***Міністерство науки і освіти України***

***ВСП «Ужгородський торговельно-економічний фаховий коледж***

***Державного торговельно-економічного університету»***

***Конспект***

***лекцій з дисципліни***

***«Фізична і колоїдна хімія»***

***для студентів заочної форми навчання спеціальності 181 «Харчові технології»***

***Склала викладач: Ганна ЧЕРНОБУК***

***Конспект розглянутий та ухвалений***

***на засіданні циклової комісії***

***природничо-математичних дисциплін***

***Протокол № 1 від «30» серпня 2022 р.***

***Голова комісії \_\_\_\_\_\_\_\_ Ганна ЧЕРНОБУК***

***Ужгород 2022***

**Зміст**

|  |  |
| --- | --- |
| **Вступ** | 3 |
| **Лекція № 1. Тема.** Завдання курсу «Фізична і колоїдна хімія».  Основні поняття і закони термодинаміки, термохімії.  Агрегатні стани речовини. | 4 |
| **Лекція № 2. Тема.** Хімічна кінетика і каталіз. Хімічна рівновага. Принцип Ле-Шательє. | 14 |
| **Лекція № 3. Тема.** Фазові рівноваги. Розчини. Властивості розчинів електролітів та неелектролітів | 21 |
| **Лекція № 4. Тема.** Предмет колоїдної хімії. Поверхневі явища. Дисперсні системи. Колоїдні розчини. | 31 |
| **Лекція № 5. Тема.** Грубодисперсні системи. Розчини високомолекулярних сполук. | 40 |

**Вступ**

**Фізична та колоїдна хімія** – це наука, яка вивчає зв’язок хімічних і фізичних явищ та властивостей речовин.

Вивчення курсу навчальної дисципліни має важливе значення для підготовки майбутніх спеціалістів - технологів харчових виробництв, оскільки фізична і колоїдна хімія є теоретичною основою усієї хімічної науки і технології хімічних виробництв, різноманітних технологічних процесів, які застосовуються в різних галузях промисловості, у тому числі і харчової.

**Фізична і колоїдна хімія** має не лише теоретичне, але й практичне значення. Сировина, яка використовується у харчовій промисловості, - це переважно колоїдні та високомолекулярні системи, тому для раціональної побудови технологічного процесу переробки сировини сучасним фахівцям-технологам необхідно знати й уміти застосовувати на практиці закони фізичної та колоїдної хімії, а також використовувати їх для удосконалення технології виробництва продуктів харчування та обробки і зберігання сировини.

**Конспект наведених лекцій охоплює** найважливіші вузлові питання, тематика яких відповідає програмі курсу "Фізична та колоїдна хімія". У цьому конспекті розглядаються фізико-хімічні, термодинамічні, колоїдно-хімічні, кінетичні процеси, що відіграють велику роль у технології харчових виробництв, а також молекулярно-дисперсні, колоїдно-дисперсні та мікрогетерогенні системи,

якими є більшість харчових продуктів та їжа.

На початку кожної лекції наводиться її план, перелік літературних джерел, а в кінці - питання та завдання для самоперевірки засвоєних знань, що сприятиме більш ефективній навчальній роботі студентів.

**Конспект призначений** для студентів заочної форми навчання за професійним спрямуванням 181 "Харчові технології".

**Лекція №1**

**Тема: Завдання курсу «Фізична і колоїдна хімія».**

**Основні поняття і закони термодинаміки, термохімії.**

**Агрегатні стани речовини.**

**План.**

1. Предмет фізичної і колоїдної хімії, її основні завдання, місце у системі наук, значення. Внесок вітчизняних вчених у розвиток науки.
2. Основні поняття та закони термодинаміки, термохімії. Термодинамічні реакції, розрахунки на їх основі.
3. Термодинаміка біохімічних і фізіологічних процесів. Енергетика виробництва продуктів харчування.
4. Газоподібний, рідкий і твердий стани речовини, їх характеристика.
5. Наукові основи процесів сублімації, емульгування, піноутворення, зрідження газів, карамелізації, їх значення у технології харчових виробництв.

**Література:**

1. Ліпатников В.Є., Казаков К.М. Фізична і колоїдна хімія. Київ. «Вища школа», 1983. – 197 с.
2. Слободнюк Р.Є. Фізична і колоїдна хімія. Навчальний посібник.- Львів: Компакт – ЛВ, 2007. – 336 с.
3. Пасальський Б.К.,Чикун Н.Ю. Фізична та колоїдна хімія. Опорний конспект лекцій. К.,КНТЕУ, 2006.- 137 с.

4. Чернобук Г.Г. Фізична і колоїдна хімія. Методичні рекомендації до вивчення

дисципліни. Ужгород.:"Гражда", 2013, 167 с.

5. Elibrary.nubip.edu.ua/4654/Vovcotrub\_Phys\_Col\_ Chem\_Pidr\_NUBIP

(електронний підручник з фізичної та колоїдної хімії).

1. **Предмет фізичної і колоїдної хімії, її основні завдання, місце у системі наук, значення. Внесок вітчизняних вчених у розвиток науки.**

**Фізична хімія –** це наука, що вивчає зв'язок хімічних і фізичних явищ та процесів.

Фізична хімія як самостійна наука сформувалась у середині XVIII століття. **Основоположником її був М.В.Ломоносов**, який уперше показав залежність хімічних процесів від фізичного стану речовини й умов навколишнього середовища.

Саме він вперше прочитав курс фізичної хімії, організував лабораторні роботи для студентів і написав перший підручник «Курс істинної фізичної хімії». Ломоносов зробив фундаментальні відкриття з фізичної хімії, створив атомно-молекулярне вчення про будову речовини, відкрив закон збереження матерії, вивчав властивості розчинів, створив сольватну теорію розчинення сполук. Як самостійна наукова дисципліна фізична хімія заснована в Росіїї М.М. Бекетовим, який вперше в історії хімії почав читати в м. Харкові університетський курс «Співвідношення фізичних і хімічних явищ між 6 собою» (1860 р) і «Фізична хімія» (1865 р).

З 1865року курс фізичної хімії починає входити як самостійна дисципліна в учбові програми навчальних закладів. Внесок в розвиток науки внесли такі вчені: Д.І. Мендєлєєв, Вант-Гофф – в галузі розчинів, хімічної кінетики і рівноваги,

С. Арреніус – автор теорії електролітичної дисоціації, М. Фарадей – в електрохімії, І.А. Каблуков – вивчав розчини, В. Нернст – відкриття в галузі термодинаміки та електрохімії, В. Оствальд – в галузі розчинів і електрохімії, І. Ленгмюра – в галузі адсорбції і поверхневих явищ, Н.Д. Зелінський, М.М. Семенов, Г.І. Гесс – автор визначних досліджень в термохімії, М.С. Курнаков – основоположник фізико-хімічного аналізу, М.О. Шилов – в галузі адсорбції і хімічної кінетики, В.О. Кістяківський – в електрохімії. Колоїдна хімія – частина фізичної хімії – вже давно відокремилась у самостійну науку. Формування колоїдної хімії пов’язано з іменами В. Рейса, Г. Грема, І.Г. Борщова, А.В. Думанського, М. П. Піскова, С.М. Ліпатова, Г. Сведберга та інших.

**Завдання фізичної і колоїдної хімії**

**вивчити:**

* проблеми хімічної термодинаміки, термохімії, перетворення енергії в хімічних процесах, енергетичні характеристики утворення речовин та теплові ефекти хімічних реакцій;
* будову речовини та агрегатний стан на основі сучасних новітніх уявлень;
* хімічну кінетику та каталіз, швидкість і механізм хімічних реакцій, явище каталізу, а також особливості кінетики біохімічних реакцій;
* будову та властивості розчинів, буферні системи та механізм їх дії; пояснити і наперед прогнозувати властивості розчинів на основі властивостей компонентів (концентрації, хімічної природи ...), що складають цей розчин;
* фізико – хімічні процеси дисперсних систем, мікрогетерогенних систем та колоїдних розчинів, методи одержання та властивості дисперсних систем, а також емульсії, суспензії, поверхнево активні речовини та їх використання у технології харчових виробництв;
* розчини високомолекулярних сполук, що відіграють важливу роль у життєдіяльності організмів та у виробництві продуктів харчування, заснованих на використанні законів колоїдної хімії.

**Значення науки:**

закони, явища, фізико – хімічні методи, колоїдно – хімічні процеси надають теоретичне й практичне пояснення технологічним та біохімічним процесам, що лежать в основі виробництва харчових продуктів; можливість свідомо керувати технологічними процесами, створювати нові технології, одержувати продукти з високими смаковими властивостями потрібної консистенції при максимальному збереженні поживних цінностей вихідної харчової сировини.

**2. Основні поняття та закони термодинаміки, термохімії. Термодинамічні**

**реакції, розрахунки на їх основі.**

**Термодинаміка –** наука, що вивчає взаємні перетворення різних видів енергії, пов’язані з переходом енергії у формі теплоти і роботи.

**Термодинаміка включає в себе:**

1. загальну або фізичну термодинаміку;
2. технічну термодинаміку (вивчає взаємоперетворення теплоти і механічної роботи, що протікають в теплових машинах)
3. хімічну термодинаміку.

**Хімічна термодинаміка –** предмет, який вивчає перетворення різних видів енергії, пов’язані з переходом енергії у формі теплоти і роботи.

**Основні поняття термодинаміки**

**Система**

(тіло або група тіл, виділених фактично чи уявно з навколишнього середовища)

**Параметри**

**(**фізичні величини, що дають змогу визначити стан системи)

**Фаза**

(сукупність усіх однорідних частин системи, що мають однакові властивості і відокремлені від решти частин системи поверхнею поділу)

**Системи**

Гомогенні Гетерогенні Відкриті, закриті

(однофазні) (різнофазні) ізольовані

**Параметри стану –** це фізичні величини, які дають змогу визначити стан системи. **Основні параметри:** p, V, T, C (pV = nRT).

Під час будь якого процесу одні параметри залишаються незмінними, а інші змінюються. Залежно від того, які параметри під час переходу системи з одного стану в інший лишаються сталими **процеси ділять на:**

1. **ізохорні (V=const)**; (процеси в автоклаві)
2. **ізобарні (p=const)**; (реакції, що відбуваються у відкритій колбі);
3. **ізотермічні (Т=const)**; (приготування їжі при точно визначеній температурі).

Усі процеси, що їх вивчає термодинаміка, ділять на: **оборотні і необоротні.**

Основні характеристики термодинамічних систем: **внутрішня енергія, ентальпія, ентропія, теплота і робота.**

**ЕнтальпіяН** – це енергія, яку має система при сталому тискові. Вона чисельно дорівнює сумі внутрішньої енергії U і потенціальної енергії pV:

**Н = U + p·V**.

Отже, **ентальпія, як і внутрішня енергія, є функцією стану**. Зміна ентальпії залежить тільки від початкового і кінцевого стану системи.

**Теплота Q** і **робота А– це форми передачі енергії** (вони не є функціями стану) від системи до зовнішнього середовища і навпаки. **Теплота, як стверджує перший закон термодинаміки, що підведена до системи, витрачається на зміну внутрішньої енергії системи та виконання системою роботи:**

**Q = ΔU + А.**

Перший закон термодинаміки по суті є законом збереження енергії – внутрішня енергія ізольованої системи залишається сталою, незалежно від того, які в ній відбуваються процеси. Він встановлює зв’язок між кількістю теплоти Q, роботою А та внутрішньою енергією ΔU.

**Ентропія (S) - це міра зв’язаної енергії.** Її величина залежить від абсолютної температури: та частина внутрішньої енергії, яка обов’язково буде віддана (втратиться) у формі тепла (не перетвориться у корисну роботу), дорівнює добутку абсолютної величини температури тіла на його ентропію, тобто **Т·S**. Цю величину Гельмгольц назвав **зв’язаною енергією:**

**G = Т·S**.

**Другий закон термодинаміки (відомий як постулат Клаузіуса).**

**Тепло не може самовільно переходити від менш теплого тіло до більш теплого.**

Другий закон термодинаміки лежить в основі термодинамічного аналізу рівноважних станів і напрямку процесів, що протікають у системах.

Другий закон термодинаміки має яскраво виражений статистичний характер. Він дійсний для систем, що складаються з великої кількості частинок (молекул). Усі самовільні процеси у природі (вирівнювання температур, тисків, концентрацій речовин тощо) відбуваються у бік встановлення рівноваги у системах. З позиції взаємного розміщення частинок у таких системах самовільні процеси здійснюються у бік встановлення меншого порядку (росту безпорядку) у взаємному розміщенні частинок. Мірою цього безпорядку або термодинамічної ймовірності стану системи є термодинамічна характеристика системи – **ентропія S.** Згідно з другим законом термодинаміки теплота, а отже, і внутрішня енергія не можуть повністю перетворитися в роботу.

**Основні поняття та закони термохімії.**

**Стандартна теплота утворення** (теплота утворення) – це тепловий ефект реакції утворення одного моля складної речовини з простих речовин за стандартних умов.

**Стандартна теплота згорання** (теплота згорання) – це тепловий ефект реакції згорання в атмосфері кисню одного моля речовини за стандартних умов.

**Стандартна теплота розкладу** – це тепловий ефект реакції розкладу одного моля складної речовини на прості речовини за стандартних умов.

**Основні закони термохімії:**

**Закон Гесса:** тепловий ефект хімічної реакції не залежить від способу і форми її перебігу (шляху реакції), а залежить лише від початкового та кінцевого станів системи.

Приклад:

а) С + О2 = СО2  + 393,8 кДж/моль; ΔН0 = -393,8 кДж/моль;

б) С + О2 = СО + 110,6 кДж/моль, ΔН01 = -110,6 кДж/моль;

СО + О2 = СО2 + 283,2 кДж/моль, ΔН02 = -283,2 кДж/моль.

ΔН0 = ΔН01 + ΔН02 = -393,8 кДж/моль.

**При термохімічних розрахунках дуже важливе значення мають наслідки із закону Гесса, закон Лавуазьє – Лапласа та деякі закономірності:**

**1.** Теплота розкладу складної речовини на прості дорівнює теплоті утворення складної речовини з простих, але має протилежний знак **(закон Лавуазьє – Лапласа).** Наприклад:

СаО = Са + О2 –151,1 кДж/моль; ΔН0 = 151,1 кДж/моль;

Са + О2 = СаО +151,1 кДж/моль, ΔН0 = –151,1 кДж/моль.

**2.** Тепловий ефект ΔН0 реакції дорівнює різниці між сумою теплот утворення продуктів реакції і сумою теплот утворення вихідних речовин (з урахуванням коефіцієнтів перед формулами речовин).

Для реакції типу:

**aA + bB → cC + dD**,

де а,b,c,d – коефіцієнти перед формулами речовин A, B, C, D;

A, B – вихідні речовини;

C, D – продукти реакції

тепловий ефект ΔН0 хімічної реакції визначається рівністю:

ΔН0х.р. = [c ·ΔН0утв.(С) + d· ΔН0утв.(D)] – [а· ΔН0утв.(А) + b· ΔН0утв.(В)]

або ΔН0х.р. = ∑ΔН0утв.(прод.) – ∑ΔН0утв.(вих.).

Наприклад, тепловий ефект ΔН0 реакції:

**HCІ + NН3 = NН4СІ**

у газовій фазі дорівнює:

ΔН0= ΔН0утв.( NН4СІ) – [ΔН0утв.(НСІ) + ΔН0утв.( NН3)].

