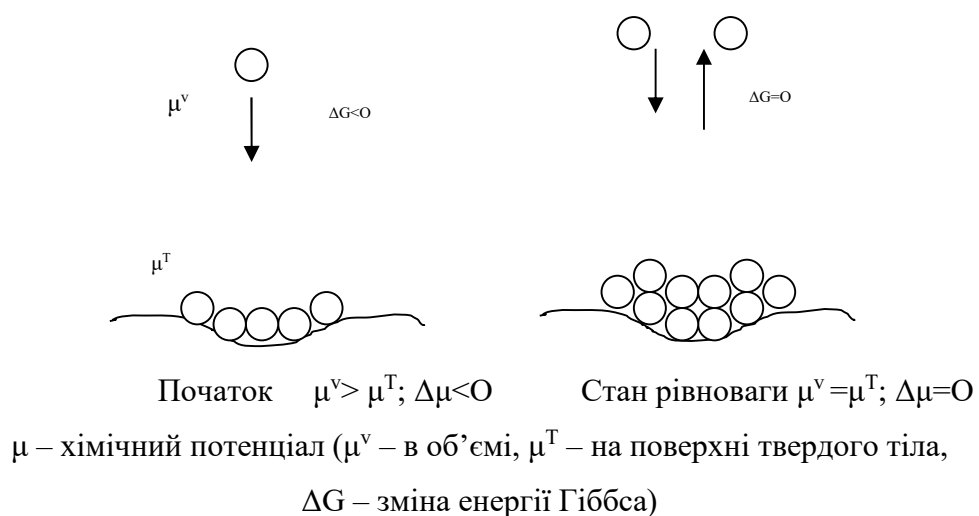


Рис. 9.1. Схema адсорбції.

Адсорбцію виражають в абсолютних і надлишкових величинах.

Абсолютна адсорбція (A) – це кількість адсорбату на одиниці поверхні адсорбенту. Вона дорівнює концентрації адсорбату в поверхневому шарі C^s , помножену на товщину шару h :

$$A = C^s \cdot h$$

Надлишок адсорбату в поверхневому шарі в порівнянні з його початковою кількістю в цьому шарі характеризує надлишкову адсорбцію – або Гіббсівську (Γ). Вона показує, на скільки збільшилась концентрація адсорбату в результаті адсорбції:

$$\Gamma = A - c \cdot h;$$

$$\text{або } \Gamma = A - N,$$

де c – рівноважна концентрація адсорбтиву в об'ємі;

N – кількість адсорбату в адсорбційному шарі, коли його концентрація на поверхні відповідає концентрації в об'ємі.

У випадку адсорбції на межі розділу рідина – газ і адсорбції на твердих гладких поверхнях величини Γ і A визначають відносно одиниці площі межі розділу фаз:

$$\Gamma = n/S$$

і розмірність Γ і A буде моль/м².

Для твердого і особливо пористого порошку, який має значну поверхню розділу фаз, адсорбцію виражають відносно одиниці маси адсорбенту:

$$\Gamma = n/m$$

в даному випадку розмірність виражається в моль/кг.

2. Адсорбція протікає самодовільно. Концентрування речовини на поверхні розділу фаз відбувається до досягнення рівноваги між процесами адсорбції і десорбції.

Для знаходження умов протікання самодовільного процесу необхідно звернутися до основ хімічної термодинаміки.

Адсорбція проходить самодовільно доки $\Delta G < 0$, тобто коли має місце зменшення енергії Гіббса.

Якщо позначити хімічний потенціал речовини в об'ємі μ^V , а на поверхні адсорбтиву μ^s , то зміна енергії Гіббса визначається за формулою:

$$\Delta G < (\mu^s - \mu^V)/dn,$$

де n – число молей адсорбата.

Виходячи з цієї умови для самодовільного процесу отримаємо:

$$\mu^V > \mu^s,$$

тобто хімічний потенціал речовини в об'ємі повинен бути більшим за хімічний потенціал цієї речовини на адсорбенті.

Процес адсорбції протікає до тих пір, поки ця умова буде дотримуватися, тобто до досягнення стану, коли $\Delta G = 0$, що відповідає умові рівності хімічних потенціалів.

