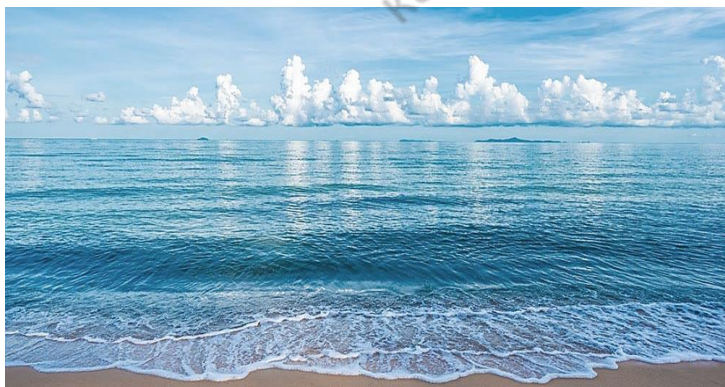


Тема III. ВОДА ЯК РОЗЧИННИК



*Немає нічого м'якшого
і гнучкішого за воду,
але ніщо не може їй
протистояти.
Лао Цзи*

Вода, безумовно, є найкращим природним розчинником у світі. Але чи можна воду назвати «універсальним розчинником»?

Визначення «універсального розчинника» дати складно. Зазвичай, можна подумати, що це назва речовини, яка може розбавляти будь-що. Саме так думали алхіміки середньовіччя: вони вважали, що без «універсального розчинника» не можна одержати «філософський камінь» – магічний предмет з магічними властивостями, які дають змогу маніпулювати матеріальним світом, наприклад, перетворити свинець на золото.

Оскільки вода – найпоширена речовина Землі, то багато речовин «навчилися» взаємодіяти з нею. Причина, за якою воду називають «універсальним» розчинником, полягає не в тому, що вона може розчиняти все, а в тому, що вона може розчиняти більше речовин, ніж будь-яка інша рідина, є ідеальним середовищем для перебігу широкого спектру біологічних та хімічних процесів.

Той факт, що воду називають "універсальним розчинником", не означає, що вода здатна розчиняти всі речовини.



1. Чому вода є таким ефективним розчинником?

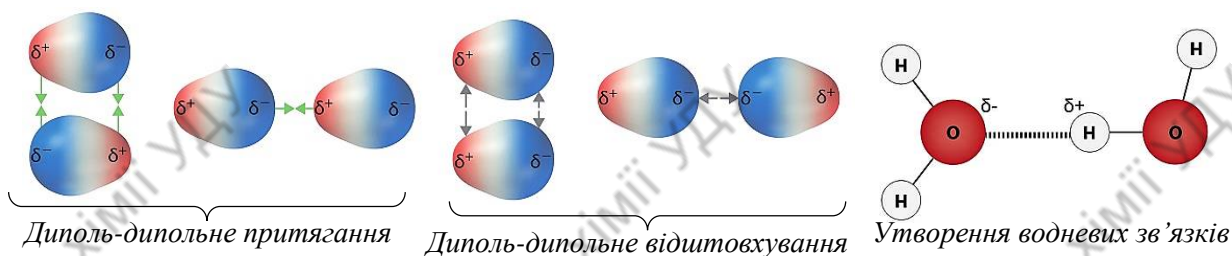
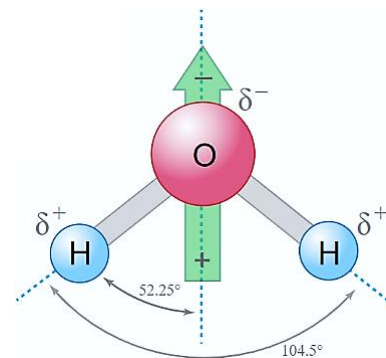
Саме хімічний склад та фізичні властивості води, про які йшлося в перших двох темах, роблять її ефективним природним розчинником. Згадаємо коротко про них.

По-перше, вода – це полярна молекула, в якій електрони нерівномірно розподілені між атомами Оксигену і Гідрогену. В такій молекулі виникають два різномірно заряджені полюси:

1. полюс з частково негативним зарядом біля ядра атома Оксигену
2. полюс з частково позитивним зарядом біля ядер атомів Гідрогену.

Тому молекулу води називають диполем.

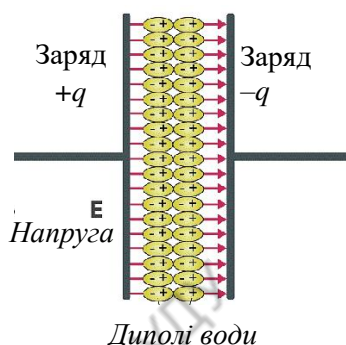
Вода як речовина представлена мільйонами таких молекул, полярність яких «змушує» їх орієнтуватися в певному порядку. Негативний полюс однієї молекули води буде притягуватись до позитивного полюсу іншої. На дальніх відстанях між молекулами це притягання буде виражатись у диполь-дипольній міжмолекулярній взаємодії, але на близьких відстанях між ними виникатимуть водневі зв'язки.



Отже, певне упорядкування молекул води в стані рідини зумовлене двома видами сил взаємодії:

- фізичною міжмолекулярною диполь-дипольною взаємодією;
- взаємодією з утворенням водневих міжмолекулярних зв'язків, які займають проміжне місце між фізичними та хімічними силами взаємодії.

Ці зв'язки слабкі, але численні. Саме тому вода (молярна маса 18 г/моль) є рідиною за кімнатної температури, на відміну від вуглекислого газу (з більшою молярною масою – 44 г/моль). Полярність молекул дозволяє воді розчиняти широкий спектр речовин як полярної, так і йонної природи, – таких як цукор або сіль відповідно.



По-друге, вода має високу діелектричну проникність – відносну величину, що показує зменшення сили притягання між двома зарядженими частинками в конкретному середовищі порівняно з вакуумом.

Вода (чиста вода, тобто не провідник) має діелектричну проникність 80 за температури 20 °С: це

означає, що у воді заряджені частинки (катіони або аніони) впливають одна на одну у 80 разів слабкіше, ніж у вакуумі.

В цілому полярність молекул води та висока діелектрична проникність води зумовлюють те, що йонні або полярні сполуки можуть розчинятися у воді.



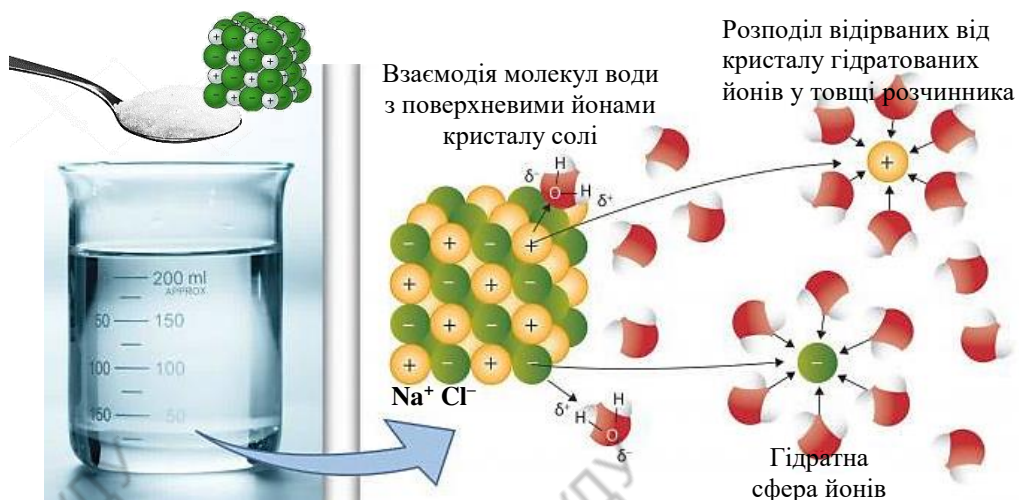
2. Як відбувається розчинення речовин у воді?



2.1. Як розчиняються речовини з йонним типом хімічного зв'язку та йонною кристалічною ґраткою?

Коли молекул води набагато більше, ніж частинок розчиненої речовини, наприклад сполуки NaCl , диполі води притягуються до йонів кристалічної ґратки йонної сполуки, в якій катіони Na^+ несуть повний і сильний позитивний заряд $+1$, а хлорид-аніон Cl^- має такий же сильний, але негативний заряд.

Коли додати трохи кристалічного порошку йонної сполуки у воду, почнеться перерозподіл сил взаємодії між молекулами води. Тепер у молекул води з'явилися конкуренти – йони з більш сильним електростатичним зарядом. Тому порядок, встановлений внаслідок міжмолекулярної взаємодії у чистій воді, руйнується. Тепер багато молекул води притягуються вже електростатичним полем йонів – вони ніби «жадібно чіпляються» до поверхневих йонів кристалу солі. Подібно до мурах, що розчленовують свою здобич і безжально розривають її на частини, молекули води «відривають» аніони і катіони від поверхні. Йони потрапляють ніби у пастку з молекул води – кластерів води, що і роз'єднують їх.

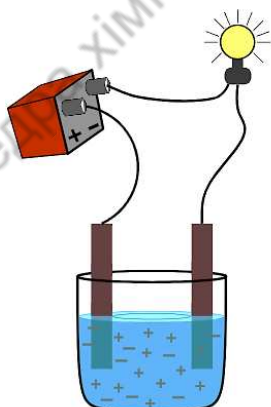
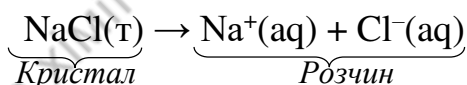


Цей процес поступово призводить до розпаду всього кристалу солі на катіони та аніони, кожний з яких оточений кластерами з молекул води, звідси, якщо молекул води для цього процесу вистачає. Молекули води утворюють навколо йонів тривимірну сферу, яку називають *гідратною оболонкою* і *позначають буквами «aq»* (від слова *aqua* – вода). Такі гідратовані йони здатні рівномірно розподілятися у товщі води.

Гідратні оболонки є тим бар'єром, що перешкоджає йонам знову об'єднатись, щоб сформувати кристалічну ґратку і утворити кристалики твердої солі.

Коли йонна сполука розчиняється у воді, молекули води оточують йони і відокремлюють їх один від одного, що забезпечує вільне переміщення вже гідратованих йонів у воді з утворенням розчину. Саме це явище визначає те, що процес розчинення речовини не безмежний – він триватиме доти, поки вистачатиме молекул води для утворення навколо йонів такого гідратного бар'єру. Тому *розчинність йонних сполук обмежена*.

