Предмет «Загальна гідрогеологія»

Гр. ГІ-11, ГЗ-11, ГН-11

19.03.2020 р. Лекція

Тема лекції «ФІЗИЧНІ ТА ХІМІЧНІ ВЛАСТИВОСТІ ПІДЗЕМНИХ ВОД»

1. Фізичні властивості підземних вод

До фізичних властивостей води належать: температура, прозорість, колір, запах, смак і присмак, густина, стисливість, в`язкість, електропровідність, радіоактивність.

Нормативні показники для води питного призначення в Україні регулюються Державними санітарними правилами і нормами "Вода питна. Гігієнічні вимоги до якості води централізованого господарсько-питного водопостачання", затверджених наказом Міністра охорони здоров'я України від 23 грудня 1996 р., № 383.

Деякі з показників води (температура, прозорість, колір, запах, смак) належать до *органолептичних* показників, тобто вони гостро відчуваються органами почуттів людини.

Температура підземних вод змінюється в широких межах і залежить від геологічної будови та фізико-географічних умов території. У районах багатолітньої мерзлоти температура рідкої підземної води, в основному, близька до 0^0С, дуже мінералізовані води можуть мати температуру до -5^0С. Температура вод, які залягають неглибоко, у середніх широтах коливається в межах 5-15^0С. В областях молодої сучасної вулканічної

діяльності зустрічаються джерела з температурою до 100^0 С. У внутрішній геотермальній зоні на глибинах 3-4 км знаходиться вода з температурою 150^0 С і вище.

Температура підземних вод змінюється в часі. Найбільш сильні – сезонні коливання температури при неглибокому їх заляганні від поверхні землі, нижче поясу постійних температур температура води збільшується з глибиною.

Питна вода найбільш смачна за температури 7-10^0 С. Для лікувальних цілей (ванни) використовується вода з температурою 35-37^0 С.

Температура підземних вод певною мірою впливає на формування їх хімічного складу та на швидкість фізико-хімічних процесів у земній корі. Звичайно з підвищенням температури збільшується швидкість дифузії та ступінь розчинення солей.

Прозорість підземних вод залежить від кількості суспензованих у ній мінеральних та органічних речовин, колоїдів. Підземні води зазвичай прозорі. Мутність їх може бути зумовлена великими швидкостями руху (у закарстованих породах, при потужних відкачуваннях зі свердловин та колодязів), а також недосконалістю обсадки колодязя або фільтра свердловини. Визначається ступінь каламутності води за кількістю суспензованих речовин у 1 $дм^3$ води, за допомогою спеціально виготовлених еталонів, а також у градуйованому циліндрі із пришліфованим дном. За ступенем прозорості підземні води поділяються на чотири категорії: 1 – прозорі, 2 – злегка мутні, 3 – мутні, 4 – дуже мутні. За існуючими стандартами

питна вода має бути 1-ї категорії прозорості (мутність її не повинна перевищувати 1,5 мг/дм^3).

Колір води залежить від її хімічного складу та наявності домішок. Жорсткі води мають блакитнуватий відтінок, закисні солі заліза та сірководень надають воді зеленувато-блакитний відтінок, органічні з`єднання – жовтуватий, суспензовані мінеральні частки – сіруватий.

Колір води визначається (за шкалою кольорів) порівнянням її з дистильованою водою в поруч поставлених на білому фоні циліндрах.

Здебільшого підземні води безбарвні. Використанню навіть слабко забарвлених вод для питних та господарсько-технічних потреб повинна передувати ретельна перевірка їх хімічного та бактеріологічного складу.

Запах підземних вод зазвичай свідчить про процеси розпаду органічних речовин, які відбуваються в ній. Часто це пов'язано з діяльністю бактерій.

Як правило, у підземних водах запах відсутній, але іноді він відчувається. Так, наприклад, болотні води мають специфічний "болотний" запах, сірководень надає воді запаху тухлих яєць, а в старих колодязях із гниючими дерев`яними зрубами запах води – "затхлий".

