МІНІСТЕРСТВО ОСВІТИ І НАУКИ УКРАЇНИ
ОДЕСЬКИЙ ДЕРЖАВНИЙ ЕКОЛОГІЧНИЙ УНІВЕРСИТЕТ

Методичні вказівки

для дистанційного навчання
з дисципліни «Хімія»
для слухачів підготовчого відділення
Частина 2

Одеса 2018

Методичні вказівки для дистанційного навчання з дисципліни «Хімія» для слухачів підготовчого відділення. Частина 2

/Чокан Л.О. – Одеса: ОДЕКУ, 2018 – с.61/

ЗМІСТ

ПЕРЕДМОВА…….. 4
1. РОЗЧИНИ…….. 6
1.1 Суміші та дисперсні системи……. 6
1.2 Загальні уявлення про розчини……. 9
1.3 Вода-розчинник……... 10
1.4 Кристалогідрати……... 13
1.5 Розчинність..... 15
1.6 Вираження складу розчинів..... 17
2. РОЗЧИНИ ЕЛЕКТРОЛІТІВ……..... 31
2.1 Електролітична дисоціація……. 31
2.2 Ступінь електролітичної дисоціації……..... 37
2.3 pH……..... 43
2.4 Реакції обміну між розчинами елементів..... 47
2.5 Гідроліз солей……..... 49
2.5.1 Складання рівнянь гідролізу солей……..... 52
ЛІТЕРАТУРА…… 60
ОСНОВНА ЛІТЕРАТУРА……... 60
ДОДАТКОВА ЛІТЕРАТУРА…….. 60

ПЕРЕДМОВА

Хімія належить до числа природничих наук, що вивчають світ, який нас оточує, з усіма проявами його різноманітних форм і явищ. Вона тісно пов'язана з іншими природничими науками: фізикою, біологією, математикою, геологією; з іншими галузями науки і техніки. У ній широко застосовуються математичні методи, використовуються розрахунки і моделювання процесів за допомогою комп'ютерних програм.

Методичні вказівки для дистанційного навчання з дисципліни «Хімія» для слухачів підготовчого відділення (Частина 2) складаються з двох великих розділів: Розчини та Розчини електролітів.

Розділ «Розчини» складається з шести тем:

- Тема 1 «Суміші та дисперсні системи»;
- Тема 2 «Загальні уявлення про розчини»;
- Тема 3 «Вода-розчинник»;
- Тема 4 «Кристалогідрати»;
- Тема 5 «Розчинність»;
- Тема 6 «Вираження складу розчинників».

Розділ «Розчини електролітів» складається з п'яти тем:

- Тема 7 «Електролітична дисоціація»;
- Тема 8 «Ступінь електролітичної дисоціації»;
- Тема 9 «pH»;
- Тема 10 «Реакції обміну між розчинами елементів»;
- Тема 11 «Гідроліз солей».

Кожна тема складається з лекцій, практичних занять та тестових завдань для самоперевірки. Лекції призначені для того, щоб в максимально короткій і акцентованій формі викласти всю необхідну інформацію з даної теми, обсяг якої регламентується програмою зовнішнього незалежного оцінювання з хімії.

Практичні заняття – це умовна назва тієї частини навчальної роботи, в якій слухач заочного відділення розбирає приклади розв'язання типових завдань та задач.

Тестові завдання для самоконтролю призначені для самоперевірки одержаних знань слухачем.

Контроль самостійної роботи слухачів заочної форми навчання полягає у використанні дистанційних методів, які передбачають застосування сучасних інформаційно-комунікаційних засобів організації контролю, а саме:

- поетапне відправлення слухачем підготовчого відділення виконаних завдань контрольної роботи та отримання зауважень від викладача в режимі «оф-лайн» скрізь мережу Інтернет;

- виконання завдань самостійної роботи безпосередньо в режимі «он-лайн» скрізь мережу Інтернет за допомогою «Moodle»;

- спілкування (консультації) викладача зі слухачем в режимі «оф-лайн» і «он-лайн» скрізь Інтернет у заздалегідь визначені дати та години, що може передбачати як відповіді на запитання слухачів щодо окремих тем, пунктів завдань, так і сумісне обговорення найбільш складних тем теоретичного матеріалу, контрольних робіт, тощо.

У випадку, якщо слухач має накопичену суму балів поточного контролю менше 60% від максимально можливої суми – 100 балів, він не допускається до підсумкового контролю.

Форма підсумкового контролю – іспит.

1. РОЗЧИНИ

1.1 Суміші та дисперсні системи

У хімічній науці поняття речовини ототожнюють із чистою речовиною. Варто пам'ятати, що навіть у хімічних лабораторіях, не кажучи вже про природні умови, абсолютно чистих речовин не існує. Поняття чистої речовини застосовують до речовини, у яких домішок настільки мало, що вони помітно не впливають на властивості речовин.

Чиста речовина – це речовина, що не містить домішок інших речовин. У повсякденному житті, на виробництві, у природі найчастіше мають справу із сумішами речовин.

Суміш – це сукупність двох і більше чистих речовин, що зберігають свої властивості.

До речовин, з яких складаються суміші, застосовують назву компоненти суміші. Усі речовини, які входять до складу суміші, зберігають притаманні їм властивості, але фізичні властивості суміші, як правило, відрізняються від фізичних властивостей окремих компонентів.

Загальноприйнятою є класифікація сумішей на однорідні та неоднорідні.

До перших ще застосовують назву гомогенні (латинською homus – рівний, однаковий) – в них частинки однієї речовини не можливо розглянути з-поміж частинок іншої візуально (тобто за допомогою зору) або за допомогою збільшувальних приладів. Наприклад, чиста вода і підсолоджена цукром зовні та під лупою мають однаковий вигляд, матеріал, з якого виготовлено віконне скло, також є однорідною сумішшю речовин, утворених в результаті сплавлення кварцового піску, вапняку і соди.

Неоднорідні суміші - гетерогенні (латинською heteros – різний, неоднаковий), вони утворюються при змішуванні двох і більше речовин, які не розчиняються одна в одній (не утворюють однорідних систем) і не реагують хімічно.

Граніт, ґрунт, суміш олії і води – приклади неоднорідних сумішей.

Суміші мають ряд особливостей. По-перше, склад суміші не постійний, а змінний. По-друге, в індивідуальних речовинах за конкретних умов температура плавлення, температура кипіння, густина тощо – величини сталі, а в сумішей – змінні і залежать від співвідношення компонентів. Так, розчин кухонної солі у воді має більшу густину, ніж чистий розчинник, а замерзає при температурі нижчій 0°С, на цій властивості засновано посипання тротуарів сіллю під час ожеледі.

По-третє, у складі суміші окремі речовини зберігають свої властивості. Завдяки збереженню індивідуальних властивостей речовин у

складі суміші їх можна розділяти на окремі компоненти фізичними методами.

Найпоширеніші способи розділення сумішей: відстоювання, фільтрування, випарювання, перегонка (дистиляція), флотація, дія магніту.

Дію магніту використовують для розділення сумішей, які містять залізо та інші метали (никол, кобальт), що притягуються магнітом (феромагнетики).

Відстоювання – це найпростіший спосіб розділення неоднорідних сумішей, утворених із твердої речовини, що практично не розчиняється у воді та двох рідин, що не змішуються між собою – тверді нерозчинні частинки або краплини рідини осідають на дно посудини чи спливають на поверхню суміші, тому суміш речовин досить швидко розшаровується, і її легко розділити на компоненти за допомогою ділильної лійки.

Фільтруванням користуються для розділення неоднорідних сумішей, сумішей рідини і нерозчинної в ній твердої речовини (наприклад, води і крейди) – на ділильну лінійку покладають фільтр, виготовлений зі спеціального товстого паперу; відділення твердої речовини від рідини здійснюється за допомогою пропускання суміші речовин через пористий матеріал, проникний тільки для рідини. Нині в домашніх умовах багато хто використовую побутові фільтри для очищення води.

Однорідні суміші відстоюванням чи фільтруванням розділити не можна – частинки всіх компонентів в них настільки малі, що не осідають і без затримки проходять через пори фільтра, для розділення таких сумішей застосовують випарювання – розчинник випаровується, а розчинена речовина залишається у твердій фазі на дні чашки для випарювання (наприклад, суміші вода і сіль, вода і цукор).

Для розділення рідин, які розчинені одна в одній використовують перегонку (або дистиляцію), яка базується на різниці температур кипіння рідин: рідку суміш нагрівають у колбі і компоненти суміші видаляють при різних температурах (спирт і вода, нафта).

У гетерогенній суміші компоненти можна виявити за допомогою оптичних приладів, а в деяких – безпосередньо зором (молоко, дим, туман, зубна паста).

У складі гетерогенних сумішей, на відміну від розчинів, між речовинами наявна поверхня розмежування, такі суміші називають дисперсними системами. До компонентів дисперсних систем застосовують назву «фаза».