На основі цього процес адсорбції визначають як процес вирівнювання хімічного потенціалу.

Гіббс запропонував рівняння, яке пов'язує поверхневий натяг з процесами, які протікають на межі розділу фаз:

$$\Gamma = - d\sigma/d\mu.$$

Це рівняння відоме як фундаментальне рівняння Гіббса. Воно справедливе для всіх видів адсорбції і показує, що при адсорбції відбувається самодовільне зниження питомої вільної поверхневої енергії (поверхневого натягу) по мірі зміни хімічного потенціалу.

Оскільки хімічний потенціал речовини дорівнює:

$$\mu = \mu^0 + RT \ln C,$$

де μ^0 – стандартний хімічний потенціал,

а $\Delta\mu$ дорівнює:

$$\Delta\mu = RT(dC/C)$$

ми отримаємо рівняння, яке безпосередньо витікає з фундаментального рівняння Гіббса:

$$\Gamma = - \frac{C}{RT} \cdot \frac{d\sigma}{dC}$$

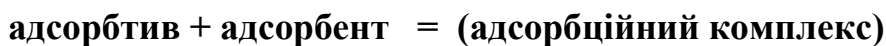
3. Теорії адсорбції

Теорія мономолекулярної адсорбції Ленгмюра (американський фізико-хімік, 1915р.)

У теорії Ленгмюра виходять із наступних положень:

1. Адсорбція є локалізованою і забезпечується силами, близькими до хімічних, такими Ленгмюр уважав всі сили, що забезпечують когезійну міцність речовини.
2. Адсорбція протікає на активних центрах поверхні.
3. У результаті адсорбції утвориться мономолекулярний шар адсорбтива на поверхні.
4. Адсорбція супроводжується десорбцією, тобто молекули можуть через час відриватися від поверхні. Їхнє місце займають нові молекули. Час перебування молекул адсорбтива в адсорбованому стані залежить від температури.

Процес адсорбції представляється як утворення адсорбційного комплексу між адсорбентом і адсорбтивом:



Виходячи з наведених положень, Ленгмюр одержав рівняння адсорбції, що має вигляд:

$$\Gamma = \Gamma_{\infty} \cdot \frac{K \cdot c}{1 + K \cdot c} \text{ (гіперболічна функція)}$$

де Γ - величина адсорбції;

Γ_{∞} - ємність адсорбційна, або число адсорбційних центрів, що припадають на одиницю площі поверхні або на одиницю маси адсорбенту.

Для сорбції газів і пари, рівняння Ленгмюра має вигляд:

$$\Gamma = \Gamma_{\infty} \cdot \frac{K_p \cdot p}{1 + K_p \cdot p}$$

Типовий вид ізотерми адсорбції Ленгмюра показаний на рис. 4.2.

Рівняння Ленгмюра перетвориться в рівняння прямої:

$$\frac{c}{\Gamma} = \frac{1}{\Gamma_{\infty} \cdot K} + \frac{1}{\Gamma_{\infty}} \cdot c$$

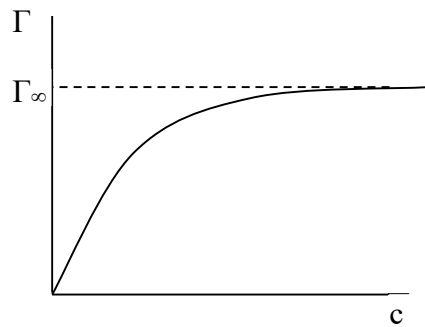


Рис. 9.2. Ізотерма адсорбції Ленгмюра.

Така залежність дозволяє графічно визначити обидва постійні параметри адсорбційної ізотерми. На рис. 4.3 представлена типова ізотерма адсорбції в лінійних координатах. Екстраполяція залежності до осі ординат дає відрізок рівний $\frac{1}{\Gamma_{\infty} \cdot K}$, а тангенс кута нахилу прямої дорівнює $\frac{1}{\Gamma_{\infty}}$.