Для визначення запаху води її необхідно нагріти до 40-50^0 С, закрити в посудині, струснути і понюхати.

Інтенсивність запаху води визначається за балами: 0 – ніякого запаху, 1 – дуже слабкий, 2 – слабкий, 3 –

помітний, 4 – виразний, 5 – дуже сильний. Питна вода не повинна мати запаху.

Смак та присмак воді надають розчинені в ній мінеральні речовини, гази та суспензовані домішки. Вміст у воді гідрокарбонатів кальцію та магнію, а також вуглекислоти надає воді приємний смак, органічні сполуки роблять воду солодкуватою, хлорид натрію надає воді солоний смак, сульфат магнію і натрію – гіркий. Специфічний смак ("іржавий") надають воді солі заліза. Смак визначається у воді, яка нагріта до температури 20^0С.

Густина води визначається як маса одиниці її об`єму. За одиницю вимірювання густини прийнята густина дистильованої води за температури 4^0 С, яка дорівнює 1 г/дм^3. Густина води залежить від температури та кількості розчинених у ній мінеральних речовин, газів і суспензованих часток. Густина підземних вод змінюється від 1 до 1,4 г/см^3 і визначається за допомогою ареометра або пікнометра.

Стисливість вказує на зміну об`єму води під дією тиску. Властивість ця залежить від кількості розчинених у воді мінеральних речовин, газів та від температури. Стисливість води визначається за допомогою *коефіцієнта_стисливості* β, який показує, на яку частку від попереднього об'єму зменшується вода при збільшенні тиску на 10^5 Па:

$$\beta = \frac{\Delta V}{\Delta P}, \qquad (8.1)$$

де ΔV – зміна об`єму води при зміні тиску на ΔP.

Коефіцієнт стисливості підземних вод змінюється від $2{,}7*10^{-5}$ до $5*10^{-5}$ Па.

*В`язкість* – це властивість води, яка характеризує внутрішнє тертя часток під час її руху. Динамічна в`язкість води в Міжнародній системі одиниць СІ виражається *коефіцієнтом динамічної в'язкості* (μ), яка вимірюється у Паскаль-секундах (Па*с). Ця одиниця характеризує в`язкість середовища, при ламінарному русі якого у шарі потужністю в 1 м під дією зрушення в 1 Па виникає різниця швидкості на поверхнях шару в 1 м/с. В`язкість дистильованої води при атмосферному тиску та кімнатній температурі дорівнює 0,001 Па*с.

В`язкість підземних вод змінюється від $1*10^{-3}$ до $2,4*10^{-3}$ Па*с. Зі збільшенням температури в`язкість води зменшується, зі збільшенням мінералізації – збільшується.

У гідравліці в'язкість води вимірюють у *стоксах*. Це одиниця *кінематичного коефіцієнту в'язкості* (υ), який пов'язаний з динамічним коефіцієнтом залежністю

$$\upsilon = \frac{\mu}{\rho}, \text{ м}^2/\text{с}, \qquad (8.2)$$

де ρ – щільність води, кг/м^3, μ – динамічна в'язкість, Па*с (1 стокс дорівнює 10^{-4} м^2/с).

Електропровідність – це властивість підземних вод пропускати через себе електричний струм. Величину електропровідності визначають за *питомим електричним опором*, під яким розуміють опір такого циліндричного прямолінійного провідника електричного струму, довжиною в 1 м і перетином у 1 м^2. Одиницею питомого електричного опору є Ом*м.

Електропровідність води обумовлена наявністю у воді розчинених солей і знаходиться у прямій залежності

від її мінералізації. Підземна вода має питомий опір від 0,02 до 1,0 Ом*м. Дистильована вода електричного струму не проводить.