Дисперсні системи – це гетерогенні суміші двох чи більше компонентів, між якими існує поверхня відмежування.

Одна із фаз утворює суцільне дисперсне середовище, в об’ємі якого рівномірно розподілені частинки твердої речовини, краплі рідини чи пухирці газу. Тобто, компонент дисперсної системи, що за своєю функцією

подібний до розчинника у розчинах – це дисперсійне середовище, а інший, аналогічний розчиненій речовині розчину – дисперсна фаза.

Залежно від розміру частинок (подрібнення) речовин, що зміщуються, розрізняють такі типи дисперсних систем:

- зависі, суспензії, та емульсії (грубодисперсні системи – розміри частинок $>10^{-5}$м);

- колоїдні розчини, або золі (високодисперсні системи – розмір частинок $10^{-5} – 10^{-7}$м);

- істинні розчини (ультрамікрогетерогенний розмір частинок $<10^{-7}$м).

У зависях окремі частинки речовини помітні неозброєним оком або у звичайний мікроскоп, саме тому зависі завжди мутні. До суспензій належать цементний розчин, малярські фарби, пасти для чищення посуду, косметичні маски тощо.

Залежно від агрегатного стану розподіленої у воді речовини серед зависей виокремлюють суспензії та емульсії. Суспензії – це суміші твердої речовини з водою, наприклад, білильна суміш – це суспензія тонкоподрібненої крейди або вапна у воді. Емульсії – дисперсні системи, у яких і дисперсна фаза і дисперсне середовище є рідинами, що неактивні одна відносно одної. Рідини у складі емульсії нерозчинні чи слабко розчинні одна в одній, а розміри частинок дисперсної фази близькі до їх розмірів у суспензіях. Молоко – емульсія жиру у воді, який із часом спливає на поверхню, утворюючи вершки; шампуні, соки рослин, нафта належать до емульсій.

У колоїдних розчинах розмір частинок дисперсної фази значно менший, ніж у зависях, тому вони проходять через пори фільтра, візуально невидимі, тому колоїдні розчини здаються прозорими. Колоїдні розчини можна виявити при їх односторонньому боковому освітленні (ефект Тіндаля) – якщо в темряві спрямувати промінь світла від настільної лампи на колоїдний розчин, колоїдні частинки стають видимими у промені світла і розчин видається каламутним (через розсіювання світла частинками дисперсної фази). Пояснюється це тим, що частинки дисперсної фази колоїдних розчинів достатньо великі, щоб відбивати світло та простежувати шлях світлового променя – частина світлових променів розсіюється.

Колоїдні розчини відіграють важливу роль у життєдіяльності організмів – цитоплазма клітин, плазма крові є колоїдними розчинами. У хімічній технології колоїдні розчини задіяні у виробництві штучних волокон, дубінні шкіри, фарбуванні тканин та шкіри, виготовлені клею, лаків, тощо.

До дисперсних систем належать також аерозолі та піни.

Аерозолі – дисперсні системи з газовим дисперсним середовищем і твердою чи рідкою дисперсною фазою. Тумани – дисперсні системи з рідкою дисперсною фазою; дим, пил – з твердою фазою. Над великими

промисловими містами виникають смоги – вони утворені густим туманом, перемішаним з димом, газовими відходами промислових підприємств й автомобільного транспорту.

Піни утворюються при пропусканні газу в рідке дисперсійне середовище. Бульбашки газу в таких системах мають розміри порядку міліметрів, а в окремих випадках – сантиметрів. Окремі пухирці газової фази через взаємне здавлювання, втрачають сферичну форму і перетворюються у поліедричні чарунки, стінки яких складаються з дуже тонких плівок дисперсного середовища. Газована вода і шипучі напої, піна з пінного вогнегасника – приклади пін. Піни нестійкі, тому існують недовго, для стійкості пін застосовують стабілізатори (піноутворювачі).

1.2 Загальні уявлення про розчини

Розчини – це однорідні (гомогенні) системи, що складаються з двох і більше компонентів (складових частин) і продуктів їх взаємодії.

Більшість розчинів, з якими ми маємо справу, є істинними, тому для зручності їх називають просто розчинами. Основною їхньою ознакою є те, що в таких розчинах речовини подрібнені до окремих молекул або йонів, тому вони завжди прозорі – між компонентами не існує поверхні відмежування однієї речовини від іншої.

Істинні розчини можуть бути забарвленими, як, наприклад, розчин мідного купоросу – у воді перебуває синього забарвлення, і в закритій посудині може зберігатися як завгодно довго.

Розчини – це однорідні суміші змінного складу, що складаються з компонентів, один з яких, називають розчинником, інший – розчинною речовиною.

Розчинник і розчинена речовина рівномірно розподілені по всьому об’єму розчину, у ньому можуть також перебувати продукти взаємодії розчинника й розчиненої речовини.

Розчинником прийнято називати компонент, що кількісно переважає і зберігає свій агрегатний стан під час утворення розчину. Особливий випадок становлять розчини, у яких компоненти, взяті для його виготовлення, мають однаковий агрегатний стан. У цьому разі розчинником прийнято називати компонент, уміст якого є більшим.

Вода є найпоширенішим універсальним неорганічним розчинником, іноді як неорганічні розчинники застосовують рідкий амоніак NH_3 та деякі інші речовини. До поширених органічних розчинників належать етанол C_2H_5OH (медичний спирт), етанова кислота CH_3COOH, бензен C_6H_6, тетрахлорметан CCl_4, гексан C_6H_{14}, метанол CH_3OH та інші.

Розчинена речовина – це речовина, структурні частинки якої рівномірно розподілені між молекулами розчинника по всій масі (об’єму) розчину.

Наприклад, гідроген хлорид – газ, тому у водному розчині він є розчиненою речовиною – так виготовляють хлоридну кислоту.

Кухонна сіль, цукор – тверді речовини, що утворюють з водою істинні розчини, і вони є розчиненими речовинами. Розчинена тверда речовина перебуває у водному розчині у вигляді молекул, що рівномірно розподіляються в усьому його об'ємі. Натрій хлорид (розчинена тверда речовина) – перебуває у водних розчинах у вигляді йонів. Розчин газоподібної речовини (гідроген хлориду) містить йони, частина яких асоційована в молекули.

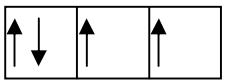
Рідини можуть перебувати у газуватому, твердому та рідкому агрегатних станах. Так, оцет – розчин оцтової кислоти у воді – рідкий, бронза – сплав міді й олова – твердий, повітря – суміш азоту, кисню, та інших газуватих речовин.

Необхідно зазначити, що хоча розчини називають сумішами, однак їх потрібно відрізняти від звичайних механічних сумішей. Як і суміші, розчини не мають сталого складу (на відміну від хімічних сполук), і їх можна розділити на індивідуальні речовини (якщо між ними не відбувається необоротних хімічних процесів). Головна ознака, що характеризує розчини, - це однорідність. Крім того, на відміну від механічних сумішей, у розчинах існують певні взаємодії між частинками розчинника й розчиненої речовини.

1.3 Вода - розчинник

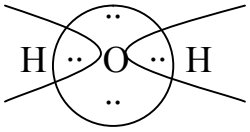
Вода - є найпоширеніший розчинник у природі, у ній розчиняється багато твердих, рідких і газуватих речовин. Завдяки чому вода наділена властивістю розчиняти різноманітні речовини й утворювати істинні розчини? Вода – речовина молекулярної будови з ковалентним полярним зв'язком, яка за кімнатної температури перебуває в рідкому агрегатному стані.

$H1S^1$ 1

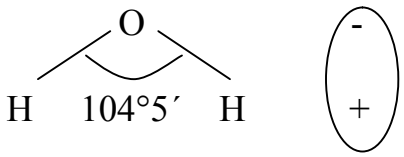
O $1S^2 2S^2 2P^4$ 

2

1



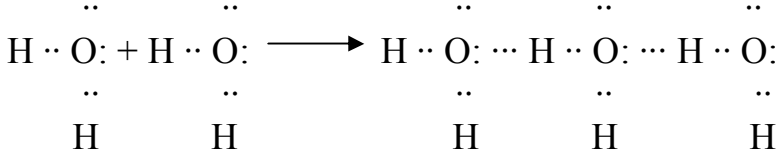
На схемі відображено утворення ковалентного зв’язку та порядок сполучення атомів у молекулі води, але не передано просторове розміщення атомів один відносно одного. Насправді молекула води має кутову будову – якщо сполучити уявними лініями атом Оксигену й два атома Гідрогену, то утвориться рівнобедрений трикутник, у якому валентний кут між хімічними зв’язками становить 104°5′.