**3.** Тепловий ефект хімічної реакції дорівнює різниці сум теплот згорання вихідних речовин і теплот згорання продуктів реакції (з урахуванням коефіцієнтів у рівнянні реакції).

Для реакції типу: **aA + bB → cC + dD**

ΔН0х.р. = [а· ΔН0згор.(А) + b· ΔН0згор.(В)]– [c ·ΔН0згор.(С) + d· ΔН0згор.(D)],

у якому ΔН0згор.(А), ΔН0згор.(В),

ΔН0згор., ΔН0згор.(D) – теплоти згорання відповідних речовин.

Так, тепловийефект ΔН0реакції:

СН4 + СО2 = 2СО + 2Н2

у газовій фазі дорівнює: ΔН0 = ΔН0згор.(СН4) – [2·ΔН0згор.(СО) + 2· ΔН0згор.(Н2)].

**4.** Теплота утворення простої речовини дорівнює нулю.

**5.** Величина теплового ефекту залежить і від агрегатного стану речовини, тому в термохімічних рівняннях зазначають також стан реагуючих речовин: г – газоподібний, р – рідкий, к – кристалічний. Наприклад:

Н2(Г) + О2(г) = Н2О(р) ; ΔН0 = - 258,9 кДж/моль;

Н2(Г) + О2(г) = Н2О(г) ; ΔН0 = - 241,9 кДж/моль;

СаСО3(к) = СаО(к) + СО2(г); ΔН0 = 173,9 кДж/моль.

При записуванні термохімічних рівнянь можна використовувати дробові коефіцієнти. Для порівняння теплових ефектів різних реакцій їх відносять до 1 моль речовини.

Знання основних законів термохімії дає змогу розраховувати теплові ефекти різноманітних хімічних процесів.

**3.Термодинаміка біохімічних і фізіологічних процесів. Енергетика**

**виробництва продуктів харчування.**

З**акон Гесса виконується також у фізіології і біохімії.** Кількість теплоти, яку отримують при окисненні харчових продуктів в організмі, і кількість теплоти, що виділяється при згоранні даних речовин у спеціальному приладі – калориметрі, виявились тотожними. За даними теплот згорання розраховують калорійність палива і харчових продуктів.

Основним джерелом енергії для живих організмів є хімічна енергія, що міститься в продуктах харчування. Для людини головними компонентами їжі є жири, білки, вуглеводи, при окисненні яких виділяється енергія. Енергетичну характеристику продуктів харчування прийнято подавати у калоріях. Їжа найчастіше є сумішшю поживних речовин різного складу, тому калорійність їжі вказують у розрахунку на 1 г, а не на 1 моль. При цьому слід пам’ятати, що **1калорія = 4,18 Дж.**

Отже, **калорійність харчових речовин** – це енергія, що виділяється при повному окисненні (згоранні) 1 г поживних речовин.

Враховуючи перший закон термодинаміки та основні закони термохімії, знаючи хімічний склад продуктів харчування та енергетичні характеристики поживних речовин, технолог повинен уміти з урахуванням фаху людини складати оптимальний раціон харчування **(енергоменю).**

Перший закон термодинаміки дає змогу скласти енергетичний баланс процесу, що відбувається у системі, однак не зазначає, в якому напрямі буде проходити той чи інший процес.

**4. Агрегатні стани речовини:** **газоподібний, рідкий і твердий стани речовини, їх характеристика.**

Залежно від зовнішніх умов (температури і тиску) майже кожна речовина може знаходитись в одному з трьох агрегатних станів: **твердому, рідкому та газоподібному.** За деяких особливих умов речовина може перебувати у четвертому агрегатному стані – **плазмовому.**

Перехід речовини із рідкого стану в газоподібний називається **пароутворенням**, а в окремому випадку, коли пароутворення відбувається з поверхні рідини, процес називається **випаровуванням.** Зворотний процес переходу речовини із газоподібного стану в рідкий називається **конденсацією** пари. Перехід речовини із твердого стану в газоподібний називається **сублімацією.** Зворотний процес називається **десублімацією** або **конденсацією.** Тому часто речовини у твердому і рідкому стані називають **конденсованими.** Перехід із твердого стану в рідкий називається **плавленням,** а зворотній процес – **затвердінням** ( або **замерзанням**, якщо відбувається при невисоких температурах). Перехід з однієї модифікації твердого стану в інший називається **поліморфним перетворенням** або просто **переходом**.

**Газоподібний стан.**

**Властивості газів:** велика відстань між молекулами, хаотичний рух, мала густина, велика швидкість дифузії, рівномірний розподіл частинок по усьому об’єму, легко стискуються. Розрізняють гази **реальні та ідеальні.**

**Ідеальним** називають газ, в якому відсутні сили ри тяжіння між молекулами.

**Основні закони ідеальних газів.**

1. **Закон Бойля – Маріотта:** При сталій температурі (Т) об’єм (V) даної маси газу обернено пропорційний тиску (Р) під яким цей газ знаходиться.

Р1V1 = P2V2 = k **V**

k – стала величина

T = const

**Р**

Мал. Ізотермічний процес

1. **Закон Гей – Люсака:** При сталому тиску об’єм даної маси газу змінюється прямо пропорційно температурі.

**V**



або V = k·T

P = const

**T**

Мал. Ізобарний процес

1. **Закон Шарля:** При сталому об’ємі тиск даної маси газу змінюється прямо пропорційно температурі.

**Р**



або Р = k·T

V = const

**Т**

Мал. Ізохорний процес

1. **Закон Авогадро:** Однакова кількість молекул різних газів за однакових умов займає однаковий об’єм.

За нормальних умов (Р = 101,325 кПа, Т = 273 К) один моль різних газів займає об’єм 22,4 л. Це, так званий, **молярний об’єм газу.**

**Vm = 22,4 л/моль.**

У хімічних розрахунках при необхідності приведення газів від нормальних умов до реальних (або навпаки) користуються **об’єднаним газовим законом:**

**,**

де Р0 – тиск 101325 Па;

Т0 – температура 273 К;

V0 – об’єм газу за нормальних умов;

Р – реальний тиск;

Т – інша температура;

V – об’єм газу за реальних умов.

Дане рівняння об’єднує газові закони Бойля – Маріотта, Гей – Люссака, Шарля.

Для будь якого газу величина ****є сталою і однаковою, якщо газ взято в кількості 1 моль (22,4 л). Тому її називають **універсальною газовою сталою R.**

Якщо **,** то PV = RT, а для газу кількістю n – моль: PV = nRT. Так як n дорівнює відношенню маси речовини (m) до її молярної маси (M), то отримуємо рівняння:



Це рівняння називається **рівнянням Менделєєва – Клапейрона.** Чисельні значення універсальної газової сталої залежать від того, в яких одиницях визначається об’єм і тиск газу. Так, у системі СІ одиниця об’єму – кубічний метр, а одиниця тиску – паскаль (Па) або Дж·м-3.

Підставляємо ці значення в співвідношення  і отримуємо:



**Зріджені гази** широко використовують у медицині, біологічних дослідженнях, харчових технологіях.

**Рідини.**

**Властивості рідин:** ізотропність (текучість), поверхневий натяг та в’язкість (або внутрішнє тертя), гомогенізація.

**Поверхневий натяг –** це робота (А), що витрачається на утворення одиниці площі поверхні (S).

****.

Поверхневий натяг можна розглядати як силу, що діє на одиницю довжини лінії, яка обмежує поверхню рідини і спрямована в бік скорочення поверхні.

,

де σ – поверхневий натяг, що вимірюється в Дж/м2 або н/м, так як Дж = н·м;

Е – поверхнева енергія;

S – площа поверхні.

Чим міцніші міжмолекулярні зв'язки в рідині, тим більший її поверхневий натяг.

Поверхневий натяг для чистих рідин залежить від природи рідини і температури, а для розчинів – від природи розчинника, а також від природи і концентрації розчиненої речовини.

**Поверхнево – активними речовинами (ПАР) –** називаються речовини, що знижують поверхневий натяг.

**В’язкість або внутрішнє тертя** – це протидія, що виникає при русі одних шарів рідини відносно інших при її переміщенні.

Такі рідини, як мед, цукровий сироп мають високу в’язкість, а вода та етиловий спирт – малу в’язкість.

В’язкість кількісно характеризується коефіцієнтом в’язкості **η** (ета) Під коефіцієнтом в'язкості розуміють силу, необхідну для переміщення шару рідини площею 1 см2 (м2) зі швидкістю в 1 см/сек (м/сек) по відношенню до другого шару розташо­ваного на відстані 1см (1 м) від першого.

.

Наприклад, в'язкість води при 20°С дорівнює 0,01 Па·с (Пз) або 1 с Пз, в'язкість оливкової олії - 0,98 Пз, в'язкість гліцерину - 10,63 Пз.

**Гомогенізація –** механічна обробка молока під тиском 10-15 МПа і температурі 45-55 0С, при якій подрібнення жирових кульок молока збільшується, підвищується в’язкість і покращується смак.

**Твердий стан речовини.**

**Властивості твердих тіл:** розміщення частинок у чітко визначеному порядку, збереження форми і об’єму, великі сили притягання між частинками, відсутність поступального руху.

Тверді речовини існують у двох станах: кристалічному і аморфному. Основні ознаки кристалічного стану: анізотропність, поліморфізм, ізоморфізм.

**Анізотропія –** це неоднорідність фізичних властивостей кристалів за різними напрямками.

**Поліморфізм –** здатність твердих речовин і рідких кристалів існувати в декількох формах з різною кристалічною структурою і властивостями.

**Ізоморфізм –** це явище існування різних за складом речовин, що мають однакову будову кристалічної ґратки і кристалізуються в однакових формах.

**5. Наукові основи процесів сублімації, емульгування, піноутворення,**

**зрідження газів, карамелізації, їх значення у технології харчових**

**виробництв.**

Процес переходу твердих речовин у газоподібний стан, минаючи рідкий стан, називається **сублімацією.**

Явище сублімації широко застосовується при консервуванні харчових продуктів. Метод сублімаційного сушіння полягає в тому, що процес основного зневоднення відбувається при від’ємних температурах продукту і при середньому або глибокому вакуумі, причому обов’язковою умовою зневоднення є безперервний обігрів продукту. Сублімаційному сушінню піддаються м’ясний фарш, риба, творог, соуси та інші, при цьому продукти повністю зберігають свої форму, колір, смак, вітаміни, запах.

**Питання і вправи для самоперевірки:**

1. Якіпринципові питання розглядає термодинаміка, хімічна термодинаміка?
2. Як класифікують системи за характером взаємодії з навколишнім середовищем? Наведіть приклади гомогенних і гетерогенних систем, які мають місце у технології харчових виробництв.
3. Якими параметрами можна охарактеризувати стан термодинамічної системи?
4. Як формулюються закон Гесса і його наслідки, закон Лавуазьє – Лапласа?
5. Обчисліть ентальпію ΔН0 реакції:

Fe2O3 + 2Al = Al2O3 +2Fe, якщо відомо:

ΔН0утв.( Fe2O3) = -822,5 кДж/моль;

ΔН0утв. (Al2O3) = -670,6 кДж/моль.

6. Як ви розумієте ядерну (планетарну) модель атома?

7. Які типи зв’язку вам відомі? Наведіть приклади утворення йонного,

ковалентного зв’язку у молекулах..

8. Якими загальними властивостями характеризуються гази, рідини, тверді тіла.

9. Що таке ідеальний газ? Дайте визначення основним газовим законам.

10.Який об’єм займатиме метан масою 64 г при температурі 110 0С і тиску

0,96•105 Па?

11.Як визначається поверхневий натяг? Від яких факторів залежить поверхневий

натяг і в яких одиницях він вимірюється?

12.Яке значення явищ гомогенізації, карамелізація у технологічних процесах?

**Лекція №2**

**Тема: Хімічна кінетика і каталіз. Хімічна рівновага.**

**Принцип Ле-Шательє.**

**План.**

1. Предмет хімічної кінетики. Швидкість хімічних реакцій, її залежність від різних факторів.
2. Каталіз і каталізатори. Ферментативний каталіз, його значення у харчовій технології.
3. Фотохімічні реакції, їх роль у процесах зберігання та кулінарної обробки харчових продуктів.
4. Реакції оборотні і необоротні. Хімічна рівновага. Зміщення хімічної рівноваги. Принцип Ле-Шательє.

**Література:**

1. Ліпатников В.Є., Казаков К.М. Фізична і колоїдна хімія. Київ. «Вища школа»,

1983. – 197 с.

2. Слободнюк Р.Є. Фізична і колоїдна хімія. Навчальний посібник.- Львів: Компакт – ЛВ, 2007. – 336 с.

3. Білий О.В., Біла Л.М. Фізична і колоїдна хімія: Задачі і вправи.-К.:Вища шк., 1981.- 127 с.

4. Elibrary.nubip.edu.ua/4654/Vovcotrub\_Phys\_Col\_ Chem\_Pidr\_NUBIP

(електронний підручник з фізичної та колоїдної хімії).

1. **Предмет хімічної кінетики. Швидкість хімічних реакцій, її залежність від різних факторів.**

Розділ xiмії, в якому вивчається швидкість хімічних реакцій, називається **хімічною кінетикою.**

Швидкості окремих реакцій можуть значно відрізнятися. Є реакції, які відбуваються дуже швидко, наприклад, перетворення вибухових речовин, горіння пороху, нейтралізая кислот лугами. Iншi реакції відбуваються значно повільніше, наприклад, ті, що призводять до **корозії** металів.

Швидкість хімічних реакцій відіграє фундаментальну роль у хімічній технології, біологічних процесах, ефективності дії лікарських пpeпapaтів на організм тощо.

**Швидкість хімічної реакції** (середня швидкість) визначається середньою зміною концентрації однієї із речовин, що беруть участь в реакції (вихідної чи кінцевої) за певний проміжок часу:



де с1 і с2 – концентрації реагуючих речовин у момент часу τ1 і τ2;

Δс – зміна концентрації реагуючих речовин;

Δτ – проміжок часу.

Істинна швидкість є швидкістю реакціїу певний момент часу. Вона визначається за формулою:



де *dС* - зміна концентрації речовини за нескінченно малий проміжок часу *dτ.*

Знак "мінус" чи "плюс" вказує на те, що швидкість реакції вимірюється за зміною концентрації вихідної чикінцевої речовини відповідно.

**Фактори, що впливають на швидкість хімічної реакції**

Наявність каталіза-тора

Тиск

(для газів)

Темпера-тура

Природа реагуючих речовин

Площа поверхні реагуючих

речовин

Концентра-

ція реагую-чих речовин

**Залежність швидкості хімічної реакції від різних чинників.**

**1. Природа реагуючих речовин.** Взаємодія між речовинами йонного типу зв'язку у водних розчинах відбувається швидко, а речовини, що мають ковалентний зв'язок, реа­гують значно повільніше, особливо повільно відбуваються реакції між молекулами різної полярності.

**2. Агрегатний стан і дисперсність.** Зазвичай, взаємодія речовин у пароподібних і газових фазах відбувається швидше, ніж у рідкому або твердому стані. Так, наприк­лад, рідкий бензин згоряє повільно, кіптявим полум'ям (неповне згоряння), а бензин у пароподібному стані згоряє з вибухом, що і використовується в двигунах внутріш­нього згоряння. На зростання швидкості хімічної реакції дуже впливає подрібнення реагуючих речовин. Наприклад, вугілля, борошно в пилоподібному стані з повітрям утворюють вибухову суміш, тоді як при звичайних умовах згоряють дуже повільно.