Радіоактивність підземних вод викликана наявністю в ній радіоактивних речовин (урану, радію, радону, радіоактивного калію, дейтерію тощо). У Міжнародній системі одиниць (СІ) за одиницю активності ізотопу прийнята секунда в мінус першому ступені ($с^{-1}$). Це така активність, за якої в радіоактивному джерелі за 1 с відбувається один акт розпаду. За одиницю вимірювання радону прийняте кюрі, під якою розуміється кількість радону, що знаходиться в радіоактивній рівновазі з 1 г радію. Ця одиниця дуже велика, тому частіше користуються більш дрібними одиницями: мілікюрі ($1*10^{-3}$ кюрі), мікрокюрі ($1*10^{-6}$), мілімікрокюрі (нанокюрі) ($1*10^{-9}$), Махе ($3{,}64\cdot10^{-10}$ кюрі/$дм^3$), еман ($1*10^{-10}$ кюрі/$дм^3$).

За кількістю еманації радону у воді (в еманах) її поділяють на: надто радіоактивну (більше 10000 еман), дуже радіоактивну (1000-10000 еман), радіоактивну (100-1000 еман), слаборадіоактивну (10-100 еман), дуже слабо радіоактивну (менше 10 еман).

За дуже великим винятком всі підземні води тією чи іншою мірою радіоактивні. До 50 % природної бета-активності підземних вод надає радіоактивний калій.

2. Хімічні властивості підземних вод

До хімічних властивостей води відносять мінералізацію, водневий показник (pH), окислювально-відновний потенціал (Eh), жорсткість, агресивність.

Під *мінералізацією* води розуміють кількість розчинених у воді мінеральних речовин і газів. Про величину мінералізації води судять за загальною мінералізацією, сухим залишком та густиною води. Під *загальною мінералізацією* розуміють сумарну масу всіх знайдених в 1 дм^3 води речовин за допомогою хімічного аналізу. *Сухий залишок* визначають за допомогою випарування певного об'єму води за температури 110^0 С. За допомогою *густини* мінералізація води визначається приблизно. Кількісно мінералізація води виражається в мг/дм^3, г/дм^3, а для дуже мінералізованих вод – у г/кг та кг/кг. За величиною мінералізації підземні води поділяються на 5 груп: 1 – дуже прісні (ультрапрісні) – до 0,2 г/дм^3; 2 – прісні (0,2-1,0 г/дм^3); 3 – слабосолонуваті (1,0-3,0 г/дм^3); 4 – дуже солонуваті (3,0-10,0 г/дм^3); 5 – солоні (10,0-35,0 г/дм^3); 6 – розсоли (> 35,0 г/дм^3). Розсоли, у свою чергу, поділяються на: дуже слабкі (35,0-70,0 г/дм^3); слабкі (70,0-140,0 г/дм^3); міцні – (140,0-270,0 г/дм^3); дуже міцні (270,0-360,0 г/дм^3); надто міцні (> 360,0 г/дм^3).

Водневий показник (pH) показує концентрацію іонів водню у воді. Природна вода завжди дисоціює на іони ($H_2O = H^+ + OH^-$). Відповідно до закону дії мас:

$$\frac{[H^+]\cdot[OH^-]}{[H_2O]} = k \qquad (8.3)$$

де k – константа дисоціації, яка залежить від температури (за t = 20^{0}C k = 1,8*10^{-16}); [H^+] – кількість іонів водню; [OH^-] – кількість гідроксильних іонів; [H_2O] – кількість грам-молей не дисоційованої води в 1 дм^3, яка дорівнює 1000/18.

Оскільки ступінь дисоціації малий, то кількість недисоційованих молекул постійна:

$$\left[H^{+}\right]\cdot\left[OH^{-}\right]=k\cdot\left[H_2O\right]=\left(1.8\cdot10^{-16}\right)\cdot\frac{1000}{18}=1\cdot10^{-14}$$ іон/дм^3.

