

Лекція за темою «Розчини. Способи вираження кількісного складу розчинів»

Системи, в яких одна речовина рівномірно роздібнена до частинок мікроскопічних розмірів в іншій, називають **дисперсними**.

Дисперсні системи складаються із дисперсної фази та дисперсійного середовища. Прикладами дисперсних систем є дим, туман тощо. У димі дисперсною фазою є частинки сажі, в тумані — частинки води. Дисперсійним середовищем в обох випадках є повітря.

Залежно від агрегатного стану дисперсної фази дисперсні системи поділяють на **грубодисперсні, колоїдні системи та справжні розчини**.

Грубодисперсні системи характеризуються розміром частинок більше 100 нм. Їх поділяють на **суспензії та емульсії**.

Суспензії — дисперсні системи, в яких дисперсною фазою є тверда речовина, а дисперсійним середовищем — рідина, при цьому тверда речовина та рідина нерозчинні одна в одній (порошок крейди у воді). В **емульсіях** дисперсною фазою та дисперсійним середовищем є рідина. Прикладом емульсії є молоко, в якому дрібні кульки масла плавають у рідині. Суспензії та емульсії являють собою гетерогенні системи. Стійкість суспензій та емульсій залежить від розміру частинок: чим дрібніші частинки, тим довше вони існують.

Колоїдні системи характеризуються розміром частинок дисперсної фази від 1 до 100 нм. Колоїдні частинки складаються з великого числа молекул або іонів. Вони є високодисперсними (ультрамікрогетерогенними) системами, які агрегативно нестійкі. Без спеціальної стабілізації колоїдні частинки об'єднуються й осідають. Прикладами колоїдних систем є розчини желатини, клею, Деяке кольорове скло, більшість основ існують у вигляді колоїдних систем.

При утворенні **справжніх розчинів** розчинена речовина розкладається на молекули або іони. Розчинена речовина та розчинник утворюють одну рідку фазу, в якій немає розділу між дисперсною фазою та дисперсійним середовищем.

Розчинами називають однорідні (гомогенні) системи, які складаються з двох або більше компонентів, відносна кількість яких може змінюватися у широких межах без порушення однорідності.

Компонентами розчину називають **розчинник та розчинені** в ньому

речовини. Розчинник— це середовище, в якому розчинені речовини рівномірно розподілені у вигляді молекул або іонів. Розчинником прийнято вважати компонент, агрегатний стан якого не змінюється при утворенні розчину або вміст якого переважає вміст інших компонентів. **Поняття розчинник і розчинена речовина умовне.** *Наприклад, при змішуванні чистої води та твердої речовини солі одержують рідкий розчин. У даному випадку розчинником є вода.* Якщо обидва компоненти до розчинення знаходились в одному агрегатному стані, то розчинником вважається компонент, взятий у більшій кількості, а якщо їх об'єми однакові, то байдуже, який із компонентів називати розчинником, а який розчиненою речовиною.

Розчини **класифікують** за рядом ознак:

- залежно від природи розчинника розчини поділяють на водні та неводні (спиртові, бензольні тощо);
- залежно від концентрації іонів водню розчини можуть бути кислими, нейтральними та лужними;
- залежно від агрегатного стану розчинника та розчиненої речовини розчини поділяють на газоподібні, рідкі та тверді.

Прикладом газоподібних розчинів є повітря. Воно складається з азоту, кисню, оксиду вуглецю(IV), водяної пари та благородних газів. Молекули цих речовин, незалежно від їх походження, поводять себе як молекули газу, тобто повітря є гомогенною системою.

