

**МІНІСТЕРСТВО ОСВІТИ І НАУКИ УКРАЇНИ
НАЦІОНАЛЬНИЙ ТЕХНІЧНИЙ УНІВЕРСИТЕТ
«ДНІПРОВСЬКА ПОЛІТЕХНІКА»**

О.Ю. Светкіна, С.М. Лисицька

ФІЗИЧНА ХІМІЯ.

Методично-інформаційні матеріали

до самостійного вивчення та виконання індивідуальних завдань з дисципліни
студентами спеціальності 161 "Хімічні технології та інженерія"

Дніпро
2020

**МІНІСТЕРСТВО ОСВІТИ І НАУКИ УКРАЇНИ
НАЦІОНАЛЬНИЙ ТЕХНІЧНИЙ УНІВЕРСИТЕТ
«ДНІПРОВСЬКА ПОЛІТЕХНІКА»**



ГЕОЛОГОРОЗВІДУВАЛЬНИЙ ФАКУЛЬТЕТ
Кафедра хімії

О.Ю. Светкіна, С.М. Лисицька

ФІЗИЧНА ХІМІЯ.

Методично-інформаційні матеріали

до самостійного вивчення та виконання індивідуальних завдань з дисципліни
студентами спеціальності 161 "Хімічні технології та інженерія"

Дніпро
НТУ «ДП»
2020

Светкіна О.Ю.

Фізична хімія. Методично-інформаційні матеріали до самостійного вивчення та виконання індивідуальних завдань з дисципліни студентами спеціальності 161 «Хімічні технології та інженерія» / О.Ю. Светкіна, С.М. Лисицька; М-во освіти і науки України, Нац. техн. ун-т «Дніпровська політехніка». – Дніпро : НТУ «ДП», 2020. – 26 с.

Автори:

О.Ю. Светкіна, д-р. техн. наук, проф.

С.М. Лисицька, канд. с.-г. наук, доц.;

Затверджено методичною комісією зі спеціальності 161 «Хімічні технології та інженерія» (протокол № 2 від 10.02.2020) за поданням кафедри хімії (протокол № 7 від 03.02.2020).

Методичні матеріали мають на меті допомогти студентам при вивченні фізичної хімії розглянути фізико-хімічні властивості розчинників, що беруть участь у процесах збагачення мінеральної сировини, а також усвідомити особливості хімічних реакцій їх взаємодії з цільовими компонентами металевих руд, що відповідає вимогам освітньо-кваліфікаційної програми підготовки студентів спеціальності 161 «Хімічні технології та інженерія».

Відповідальний за випуск завідувач кафедри хімії, д-р. техн. наук, проф. Светкіна О.Ю.

ПЕРЕДМОВА

За нормативами кредитно-модульної системи у навчальному навантаженні студентів значну частку відведено на самостійну роботу.

Такий підхід дає можливість враховувати всі досягнення студента не тільки під час виконання обсягу навчальної програми, а й брати до уваги його участь у наукових дослідженнях, конференціях, предметних олімпіадах.

Самостійне вивчення тем, передбачених програмою дисциплін "Фізична хімія" – обов'язкова складова процесу підготовки фахівців спеціальності 161 "Хімічні технології та інженерія".

Виконуючи самостійні завдання, студенти краще засвоюють лекційний матеріал, мають змогу вивчати й аналізувати літературні джерела з метою опанування основних закономірностей, принципів хімічних реакцій, переваг останніх у промисловому виробництві різних видів продукції. Така підготовка допоможе майбутнім спеціалістам надалі вирішувати питання вибору раціональних методів енерго- та ресурсозбереження під час реалізації хімічних технологій.

Мета методично-інформаційних матеріалів:

- закріплення теоретичних знань з фундаментальних та професійно-орієнтованих дисциплін;
- опрацювання й засвоєння лекційного матеріалу і закріплення знань, набутих при вивченні суміжних курсів;
- самостійне вивчення основних положень прикладної хімії за рекомендованою літературою;
- підготовка й виконання індивідуальних розрахунково-аналітичних завдань.

1. ЗАГАЛЬНІ ПОЛОЖЕННЯ

Сировинні матеріали для хімічних технологій являють собою суміш різних за складом, станом та структурою компонентів. На практиці для їх спрямованої хімічної переробки у корисні продукти застосовується цілий ряд методів підготовки та трансформації. Вони базуються на *фізико-хімічному* перетворенні (до якого належать процеси дифузії, адсорбції, ефективної рівноважної взаємодії між частинками компонентів сировини й реакційного середовища), а також *хімічному перебігу* (його основний принцип – спрямована взаємодія хімічних реагентів за наявності певних умов і подальше вилучення утворених готового продукту шляхом екстракції, осадження, випарювання, плавлення тощо).

Для переробки будь-якого виду сировини велике значення має селективність хімічних процесів.

2. ТЕОРЕТИЧНІ ОСНОВИ ФІЗИКО-ХІМІЧНОЇ ТРАНСФОРМАЦІЇ ТВЕРДОФАЗНОЇ СИРОВИНИ

Хімічному методу переробки твердофазної сировини передують етапи її механічного подрібнення, який полегшує контакт і взаємодію хімічних реагентів з цінними компонентами, а також активізує їх видалення.

Серед хімічних процесів добування й розділення компонентів сировини важливе місце посідають реакції *вилуговування* й *екстракції* цільових речовин розчинниками.

Принцип вилуговування полягає в тому, що цінні компоненти твердої сировини здатні розчинятися у воді, яка містить хімічний реагент, після чого вони легко відділяються від нерозчинного залишку. Для вилуговування речовин можна застосовувати як періодичні, так і безперервні способи та проводити їх у прямо- чи протитечійному режимах. Ефективність і швидкість процесу вилуговування залежить від розмірів частинок компонента, властивостей реагенту, температури, а також від методу розчинення. Безумовно, чим дрібніші частинки, вища температура й концентрація хімічних сполук, тим швидше проходять реакції розчинення. Процес перемішування в такій хімічній системі дозволяє скоротити термін взаємодії розчинів з рудою до кількох годин замість декількох діб.

Після вилуговування цінних речовин із розчинів, їх можна за допомогою хімічних методів осаджувати, добувати шляхом електролізу, іонного обміну або екстракції органічними розчинниками.

Із цією метою запроваджують взаємодію незмішуваних систем, зокрема водного розчину (водної фази), де сконцентровано вилужені цінні компоненти, з органічним розчинником (органічною фазою), куди дифундують корисні речовини. Далі на базі звільненої органічної фази проводиться процес десорбування цільових речовин у нові порції водної фази (збагачення водного розчину цінними компонентами). Перехід екстрагованої речовини від одного розчинника в інший відбувається внаслідок різної концентрації та різного

ступеня розчинності першої в обох розчинниках. Такий процес триває до моменту встановлення стійкої рівноваги концентрації цільового компонента в середовищах розчинників. Так, для збагачення уранових руд ефективним методом визнано саме екстракцію за допомогою органічних розчинників.

Останнім часом найбільш поширеними гірничопромисловими технологіями визнано *збагачення корисних копалин у важких середовищах*. Названий процес базується на розділенні суміші зерен мінеральної сировини в гравітаційному або відцентровому полях середовища, щільність якого посідає проміжну позицію порівняно зі щільністю частинок, що розділяються. Корисні компоненти (вугілля, руди), які характеризуються меншою щільністю, ніж середовище, спливають, а важчі – тонуть. Таким чином, відбувається розділення на легкі (що спливли) і важкі (що потонули) фракції речовин. Важкими середовищами можуть слугувати органічні рідини, водні розчини неорганічних солей і стійкі або нестійкі суспензії. Суспензії виготовляють із суміші води й тонкодисперсних твердих частинок важкого мінералу, який відіграє роль *обважнювача*. Добре перемішана суспензія має певні властивості, близькі до властивостей однорідної важкої рідини (наприклад, характеризується підвищеною густиною, плинністю, стійкістю).