Процес розчинення йонної сполуки у воді, який супроводжується її *повною дисоціацією*, можна відобразити *рівнянням електролітичної дисоціації*:



Дисоціація розчинних йонних сполук надає розчинам цих сполук цікавої властивості – вони проводять електричний струм. Через електропровідність розчинів йонні сполуки називають *електролітами*. Багато йонних сполук повністю дисоціюють і тому їх ще називають *сильними електролітами*.

Здатність H_2O розривати йонні хімічні зв'язки у сполуках з утворенням гідратованих йонів у розчині робить її найкращим розчинником. Очевидно, що ця сила не однакова для різних йонних хімічних речовин: є деякі речовини, що мають велику стійкість до дії води і дуже малу розчинність. В хімічних реакціях вони завжди утворюють осад.

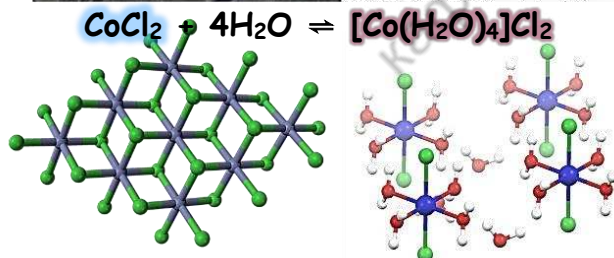
Чи всі йонні сполуки розчиняються у воді однаково?

1. *Розчинними у воді є усі солі*, утворені катіонами лужних металічних елементів, а також катіоном амонію NH_4^+ .
2. *Розчинними у воді є усі солі*, утворені аніонами CH_3COO^- (етаноат/ацетат-аніон – кислотний залишок етанової/оцтової кислоти) та NO_3^- (нітрат-аніон – кислотний залишок нітратної кислоти) є розчинними у воді.

3. Солі флуоридної (HF), хлоридної (HCl), бромідної (HBr) та йодидної (HI) кислот розчинні у воді, крім солей Аргентуму (Ag), Меркурію (Hg) та Плюмбуму (Pb).
4. Солі сульфатної кислоти (H₂SO₄) розчинні у воді, крім сульфатів Ca, Ba, Sr, а також Ag, Hg, Pb.
5. *Нерозчинними (важкорозчинними) у воді* є сульфіти (SO₃²⁻) карбонати (CO₃²⁻), ортофосфати (PO₄³⁻), гідроксиди (OH⁻) та оксиди (O²⁻) усіх металічних елементів, окрім лужних (Li, Na, K, Cs, Fr) тощо.

Чи може вода змінювати структуру кристалу?

Структура деяких йонних твердих кристалічних речовин будується за участі невеликої кількості молекул води. Такі тверді речовини називаються **кристалогідратами**. Молекули води в кристалогідратах є невід'ємною частиною кристалу: вони або пов'язані з катіоном металічного елемента, або закристалізовані з металокомплексом. Кажуть також, що такі речовини містять **кристалізаційну воду, або гідратаційну воду**.



Проте **кристалізаційну воду** можна досить легко видалити під час нарівання кристалогідрату за певної температури. При цьому утворюється вже інша, кажуть безводна, сполука, з іншими властивостями, наприклад, забарвленням. З такої безводної речовини можна знову одержати кристалогідрат, якщо додати невелику кількість води.

Яскравим прикладом є кобальт(II) хлорид, який під час гідратації змінює колір.

Як змінюється кобальт(II) хлорид?

Якщо до безводного CoCl₂ додавати поступово воду, то спочатку утворюється фіолетовий дигідрат CoCl₂•2H₂O, а потім за більш високої вологості продуктом вже стане рожевий гексагідрат CoCl₂•6H₂O. Можна повернути ці зміни назад, додавши тверді кристали CoCl₂.

Якщо обережно нагріти рожевий CoCl₂•6H₂O приблизно до 150 °C, то він поступово втрачатиме воду, утворюючи фіолетовий CoCl₂•2H₂O, а потім синій безводний CoCl₂. Це знову можна змінити, додавши води.

Отже кобальт(II) хлорид використовують як **індикатор води**, додаючи його до силікагелю: він буде вказувати на присутність води тим, що матиме блідо-рожевий колір, коли повітря навколо нього є вологим, і синій – коли повітря не містить води.



Чим ще цікавий кобальт(II) хлорид?

Кобальт(II) хлорид привернув чимало уваги як допінг у спорті, особливо в перегонах. Він має ефект, аналогічний іншому сумнозвісному допінгу, **еритропоетину (ЕПО)**, оскільки стимулює вироблення еритроцитів, щоб кров могла переносити більше кисню. У 1990-ті роки рекомбінантний ЕПО став дуже широко використовуватися, зокрема, професійними велосипедистами: зрозуміло, що збільшення кількості еритроцитів покращуватиме здатність переносити кисень і відповідно продуктивність під час змагань.

Як і у випадку з **еритропоетином**, у використанні $\text{CoCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ як допінгу є зворотний бік. Оскільки більша кількість еритроцитів робить кров в'язкішою, то підвищується ризик серцевих нападів. Регулярне вживання високих доз солі Кобальту пов'язане і з реальним ризиком "ушкоджень органів", таких як дисфункція щитовидної залози, кардіотоксичність і серцева недостатність. Проте, це приваблива речовина для шахрайства, оскільки вікно аналітичного виявлення Co^{2+} коротке (від 4 до 6 годин).



Нещодавно (2015 рік) кілька австралійських дресирувальників коней опинилися під слідством з приводу застосування такого роду допінгу; трое тренерів і ветеринар отримали дискваліфікацію, один з них на 15 років.

Деякі безводні сполуки гідратуються настільки легко, що вилучають воду з атмосфери і стають гідратованими. Ці речовини вважаються

гігроскопічними і можуть використовуватися як **осушувачі (desiccants)**.



В хімічних лабораторіях для осушування синтезованих речовин використовують спеціальне скляне обладнання – **ексикатори**, в нижню камеру яких і поміщають гігроскопічні сполуки.

Осушувачі, які вчені використовують у лабораторних умовах, доступні, як і побутові хімікати:

Силікагель	SiO_2	Кульки силікагелю
Активоване вугілля	C	
Кальцій оксид	CaO	Негашене вапно
Кальцій хлорид	CaCl_2	Дорожня сіль або твердий відбілювач
Кальцій сульфат	CaSO_4	Штукатурка або алебастр, гіпс
Магній сульфат	MgSO_4	Англійська сіль
Натрій або калій гідроксид	NaOH, KOH	Луг або твердий засіб для очищення каналізації
Натрій хлорид	NaCl	Кухонна сіль
Сахароза	$\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$	Цукор

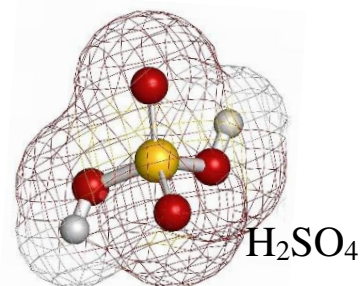
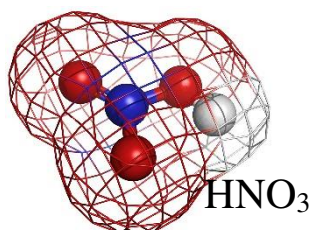
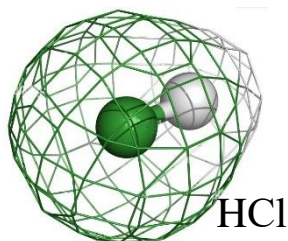


2.2. Як розчиняються у воді молекулярні полярні речовини?

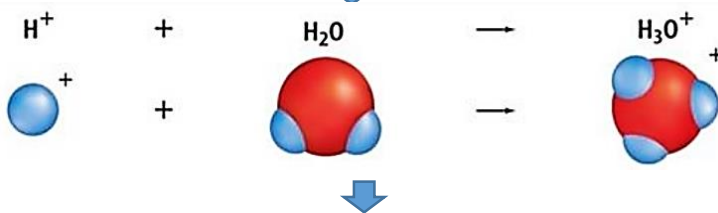
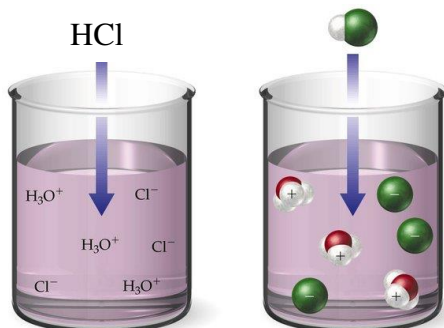
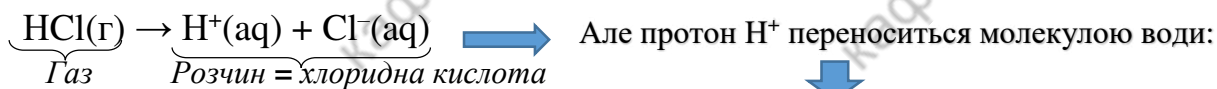
Під час розчинення молекулярних сполук у воді діє загальне правило: подібне розчиняється в подібному. Загалом, полярні розчинники, зокрема вода, завжди розчиняють інші полярні речовини.

Тут можна виокремити три випадки.

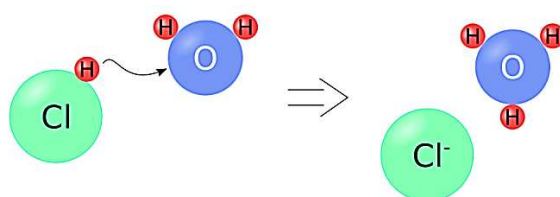
1. Молекулярні **сильно полярні** речовини під час розчинення дисоціюють і утворюють розчини сильних електролітів. Приклади таких речовин наведено нижче:



Процес розчинення такої сполуки у воді теж супроводжується її **повною дисоціацією**, що можна відобразити **рівнянням електролітичної дисоціації**:



Тому рівняння електролітичної дисоціації можна представити з урахуванням утворення гідроксоній-іону H_3O^+ :



$C(\text{H}^+) = n(\text{H}^+) \cdot C(\text{кислоти})$

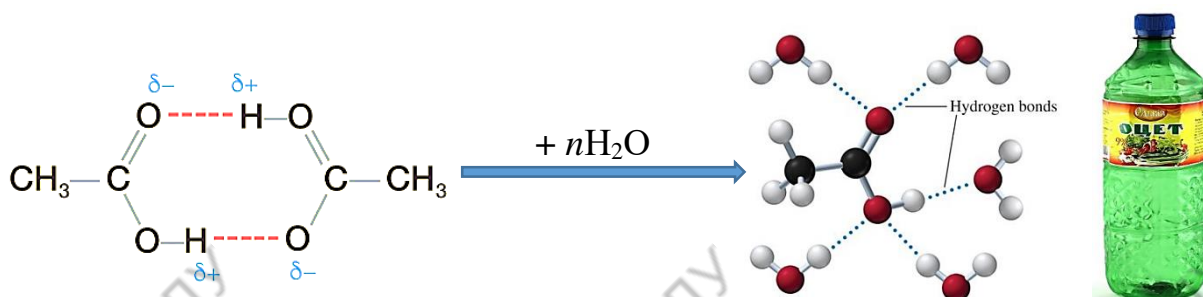
2. Молекулярні **слабо полярні** речовини під час розчинення **дисоціюють частково** і утворюють розчини **слабких електролітів**.