**3. Концентрація.** Залежність швидкості хімічної реакції віл концентрації реагуючих речовин визначається **законом діючих мас (**К.М. Гульдберг і П.Вааге) - **швидкість хімічної реакції при постійній температурі прямо про­порційна добутку концентрацій реагуючих речовин, взятих у степенях, що дорівнюють коефіцієнтам** у **хімічній реакції.** Наприклад, для реакції:

**аА + bB → cAB**

закон діючих мас можна виразити таким кінетичними рівнянням:

**V = k[А]а·[В]b,**

де **V** – швидкість реакції;

**k** – константа швидкості;

**[А], [В]** – концентрації реагуючих речовин;

**а, b** – стехіометричні коефіцієнти.

Константа швидкості дорівнює швидкості реакції при концентрації реагуючих речовин 1 моль/л. Якщо [А]=[В]=1 моль/л, то **V = k.**

Константа швидкості не залежить від концентрації реагуючих речовин, а залежить від природи реагуючих речовин.

**4. Температура реагуючих речовин.**

Згідно з **правилом Вант – Гоффа** при підвищенні температури на кожні 10 градусів швидкість хімічної реакції збільшується у 2-4 рази.

Цю залежність можна виразити таким співвідношенням:

 або ;

де V1iV2 – швидкість реакції відповідно при температурі t1it2 .

γ – температурний коефіцієнт, який показує, у скільки разів збільшується швидкість реакції з підвищенням температури на 10 0С. (γ = 2-4).

**5. Присутність каталізаторів.**

1. **Каталіз і каталізатори. Ферментативний каталіз, його значення у харчовій технології.**

Явище прискорення хімічних реакцій за участю каталізаторів називається **каталізом,** а реакції **каталітичними.**

**Каталізаторами** називають речовини, які збільшують швидкість хімічних реакцій, але в результаті реакції не змінюють свого хімічного складу.

**Особливості каталітичних реакцій**

* Каталізатори характеризуються високою хімічною активністю. Кількість каталізатора порівняно з кількістю реа­гуючих речовин незначна. До того ж, каталізатор може використовуватись багаторазово.
* Каталізатори характеризуються селективністю (вибірко­вістю). Для певного типу реакцій підбирають свій каталі­затор.
* В оборотних реакціях каталізатор пришвидшує як пряму,так і зворотну реакції.
* Активність каталізатора залежить від домішок. Речовини, які підвищують каталітичну активність каталізаторів нази­ваються **активаторами** або **промоторами.** Речовини, які знижують каталітичну дію — **інгібіторами** або **отрутами.**

Розрізняють гомогенний, гетерогенний та ферментативний каталіз.

Якщо реагуючі речовини і каталізатор утворюють одно­рідну систему, тобто знаходяться в одній фазі, то в такому разі каталіз називають **гомогенним.** Прикладом гомогенного каталізу може бути окислення оксиду сірки  
(IV) за наявності оксидів азоту:

NO, NO2

2SO2 + O2 2SO3.

Якщо каталізатор і реагуючі речовини знаходяться в різних фазах, то такий каталіз називається **гетерогенним,** наприклад, окиснення оксиду сірки (IV) в присутності платини:

Pt

2SO2 + O2 2SO3.

У живих організмах хімічні процеси відбуваються за участю біологічних каталізаторів –**ферментів.** Ось чому такі процеси називаються **ферментативними**, а каталіз **ферментативним.**

Ферменти, на відміну від каталізаторів характеризуються високою специфічністю, тобто здатністю каталізувати певну реакцію, не виявляючи вплив на інші реакції.

Активність ферментів залежить від температури, кислотності або основності середовища. Ферменти проявляють унікальну селективність і найвищу активність. Так, пероксид водню розщеплюється на воду і кисень завдяки дії йонів заліза. Ця реакція каталізується також залізовмісним ферментом – каталазою. При цьому каталаза в 100 млн разів швидше розщеплює пероксид водню, ніж йони заліза.

Ферментативний каталіз – основа життєдіяльності усіх живих організмів.

Велике значення має ферментативний каталіз у харчовій промисловості (процесах спиртового виробництва, пивоваріння, виноробства, хлібовипікання, крохмалопаточному виробництві, виробництвіплодово – ягідних соків), медицині, добуванні синтетичних миючих засобів.

Механізм дії каталізаторів при гомогенному каталізі пояснює теорія перехідного стану.

Так, реакція може відбуватися без каталізатора:

*Е1*

А + Б = С,

і за участю каталізатора:

*Е2 Е3*

А + К = АК; АК + Б = С + К.

де К – каталізатор, АК – проміжна нестійка сполука, при подальшому перетворенні якої звільняється каталізатор і утворюється продукт реакції.

Кожна з наведених реакцій характеризується енергією активації *Е.* Якщо енергії активації *Е2, Е3*усіх стадій реакції з участю каталізатора менші, ніж енергія активації реакції без каталізатора *Е1,* то швидкість реакції з каталізатором буде значно більшою.

Єдиної теорії, яка пояснювала б гетерогенний каталіз немає. Спільним для них є наступне. Реакція відбувається на поверхні каталізатора. Поверхня каталізатора - неодно­рідна. Не вся поверхня каталізатора бере участь у реакції, а лише окремі ділянки, так звані активні центри.

1. **Фотохімічні реакції, їх роль у процесах зберігання та кулінарної обробки**

**харчових продуктів**.

**Фотохімічними** називають реакції, що відбуваються під дією світла.

До фотохімічних реакцій належать дуже багато реакцій. Під дією світла вибухає суміш водню і фтору, відбувається хлорування метану, амоніак розкладається на азот і водень. Під дією ультрафіолетового випромінювання сонячного світла в шкірі людини синтезується необхідний вітамін Д. Синтетичний вітамін Д добувають в промисловості, застосовуючи фотохімічну реакцію. Під впливом світла може змінюватись якість продук­тів харчування. Наприклад, молоко втрачає вітаміни, набуває неприємного смаку.

Найважливішим фотохімічним процесом є **фотосинтез**. Фотосинтез відбувається в зелених рослинах з утворенням вуглеводів та інших органічних речовий із карбон (IV) оксиду та води під дією енергії сонячного світла.

**6СО2**+ **6Н2О → С6НІ2О6 + 6О2.**

Цей процес досить складний, складається із декількох стадій. Фотосинтез - найважливіший біохімічний процес на Землі, так як це єдине джерело поповнення атмосферного кисню і органічних речовин, які є їжею для людини і тварини. Засновником вчення про фотосинтез є К.Л.Тімірязєв.

Фотохімічна дія світла полягає в тому, що атоми та моле­кули реагуючих речовин, поглинають світові кванти - фотони і збуджуються. Енергія фотона Е пов'язана з частотою його випромінювання υ співвідношенням:

Е = h·υ

де h - стала Планка, що дорівнює 6,626-1034 Дж-с.

З цієї формули витікає, що більшу енергію і високу хімічну активність мають світлові проміні **з** більшою частотою, тобто з меншою довжиною хвилі. Найбільш активними є фіолетові промені, найменш активною є червона частина спектра.

При поглинанні світла молекулами речовини посилюється коливальний рух атомів і атомних груп, послаблюється зв'язок між ними, тобто молекули переходять в активний, збуджений стан. У деяких випадках енергія фотону достатня для розриву внутрішньомолекулярних зв'язків.

**4. Реакції оборотні і необоротні. Хімічна рівновага. Зміщення хімічної**

**рівноваги. Принцип Ле-Шательє**.

**Хімічна рівновага –** це стан системи, при якому швидкість прямої реакції дорівнює швидкості зворотної.

Залежно від наявності чи відсутності хімічної рівноваги, хімічні реакції поділяють на **оборотні**, які протікають у двох взаємопротилежних напрямках із однаковою швидкістю, і на **необоротні**. Розглядаючи хімічну рівновагу, пригадайте особливості оборотних і необоротних реакцій.

**Необоротними** називають хімічні реакції, що протікають тільки в прямому напрямку і супроводжуються:

1) Утворенням осаду:

BaCl2 + Na2SO4 → 2NaCl + BaSO4↓

2) Виділенням газу:

Na2CO3 + 2HCl → 2NaCl + H2O +CO2↑

3) Утворенням малодисоційованої сполуки:

HNO3 + KOH → KNO3 + H2O

1. Значним тепловим ефектом:

2Mg + O2 → 2MgO; ΔH0 = -1203,6 кДж.

Більшість хімічних процесів є оборотними. Прикладами оборотних можуть бути такі реакції:

2SO2 + O2 → 2SO3

N2 + 3H2 → 2NH3

H2 + I2 → 2HI.

Студентам важливо зрозуміти вираження константи рівноваги за допомогою рівноважних концентрацій.

**Рівноважними** називаються концентрації реагентів і продуктів в стані хімічної рівноваги.

Згідно із законом діючих мас для швидкості прямої і зворотної реакції оберненого процесу типу

**aA + bB → cC + dD**

можна записати:

Vпр. = kпр.[А]а·[В]b

Vзв. = kзв.[С]с·[D]d

Для установленої рівноваги, коли Vпр.=Vзв.

kпр.[А]а·[В]b = kзв.[С]с·[D]d, звідки

,

де К – константа рівноваги.

**Константа хімічної рівноваги –** це відношення добутку молярних концентрацій продуктів реакції до добутку молярних концентрацій вихідних речовин, узятих у степенях, рівних стехіометричним коефіцієнтам цих речовин.

**Константа рівноваги є кількісною характеристикою стану хімічної рівноваги.** Константа рівноваги залежить від температури та природи реагуючих речовин і не залежить від концентрації компонентів реакції (тиску для газів).

При К > 1 вихід реакції великий, при К< 1 – малий.

Слід взяти до уваги, що для гетерогенних реакцій, аналогічно виразу закону діючих мас, враховують концентрації тільки тих речовин, які перебувають у газовій або рідкій фазі. Наприклад, для реакції;

СО2 (г) + С (тв.) → 2СО2 (г)

константа рівноваги дорівнюватиме:

.

**Принцип зміщення хімічної рівноваги (принцип Ле – Шательє)** – якщо у рівноважній системі змінити одну з умов рівноваги (температуру, тиск, концентрацію), то в ній будуть відбуватися процеси, які протидіють цій зміні.

Розглянемо зміщення хімічної рівноваги за змін концентрації реагуючих речовин, температури та тиску.

**Вплив концентрації:** при збільшенні концентрації однієї з вихідних речовин або зменшенні концентрації одного з продуктів реакції рівновага зміщується в бік прямої реакції. Зменшення концентрації однієї з вихідних речовин або збільшення концентрації одного з продуктів реакції зміщує рівновагу в бік зворотної реакції.

**Вплив температури:** під час підвищення температури рівноважної системи рівновага зміщується в бік ендотермічної реакції, а під час зниження – в бік екзотермічної.

**Вплив тиску:** підвищення тиску зміщує рівновагу в бік реакції, що проходить з утворенням меншої кількості молів газоподібних речовин. Зниження тиску зміщує рівновагу в бік реакції, що проходить з утворенням більшої кількості молів газоподібних речовин.

Якщо в процесі оборотної реакції об’єми газоподібних речовин не змінюються, то зміна тиску не впливає на стан рівноваги системи.

**Вплив каталізатора:** каталізатори не зміщують хімічну рівновагу, тому що вони однаково впливають на швидкість прямої та зворотної реакції. За наявності каталізатора рівновага встановлюється швидше.

**Наприклад,**

у системі **2SO2+O2 2SO3 + ΔH,**

при підвищенні температури рівновага буде зміщуватись вліво, оскільки пряма реакція екзотермічна; при підвищенні загального тиску – вправо, оскільки у прямій реакції зменшується кількість молекул.

Знання впливу зовнішніх умов на рівновагу оборотних реакцій – принципу зміщення хімічної рівноваги (принципу Ле-Шательє) дає змогу впливати на умови зберігання харчової сировини і готової продукції, хід протікання технологічних процесів виробництва харчових продуктів.

**Питання і вправи для самоперевірки:**

1. Що вивчає хімічна кінетика?
2. Дайте визначення швидкості хімічної реакції. Укажіть фактори**,** що впливають на швидкість хімічної реакції.
3. Як залежить швидкість хімічної реакції від температури та концентрації реагуючих речовин? Сформулюйте закон діючих мас, правило Вант-Гоффа.
4. Укажіть гомогенну систему і напишіть для неї вираз швидкості прямої реакції:

а) С + О2 СО2;

б) 2СО + О2 2СО2.

1. Який стан системи називається хімічною рівновагою? Наведіть приклади оборотних і необоротних реакцій.
2. Як формулюється принцип Ле-Шательє? Які чинники впливають на стан хімічної рівноваги?
3. Як зміститься хімічна рівновага реакції 3Fe + 4H2O Fe3O4 + 4H2 внаслідок збільшення концентрації водню, збільшення концентрації водяної пари?
4. Як зміниться рівновага реакції 2SO2 (г) + O2 (г)  2SO3, якщо збільшити концентрацію SO2 в 4 рази, а концентрацію кисню – у 3 рази?
5. Чому для зміщення хімічної рівноваги не використовують каталізатори?
6. Яке значення принципу Ле-Шательє у біохімічних та технологічних процесах?

**Лекція №3**

**Тема: Фазові рівноваги. Розчини.**

**Властивості розчинів електролітів та неелектролітів.**

**План**

1. Гомогенні та гетерогенні системи. Поняття про фазові переходи, фазову рівновагу.
2. Загальна характеристика розчинів. Значення розчинів у житті та практичній діяльності людини. Способи вираження концентрації розчинів.
3. Властивості розчинів неелектролітів. Закони Рауля. Кріогідратні системи, антифризи, їх застосування.
4. Властивості розчинів електролітів. Електролітична дисоціація води та її йонний добуток. Вплив рН – середовища на протікання біохімічних і технологічних процесів.
5. Буферні розчини, їх значення і використання у харчовій промисловості, для аналізу харчових продуктів.

**Література:**

1. Слободнюк Р.Є. Фізична і колоїдна хімія. Львів. “Компакт-ЛВ”, ст.99-173.
2. Ліпатников В.Е., Казаков К.М.. Фізична і колоїдна хімія. Київ. “Вища школа”,1983, ст.76-100.

3. Youalib.com/ хімія/ фізика/ органічна, фізична та колоїдна хімія.

4. Elibrary.nubip.edu.ua/4654/Vovcotrub\_Phys\_Col\_ Chem\_Pidr\_NUBIP

(електронний підручник з фізичної та колоїдної хімії).

1. **Гомогенні та гетерогенні системи. Поняття про фазові переходи, фазову рівновагу.**

**Гомогенна система –** це система, яка у всіх точках має однаковий хімічний склад і однакові фізичні властивості і складається з однієї фази.

**Гетерогенна система –** це система, яка складається з декількох фаз, які відрізняються одна від одної за своїми фізичними властивостями і можуть бути відокремлені одна від одної механічним шляхом.

**Фазові переходи –** це процеси, що відбуваються в природі та промисловості і можуть супроводжуватись переходом речовини із одного агрегатного стану в інший. Основні фазові переходи: випаровування, конденсація, сублімація, десублімація, плавлення, кристалізація.