Важкі органічні рідини й розчини неорганічних солей сьогодні застосовують рідко через їх високу вартість, труднощі регенерації (відновлення), токсичність тощо. Широкого промислового поширення набув метод збагачення руд у важких суспензіях (там частинки мінеральної сировини розподіляються у воді, змішаній з подрібненою на гранули твердою речовиною – *обважнювачем*).

Обважнювачами в суспензіях виступають природні сипкі тонкоподрібнені матеріали – кварцевий пісок, лес, глина та ін.; важкі мінерали – пірит, барит, магнетит, галеніт і подібні; феросплави, зокрема феросиліцій. Найчастіше в гірничій промисловості використовують такі з них: кварцовий пісок (щільність 2650 кг/м^3), магнетит ($4500 - 5000 \text{ кг/м}^3$), феросиліцій ($6400 - 7000 \text{ кг/м}^3$) і галеніт (7500 кг/м^3). Кварцовий пісок і магнетит застосовують, головним чином, для приготування суспензій щільністю менше 2000 кг/м^3 , феросиліцій і галеніт – більш щільних (до $3200 - 3400 \text{ кг/м}^3$).

Основними властивостями важких суспензій є їх щільність, в'язкість і стійкість. Густина суспензії – це основний технологічний показник, що характеризує граничну щільність розділення. Цей параметр являє собою відношення маси суспензії до її об'єму, причому він збільшується з підвищенням об'ємної концентрації та щільності обважнювача.

2.1. Фізико-хімічні властивості розчинників, що використовуються в екстракційних методах

Розчинення речовин у будь-яких розчинниках – це дуже складний процес, обґрунтування якого базується на багатьох теоретичних положеннях.

Серед них особливе місце посідають такі:

– Теорія електролітичної дисоціації, або іонна теорія шведського хіміка С.А. Арреніуса, згідно з якою розчинення електролітів у воді супроводжується їх розпадом (дисоціацією) на дрібні частинки – іони, що мають позитивний чи негативний заряд (катиони й аніони);

– Хімічна або гідратна теорія розчинів великого російського вченого-хіміка Д.І. Менделєєва, яка базується на механізмі фізико-хімічної взаємодії розчинної речовини й молекул розчинника, унаслідок чого утворюються *гідрати*, коли розчинником слугує вода (рис. 1, *Б*; рис. 2, *Б*, *В*);

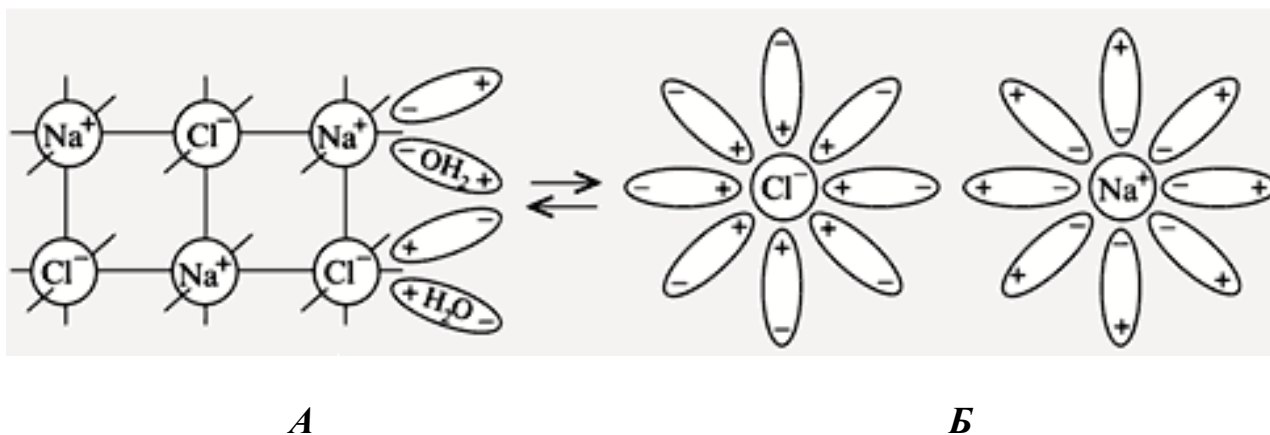


Рис. 1. Схема електролітичної дисоціації кристалічної молекули натрію хлориду у водному розчині:

А – молекула до розчинення; *Б* – утворені гідрати іонів хлору й натрію

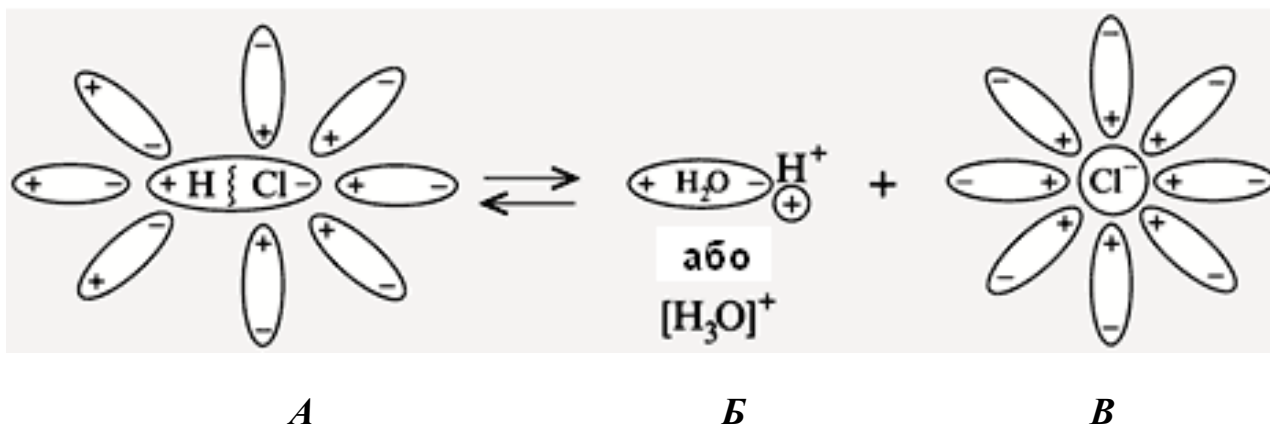


Рис. 2. Схема повної дисоціації полярної молекули гідроген хлориду у водному розчині:

А – молекула до розчинення; *Б* – іон гідроксонію; *В* – гідратований іон хлору

При цьому число молекул розчинника (води) у складі гідратованих іонів може бути різним (навіть невизначеним), що залежить від природи речовини (рис. 3).