Молекули слабого електроліту перебувають у рівновазі з його йонами в розчині. Тому рівняння, що виражає йонізацію слабких електролітів, пишеться з двосторонніми стрілками, що символізують оборотний процес.

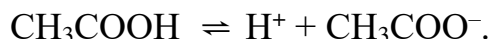
Розглянемо розчинення таких сполук на прикладі відомої нам оцтової кислоти (у кожного вдома є оцет – розчин оцтової кислоти з масовою часткою 9 %).

У чистій карбоновій кислоті молекули з'єднуються одна з одною за допомогою двох водневих зв'язків з утворенням **димеру** – двох однакових молекул, зв'язаних разом. Водневі зв'язки утворюються між дещо позитивним атомом Гідрогену в гідроксильній групі та дещо негативним атомом Оксигену в карбонільній групі

При додаванні у воду карбонові кислоти не утворюють димерів. Водневі зв'язки утворюються між окремими молекулами кислоти та молекулами води.



Через ці взаємодії карбонові кислоти можуть розчинятися у воді і **частково дисоціювати** з утворенням кислих розчинів, згідно з рівнянням електролітичної дисоціації:



Оскільки не всі молекули кислоти дисоціюють у воді, концентрація йонів H^+ буде меншою і лише пропорційною концентрації кислоти. Коефіцієнтом пропорційності є ступінь дисоціації кислоти (α):

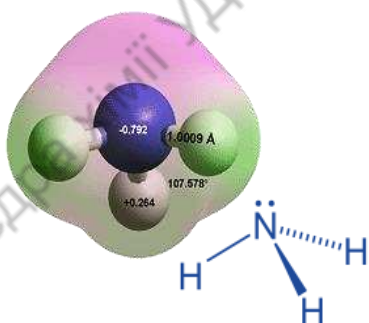
$$C(\text{H}^+) = \alpha \cdot n(\text{H}^+) \cdot C(\text{кислоти}).$$

Ступінь дисоціації кислоти (α) завжди менший від одиниці:

$$\alpha = \frac{\text{число дисоційованих молекул}}{\text{загальна кількість молекул у розчині}} < 1$$

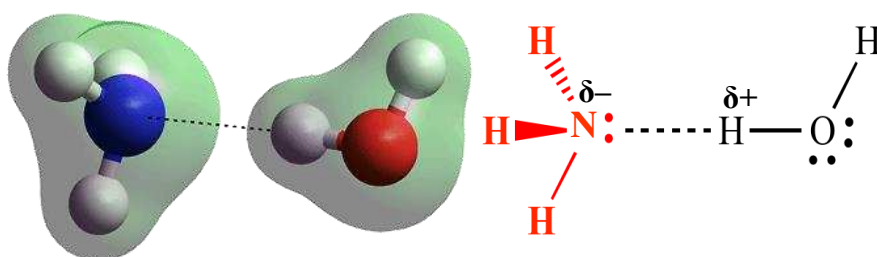
Карбонові кислоти з низькою молярною масою до чотирьох атомів Карбону у ланцюзі вільно розчиняються у воді. Зі збільшенням довжини ланцюга карбонових кислот їх розчинність у воді швидко знижується.

Іншим прикладом є слабополярна молекула амоніаку NH_3 , в якій атом



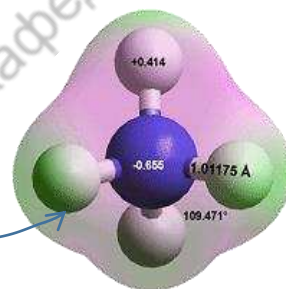
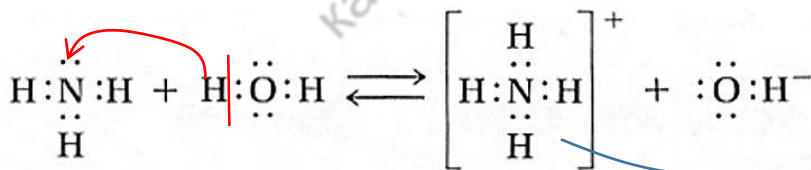
Нітрогену (як і Оксигену у воді) набагато більш електронегативний, порівняно з атомом Гідрогену. Це спричиняє нерівномірний розподіл електронів і полярність молекули амоніаку.

Оскільки амоніак є полярною молекулою, то з молекулами води у газовому агрегатному стані (наприклад, у повітрі) він утворює один водневий зв'язок внаслідок міжмолекулярного притягання:

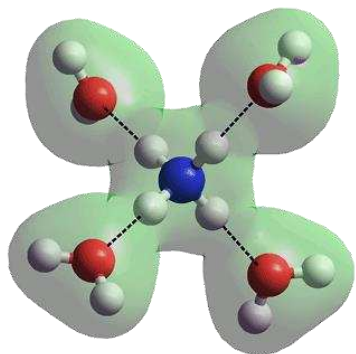


У рідкій воді газоподібний амоніак розчиняється, але розчинення супроводжується утворенням нових за будовою заряджених частинок. Під час міжмолекулярної взаємодії молекула амоніаку «відриває» від молекули води заряджений атом Гідрогену H^+ . Це відбувається як переміщення Гідрогену H^+ від атома Оксигену молекули води до атома Нітрогену молекули амоніаку.

Чому саме так? Тому, що H^+ утворює **більш міцний і менш полярний** ковалентний зв'язок з неподільною парою електронів саме атома Нітрогену. Такий перехід H^+ веде до утворення зарядженого йона зі структурою $[\text{NH}_4]^+$ та іншою просторовою симетрією – амоній-катиона, а також OH^- -аніона:



Катіон амонію може утворювати з найближчими молекулами H_2O в гідратній сфері чотири міцні, тетраедрично розташовані і довгоживучі водневі зв'язки.



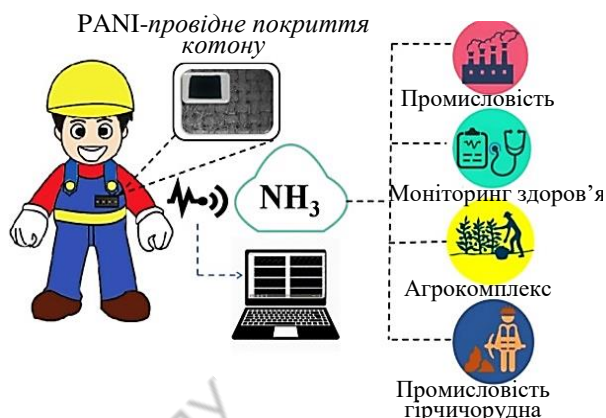
У природі амоніак існує як кінцевий продукт метаболізму. Риби та інші водні тварини безпосередньо виділяють NH_3 , тоді як наземні тварини зазвичай перетворюють його на сечовину та інші менш токсичні форми. Отже, амоніак утворюється здебільшого внаслідок розкладання нітрогеновмісних органічних сполук. Крім того, цей газ потрапляє в атмосферу внаслідок вулканічної активності.

Амоніак (NH_3) є одним з основних токсичних забруднювачів сучасного світу. Він широко використовується в хімічній промисловості, обробці матеріалів, холодильній техніці, виробництві добрив тощо. У хімічній промисловості амоніак необхідний в основному для виробництва добрив та нітратної кислоти. Через його здатність охолоджуватися нижче 0°C , майже всі холодильні установки, що використовуються в механічних системах та харчовій промисловості, використовують саме цей газ. З іншого боку, лід, виготовлений з амоніаку за допомогою холодильної техніки, створює безпечне та прохолодне середовище для шахтарів, коли його спускають в шахту.

У сільському господарстві для росту рослин і підвищення врожайності фруктів і насіння фермери стали використовувати багато гною тварин і добрив на основі подібних до амоніаку сполук. Коли добрива або гній розкидаються

по сільськогосподарським угіддям, з'являється дуже різкий і неприємний запах. Амоніак є джерелом амоній нітрату NH_4NO_3 , який використовується для виробництва вибухових речовин у гірничодобувній промисловості, а також натрій ціаніду (NaCN), що застосовується для видобутку золота з сульфідних руд.

Тривалий вплив амоніаку може призвести до ураження очей, носа,



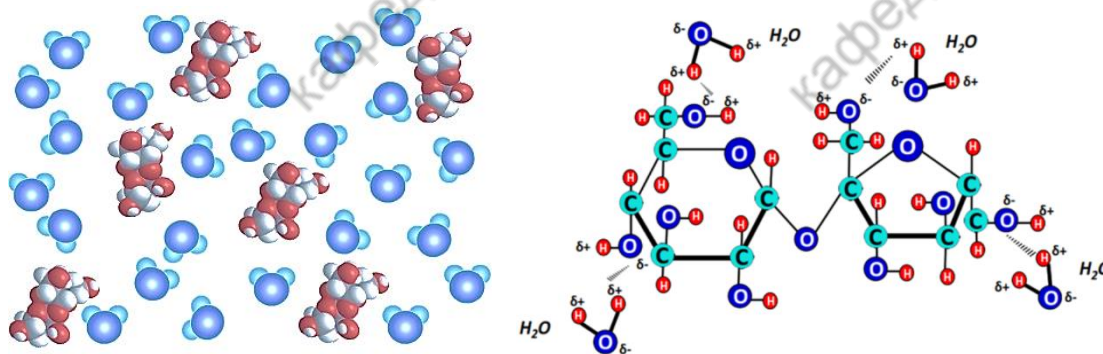
рота, легенів та горла. Наша серцева та дихальна системи пошкоджується амоніаком, що може призвести до смерті.

Амоніак (NH_3) вважається важливим біомаркером, оскільки відіграє значну роль в організмі людини. Людський організм виводить амоніак у вигляді сечовини та амонійної солі з сечею, частина амоніаку виділяється через потові залози та з диханням. У пацієнтів з нирковою недостатністю та виразкою, спричиненою бактеріальною інфекцією шлунка *Helicobacter pylori*, спостерігається дисбаланс амоніаку в сечі та диханні.