Якщо кількість іонів [H^+] і [OH^-] у воді однакова, то [H^+] = [OH^-] = $1\cdot10^{-7}$ іон/дм^3. Але водню може бути і більше, і менше, від чого й залежить реакція води. Для характеристики концентрації [H^+] користуються показником pH, який кількісно дорівнює десятковому логарифму концентрації [H^+] зі зворотним знаком:

pH = – lg [H^+]; якщо [H^+] = 10^{-7}, то pH = 7.

Відповідно до величини pH реакція води може бути: кислою, якщо pH < 7; нейтральною, якщо pH = 7; лужною, якщо pH > 7. За величиною водневого показника води поділяються на кислі (pH = 1-3), слабо кислі (pH = 4-6), нейтральні (pH = 7), слабо лужні (pH = 8-10), лужні (pH = 11-14).

Окислювально-відновний потенціал (Eh). У земній корі безперервно відбуваються окислювально-відновлювальні процеси. Окислення пов`язане з віддачею електронів, відновлення – з їх приєднанням. Оскільки електрони не можуть існувати в розчині самостійно, будь-яке окислення одного одночасно обов`язково супроводжується відновленням іншого. При цьому змінюється валентність:

$$Fe^{2+} \leftrightarrow Fe^{3+} + e. \qquad (8.4)$$

Основним окислювачем є кисень, Fe^{3+}, Mn^{4+} тощо; відновлювачем – сірководень, органічні сполуки, Mn^{2+} тощо.

Величина окислювально-відновлювального потенціалу (Eh) виражається залежністю:

$$Eh = E_0 + \frac{0,0581}{n} \cdot \lg \frac{O_x}{R_{ed}} \text{ за t = } 20^0 \text{ C}, \quad (8.5)$$

де E_0 – нормальний окислювально-відновний потенціал середовища, за якого концентрація окислювальної та відновленої форм дорівнюють одне одному; n – кількість електронів, що беруть участь у реакції; $[O_x]$, $[R_{ed}]$ – молярні концентрації окислювальної та відновленої форм.

Практично Eh визначається замірянням величини потенціалу за допомогою зануреного в розчин індиферентного електроду (із золота, платини); вимірюється Eh у вольтах та мілівольтах. Eh у природних водах змінюється в широких межах і залежить від вмісту у воді кисню і сірководню (потенціал задають гази). З підвищенням вмісту O_2 збільшується додатнє значення Eh і формується окислювальна обстановка, з ростом вмісту H_2S збільшується від`ємне значення Eh і утворюється відновна обстановка. Показники кожної обстановки наведено в табл. 8.1:

Таблиця 8.1.Показники окислювально-відновлювальної обстановки

Обстановка	**Eh, мв**	**O_2, мг/дм^3**	**H_2S, мг/дм^3**
Окислювальна	(+250)...(+1000)	3,5...15	-
Відновна	(-150)...(-250)	-	50...200
Перехідна	(+250)...(-150)	<3,5	<50

Жорсткість води обумовлена вмістом у ній солей кальцію та магнію. Жорсткість води проявляється в утворенні накипу на стінках парових котлів, поглинанні мила тощо.

Розрізняють загальну, карбонатну, усувну та постійну жорсткості. *Загальна* жорсткість обумовлена вмістом суми всіх солей Ca^{2+} і Mg^{2+}. *Карбонатна* жорсткість пов`язана з наявністю у воді кальцію та магнієвих солей вугільної кислоти. *Усувна* жорсткість води проявляється завдяки гідрокарбонатам кальцію та магнію. При кип`ятінні води $Ca(HCO_3)_2$ та $Mg(HCO_3)_2$ розкладаються на CO_2 і $CaCO_3$ та $MgCO_3$, які випадають в осад. *Постійна* жорсткість обумовлена наявністю у воді кальцієвих та магнієвих солей всіх присутніх у воді аніонів, за винятком HCO_3^-. Кип`ятінням води така жорсткість не усувається.