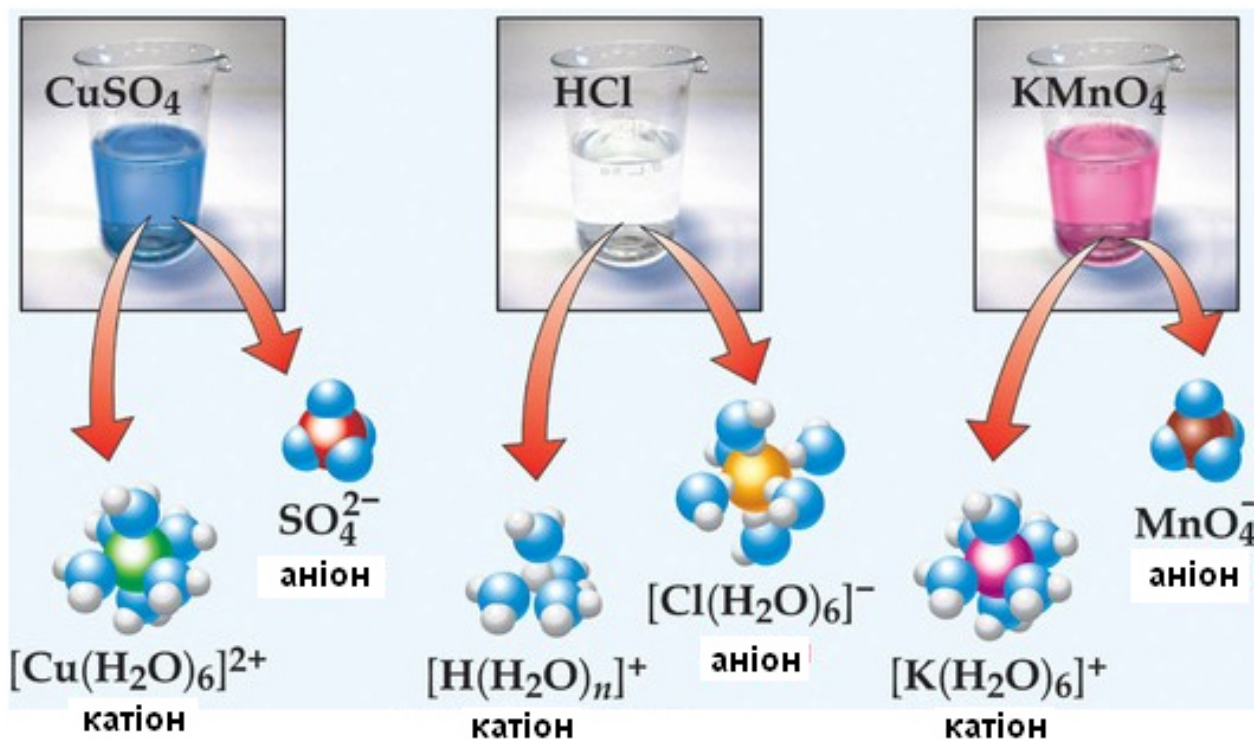


Рис. 3. Схема утворення різних гідратованих іонів

Солі, кристалічна структура яких має іони більшого розміру, наприклад Mg, Fe, Al і Ni, здатні з'єднуватись із шістьма молекулами води, що займають місце в кутах правильного октаедра (такий непростий склад має кристалогідрат $\text{MgCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O} \cdot \text{AlCl}_3 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$). У калієвому галуні $\text{KAl}(\text{SO}_4)_2 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$ шість із дванадцяти молекул води зв'язані з іоном Al, а решта шість розміщені навколо іона калію. Гідратні молекули можуть не тільки утворювати асоціати з катіонами, а й розміщуватись біля аніонів. До того ж існують кристали, у яких катіони мають певну кількість молекул води, або такі, що їх не містять (наприклад, сіль MgSO_4 утворює 3 типи асоціативних сполук: $\text{MgSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$, $\text{MgSO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$ і MgSO_4).

Згідно з теорією розчинів Д.І. Менделєєва, І.О. Каблукова, молекули розчиненої речовини фізико-хімічно взаємодіють з розчинником, утворюючи хімічні сполуки, які були названі *сольватами*, а процес їхнього утворення – *сольватацією*. Якщо розчинником є вода, то сполуки, що утворюються, називаються *гідратами*, а процес – *гідратацією*.

Сольватація являє собою процес утворення асоціативних комплексів унаслідок міжмолекулярної взаємодії розчинної речовини з молекулами розчинника, що зумовлює зміну властивостей розчину.

Механізм сольватації пояснюється тим, що в розчинах навколо молекул або іонів речовини виникає декілька координаційних сфер молекул розчинника, які не тільки формують оболонки, а й призводять до порушення структури речовини. Такі процеси зумовлені дією електростатичних сил (сил Ван-дер-Ваальса), що виникають між розчиненими речовинами і розчинником. Причому число молекул розчинника, які зв'язуються з іоном речовини (це показник

лігандності або координаційне число) і товщина сольватної оболонки залежать від величини заряду іона, розміру молекул розчинника, концентрації розчину, його температури, а також від природи розчинника.

Слід зауважити, що дисоціація електролітів на іони в розчинах стосується тільки тих молекул, які мають високополярний хімічний зв'язок. Полярність молекул електроліту забезпечує їм підвищену електростатичну активність реакції з молекулами розчинника. При цьому для запобігання взаємному притягання іонів електроліту, які мають різний заряд, молекули розчинника повинні мати високу величину показника *відносної діелектричної проникності* ϵ , який виявляє реакцію на дію електричного поля, тобто підтверджує наявність іонів. Такі розчинники називають *іонізувальними*. *Іонізувальні розчинники* характеризуються високою полярністю.

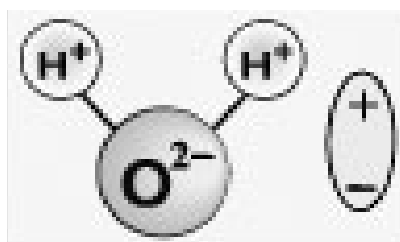


Рис. 4. Схема полярної молекули (електричного диполя) води

Відомо, що молекула води являє собою високополярну структуру, де має місце іонний зв'язок атомів, які помітно відрізняються електронегативністю. У зв'язку з цим вода має найбільш високий показник *відносної діелектричної проникності* і є найбільш універсальним розчинником.

Добування неорганічних речовин за допомогою розчинників-екстрагентів – це складний фізико-хімічний процес, ефективність якого залежить від міцності утворених комплексних сполук. Іноді екстракційні процеси можуть ускладнюватись перебігом побічних реакцій або одночасним видаленням кількох сполук.

Фізико-хімічні властивості деяких органічних розчинників, що використовуються як екстрагенти в промислових процесах, наведено в табл. 1.

Як видно з таблиці, серед органічних речовин високоефективними екстракційними агентами названо полярні ефірні сполуки складної структури, показник *відносної діелектричної проникності* яких становить понад 40 одиниць. Так, у технології збагачення високосортної руди після стадії вилуговування цінного компонента з метою подальшої його екстракції та концентрування обирають органічну фазу в складі трибутилфосфату, додаючи певну кількість гасу.

Фізико-хімічні властивості води та найбільш поширених органічних розчинників, які беруть участь у процесах екстракції
(за даними І.М. Коренмана, 1977)

Розчинник	Густина, г/см ³	Температура кипіння, °С	Відносна діелектрична проникність (ε)	Розчинність у воді при 20°С
Вода	1,000	100,0	80,4	
Н-амілацетат	0,875	149,2	4,75	0,18
Н-аміловий спирт	0,814	138,5	13,9	2,7
Бензол	0,874	80,1	2,28	0,082
Н-бутиловий спирт	0,813	117,7	17,1	7,9
Н-гексан	0,659	68,7	1,89	0,014
Н-гептан	0,684	98,5	1,92	0,005
1,2-дихлоретан	1,257	83,5	10,86	0,87
Діетиловий ефір	0,719	34,5	4,34	6,5
Ізоаміловий спирт	0,813	132,0	14,7	2,67
Ізобутиловий спирт	0,817	107,9	17,7	9,5
Метиловий спирт	0,790	64,7	33,1	л.р.
Хлороформ	1,489	61,2	4,8	0,8
Етилацетат	0,901	77,2	6,02	8,6
Чотирихлористий вуглець	1,595	76,7	2,64	0,08
Сірковуглець	1,262	46,3	2,64	0,22
Керосин	0,815	150,0	1,8	н.р.
Трибутилфосфат	1,068	289,0	6,8	в.р.
Тетраметиленсульфон	1,262	283,0	44,0	л.р.
Пропіленкарбонат	1,204	240,0	65,1	в.р.
Диметилсульфоксид	1,1014	189,0 (розпад)	45,0	∞

Примітка. Уведено умовні позначення: ∞ – нескінченне розчинення; н. р. – не розчиняється; в. р. – важке розчинення; л. р. – легке розчинення

Для кращого результату процесів екстракції речовин органічні розчинники мають відповідати таким основним вимогам:

- ефективно добування речовини з водної фази;
- селективність, тобто екстрагування однієї чи групи споріднених сполук;
- незначна розчинність у воді та нерозчинність води у розчиннику;
- температура кипіння має становити понад 50°С (не може бути низькокиплячим, щоб швидко не випаровуватись);
- густина розчинника має відрізнятися від густини води й водних розчинів;
- не бути вогнебезпечними й високотоксичними.