Для виявлення амоніаку (NH_3) розробляються сенсори з високою ефективністю та швидкою реакцією. Наприклад, поліанілін (PANI) є найбільш ефективним електропровідним полімером для виявлення амоніаку.

3. Молекулярні *слабко полярні* речовини під час розчинення *не дисоціюють і утворюють молекулярні розчини*.

Коли кристалічний цукор розчиняється у воді, деякі молекули H_2O зв'язуються з молекулами цукру, що знаходяться на зовнішній поверхні кристалів цукру $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$. Протилежно заряджені полюси молекул води та полярні гідроксильні групи молекул цукру притягують одна до одної. Міжмолекулярна взаємодія між молекулами H_2O та цукру досить "сильна", тому зв'язки між однаковими молекулами цукру руйнуються, молекули "роз'єднуються" і гідратуються. Гідратовані молекули цукру рухаються у товщі воді.

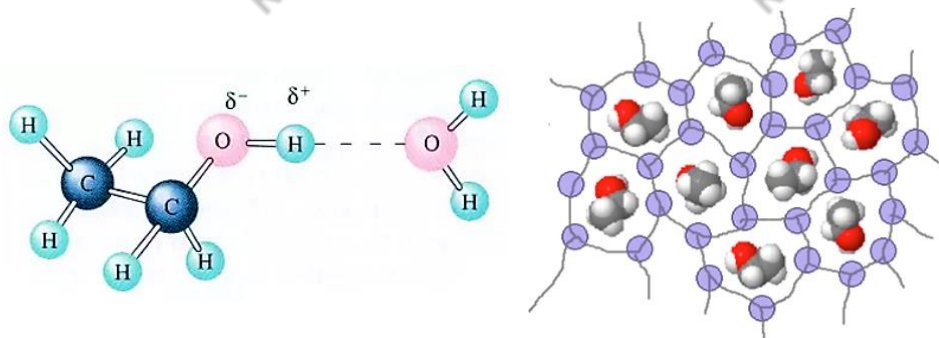


Чим особливі водні розчини одноатомних спиртів, зокрема етанолу?

Оскільки етанол містить групу $-\text{OH}$, молекула є полярною і може зв'язуватися з водою за допомогою сил міжмолекулярної взаємодії.

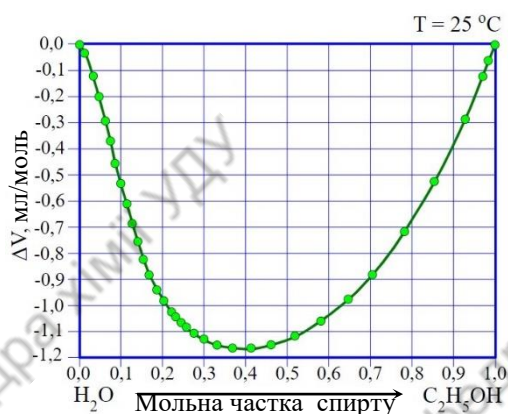
Результатом такої взаємодії може бути утворення водневого зв'язку між молекулами спирту та води і гідратних комплексів або елементарних кластерів, стійких до температур: $T < 42^\circ\text{C}$. В цій особливій точці розчин має клітиноподібну структуру, де кожна комірка («клітинка») складається з однієї молекули спирту, оточеної молекулами води товщиною в одну молекулу. Ця

своєрідна точка виникає, якщо кількості молекул спирту достатньо для структурування всього об'єму розчину такими елементарними кластерами.



Перше уявлення про існування своєрідних (характерних) точок у водних розчинах етанолу було висловлено понад 150 років тому, коли експериментально виявили, що молекули спирту та води можуть утворювати зв'язки слабші, ніж ковалентні та йонні, але більш енергетично сильніші

порівняно з енергією теплового руху. Тобто, взаємодія між молекулами води та спирту сильніша, ніж між молекулами вода-вода та спирт-спирт.



Така міжмолекулярна взаємодія і «клітиноподібне» угруповання молекул води і спирту спричиняє **явище контракції** – зменшення сумарного об'єму розчину після змішування певних об'ємів води та етанолу.

Явище контракції пояснюють двома ефектами:

- ✓ По-перше, лише певна частина вуглеводневих «хвостів» ($-\text{CH}_2-\text{CH}_3$) молекул етанолу здатна поміститися всередині цих «клітинок», заповнюючи деякі порожнечі у цій структурі води.
 - ✓ По-друге, гідроксильні групи етанолу утворюють водневі зв'язки з молекулами води. Однак, оскільки етанол має лише один донор водневого зв'язку, кристалічна структура рідкої води не може повністю зберігатися і тому вона дещо руйнується.

Молекули води й етанолу упорядковані певним чином, але під час змішування вони «переупаковуються», і експеримент показує, що нова упаковка цих молекул, коли вони перебувають разом у суміші, набагато краща.

Якщо етанол розчиняється у воді, тому що є полярним внаслідок присутності гідроксильної групи в молекулі, то як передбачити, чи буде у воді розчинятися спирт гексан-1-ол?

Молекула гексан-1-олу $C_6H_{13}OH$ теж має полярну групу $-OH$, однак вона розміщена на першому атомі Карбону досить об'ємної молекули з великим вуглеводневим замісником $-C_6H_{13}$. Ця вуглеводнева частина молекули буде вести себе так, ніби це неполярний алкан, що сильно змешуватиме полярність молекули вцілому. Тому гексанол має бути набагато менш розчинним, ніж етанол. Експериментальним шляхом було встановлено, що етанол повністю змішується з водою, тоді як лише 0,6 г гексанолу розчиняється в 100 г води.

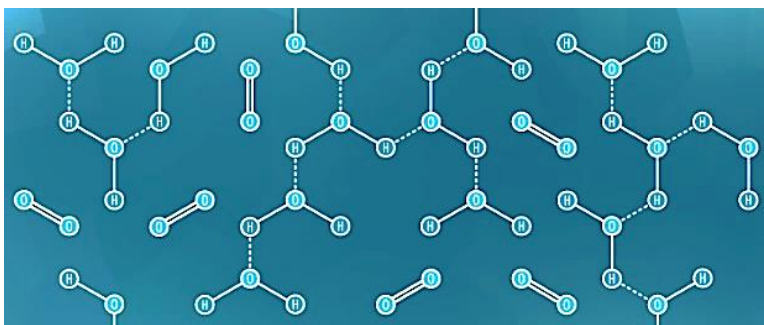
Які ж речовини точно не будуть розчинятися у воді?

Нерозчинними у воді є *неполярні молекули*, такі як жири та вуглеводні, не взаємодіють з водою і не утворюють гідратних оболонок. Ці молекули не мають областей частково позитивного або частково негативного заряду, тому вони електростатично не притягуються до молекул води. Таким чином, неполярні речовини (наприклад, масла) не розчиняються у воді і залишаються окремими, тобто утворюють шари або краплі, під час потрапляння у воду.



2.3. Болісні уроки розчинності

Камені в нирках є осадом, який зазвичай складається з нерозчинних солей Кальцію: оксалатів, карбонатів, ортофосфатів та інш. Невеликий шматочок осаду стає ядром для більшого кристалу. Розмір такого утворення може досягати 8 мм. Камені утворюються як наслідок порушення водно-сольового обміну та зміни складу крові, приміром, коли в крові занадто багато Кальцію і нирки не промиваються достатньою кількістю води.



2.4. Чим дихають риби? Чи може вода розчинити газуваті речовини?

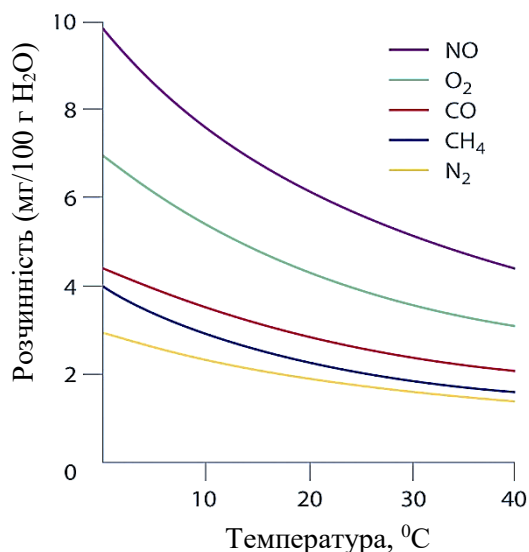
Риби дихають киснем, який розчиняється у воді під час контакту з повітрям.

Розчинність газів визначається умовами зовнішнього середовища:

1. вона зменшується з підвищенням температури (T);
2. вона зменшується зі зниженням тиску (P).

Розчинність газів у воді підкоряється законам міжмолекулярної взаємодії.

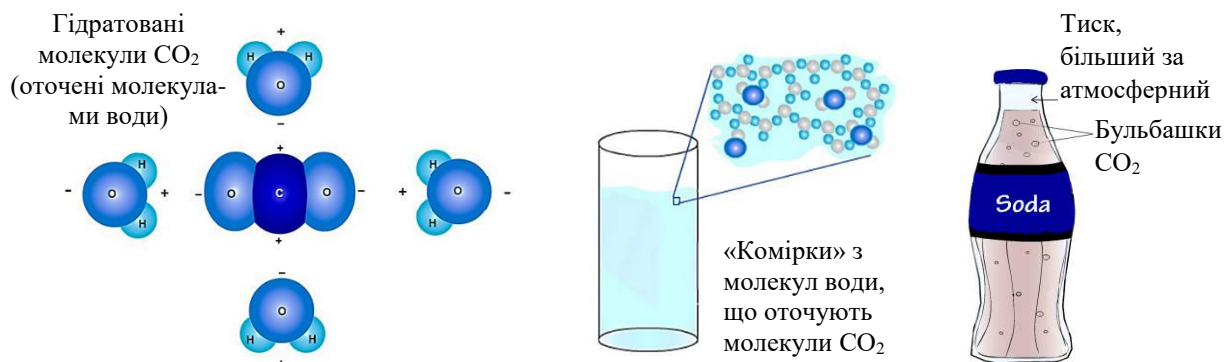
У газовій фазі молекули більшості речовин перебувають дуже далеко одна від одної і міжмолекулярна взаємодія практично дорівнює нулю.