Кількісно жорсткість води виражається мг-екв/дм^3 (1 мг-екв/дм^3 жорсткості відповідає вмісту 20,09 мг/дм^3 Ca^{2+} або 12,16 мг/дм^3 Mg^{2+}). За величиною жорсткості (у мг-екв/дм^3) вода поділяється на: дуже м`яку – < 1,5; м`яку – 1,5- 2,9; помірно жорстку – 2,9-5,7; жорстку – 5,7-8,6; дуже жорстку – > 8,6. Для питних вод жорсткість (за САНПіНом України) регламентована в межах 1,5-7 мг-екв/дм^3.

Агресивність – це властивість води руйнувати будівельні матеріали. Особливо це стосується бетону, де в`яжучою речовиною є цемент. Розрізняють вуглекислу, вилуговуючу, загально кислотну, сульфатну та магнезіальну агресивності води. Перші три види сприяють руйнуванню поверхневого шару бетону –

корки з $CaCO_3$; два інші види проявляються в руйнуванні самого тіла бетону, до складу якого входить незв`язане вапно ($Ca(OH)_2$).

Вуглекисла агресивність води обумовлена присутністю в ній агресивної CO_2. При взаємодії CO_2 з $CaCO_3$ відбувається реакція:

$$CaCO_3 + H_2O + CO_2 <=> Ca^{2+} + 2HCO_3^- \qquad (8.6)$$

При цьому руйнується корка бетону, дозволяючи воді проникнути в середину і проявити інші види агресивності.

Вода є агресивною, якщо вміст агресивної CO_2 перевищує рівноважну концентрацію HCO_3^- та Ca^{2+}.

Вилуговуюча агресивність води проявляється в розчиненні $CaCO_3$ і вимиванні з тіла бетону вапна ($Ca(OH)_2$). Такою агресивністю характеризується слабомінералізовані води з низьким вмістом HCO_3^-. Вода є агресивною, коли HCO_3^- <1,5 мг-екв/дм^3.

Загальнокислотна агресивність води обумовлена низькими значеннями водневого показника pH. Корка бетону з кальциту руйнується, якщо pH<5.

Сульфатну агресивність вода проявляє при великому вмісту іону SO_4^{2-}. При проникненні такої води в середину бетону утворюється гіпс ($CaSO_4 * 2H_2O$) та сіль Деваля ($3CaO * A1O_3 * 3CaSO_4 * 3H_2O$). При кристалізації солей відбувається спучення бетону та його руйнування. Вода є агресивною при SO_4^{2-} > 250 мг/дм^3, а для цементів високої якості – більше 1000 мг/дм^3.

Магнезіальна агресивність води виникає при високому вмісту іону Mg^{2+}. При проникненні води в середину

бетону виникають обмінні процеси з компонентами бетону. Вода є агресивною при концентрації Mg^{2+} > 1000 мг/дм^3.

Розрізняють ще *кисневу* агресивність води, яка обумовлюється вмістом у воді розчиненого кисню (O_2). Цей вид агресивності вода проявляє відносно залізних конструкцій. Наслідком дії води з такою агресивність є утворення іржі.

Питання для самоконтролю:

Що таке органолептичні властивості води?

Які специфічні властивості води залежать від температури?

Які хімічні властивості води ви знаєте?

Чим обумовлена агресивність води?

ВОДА ЯК РОЗЧИННИК

Вода, як відомо, унікальна речовина, майже всі властивості якої унікальні (див. розд. 6). Аномальним є і її здатність розчинювати різні речовини. У природних водах розчинені майже всі відомі речовини за винятком силікатів, жирів і вуглеводнів. У водних розчинах зустрічається більше половини елементів таблиці Менделєєва.