2.2. Фізико-хімічна основа явища сольватації

Експериментально доведено, що в розчинах речовин, які перебувають у рідкому агрегатному стані, подібно до чистих рідин, спостерігається ближній порядок, тобто певна послідовність взаємного розміщення частинок, найближчих до будь-якої, обраної за центральну. У розчині такою з них вважається частинка розчиненої речовини (рис. 5).

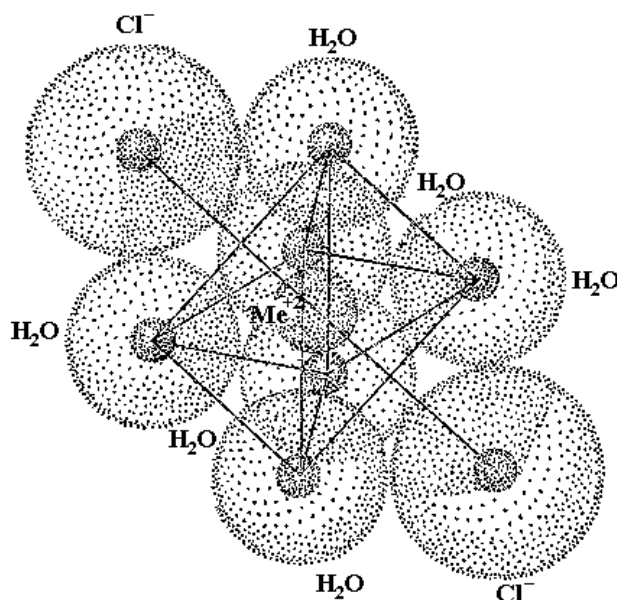


Рис. 5. Структура першої сольватної оболонки гідрату іона металу в концентрованому водному розчині

Залежно від виду компонентів, природи складових розчину ближній порядок охоплює простір, параметри якого відповідають діаметрам навколишніх частинок. Коливання радіального розподілу густини розчину затухають поступово. Такий ефект виникає внаслідок взаємодії частинок між собою. Його величина залежить від сил, що зв'язують частинки, а також спрямованості й дальності їх дії.

Явище *сольватації* віддзеркалює процес фізико-хімічної взаємодії, передусім, між розчиненою речовиною і розчинником. З часом це поняття зазнало істотної еволюції, адже багато дослідників вкладали в нього різний сенс.

Проте, беручи до уваги результати наукових досліджень складних явищ, що виникають унаслідок утворення розчинів, найбільш узагальненим визначенням цього поняття можна вважати таке: *сольватація* – це фізико-хімічна взаємодія частинок розчиненої речовини з молекулами розчинника.

Процес *сольватації*, як правило, викликаний наявністю алгебраїчної суми ефектів взаємодії між усіма складовими частинками розчину. При цьому модифікація частинок являє собою наслідок переходу компонентів від певного індивідуального стану в розчинений. Одночасно структура окремих фаз, що взаємно розчиняються, часто набуває ознак, властивих розчину, а формування

сольватів характеризується макроскопічними середніми величинами термодинамічних параметрів – ентальпії, енергії Гіббса, ентропії. До того ж перехід молекулярного стану компонентів під час розчинення у нову форму відповідає еквівалентним змінам вищезазначених термодинамічних характеристик.

На сьогодні ще не існує єдиної думки відносно походження сил *сольватації*, не розроблено також їхні загальноприйняті моделі. Багато фахівців вважають, що явище сольватації супроводжує хімічні процеси перебудови зовнішніх електронних оболонок молекул та іонів аж до утворення донорно-акцепторних зв'язків тощо. Прихильники фізичної теорії сольватації в деяких випадках пояснюють її дією розчинника в електростатичному полі розчиненої частинки.

Може бути корисним дещо умовний поділ сольватаційних процесів на «фізичні» (загальні для всіх систем) і «хімічні» (специфічні, властиві тільки певній системі). Вже зараз можна сказати, що «хімічна» складова сольватації є визначальною в тому випадку, коли центральна частинка молекули речовини виступає сильним комплексотвірним агентом. Оцінка кількісного внеску фізичної або хімічної складової в процес може зумовити вибір методів розрахунку параметрів *сольватації*.

Прогрес хімічних концепцій *сольватації* базується на теорії хімічного зв'язку. При виконанні сольватаційних розрахунків послідовно використовують такі методи: теорії кристалічного поля, валентних зв'язків і, нарешті, молекулярних орбіталей (МО). Комплексний підхід до розгляду різних систем і побудова загальної теорії потребує обов'язкового врахування хімічної «індивідуальності» кожної системи.

Для вивчення тих систем, де переважає «фізична» складова сольватації, побудова єдиної теорії має великі перспективи. Якщо не брати до уваги хімічну взаємодію, то в загальному випадку ступінь впливу розчиненої частинки на розчинник залежить від її електростатичних властивостей (величини заряду, дипольного моменту, маси, магнітного моменту, а також від кінетичних параметрів – імпульсу, інтенсивності руху та ін.). Зазвичай розглядають два види взаємодії: контактну дію – вплив на частинки найближчого оточення, і віддалену, що охоплює решту частинок. Контактна взаємодія вважається сильною, а віддалена – слабкою. У зв'язку з цим молекули розчинника, розміщені в безпосередній близькості від частинки розчиненої речовини, називають *сольватною оболонкою*. Розрізняють першу, другу й наступні *сольватні оболонки* залежно від того, на якій відстані вони перебувають від центральної частинки.

Кількість частинок у першій сольватній оболонці називають *координаційним числом сольватації*. Іноді центральну частинку з її першою сольватною оболонкою називають «*сольватним комплексом*». Вживання цієї назви дозволяє уникнути ототожнення процесу сольватації з комплексоутворенням. При цьому у вивченні властивостей концентрованих розчинів неелектролітів молекулу будь-якого з компонентів вважають за центральну.

Якщо в теорії сольватації обмежитись розглядом тільки першої сольватної оболонки, то це буде найгрубішим наближенням. Наприклад, тоді, коли іони перебувають у середовищі неполярного розчинника, можна використати параметр напруженості мікрополя E в кожній точці розчину, проте обчислення середньої величини ефективної напруженості $E_{\text{сер}}$ в конденсованій фазі розчину не може бути зведене до врахування закону розподілу тільки найближчих сусідніх фаз. Базуючись на сучасних експериментальних даних, можна встановити вплив центральної частинки на досить віддалені від неї частинки розчинника. У зв'язку з цим значення координаційного числа сольватації, отримані різними шляхами, різко відрізняються одне від одного.

Розчин, що перебуває в стані термодинамічної рівноваги, не може бути описаним у вигляді традиційної статичної конструкції. Тут можна говорити лише про середній термін існування сольватних комплексів і про стан частинок у ньому. Цей напрям дослідження явища успішно розробляють представники наукової школи О.Я. Самойлова.