Оскільки атом Оксигену більш електронегативний, ніж сполучені з ним атоми Гідрогену, то спільні електронні пари зміщуються до Оксигену. Унаслідок цього атом Оксигену набуває невеликого (часткового) негативного електричного заряду δ – «дельта мінус», а кожний атом Гідрогену – невеликого (часткового) позитивного електричного заряду δ + «дельта плюс», при цьому обидва атома Гідрогену розміщені по один бік від атома Оксигену, що й зумовлює наявність у молекулі води двох електричних полюсів – саме тому молекулу води називають диполем. Молекула води є диполем, який можна умовно представити еліпсом. Завдяки такому розподіленню електричних зарядів молекула води є полярною, а воду називають полярним розчинником.

Завдяки полярності й електронній будові молекул води між ними утворюється особливий тип хімічного зв’язку – водневий.

Водневий зв'язок є міжмолекулярним, тобто утворюється між молекулами. Під час утворення молекули води між атомами Оксигену й Гідрогену утворюються дві спільні електронні пари, а ще у атома Оксигену ще залишаються дві неподілені електронні пари. Ці електронні пари утворюють підвищену електронну густину навколо атома Оксигену й дозволяють йому взаємодіяти з іншими частинками (йонами або молекулами), у яких «дефіцит» електронної густини. У молекулі води зв’язок між атомом Гідрогену й Оксигену дуже полярний, тобто спільні електронні пари значно зміщені в бік атома Оксигена, завдяки цьому на атомах Гідрогену відчувається «дефіцит» електронів і виникає певний позитивний заряд. Отже, між атомом Оксигену однієї молекули води та атомом Гідрогену іншої молекули виникає додаткова взаємодія:



Таку взаємодію називають водневим зв’язком, водневий зв'язок умовно позначають трьома крапками. Цей зв'язок не такий міцний, як

ковалентний, але достатній, щоб утримувати молекули води разом на певній відстані.

У воді атом Оксигену завдяки двом неподіленим електронним парам утворює зв'язки з атомами Гідрогену двох сусідніх молекул води. У свою чергу атоми Гідрогену цієї молекули утворюють зв'язки з атомами Оксигену інших молекул води. У такий спосіб кожна молекула води може утворити по чотири водневі зв'язки з іншими молекулами води. Це зумовлює специфічні властивості води: у твердому стані густина льоду менша порівняно з рідкою водою, тому під час замерзання вода розширюється.

Завдяки додатковому зв'язуванню молекул водневими зв'язками вода виявляє певні аномальні фізичні властивості. Так, молекулярні речовини з невеликими молекулярними масами характеризуються низькими температурами кипіння та плавлення, але завдяки водневим зв'язкам у води аномальна висока температура кипіння (M = 18 г/моль, $t_{кип.} = 100°C$) порівняно, наприклад, із киснем ($M(O_2)$ = 32 г/моль, $t_{кип.} = -183°C$), гідроген сульфідом ($M(H_2S) = 34$ г/моль, $t_{кип.} = -60{,}8°C$). Серед цих речовин у води молекули найлегші, а температура кипіння – найбільша, оскільки на руйнування витрачається додаткова енергія (додаткове нагрівання). Наявність водневих зв'язків зумовлює великий поверхневий натяг води, завдяки чому багато комах здатні переміщатися по воді.

Можливістю утворення водневих зв'язків з молекулами інших речовин, пояснюється добра розчинність багатьох речовин у воді: спирту, цукру, ацетону, оцтової кислоти тощо.

Наявність додаткового зв'язування молекул водневими зв'язками зумовлює аномально високу теплоємність води: щоб пришвидшити тепловий рух, молекулам необхідно надати значно більше теплоти. Така особливість води має велике значення для формування клімату на Землі – поблизу морів та океанів клімат м'якіший, ніж у центрі континентів.

Водневий зв'язок можуть утворювати не тільки молекули води, а й молекули інших речовин: неорганічних – гідроген Флориду HF, амоніаку NH_3, тощо, та органічних – етилового спирту, ацетону, оцтової кислоти тощо, що зумовлює їхню добру розчинність у воді.

1.4 Кристалогідрати

В окремих речовин зв'язок гідратованих йонів з молекулами води досить міцний і не руйнується навіть під час випарювання розчину. Гідратовані йони зберігають зв'язок з молекулами води й у кристалічному стані – такі речовини називають кристалогідратами, а утримувану в них воду – кристалізаційною.

Кристалогідрати – це нестійкі кристалічні речовини, що складаються із солі та кристалізаційної води в певному стехіометричному співвідношенні.

Оскільки кристалогідрати мають певний сталий склад, його можна описати хімічною формулою. Наприклад, склад мідного купоросу записують $CuSO_4 \cdot 5H_2O$, за сучасною номенклатурою мідний купорос має назву купрум (II) сульфат пентагідрат.

Більшість кристалогідратів яскраво забарвлені та мають власні традиційні назви.

$FeSO_4 \cdot 7H_2O$ залізний купорос (залізо (II) сульфат гептагідрат);

$CaSO_4 \cdot 2H_2O$ гіпс (кальцій сульфат дігідрат);

$ZnSO_4 \cdot 7H_2O$ цинк сульфат (цинковий купорос);

$Na_2SO_4 \cdot 10H_2O$ натрій сульфат дека гідрат (глауберова сіль);

$NaCO_3 \cdot 10H_2O$ натрій карбонат дека гідрат (кристалічна сода).

Зазвичай кристалогідрати є нестійкими сполуками, які під час нагрівання легко втрачають кристалізаційну воду, перетворюючись на звичайні безводні солі. Під час прожарювання мідного купоросу сині кристали перетворюються на білий порошок безводного купрум(II) сульфату

$$CuSO_4 \cdot 5H_2O \xrightarrow{t} CuSO_4 + 5H_2O$$

Під час зберігання безводневих солей у негерметичних посудинах вони поглинають воду з повітря й перетворюються на кристалогідрати. Більшість ґрунтів, порід і мінералів являють собою кристалогідрати різних сполук.

Під час приготування розчинів відбувається фізико-хімічний процес, що супроводжується не лише подрібненням розчиненої речовини, а й взаємодією частинок розчиненої речовини з частинками розчинника. У разі потрапляння молекул розчиняємої речовини у розчинник, молекули розчинника орієнтуються навколо катіонів та аніонів у кристалі розчиняємої речовини, вони починають притягувати йони до себе. Це фізичний процес. Коли сила притягання йонів до молекул розчинника стає більшою за силу, що утримує йони між собою, йони в оточенні молекул розчинника переходять у розчин. Це хімічний процес. Молекули розчинника, що оточують йони розчиненої речовини в розчині, називають

сольова тою оболонкою, якщо розчинником є вода – гідратною оболонкою, а самі йони, оточені молекулами розчинника – сольватами або гідратами.

Сольватація – взаємодія між частинками розчиненої речовини (йонами, молекулами) і розчинником, сольвати – нестійкі сполуки, що при цьому утворюються.

У процесі розчинення речовин можна виділити три стадії:

1) взаємодія частинок речовини з молекулами розчинника – сольватація (гідратація, якщо розчинником є вода) – екзотермічний процес – енергія виділяється завдяки утворенню нових міжмолекулярних зв'язків між частинками;

2) руйнування структури речовини – руйнування кристалічних ґраток – ендотермічний процес – теплота поглинається, енергія витрачається на руйнування зв'язків між частинками в кристалі;

3) розподілення гідратованих частинок у розчиннику – дифузія.

Залежно від сукупності теплових ефектів на перших двох стадіях процес розчинення відбувається з поглинанням або виділенням теплоти:

- якщо під час гідратації енергії виділяється більше, ніж витрачається на руйнування кристалічних ґраток, то під час розчинення речовини теплота виділяється – екзотермічний процес, розчин нагрівається;

- якщо на руйнування кристалічних ґраток витрачається енергії більше, ніж виділяється під час гідратації – ендотермічний процес, розчин охолоджується.

У більшості випадків під час розчинення речовини у воді виділення або поглинання теплоти відбувається непомітно, оскільки зазвичай розчиняють невеликі порції речовин, температура таких розчинів якщо і змінюється, то лише на декілька градусів, що важко помітити без термометра. Іноді теплові ефекти добре помітні – так, під час розчинення концентрованої сульфатної кислоти у воді виділяється настільки багато теплоти, що розчин може закипіти. Під час розчинення деяких солей, наприклад, амоній нітрату розчин значно охолоджується, поверхня склянки покривається крапельками води й може примерзнути до столу.

Процес розчинення є фізичним і хімічним (його називають фізико-хімічним) – під час розчинення речовини відбувається її подрібнення, що є ознакою фізичного процесу, з іншого боку, під час розчинення обов'язково відбувається поглинання або виділення теплоти, а в деяких випадках утворюються нові речовини, що є ознакою хімічного процесу.

На швидкість розчинення, по-перше, впливає ступінь подрібнення речовин: чим дрібніше кристали тим більша площа зіткнення між речовиною та розчинником і речовина розчиняється швидше.

По-друге, на швидкість розчинення впливає перемішування: процес дифузії є досить тривалим, а в разі перемішування вже гідратовані частинки не скупчуються навколо кристала, а віддаляються від нього, звільняючи місце для ще не сполучених молекул розчинника.