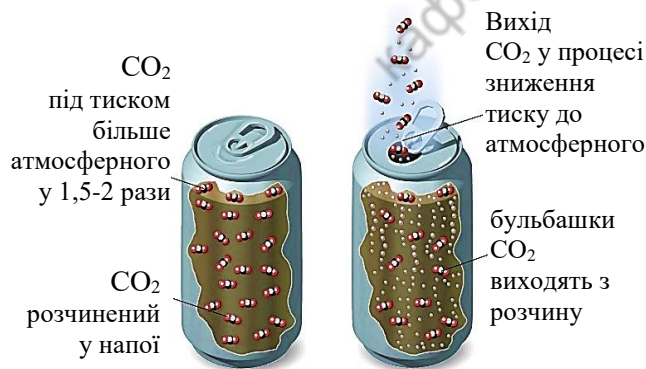
Сили міжмолекулярного притягання виникають під час контакту газу з водою – це взаємодія між молекулами газуваної речовини і молекулами води. Вони є слабкими, мають фізичну природу, тому за атмосферного тиску гази розчиняються у воді в невеликій кількості.

Така взаємодія веде до створення «комірок» з молекул води, в яких розміщуються молекули газоподібних речовин. Формування таких структур відбувається з виділенням тепла, тобто розчинення газів у воді є процесом екзотермічним. Відповідно нагрівання завжди сприятиме зменшенню розчинності газів і виділенню їх з води в атмосферу.

Наприклад, вуглекислий газ (CO₂) можна під тиском, більшим за атмосферний, розчинити у воді і одержати газовані напої. Газ розчиняється у воді, оскільки молекули CO₂ мають полярні зв'язки і, відповідно, полюси з дещо позитивним і дещо негативним зарядами. Молекули H₂O притягуються до протилежно заряджених полюсів молекул CO₂, що і допомагає "утримувати" їх у воді. Молекули H₂O орієнтуються навколо молекул вуглекислого газу так, що оточують їх, немов би утворюють "комірки" для кожної молекули газу.



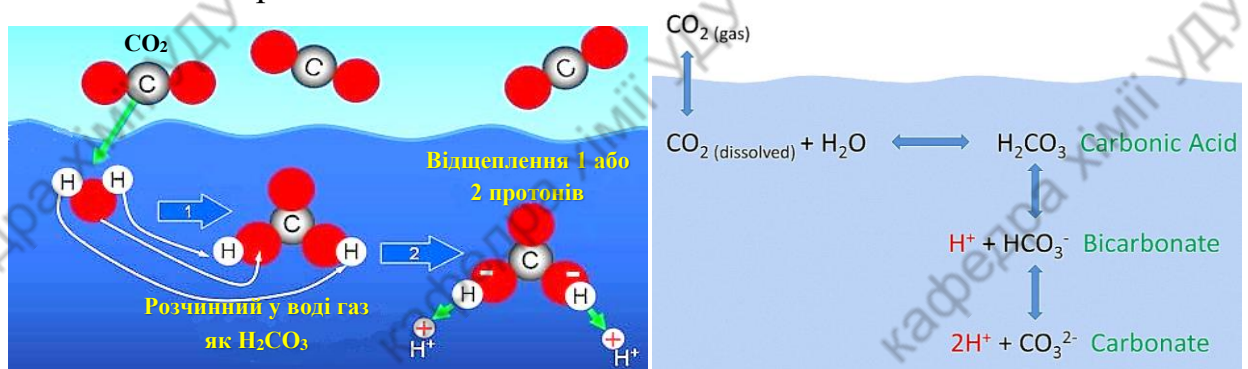
Більший тиск у невеликій камері з повітрям під корком – наприклад, у пляшці, допомагає утримувати CO₂ від "втечі" з рідини. Щойно пляшку відкорковують, це повітря викидається в атмосферу, де тиск значно нижчий. У результаті тиск повітря над поверхнею газованої води теж стає меншим. Через це знижується розчинність газу і деяка кількість CO₂ "втікає" з газованої



води. Коли це відбувається, іноді виділяється досить багато CO_2 , що спричиняє виштовхування і частини газованої рідини, насиченої бульбашками газу. Якщо струсити пляшку газованої води перед її відкриттям, газувана вода, швидше за все, "вибухне" з пляшки!

Які біди може спричинити розчинення CO_2 у Світовому океані? Закислення океану

За часів промислової революції (за початок промислової революції прийнято 1750 рік) океани поглинули близько 30 % викинутого в атмосферу CO_2 . За оцінками учених, швидкість закислення океану з початку промислової революції була приблизно в 100 разів більшою, ніж у будь-який інший час за останні 650 000 років.



Поглинання вуглекислого газу здебільшого відбувається внаслідок його розчинення у верхніх шарах океану, але CO_2 також потрапляє до океанів за допомогою фотосинтезу і дихання. Водорості та інші морські фотосинтезатори вбирають CO_2 і зберігають його у своїх тканинах у вигляді сполук Карбону. Потім харчовим ланцюгом ці речовини передаються зоопланктону та іншим організмам, які можуть виділяти CO_2 в океани за допомогою дихання. Крім того, коли морські організми вмирають і падають на дно океану, у процесі розкладання теж виділяється CO_2 .

За один рік Світовий океан поглинає біля $7 \cdot 10^{15}$ г CO_2 . Під час розчинення в морській воді CO_2 утворює йони: HCO_3^- (гідрогенкарбонат-аніон), CO_3^{2-} (карбонат-аніон), а також розчинний у воді газ $\text{H}_2\text{O} \cdot \text{CO}_2 = \text{H}_2\text{CO}_3$, що разом називається «розчинним неорганічним Карбоном». Внаслідок електролітичної дисоціації карбонатної кислоти може за різних умов утворюватись 1 або 2 катіони H^+ , накопичення яких зумовлює появу більш кислого середовища.

Швидке збільшення кількості CO_2 , розчиненого на поверхні океану, призводить до зниження рН морської води з рН = 8,2 до рН = 8,05, тобто до підвищення її кислотності, що і є закисленням океану. За найгіршого сценарію рН морської води до 2100 року впаде до 7,8-7,9. Закислення океану завдає шкоди морському життю, особливо тим тваринам, які утворюють скелети і панцирі з кальцій карбонату, оскільки CaCO_3 «розчиняється» в кислих водах.

Збільшення вмісту вуглекислого газу в атмосфері призводить до збільшення поглинання його океаном. Підвищене поглинання вуглекислого газу океаном спричиняє закислення океану і дефіцит карбонат-іонів, які необхідні коралам та іншим морським організмам для побудови скелетів.



3. Які зовнішні ефекти може спричиняти розчинення речовин у воді?

Розчинення може призвести до зміни температури розчину!

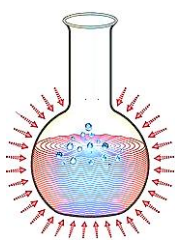
Ця зміна температури у процесі розчинення ґрунтується на змінах енергії системи, які мають такі причини.

1. **Розрив зв'язків** між частинками, що утворюють розчинну речовину. Наприклад, розривом йонних зв'язків між йонами Na^+ та Cl^- в кристалах галіту NaCl (кухонна сіль), або між молекулами оцтової кислоти, які в чистій – «льодяній» кислоті утворюють димери, або між молекулами цукру, що утворюють кристалічні структури з молекулярною кристалічною решіткою, тощо.

2. **Утворення нових зв'язків** між частинками розчинної речовини та молекулами води – тобто процесами *гідратації* йонів Na^+ , Cl^- , молекул оцтової кислоти, цукру, спирту тощо.

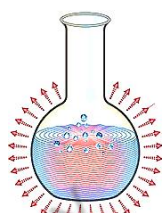
Зміни температури, що виникають під час взаємодії речовин, описують як **ендотермічні** або **екзотермічні**.

Ендотермічний процес



Щоб розірвати зв'язки між молекулами або йонами розчинної речовини, потрібна енергія – тобто енергія «поглинається ззовні».

Екзотермічний процес



Коли молекули води зв'язують молекули або йони розчинної речовини (гідратують їх) енергія вивільняється – тобто «переходить назовні».

Ендотермічний процес

Температура під час розчинення
знижується: $\Delta t = t_2 - t_1 < 0$



Кристали
 NH_4NO_3

Вода у
внутрішньому
пакеті

Екзотермічний процес

Температура під час розчинення
підвищується: $\Delta t = t_2 - t_1 > 0$

Ендотермічний процес.

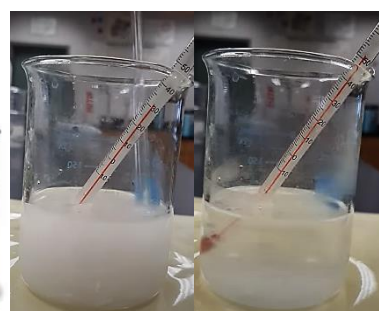
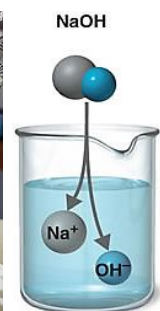
Якщо для розділення частинок розчинної речовини потрібно більше енергії, ніж виділяється у процесі зв'язування молекул води з цими частинками, то температура розчину знижується. Одним з прикладів таких процесів є розчинення амоній нітрату (NH_4NO_3), який використовується для миттєвого виготовлення холодних компресів

у лікуванні травм. Тонкостінний поліетиленовий пакет із водою розміщують усередині більшого пакета з твердим кристалічним NH_4NO_3 . Коли менший пакет розривається, кристалічна речовина розчиняється з поглинанням тепла з довкілля і утворенням розчину. Розчин при цьому охолоджується, його температура знижується і це забезпечує холодний компрес ушкодженій ділянці, до якої прикладений пакет.

Екзотермічний процес.

Якщо для розділення частинок розчиненої речовини потрібно менше енергії, ніж виділяється під час зв'язування молекул води з частинками, то температура підвищується.