*До **твердих розчинів** належить більшість металічних сплавів. Сталь, наприклад, являє собою кристалічний розчин вуглецю в залізі.*

*Найбільш поширеними і вивченими є **рідкі водні розчини**. Це пояснюється тим, що більшість хімічних реакцій перебігають у водних розчинах, оскільки лише в них є сприятливі умови для пересування та тісного зближення частинок, яке необхідне для виявлення хімічних сил. Велику роль відіграють розчини у життєдіяльності живих організмів. Процеси засвоєння їжі людиною, твариною та рослиною пов'язані з переходом харчових речовин у розчин. Розчинами є важливі фізіологічні рідини — кров, лімфа тощо. Важливе значення мають розчини в фармацевтичній практиці. Вони є найбільшою групою серед лікарських форм. Як лікарська форма розчини мають ряд переваг: вони порівняно з іншими лікарськими*

формами швидше всмоктуються організмом людини, відповідно швидше досягається лікувальний ефект; у формі розчину виключається подразнення слизової оболонки, розчини зручні для вживання; технологія їх приготування та дозування відрізняється простотою.

Рідкі розчини можна одержати розчиненням газу в рідині (наприклад, газувана вода є розчином оксиду вуглецю(IV) у воді), **рідини в рідині** (розчин спирту у воді), **твердої речовини в рідині** (розчин солі у воді) тощо.

Основні **параметри стану** розчину — це температура, тиск та концентрація. — залежно від концентрації розчиненої речовини розчини поділяють на **розведені** та **концентровані**.

Розведений розчин містить досить малу масу розчиненої речовини порівняно з масою розчинника. *Наприклад, в 100 г води розчинено 5 г хлороводню.* Розчин, який містить 36,5 г хлороводню в 100 г води, вважають **концентрованим**. Однак межі між розведеними та концентрованими розчинами умовні. *Наприклад, для сірчаної кислоти концентрованим вважається розчин, який містить 96 г H_2SO_4 , для азотної — 63 г HNO_3 , для соляної — 37 г HCl в 100 г води.*

Найважливішою кількісною характеристикою будь-якого розчину є **концентрація**, яка вказує на масу або кількість розчиненої речовини, що міститься в одиниці маси або об'єму розчину або розчинника. Існують різноманітні **способи вираження концентрації розчинів**.

Масова частка — це маса розчиненої речовини в 100 г розчину. *Наприклад, розчин з масовою часткою хлориду кальцію 5 % містить 5 г хлориду кальцію в 100 г розчину. Оскільки маса розчину дорівнює сумі мас розчинника та розчиненої речовини, то в наведеному прикладі кожні 100 г розчину містять 5 г хлориду кальцію та 95 г води.*

Масову частку розчину позначають літерою ω — та виражають у частках одиниці або у відсотках. На практиці остання застосовується найчастіше.

Зв'язок між масовою часткою ω , масою розчиненої речовини m_1 , та масою розчину m_2 виражають формулою:

$$\omega = \frac{m_1}{m_2} 100\%.$$

Вираз концентрації розчину за допомогою масової частки широко

застосовується у фармацевтичній практиці. Масова частка належить до технічних концентрацій. Так, на виробництві сірчану, азотну та соляну кислоти одержують у вигляді концентрованих розчинів з масовими частками 96,63; 65,37 та 37% відповідно. Ці розчини також характеризуються густиною (ρ , г/мл).

Мольну частку визначають відношенням кількості розчиненої речовини або розчинника до суми кількостей всіх компонентів розчину. Мольну частку позначають N_1 , для розчинника; N_2, N_3, N_4, \dots для розчинених речовин. Для розчинених речовин. Для розчину, який складається з компонентів А, Б, В:

$$N_A = \frac{n_A}{n_A + n_B + n_B}; \quad N_B = \frac{n_B}{n_A + n_B + n_B}; \quad N_B = \frac{n_B}{n_A + n_B + n_B}$$

де n_A, n_B, n_B — кількість кожного компоненту у даному розчині. Сума мольних часток компонентів розчину дорівнює одиниці:

$$N_1 + N_2 + N_3 = 1.$$

Молярну концентрацію розчину (C_M) визначають кількістю розчиненої речовини, яка міститься в одному літрі розчину. Одиниці виміру — моль/л.

$$C_M = \frac{m}{MV}, \text{ оскільки } \frac{m}{M} = n, \text{ тоді } C_M = \frac{n}{V},$$

де m і M — маса та молярна маса розчиненої речовини, V — об'єм розчину [л], n — кількість розчиненої речовини.