У наш час досить активно впроваджуються квантово-хімічні розрахунки параметрів, а також методи статистичної термодинаміки розчинів. Усі ці теорії та розрахунки розроблені тільки для вивчення нескінченно розведених розчинів. Коли ж ідеться про середні й високі концентрації, то застосовують тільки якісні оцінки та уявлення. Збір і використання експериментальних даних про ознаки концентрованих розчинів може сприяти швидкому прогресу в розробці сольватної теорії фізико-хімічних систем.

2.3. Сольватація електролітів

Основою сучасних теорій дослідження розчинів електролітів є уявлення про сольватацію, дисоціацію, асоціацію, міжіонні взаємодії.

Процес *сольватації* в розчинах електролітів базується на взаємодії «іон – розчинник». Коли розглядають сольватацію водних розчинів, то говорять про *гідратацію* іонів. Можна припустити, що наявність у розчині заряджених частинок зводить застосування теорій сольватації до вивчення взаємодії заряджених іонів із середовищем. Проте це справедливо тільки на перший погляд. Існування заряду не виключає всіх інших типів взаємодії, а лише накладається на них. Більше того, спектральні дослідження (ЕПР, ЯМР, УФС) розчинів важких іонів виявили перенесення заряду з іона на найближчі молекули розчинника, свідчать про розподіл, «розмазування» заряду між іоном і сольватною оболонкою. При цьому центральна частинка певною мірою нейтралізується, а поняття «іон» втрачає звичний сенс, тому виникає потреба зважати на участь у процесі молекул розчинника. Як результат перебудови всередині іона розчиненої речовини ускладнюються, особливо, якщо він багатоатомний.

Складний процес іонної сольватації можна спостерігати в розчинах з низькою діелектричною проникністю, де існує цілий набір різного роду розчинених частинок, зокрема іонів, іонних пар, молекул та складних іонних угруповань.

З огляду на такі обставини, у теорії сольватації, на жаль, приділено мало уваги проведенню квантово-хімічних розрахунків як перспективному напрямку досліджень. Цінність цих обчислень полягає в тому, що вони дозволять більш глибоко дослідити явище *сольватації*, кількісно оцінити його хімічну природу (зараз переважає якісне чи опосередковане оцінювання). Не викликає сумнівів, що такий підхід розширить теорію хімічного зв'язку в розчинах, де наявні іони із замкнутою електронною *sp*-оболонкою, іони з незаповненим *d*-підрівнем на зовнішній електронній оболонці, «голі» протони та іони гідроксонію H_3O^+ . Разом з тим, з'являється можливість більш детально висвітлити роль молекул розчинника в процесі *сольватації*.

2.4. Сольватація неелектролітів

Як вже було зазначено вище, розгляд сольватації неелектролітів у першому наближенні можна почати з розділення на «фізичну» й «хімічну» складові. Причому, коли в розчині відбувається утворення комплексів типу *менделєєвських гідратів*, то сили взаємодії, які в них виникають, маючи при цьому хімічну природу, набагато перевершують інші сили і дають найбільший внесок в енергію взаємодії. Наступна за величиною складова процесу – це водневий зв'язок. У системах, де відсутні сили хімічної природи, сольватацію можна пояснити міжмолекулярними взаємодіями фізичного (електростатичного) типу, зокрема між диполями (у тому числі деформаційну та орієнтаційну поляризацію) і дисперсійною взаємодією (за рахунок сил Лондона). Усі описані явища – предмет молекулярної теорії розчинів.

2.5. Особливості структури сольватного комплексу

В основі кожної теорії лежить певна модель. Найчастіше при її побудові останньої разом з іншими чинниками до уваги беруть зручність розрахунків. Проте це не означає, що при виборі моделі можна нехтувати експериментальними даними про структуру розчинів. Отримати достатню їх кількість поки що не можливо, тому останнім часом процес визначення структури розчинів перебуває на пошуковому етапі.

У хімії визнано декілька фізико-хімічних методів дослідження структури сольватного комплексу. Серед них – рентгенографія розчинів електролітів. Наприклад, побудована А.К. Дорошем модель близького оточення двозарядних катіонів із заповненою електронною оболонкою в концентрованому розчині являє собою правильний октаедр (див. рис. 6).

Коли ж катіони перехідних металів вступають у часткову ковалентну взаємодію з молекулами розчинника, то відбувається тригональне перевертання їх октаедричної оболонки. На двох протилежних гранях октаедрів розміщуються по два іони Cl^- . Більшість катіонів у концентрованому водному розчині утворюють з аніонами «іонно-парні» комплекси типу $[\text{Me}(\text{H}_2\text{O})_6]^{2+}\text{Cl}_2^-$ (див. рис. 7).

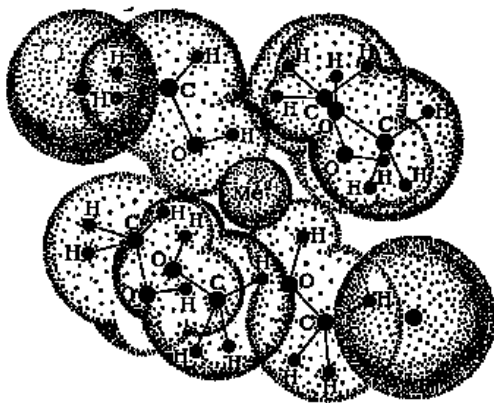


Рис. 6. Модель сольватації двозарядних катіонів з молекулами метанолу

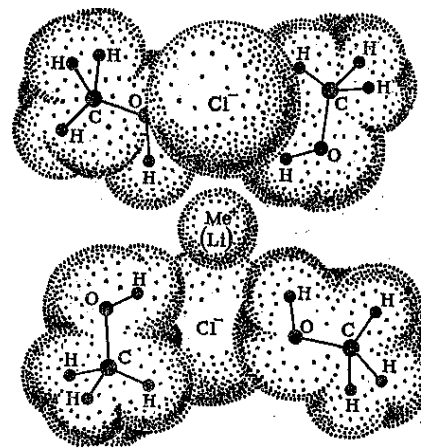


Рис. 7. Модель сольватації іона в метанольних розчинах

Коли молярна концентрація $C_M > 2$ моль/л, то катіони Cu^{2+} будуть оточені октаедрично чотирма молекулами H_2O й двома іонами Cl^- , а Cd^{2+} – тетраедрично двома молекулами H_2O й двома аніонами Cl^- . Модель близького оточення аніонів Cl^- у водних розчинах являє собою тригональну призму. Модель гідратації іона Na^+ має форму тетраедра, якщо $C_M > 2-3$ моль/л, і октаедра, коли $C_M < 2$ моль/л.

Експерименти з розчинами електrolітів у спиртах, формаміді, диметилформаміді підтверджують припущення про наявність у них близької координації сольватних оболонок. За літературними даними іон Li^+ у метанолі має тетраедричне оточення і перебуває в місці перетину сіток водневих зв'язків між молекулами спиртів, сильно згинаючи їх (див. рис. 18). Отже, найбільш імовірна модель сольватації двозарядних катіонів у спиртах, формаміді й диметилформаміді – це октаедр (див. рис. 17). Він утворюється внаслідок того, що катіони розташовуються в центрі трикутників, сформованих трьома функціональними групами OH^- верхнього і трьома групами OH^- нижнього шару сіткової структури спиртів або формаміду. Передбачається, що аніони Cl^- розміщуються на протилежних гранях октаедрів у площині розташування метильних груп CH_3 молекул спиртів і, таким чином, виникає «іонно-парний» комплекс. Виявлене рентгенографічно явище «іонно-парних» комплексів, не суперечить загальноприйнятим уявленням про будову сольватних систем. У сильно розведеному розчині іон оточують тільки молекули розчинника. Унаслідок зростання концентрації теж виникають «іонно-парні» комплекси, які злипаються і за межею повної сольватації переходять у щось схоже на багатоядерні структури, котрі вивчає координаційна хімія.