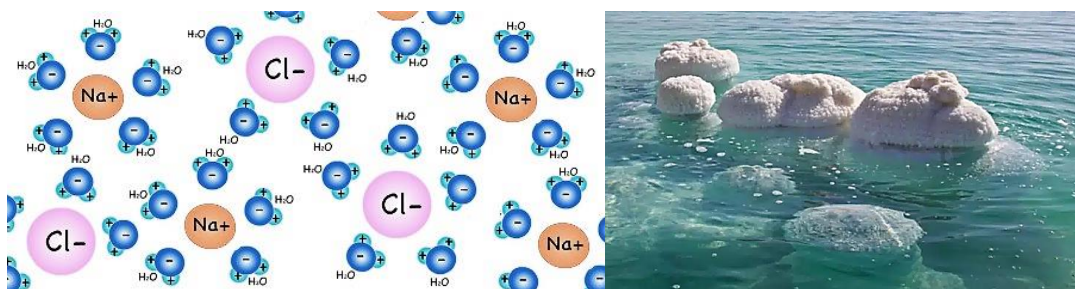
Наприклад, каустична сода NaOH розчиняється з виділенням великої кількості теплової енергії. Саме тому потрібно бути дуже обережним у використанні такого засобу для очищення труб, як «Кріт»



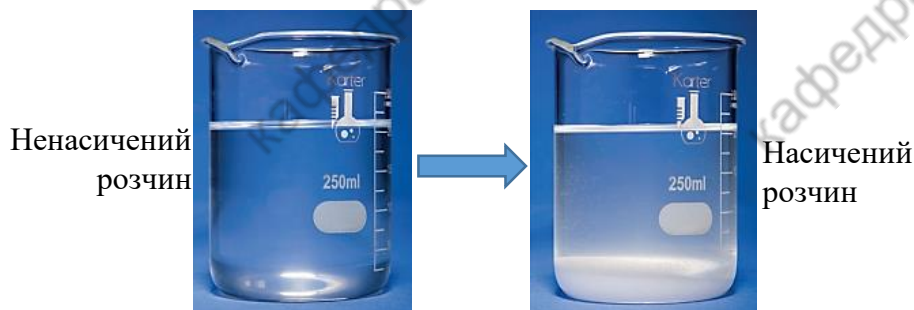


4. Як можна кількісно оцінити здатність речовини до розчинення у воді? Розчинність

Максимальна кількість речовини, яку можна розчинити в даному об'ємі розчинника, називається **розчинністю**. Часто розчинність у воді виражають як масу речовини (г), що за певної температури розчиняється в 100 г H_2O і при цьому досягається її **максимальна розчинність**, тобто утворюється **насичений розчин**. Насичення настає тоді, коли молекул H_2O ще достатньо, щоб оточити й утримати всі йони в розчині (наприклад Na^+ і Cl^-).



Якщо до такого розчину додати ще розчинної речовини, вона розчиниться вже не буде, а залишиться у вигляді твердого осаду. Концентрація розчину над осадом змінюватись не буде. Такий розчин називається насиченим.



Розчин насичений, якщо додаткова кількість розчинної речовини присутня в ньому у вигляді іншої фази, наприклад, газу, рідини або твердої речовини.

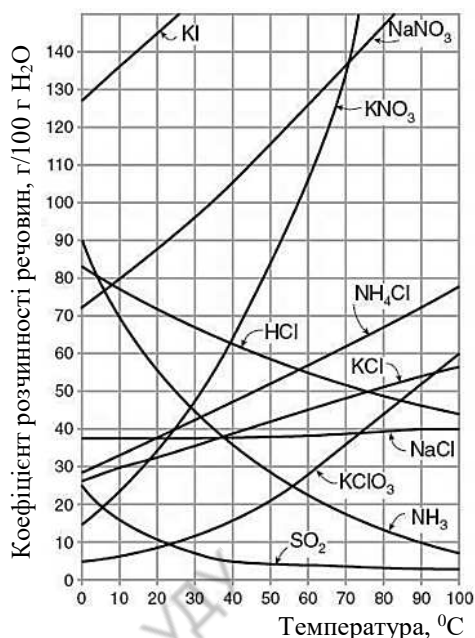
У насиченому розчині кількість розчиненої речовини загалом не змінюється, але він при цьому є *не статичною, а динамічною системою*. Насправді розчинна речовина постійно розчиняється та знову кристалізується.

Концентрація насиченого розчину (за певної температури) кількісно оцінюється **коефіцієнтом розчинності речовини**.

Коефіцієнтом розчинності речовини є маса речовини, яка розчиняється у 100 г води з утворенням насиченого розчину за певної температури, k (г/100 г H_2O).

Які фактори впливають на розчинність речовин?
Відповідь очікувана – температура!

Для більшості сполук їх розчинність у воді збільшується з нагріванням розчину.



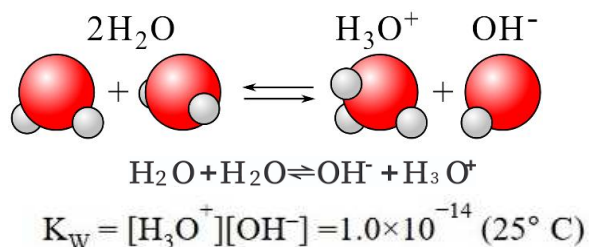
Проте в будь-якому правилі є свої винятки. Приміром, на розчинність кухонної солі NaCl температури практично не впливає: за кімнатної температури розчинність натрій хлориду становить приблизно 35 г/100 г H₂O, а за 100 °C не можна розчинити понад 40 г NaCl у 100 г води.

З підвищенням температури розчинність HCl(г), SO₂ та NH₃ знижується, бо ці речовини є газами. Зменшується також і розчинність деяких йонних сполук, зокрема Ce₂(SO₄)₃, CaSO₄.



5. Чи буде «живою» вода «нейтральна, кисла або лужна»?

Молекули води перебувають у безперервному тепловому русі. Іноді зіткнення між ними є настільки енергійними, що йон Гідрогену H⁺ переміщується з однієї молекули води до іншої. Та молекула води, яка втрачає H⁺, стає негативно зарядженим гідроксил-іоном (гідроксид-іоном) OH⁻. Молекула води, яка отримує йон H⁺, стає позитивно зарядженим іоном гідронію (гідроксонію) H₃O⁺. Цей процес *самоіонізації води* показаний нижче:



Самоіонізація води відбувається в дуже незначній мірі – вона виражається числом $1 \cdot 10^{-14}$ моль²/л². Внаслідок цього процесу у чистій воді (без домішок розчинних речовин) з двох молекул води утворюються тільки один катіон H₃O⁺ і один аніон OH⁻ в рівних кількостях. Тому чиста вода містить однакову кількість цих двох йонів, яка становить

$$C(\text{H}_3\text{O}^+) = C(\text{OH}^-) = \sqrt{1 \cdot 10^{-14}} = 1 \cdot 10^{-7} \text{ моль/л.}$$

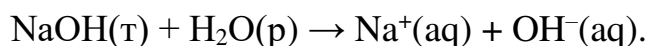
Можна, звичайно, це записати і без урахування утворення йону гідроксонію (гідронію), тоді

$$C(\text{H}^+) = C(\text{OH}^-) = \sqrt{1 \cdot 10^{-14}} = 1 \cdot 10^{-7} \text{ моль/л.}$$

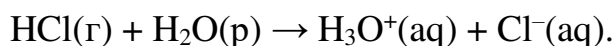
Вода і розчини, в яких концентрації OH^- і H^+ рівні, називають нейтральними.

Додавання розчинених речовин, а саме кислот або розчинних основ, змінює концентрацію H^+ і OH^- :

- ✓ Розчини, у яких вміст OH^- більше, ніж H^+ , є основними:



- ✓ Розчини, в яких з додаванням кислот вміст H^+ стає більше, ніж OH^- , є кислотними:



6. Як визначити, що вода настільки чиста, що її можна споживати?

На розчарування вчених, саме здатність води бути суперрозчинником є причиною того, що її дуже важко отримати у повністю чистій формі. Чиста H_2O ніколи не трапляється – у ній майже завжди є розбавлені речовини, у тому числі і гази з повітря.

Вода, ніби не може «жити сама по собі» – чим більше ви її очищуєте, тим більше вона буде знову й знову розчиняти речовини під час контакту з ними. Ось чому не рекомендується пити занадто чисту воду: вона буде виводити усі солі та поживні речовини, які зможе «знайти» у вашому організмі. Це та причина, з якої очищувачі питної води навмисно створені так, щоб ніколи не очищати воду повністю, навіть якщо це можливо.

Існує три основні групи параметрів якості води: фізичні, хімічні та біологічні:

<i>Фізичні параметри</i>	<i>Хімічні параметри</i>	<i>Біологічні параметри</i>
1. електропровідність, 2. загальна кількість розчинених речовин, 3. каламутність, 4. температура, 5. колір, 6. смак і запах	1. солоність, 2. рН, 3. кислотність, лужність, 4. жорсткість, 5. вміст хлору 6. вміст розчиненого кисню.	1. наявність бактерій, 2. наявність водоростей, 3. наявність вірусів 4. наявність поживних речовин

6.1. Фізичні параметри



Фізичні параметри якості води оцінюються як фізичні зміни у воді.

Електропровідність характеризує здатність води проводити електричний струм. Вона зумовлена вмістом розчинених у воді у певній концентрації речовин. Чим більша концентрація розчинених сполук, тим більша електропровідність. Тому провідність води змінюється залежно від джерела води: ґрунтових вод, водопровідних та стічних вод, опадів та скидання сільськогосподарських систем.

Найпростіший спосіб виміряти електропровідність води – за допомогою приладу кондуктометра. Зазвичай рівні провідності (mS/cm) для різних вод такі:

Дистильована вода	Водопровідна вода	Питна вода	Прісноводні потоки	Промислові стічні води	Морська вода
0,5-3	50-800	30-1500	100-2000	10 000	55 000



Загальна кількість твердих дисперсних речовин.

Тверді речовини (ТР) потрапляють у воду із стічних вод, сільськогосподарських стоків, промислових стічних вод або внаслідок використання хімікатів для очищення води. Чим більше ТР перебуває у зваженому (завислому) та у розчинному стані, тобто як суспензія у розчині електроліту, тим вища провідність води.

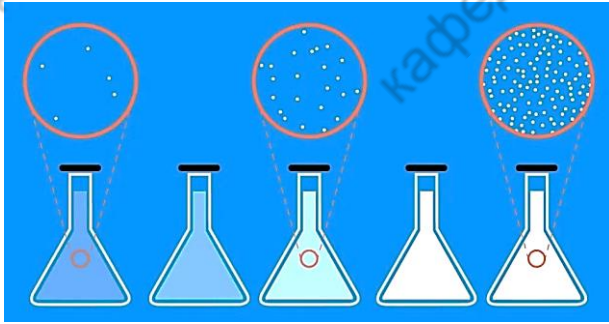
Високі рівні ТР не обов'язково означають, що вода шкідлива. У деяких водоймах з високим вмістом ТР вода може містити нешкідливі розчинні речовини та нерозчинні мінерали (наприклад кремнезем). Зазвичай за рівнем ТР виокремлюють:

0ppm	40	100	200	300	400	500ppm
Ідеальна питна вода	Прийнятна вода	МЕЖА	Вода середньої якості	Вода умовно небезпечна	Потенційно небезпечна вода	

Щоб встановити загальну кількість твердих завислих і розчинних речовин у воді, воду випарюють і зважують. Однак, незважаючи на те, що це найнадійніший і найточніший метод, він є найдорожчим.