По-третє на швидкість розчинення впливає температура. Відомо, що в гарячій воді цукор розчиняється значно швидше, ніж у холодній – це пов'язано з тим, що в гарячому розчиннику швидкість дифузії значно більше. За підвищення температури молекули або йони в кристалічних гратках речовин

1.5 Розчинність

Перехід розчинної речовини в товщу розчинника називається розчиненням і належить до фізичних характеристик речовин.

Речовини бувають добре розчинні (Р) – в 100 г води при 20°С розчиняється понад 1 г розчиненої речовини, наприклад, $NaCl$, KNO_3, $CuSO_4$; погано розчинні – малорозчинні (М) - в 100 г води при 20°С розчиняється від 0,01 г до 1 г розчиненої речовини, наприклад, $CaSO_4$, $Ca(OH)_2$; практично нерозчинні (Н) – в 100 г роди при 20°С розчиняється менше 0,01 г розчиненої речовини, наприклад, $BaSO_4, CaCO_3, AgCl$.

Переважна більшість речовин обмежено розчинні в різних розчинниках, кількісно їхню розчинність виражають числом, яке показує найбільшу масу речовини, що може розчинитися в 100 г чи 1000 г розчинника при даній температурі і тискові. Цю величину називають коефіцієнтом розчинності, або просто розчинністю.

Наприклад, у 100 г води за 20°С можна розчинити не більше 32 г KNO_3, 36 г NaCl, 0,25 г $CaSO_4$ і лише 0,007 г $CaCO_3$. Дуже важливо – кальцій карбонат, який вважають практично нерозчинним, насправді незначною мірою переходить у розчин. Абсолютно нерозчинних речовин не існує.

Деякі рідини, наприклад, етиловий спирт, гліцерол, ацетон, сульфатна, нітратна й оцтова кислоти необмежено розчинні у воді – їх можна змішувати з водою в будь-яких співвідношеннях.

Гази, значно відрізняються за розчинністю. Найбільш розчинними у воді є амоніак NH_3 і гідроген хлорид HCl – за температури 0°С в 1 л води можна розчинити 1200 л амоніаку і 500 л гідроген хлориду. За цих самих умов в 1 л води розчиняється лише 50 мл кисню, і 21,5 мл водню.

Розчинність речовин залежить від хімічної природи розчинної речовини і розчинника. Більшість речовин йонної будови (KCl, BaI_2) добре розчиняється у воді, також у воді добре розчиняються речовини з полярним ковалентним типом зв'язку (H_2SO_4, HNO_3).

Речовини з неполярним ковалентним типом зв'язку (H_2, O_2, PH_3) мають незначну розчинність або практично не розчиняються у воді.

Розчинність більшості речовин змінюються залежно від температури, таку залежність часто подають у вигляді таблиць або графіків.

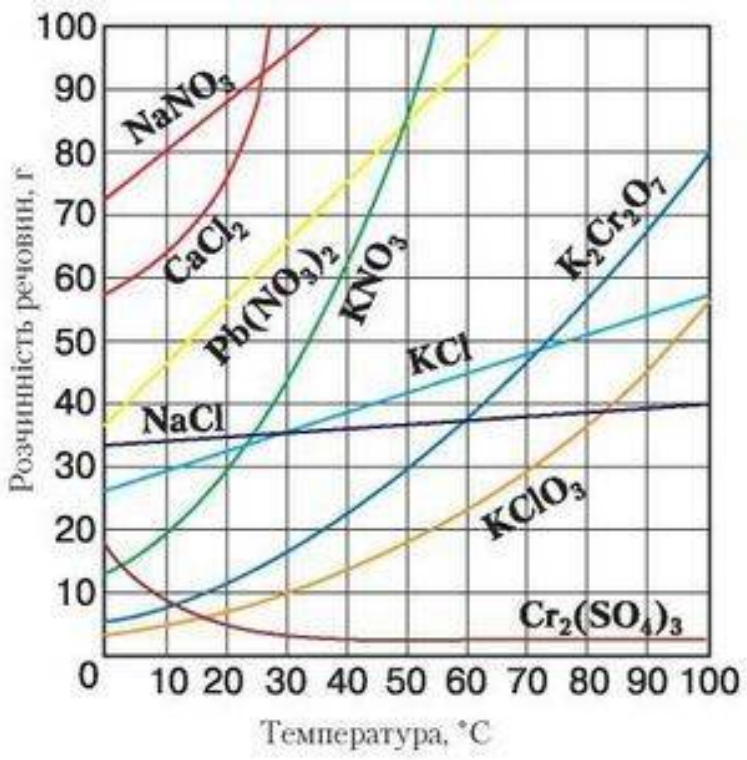


Рис. 1. – Криві розчинності

За кривими розчинності можна встановити:

- розчинність речовин за різних температур;
- масу речовини, яка випаде в осад під час зміни температури.

Для більшості твердих речовин з підвищенням температури вона помітно збільшується.

Так, якщо за температури +20°С розчинність калій нітрату (KNO_3) становить 40 г, то за температури +80°С у 100 г води розчиняється вже 140 г цієї солі.

Проте трапляються тверді речовини, розчинність яких зі збільшенням температури зменшується, як це відбувається в літій карбонату (Li_2CO_3).

Розчинність газуватих речовин, навпаки, із підвищенням температури зменшується. Пояснюється це тим, що нагрівання прискорює рух молекул, унаслідок чого частина з них залишає розчин. Якщо холодну водопровідну воду нагрівати, не доводячи до кипіння, то на дні й стінках посудини утворюються бульбашки повітря, яке було розчинене у воді та почало з неї виділятися.

Розчинність газоподібних речовин прямо пропорційна тиску, тобто що вищий тиск, то більша розчинність.

Всім доводилося відкривати пляшку з газованою водою – під час виготовлення газованих напоїв воду насичують вуглекислим газом за підвищеного тиску, а пляшку герметично закривають. У разі відкриття пляшки тиск у ній знижується до атмосферного, розчинність вуглекислого газу різко зменшується і надлишковий вуглекислий газ починає бурхливо виділятися.

Отже, якщо є потреба в розчиненні більшого об'єму газів, розчинення слід проводити за зниженої температури й підвищеного тиску.

Залежно від кількості розчиненої речовини в розчині розчини поділяють на насичені, ненасичені, перенасичені.

Розчин, у якому речовина ще може розчинятися за певної температури, називають ненасиченим.

Тобто, у таких розчинах за даних умов цілком можливе розчинення додаткової кількості речовини.

Насиченим називається розчин, в якому за певної температури й тиску розчинена речовина більше не розчиняється.

Тобто, у таких розчинах розчинена речовина досягає межі свого розчинення і без зміни зовнішніх умов додаткову її кількість розчинити неможливо – при її добавлянні вода не переходить у розчин, а перебуває в ньому у вигляді осаду.

Оскільки розчинність більшості речовин при зниженні температури зменшується, то при цьому частина розчиненої речовини виділяється з розчину – кристалізується. Якщо ж охолодження проводити повільно, то кристалізація певний час може не наставати і вміст розчиненої речовини порівняно з її розчинністю виявиться більшим, це вже буде перенасичений розчин. Достатньо такий розчин струсити, внести в нього скляну паличку чи кристалик цієї є речовини, надлишок речовини викристалізується і розчин стане насиченим. Перенасиченим називається розчин, в якому можна розчинити більше речовини, ніж у насиченому, внаслідок підвищення температури.

1.6 Вираження складу розчинів

Під час роботи з розчинами важливо знати їх кількісні характеристики. Найважливішою кількісною характеристикою розчину є масова частка розчиненої речовини. Її завжди зазначають на етикетках тари для розчинів хімічних реактивів, лікарських засобів (рідких лікарських форм), харчових продуктів.

Наприклад, в аптеці ви можете придбати:

- антисептичний засіб діамантовий зелений. Його випускають у пляшечках 10 мл або 20 мл у вигляді 60 % розчину спирту у воді з масовою часткою діючої речовини 1 %;

- 10 % водний розчин амоніаку (нашатирний спирт);

- 1 – 6 % водний розчин гідроген пероксиду (фармацевтична назва – «перекис водню»).

Серед харчових продуктів найбільш відомим є водний розчин оцтової кислоти. Він буває 3 – 15 % (столовий оцет) і 70 – 80 % (оцтова есенція). Його використовують у промисловій (як харчову добавку Е260) і домашній кулінарії, для консервування. Сплутати ці два розчини дуже легко: вони мають однаковий вигляд (прозора безбарвна рідина) і запах. Помилкове використання есенції замість столового оцту може спричинити важкі хімічні опіки.

Отже, слід не лише завжди уважно читати етикетки споживчих товарів, а навіть у побуті вміти готувати розчини із заданою масовою часткою розчиненої речовини.