Співвідношення $C_M = \frac{n}{V}$ показує, що **молярна концентрація** є відношенням кількості розчиненої речовини до об'єму розчину.

Молярну концентрацію позначають таким чином:

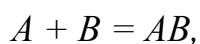
1 М — одномолярний розчин ($C_M = 1$ моль/л),

0,1 М — децимолярний розчин ($C_M = 0,1$ моль/л),

0,01 М — сантимольярний розчин ($C_M = 0,01$ моль/л),

0,001 М — мілімолярний розчин ($C_M = 0,001$ моль/л).

Молярну концентрацію розчину використовують при вивченні швидкості та механізму перебігу хімічних реакцій, при визначенні теплових ефектів реакцій, обчисленні констант дисоціації та гідролізу. Вони зручні тим, що у значній мірі спрощують обчислення. Так, при однаковій молярній концентрації рівні об'єми розчинів містять однакові кількості розчинених речовин. Відповідно, для реакції:



де 1 моль речовини А реагує з 1 молям речовини В, необхідно взяти рівні об'єми розчинів цих речовин з однаковою молярною концентрацією. Якщо взаємодіє 1 моль речовини А з 2 молями речовини В, то об'єм розчину В необхідно взяти вдвічі більший, ніж об'єм розчину А, тощо.

Моляльна концентрація (C_m або m) показує, яка кількість розчиненої речовини припадає на 1 кг розчинника в даному розчині. Одиниці виміру — моль/кг. Так, 1 m розчину NaOH означає, що у кілограмі води даного розчину знаходиться 1 моль Натрій гідроксиду, тобто 40 г.

Молярна концентрація еквівалента (еквівалентна або нормальна концентрація) C_H показує кількість моль-еквівалентів розчиненої речовини, яка міститься в 1 л розчину:

$$C_H = \frac{m}{E_m V}, \text{ оскільки } \frac{m}{E_m} = n, \text{ тоді } C_H = \frac{n}{V},$$

де E_m — еквівалентна маса розчиненої речовини.

Із співвідношення $C_H = \frac{n}{V}$ випливає, що молярна концентрація еквівалента визначається відношенням числа моль-еквівалентів розчиненої речовини до об'єму розчину. Наприклад, 1 n розчин сірчаної кислоти містить 1 моль-еквівалент H_2SO_4 або 49 г в 1 л розчину; 0,01 n — 0,01 моль-еквівалент або 0,49 г H_2SO_4 в 1 л розчину.

Особливістю розчинів з молярною концентрацією еквівалентів є те, що розчини з однаковою концентрацією реагують між собою у рівних об'ємах, оскільки містять рівні кількості моль-еквівалентів. Якщо розчини мають різні концентрації, то відповідно до закону еквівалентів їх об'єми обчислюють із співвідношення:

$$C_{H_1} V_1 = C_{H_2} V_2 \text{ або } \frac{C_{H_1}}{C_{H_2}} = \frac{V_2}{V_1},$$

де V_1 і V_2 — об'єми розчинів реагуючих речовин, C_{H_1} і C_{H_2} — молярні концентрації еквівалентів цих розчинів.

Таким чином, **об'єми розчинів реагуючих, речовин обернено пропорційні до їх молярних концентрацій еквівалентів.** Ці властивості розчинів використовують не лише для обчислення об'ємів, але й навпаки, за об'ємами розчинів, які витрачені на реакцію, визначають їх концентрації.

Титр розчину (Т) показує, скільки грамів або міліграмів розчиненої речовини

міститься в одному мілілітрі розчину. Одиниці виміру — г/мл або мг/мл.

$$T = \frac{m}{V}$$

Так, якщо в 1 л розчину міститься 40 г Натрій гідроксиду, то титр цього розчину дорівнює:

$$T = \frac{40}{1000} = 0,0400 \text{ г/мл.}$$

Між титром та молярною концентрацією еквівалента існує залежність:

$$T = \frac{C_n E_m}{1000}$$

Розчинність

Здатність речовин розчинятися в тому чи іншому розчиннику за даних умов називають **розчинністю**.