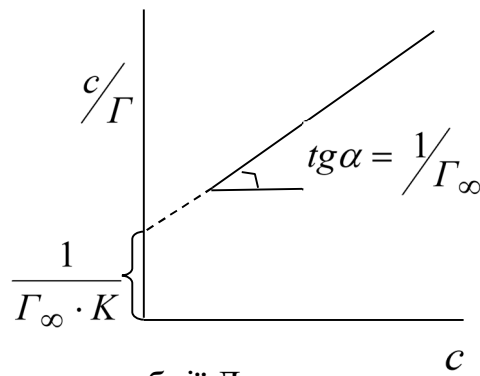


Рис. 9.3. Ізотерма адсорбції Ленгмюра в прямолінійних координатах.

Ізотерма адсорбції може мати східчастий вигляд:

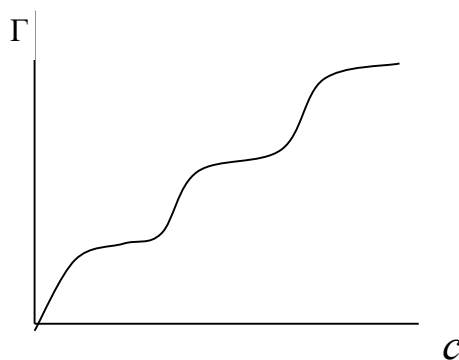


Рис. 9.4. Ізотерма східчастої адсорбції.

Ізотерма адсорбції Фрейндліха (1880-1941рр., німецький фізико-хімік).

Подання Ленгмюра ідеалізують і спрощують дійсну картину адсорбції. У дійсності поверхня більшості адсорбентів неоднорідна й адсорбція не обмежується утворенням мономолекулярного шару, внаслідок чого рівняння адсорбції ускладнюється.

Фрейндліх припустив, що адсорбція залежить від тиску і концентрації та запропонував емпіричне рівняння, що має вигляд степенної функції:

$$x = \beta \cdot p^n \quad \text{або} \quad x = \beta \cdot C^n,$$

де: x - маса адсорбованої речовини, що припадає на 1 г адсорбуючого матеріалу, г;

p - тиск;

C - концентрація;

β і n - константи, які не мають фізичного змісту й відіграють роль підгінних коефіцієнтів. Для більшості випадків $n \approx 0,5$.

У логарифмічній формі рівняння має вигляд:

$$\lg x = \frac{1}{n} \cdot \lg C + \lg \beta,$$

тобто, сорбція виражається лінійною залежністю. Нахил прямої прямо пропорційний n , на осі ординат відтинається відрізок, рівний $\lg \beta$.

Пізніше Зельдович теоретично вивів рівняння, емпірично запропоноване Фрейндліхом.

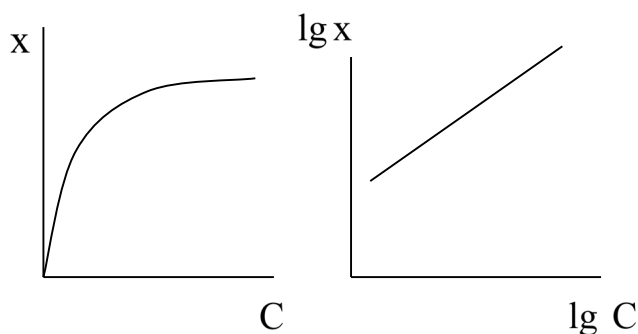


Рис. 9.5. Ізотерми адсорбції Фрейндліха.

1. Полімолекулярна сорбція.

На практиці часто зустрічаються ізотерми, що мають вид:

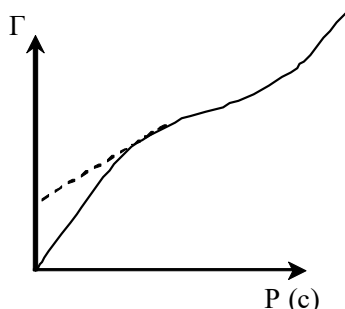


Рис. 9.6. Ізотерма полімолекулярної сорбції.

Такий вид ізотерм свідчить про те, що зв'язування адсорбтива адсорбентом не припиняється після утворення мономолекулярного шару, тобто свідчить про сорбцію.

Теорію адсорбції запропонував Полянї (1915 г).