Масова частка розчиненої речовини – це відношення маси розчиненої речовини до маси розчину. Її позначають малою латинською літерою *w* «дубль ве»:

$$w(\text{речовини}) = \frac{m(\text{речовини})}{m(\text{р-ну речовини})} \qquad (1)$$

Іноді замість назви речовин указують її формулу. Так, для розчину натрій хлориду NaCl формула матиме вигляд:

$$w(\text{NaCl}) = \frac{m(\text{NaCl})}{m(\text{р-ну NaCl})}$$

Масова частка *w* - величина безрозмірна, її виражають у частках одиниці або у відсотках. Так, якщо масова частка натрій хлориду NaCl в розчині становить 0,3, то відповідна масові частка у відсотках становить $0{,}3 \cdot 100\ \% = 30\ \%$.

$$m(\text{р-ну речовини}) = \frac{m(\text{речовини})}{w(\text{речовини})}$$

$$m(\text{речовини}) = w(\text{речовини}) \times m(\text{розчину речовини})$$

Маса розчину складається з маси розчинника і маси розчиненої речовини.

$$m(\text{р-ну X}) = m(\text{розчинника}) + m(\text{X}),$$

де X – формула розчиненої речовини.

У випадку приготування розчину з різними розчиненими речовинами:

$m(\text{р-ну}) = m(\text{розчинника})$ + сума мас всіх розчинених речовин

Доволі часто зручніше користуватись не масою води, а її об’ємом, який легко можна виміряти за допомогою мензурки, мірного циліндра чи іншого вимірювального посуду.

Маса рідини, її густина та об’єм пов’язані формулою:

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

Звідси можна вивести похідні формули:

$$m = \rho V \text{ та } V = \frac{m}{\rho}$$

У випадку використання певного об'єму води застосовують відоме значення густини води:

$$\rho(H_2O) = 1 \text{ г/мл}$$

Наприклад, потрібно розрахувати масу 150 мл води

$$\rho(H_2O) = \frac{m(H_2O)}{V(H_2O)}$$

$$m(H_2O) = 1 \text{ г/мл} \cdot 150 \text{ мл} = 150 \text{ г}$$

Приклади розв'язання задач

Задача 1. У 200 г води за температури 50°С розчинили 161,6 г калій броміду. Визначте масову частку калій броміду в утвореному розчині.

Дано:	***Розв'язання***
$m(H_2O) = 200$ г	Обчислюємо масу розчину:
$m(KBr) = 161{,}6$ г	$m(\text{р-ну KBr}) = m(H_2O) + m(KBr) = 200$ г +161,6 г = = 361,6 г.
$w(KBr) - ?$	Знаходимо масову частку калій броміду:

$$w(KBr) = \frac{m(KBr)}{m(\text{р-ну KBr})} = \frac{161{,}6 \text{ г}}{361{,}6 \text{ г}} = 0{,}4469 \text{ або } 44{,}69\ \%.$$

Відповідь: $w(KBr) = 0{,}4469$ або 44,69 %.

Задача 2. Яка маса солі і води потрібні для приготування 500 г розчину з масовою часткою розчиненої речовини 10%?

Дано:	***Розв'язання***
$m(\text{р-ну}) = 500$ г	1. Яка маса солі потрібна для приготування розчину?
$w(\text{солі}) = 10\% = 0{,}1$	$m(\text{солі}) = m(\text{р-ну}) \cdot w(\text{солі}) = 500$ г $\cdot 0{,}1 = 50$ г.
$m(\text{солі}) - ?$	2. Яка маса води потрібна для приготування розчину?
$m(H_2O) - ?$	$m(H_2O) = m(\text{р-ну}) - m(\text{солі}) = 500$ г - 50 г = 450 г.

Відповідь: $m(\text{солі}) = 50$ г; $m(H_2O) = 450$ г.

Задача 3. Масова частка натрій сульфату в розчині дорівнює 10 %. Обчисліть масу натрій сульфату в 80 г такого розчину.

Дано:	***Розв'язання***
$w(\text{Na}_2\text{SO}_4) = 10\% = 0{,}1$	$m(\text{Na}_2\text{SO}_4) = m(\text{р-ну Na}_2\text{SO}_4) \cdot w(\text{Na}_2\text{SO}_4) =$
$m(\text{р-ну Na}_2\text{SO}_4) = 80$ г	$= 80$ г $\cdot$ 0,1 = 8 г.
$m(\text{Na}_2\text{SO}_4) - ?$	

Відповідь: $m(\text{Na}_2\text{SO}_4) = 8$ г.

Задача 4. У розчині масова частка натрій гідроксиду дорівнює 25 %. Обчисліть масу розчину, що містить 80 г натрій гідроксиду.

Дано:	***Розв'язання***
$w(\text{NaOH}) = 25\% = 0{,}25$	$m(\text{р-ну NaOH}) = \dfrac{m(\text{NaOH})}{w(\text{NaOH})} = \dfrac{80 \text{ г}}{0{,}25} = 320$ г.
$m(\text{NaOH}) = 80$ г	
$m(\text{р-ну NaOH}) - ?$	

Відповідь: $m(\text{р-ну NaOH}) = 320$ г.

Задача 5. Є 40 г розчину, у якому масова частка солі становить 10%. Скільки води потрібно додати до цього розчину, щоб отримати розчин з масовою часткою солі 2%?

Дано:	***Розв'язання***
$m_1(\text{р-ну солі}) = 40$ г	1. Яка маса солі міститься у розчині?
$w_1(\text{солі}) = 10\% = 0{,}1$	$m(\text{солі}) = m_1(\text{р-ну солі}) \cdot w_1(\text{солі}) =$
	$= 40$ г $\cdot$ 0,1=4 г.
$m(\text{H}_2\text{O}) - ?$	2. Яка маса нового розчину?

$$m_2(\text{р-ну солі}) = \frac{m(\text{солі})}{w_2(\text{солі})} = \frac{4 \text{ г}}{0{,}02} = 200 \text{ г}.$$

3. Яку масу води треба додати до першого розчину?

$$m(\text{H}_2\text{O}) = m_2(\text{р-ну солі}) - m_1(\text{р-ну солі}) = 200 \text{ г} - 40 \text{ г} = 160 \text{ г}.$$

Відповідь: $m(\text{H}_2\text{O}) = 160$ г.

Задача 6. Визначте масу кристалічного натрій гідроксиду і масу води, які потрібні для приготування 300 мл розчину лугу з масовою часткою NaOH 20%, якщо густина розчину становить 1,225 г/мл.

Дано:	***Розв'язання***
$V\left(\text{р-ну NaOH}\right)=300$ мл	1. Обчислюємо масу розчину.
$w\left(\text{NaOH}\right)=20\%=0,2$	$m\left(\text{р-ну NaOH}\right)=V\left(\text{р-ну NaOH}\right)\cdot$ $\times\rho\left(\text{р-ну NaOH}\right)=300$ мл $\cdot$ 1,225 г/мл= $=367,5$ г.
$\rho\left(\text{р-ну NaOH}\right)=1,225$ г/мл	2. Знаходимо масу натрій гідроксиду у розчині.
$m\left(\text{NaOH}\right)-?$	$m\left(\text{NaOH}\right)=m\left(\text{р-ну NaOH}\right)\cdot w\left(\text{NaOH}\right)=$ $=367,5\text{ г}\cdot 0,2=73,5$ г.
$m\left(\text{H}_2\text{O}\right)-?$	

3. Визначаємо масу води.

$$m\left(\text{H}_2\text{O}\right)=m\left(\text{р-ну NaOH}\right)-m\left(\text{NaOH}\right)=367,5\text{ г - }73,5\text{ г}=294\text{ г.}$$

Відповідь: $m\left(NaOH\right)=73,5$ г. $m\left(H_2O\right)=294$ г.

Задача 7. У воді масою 120 г розчинили залізний купорос $\text{FeSO}_4\times 7\text{H}_2\text{O}$ масою 10,5 г. Обчисліть масову частку безводного ферум(II) сульфату в одержаному розчині.

Дано:	***Розв'язання***
$m\left(\text{H}_2\text{O}\right)=120$ г	1. Яка маса розчину?
$m\left(\text{FeSO}_4\cdot 7\text{H}_2\text{O}\right)=10,5$ г	$m\left(\text{р-ну}\right)=m\left(H_2O\right)+m\left(FeSO_4\cdot 7H_2O\right)=$ $=10,5\text{ г }+120\text{ г}=130,5$ г.
$w\left(FeSO_4\right)-?$	2. Яка маса безводного ферум(II) сульфату міститься у 10,5 г залізного купоросу?

$$M\left(\text{FeSO}_4\right)=152\text{ г/моль.}$$

$$M\left(\text{FeSO}_4\cdot 7\text{H}_2\text{O}\right)=278\text{ г/моль.}$$

$\text{FeSO}_4\cdot 7\text{H}_2\text{O}$	містить	FeSO_4
278 г $\text{FeSO}_4\cdot 7\text{H}_2\text{O}$	містить	152 г FeSO_4
10,5 г $\text{FeSO}_4\cdot 7\text{H}_2\text{O}$	містить	x г FeSO_4

Звідки $x=\dfrac{10,5\cdot 152}{278}=5,74$ г.