Якщо достатню кількість кристалічної речовини, яка розчиняється, внести у певну кількість розчинника, то в такій системі водночас відбуваються два взаємно протилежних процеси: від поверхні кристалів речовини, що розчиняється, відриваються окремі молекули або іони. Завдяки дифузії останні рівномірно розподіляються в усьому об'ємі розчинника. Одночасно з розчиненням відбувається зворотний процес — кристалізація. Частинки розчиненої речовини, які перейшли в розчин, притягуються поверхнею речовини, яка ще не розчинилася, і кристалізуються. Швидкості розчинення та кристалізації залежать від концентрації розчину. Очевидно, у перший момент швидкість розчинення перевищує швидкість кристалізації. Але в міру збільшення концентрації розчиненої речовини в розчині зростає швидкість кристалізації та настає момент, коли швидкості розчинення та кристалізації стають однаковими:

$$V_{\text{розчинення}} = V_{\text{кристалізації}}$$

У системі встановлюється динамічна рівновага, при якій за одиницю часу розчиняється стільки молекул, скільки їх виділяється з розчину.

Розчин, який знаходиться в рівноважному стані з речовиною, що розчиняється, називають **насиченим розчином**.

Концентрацію розчиненої речовини у насиченому розчині при даній температурі називають **розчинністю**. Розчинність чисельно виражають такими ж способами, як і молярну концентрацію (моль/л, г/л). Часто розчинність виражають у

грамах безводної речовини, яка насичує 100 г розчинника при заданій температурі.

Виражену таким чином розчинність називають **коефіцієнтом розчинності**.

Наприклад, при 20 °C в 100 г води розчиняється 35,9 г Натрій хлориду, 31,6 г Калій нітрату, 0,16 г Кальцій гідроксиду. Відповідно, коефіцієнти розчинності цих сполук дорівнюють 35,9; 36,1 та 0,16. Наведені значення коефіцієнтів розчинності показують, що заданих умов найменш розчинною речовиною є Кальцій гідроксид, а найбільш розчинною — Натрій хлорид.

Таким чином, концентрація насиченого розчину є кількісною характеристикою здатності речовин розчинятися уданому розчиннику при заданій температурі.

Якщо в 100 г води розчиняється більше 10 г речовини, то таку речовину називають **добре розчинною**, якщо розчиняється менш 1 г речовини — **малорозчинною**; якщо розчиняється менш 0,01 г речовини — **практично нерозчинною**.

Розчинність речовин залежить від природи розчинника і речовини, яка розчиняється, а також від умов розчинення (температури, тиску, концентрації, наявності інших розчинених речовин). До цього часу не існує наукової теорії, яка дозволяла б вивести загальні закони розчинення. Звичайно користуються практично встановленим правилом **«подібне розчиняється в подібному»**. *Це означає, що речовини, для яких характерні іонний та полярний типи зв'язку, краще розчиняються у полярних розчинниках (вода, спирти, рідкий аміак, оцтова кислота тощо). Навпаки, речовини з неполярним або малополярним типом зв'язку добре розчиняються в неполярних розчинниках (ацетон, сірковуглець, бензол тощо).*

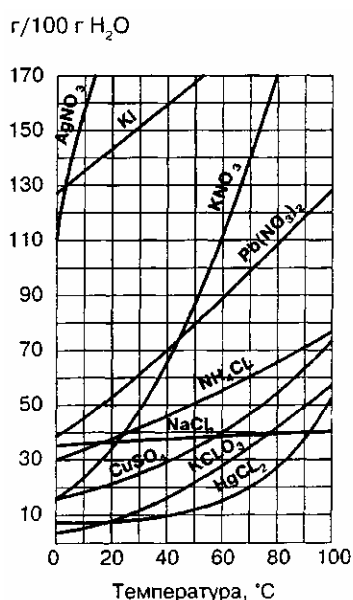
При розчиненні твердих речовин значна кількість енергії витрачається на руйнування кристалічної решітки, тому **розчинність більшості твердих речовин зростає з підвищенням температури**. Однак існують тверді речовини, розчинність яких практично не змінюється або навіть зменшується з підвищенням температури. Прикладом перших є Натрій хлорид, а других — Кальцій сульфат та гідроксид.