**Фаза –** однорідна (гомогенна) частина гетерогенної системі, яка має однаковий склад, фізичні та хімічні властивості та відокремлена від інших частин фазовою поверхнею. Наприклад, суміш “вода – олія” є гетерогенною двофазною системою. Система “рідка вода – лід – пара” є гетерогенною трифазною системою. Суміш газів “повітря” – однофазна система.

**Фазова рівновага –** рівновага між фазами гетерогенної системи.

**Компонент –** це індивідуальна хімічна речовина, що міститься у системі; може бути виділена з не ї і здатна існувати окремо. Наприклад, водний розчин сульфату натрію і сульфату калію складається з трьох складових частин: води, сульфату натрію, сульфату калію. Кожна з них є індивідуальною речовиною, яка може існувати самостійно, незалежно від інших складових частин.

**Число ступенів свободи –** це число умов (температура, тиск, концентрація), які можна довільно змінювати (до певних меж), не змінюючи при цьому числа і виду фаз системи.

Зв’язок між числом фаз (Ф), незалежних компонентів (К), ступенів свободи (С), описується **правилом фаз Гіббса:** число ступенів свободи системи при рівновазі дорівнює числу незалежних компонентів мінус число фаз, плюс число факторів, які впливають на рівновагу (температура, тиск)

**С = К – Ф + n,**

де n – число факторів, що впливають на рівновагу (температура, тиск).

Для газів: **С = К – Ф + 2,** для рідин: **С = К – Ф + 1.**

При С = 0 для певної системи можна визначити максимальне число фаз, що знаходиться в рівновазі.

За числом незалежних компонентів системи поділяють на одно-, дво-, трикомпонентні і т.д., а за числом ступенів свободи – без варіантні (С=0), одноваріантні (С=1), двоваріантні (С=2).

1. **Загальна характеристика розчинів. Значення розчинів у житті та практичній діяльності людини. Способи вираження концентрації розчинів.**

**Розчини –** це гомогенні (однофазні) системи (рідкі, тверді), що складаються з розчинених речовин, розчинників і продуктів їх взаємодії, відносні кількості яких можуть змінюватися в широких межах.

Розчини мають важливе значення в житті і практичній діяльності людини. Так, процеси засвоєння їжі людиною і тваринами зв’язані з переведенням харчових речовин у розчин. Розчинами є всі найважливіші фізіологічні рідини (кров, лімфа…). Виробництва, в основі яких лежать хімічні процеси, звичайно зв’язані з використанням розчинів.

Розчини займають проміжне місце між механічними сумішами і хімічними сполуками.

Важливі характеристики розчину – **температура, тиск, концентрація.**

**Концентрація розчину –** це кількість розчиненої речовини, яка є у певній кількості розчину або розчинника.

**Основні способи вираження концентрації розчинів.**

1. **Масова частка розчиненої речовини (W%)** – показує, скільки грамів речовини міститься в 100 г розчину і визначається відношенням маси розчиненої речовини до загальної маси розчину (розчиненої речовини та розчинника):



1. **Молярна концентрація (або “молярність”) С** – кількість речовини, що міститься в 1 л розчину, визначається числом молів розчиненої речовини в 1 л розчину:



де n – кількість речовини в молях;

V – об’єм розчину;

m – маса розчиненої речовини;

М – молярна маса.

1. **Моляльна концентрація См –** кількість речовини, що міститься в 1 кг розчинника, визначається числом милів речовини, розчиненої в 1000 г розчинника:

.

1. **Еквівалентна концентрація (або нормальність) Сн –** визначається числом молярних мас еквівалентів розчиненої речовини в 1 л розчину.



де m – маса розчиненої речовини;

ЕМ – еквівалентна маса;

V – об’єм розчину.

Еквівалентну концентрацію за останніми рекомендаціями ще називають **молярною концентрацією еквіваленту.**

Розчини можна класифікувати за різними ознаками.

**Класифікація розчинів**

|  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- |
| **За агрегатним станом:** | **За розміром частинок:** | **За кількістю розчиненої речовини:** | |
| * тверді (сплави) * рідкі (спирт у воді, цукор у воді); * газоподібні (повітря). | - істинні розчини (розмір частинок <10-9 м);  - колоїдні (10-5-10-7м)  - грубодисперсні (>10-7 м) | За концентрацією розчиненої реч.:   * розведені (<40% розчиненої речовини); * концентровані (>40% розчиненої речовини) | За досягненням розчинності:   * насичені; * ненасичені; * пересичені ( в яких за певної температури речовини більше ніж у насиченому розчині) |

**Механізм процесу розчинення.**

Розчинення – складний фізико – хімічний процес. Установлено, що при розчиненні багатьох речовин їхні молекули (або йони) зв’язуються з молекулами розчинника, утворюючи сполуки які називаються **сольватами;** цей процес називається **сольватацією.** В окремому випадку, коли розчинником є вода, ці сполуки називають **гідратами,** а процес їх утворення – **гідратацією.**

Припущення про існування у водних розчинах гідратів висловив і обґрунтував у 80-х роках 19 ст. Д.І.Менделєєв.

Вплив природи розчинника і розчиненої речовини описується законами Генрі, В.Нернста.

**Закон Генрі:** розчинність газів при сталій температурі прямо пропорційна тиску газу над розчином:

**С = К·Р,**

де С – концентрація газу у розчині;

К – коефіцієнт пропорційності, що залежить від природи газу і рідини;

Р – тиск газу над розчином.

Проявом закону Генрі, наприклад, є поява піни при відкриванні пляшки з газовою водою або газовими напоями.

**Закон розподілення** (закон В.Нернста, 1891р.) – відношення концентрації третього компонента у кожній з двох рідин, які не змішуються при даній температурі, є величина постійна.

 ,

де С1 і С2 – концентрація розчиненої речовини у 1-му і 2-му розчинниках;

k – коефіцієнт розподілення.

Речовини за здатністю проводити електричний струм у розплавленому і розчиненому стані поділяються на **електроліти і неелектроліти.**

**3. Властивості розчинів неелектролітів. Закони Рауля. Кріогідратні системи, антифризи, їх застосування.**

Молекули неелектролітів на йони не розкладаються, а тому їхні розчини не проводять електричного струму. У дуже розбавлених розчинах молекули розчиненої речовини практично не взаємодіють одна з одною, бо сил притягання між молекулами у розчині майже немає через те, що середня відстань між ними надто велика порівняно з їхніми власними розмірами.

Я**вища дифузії та осмосу** дають можливість помітити подібність розбавлених розчинів до ідеальних газів.

**Дифузія –** це самовільний процес вирівнювання концентрації розчиненої речовини в розчині.

Дифузія відіграє значну роль в життєдіяльності організмів і технологічних процесах. Так, процес переміщення різних поживних речовин і продуктів обміну в живих організмах пов’язаний з дифузією. У технології харчування на явищі дифузії базується вимочування риби, хлібовипікання, заварювання чаю, кави. Такі процеси, як варка, пасерування, припускання також є практичним застосуванням дифузії.

**Осмос –** явище самочинного переходу розчинника з розчину з нижньою концентрацією у розчин із вищою концентрацією крізь напівпроникну мембрану.

**Напівпроникні мембрани –** це такі плівки, які мають властивість пропускати молекули розчинника, розмір яких, як правило, менше молекул розчиненої речовини (тваринні плівки, клітини рослинного та тваринного походження, целофан, пергамент...).

Сила, що обумовлює осмос, віднесена до одиниці поверхні напівпроникної мембрани, називається **осмотичним тиском.**

Вант-Гофф на основі експериментів і теоретичних розрахунків дійшов висновку, що осмотичний тиск розбавлених розчинів підпорядковується газовим законам і дав йому визначення: **осмотичний тиск розбавленого розчину неелектроліту дорівнює тиску, що його створював би неелектроліт, перебуваючи в газоподібному стані, якби його об’єм і температура були такі, як і розчину (закон Вант-Гоффа).**

Отже, рівняння стану ідеального газу **PV = nRT**можна застосувати до ідеальних розчинів для визначення осмотичного тиску:



де С – молярна концентрація;

n – кількість речовини, моль;

V – об’єм розчину, м3;

R – універсальна газова стала;

T – температура, К0.

Осмос має велике значення для процесів життєдіяльності тварин і рослин. Процеси консервування харчових продуктів, засвоєння їжі, обміну речовин тісно пов’язані з явищем осмосу. Осмос зумовлює підняття води в рослинах, зростання клітин і багато різних інших явищ (наприклад **плазмоліз, тургор**).

**Плазмоліз –** це явище зморщування клітин у насичених сольових розчинах, зумовлене втратою води.

**Тургор –** це збільшення об’єму клітини у процесі всмоктування і перехід клітини у стан напруги.

У процесах життєдіяльності важливе значення відіграють ізотонічні, гіпертонічні та гіпотонічні розчини.

**Ізотонічні –** розчини, що мають однаковий осмотичний тиск.

**Гіпертонічні –** це такі розчини, осмотичний тиск зовнішнього розчину в яких вищий, ніж усередині клітини.

**Гіпотонічні –** розчини, для яких характерний нижчий осмотичний тиск зовнішнього розчину.

Розглядаючи властивості розчинів, необхідно враховувати, що властивості розчину відрізняються від властивостей розчинників. Наприклад, тиск насиченої пари розчинника над розчином завжди нижчий, ніж над чистим розчинником:

**ΔР = Р0-Р,**

де ΔР – зниження тиску насиченого пару;

Р0 – тиск пару розчинника над розчинником;

Р – тиск пару розчинника над розчином.

Це тому, що тиск насиченої пари розчинника над розчинником прямо пропорційний мольній частці розчинника. Цю закономірність (закон) встановив у 1887 р. французький фізик Рауль, вивчаючи розчини різних нелетких рідин і твердих тіл.

**Закон Рауля:** зниження тиску пари розчинника над розчином при сталій температурі пропорційне мольній частці розчиненої речовини:

,

де ΔР – зниження тиску насиченого пару;

Р0 – тиск насиченого пару розчинника над розчинником;

n – кількість розчиненої речовини, моль;

N – кількість речовини розчинника, моль.

Особливо важливим є другий закон Рауля.

**Другий закон Рауля:** підвищення температури кипіння та зниження температури замерзання розчинів неелектролітів пропорційне моляльній концентрації розчину:

**Δtкип. = Кеб.·См**

**Δtзам. = Ккр.·См,**

де Δtкип. – підвищення температури кипіння розчину;

Δtзам. – зниження температури замерзання розчину;

См – концентрація розчину;

Кеб. – ебуліоскопічна стала;

Ккр. – кріоскопічна стала.

Кеб. і Ккр. – залежать тільки від природи розчинника, наприклад для води вони становлять Кеб. = 0,516, Ккр. = 1,86. кріоскопічні та ебуліоскопічні сталі деяких розчинників подані у таблиці 5. (див. додаток ст.??????)

Враховуючи, що См = n/1000, де n = m/M.

Δtкип. = Кеб**.**

Δtзам. = Ккр**.,**

де m – маса розчиненої речовини;

М – молярна маса розчиненої речовини

mрозчинника – маса розчинника.

Відповідно, температура кипіння розчину і температура його замерзання будуть дорівнювати:

**t(кип. р-ну)  = tроз-ка+ Δtкип.**

**t(зам. р-ну)  = tроз-ка + Δtзам.**

Зниження температури замерзання розчинів дає можливість зберігати овочі і фрукти при t = -1 0С, оскільки температура замерзання їхнього клітинного соку нижча від цієї температури через вміст у ньому значних концентрацій органічних речовин.

Знання законів Рауля дає змогу дослідно визначати різні величини(зниження температури замерзання і підвищення температури кипіння, молярної маси розчинів), використовувати у практиці в якості холодоносіїв **антифризи** – речовини, додавання яких знижує температуру замерзання розчину (розчини етиленгліколю, гліцерину, хлориду натрію).

**4. Властивості розчинів електролітів. Електролітична дисоціація води та її**

**йонний добуток. Вплив рН – середовища на протікання біохімічних і**

**технологічних процесів**.

**Електроліти –** це речовини, розчини або розплави яких проводять електричний струм.

Водні розчини електролітів (солей, кислот, основ) не підлягають законам Вант-Гоффа і Рауля. Для електролітів обчислені за ебуліоскопічними та кріоскопічними формулами зміни температури кипіння та замерзання відрізнялися від аналогічних дослідних величин. Експериментальні дослідження показали, що властивості розчинів електролітів мають завищений осмотичний тиск, вищі точки кипіння і нижчі точки замерзання, ніж це випливає з розрахунків за відповідними формулами Вант-Гоффа і Рауля. Так, розрахункове зниження температури замерзання 0,1 М розчину натрій хлориду становить 0,186 0С, у результаті дослідного визначення 0,340 0С, тобто експериментальна величина перевищує розрахункову близько у два рази.

Щоб властивості розчинів електролітів задовільно описувалися законами Вант-Гоффа і Рауля, у відповідні рівняння було введено поправний коефіцієнт, так званий **ізотонічний коефіцієнт, або коефіцієнт Вант-Гоффа.**

Якщо **для неелектролітівРосм. = См·R·T; Δtзам. = Ккр.·См; Δtкип. = Кеб..·См**, то **для розчинів електролітів Росм. = ί·См·R·T; Δtзам. = ί·Ккр.·См; Δtкип. = ί·Кеб..·См.**

Отже, ізотонічний коефіцієнт показує, у скільки разів осмотичний тиск, підвищення температури кипіння, зниження температури замерзання, визначені експериментально для розчинів електролітів, більші ніж, які обчислені за формулами для розчинів неелектролітів.

 ί = ; ί = ; ί = .

Згідно із теорією електролітичної дисоціації у водному розчині молекули електролітів розпадаються на йони – протилежно зараджені частинки катіони (+) та аніони (-). Цей процес називається **електролітичною дисоціацією** і записується у вигляді рівнянь електролітичної дисоціації:

NaCl→ Na+ + Cl-

HNO3→ H+ + NO3-

K2SO4 → 2K+ + SO42-.

Процес електролітичної дисоціації оборотний. Разом з дисоціацією відбувається протилежний процес – моляризація (асоціація – процес сполучення йонів). Тому тільки певна частина молекул розпадається на йони, після чого настає рівновага.

Рівновага в розчинах електролітів відповідає певному ступеню дисоціації α..

**Ступінь дисоціації (α)** – це відношення числа молекул, що розпалися на йони (n), до загальної кількості молекул (N):

або .

Ступінь дисоціації вимірюють у частках одиниці або у відсотках: наприклад 0,3 або 30%. Якщо α = 0, то дисоціація відсутня, а якщо α = 1 або 100%, то електроліт дисоційований повністю. Коли ж, наприклад, α = 20% - це означає, що з кожних 100 розчинених молекул 20 дисоційовані на йони.

Між ступенем дисоціації α й ізотонічним коефіцієнтом ί існує зв’язок:

ί = 1 + (n – 1)·α або ,

де n – число йонів, на які розпадається електроліт.

Ступінь дисоціації залежить від природи розчиненого електроліту і розчинника, концентрації розчину і температури.

Сильні електроліти у водних розчинах повністю дисоційовані на йони.