Яка масова частка безводного ферум(II) сульфату в добутому розчині?

$$w\left(\text{FeSO}_4\right)=\frac{m\left(\text{FeSO}_4\right)}{m\left(\text{р-ну FeSO}_4\right)}=\frac{5,74\text{ г}}{130,5\text{ г}}=0,044\text{ або }4,4\%.$$

Відповідь: $w\left(\text{FeSO}_4\right)=$ 4,4%.

Задача 8. Обчисліть об'єм гідроген хлориду (н. у.), який необхідно розчинити у воді для одержання розчину масою 700 г з масовою часткою розчиненої речовини 7,3%.

Дано:

$m(\text{р-ну HCl}) = 700$ г

$w(\text{HCl}) = 7{,}3\% = 0{,}073$

$V(\text{HCl}) - ?$

Розв'язання

1. Знаходимо масу гідроген хлориду в розчині:

$m(HCl) = m(\text{р-ну HCl}) \cdot w(\text{HCl}) =$

$= 700 \text{ г} \cdot 0{,}073 = 51{,}1 \text{ г}.$

2. Визначаємо кількість речовини гідроген хлориду:

$$M(\text{HCl}) = 36{,}5 \text{ г/моль};$$

$$\nu(\text{HCl}) = \frac{m(\text{HCl})}{M(\text{HCl})} = \frac{51{,}1 \text{ г}}{36{,}5 \text{ г}} = 1{,}4 \text{ моль}.$$

3. Обчислюємо об'єм гідроген хлориду:

$$V(\text{HCl}) = \nu(\text{HCl}) \cdot V_M = 1{,}4 \text{ моль} \cdot 22{,}4 \text{ л/моль} = 31{,}36 \text{ л}.$$

Відповідь: $V(\text{HCl}) = 31{,}36$ л.

Задача 9. Амоніак об'ємом 560 л (н. у.) розчинили у воді об'ємом 2,075 л. Обчисліть масову частку розчиненої речовини в розчині.

Дано:

$V(NH_3) = 560$ л

$V(H_2O) = 2{,}075 \text{ л} = 2075 \text{ мл}^3$

$\rho(\text{H}_2\text{O}) = 1 \text{ г/мл}^3$

$w(\text{NH}_3) - ?$

Розв'язання

1. Знаходимо масу води:

$m(\text{H}_2\text{O}) = V(\text{H}_2\text{O}) \cdot \rho(\text{H}_2\text{O}) = 2075 \text{ мл} \cdot 1 \text{ г/мл} =$

$= 2075$ г.

2. Визначаємо кількість речовини амоніаку:

$$\nu(NH_3) = \frac{V(NH_3)}{V_M} = \frac{560 \text{ л}}{22{,}4 \text{ л/моль}} = 25 \text{ моль}.$$

3. Знаходимо масу амоніаку:

$$m(NH_3) = \nu(NH_3) \cdot M(NH_3) = 25 \text{ моль} \cdot 17 \text{ г/моль} = 425 \text{ г}.$$

$$M(\text{NH}_3) = 17 \text{ г/моль}.$$

4. Визначаємо масу розчину:

$$m(\text{розчину}) = m(\text{H}_2\text{O}) + m(\text{NH}_3) = 2075 \text{ г} + 425 \text{ г} = 2500 \text{ г}.$$

5. Знаходимо масову частку амоніаку в розчині:

$$w(NH_3) = \frac{m(NH_3)}{m(\text{р-ну})} = \frac{425 \text{ г}}{2500 \text{ г}} = 0{,}17 = 17\%.$$

Відповідь: $w(NH_3) = 0{,}17 = 17\%$.

Задача 10. Із розчину масою 200 г з масовою часткою натрій нітрату 1,7% випарували деяку кількість води. У новоутвореному розчині масова частка солі становила 2%. Обчисліть масу води, яка випарувалась.

Дано:

$m_1(\text{р-ну } NaNO_3) = 200$ г

$w_1(NaNO_3) = 1,7\% = 0,017$

$w_2(NaNO_3) = 2\% = 0,02$

$m(H_2O) - ?$

Розв'язання

1. Обчислюємо масу солі в розчині:

$$w_1(NaNO_3) = \frac{m(NaNO_3)}{m_1(\text{р-ну } NaNO_3)},$$

звідки:

$$m(NaNO_3) = w_1(NaNO_3) \cdot m_1(\text{р-ну } NaNO_3) =$$
$$= 0,017 \cdot 200 \text{ г} = 3,4 \text{ г}.$$

2. Обчислюємо масу другого розчину:

$$w_2(NaNO_3) = \frac{m(NaNO_3)}{m_2(\text{р-ну } NaNO_3)}, \text{ звідки:}$$

$$m_2(\text{р-ну } NaNO_3) = \frac{m(NaNO_3)}{w_2(NaNO_3)} = \frac{3,4 \text{ г}}{0,02} = 170 \text{ г}$$

3. Обчислюємо масу води, яку випарували з розчину:

$$m(H_2O) = m_1(\text{р-ну } NaNO_3) - m_2(\text{р-ну } NaNO_3) = 200 \text{ г} - 170 \text{ г} = 30 \text{ г}.$$

Відповідь: $m(H_2O) = 30$ г.

Задача 11. До розчину масою 160 г з масовою часткою солі 8% додали 90г води. Обчисліть масову частку розчиненої речовини в утвореному розчині.

Дано:

$m_1(\text{р-ну солі}) = 160$ г

$w_1(\text{солі}) = 8\% = 0,08$

$m(H_2O) = 90$ г

$w_2(\text{солі}) - ?$

Розв'язання

1. Обчислюємо масу солі в розчині:

$$m(\text{солі}) = m_1(\text{р-ну солі}) \cdot w_1(\text{солі}) = 160 \text{ г} \cdot 0,08 =$$
$$= 12,8 \text{ г}.$$

2. Обчислюємо масу отриманого розчину:

$$m_2(\text{р-ну солі}) = m_1(\text{р-ну солі}) + m(H_2O) = 160 \text{ г} + 90 \text{ г} = 250 \text{ г}.$$

3. Обчислюємо масову частку солі в отриманому розчині:

$$w_2(\text{солі}) = \frac{m(\text{солі})}{m_1(\text{р-ну солі})} = \frac{12,8 \text{ г}}{250 \text{ г}} = 0,0512 = 5,12\%.$$

Відповідь: $w_2(\text{солі}) = 5,12\%$.

Задача 12. До розчину масою 150г з масовою часткою сахарози 2% додали сахарозу масою 25г. Обчисліть масову частку розчиненої речовини в утвореному розчині.

Дано:	***Розв'язання***
$m_1(\text{р-ну } C_{12}H_{22}O_{11}) = 150$ г $w_1(C_{12}H_{22}O_{11}) = 2\% = 0,02$ $m(C_{12}H_{22}O_{11}) = 25$ г	1. Обчислюємо масу сахарози в першому розчині: $m_1(C_{12}H_{22}O_{11}) = m_1(\text{р-ну } C_{12}H_{22}O_{11}) \times$ $\times w_1(C_{12}H_{22}O_{11}) = 150$ г $\cdot$ 0,02=3 г.
$w_2(C_{12}H_{22}O_{11}) - ?$	2. Обчислюємо масу сахарози в новому розчині:

$$m_2(C_{12}H_{22}O_{11}) = m_1(C_{12}H_{22}O_{11}) + m(C_{12}H_{22}O_{11}) = 3 \text{ г} + 25 \text{ г} = 28 \text{ г}.$$

3. Обчислюємо масу нового розчину:

$$m_2(\text{р-ну } C_{12}H_{22}O_{11}) = m_1(\text{р-ну } C_{12}H_{22}O_{11}) + m(C_{12}H_{22}O_{11}) = 150 \text{ г} + 25 \text{ г} = 175 \text{ г}.$$

4. Обчислюємо масову частку сахарози в новому розчині:

$$w_2(C_{12}H_{22}O_{11}) = \frac{m_2(C_{12}H_{22}O_{11})}{m_2(\text{р-ну } C_{12}H_{22}O_{11})} = \frac{28 \text{ г}}{175 \text{ г}} = 0,16 = 16\%.$$

Відповідь: $w_2(C_{12}H_{22}O_{11}) = 16\%$.

Задача 13. У розчині масою 200г з масовою часткою барій гідроксиду 3% розчинили барій оксид масою 6,12 г. Обчисліть масову частку речовини в утвореному розчині.