Розчинність твердих речовин залежно від температури прийнято зображати графічно у вигляді кривих розчинності (рис. 1). Ці криві будують за експериментальними даними; відкладають на осі абсцис температуру, а на осі ординат — розчинність, г/100 г H₂O. За кривими розчинності можна зробити

висновок про розчинність речовин. Так, хід кривих розчинності нітратів срібла, калію та свинцю показує, що з підвищенням температури розчинність цих речовин суттєво зростає. Майже горизонтальний хід кривої розчинності Натрій хлориду свідчить про незначну зміну його розчинності з підвищенням температури.

Розчинність більшості твердих речовин зменшується із зниженням температури, тому при охолодженні гарячих насичених розчинів надлишок розчиненої речовини виділяється у вигляді кристалів.

Виділення речовини при охолодженні насиченого розчину називають **кристалізацією** (перекристалізацією). Кристалізацію з розчинів або перекристалізацію широко застосовують для очистки речовин, які розчиняються у воді або інших розчинниках.



При обережному та повільному охолодженні насиченого розчину кристалізація може не відбутися. У цьому випадку одержують розчин, який містить значно більшу масу розчиненої речовини, ніж її може розчинитися до утворення насиченого при даній температурі розчину. Такий розчин називають **пересиченим**. Пересичені розчини — термодинамічне нестійкі системи.

Рис. 1. Криві розчинності твердих речовин

При струшуванні розчину, попаданні в нього пилу або при додаванні кристалу розчиненої речовини відбувається миттєва кристалізація. Пересичені розчини легко утворюють Натрій хлорид, сульфат і карбонат, Натрій тетраборат (бура) тощо.

Розчинність рідин у рідинах може бути повною чи обмеженою. Більш поширена обмежена розчинність. При повній взаємній розчинності рідини змішуються у будь-яких співвідношеннях (спирт-вода). Рідини з обмеженою взаємною розчинністю завжди утворюють два шари. Прикладом системи з обмеженою розчинністю є система анілін-вода. При змішуванні цих рідин завжди існує два шари: верхній шар складається в основному з води і містить анілін у невеликих кількостях (приблизно 13 %), нижній шар, навпаки, складається в

основному з аніліну і містить близько 5 % води. Підвищення температури призводить до збільшення взаємного розчинення рідин.

Температуру, при якій обмежена взаємна розчинність рідин переходить в необмежену, називають **критичною температурою розчинення**. Для системи анілін-вода вона дорівнює 168 °С.

Правило, що подібне розчиняє подібне, часто використовують для взаємного розчинення рідин. У полярних розчинниках добре розчиняються рідини з полярним типом зв'язку (спирти добре розчиняються у воді, спиртах тощо), а в неполярних — з неполярним (вуглеводи — в вуглеводнях, йод — в бензолі).

Тиск, як правило, не впливає на взаємне розчинення рідин, оскільки розчинність рідин не супроводжується значною зміною об'єму.

Розчинність газів у рідинах досить різноманітна. На неї в значній мірі впливають температура та тиск. **Розчинність газів у воді являє собою екзотермічний процес ($\Delta H < 0$)**, тому з підвищенням температури розчинність газів зменшується (табл. 1). Так, кип'ятінням води можна видалити з неї гази, які були розчинені.

Розчинність деяких газів у воді при тиску 101,3 кПа в залежності від температури (°С)

Газ	Розчинність л (н.у.) / л Н ₂ O			
	0	20	60	101
H ₂	0,02148	0,01819	0,01600	0,01600
O ₂	0,04884	0,03103	0,01946	0,01720
CO ₂	1,713	0,878	0,359	—
NH ₃	1176	702	—	—

Розчинення газів в органічних розчинниках часто супроводжується поглинанням теплоти ($\Delta H > 0$), у подібних випадках розчинність газів зростає з підвищенням температури.