Експериментально визначені ступені дисоціації сильних електролітів завжди менше 100%, що пояснюється електростатичною взаємодією між йонами. Така ступінь електролітичної дисоціації має назву **уявної ступені дисоціації.**

Важливі характеристики електролітів: **константа дисоціації, йонний добуток води та водневий показник.**

**Константа дисоціації (або константа рівноваги) Кд –** це величина, яка характеризує йонну рівновагу дисоціації слабких електролітів.

Дисоціацію слабкого електроліту можна виразити рівнянням: КА К++А-. За законом діючих мас константа рівноваги визначається співвідношенням:

.

Величина константи дисоціації залишається сталою при будь – якій зміні концентрації електроліту, тому вона більш точніше, ніж ступінь дисоціації, характеризує здатність електроліту дисоціювати на йони. Наприклад, для ацетатної кислоти, що дисоціює:

СН3СООН СН3СОО- + Н+,

Вираз для константи дисоціації має вигляд:

 .

Зазначимо, що між константою дисоціації Кд і ступенем, слабкого електроліту α існує залежність

 , де С – вихідна молярна концентрація.

Наведений вираз називається **законом розведення Освальда.**

Якщо α для слабкого електроліту дуже мале, то (1- α) = 1, і в цьому випадку

Кд = Сα2, звідки .

За допомогою цієї формули можна обчислити ступінь електролітичної дисоціації, якщо відома константа. З даної формули видно, що чим менша концентрація електроліту С, тим більшою повинна бути ступінь дисоціації α.

Вода відноситься до дуже слабких електролітів.

Дисоціація води – процес оборотний, який можна схематично показати так:

Н2О Н+ + ОН-.

**Йонний добуток води** – добуток концентрації йонів Гідрогену і йонів гідроксилу при сталій температурі.

Н2О Н+ + ОН-;

 моль/л;

;

;

;

 моль/л.

Таким чином:

* у нейтральному середовищі  моль/л;
* у кислому середовищі [H+]>[ОН-], тобто [H+] = 10-6, 10-5, 10-3 …моль/л;
* у лужних розчинах концентрація йонів Гідрогену менша за 10-7 моль/л, тобто [H+] = 10-8, 10-9, 10-10 , 10-11, 10-12, 10- …моль/л.

Ступінь кислотності або лужності розчинів виражають не концентрацією йонів Н+, а її десятковим логарифмом, узятим з оберненим знаком. Цю величину називають **водневим показником і позначають через рН.**

**рН = - lg[H+];**

[H+] = 10-7 моль/л, рН = - lg[H+] = **-** lg10-7 = 7.

Слід розрізняти **загальну й активну кислотність. Індикатори** змінюють своє забарвлення залежно від ступеня активної кислотності або лужності.

**5. Буферні розчини, їх значення і використання у харчовій промисловості,**

**для аналізу харчових продуктів.**

**Буферні –** такі розчини, які здатні стійко зберігати значення рН при доливанні до них кислот або лугів. Буферні розчини складаються з 2-х компонентів: слабкої кислоти і її солі або слабкої основи і її солі. Буферна суміш підтримує рН сталим лише за умови, що кількість долитих до розчину кислот або основи не перевищує граничної величини, яку називають **буферною ємністю.** Буферна ємність залежить від концентрації буферного розчину і його складу.

Буферна дія властива суміші NH4Clі NH4OH, деяким грунтовим розчинам, тканинним рідинам, крові. Буферними речовинами крові є білок, гемоглобін і мінеральні сполуки: карбонатний буфер NaHCO3 – H2CO3, фосфатний: NaH2PO4 – Na2HPO4.

**Буферні суміші мають такі властивості:**

1. Концентрація йонів Гідрогену буферних сумішей мало залежить від розведення.
2. Додавання до буферних сумішей невеликих кількостей сильної кислоти або сильної основи дуже мало змінює концентрації в них йонів Гідрогену (у межах буферної ємності розчину).
3. Величина буферної ємності залежить від концентрації компонентів буферної суміші і від співвідношення між цими концентраціями. Зі збільшенням концентрації компонентів буферної суміші збільшується її буферна ємність.

Буферні речовини використовують у технологічних процесах і лабораторних дослідженнях тоді, коли потрібно підтримувати певне значення рН середовища.

**Питання і вправи для самоперевірки:**

1. Що називається фазою, фазовими переходами, фазовою рівновагою? Наведіть відповідні приклади.
2. Як ви розумієте поняття: розчин, розчинність? Доведіть, що процес розчинення є фізико-хімічним процесом.
3. Які чинники впливають на розчинність у технологічних процесах? Чи може технолог ними управляти?
4. Що таке концентрація розчину? Назвіть основні способи вираження концентрації розчинів.
5. Знайдіть молярність розчину, який містить у 250 мл 5,8 г кухонної солі.
6. Як формулюються закон Генрі, закон розподілення та закони Рауля?
7. Що таке кріоскопія та ебуліоскопія?
8. Визначте осмотичний тиск розчину, в 4л якого міститься 90,08 г глюкози при 270С.
9. Назвіть основні положення теорії електролітичної дисоціації. Які речовини називають електролітами?
10. Що показує ступінь дисоціації, водневий показник? Яким співвідношенням пов’язані між собою ступінь дисоціації та ізотонічний коефіцієнт?
11. Де використовують буферні розчини?

**Лекція №4**

**Тема: Предмет колоїдної хімії. Поверхневі явища.**

**Дисперсні системи. Колоїдні розчини.**

**План.**

1. Предмет колоїдної хімії. Поверхневі явища. Адсорбція, її властивості. Роль ПАР у технологічних процесах.
2. Поняття про дисперсні системи, їх ознаки, класифікацію. Характеристика деяких харчових мас як дисперсних систем.
3. Колоїдні розчини, їх властивості. Особливості колоїдного стану.
4. Міцели, їх утворення та будова.

**Література:**

1. Ліпатников В.Є., Казаков К.М. Фізична і колоїдна хімія. Київ. «Вища школа»,

1983. – 197 с.

2. Слободнюк Р.Є. Фізична і колоїдна хімія. Навчальний посібник.- Львів:

Компакт – ЛВ, 2007. – 336 с.

3. Скоробогатий Я.П., Федороко В.Ф. Фізична і колоїдна хімія та фізико-хімічні

методи дослідження: Навч.посібник.- Л.: «Компакт – ЛВ», 2005. – 244 с.

4. Elibrary.nubip.edu.ua/4654/Vovcotrub\_Phys\_Col\_ Chem\_Pidr\_NUBIP

(електронний підручник з фізичної та колоїдної хімії).

1. **Предмет колоїдної хімії. Поверхневі явища. Адсорбція, її властивості.**

**Роль ПАР у технологічних процесах.**

**Колоїдна хімія –** це самостійний розділ фізичної хімії, що вивчає дисперсні системи, поверхневі явища та методи їх дослідження.

**Поверхневі явища** — сукупність явищ, зв'язаних фізичними особливостями поверхонь поділу (поверхневих шарів фаз, що межують).

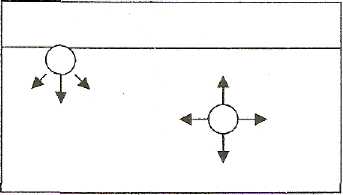
**До поверхневих явищ відносять поверхневий натяг та різні види сорбції.**

Кожна гетерогенна система на поверхні поділу фаз характеризується певним надлишком вільної енергії, якийпрямо пропорційний величині цієї поверхні: 

де S - площа поверхні; σ *-* питома поверхнева енергія (поверхневий натяг).

**Поверхневий натяг** - це робота, яку треба виконати щоб збільшити на одиницю поверхню поділу фаз.(Водночас, поверхневий натяг - це сила, що з'являється в результаті дії всіх сил зчеплення молекул поверхневого шару, спрямована по дотичній до межі поділу (у розрахунку на одиницю довжини) і прагне скоротити зовнішню поверхню рідини до найменших меж заданому об'ємі). Вимірюється поверхневий натяг в *дж/м2*або *н/м.*

Наявність вільної поверхневої енергії (або поверхневого натягу) обумовлена тим, що молекули поверхневого шару рідини зазнають однобічного притягання. Рівнодіюча цих сил притягання спрямована нормально до поверхні всередину рідини, тоді коли рівнодіюча всіх сил, що діють **і** молекулу всередині рідини, дорівнює нулю.



Схематичне зображення дії сил, що впливають на молекули всередині рідини та на поверхні.

Величина поверхневого натягу є важливою характе­ристикою рідини і залежить від природи рідини та природи фази, яка межує з нею.

Згідно з другим законом термодинаміки, кожна система прагне зменшити свою вільну енергію.

Зменшення поверхневої енергії може відбуватися як за рахунок **зменшення поверхні,** так і за рахунок **змен­шення поверхневого натягу,** або одночасно - **поверхні та поверхневого натягу.**

Саме тому рідина, на яку не діють інші сили, набуває форму кулі, бо така форма при заданому об'ємі відповідає найменшій поверхні.

Поверхня твердих тіл самовільно зменшуватися не може, вона постійна. Але поглинання молекул газів або моле­кул розчиненої речовини з меншим поверхневим натя­гом поверхнею твердого тіла або рідини приводить до**зниження поверхневого натягу і, відповідно, поверх­невої енергії.** Цей процес **(адсорбція) відбувається самовільно.**

**Процеси, що відбуваються на межі поділу рідина - газ**

До зниження поверхневого натягу на межі рідина - газ приводить додавання до рідини поверхнево-активних речовин (ПАР), що мають менший поверхневий натяг.

До **поверхнево-активних речовин (ПАР)** відносятьсяречовини, молекули яких дифільні (біполярні), склада­ються з неполярного вуглеводневого ланцюга таполярної групи, наприклад, спиртової, карбоксильної чи іншої. Це спирти, карбонові кислоти, фосфатиди тощо. їх молекули розміщуються на поверхні полярної рідини (водного розчину), таким чином, що полярна частина знаходиться у полярній рідині, а неполярна - у газовій фазі.

У.Гіббс встановив кількісне співвідношення між концентрацією розчиненої речовини, поверхневим натягом та адсорбцією (поверхневою концентрацією):

,

де Г – адсорбція, моль/см2; С – Концентрація розчину, моль/см3; R – універсальна газова стала; Т – температура, К;  - ступінь поверхневої активності.

Адсорбція вважається позитивною тоді, коли <0. тобто, поверхневий натяг зменшується із збільшенням концентрації розчиненої речовини.

**Сорбція та її види.**

**Сорбція** - поглинання будь-якою речовиною інших речовин.

**Адсорбція** - процес концентрування газоподібної або розчи­неної речовини на межі поділу фаз.

**Абсорбція**- процес сорбції, при якому речовина що поглинається дифундує всередину речовини, що її поглинає і розподіляється по її об'єму.

**Адсорбент** - це речовина, що здатна поглинати (адсорбу­вати) інші речовини на своїй поверхні.

**Адсорбтив** - це речовина, молекули якої здатні поглинатися адсорбентом.

**Адсорба**т - це речовина, що вже адсорбована.

**Хемосорбція**- це поглинання, що супроводжуються хімічною реакцією*.*

Наприклад, до хемосорбції належить явище поглинання карбон (IV) оксиду кальцій гідроксидом (гашеним вапном). При цьому відбувається хімічна реакція:

Са (ОН)2 + СО2 – СаСО3 + Н2О.

До сорбції можна віднести і **капілярну конденсацію,**якаявляє собою поглинання твердим адсорбентом, що мас велику кількість пір. Найбільше значення має адсорбція.

Процес адсорбції оборотний. Частинки адсорбтиву (Р) в адсорбційному шарі не закріплені міцно і здійснюють коли­вальний рух, то наближуючись до поверхні адсорбента (S\*), то віддаляючись від неї. Деякі з них можуть виходити за межі дії сил адсорбента. В такому випадку спостерігається зворотний процес – десорбція.

**Десорбція –**це процес зворотний адсорбції*.*

Із часом система набуває стану рівноваги:

S\* + Р → S···Р,

при якому середня кількість частинок, що відриваються від поверхневого шару, починає дорівнювати середній кількості адсорбованих частинок за той же проміжок часу.

Явище адсорбції екзотермічне (∆Н°< 0) і, відповідно із принципом Ле-Шательє, зі зростанням температури адсорбція знижується. При цьому коливальний рух адсорбованих частинок збільшується і рівновага зміщується у бік процесу десорбції.

Асорбція має вибірковий характер. Так, наприклад, акти­воване вугілля добре поглинає хлор, але не адсорбує карбон (II)оксид-чадний газ. Це враховують при застосуванні проти­газів.

1. **Поняття про дисперсні системи, їх ознаки, класифікацію. Характеристика деяких харчових мас як дисперсних систем.**

**Колоїдна хімія**

Вивчає фізико – хімічні властивості систем, що утворені високомоле-кулярними сполуками

Вивчає фізико – хімічні властивості дисперсних систем

**Дисперсними** називають системи, в яких одна речовина (дисперсна фаза -ДФ) у вигляді частинок різних розмірів (10-7 – 10-1см) знаходиться в суцільному середовищі іншої речовини (дисперсійне середовище -ДС).

**Дисперсні системи**

Дисперсна фаза (ДФ) -- сукупність частинок однієї речовини

Дисперсійне середовище (ДС) – середовище, в якому розподілені частинки дисперсної фази

Для усіх дисперсних систем характерні дві основні ознаки:

**1) дисперсність**, тобто висока подрібненість;

**2) гетерогенність** (неоднорідність), система складається з 2-х і більше фаз.

**Гетерогенність** указує на наявність міжфазної поверхні ,а **дисперсність** тим більша, чим менше розмір частинок.

**Ступінь дисперсності (Д) –** це ступінь подрібненості речовини дисперсної фази, величина, обернена до розміру частинок (α):

 см-1, де α – розмір частинки (діаметр або довжина ребра),

D – міра подрібненості речовини.

До дисперсних систем належать борошно, хліб, молоко, вершки, масло, маргарин, зефір, печиво тощо.

**3. Колоїдні розчини, їх властивості.**

**Колоїдні системи** теж належать до дисперсних систем, у яких розмір частинок дисперсної фази складає 10-5 – 10-7см

Поняття про колоїди, що означає схожі на клей, тобто речовини, що не проникають через тваринні мембрани і не кристалізуються, було запроваджено у 1861 р. англій­ським ученим Т.Гремом. У 1869 р. професор Київського університету І.Г. Борщов довів, що одні й ті самі речовини залежно від умов можуть проявляти як колоїдні, так і кристалоїдні властивості: проникати через пори тваринних мембран і кристалізуватись. Тому слід говорити про колоїдний стан речовин.

**Особливості колоїдного стану:**

* **Система гетерогенна:** частинки дисперсної фази рівномірно розподілені в дисперсійному середовищі. Чим менші частинки дисперсійної фази, тим вищий ступінь дисперсності (подрібнення). Ступінь дисперсності Д обернено пропорційний розмірам частинок:

****або ****,

де l – довжина ребра куба;r – радіус кульки.

Чим вищий ступінь дисперсності, тим більша питома поверхня S0

Питома поверхня визначається як відношення загальної поверхні всіх частинокS до їх об’ємуV:

.

* **Частинки дисперсної фази не проникають через пори мембран.**
* Колоїдні системи характеризуються **специфічними оптичними властивостями:** розсіюють світло, оскільки розміри їх частинок сумірні з довжинами хвиль видимого світла.
* Дисперсні системи **термодинамічно нестійкі і необоротні:** самовільно (спонтанно) можуть розпадатися на фази і без затрати енергії їх не можна повернути у попередній стан. Це обумовлено значною вільною поверхневою енергією системи F=σ·S. Тому в системі відбуваються процеси, що призводять до зменшення енергії, тобто розпад на фази, оскільки при цьому зменшується загальна поверхня системи.