Завдяки унікальній здатності води розчиняти різні речовини, "чистої" води у природі немає. У 1 дм^3 (л) прісної води, яку ми п`ємо, міститься до 1 г різних речовин. Ці речовини необхідні для забезпечення життєдіяльності рослин і тварин. Дистильована вода для них так само шкідлива, як і дуже мінералізована.

На сьогодні, у період технічної революції та "екологічного вибуху", вода, завдяки своїй здатності розчиняти майже всі речовини, стала об`єктом інтенсивного забруднення.

Сенсаційна звістка облетіла світ у 1909 р. – у результаті аналізу було встановлено, що у складі снігу, який випав на дах одного з будинків у Лондоні в неділю, виявлено 93 мг/дм^3 суспензованої речовини. У будній день це становило вже 422 мг/дм^3. Було підраховано, що на всю площу Лондона за рік випадає 142 т суспензованої та 75 т розчиненої речовини, у тому числі – 25 т солі NaCl, 1 т аміаку, 100 т кам`яного вугілля тощо.

Нині такими відомостями вже нікого не здивуєш. Рада з питань якості навколишнього середовища при Білому Домі (США) дійшла висновку, що дощові води, які течуть по вулицях американських міст, часто більш отруйні, ніж у стічних трубах підприємств. У середньому американському місті дощові води поглинають із повітря за рік до 125 т свинцю і 15 т ртуті (продуктів вихлопу автомобілів). Подібна ситуація нині характерна для багатьох міст світу.

Процес розчинення речовин у воді

Процес розчинення речовин у воді відбувається внаслідок особливостей будови молекули та її структури в рідкому стані.

Молекула звичайної води складається з одного атома кисню і двох атомів водню (див. розд. 4). Несиметричне розташування ядер водню відносно ядра кисню, а також наявність неподілених пар електронів у

молекулі води роблять її полярною. Кількісно полярність молекули характеризується *дипольним моментом* (*M*), який дорівнює добутку відстані між електричними центрами тяжіння позитивного та негативного зарядів у молекулі (у см) на величину заряду (в абсолютних електричних одиницях). Дипольний момент для молекули води дорівнює:

$$M = 1 \cdot e = 0{,}39 \cdot 10^{-8} \times 4{,}77 \cdot 10^{-10} = 1{,}86 \cdot 10^{-18}$$

У молекули води дипольний момент значно більший, ніж у молекул інших речовин. Цим і пояснюється здатність води розчинювати інші речовини.

Процес розчинення твердої речовини у воді можна розглядати як боротьбу двох електростатичних сил із протилежними зарядами, що властиве іонам твердої речовини та молекулам води. При стиканні з водою будь-якої солі, іони, що утворюють її кристалічну гратку, будуть притягуватися протилежно зарядженими частками молекули води. Наприклад, при розчиненні у воді солі NaCl (рис. 7.1) іон Na^+ притягується негативно зарядженим полюсом молекули води, а іон $C1^-$ – додатнім полюсом молекули води. Силі взаємозв`язку іонів речовини у кристалічній гратці протистоїть сила притягання між молекулами води та іонами речовини. Ця сила обумовлена *енергією гідратації*. Якщо енергія гідратації більша, ніж енергія кристалічної гратки, іони речовини будуть відірвані і перейдуть у розчин.

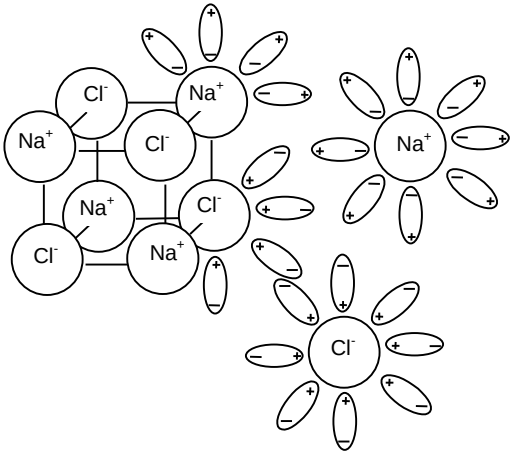

Рис. 7.1. Схема розчинення солі NaCl

Число, яке вказує, у скільки разів сила взаємодії між елементами кристалічної гратки речовини зменшується у воді порівняно з силою їх взаємодії у вакуумі, називається *діелектричною проникністю*. При нормальних умовах діелектрична проникність води дорівнює 80-81. У інших рідин вона змінюється від 10 до 50.