Якість води за загальним вмістом твердих речовин класифікують так:

Прісна вода	Солонувата вода	Морська вода
< 1500 мг/л	1500-5000 мг/л	>5000 мг/л



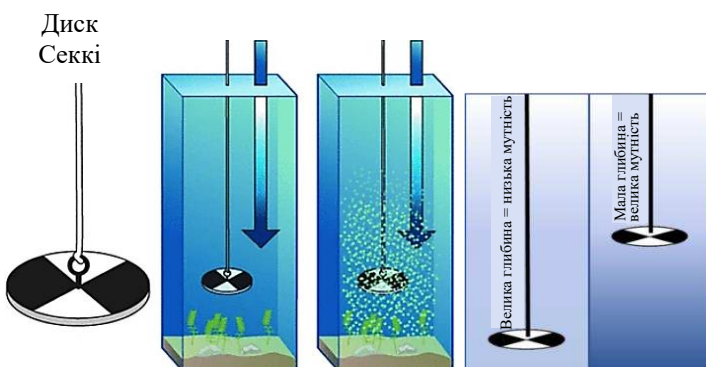
Мутність означає каламутність води. Умови високої каламутності спричинені зваженими твердими частинками; коли концентрація загальної кількості завислих речовин у воді збільшується, мутність також збільшується.

Рівень каламутності зазвичай збільшується, коли у воді розчиняються або суспендуються високі концентрації глини, мулу та органічних речовин. Бруд, мул, пісок, дрібні шматочки відмерлих рослин, бактерії, водні організми, водорості та хімічні опади – все це сприяє помутнінню. Ерозія, скидання відходів і міський стік можуть додати зважені тверді речовини у водойму. Сільськогосподарські стоки, окрім прямого збільшення завислих речовин, також можуть сприяти росту водоростей. Після шторму або повені каламутність поверхневих вод зазвичай теж стрімко зростає через збільшення стоку.

Тому помутніння питної води є важливим індикатором зважених частинок у воді, присутності хвороботворних мікроорганізмів, бактерій та інших забруднень. Висока каламутність стає причиною пошкодження зябер та уповільнення росту риби; більшого поглинання важких металів; зниження рівня розчиненого у воді кисню.



У домашніх умовах для вимірювання каламутності можна використовувати методи старої школи, такі як чорно-білий диск Секкі. Диск опускають у воду, доки його не стане видно, і визначають глибину занурення. Потім диск піднімають до появи картинки і знову зчитують глибину. Глибина



Секкі є середнім значенням з двох показань. За глибиною Секкі далі встановлюють рівень каламутності води NTU. Рівні каламутності питної води характеризують в нефелометричних одиницях каламутності (Nephelometric Turbidity Units): < 5 NTU.

Температура. Температура – один із найважливіших параметрів якості води, оскільки впливає на біологічну активність і ріст водної біоти, а також на хімічний склад води, наприклад, підвищення температури знижує рівень рН, а при підвищенні температури знижується і рівень розчиненого кисню.

Колір. Вода, що використовується в будинку, має бути безбарвною. Якщо водопровідна вода має синій або зелений колір, це вказує на наявність сторонніх речовин або мікроскопічних організмів. Органічна речовина, що розкладається, також може змінити колір води, і це зазвичай спостерігається в стоячих водоймах, таких як болота.

Колір визначається візуальним порівнянням зразка з відомими концентраціями забарвлених розчинів. Стандартним є платино-кобальтовий метод вимірювання кольору природних вод Pt-Co/APHA/Hazen. Співвідношення Кобальту і Платини може варіюватися залежно від відтінку води. Колір зазвичай вимірюється в одиницях істинного кольору - Platinum Color Units (PCU), де 1 PCU дорівнює кольору, який має розчин калій гексахлороплатинату(IV) $K_2[PtCl_6]$ з масовою концентрацією йонів $[PtCl_6]^{2-}$ 1 мг/л. Для питного водопостачання стандарт EPA (Environmental Protection Agency - Агентство з охорони навколишнього середовища США) рекомендує, щоб вся питна вода мала колір менше 15 PCU. Кольори оцінюються від 0 до 70 PCU, при цьому чиста вода практично безбарвна.



Смак та запах. Такі якості води як смак та запах йдуть пліч-о-пліч, оскільки зазвичай зі зміною смаку води виникає запах. Це відбувається через присутність у воді органічних та неорганічних сполук, біоти (водних мікроорганізмів), через хлорування та інших проблем, пов'язаних з очищенням води.

Типові класифікації запахів:

A	B	З	D	E	F	G	H	I	J
Немає запаху	Сульфід	Хлор	Земляний	Фруктовий	Паливо	Чумацький	Жирний	Мильний	Рибний

Типові класифікації до смаку:

A	B	З	D	E
Немає смаку	Солодкий	Солоний	Кислий	Гіркий

6.2. Хімічні параметри

Солоність. Цим параметром оцінюють вміст розчинених у воді солей. Оскільки розчинені сполуки збільшують електропровідність, солоність визначають разом з провідністю. Основною речовиною, що підвищує солоність води, є натрій хлорид.

Однак інші солі, переважно Натрію, Магнію та Кальцію – гідрокарбонати, хлориди і сульфати, також можуть збільшувати солоність води. Найбільш солоні морська вода містить 3,44% солі, а це означає, що у 1 кг (1000 грамах) морської води розчинено 34,4 г різних солей. У літрі прісної води знаходиться до 1 г розчинених солей.

Середній вміст йонів (мас. %) розчинних солей у воді

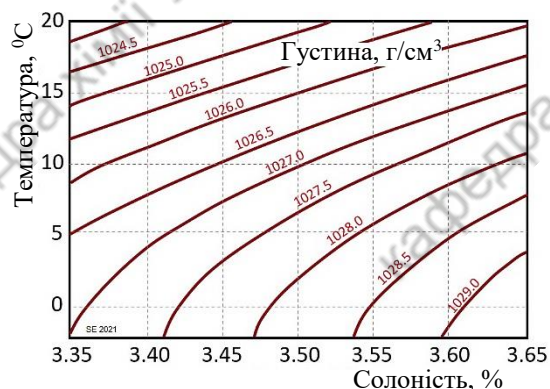
Тип вод	Na ⁺	K ⁺	Mg ²⁺	Ca ²⁺	HCO ₃ ⁻	SO ₄ ²⁻	Cl ⁻	Інші
Морська вода	30,5	1,09	3,7	1,16	0,41	7,67	55	0,1
Прісна вода Дніпра за період 1957-2015 років (загальна мінералізація в середньому 330 мг/л)	3,8	3,8	4,5	14	50	14,6	8,8	0,5

Надмірна кількість розчинених солей у прісній воді може спричинити безліч проблем, основними з яких є проблеми, пов'язані з якістю питної води та сільськогосподарським застосуванням води, а також зі станом водних екосистем. За високого рівня солоності відбувається корозія промислового обладнання.

Солоність вимірюється у відсотках (%) чи частинах на тисячу (ppt). Кращий спосіб виміряти солоність води – за допомогою кондуктометра, рефрактометра або ареометра.

Значення солоності (%/ppt*) та застосування води (* - ppt -тисячні частини)

Значення солоності	<0,05/0,5	0,1-0,2/0,5-5	0,2-1,0/5-18	1,0-3,5/18-30	>3,5/>30
Тип води	Прісна	Солонувата	Солона	Дуже солона	Морська
Застосування	Питна вода і все зрошення	Зрошення деяких культур	Тваринництво	Солоні ґрунтові води	Гірничодобувна та промислова діяльність



Солоність впливає на густину води: чим більше розчинених солей міститься у водіймі, тим більша густина води. Якщо відомі густина і температура проби води, то солоність можна визначити за графіком, якщо виміряти густину ареометром.

Ареометр занурюють у воду і вимірюють рівень, на якому ареометр плаває в рідині. Чим більша густина рідини, тим більшу виштовхувальну силу вона надає, і тим вище буде плавати ареометр. Лінія ареометра, яка розташована на рівні поверхні рідини, і відповідає густині води.

Ще простіше використати гідрометр – це ареометр для вимірювання одночасно і густини, і солоності морської води.



Кислотність середовища, рН. Одним із найважливіших хімічних параметрів якості води є рН, і цей показник завжди має бути першим виміром під час оцінювання якості води.

Існує безліч способів вимірювання рН води. Найпростіший спосіб – використовувати паперовий набір для тестування рівня рН. Значення величин рН зазвичай змінюються у діапазоні 0-14:



Якщо рН = 7,0,
то розчини є нейтральними:
 $C(H^+) = C(OH^-)$.

Питна вода має діапазон рН від 6,5 до 8,5.



- Підвищений рівень рН** може призвести до того, що:
- ✓ вода стане гіркою на смак.
 - ✓ водопровідні труби та інші промислові прилади покриються відкладами, роз'їдаючи матеріали і підвищуючи рівень токсичності води.
 - ✓ знижує ефективність хімікатів плавальних басейнів та інших об'єктів, де потрібний хлор як засіб дезінфекції.
- Вода стає «*лужною*», коли в ній розчиняються йони гідрокарбонату, гідроксиду та карбонату. Вода із дуже високим рівнем лужності вказує на забруднення.

«*Кислою*» вода стає після розчинення в ній неорганічних кислот, вуглекислого газу та солей, які гідролізують за катіоніоном. Кисла вода може:



- ✓ вплинути на біологічну активність води;
- ✓ посилити корозію внаслідок хімічних реакцій.

Жорсткість води характеризує вміст деяких мінеральних речовин у воді.

Вода вважається жорсткою, якщо в ній розчинено досить велика кількість сполук Кальцію або Магнію – сульфатів, хлоридів і, здебільшого, гідрокарбонатів.



Якщо не очищати жорстку воду, то в трубах може утворюватися накип, що ускладнює навіть прийняття душу у ванній кімнаті. Той, хто регулярно кип'ятить воду

в чайнику, знає, що всередині накопичується білий або сірий наліт, який періодично потрібно видаляти. Таке ж явище в набагато більших масштабах має місце у гігантських котлах, що використовують для подачі гарячої води або пари для промислових цілей, і серйозно знижує пропускну здатність труб гарячого водопостачання.



Висококальциновані залишки Ейфелевого акведуку поблизу Ойскірхен-Кройцвайнгартен, Німеччина

Проте ця проблема не нова і відома з давніх часів: акведуки, які римляни побудували понад 2000 років тому для перенесення холодної води з альпійських регіонів у більш теплі сухі регіони на півдні Франції, були забиті подібними відкладами.