**Класифікація дисперсних систем**

За розміром частинок дисперсної фази

За спорідненістю дисперсної фази до дисперсійного середовища

За агрегатним станом дисперсійної фази і дисперсійного середовища

Колоїдні розчини є ультрамікрогетерогенними сис­темами, де тверда фаза знаходиться в рідкому середовищі (ліозолі). Якщо дисперсійним середовищем є вода, їх називають гідрозолями, якщо повітря, - аерозолями.

**Класифікація дисперснихсистем за розміром частинок дисперсної фази**

**Грубо-дисперсні (**10-3 – 10-5см) *-* порошки, емульсії, суспензії.

**Колоїдно-дисперсні (**10-5 – 10-7см**)** - колоїдні розчини.

**Молекулярно-дисперсні (**10-7 – 10-8см**)** - істинні розчини.

**Класифікація дисперсних систем за спорідненістю дисперсної фази**

**до дисперсійного середовища**

**Ліофільні системи** - системи, в яких частинки дисперсної фази взаємодіють із дисперсійним середовищем з утво­ренням гідратної оболонки, наприклад, розчин білка у воді, розчин каучуку в бензині тощо.

**Ліофобні системи** - системи, частинки яких слабко взаємодіють із дисперсійним середовищем, сольватна обо­лонка незначна або неутворюється, наприклад, колоїдні розчини.

**Класифікація дисперсних систем за агрегатним станом**

**дисперсної фази та дисперсійного середовища**

|  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- |
| **Середовище** | **Фаза** | | |
| **Газ** | **Рідина** | **Тверде тіло** |
| **Газ** | Суміші газів | Аерозолі (тумани, хмари, аерозольні препарати) | Аерозолі (дими, пил) |
| **Рідина** | Піни, емульсії газів у рідині | Емульсії (молоко, креми, мазі) | Колоїдні розчини (лізолі), суспензії, зависі |
| **Тверде тіло** | Затверділі піни (сухарі, пінопласти, цеоліти) | Затверділі емульсії (деякі мінерали, сири) | Сплави, мінерали, дорогоцінне каміння. |

**Одержання колоїдних систем**

Методи конденсації або агрегації молекул чи йонів у більші частинки

Методи подрібнення або диспергування великих частинок на менші

**Хімічні:**

Пептизація – до розчину з осадом додають розчин електроліту (поптизатора)

**Фізичні:**

Механічне подрібнення, подрібнення ультразвуком, розпилення за допомогою електричної дуги

**Хімічні:**

Хімічні реакції, що призводять до утворення колоїдних розчинів.

**Фізичні:**

Конденсація пари, метод заміни розчинника

Для збільшення стійкості колоїдних систем до них додають відповідні **стабілізатори** – речовини, які запобігають злипанню колоїдних частинок у більші частинки (агрегати). Стабілізаторами можуть бути як реагенти, так і речовини, що додаються.

**Очистка колоїдних систем**

Електроліз – діаліз під дією електричного поля

Діаліз – процес очищення колоїдного розчину фільтруванням через біомембрани

При діалізі фільтруються молекули і йони, а затри­муються мембраною частинки, що відповідають колоїдному ступеню дисперсності (100 нм і більші). Електричне поле (електродіаліз) прискорює процес дифузії попів.

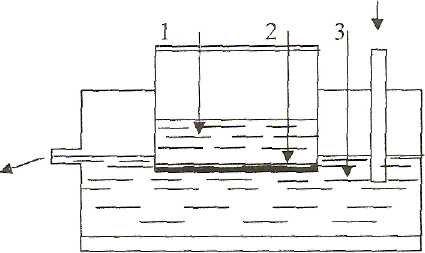


Схема діалізатора

1- колоїдний розчин; 2 - напівпроникна мембрана; З - розчинник (вода)

**4. Міцели, їх утворення, та будова.**

**Міцела -** це дисперсна фаза колоїдних систем (колоїдних часточок) з

оточуючим її дифузним шаром; це утворення з мікрокристалів, йонів і молекул.

**Основні складові частини міцели: ядро, гранула, потенціалвизначаючі йони, протийони.**

**Будову гідрофобної колоїдної частинки** на прикладі утворення золю

AgI обмінною реакцією можна зобразити так:

AgNO3(надл.) + КІ = AgI↓ + KNO3

Ag+ + NO3- + К+ + l- → Agl↓ + К+ + NO3-.

**Ядро –** сукупність молекул нерозчинної речовини (AgI).

**Адсорбційний шар йонів** утворюють йони, які визначають потенціал (AgI+) і протийони (NO3-).

**Дифузійний шар йонів** складається з протийонів (NO3-).

Гранула Адсорбційний шар йонів

Ядро

Дифузійний шар

йонів

**Мал. Схематична будова міцели золю йодиду срібла.**

Так, колоїдна частинка складається з ядра та адсорбованих на ядрі йонів**.**

Загальноприйнятою теорією будови колоїдних частинок вважається теорія, розроблена вченими П.П. Веймарном, Н.П.Пєсковим та іншими.

Основні положення **теорії** **(правила) Пєскова-Фаянса:**

1. На поверхні агрегату краще адсорбуються йони, однакові з йонами, які входять до кристалічної решітки ядра і добудовують цю решітку:
2. **Йони**, адсорбовані безпосередньо на ядрі, які не розчиняються у даному дисперсійному середовищі, називаються **потенціалвизначаючими**, тому що вони визначають величину потенціалу та знак заряду поверхні, а також і знак заряду всієї частинки. Потенціалвизначаючими йонами у наведеній системі є йони І-, які знаходяться в надлишку, входять до складу кристалічної решітки ядра AgI, виконують роль стабілізаторів і складають внутрішню оболонку міцели.Агрегат з адсорбованими на ньому йонами І**-** утворює **ядро міцели**.
3. Заряджене ядро адсорбує деяку (меншу) кількість йонів протилежного знаку (протийонів). До негативно зарядженої поверхні частинок AgI на відстані, близькому до радіуса гідратованого йона, з розчину притягуються **йони** протилежного знаку **(протийони)** – позитивно заряджені йони К+. Шар протийонів утримується як електростатичними силами, так і силами адсорбційного притягання.
4. Агрегат молекул (ядро) разом з адсорбційним шаром йонів та протийонів називається  **гранулою.** Частина протийонів внаслідок теплового руху розміщується дифузно углиб розчину, і притягання їх здійснюється тільки за рахунок електростатичних сил. Це **дифузний шар**.
5. Колоїдні частинки разом з оточуючим її дифузним шаром називається **міцелою**.  **Міцела електронейтральна**, тому що заряд ядра дорівнює зарядові усіх протийонів, а частинка звичайно має заряд, який називається **електрокінетичним.**

Отже, **за правилом Пєскова-Фаянса** на поверхні ядра переважно адсорбуються ті йони, що входять до складу речовини, яка утворює ядро, або ізоморфні, і в розчині знаходиться в надлишку.

AgNO3(надл.) + КІ = AgI↓ + KNO3

{(AgI)m·*n*Ag+*(n-x)*NO3-}x+·*x*NO3-

або

AgNO3 + КІ(надл.) = AgI↓ + KNO3

{(AgI)m·*n*І-*(n-x)*К+}x-·*x*К+.

У першому випадку до складу ядра входять йони Ag+, вони і будуть адсорбуватися на поверхні ядра, що складається з *m* молекул AgI, а у другому – на поверхні ядра будуть адсорбуватися йони І-, які є в надлишку і входять до складу ядра (AgI)m..

**Будову міцели можна подати такою формулою:**



агрегат адсорбційний шар дифузійний шар

колоїдна частинка (гранула)

міцела

**Питання і вправи для самоперевірки:**

1. Як класифікують дисперсні системами за ступенем дисперсності та за агрегатним станом?
2. Наслідком чого є виникнення поверхневого натягу? Яка роль ПАР у санітарії, піноутворенні, емульгуванні?
3. Що таке адсорбція? хемосорбція? десорбція? капілярна конденсація?

У чому полягає їх практичне значення?

4. Що описує рівняння Фрейндліха?

5. Що називається колоїдною системою? Яка будова міцел? Чим відрізняються

колоїди від розчинів ВМС та грубодисперсних систем?

6. Які особливості притаманні колоїдному стану?

7. У чому полягають основні відмінності у поглинанні світла істинними і

колоїдними розчинами? Як практично відрізнити колоїдний розчин від

істинного?

8. Що таке седиментація? коагуляція? Від яких факторів вони залежать? Яке

практичне значення цих явищ у технології приготування їжі та зберіганні

продуктів харчування?

9. Зобразіть схему будови міцели йодиду срібла, якщо стабілізатором є KJ.

Зазначте складові частини міцели.

**Лекція №5**

**Тема: Грубодисперсні системи. Розчини високомолекулярних сполук.**

**План**

1. Загальна характеристика мікрогетерогенних систем.
2. Порошки, суспензії, пасти, емульсії, піни, аерозолі, їх властивості, методи одержання та використання.
3. Властивості розчинів високомолекулярних сполук.
4. Гелі та драглі, їх добування, властивості та застосування. Харчові драглі.

**Література:**

1. Ліпатников В.Є., Казаков К.М. Фізична і колоїдна хімія. Київ. «Вища школа»,

1983. – 197 с.

2. Слободнюк Р.Є. Фізична і колоїдна хімія. Навчальний посібник.- Львів:

Компакт – ЛВ, 2007. – 336 с.

3. Мороз А.С., Ковальова А.Г., Фізична та колоїдна хімія. Навч. посіб.- Львів:

світ, 1994.- 279 с.

4. Elibrary.nubip.edu.ua/4654/Vovcotrub\_Phys\_Col\_ Chem\_Pidr\_NUBIP

(електронний підручник з фізичної та колоїдної хімії).

5. Chnpu.edu.ua./lib/culture\_arrangements\_6.php. (кафедра загальної та харчової

хімії: Фізична та колоїдна, органічна хімія)

1. **Загальна характеристика мікрогетерогенних систем.**

**Класифікація мікрогетерогенних систем**

Аерозолі

Порошки

Піни

Емульсії

Суспензії

**Особливості мікрогетерогенних систем:**

* Розмір частинок знаходиться у межах 10-3 – 10-4 см.
* Системи оптично непрозорі, а частинки дисперсної фази можна спостерігати у світловому мікроскопі.
* Незначні молекулярно – кінетичні властивості (броунівський рух, дифузія).
* Мікрогетерогенні системи седиментаційно та агрегативно нестійкі. Для надання їм стійкості необхідно додавати стабілізатор.

**2. Порошки, суспензії, пасти, емульсії, піни, аерозолі, їх властивості,**

**методи одержання та використання**.

**Порошки –** мікрогетерогенна система, в якій тверді частинки дисперсної фази розподілені у газовому дисперсійному середовищі. Розмір частинок у порошках знаходиться в межах 10-6 – 10-2 см.

До порошків відносяться деякі продовольчі та непро­довольчі товари: борошно, цукрова пудра, какао, різні будівельні матеріали (цемент, крейда, вапно), мінеральні добрива, парфумні вироби, сухі барвники та пігменти, сажа та ін.

У порошках частинки дисперсної фази сти­каються одна з одною і можуть злипатися. Для запобігання злипанню попередньо змо­чені порошки або порошки, в які додають склеєні речовини, **гранулюють способом механічного ущільнення**.

**Гранулювання порошків** - це спонтанний процес, який протікає зі зміною вільної енергії системи в результаті зли­пання частинок. Для того, щоб процес гранулювання пройшов успішно, необхідне деяке оптимальне змочу­вання поверхні частинок невеликою кількістю рідини. Роль рідини при змочуванні полягає в утворенні гранич­ного шару з підвищеною в'язкістю, яка сприяє склею­ванню частинок.

Характерною властивістю порошків є здатність їх переходити у **текучий (псевдорідкий) стан.** У псевдорідкийстан порошки переходять, наприк­лад, при їх пересипанні.

**Одержання порошків**

Методи диспергування

Методи конденсації

Одержання порошків осадженням із розчинів внаслідок коагуляції золів або в результаті хімічної реакції між електролітами.

Подрібнення вихідної сировини на валькових, шарових, вібраційних та колоїдних млинах з подальшим розділенням на фракції за розміром частинок шляхом просіювання.

**Суспензії.**

**Суспензіями** називаються мікрогетерогенні системи, в яких дисперсна фаза тверда, а дисперсійне середовище рідке. Вони являють собою зависі порошків у рідинах.

До суспензій можна віднести "крохмальне молоко", розчин какао в воді, шоколадну масу (частинки какао і цукру у какао-маслі) при температурі вище 35°С.

Суспензії **седиментаційно нестійкі,** їх час­тинки осідають під дією сили тяжіння. Однак суспензії можуть бути як агрегативно стійкими (частинки її можуть осідати колена окремо, не коагулюючи), так і агрегативно нестійкими (частинки її, осідаючи, з'єднуються під дією міжмолеку­лярних сил і утворюють більш великі час­тинки (агрегати).

**Агрегативно стійкими суспензії** є тоді, коли їх частинкизмочуються рідким дисперсійним середовищем, в резуль­таті чого навколо них виникають сольватні оболонки, що складаються з молекул дисперсійного середовища. Такі оболонки перешкоджають зчепленню частинок і є фак­тором стабілізації для розведених суспензій.

Так, агрегативно стійкі, як правило, суспензії гідро­фільних мінеральних порошків (СаСОз, ВаSО4 , АІ2О3) у воді і суспензії гідрофобної сажі в бензолі, оскільки вода добре змо­чує мінеральні порошки, а бензол — сажу. Якщо ж змочування недостатнє, то сольватна оболонка не утворюється і від­бувається коагуляція.

Іноді при коагуляції суспензій утворю­ються великі частинки дисперсної фази, які погано змочуються середо­вищем і випливають на поверхню. Таке явище називається **флокуляцією.**

Мінеральні частинки у воді здебільшого йоногенні, тобто здатні віддавати йони в розчин і набувати електричного заряду. Це такожзумовлює підвищення агрегативної стійкості суспензій полярних мінеральних порошків у воді.

**Агрегативно нестійкі суспензії** полярних мінеральних порошків у неполярних рідких вуглеводнів (наприклад, бензолі), частинки в них коагулюють, утворюючи агрегати, внаслідок чого частинки дисперсної фази осідають дуже швидко. Це стосується, наприклад, суспензії оксиду заліза та оксиду алюмінію в бензолі.

Агрегативно стійкими будуть суспензії полярних порошків у неполярних рідинах та неполярних порошків у полярних рідинах.

**Стабілізувати суспензії можна** не тільки додаванням поверхнево-актив­них речовин (олеїнової кислоти, мила тощо), а також додаванням полімеру, який на поверхні частинок утворює плівку.

Суспензії знаходять широке застосування. Так, розве­дені суспензії використовуються при фарбуванні, наприклад, тканин, а концентровані - у керамічній промисловості та впромисловості будівельних матеріалів.

Концентровані суспензії називаються пастами. **Пасти** (від лат. pasta - густа мазь, тісто) - суспензії, що містять більше 25% дисперсної фази. Пасти є пластичними тиксотропними систе­мами. Вони здатні зберігати форму, в'язкість, можуть затвердіти.