Залежність розчинності газів від тиску виражають законом Генрі (1803): маса газу, який розчиняється при сталій температурі в даному об'ємі рідини, прямо пропорційна парціальному тиску газу. Закон Генрі виражають рівнянням:

$$C = k \cdot p,$$

де C — масова концентрація газу в насиченому розчині; p — парціальний тиск газу; k — коефіцієнт пропорційності, який називається константою (коефіцієнтом) Генрі.

За законом Генрі, об'єм газу, який розчиняється при сталій температурі у

даному об'ємі рідини, залежить від його парціального тиску. Цей висновок впливає з закону Бойля — Маріотта (1662) про залежність об'єму газу від тиску.

Розчинність газів у рідинах виражається об'ємом газу в мілілітрах, який розчиняється в 100 мл розчинника при 0 °С (273К) і тиску 101,325 кПа.

Закон Генрі стосується лише дуже розведених розчинів при порівняно невисокому тиску і відсутності хімічної взаємодії молекул газів, що розчиняються, з розчинником або один з одним.

Механізм утворення розчинів

Самоплинний розподіл речовини, яку розчиняють, між молекулами розчинника називають **розчиненням**. Однак розчинення не можна розглядати як механічний процес, оскільки властивості розчиненої речовини та розчинника змінюються при утворенні розчину. Про це свідчить ряд факторів: об'єм розчину ніколи не дорівнює сумі об'ємів розчинника та розчиненої речовини. Розчинення звичайно супроводжується виділенням або поглинанням теплоти, а інколи й зміною забарвлення розчину. В окремих випадках ці ефекти малі, але у ряді випадків вони стають дуже помітними. Наприклад, розчинення нітратів супроводжується сильним охолодженням розчину, а розчинення гідроксидів натрію, калію та сірчаної кислоти — сильним нагріванням. При змішуванні 500 мл води з 500 мл етилового спирту об'єм утвореного розчину стає рівним не 1 л, а 940 мл, тобто при розчиненні спирту у воді відбувається стиск системи (об'єм зменшується на 6 %). Це явище має назву **контракції** та обумовлено утворенням **водневих зв'язків** між гідроксогрупами молекул спирту та молекулами води, а також руйнуванням льодоподібних структур води. Розчинення білих кристалів CuSO_4 супроводжується утворенням блакитного розчину, а синіх кристалів CoCl_2 — рожевого. Усі ці явища обумовлені як фізичними, так і хімічними змінами в загальній системі розчину.

Вивчення розчинів сприяло появі **двох теорій їх утворення**: фізичної та хімічної (друга половина XIX ст.).

Представники **фізичної теорії розчинів**, основоположником якої був **Вант-Гофф**, розглядали розчинення як фізичний процес. Розчинник являє собою деяке індиферентне середовище, в якому молекули розчиненої речовини рівномірно розподіляються в усьому об'ємі розчину за рахунок сил дифузії. При цьому виключається міжмолекулярна взаємодія як між частинками розчиненої речовини,

так і між молекулами розчинника. *Кількісне описання властивостей розведених розчинів було головною задачею фізиків. Фізики започаткували кількісну теорію, яка дала можливість визначати деякі властивості розведених розчинів за їх відомою концентрацією (закони Рауля, Вант-Гоффа, Генрі, закон розведення Оствальда, теорія електролітичної дисоціації С. Арреніуса).*

Прихильники **хімічної теорії розчинів** прагнули вивчити природу явищ, що виникають внаслідок розчинення. Вони вважали, що між молекулами компонентів розчину має місце хімічна взаємодія, яка призводить до утворення суміші більш або менш стійких сполук частинок розчиненої речовини з молекулами розчинника. Таке уявлення про розчини вперше було сформульовано **Д.І. Менделєєвим** на основі численних експериментальних досліджень. Для розвитку хімічної теорії розчинів важливе значення мали роботи І.О. Каблукова, М.С. Курнакова, В.О. Кістяковського. Фізична та хімічна теорії склали основу сучасної теорії розчинів.

Процес розчинення — складний фізико-хімічний процес. Залежно від природи компонентів та умов утворення розчину (концентрації, температури, тиску) можуть переважати або фізичні, або хімічні явища.