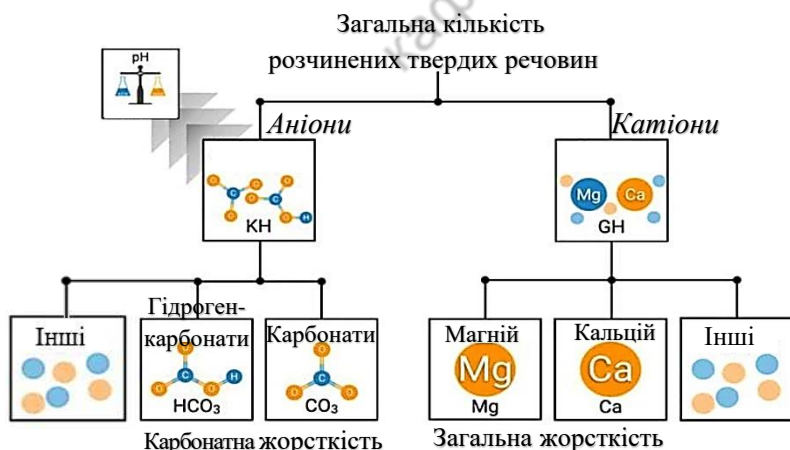
Сам термін "жорсткість" спочатку виник через вплив розчинених у воді сполук на

мило. Жорстка вода з милом утворює нерозчинний осад, що ускладнює піноутворення, знижує мийну дію мила під час прання, робить речі грубими – «жорсткими». У якийсь момент люди помітили, якщо воду перед використанням кип'ятити, вона стане менш жорсткою, що полегшить прання.

Накип на трубах, можна видалити (видалити накип) за допомогою розбавленої кислоти. Наприклад, під час змішування твердого магній карбонату $MgCO_3$ та хлоридної кислоти HCl йони Mg^{2+} і H^+ обмінюються, внаслідок чого утворюється розчинний магній хлорид $MgCl_2$, H_2O та газоподібний вуглекислий газ CO_2 , що видаляється з бульбашками:



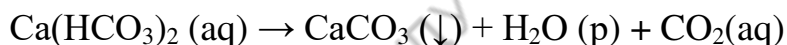
Що ж особливого містить «жорстка» вода?



Жорсткість, яку можна усунути кип'ятінням, називають **тимчасовою жорсткістю**.

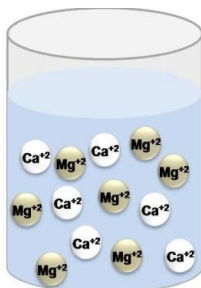
Жорсткість, яка не «зникає», скільки б не кипіла вода, називають **постійною жорсткістю**.

Тимчасова, або карбонатна, жорсткість води зумовлена розчиненими в ній $Ca(HCO_3)_2$ (кальцій гідрогенкарбонатом), $Mg(HCO_3)_2$ (магній гідрогенкарбонатом). Під час кипіння води ці речовини розкладаються і перетворюються на нерозчинні кальцій і магній карбонати $CaCO_3$, $MgCO_3$ – основні компоненти накипу, з утворенням вуглекислого газу:

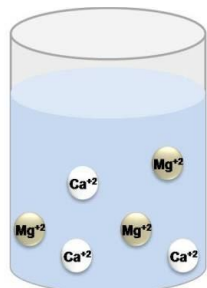


Нагрівання розчину зменшує розчинність CO_2 і вуглекислий газ видаляється з нього. Хоча у воді разом із Кальцієм і Магнієм може бути і багато інших йонів, таких як натрій (Na^+), калій (K^+), карбонати, сульфати тощо, їх не враховують під час розрахунку **загальної жорсткості**.

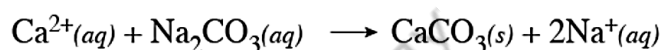
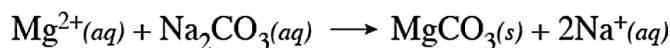
Жорстка вода



Пом'якшена вода



Усунення тимчасової жорсткості дозволяє "пом'якшити" воду. У процесі зменшення постійної жорсткості води використовують речовини, що осаджують розчинені солі. Наприклад, на водоочисних станціях додають у воду гідроксиди (OH^-) Na та Ca або карбонати CO_3^{2-} Na та K. Ці аніони реагують з Mg^{2+} і Ca^{2+} з утворенням нерозчинних осадів. Наприклад, Mg^{2+} реагує з карбонатом CO_3^{2-} в резервуарі для очищення води і утворений осад $\text{MgCO}_3(\text{T})$ осідає на дно накопичувального резервуара, де його легко видалити фільтруванням:



Розчинений кисень (РО) вказує на кількість кисню, розчиненого у воді. Кисень потрапляє у воду в результаті прямого поглинання з атмосфери, а також як побічний продукт фотосинтезу рослин та з ґрунтових вод. На рівень розчиненого кисню у воді впливає безліч факторів, але найбільш поширеними є зміни температури води, за якими слідують солоність і тиск.



Розчинений кисень є одним з найважливіших показників якості води у системах водоочиснення та акваріумах. Якщо рівень кисню у воді різко впаде, водні організми не зможуть вижити.

Якщо рівень РО падає нижче 3 частин на мільйон, він стає смертельним для риб. Основними причинами такого значного падіння рівня РО є підвищення температури, розкладання органічних речовин та різкі зміни погоди.

Однак, хоча високі рівні РО покращують смак питної води, це може викликати окисну корозію водопровідних систем.

Концентрація РО у питній воді має бути вище 6,5–8 мг/л та 80–120%.



Розчинений кисень вимірюють за допомогою електрохімічного зонда-вимірювача розчиненого кисню або методом Вінклера.

6.3. Біологічні параметри

Біологічними параметрами якості води є характеристики, що описують наявність або відсутність патогенів, які передаються водою, та інших мікробних організмів.

Бактерії. Вміст бактерій багато свідчить про якість води. Бактерії – це невеликі одноклітинні організми, які можуть швидко розмножуватися, якщо дозволяють рівень рН та температура води.



На жаль, оскільки бактерії розмножуються надшвидкими темпами, їх концентрацію практично неможливо виміряти. Якщо у воді міститься велика кількість бактерій, вона незабаром стає небезпечною і перетворюється на джерело хвороб, що передаються через воду, таких як черевний тиф та холера.

Водорості – це мікроскопічні водні рослини, що містять хлорофіл (фотосинтетичні пігменти). Вони харчуються неорганічним матеріалом, перетворюючи його на органічний за допомогою фотосинтезу. Водорості можуть вказувати на погану якість води, і багато з них є індикаторами оцінки якості водного середовища. Наприклад, цвітіння водоростей є індикатором неприємного запаху та поганого смаку води. Крім того, деякі види водоростей (наприклад, синьо-зелені) можуть становити серйозну небезпеку для здоров'я.



Поживні речовини тісно пов'язані з водоростями. У міру збільшення кількості поживних речовин у воді (особливо нітрогеновмісних сполук) може початися надмірний ріст водоростей, що призведе до різкого зниження рівня кисню.

Віруси є основною причиною захворювань людини, що передаються через воду та пов'язані з водою. Тестування води на наявність вірусів багато свідчить про якість води і про те, чи потребує вода очищення перед використанням.

Для тестування на віруси потрібні потужні електронні мікроскопи або методи тестування ПЛР (полімеразна ланцюгова реакція). Методи ПЛР є кращими, оскільки вони дозволяють швидко виявити всі групи вірусів, які спричиняють захворювання, що передаються через воду.

Незважаючи на складність тестування вірусів у воді та лікування, їх зазвичай видаляють у ході процесів очищення та дезінфекції води.



7. Чи може бути вода абсолютно чистою?

Чистота води суттєво впливає на її корисність, особливо в охороні здоров'я, побуті та промисловості. Двома поширеними методами досягнення чистоти води є дистиляція та деіонізація. Хоча обидва процеси спрямовані на видалення домішок і забруднень, вони діють за різними принципами і призводять до різних результатів. Дистильована і деіонізована вода – два популярних типи бутильованої води для домашнього та комерційного використання.

Що ж називають дистиляцією?



Це процес, під час якого вода нагрівається доти, доки вона не випариться. Водяна пара позбавлена домішок солей, які є нелеткими і у парі не переходять. Вона проходить по охолоджувачу (в лабораторних умовах для цього використовують скляні «холодильники») і конденсується знову у

рідку воду. Звільнена від домішок дистильована вода не утворює накипу і тому застосовується у медицині, у зволожувачах, у побутовій техніці, у радіаторах для машин тощо.

Подвійна і потрійна дистильована вода – це найбільш очищена вода; вона не містить розчинених твердих речовин, бактерій, хімікатів або небезпечних важких металічних елементів, таких як Плюмбум, Хром, Кадмій, Меркурій тощо.

Що ж називають деіонізацією?



Це процес очищення води, в якому використовуються спеціально виготовлені синтетичні йонообмінні смоли. Ці смоли ефективно затримують і вилучають з води йони Натрію, Кальцію, Феруму Купруму тощо, що дозволяє одержати надзвичайно чисту **демінералізовану** воду. Для цього джерельна або водопровідна води пропускаються через електрично заряджену смолу. Але на відміну від

звичайних пом'якшувачів води, які видаляють тільки катіони, в шарі деіонізатора містяться два типи смол – як аніонна, так і катіонна, що

м'якими тканинами в роті! Тому, якщо вживати деіонізовану воду в пляшках, тривалий контакт із зубною емаллю має той самий ефект, що і вживання кислих напоїв – *розвиток карієсу*.

Дослідження Всесвітньої організації охорони здоров'я також показують, що вживання великої кількості деіонізованої води може призвести до *виведення електролітів з організму* і збільшення сечовипускання та зневоднення організму. Однак це стосується насамперед людей, у яких немає іншого доступу до питної води або інших напоїв у пляшках, наприклад, після стихійного лиха.

Однак, використання дистильованої або демінералізованої вод краще, ніж вживання води з бактеріальним забрудненням. Їх можна використовувати для пиття, приготування їжі та приготування дитячого харчування. Якщо у вас є пом'якшувач води або фільтр зворотного осмосу, таку очищену воду можна пити і це безпечно.

Якщо аналіз води показує наявність Плюмбуму, можна використовувати дистильовану воду, поки не знайдеться довгострокове рішення. Але якщо турбують тільки смакові домішки, зокрема хлор, то очищена активованим вугіллям або джерельна води мають кращий смак, вони дешевші, і їх легше одержати вдома.

На закінчення підсумуємо: вода вважається універсальним розчинником через її полярність, діелектричну проникність, рідкий стан і повсюдне поширення на Землі.

Її здатність розчиняти широкий спектр речовин важливий для багатьох біологічних та хімічних процесів.

Таке «універсальне розчинення» речовин у воді здатне як позитивно, так і негативно впливати на навколишнє середовище та здоров'я людини.