2.6. Термодинаміка сольватації

Складність сольватаційних процесів взагалі та явища іонної сольватації зокрема може бути пояснена на основі положень класичної термодинаміки, яка

здатна однозначно розкрити низку закономірностей у цих системах. Виконана при цьому повна кількісна характеристика таких процесів відповідає загальній теорії розчинів. Будь-яка спроба відходу від сфери можливостей класичної термодинаміки пов'язана з необхідністю запровадження більш-менш суб'єктивних модельних уявлень, а також певною мірою довільних припущень і спрощень.

Якщо уявити сольватацію у вигляді суми всіх процесів, що виникають при появі в розчиннику частинок розчинюваної речовини, то при нескінченному розведенні (коли концентрація $m = 0$) у разі утворення розчину кристалічного електроліту формально безумовно справедливим буде таке термодинамічне співвідношення:

$$\Delta H_0 = \Delta H_{\text{роз}} + \Delta H_s^{\pm}, \quad (1)$$

де ΔH_0 – початкова інтегральна теплота розчинення; $\Delta H_{\text{роз}}$ – ендотермічна теплота розчинення, для якої характерна зміна ентальпії при нескінченному взаємному віддаленні іонів від ґраток (енергія ґраток); ΔH_s^{\pm} – сумарна хімічна теплота сольватації (гідратації) позитивно й негативно заряджених іонів; H_s – близька до хімічної теплоти сольватації, за абсолютним значенням екзотермічна величина.

Отже, в процесі сольватації початкова теплота розчинення має для більшості електролітів відносно невеликі значення, що перебувають у межах стандартного, тобто від 16,7 до 63 кДж/моль (40...15 ккал/моль).

Продовжуючи розглядати сольватацію як сумарний ефект, можна застосувати рівняння (27) для опису розчинів будь-яких концентрацій, а саме:

$$\Delta H_m = \Delta H_{\text{кр}} + \Delta H_{\text{см}}^{\pm}, \quad (2)$$

де ΔH_m – відповідна інтегральна теплота розчинення; $\Delta H_{\text{кр}}$ – зміна ентальпії при взаємному віддаленні іонів від кристалів, що дорівнює середній величині відстані між ними в розчині даної концентрації m .

При цьому з'ясування реального змісту величини $\Delta H_{\text{см}}^{\pm}$ ускладнюється і стає довільним, оскільки необхідно враховувати можливість виникнення іонних пар або недисоційованих молекул, а також нових продуктів взаємодії цих частинок з розчинником, чи настання глибоких змін у розчиннику тощо. Проте при розгляді водних розчинів сильних електролітів такий підхід дозволяє хоча б частково виявити деякі цікаві кількісні закономірності.

У рівнянні (27) величина ΔH_s^{\pm} характеризує електроліт у цілому. Для уявного процесу розчинення кристала має виконуватись умова електронейтральності. Картина істотно ускладнюється, виникає потреба

охарактеризувати з позицій термодинаміки відокремлення окремого іона від кристала або його надходження із газової фази в розчинник. До цього часу майже неможливо було експериментально оцінити індивідуальні зміни енергії або ентальпії при сольватації катіона й аніона в умовах електронейтральності. Крім того, розглядаючи процес переходу іонів одного знака із газової в рідку фазу, доводиться враховувати явища, котрі під час розчинення електроліту елімінуються внаслідок взаємної компенсації ефектів однакової величини, але протилежного знака, пов'язаних із фізико-хімічною активністю катіонів та аніонів.

2.7. Термодинамічна характеристика процесу екстрації в хімічних системах

Термодинамічні властивості будь-якої системи, у тому числі й хімічної, можна описати за допомогою енергетичних функцій стану, серед яких внутрішня енергія, ентальпія, ентропія, енергія Гіббса та енергія Гельмгольца. Такі функції утворюють термодинамічний потенціал системи, причому величина кожної з них не залежать від способу досягнення цієї системою певного стану. У той самий час на цей показник значно впливають параметри системи (температура, тиск, маса речовини та ін.). Хімічні реакції в згаданих системах здебільшого супроводжуються перебудовою енергетичних рівнів, руйнуванням у молекулах одних зв'язків та утворенням інших. Перетворення різних видів енергії в хімічних системах, а також визначення напрямів і меж мимовільного перебігу хімічних процесів вивчає термодинаміка.

Енергетичні зміни при розчиненні речовин у хімічній системі залежать переважно від *ентальпійних* характеристик, а структурні – від *ентропійних*. Названі види змін показують сумарні витрати енергії Гіббса в процесі міжмолекулярної взаємодії між розчинною сполукою й розчинником (тобто в процесі сольватації), що формує хімічну структуру розчину.

Ентальпія сольватації визначає тепловий ефект проникнення молекули розчинної речовини в розчинник, а енергія Гіббса (енергія сольватації) характеризує розчинність речовини.

Визначення величини *ентальпії сольватації* $\Delta H_c^{A/S}$ здійснюється шляхом вимірювання теплового ефекту розчинення речовини A у розчиннику S , при ентальпії розчинення $\Delta H_p^{A/S}$.

Обчислюють *ентальпію сольватації* за такою формулою:

$$\Delta H_c^{A/S} = \Delta H_p^{A/S} - \Delta H_{\text{пар}}^A, \quad (3)$$

де $\Delta H_{\text{пар}}^A$ – ентальпія пароутворення речовини A .

Технічно за допомогою колориметричного методу можливе визначення величини ентальпії розчинення практично всіх рідких хімічних систем, але проблемним залишається розрахунок ентальпії пароутворення.

2.7.30 Основні кількісні показники процесу екстракції

Для розрахунку кількості речовини, що екстрагується органічними розчинниками, необхідно знати величини константи її розподілу між фазами хімічної системи, коефіцієнта розподілу, ступеня екстракції цільового компонента тощо.

Використовуючи термодинамічні характеристики сольватації, визначний учений В. Нернст дослідив відношення рівноважних концентрацій речовини, яка розподіляється між двома рідкими фазами, сформулювавши при цьому закон розподілу речовини, що екстрагується із розчинів.

Згідно з цим законом відношення рівноважних концентрацій речовини в кожній рідкій незмішуваній або обмежено змішуваній фазі має постійне значення, тобто являє собою *константу розподілу* речовини в системі «вода – органічний розчинник». Для ідеальних систем величина цієї константи залежить від температури екстракції, природи речовини, властивостей екстрагента й не залежить від концентрації розчинної речовини.

Після встановлення рівноваги в екстракційній системі *константа розподілу* K_p речовини розраховується як відношення концентрацій екстрагованої речовини в органічній і водній фазах розчинників за такою формулою:

$$K_p = \frac{[C]_o}{[C]_d}, \quad (4)$$

де $[C]_o$ – рівноважна концентрація речовини у фазі органічного розчинника, моль/л; $[C]_d$ – рівноважна концентрація речовини у водній фазі розчинника, моль/л.

У багатьох екстракційних системах цільова речовина, яка розподіляється між фазами, внаслідок можливого виникнення різних термодинамічних процесів (це дисоціація, сольватація, гідратація чи гідроліз) може мати різну форму. З огляду на це з метою більш повної характеристики такої системи було введено поняття *коефіцієнта розподілу* D .

Коефіцієнт розподілу речовини в системі «вода – органічний розчинник» – це відношення сумарної концентрації речовини у фазі органічного розчинника до того ж самого показника у водній фазі. Його розраховують за такою формулою:

$$D = \frac{[C_\Sigma]_o}{[C_\Sigma]_d}, \quad (5)$$

де $[C_\Sigma]_o$ – сумарна рівноважна концентрація речовини у фазі органічного розчинника, моль/л; $[C_\Sigma]_d$ – сумарна рівноважна концентрація речовини у водній фазі розчинника, моль/л.