До фізичних явищ належать як простий розподіл молекул розчиненої речовини серед молекул розчинника, так і взаємодія за рахунок сил електричної природи: іон-дипольна, диполь-дипольна, взаємодія між іонами протилежного знаку. Фізичні сили діють на далеких відстанях та упереджують хімічні, які діють на відстанях порядку діаметра молекул, їх виявлення пов'язано з перебудовою електронних оболонок атомів, молекул, іонів.

Сукупність усіх процесів, які виникають внаслідок появи в розчиннику розчиненої речовини, називають **сольватацією**, для водних розчинів — **гідратацією** (І.О. Каблуков, 1891).

Сполуки змінного складу, які утворюються внаслідок взаємодії молекул розчинника з частинками розчиненої речовини, називають **сольватами**. Якщо розчинник — вода, то сольвати називають **гідратами**. Існування гідратів змінного складу в розчинах сірчаної кислоти встановив Д.І. Менделєєв ($\text{H}_2\text{SO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$, $\text{H}_2\text{SO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$, $\text{H}_2\text{SO}_4 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ тощо). Із розчину спирту він виділив гідрат складу $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH} \cdot 3\text{H}_2\text{O}$.

Аналогічні сполуки (сольвати) можуть утворюватися в неводних розчинах, наприклад, $C_2H_5OH \cdot HF$ у рідкому HF ; $SO_2 \cdot BCl_3$ у рідкому SO_2 тощо.

Розчинність — це взаємодія між частинками різної природи. Продуктами такої взаємодії можуть бути іони, молекули, або ті і другі одночасно. *Не можна зрозуміти складних явищ у розчині і надати йому вірну характеристику, не враховуючи впливу всіх факторів на механізм утворення розчину.*

При розчиненні іонних сполук процес сольватації починається з орієнтації диполей води відносно іонів у кристалічній решітці. Наприклад, при розчиненні Калій хлориду між молекулами води діють водневий зв'язок та сили ван-дер-ваальса (орієнтаційні сили). Між іонами Калію та Хлору, які розташовані на поверхні кристалу Калій хлориду, та молекулами води виникає іон-дипольна взаємодія. Молекули води поведуться таким чином, що до іона K^+ повертаються негативним, а до іона Cl^- — позитивним полюсом диполя. Виникає іон-дипольна взаємодія, внаслідок чого іони Калію та Хлору відриваються від кристала, гідратуються та дифундують до розчинника. Тож кристал Калій хлориду розпадається на гідратовані іони, які утворюють з водою гомогенну систему — іонний розчин (рис. 2).

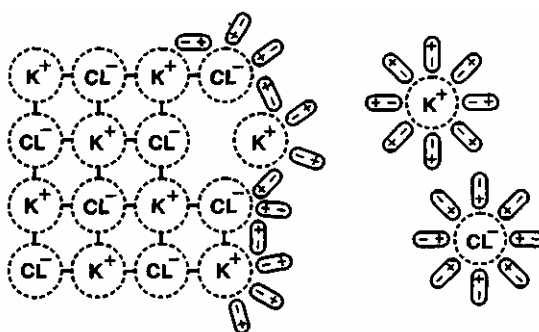
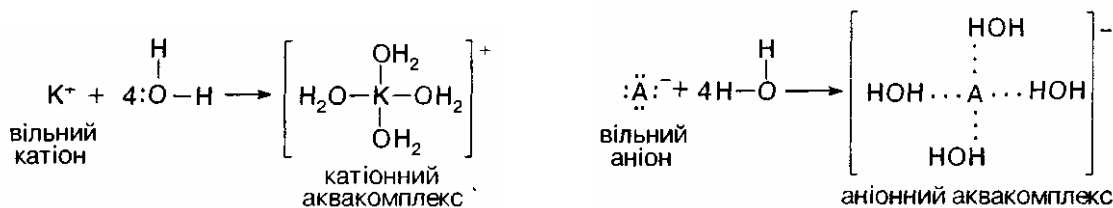


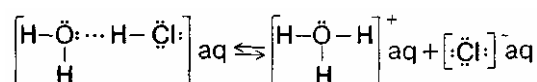
Рис. 2. Схема електrolітичної дисоціації Калій хлориду у водному розчині.