Якщо паста (або осад) агрегативрю стійка (наприклад, осад стабілізованої суспензії), і всі її частинки вкриті адсорбційно-сольватною оболонкою, то характерною для неї є пластичність, навіть плинність. Навпаки, осади нестійких суспензій, в яких відбувалась коагуляція, структуровані, твердо-подібні, крихкі. Стабілізуючи поверхнево-активними речовинами деякі структуровані пасти, можна зробити їх текучими.

Гетерогенні пасти складаються із декількох компонентів дисперсної фази

Гомогенні пасти – однокомпонентні системи

**Пасти**

Нежирні пасти – основою є гліцерин, гідрофільні глини та інші речовини

Жирні пасти – основою є жир, жироподібні речовини або високомолекулярні вуглеводні, наприклад, вазелін

**Одержання паст.**

* Пасти одержують диспергуванням твердих речовин у рідинах, які добре їх змочують.
* Деякі пасти готують на емульсіях.

Прикладом лікарських паст є саліцилово-цинкова, борно-цинкова та йодоформові пасти. Як профілак­тичні пасти використовуються різні види зубних паст, косметичні креми, У вигляді паст використовують багато будівельних та лакофарбових матеріалів (мастики, замазки, шпаклівки, ґрунтувальні суміші), полірувальні пасти та ін.

**Емульсії.**

**Емульсіями** називають дисперсійні системи, в яких дисперсна фаза і дисперсійне середовище - рідини (радіус частинок дисперсної фази 10-5-10-3см).

До емульсій відносять молоко, вершкове масло, сметану, майонез, маргарин, нафту, в якій завжди міс­титься в диспергованому вигляді вода, молочний сік рослин-каучуконосів тощо.

**Звичайні емульсії** – це мікрогетерогенні системи, що складаються з двох незмішуваних (або обмежено змішуваних) рідин, одна з яких диспергована в іншій у вигляді дуже дрібних краплин. Одна із фаз емульсій - вода. Іншою фазою може бути будь-яка органічна рідина, що не змішується з водою: олія, бензол, бензин, гас та ін. Ці рідини незалежно від їх хімічної природи називають  
маслом. Крім води та масла, будь-яка стійка емульсія обов'язково містить ще третій компонент, який надає їй агрегативної стійкості і називається емульгатором.

**Вода і масло можуть утворювати емульсії двох типів:**

* **Емульсії масло у воді (м/в)** або **емульсії першого типу (прямі).** У таких емульсіях вода - дисперсійне середо­вище, а масло - дисперсна фаза, подрібнена у воді у вигляді окремих краплинок.
* **Емульсії вода у маслі (в/м)** або **емульсії іншого типу(обернені).** У цих емульсіях вода - дисперсна фаза, що міститься у вигляді окремих краплин у маслі.

Тип емульсії залежить від співвідношення об'ємів рідких фаз, умов емульгування та інших факторів, але основну роль відіграє природа емульгатора.

**Одержання емульсій:**

* Подрібнення речовини дисперсної фази.
* Утворення плівок та їх розрив на дрібні краплини.
* До дисперсійного середовища за наявності емульгатора при сильному перемішуванні додають дисперсну речовину.
* Плівка, яка утворюється при повільному додаванні рідини до дисперсійного середовища, розривається бульбашками повітря, які виходять із отвору трубки на дні посудини.

При цьому ступінь дисперсності емульсії та її стій­кість залежить від швидкості перемішування, швидкості введення дисперсної речовини та її кількості, природи та концентрації емульгатора, температури та рН середовища.

**Емульсії седиментаційно та агрегативно нестійкі,** оскільки величиначастинок і їх маса значно більша, ніжу колоїдних розчинах і, крім цього,частинки без стабілізатора можутьзлипатися.

Слід зазначити, що в багатьох емульсіях, наприклад, у молоці, густина дисперсної фази менша за густину диспер­сійного середовища. Саме тому частинки не тонуть, а, навпаки, **піднімаються на поверхню.**

Молоко є емульсією типу "масло у воді", точніше, у розчині білка. Діаметр кульок масла коливається в межах 10-6 – 10-4 см*.* При зберіганні молока внаслідок піднімання на поверхню і скупчення кульок масла у верхній зоні утворюється висококонцентрований шар дисперсної фази - вершки. Термін "вершки" є загальним і стосується не тільки молока, а й будь-якої іншої системи типу м/в (толуол/вода, бензол/вода та ін.).

**Підвищення стійкості емульсій.**

Емульсії виявляють агрегативну нестійкість. З часом відбувається злиття краплин дисперсної фази -**коалесценція.**

**Для підвищення кінетичної стійкості** та споживчоїцінності певних продовольчих товарів їх гомогенізують за допомогою спеціальних апаратів. Так, гомогенізоване молоко дуже стійке і не утворює вершків.

**Для підвищення агрегативної стійкості** до емульсій необхідно додавати стабілізатори (емульгатори).

**Емульгатори:**

* **Слабкі емульгатори** — поверхнево-активні речовини (ПАР). Їх молекули в розведених емульсіях, наприклад, типу в/м адсорбуються на поверхні води і вирівнюють різницю полярностей між водою та маслом, тобто знижують поверхневий натяг.
* **Сильні емульгатори** - високомолекулярні сполуки (ВМС). Високомолекулярні сполуки, наприклад, білкові молекули, також адсорбуються на поверхні краплин подрібненої рідкої фази і утворюють плівкові двомірні драглі, зв'язані з сольватною оболонкою, яка при зіткненні перешкоджає коалесценції.
* **Порошки,** або як їх ще називають **тверді емульгатори.**Частинки гідрофільного порошку при перемішуванні з сумішшю двох рідин потрапляють у суміжний шар і, оскільки вони змочуються водою, містяться практично у воді. Частинки гідрофобних порошків змочуються маслом і втягуються у масляний шар.

**За агрегативною стійкістю усі емульсії можна поділити на дві великі групи - розбавлені і концентровані.**

**Розбавлені емульсії**- дисперсна фаза становить не більше 0,1% всього об'єму. Вони є стійкими без спеціальних емульгаторів. Для цього в емульсіях повинні бути невеликі домішки електролітів. Наявність **адсорбованих йонів**подвійного електричного шару запобігає в таких емульсіях коалесценції краплин дисперсної фази. По суті, такі розбавлені емульсії, як наприклад, емульсії мінерального масла в конденсаті парових машин, подібні до ліофобних колоїдів. Стійкими без спеціальних емульгаторів є також і розведені емульсії типу в/м. Стабілізувати їх можна, додаючи поверхнево-активні речовини, які адсорбуються на поверхні води і вирівнюють різницю полярностей між водою та маслом, внаслідок чого утворюється сольвати а оболонка.

**У концентрованих емульсіях** дисперсна фаза може зай­мати велику частину всього об'єму. Якщо вважати, що всі крапельки однакові за розміром і за формою лише кулеподібні, то при найщільнішому упакуванні кульок вони становлять 74% від загального об'єму системи, а 26% об'єму припадає на проміжки між крапельками, тобто на дисперсійне середовище. При більшій концентрації дисперсної фази відбувається деформація кульок: із куле­подібних вони перетворюються у багатогранники. Такі емульсії називаються **желатиновими.**

**Желатинові емульсії** подібно до драглів і гелів, твердоподібні і характеризуються напруженим зрушенням. Прикла­дом таких емульсій є консистентні мастила, вершкове масло, маргарин, густі креми, майонез. Для них емульгатор є обов'язковим. Як емульгатори для таких емульсій використо­вують поверхнево-активні речовини, які мають у своєму складі чітко виявлені полярні і неполярні групи або високомолекулярні сполуки, наприклад, білки (сильні емульгатори).

Емульсії одного типу можна перетворити в емульсії іншого типу. Це явище носить назву **обернення фаз в емульсіях.**

Для того, щоб викликати таке перетворення, необхідно змінити природу емульгатора. Наприклад, емульсію бен­золу у воді, стабілізовану розчиненим у воді олеатом натрію, легко перетворити в емульсію води в бензолі. Для цього додають розчин будь-якої солі з дво- або тризарядним катіоном, наприклад, Са2+ у вигляді хлориду кальцію. Хлорид кальцію реагує з олеатом натрію, утворюється нерозчинний у воді олеат кальцію, який розчиняється у бензолі і стабілізує емульсію води у бензолі.

За наявності стабілізаторів обох типів можуть утворюватись так звані **множинні емульсії**. У невеликій кульці масла при цьому міститься кілька кульок води. У свою чергу, у кожній з цих кульок води є кілька кульок масла.

За наявності стабілізаторів двох типів і під час струшування відбувається перетворення емульсії. Так, при струшуванні вершків, які є емульсією типу м/в, утворюється вершкове масло - емульсія типу в/м.

Емульсія з часом спонтанно руйнується. На практиці в деяких випадках виникає потреба прискорити цеп процес деемульгування. Така необхідність з'являється, коли наявність емульсії заважає подальшій обробці або вико­ристанню матеріалу. Наприклад, руйнування емульсії води у вогкій нафті або емульсії ланоліну, яка утворюється при очищенні овечої вовни.

**Методи руйнування емульсії:**

* Додавання сильної мінеральної кислоти, яка спричинює хімічне руйнування захисних плівок емульгатора.
* Додавання емульгатора, що здатний викликати обернення фаз емульсії і зменшити міцність захисної плівки; наприклад, стабілізована натрієвим милом емульсія типу м/в у момент обернення в емульсію типу в/м (при введенні солей кальцію) буде знаходитись у менш стійкому стані.
* Адсорбційне заміщення емульгатора іншою речовиною, яка більш поверхнево-активна, але не має здатності утворювати достатньо міцні плівки.
* Термічне руйнування при нагріванні. При підвищенні температури зменшується адсорбція і в'язкість емуль­гатора. Все це призводить до руйнування емульсії.
* Механічне руйнування. До цього методу належить меха­нічне руйнування стабілізуючих плівок. До механічногоруйнування належить також і центрифугування, за допомогою якого можна досягти значного концентрування емульсії. Наприклад, відокремлення вершків від обрату за допомогою сепаратора.
* Дією електричного струму або електролітів викликають руйнування емульсій, стабілізованих електричним зарядом частинок. Цей метод широко використовується для руйнування емульсії типу вода в нафті.

**Піни.**

**Піни** - це дисперсні системи, в яких дисперсною фазою є газоподібна речовина, а дисперсійним середовищем - рідина або тверде тіло.

Особливістю пін є те, що це висококонцентровані дисперсійно зв'язані системи, в яких дисперсна фаза — газ, а дисперсійне середовище — рідина у вигляді витягнутої тонкої плівки.

У пінах об'єм дисперсної фази часто перевищує об'єм рідкої фази у 500-1000 разів. У таких пінах газові бульбашки дуже деформовані і наближаються за формою до багатогранників. Якщо об'єм дисперсної фази пере­вищує об'єм рідкої фази у 1-10**,** то газові бульбашки - кулястої форми. Якщо концентрація дисперсної фази (газу) в системі невелика і бульбашки газу не зв'язані між собою, а вільно переміщуються в рідині, то це вже не піна, а емульсія газу в рідині.

Структуру пін має хліб. Піна утворюється під час приготування зефіру, суфле тощо.

Як і всі системи, що мають надлишок поверхневої вільної енергії, піни термодинамічно (агрегативно) нестійкі.

**Стійкість піни** оцінюють за часом від моменту утворення до спонтанного руйнування.

Одним із методів вимірювання стійкості піни є вимірювання часу існування окремої бульбашки піни, утво­реної при пропусканні повітря через капіляр, занурений у рідину.

За іншим методом стійкість піни оцінюють за часом,протягом якого довільно руйнується стовп піни на половину початкової висоти.

**Одержання пін:**

1. **Метод диспергування.** Рідину, яка не повністю запов­нила посудину, збовтують або перемішують, пропускаючи через неї газ. У процесі пере­мішування рідина захоплює повітря, внаслідок чого на поверхні утворюється піна.
2. **Метод конденсації.** В результаті хімічної реакції в рідині утворюється газова фаза.

Так, барботування, під час якого газ пропускають у рідину через перфоровану перегородку, використовується при пінній флотації для збагачення цінних руд (метод диспергування).

У вогнегасниках використовують хімічну реакцію:

NaHCO3 + HCl = NaCl + CO2 + H2O,

внаслідок якої газоподібна фаза утворює піну (метод конденсації).

Стійку піну можна отримати тільки за наявності стабілізатора, який називають піноутворювачем. Як піноутворювач застосовують білки, мила, жирні кислоти, спирти.

Механізм стабілізації піни подібний до механізму стабі­лізації емульсій. Для стабілізації пін у рідину вводять так звані **слабкі піноутворювачі,** які не утворюють на поверхні поділу фаз механічно міцних структур, а лиш зменшують величину поверхневого натягу і тим самим знижують термодинамічну нестійкість пін.

**Використання пін:**

* При пінній флотації.
* Під час гасіння пожеж.
* При очистці газів від пилі.
* Для інтенсифікації деяких хімічних процесів.
* Під час прання білизни.
* Під час миття поверхні різних машин.
* При виробництві пінопластів, піноскла тощо.

При пінній флотації подрібнену руду за допомогою газу перемішують з водою за наявності піноутворювачів, ПАР, стабілізаторів та інших реагентів. Склад підбирають такий, щоб компоненти розчину адсорбувались на частинках цінної руди і надавали їм гідрофобності. Гідрофобні частинки прилипають до газових бульбашок, які піднімають з великою швидкістю вгору частинки цінної руди. Мінералізовану піну відокремлюють за допомогою спеціальних шкребків. Щоб запобігти винесенню пустої руди піною до концентрату, у воду також додають реагенти, які збільшують їх гідрофільність.

Протипожежні піни ефективно застосовують під час гасіння пожеж, особливо нафтових. Використання вогне­гасників ґрунтується на тому, що піна має невисоку густішу, швидко покриває поверхню і перешкоджає доступу повітря.

Дія різних мийних речовин пов'язана з утворенням піни. Переважна більшість забруднень адсорбується високо розвинутою міжфазною поверхнею пін. Саме це використо­вується при очищенні дифузійного соку на цукрових заводах, способах миття з піноутворювачем та ін.

Проте утворення пін буває небажаним. Наприклад, у виробництві мила, дріжджів, цукру, каучуку. Утво­рення піни у барабанах парових котлів призводить до зниження коефіцієнта корисної дії і до корозійного руйнування важливих частин парових котлів. Утво­рення пін в апаратах хімічних заводів призводить до значних втрат цінних матеріалів, а іноді до руйнування фундаментів та комунікацій агресивною рідиною.

**Руйнування пін:**

* Застосування піногасників **(складних ефірів, вільних жирних кислот).** Невеликі домішки піногасника руйнують дуже стійкі піни. Піногасники або вступають у реакцію зі стабілізаторами і руйнують їх, або витискують стабілізатори з поверхні розділу і цим дуже зменшують стійкість пін. Так, одна крапля складного ефіру повністю руйнує піну в кухлі пива.
* Механічним способом. Продуванням повітря над поверхнею піни при кипінні відбувається руйнування бульбашок.

Широкого застосування набули **тверді піни,** в яких дисперсійне середовище перебуває в твердому стані. До твердих пін належить піноскло, пінобетон, пінопласти. Усі вони характеризуються малою об'ємною вагою, високими звуко- і теплоізоляційними властивостями.