Вихідні положення цієї теорії:

1. Адсорбція обумовлена чисто фізичними силами.
2. На поверхні адсорбенту немає активних центрів. Адсорбційні сили діють поблизу від поверхні й утворюють біля цієї поверхні *безперервне силове поле*.
3. Адсорбційні сили діють на порівняно більші відстані, завдяки чому утворюється біля поверхні адсорбенту адсорбційний об'єм.
4. Дія адсорбційних сил у міру віддалення від поверхні зменшується й на деякій відстані стає рівною нулю.
5. Притягіння молекули адсорбтива поверхнею не залежить від наявності в адсорбційному просторі інших молекул.
6. Адсорбційні сили не залежать від температури, тобто зі зміною температури адсорбційний об'єм не змінюється.

Силове поле в поверхні по цій теорії порівнюють із гравітаційним полем.

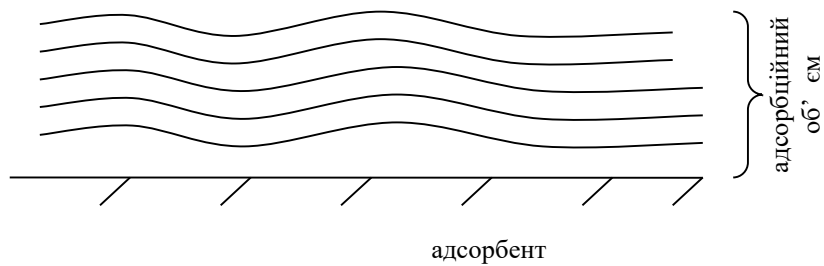


Рис. 9.7. Схема адсорбційного об'єму.

Залежно від умов адсорбції й природи адсорбенту і адсорбтива застосовується теорія Ленгмюра або Полянї. Узагальнена теорія була розвинена Брунауером, Емметом і Теллером (1935-1940 р.). Їхня теорія одержала назву БЕТ.

Основні положення теорії БЕТ:

1. На поверхні адсорбенту є певна кількість рівноцінних в енергетичному відношенні центрів, здатних утримувати молекули адсорбтива.
2. Допускається, що взаємодія між сусідніми адсорбованими молекулами відсутня.
3. Кожна молекула першого шару є активним центром для адсорбції й утворення другого адсорбційного шару, і т.д.
4. Передбачається, що всі молекули в другому й більш далеких шарах мають таку ж суму статичних станів як у рідкому стані, що відрізняється від суми станів першого шару.

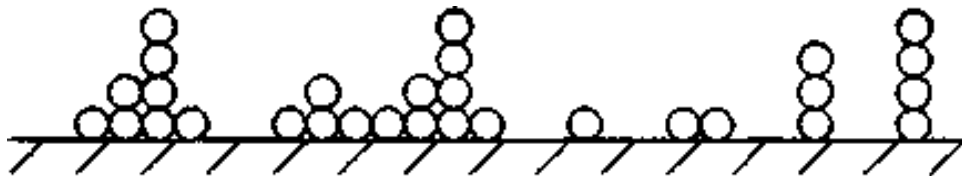


Рис. 9.8. Схема адсорбції, прийнята за теорією БЕТ.

На основі цих положень Брунауер, Еммет і Теллер запропонували рівняння ізотерми адсорбції парів:

$$a = \frac{a_{\infty} \cdot C \cdot \frac{p}{p_s}}{\left(1 - \frac{p}{p_s}\right) \cdot \left[1 + (C - 1) \cdot \frac{p}{p_s}\right]},$$

де p – тиск пари;

p_s – тиск насиченої пари при даній температурі;

$\frac{p}{p_s}$ – відносний тиск пари;

C – константа рівноваги адсорбції.

При p далеких від p_s і $C \gg 1$, адсорбція мономолекулярна і рівняння БЕТ переходить у рівняння Ленгмюра.

У міру наближення p до p_s число вільних активних центрів скорочується.

При $p = p_s$ відбувається об'ємна конденсація пари.