Висока діелектрична проникність води обумовлює її універсальність як розчинника. У воді розчинюються майже всі речовини, за винятком жирів і силікатів. Завдяки цій властивості рухома вода є одним із основних факторів перерозподілу речовини на Землі.

Руйнуючи кристалічну гратку речовини, молекули води оточують відірвані іони суцільною плівкою. Ця плівка із чітко орієнтованих до іонів речовини молекул води, іноді товщиною в декілька молекул, називається "*гідратною оболонкою*". Ці молекули води утримуються біля іонів речовини електростатичними

силами настільки міцно, що переходять до складу твердої речовини (у вигляді кристалізаційної води) при випаданні речовини в осад із насиченого розчину. Наприклад, сульфат кальцію ($CaSO_4$), який випадає з розчину при його перенасиченні, захоплює воду і стає гіпсом ($CaSO_4*2H_2O$). Гематит (Fe_2O_3) при гідратації переходить у лімоніт ($HFeO_2*nH_2O$). Відсотковий вміст води в деяких мінералах дуже великий. Так, мірабіліт ($Na_2SO_4*10H_2O$) містить у собі 50 % води від маси мінералу.

Завдяки взаємодії з гірськими породами підземна вода дуже складна за своїм складом і кількістю розчинених у ній речовин. У земній корі містяться води з вмістом мінеральної речовини від декількох мг/дм^3 до декількох сот г/дм^3, а карстові води містять у собі не лише розчинені, але й завислі частки речовин різних розмірів і складу.

В хімії система, в якій одна речовина у вигляді дуже дрібних часток розподілена в іншій речовині, називається дисперсною системою.

4. Види дисперсних систем

Види дисперсних систем виділяються за величиною часток речовин, розподілених у воді. Дисперсні системи, які містять у собі частки розміром більше 100 мкм, називаються *зависями*. Залежно від агрегатного стану дисперсійної речовини такі системи поділяються на *суспензії*, якщо у воді розподілені частки твердої речовини, та *емульсії*, якщо у воді розподілені дрібні краплинки іншої рідини.

Якщо дисперсна система містить у собі частки розміром від 100 до 1 мкм, вона називається *колоїдним* розчином. Колоїдні частки мають досить велику площу поверхні і несуть електричний заряд, різний за величиною, але одного знаку для всіх часток даної колоїдної системи. Між колоїдними частками і молекулами води існує тісний взаємозв`язок. Іноді це призводить до перетворення колоїдних часток (золей) у гелі в результаті укрупнення часток (процес коагуляції). Колоїдний розчин при цьому перетворюється у драглеподібну масу.

Ці дисперсні системи (колоїдна та завись) нестійкі і з часом стають неоднорідними. Розподілена у воді речовина, залежно від її щільності, піднімається чи випадає в осад.

Якщо розподілена речовина міститься у воді у вигляді окремих молекул та іонів, то така система є дуже стійкою. Вода зберігається скільки завгодно і називається *істинним* чи *молекулярним* розчином. Розмір часток у такому розчині менший 1 мкм.

Підземні води у своїй більшості – істині розчини. Утворюються вони в результаті взаємозв`язку води з різними речовинами в земній корі.