При цьому молекули води утримуються біля утворених іонів як за рахунок електростатичних сил, так і за рахунок донорно-акцепторної взаємодії. В останньому випадку позитивно заряджені іони (катіони) розчиненої речовини є акцепторами, а молекули води (розчинника) — донорами електронних пар. В результаті у водних розчинах відбувається утворення гідратованих аквакомплексів. У катіонних аквакомплексах іони зв'язані з молекулами води за рахунок донорно-акцепторної взаємодії, а в аніонних аквакомплексах — за рахунок водневого зв'язку:



Аквакомплекси в свою чергу оточені молекулами води за рахунок водневих зв'язків.

При розчиненні речовин з ковалентним полярним типом зв'язку гідрати (сольвати) утворюються внаслідок диполь-дипольної взаємодії. Наприклад, при розчиненні HCl спочатку утворюється водневий зв'язок між молекулами води і молекулами HCl, який потім перетворюється на донорно-акцепторний за схемою:



У результаті диполь-дипольної взаємодії молекули води поляризують молекули HCl, викликаючи роз'єднання полюсів молекули. Відбувається дисоціація полярної молекули на іони (рис. 3).

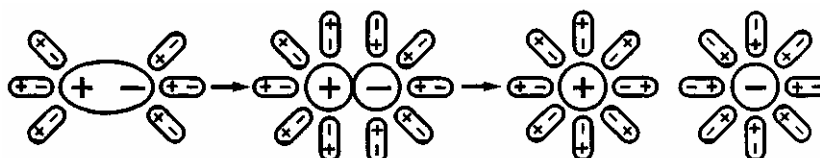


Рис. 3. Схема електролітичної дисоціації HCl під дією розчинника.

Як і у випадку розчинення іонного кристала, іони H^+ та Cl^- гідратуються та переходять у розчин.

Одним із наслідків гідратації (сольватації) є здатність речовин при виділенні з розчину зв'язувати деяку кількість води: $\text{BaCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$, $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$, $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$, $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$. Речовини, кристали яких містять молекули води, називають **кристалогідратами**, а воду — **кристалізаційною**. Кристалогідрати у багатьох випадках нестійкі сполуки, при нагріванні вони втрачають воду. Кристалізаційна вода, наприклад, з $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ видаляється вже при кімнатній температурі, $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ втрачає воду при 32°C , для зневоднення $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ потрібне досить сильне нагрівання.

Енергетичні ефекти при розчиненні. При розчиненні руйнуються зв'язки між молекулами, атомами та іонами в речовині, яка розчиняється, і у розчиннику, що пов'язано з витратою енергії (E). Процес сольватації — процес взаємодії молекул розчинника з частинками розчиненої речовини супроводжується виділенням енергії ($\Delta H_{\text{сольв}}$). Сумарний енергетичний ефект процесу розчинення являє собою алгебраїчну суму теплоти, яка поглинається та виділяється:

$$\Delta H_{\text{розч}} = -E + \Delta H_{\text{сольв}}$$

Якщо енергія розриву зв'язків у речовині, що розчиняється, E більша за енергію, яка виділяється внаслідок сольватації $\Delta H_{\text{сольв}}$, то спостерігається охолодження розчину ($\Delta H_{\text{розч}} > 0$). Якщо $\Delta H_{\text{сольв}} > E$, то розчин нагрівається ($\Delta H_{\text{розч}} < 0$).

Кількість теплоти, яка виділяється або поглинається при розчиненні одного моля речовини за даних умов, називають **теплотою розчинення**.

Сольвати не можна розглядати як хімічні сполуки, оскільки їх склад змінюється залежно від концентрації розчину та температури. Так, число молекул розчинника, які зв'язані з частинками розчиненої речовини, з підвищенням температури зменшується, а із зменшенням концентрації — зростає. До процесу розчинення не можна застосовувати стехіометричні закони. Однорідність розчинів споріднює їх з хімічними сполуками, а змінний склад — наближає їх до механічних сумішей.