Рівняння БЕТ легко зводиться до лінійної форми:

$$\frac{\frac{p}{p_s}}{a \cdot \left(1 - \frac{p}{p_s}\right)} = \frac{1}{a_{\infty} \cdot C} + \frac{C - 1}{a_{\infty} \cdot C} \cdot \frac{p}{p_s}$$

За нахилом прямої і відрізком, що відтинається на осі ординат, знаходять a_{∞} і C . Знайшовши a_{∞} можна обчислити питому поверхню адсорбенту $S_{num} = S_0 \cdot N_A \cdot a_{\infty}$, де S_0 – площа, займана однією молекулою; N_A – число Авогадро.

S_{num} знайдене за допомогою теорії БЕТ, збігаються зі значеннями, отриманими методами, що свідчить про правильність теорії БЕТ.

Питання для самоперевірки:

1. Поясніть, що таке адсорбція?
2. Чим відрізняється адсорбція від абсорбції?
3. Що таке адсорбент і адсорбат?
4. Наведіть рівняння Гіббса.

5. Наведіть схему процесу адсорбції.
6. Поясніть, чому процес адсорбції можна представити як процес вирівнювання хімічного потенціалу.
7. Наведіть ізотерму адсорбції Ленгмюра.
8. Назвіть основні положення теорії Ленгмюра.
9. Наведіть схему полімолекулярної сорбції.
10. Назвіть вихідні положення теорії Поляні.

СПИСОК РЕКОМЕНДОВАНОЇ ЛІТЕРАТУРИ

1. Фізична і колоїдна хімія / за ред. В.І. Кабачного. Харків: Прапор, 2018. 368 с.
2. Цветкова Л.Б. Колоїдна хімія: теорія і задачі: навчальний посібник. Львів: Новий Світ-2000, 2023. 286 с.
3. Самойленко С.О., Отрошко Н.О., Аксьонова О.Ф., Добровольська В.О. Фізична та колоїдна хімія. Харків: Світ Книг, 2018. 340 с.
4. Чумак В.Л., Іванов С.В., Максимюк М.Р. Колоїдна хімія: підручник. Київ: НАУ, 2017. 455 с.
5. Волошинець В. А. Фізична та колоїдна хімія: фізико-хімія дисперсних систем та полімерів. Львів: Видавництво Львівської політехніки, 2017. 200 с.
6. Фізична і колоїдна хімія. Розділ "Фізична хімія": методичні рекомендації до виконання лабораторних робіт для здобувачів вищої освіти ступеня «бакалавр» спеціальності 181 «Харчові технології» денної форми навчання / уклад. Д. С. Качук. Миколаїв: МНАУ, 2020. 68 с.
7. Цветкова, Л. Б. Фізична хімія: теорія і задачі: навчальний посібник. Львів: Новий Світ-2000, 2022. 415 с.
8. Гомонай В.І. Фізична та колоїдна хімія: підручник. Вид. 3-тє. Вінниця: Нова Книга, 2014. 496 с.

Законодавчо-нормативні акти

- 1 Про основні принципи та вимоги до безпечності та якості харчових продуктів : Закон України від 23.12.1997 № 771/97-ВР : станом на 2 берез. 2026 р. URL: <https://zakon.rada.gov.ua/laws/show/771/97-вр#Text>
2. ДСТУ ISO 22000:2019 Системи управління безпечністю харчових продуктів. Вимоги до будь-якої організації в харчовому ланцюзі (ISO 22000:2018, IDT. Чинний від 01.12.2019. Київ : Держспоживстандарт України, 2007. 30 с.
3. ДСТУ ISO 22005:2009 Простежуваність у кормових та харчових ланцюгах. Загальні принципи та основні вимоги щодо розроблення та

запровадження системи (ISO 22005:2007, IDT). Київ : Держспоживстандарт України, 2010. 6 с.

Навчальне видання
Хімія (фізична і колоїдна)

Конспект лекцій

Укладач: **Присташ** Світлана Федорівна
Бабич Олександр Анатолійович

Формат 60x84 1/16. Ум. друк. арк. 6,4
Тираж 20 прим. Зам. № ____

Надруковано у видавничому відділі
Миколаївського національного аграрного університету
54020, м. Миколаїв, вул. Георгія Гонгадзе, 9

Свідоцтво суб'єкта видавничої справи ДК № 4490 від 20.02.2013 р.