Для досягнення ефективності процесу екстракції, крім згаданих вище характеристик, важливо правильно визначити об'єм органічного розчинника й показник кратності екстракційного процесу. Ці параметри обчислюються з використанням величини *ступеня екстракції*.

Ступінь екстракції R показує відношення кількості екстрагованої речовини у фазі органічного розчинника до загальної кількості цієї речовини у водній фазі.

Його визначають за такою формулою:

$$R = \frac{C_o \cdot 100}{N}, \%, \quad (6)$$

де C_o – кількість речовини у фазі органічного розчинника; N – загальна початкова кількість речовини у водній фазі.

Величина *ступеня екстракції* певною мірою залежить від константи і коефіцієнта розподілу речовини, а також відношення об'ємів фаз водної та органічного розчинника, що описується таким рівнянням:

$$R = \frac{K_p \cdot 100}{K_p + V_b / V_o}, \quad (7)$$

де K_p – константа розподілу речовини в системі «вода – органічний розчинник»; V_b і V_o – об'єми рідких фаз водної й органічного розчинника відповідно, мл.

Відношення V_b / V_o можна замінити на параметр r ,
тобто $r = V_b / V_o$. (8)

Коли стає відомим *ступінь екстракції*, можна розрахувати константу розподілу цільової речовини за такою формулою:

$$K_p = \frac{R \cdot r}{100 - R} \quad (9)$$

Використовуючи числові значення константи розподілу й ступеня екстракції, можна розрахувати інші кількісні характеристики процесу екстракції.

Розрахунок потрібного числа процесів екстракції цільової речовини із водного розчину органічним розчинником, що забезпечить повноту її добування, здійснюють за такою формулою:

$$n = \frac{\lg \frac{C_p}{(C_3)_e}}{\lg \left(1 + \frac{K_p}{r} \right)}, \quad (10)$$

де n – кількість процесів екстракції для забезпечення повноти екстрагування цільової речовини; C_p – початкова концентрація речовини у водній фазі, моль/л; $(C_3)_в$ – залишкова концентрація речовини у водній фазі після екстракції, моль/л.

Згідно з формулою (8) число процесів екстракції залежить від об'єму органічного розчинника й водної фази, ступеня екстракції та константи розподілу розчинної речовини.

2.8. Приклади виконання типових завдань на визначення кількісних показників екстракції

1. Розрахувати об'єм органічного розчинника, необхідного для однократної екстракції речовини із 100 мл розчину, якщо ступінь екстракції R становить 99 %, а константа її розподілу K_p між органічним розчинником і водною фазою дорівнює 20.

Розрахунок виконуємо за формулою (5) і (5'), а саме:

$$R = \frac{K_p \cdot 100}{K_p + V_B/V_0}; \quad R = \frac{K_p \cdot 100}{K_p + r} \quad (5')$$

Підставимо у формулу (5') вихідні дані, тобто

$$99 = \frac{20 \cdot 100}{20 + r} = \frac{2000}{20 + r}.$$

Величину r обчислюємо за формулою (7), а V_0 за формулою (6), таким чином:

$$r = \frac{K_p \cdot (100 - R)}{R} = \frac{20 \cdot (100 - 99)}{99} = 0,2;$$

$$V_0 = \frac{V_B}{r} = \frac{100}{0,2} = 500 \text{ мл.}$$

Отже, для проведення однократної екстракції, коли видалено 99 % речовини із 100 мл водного розчину, необхідно застосувати 500 мл органічного розчинника.

2. Розрахувати об'єм органічного розчинника, потрібного для однократної екстракції речовини із 100 мл розчину, якщо ступінь екстракції R становить 99 %, а константа її розподілу K_p між органічним розчинником і водною фазою дорівнює 20.

Методика обчислення аналогічна до описаної вище, тобто

$$R = \frac{K_p \cdot 100}{K_p + r}; \quad 99 = \frac{10 \cdot 100}{10 + r} = \frac{1000}{10 + r};$$

$$r = \frac{10 \cdot (100 - 99)}{99} = 0,1; \quad V_o = \frac{V_e}{r} = \frac{100}{0,1} = 1000 \text{ мл.}$$

Розрахунки в завданнях 1 і 2 показують, що чим більша величина константи розподілу речовини, тим менший об'єм органічного розчинника необхідно брати для проведення однократної екстракції цільової речовини із водного розчину.

Крім того, для однократної екстракції речовини із водного розчину необхідно задіяти значний об'єм органічного екстрагента порівняно з об'ємом водної фази. З огляду на це доцільно замість однократної проводити багатократну екстракцію корисного компонента, застосувавши незначну кількість органічного розчинника.

3. Розрахувати загальний об'єм органічного розчинника, який необхідно взяти для багатократної екстракції речовини із 100 мл розчину, якщо ступінь екстракції R становить 99 %, а константа її розподілу K_p між органічним розчинником і водною фазою дорівнює 20. При цьому на кожний процес екстракції витрачається по 25 мл органічного розчинника.

Спочатку виконуємо розрахунок ступеня першої екстракції за формулою (5'), а саме:

$$R_1 = \frac{K_p \cdot 100}{K_p + r}; \quad R_1 = \frac{20 \cdot 100}{20 + r} = \frac{2000}{20 + \frac{100}{25}} = \frac{2000}{24} = 83 \text{ \%}.$$

Як бачимо, в описаних вище умовах ступінь *першої екстракції* становить 83 %. Отже, під час кожного наступного епізоду екстракції теж буде екстрагуватися 83 % речовини від її залишку у водній фазі.

Отже, маємо такий результат *другої екстракції* речовини із водного розчину:

$$R_2 = \frac{(100 - 83) \cdot 83}{100} = 14 \text{ \%}.$$

Після *третьої екстракції* речовини із водного розчину обчислюємо, що

$$R_3 = \frac{[100 - (83 + 14)] \cdot 83}{100} = 2,5 \text{ \%}.$$

Проведені в цьому завданні розрахунки показують, що внаслідок трьох послідовних екстракцій з використанням невеликих порцій органічного розчинника (його загальний об'єм становить 75 мл) із водного розчину може бути екстраговано 99,5 % цільової речовини.

4. Визначити необхідне число процесів екстракції речовини із 100 мл 1 М водного розчину при добуванні її за допомогою органічного розчинника у вигляді порцій по 10 мл, якщо ступінь екстракції R становитиме 99 %, а константа розподілу $K_p = 20$.

Розрахунок виконуємо за формулою (8):

$$n = \frac{\lg \frac{C_p}{(C_3 C_b)}}{\lg(1 + \frac{K_p}{r})}; \quad r = \frac{V_b}{V_o} = \frac{100}{10} = 10; \quad (C_3)_b = 1 - 0,99 = 0,01 \text{ моль/л.}$$

$$n = \frac{\lg \frac{1}{0,01}}{\lg(1 + \frac{20}{10})} = \frac{\lg 100}{\lg 3} = \frac{2}{0,4771} = 4,2.$$

Після округлення результату бачимо, що потрібно здійснити 4 повних екстракції.

Слід зауважити, що добре екстрагуються молекули тих речовин, сольвати яких у фазі органічного розчинника більш стійкі, ніж гідрати цих молекул у воді.

3. ІНДИВІДУАЛЬНІ ЗАВДАННЯ

3.1. Загальні зауваження

Щоб краще засвоїти самостійно опрацьований матеріал дисциплін, студенти мають виконати індивідуальні розрахунково-аналітичні завдання за картками.