Дано:	***Розв'язання***
$m_1(\text{р-ну } Ba(OH)_2) = 200$ г $w_1(Ba(OH)_2) = 3\% = 0,03$	1. Обчислюємо масу $Ba(OH)_2$ у вихідному розчині: $m_1(Ba(OH)_2) = m_1(\text{р-ну } Ba(OH)_2) \times$ $\times w_1(Ba(OH)_2) = 200$ г $\cdot$ 0,03 = 6 г.
$m(BaO) = 6,12$ г	
$w_2(Ba(OH)_2) - ?$	2. Обчислюємо масу отриманого розчину:

$$m_2(\text{р-ну } Ba(OH)_2) = m_1(\text{р-ну } Ba(OH)_2) + m(BaO) = 200 \text{ г} + 6,12 \text{ г} = 206,12 \text{ г}.$$

3. Обчислюємо масу $m_2(Ba(OH)_2)$, який утвориться під час розчинення BaO у вихідному розчині:

$M(BaO) = 153$ г/моль;

$M\left(Ba(OH)_2\right) = 171$ г/моль;

$$\underset{153\text{ г}}{\overset{6{,}12\text{ г}}{BaO}} + H_2O = \underset{171\text{ г}}{\overset{m}{Ba(OH)_2}}$$

Під час розчинення 153г BaO утворюється 171 г $Ba(OH)_2$, а під час розчинення 6,12 г BaO - m_2 г $Ba(OH)_2$. Отже, 6,12 : 153 = m_2 : 171.

Звідки $m_2 = \dfrac{6{,}12\text{ г} \cdot 171}{153\text{ г}} = 6{,}84\ (\text{г})$;

$m_2\left(Ba(OH)_2\right) = 6{,}84$ г.

4. Обчислюємо масу $m_3\left(Ba(OH)_2\right)$ в отриманому розчині:

$$m_3\left(Ba(OH)_2\right) = m_1\left(Ba(OH)_2\right) + m_2\left(Ba(OH)_2\right) = 6\text{ г} + 6{,}84\text{ г} = 12{,}84\text{ г}.$$

5. Обчислюємо масову частку $Ba(OH)_2$ в отриманому розчині:

$$w_2\left(Ba(OH)_2\right) = \frac{m_3\left(Ba(OH)_2\right)}{m_2\left(\text{р-ну } Ba(OH)_2\right)} = \frac{12{,}84\text{ г}}{206{,}12\text{ г}} = 0{,}0623 = 6{,}23\%.$$

Відповідь: $w_2\left(Ba(OH)_2\right) = 6{,}23\%$.

Задача 14. До 250г розчину з масовою часткою солі 10% долили 150г розчину з масовою часткою солі 25%. Обчисліть масову частку солі в утвореному розчині.

Дано:	***Розв'язання***
$m_1(\text{р-ну солі}) = 250$ г	1. Обчислюємо масу солі у першому розчині.
$w_1(\text{солі}) = 10\% = 0{,}1$	$m_1(\text{солі}) = m_1(\text{р-ну солі}) \cdot w_1(\text{солі}) =$ $= 250\text{ г} \cdot 0{,}01 = 25$ г.
$m_2(\text{р-ну солі}) = 150$ г	2. Обчислюємо масу солі у другому розчині.
$w_2(\text{солі}) = 25\% = 0{,}25$	$m_2(\text{солі}) = m_2(\text{р-ну солі}) \cdot w_2(\text{солі}) =$ $= 150\text{ г} \cdot 0{,}25 = 37{,}5$ г.
$w_3(\text{солі}) - ?$	3. Визначаємо масу солі в утвореному розчині.

$$m_3(\text{солі}) = m_1(\text{солі}) + m_2(\text{солі}) = 25\text{ г} + 37{,}5\text{ г} = 62{,}5\text{ г}.$$

4. Обчислюємо масу утвореного розчину.

$$m_3(\text{р-ну солі}) = m_1(\text{р-ну солі}) + m_2(\text{р-ну солі}) = 250\text{ г} + 150\text{ г} = 400\text{ г}.$$

5. Обчислюємо масову частку солі в утвореному розчині.

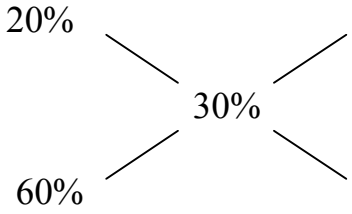
$$w_3(\text{солі}) = \frac{m_3(\text{солі})}{m_3(\text{р-ну солі})} = \frac{62{,}5\text{ г}}{400\text{ г}} = 0{,}1563 \text{ або } 0{,}1563 \cdot 100\% = 15{,}63\%.$$

Відповідь: $w_3(\text{солі}) = 15{,}63\%$.

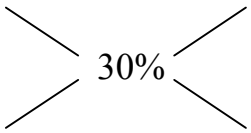
Задача 15. Які маси розчинників з масовими частками розчиненої речовини 20% і 60% потрібно взяти для приготування 800 г розчину з масовою часткою 30%?

Дано:	***Розв'язання***
$w_1(\text{р.р.}) = 20\%$	1. Задачу розв'яжемо за правилом Персона (це правило
$w_2(\text{р.р.}) = 60\%$	ще називають правилом змішування розчинів, правилом
$w_3(\text{р.р.}) = 30\%$	діагоналей, правилом павука або правилом хреста).
$m_3(\text{р-ну}) = 800$ г	Записуємо одне під другим значення масових часток
$m_1(\text{р-ну}) - ?$	вихідних розчинів, справа між ними – значення масової
$m_2(\text{р-ну}) - ?$	частки нового розчину, який треба приготувати.

Значення масових часток початкових розчинів сполучаємо зі значенням масової частки нового розчину прямими лініями і продовжуємо ці лінії так, щоб утворилися діагоналі уявного прямокутника:



Потім від більшого числа на одній діагоналі віднімаємо менше і записуємо отримані значення,



60% - 30% = 30 — 30 масових частин розчину з масовою часткою 20%

30% - 20% = 10 — 10 масових частин розчину із масовою часткою 60%.

що показують масові частини першого і другого розчинів, які необхідні для приготування нового розчину.

2. Отже, для приготування нового розчину потрібно взяти 30 масових частин розчину з масовою часткою 20% і 10 масових частин розчину з масовою часткою 60%, тобто всього 30 + 10 = 40 масових частин. Ці 40 частин становлять 800г нового розчину.

3. Знаходимо масу розчину, що припадає на 1 частину.

800г : 40 частин = 20г.

4. Визначаємо масу першого розчину.

$m_1(\text{р-ну}) = 20$ г $\cdot$ 30 частин = 600 г.

5. Обчислюємо масу другого розчину.

$m_2(\text{р-ну}) = 20$ г $\cdot$ 10 частин = 200 г.

Відповідь: 600 г розчину з масовою часткою 20%; 200 г розчину з масовою часткою 60%.

Задача 16. В 1л води при 20°С і атмосферному тиску розчиняється 110л гідроген йодиду HI. Густина газоподібного HI за цих умов дорівнює 5,3 г/л. Обчисліть масову частку гідроген йодиду у насиченому розчині.

Дано:	***Розв'язання***
$V(H_2O) = 1$ л $= 1000$ мл	1. Обчислюємо масу води.
$V(HI) = 110$ л	$m(H_2O) = \rho(H_2O) \cdot V(H_2O) = 1$ г/мл $\cdot$ 1000 мл = = 1000 г.
$\rho(H_2O) = 1$ г/мл	2. Визначаємо масу гідроген йодиду.
$\rho(HI) = 5{,}3$ г/л	$m(HI) = \rho(HI) \cdot V(HI) = 5{,}3$ г/л $\cdot$ 110 мл = 583 г.
$w(HI) - ?$	3. Обчислюємо масу розчину:

$$m(\text{р-ну HI}) = m(H_2O) + m(HI) = 1000 \text{ г} + 583 \text{ г} = 1583 \text{ г}.$$

4. Обчислюємо масову частку гідроген йодиду.

$$w(HI) = \frac{m_3(HI)}{m_2(\text{р-ну HI})} = \frac{583 \text{ г}}{1583 \text{ г}} = 0{,}3683 \text{ або } 0{,}3683 \cdot 100\% = 36{,}83\%.$$

Відповідь: $w(HI) = 36{,}83\%$.

Тестові завдання для самоконтролю

1. Розчин - це
А. неоднорідна суміш речовин;
Б. суміш, одним із компонентів якої обов'язково є вода;
В. однорідна суміш речовин;
Г. суміш двох рідин, однією з яких обов'язково є вода.

2. Укажіть значення виразу «насичений розчин»
А. вміст розчиненої речовини порівняно з розчинником дуже великий;
Б. вміст розчиненої речовини порівняно з розчинником дуже малий;
В. вміст речовини у розчині максимальний за даної температури;
Г. за даної температури речовина розчиняється повільно.

3. Якщо відкрити пляшку з газованим напоєм, то вуглекислий газ, розчинений у рідині, швидко виділяється тому що
А. розчинність газу зменшується;
Б. розчинність газу збільшується;
В. вуглекислий газ активно реагує з киснем;
Г. кисень повітря розчиняється у газованій воді.