**Аерозолі.**

**Аерозолі** - це дисперсні системи, в яких дисперсною фазою є **рідина** або **тверде** тіло, а дисперсійним середо­вищем - **газ** (повітря). В аерозолях знаходяться частинки різного розміру від 10-7 – 10-1 см.Це - полідисперсні системи.

До аерозолів належать туман, дим, пил, наприклад, борошняний пил на млинах, пил пудри цукру, порошку какао на кондитерських виробництвах тощо.

**Тумани і дими,** які мають малий розмір частинок – 10-7 – 10-6 см*-* є седиментаційно стійкими системами. Із збільшенням розміру частинок знижується седиментаційна стійкість аерозолів. Аерозолі,як правило, **агрегативнонестійкі** системи, бо взаємодія між поверхнею твердих або рідких частинок і газовим середовищем практично не відбувається.

Частинки аерозолів можуть набути електричного заряду, адсорбуючи йониз газоподібної фази. Так, частинки аерозолю крохмалю мають позитивний заряд, а борошна - негативний заряд. Дрібні та великі частинки аерозолів несуть протилежні заряди. Але величина заряду, як правило, недостатня, щоб протидіяти агрегації.

Рідкі частинки в туманах мають кулясту **форму,** в димах і в пилу тверді частинки – це кристали, їх уламки, аморфні утворення різної форми.

**Застосування аерозолів:**

* У військовій справі - для маскування, як отруйні дими та тумани.
* У промисловості - для пневматичного фарбування, лакування і металізації поверхонь, розпилення палива.
* У сільському господарстві — для захисту рослин від хвороб та шкідників.
* У медицині - для введення ліків при інгаляціях. Деякі парфумерні та косметичні вироби застосовуються у вигляді аерозолів.

Водночас аерозолі відіграють і **негативну роль,**оскільки забруднюють повітря і псують апаратуру. На мета­лургійних підприємствах у вигляді аерозолів у повітря викидається велика кількість цінних продуктів, відбувається запилення повітря різними твердими аерозолями, отруйними туманами, що негативно впливає на здоров'я людини. Аерозолі органічних речовин - вугілля, цукру, борошна, паперу - вибухонебезпечні. Внаслідок того, що частинки органічного походження мають велику поверхню зіткнення з повітрям, у таких систем процес їх взаємодії з киснем під час горіння відбувається із значною швидкістю, що при великому тепловому ефекті призводить до вибухового характеру процесу.

**Одержання аерозолей**

Методи конденсації

Методи диспергування

В основі конденсаційного утворення аерозолів лежить процес конденсації насиченої пари

Механічне подрібнення, подрібнення вибухом, розпилення рідин у форсунках, пульверизація та ін.

Методами диспергування одержують  **полідисперсні і седиментаційно нестійкі** дими і тумани (розмір частинок більше 10-4 см).

**Седименаційно стійкі**  дими і тумани (аерозолі) одержують конденсаційними методами . З конденсаційними процесами часто доводиться зустрічатися як у природі, так і в різних виробничих процесах, а також у лабораторній практиці.

Аерозолі - це **агрегативно нестійкі** системи. Але сис­темам з газоподібним дисперсійним середовищем можна надати **агрегативну стійкість.** Необхідно тільки штучно надати їм високий електричний заряд, тоді їх частинки не будуть з'єднуватись. Це єдиний шлях стабілізації дис­персних систем з газоподібним дисперсійним середови­щем. Однак у ряді випадків виникає потреба не стабілізу­вати, а навпаки, руйнувати дими та тумани як шкідливі та небажані явища.

**Методи руйнування аерозолей.**

Існують дві основні групи методів, які використо­вуються для боротьби з димами та туманами: електричні методи прискорення коагуляції частинок та механічні, за допомогою яких відокремлюються частинки від газопо­дібного середовища.

Перша група методів базується на **електрофорезі** – русі заряджених частинок в електричному полі. Однак швид­кість цього руху пропорційна заряду частинок, а він у звичайних аерозолях невеликий. Для того, щоб електроосадження стало можливим, необхідно, щоб заряд час­тинок перевищував певне (граничне) значення та щоб газоподібне середовище мало мінімальну провідність. Ці умови досягаються лише в електричному полі високої напруги (до 90000 В). При такій високій напрузі катод посилає велику кількість електронів, які йонізують повітря, частинки аерозолю отримують високий від'ємний заряд і досить швидко притягуються до позитивного електрода.

Такий, наприклад, принцип дії найбільш поширеного апарата для електроосаду (електрофільтра). Електричне поле в електрофільтрі утворюється між двома електро­дами: негативним і позитивним - корпус труби. Коли напруга поблизу поверхні електрода досягає певної величини, виникає коронний розряд (потік електронів йонізує молекули аерозолю), який пропускають через вхідний отвір. Негативні йони адсорбуються на твердих або рідких частинках аеро­золю і заряджають їх. Під дією електричного поля негативно заряджені частинки підходять до позитивно зарядженого електрода — корпусу труби, розряджаються і осідають донизу, де **видаляються** через проміжний бункер. Рідкі час­тинки розряджаються на стінках труби, збільшуються і стікають безперервно донизу. Очищений від дисперсної фази газ виходить через отвір.

Описаний метод вилучення дисперсної фази з аерозолю має велике значення. За допомогою електрофільтрів у великих містах в обов'язковому порядку очищують димові гази, які випускають в атмосферу промислові підприємства, а також вилучають цінну сировину: оксиди металів, різні види сажі, цемент та ін.

Серед **механічних методів** руйнування димів та туманів найбільше значення має **фільтрація.** Використовують фільтри із наперу та пористих матеріалів, Осідання частинок на фільтрі може відбуватись з різних причин. Дуже дрібні частинки досягають поверхні волокна (броунівський рух) і прилипають до неї. Більш великі відкидаються на стінки за силою інерції, втрачають швидкість і залишаються в порах фільтра. Нарешті,найбільші можуть затримуватись механічно, так само, як сито затримує частинки більші, ніж його отвори. Головну роль при фільтрації відіграють, звичайно, не розміри пор, а їх звивистість.

Для димів та туманів характерні розсіювання та поглинання світла. Яскравість розсіяного світла в аерозолях залежить від розміру частинок і описується **формулою Релея**.

Здатність аерозолів розсіювати світло широко вико­ристовується у військовій техніці для світломаскування. Білий дим та туман мають більшу маскуючу здатність, ніж забарвлені, оскільки яскравість розсіяного ним світла більша.

**3. Властивості розчинів високомолекулярних сполук**.

**До високомолекулярних сполук (ВМС) відносять речовини з молекулярною масою 104 - 106 і вище.**

До високомолекулярних речовин належать сполуки природного походження - білки, крохмаль, целюлоза. Вони не тільки формують тваринний і рослинний світ, але і входять до продуктів харчування. Багато галузей харчової промисловості засновані на використанні природних ВМС. Синтетичні ВМС (полімери) широко застосовують *у* промисловості та побуті. На їх основі в великих кількостях добувають матеріали, неіснуючі в природі, з властивостями, недоступними природним матеріалам.

Молекули ВМС надзвичайно великі і носять назву макромолекул. Природні полімери (біополімери) характеризуються сталим значенням молекулярної маси. На відміну від них, синтетичні полімери завжди є полідисперсними системами, так як складаються із суміші макромолекул, що мають різну довжину і молекулярну масу. Тому, молекулярна маса таких полімерів являє собою середнє значення.

Кількісна зміна молекулярної маси призводить до якісне зміни - появи нових властивостей полімеру, яких не було у низькомолекулярного мономера: висока еластичність і плас­тичність.

Полімери, що відносяться до ВМС. утворюються із низькомолекулярних молекул, що мають назву ***мономерів****.* Молекули мономерів здатні вступати в реакцію між собою або з моле­кулами інших речовин, утворюючи полімери. Так, внаслідок полімеризації етилену, утворюється поліетилен:

nCH2 = CH2 → ( -CH2 – CH2 - )n,

мономер полімер

n – ступінь полімеризації.

Властивості ВМС залежать від їх будови. Розрізняють три типи структури ланцюгів:

1. **Лінійні полімери** (натуральний каучук, поліетилен) побудовані із довгих ланцюгів одномірних елементів.
2. **Розгалужені полімери** являють собою ланцюги з бічними відгалуженнями (крохмаль – амілопектин).
3. **Просторові полімери** являють собою тривимірну сітку.

**Основні методи добування ВМС**

**Поліконденсація**

процес сполучення однакової або різної будови, який супроводжується, як правило, виділенням низькомолекулярних речовин

**Полімеризація**

процес сполучення великого числа молекул, які мають кратні зв’язки

**Властивості розчинів високомолекулярних сполук:**

**1. Набрякання –** самодовільний процес поглинання ВМС великих об’ємів низькомолекулярної рідини, що супроводжується значним збільшенням об’єму ВМС.

Розрізняють обмежене і необмежене набрякання.

**Необмежене набрякання –** це набрякання, яке самодовільно переходить у розчинення, при цьому утворюється однофазна гомогенна система.

**Обмеженим набряканням** називається процес взаємодії полімеру з низькомолекулярною рідиною, обмежений стадією набрякання.

Процес набрякання кількісно характеризується ступенем набрякання.

**Ступінь набрякання (α) -** є кількість рідини, поглиненої одиницею маси або об’єму полімеру.

Ступінь набрякання може визначатися ваговим або об’ємним методом. Ваговий метод полягає у зважування зразку до і після набрякання.

Ступінь набрякання розраховується за формулою: , де *m0* – маса вихідного полімеру; *m*– маса набряклого полімеру..

Об’ємний метод визначення ступеня набрякання оснований на вимірюванні об’єму полімеру до і після набрякання: , де *V0* – об’єм вихідного полімеру; V – об’єм набряклого полімеру.

Величину ступеня набрякання можна визначити лише для обмежено набрякаючих полімерів.

Набрякання – це екзотермічний процес (ΔН<0), характеризується теплотою набрякання (тепловим ефектом, що супроводжується набряканням полімеру в рідині).

1. **Осмотичний тиск.**
2. **В’язкість** (аномальна, структурна), залежить від концентрації розчину.
3. **Висолювання та коацервація. Висолювання -** виділення речовини із розчину при введенні в нього іншої речовини, яка добре розчиняється у даному розчиннику.

**Коацервація –** явище розподілення розчину високомолекулярної речовини на дві рідкі фази.

1. **Денатурація –** процес руйнування конфігурації білка (вторинної та третинної структури) під дією різних факторів (температури, опромінення, хімічних речовин, механічної дії,,,)

Біологічне значення розчинів ВМС у процесах життєдіяльності організмів та їх застосування у технології харчових виробництв у значній мірі ґрунтується саме на їх властивостях.

**4. Гелі та драглі, їх добування, властивості та застосування. Харчові драглі.**

**Гелі або драглі –** це розчини ВМС які втрачають свою текучість за певних умов.

**Крихкі гелі –** це гелі які утворюються твердими колоїдними частинками типу H2SiO3 (силікатної кислоти). На відміну від еластичних, крихкі гелі є двохфазними системами.

**Еластичні гелі (драглі)**  - це висококонцентровані розчини ВМС, молекули яких утворюють каркас, у комірках якого утримується весь об’єм розчинника (до 99% загальної маси). До таких систем належать: тісто, м'ясо, мармелад, сир, кисломолочний сир, простокваша, джем тощо.

Вважається, що **гелі** утворюються з **колоїдних розчинів**, а **драглі** – з **розчинів ВМС**.

Однак різниця між гелями та драглями **умовна**.

Так, високонцентровані розчини ВМС, у яких молекули утворюють каркас, який утримує між комірками весь об’єм розчинника (до 99% загальної маси) являють собою **драглі (еластичні гелі).**

**Основні способи добування драглів:**

* здраглювання ;
* набрякання.

Доцільно зауважити, що для добування драглів у кулінарії часто застосовують комбіновані методи, які поєднують набрякання сухих речовин і здраглювання розчинів. Наприклад, сухі речовини – крохмаль, агар-агар і желатин, спочатку набрякаючи, утворюють драглі, які при підвищенні температури плавляться і переходять у розчин, що здраглюється при охолодженні.

**Властивості драглів:**

* **тиксотропія –** руйнування драглів і утворення їх знову.
* **синерезис –** розділення драгля на дві фази (наприклад одержання кисломолочного сиру);
* **дифузія** (залежить від концентрації драглів).

**Властивості драглів:**

**плавлення - тиксотропія - синерезис –**

перехід драглів у здатність драглів поступове розділення

в’язкотекучий стан багаторазово ізо- гелів і драглів при

при нагріванні. термічно розріджу- довготривалому стоян-

ватися при механіч- ні (старінні) на дві фази,

ній дії і драгліти яке приводить до змен-

у стані спокою шення об’єму гелю,

(утворюватися знову). внаслідок видалення

До тиксотропних змін частини рідини.

здатні, наприклад,

шоколадна маса, мар-

гарин, тісто.

Процеси синерезису можуть бути позитивними і небажаними.

Прикладом позитивного синерезису може бути самочинне відокремлення рідини у процесі визрівання сиру у сироварінні, синерезис при випічці хліба, випалі гончарних виробів, під час зберігання мила, клею.

У кулінарній практиці цим способом користуються, наприклад, для освіження каш, пюре, черствого хліба, зважаючи на оборотний характер синерезису.

Якщо під час зберігання драглів виникають хімічні процеси, синерезис ускладнюється й оборотність його втрачається, відбувається **старіння** драглів. При цьому драглі втрачають здатність утримувати зв’язану воду. Так, у свіжоспеченому хлібі кількість зв’язаної води досягає 83%. Після зберігання хліба протягом 5 діб зв’язаної води лишається 67 %. Хліб почерствів, тобто втратив здатність зберігати зв’язану воду. Такий синерезис розвивається навіть у живих організмах. Відомо, що м’ясо молодих тварин соковитіше і ніжніше, ніж старих. Це пояснюється тим, що з віком тканини тварин через синерезис і дегідратацію твердішають.

Слід мати на увазі, що здебільшого синерезис у побуті і в промисловості небажаний. Це черствіння хліба, відмокання мармеладу, желе, карамелі, фруктових джемів.

Сучасні наукові розробки дозволяють розширювати спектр харчових драглеутворювачів та межі їх застосування.

**Питання і вправи для самоперевірки:**

1. Чим відрізняються мікрогетерогенні системи від колоїдних систем та істинних розчинів?
2. Що називається суспензіями? емульсіями? аерозолями? пастами?
3. Які фактори сприяють стійкості розбавлених і концентрованих емульсій, пін і аерозолей?
4. На яких властивостях пін ґрунтується їх застосування? Де використовують піни?
5. Опишіть властивості порошків як харчових продуктів, їх використання у технології приготування їжі. Як запобігти злипанню порошків?
6. Що таке аерозолі? Яке значення аерозолей у харчовій промисловості? Чи завжди аерозолі відіграють позитивну роль і чому?
7. Які речовини відносять до високомолекулярних?
8. Яке набрякання називають обмеженим і необмеженим? Чому важливо враховувати процеси набрякання у технології виробництв продуктів харчування?
9. Що спільного і відмінного у розчинах ВМС, золях та істинних розчинах?
10. Які особливості притаманні розчинам білків?
11. Що таке гелі та драглі? Де їх застосовують?
12. Якими методами добувають харчові драглі?