Дидактичні цілі цих завдань такі:

- ♦ вивчення результатів аналітичного огляду джерел інформації про екстракційні процеси, передбачені в хімічному методі збагачення мінеральної сировини;
- ♦ розвиток уміння самостійного аналізу переваг і недоліків фізико-хімічного методу екстракції корисних речовин;
- ♦ вироблення навичок узагальнення даних про доцільність використання фізико-хімічного методу в технології збагачення корисних копалин.

3.2. Організаційні моменти виконання завдань

Студент виконує аналітично-розрахункові завдання самостійно, консультуючись при цьому з викладачем, який керує цим видом роботи.

Перед початком роботи студент повинен:

- ♦ отримати індивідуальне завдання (що містить теоретичне питання й умови розрахунку);
- ♦ самостійно дати повну відповідь на теоретичне питання й виконати розрахунки, використавши матеріали методичного та інформаційного забезпечення дисципліни;
- ♦ систематично відвідувати консультації;
- ♦ подати виконану роботу на перевірку.

Викладач зобов'язаний:

- ♦ видати завдання;
- ♦ перевірити й оцінити якість роботи.
- ♦ дотримуватись графіка консультацій;

3.3. Структура завдання й загальні вимоги до його оформлення

Розрахункове завдання виконують на аркушах паперу формату А4, передбачивши такі розділи:

- ♦ Зміст завдання.
- ♦ Відповідь на теоретичне питання з висновком про сферу застосування описаного технологічного процесу.
- ♦ Виконання розрахунків на базі поданих у завданні вихідних даних, необхідних формул (закономірностей) для отримання правильного результату.
- ♦ Перелік бібліографічних посилань, який має включати джерела інформації, якими студент користувався під час виконання роботи.

3.4. КРИТЕРІЇ ОЦІНЮВАННЯ РЕЗУЛЬТАТІВ ВИВЧЕННЯ ДИСЦИПЛІНИ «ХІМІЯ ТВЕРДОГО ТІЛА І ТЕХНОЛОГІЯ ЙОГО ФОРМУВАННЯ»

Результати засвоєння студентом матеріалу лабораторних робіт визначають після їх виконання за рівнем сформованості його компетентностей, згідно зі схемою додатка до диплома європейського зразка (табл. 4):

Таблиця 4 – Шкала оцінювання результатів

Рівень досягнень / Marks, %	Оцінка / Grade
Національна диференційована шкала	
90 – 100	Відмінно / Excellent
74 – 89	Добре / Good
60 – 73	Задовільно / Satisfactory
1 – 59	Незадовільно / Fail

Рівні сформованості компетентностей

Відмінно виставляється, якщо при відповіді на питання студент виявив знання та вміння для виконання повного обсягу завдань, передбачених лабораторною роботою, а також знання матеріалу означеної теми на рівні його творчого використання.

Добре виставляється, якщо при відповіді на питання студент виявив знання та вміння для виконання завдань, передбачених лабораторною роботою на рівні аналогічного відтворення.

Задовільно виставляється, якщо при відповіді на питання студент виявив знання та вміння для виконання завдань, передбачених лабораторною роботою на рівні репродуктивного відтворення.

Незадовільно виставляється, якщо при відповіді на питання студент виявив серйозні пробіли в знаннях основного матеріалу, допустив принципові помилки при виконанні лабораторної роботи на рівні, нижчому від репродуктивного відтворення.

ПЕРЕЛІК РЕКОМЕНДОВАНОЇ ЛІТЕРАТУРИ

1. Фізична хімія : навч. посіб. / В.В. Кочубей, Н.О. Бутиліна, П.І. Топільницький, Ю.А. Раєвський; М-во освіти і науки України, Нац. ун-т «Львівська політехніка». – Львів : Львівська політехніка, 2008. – 112 с.
2. Григор'єва В.В. Загальна хімія : підруч. для студ. нехіміч. спец. вищ. навч. закл./ В.В. Григор'єва, В.М. Самійленко, А.М. Сич, О.А. Голуб. – К.: Вища шк., 2009. – 471 с.
3. Рейтер Л.Г. Теоретичні розділи загальної хімії : підруч. для студ. вищ. навч. закл. /Л.Г. Рейтер, О.М. Степаненко, В.П. Басов. – К.: Каравела, 2006. – 303 с.
4. Белик В.В. Физическая и коллоидная химия / В.В. Белик, К.И. Киенская. – М. : Академия ИЦ, 2007. – 288 с.
5. Кругляков П.М. Физическая и коллоидная химия / П.М. Кругляков, Т.Н. Хаскина. – М. : Высш. шк., 2007. – 320 с.
6. Романова Н.В. Загальна та неорганічна хімія : підруч. для студ. вищ. навч. закл./Н.В. Романова. – К.: Ірпінь, 2002. – 480 с.
7. Цветкова Л.Б. Загальна хімія: теорія і задачі : навч. посіб. / Л.Б. Цветкова. – Львів: Магнолія, 2006, 2007. – Ч. 1. – 397 с.
8. Ластухін Ю.О., Органічна хімія : підруч. для вищ. навч. закладів. – 3-є вид. / Ю.О. Ластухін, С.А. Воронов; М-во освіти і науки України, – Львів : Центр Європи, 2009. – 868 с.
9. Бобівник Л.Д. Органічна хімія : підруч. для студ. вищих навч. закладів / Л.Д. Бобівник, В.М. Руденко, Г.О. Лезенко. – К. : Ірпінь; Перун, 2005. – 544 с.
10. Національна електронна бібліотека (Електрон. ресурс) / Спосіб доступу: URL: <http://dpva.info/Guide Chemistry/Properties of Organic solvents>.

ЗМІСТ

ПЕРЕДМОВА.....	3
1. ЗАГАЛЬНІ ПОЛОЖЕННЯ.....	4
2. ТЕОРЕТИЧНІ ОСНОВИ ХІМІЧНОГО МЕТОДУ ТРАНСФОРМАЦІЇ ТВЕРДОФАЗНОЇ СИРОВИНИ.....	4
2.1. Фізико-хімічні властивості розчинників, що використовуються в екстракційних методах.....	5
2.2. Фізико-хімічна основа явища сольватації.....	10
2.3. Сольватація електролітів.....	12
2.4. Сольватація неелектролітів.....	13
2.5. Особливості структури сольватного комплексу.....	13
2.6. Термодинаміка сольватації.....	14
2.7. Термодинамічна характеристика процесу екстракції в хімічних системах.....	16
2.7.1. Основні кількісні показники процесу екстракції.....	17
2.8. Приклади виконання типових завдань на визначення кількісних показників екстракції.....	19
3. ІНДИВІДУАЛЬНІ ЗАВДАННЯ.....	22
3.1. Загальні зауваження.....	22
3.2. Організаційні моменти виконання завдань.....	22
3.3. Структура завдання й загальні вимоги до його оформлення.....	22
3.4. Критерії оцінювання аналітично-розрахункових завдань.....	23
ПЕРЕЛІК РЕКОМЕНДОВАНОЇ ЛІТЕРАТУРИ.....	24

Светкіна Олена Юріївна
Лисицька Світлана Майорівна

ФІЗИЧНА ХІМІЯ.

Методично-інформаційні матеріали
до самостійного вивчення та виконання індивідуальних завдань з дисципліни
студентами спеціальності 161 "Хімічні технології та інженерія"

Редактор О.Н. Ільченко

Підп. до друку 12.03.2020. Формат 26 x 42/4.
Папір офсет. Ризографія. Ум. друк. арк. 1,5.
Обл.-вид. арк. 1,9. Тираж 20 пр. Зам. №

НТУ «Дніпровська політехніка»
49005, м. Дніпропетровськ, просп. Д. Яворницького, 19.