5. Розчинність у воді твердих речовин і газів

Розчинність солей у воді залежить від багатьох факторів, головним з яких є температура. Здебільшого розчинність речовин збільшується із зростанням температури. Так, гранична розчинність солі NaCl за $t=10^0C$ становить 257 г/кг, а при $t=500^0C$ вона сягає 58100 г/кг. У деяких речовин розчинність їх у воді зменшується з підвищенням температури. Так веде себе, наприклад, $CaCrO_4$. При

t=0^0C розчинність його становить 15,4 г/кг, а при 100^0C – 7,1 г/кг. Розчинність деяких речовин залежить від наявності в розчині інших речовин. Так, знаходження в розчині вуглекислоти (H_2CO_3) збільшує розчинність крейди, вапняку. Присутність солі NaCl підвищує розчинність $CaSO_4$ в 4 рази, а наявність $MgCl_2$ зменшує розчинність $CaSO_4$ майже до нуля.

У природній воді в розчиненому вигляді можуть перебувати і гази. Розчинність газів у воді залежить від багатьох факторів: температури, тиску, мінералізації води, присутності у воді інших газів.

З підвищенням температури розчинність газів зменшується. Так, у 1 $дм^3$ води за температури 20^0C розчинюється 665 мл CO_2, а за 0^0C – 1713 мл. Різні гази розчинюються по-різному. Так, за 0^0C у 1 $дм^3$ води розчинюється гелію (He) – 10 мл, H_2S – 4630 мл, NH_4 – 1300000 мл. Підвищення тиску сприяє збільшенню розчинності газу. Наприклад, при тиску в 25 ат в 1 $дм^3$ води розчинюється CO_2 – 16,3 $дм^3$, а при 53 ат – 26,9 $дм^3$. З підвищенням мінералізації води розчинність газу падає. Так, за 0^0C розчинність кисню в 1 $дм^3$ води з мінералізацією до 1 г/$дм^3$ становить 49 мл, а при мінералізації 30 г/$дм^3$ – 15 мл, тобто в три рази менша.

Слід зазначити, що при нормальному тиску, постійній температурі і ступені мінералізації, розчинність газу у воді прямо пропорційна його парціальному тиску. Для газових сумішей вона пропорційна тиску кожного газу окремо.

За значних тисків, як у глибинах земної кори та океанів, на розчинність газів впливає не парціальний тиск окремих газів, а загальний тиск всієї товщі порід або всього стовпа води. Так, наприклад, тиск метану (CH_4) на глибинах 7-8 км (на родовищах газу) сягає 9-10 $м^3$ на 1 $м^3$ води.

У природі, окрім розчиненого газу у воді, існують інші форми взаємозв`язку між водою та газом. Такою формою є гідрати газів – суміш газу та води у твердому стані. Такі речовини мають назву *газо- або кристалогідратів*. Це продукт приєднання води до газів (за винятком кисню та водню). Вода в такій речовині знаходиться у вигляді кристалізаційної.

Газогідрати дуже широко розповсюдженні в донних відкладах океанів на глибинах більших, ніж 2 км. Умовами їх існування є високий тиск і низька температура (близько 4^0С). Ці речовини були виявлені в донних відкладах дослідним океанографічним судном "Гломер Челенджер" (США) в 70-х рр. минулого століття.

Однією із форм сполучення газу з водою у твердому вигляді є *клатрати*. Вони утворюються в результаті проникнення газу в порожнини кристалізаційної гратки льоду і за виглядом нагадують спресований сніг. Клатрати можуть бути виражені формулою: $M * nH_2O$, де n – число молекул води (від 6 до 17), M – молекула газу.

Клатрати дуже поширені в районах багаторічної мерзлоти.

Питання для самоконтролю:

1. Чим пояснюється велика розчинна здібність води?
2. Як відбувається процес гідратації мінералів?
3. Що таке істинний розчин і які його особливості?
4. Чому розчинність речовин у воді збільшується з підвищенням температури?

Яким чином розчинення у воді газів пов'язане зі структурою води