4. Укажіть значення виразу «розбавлений розчин»
А. вміст розчинної речовини порівняно з розчинником дуже великий;
Б. вміст розчинної речовини порівняно з розчинником дуже малий;
В. розчин, у який додали воду;
Г. розчин, із якого випарували воду.

5. Під час процесу розчинення:
А. не спостерігається теплових змін;
Б. теплота завжди поглинається;
В. теплота виділяється або поглинається;
Г. теплота завжди виділяється.

6. Розчинність твердих речовин залежить від:
А. природи розчинної речовини, ступеня її подрібнення;
Б. природи розчинника і тиску;
В. температури розчинника і його природи;
Г. природи розчинника, розчиненої речовини та температури.

7. Масовою часткою розчинної речовини називають:
А. відношення маси розчиненої речовини до маси розчинника;
Б. відношення маси розчиненої речовини до маси розчину;
В. відношення маси розчинника до маси розчиненої речовини;
Г. відношення маси розчинника до маси розчину.

8. Насичений розчин можна перетворити на ненасичений:
А. нагріванням розчину або додаванням розчинника;
Б. додаванням розчиненої речовини;
В. охолодженням розчину і додаванням розчиненої речовини.

9. Укажіть, у яких масових співвідношеннях необхідно змішати натрій хлорид та воду, щоб отримати розчин із масовою часткою солі 10%:
А. 1 : 100; Б. 1 : 10; В. 1 : 9; Г. 10: 1.

10. Укажіть масу розчиненої речовини (г) і масу води (г), потрібних для приготування 400 г розчину з масовою часткою розчиненої речовини 10%.
А. 40 і 400; Б. 40 і 360; В. 10 і 390; Г. 100 і 300.

11. Зробіть необхідні обчислення й укажіть об’єм води (мл), в яку необхідно добавити кухонну сіль, щоб отримати розчин масою 150 г з масовою часткою солі 12%.
А. 120; Б. 18; В. 132; Г. 138.

12. Укажіть вірну назву кристалогідрату $CaSO_4 \cdot 2H_2O$

А. глауберова сіль; Б. гіпс; В. кристалічна сода; Г. алебастр.

13. Укажіть речовину, розчинність якої збільшується при підвищенні тиску:
А. магній сульфат; Б. калій хлорид; В. амоніак; Г. нітратна кислота.

14. Густина розчину є відношенням:
А. маси розчиненої речовини до об'єму розчину;
Б. маси розчиненої речовини до маси розчину;
В. маси розчину до об'єму розчину.

15. Укажіть масу розчиненої речовини(г) і масу води (г), потрібних для приготування 200 г розчину з масовою часткою речовини 20%:
А. 20 і 200; Б. 20 і 180; В. 40 і 200; Г. 40 і 160.

16. Укажіть масу (г) безводної солі, яка міститься в 1 моль кристалогідрату $CuSO_4 \cdot 5H_2O$
А. 250; Б. 160; В. 168; Г. 180.

17. Укажіть дисперсну систему, у якій дисперсійна фаза рідка, а дисперсійне середовище – газоподібне:
А. дим; Б. молоко; В. хмара; Г. сплав.

18. Укажіть молярну масу натрій сульфату дека гідрату:
А. 232 г/моль; Б. 142 г/моль; В. 322 г/моль; Г. 256 г/моль.

19. Проаналізуйте твердження й укажіть, чи є поміж них правильні:
I. Розчинність газів у воді зростає внаслідок підвищення тиску;
II. Розчинність газів у воді зменшується внаслідок підвищення температури;
А. правильне лише I; В. обидва правильні;
Б. правильне лише II; Г. немає правильних.

20. Проаналізуйте твердження й укажіть, чи є поміж них правильні:
I. Для розділення суміші нафти та соняшникової олії використовують фільтрування;
II. Приготування водного розчину амоній хлориду супроводжується розігріванням системи;
А. правильне лише I; В. правильні обидва;
Б. правильне лише II; Г. немає правильних.

21. Доповніть речення:
Розчин, в якому міститься багато розчиненої речовини –

А. розведений; Б. насичений; В. ненасичений; Г. концентрований.

22. Укажіть колоїдний розчин:
А. морська вода; Б. сік із м'якоттю; В. чайний напій; Г. газована вода.

23. У якій суміші частинки розчиненої речовини мають найменші розміри?
А. емульсія; Б. піна; В. розчин; Г. суспензія.

24. Вкажіть масу розчину сульфатної кислоти об'ємом 300 мл (густина 1,84 г/см^3):
А. 552 г; Б. 250 г; В. 300 г; Г. 500 г.

25. У 300 г води розчинили 0,1 моль калій сульфату. Обчисліть масову частку солі в розчині:
А. 0,055; Б. 0,55; В. 50,5; Г. 0,05.

26. Оберіть визначення кристалогідрату:
А) тверда речовина, яка містить хімічно зв'язану воду й має певний склад;
Б) насичений водний розчин;
В) концентрований водний розчин;
Г) розведений водний розчин.

27. Розчинами (Р) називаються речовини, розчинність яких:
А) Понад 1 г речовини у 100 г води;
Б) Від 1 до 0,001 г речовини у 100 г води;
В) Менше 0,001 г речовини у 100 г води;
Г) Всі відповіді правильні.

28. Процес розчинення залежить від:
А) природи речовин, концентрації речовин, площі стикання речовин;
Б) Температури, тиску та природи реагентів;
В) Агрегатного стану, каталізатора, тиску.

29. Укажіть причину, завдяки якій вода у твердому стані є крихкою речовиною:
А) складається з молекул H_2O;
Б) має молекулярні кристалічні гратки;
В) молекулярні води – полярні;
Г) має невисоку температуру плавлення.

30. Зазначте, як змінюється розчинність газів зі зниженням температури:
А) збільшується; Б) зменшується; В) залишається без змін;
Г) спочатку зменшується, а потім збільшується.

2. РОЗЧИНИ ЕЛЕКТРОЛІТІВ

2.1 Електролітична дисоціація

В речовинах іонної будови, наприклад, у кухонній солі (NaCl), є заряджені частинки – йони. Відомо, що електричний струм – це спрямований рух заряджених частинок. Але тверда кухонна сіль не проводить електричний струм, а її розчин чи розплав проводять – чому? Відповідь на це запитання знайшов шведський учений Сванте Арреніус, провівши багато дослідів з порівняння електропровідності кислот, основ, солей, сумішей речовин залежно від розчинника, температури і концентрації розчинів. Він зробив висновок про те, що носіями струму в розчині є заряджені частинки – йони, які утворюються у процесі розчинення речовин під впливом полярного розчинника (води), а не в результаті проходження електричного струму через розчин. Під час розчинення речовин у воді полярні молекули води притягують до себе йони або молекули, що перебувають у вузлах кристалічної ґратки розчиненої речовини, і якщо це притягання перевищує силу притягання між структурними частинками у кристалі, речовина розчиняється. Так, розчиняючись у воді, натрій хлорид дисоціює на катіони натрію та аніони хлору, вони хаотично переміщуються в товщі розчинника – води, під впливом електричного поля хаотичний рух йонів стає впорядкованим: позитивно заряджені йони Na^+ рухаються до негативно зарядженого електрода, що має назву катод, а негативно заряджені йони Cl^- - до позитивно зарядженого електрода анода.

За назвою електродів, до яких спрямований рух йонів, вони одержали свої назви – катіони та аніони.

Окрім дисоціації в розчині чи розплаві має місце зворотне явище асоціація. Між протилежно зарядженими йонами, розташованими близько один до одного, на деякий час проявляється електростатична взаємодія і вони зближуються. Після випаровування води з розчину електроліту, охолодження розплаву, йони втрачають здатність до переміщення і знову заповнюють вузли кристалічної ґратки у кристалі, тому електролітичну дисоціацію речовин на йони прийнято позначати як оборотний процес:

$$NaCl \rightleftarrows Na^+ + Cl^-$$

Процес розпаду речовин на йони під час розчинення у воді або плавлення називають електролітичною дисоціацією.

Молекулярні речовини дисоціюють дещо по-іншому. При пропусканні електричного струму крізь розчин цукру молекули продовжують хаотичний рух – це свідчить про те, що в розчині цукру заряджені частинки, здатні проводити електричний струм не з’явились. Цукор – речовина молекулярної будови і в розчині знаходяться молекули, а вони, як відомо, електронейтральні. Гідроген хлорид хоча й

молекулярної будови, його молекули з ковалентним сильно полярним зв'язком у хлоридній кислоті під впливом диполів води іонізується, тобто розпадаються на йони, які переходять у розчин у вигляді гідратованих йонів.

Спільна електронна пара, що забезпечувала у молекулі гідроген хлориду існування ковалентного полярного зв'язку, під впливом диполів води повністю переходить до атому Хлору, внаслідок цього утворюється катіон Гідрогену та аніон Хлору – поява йонів H^+ і Cl^- забезпечує електропровідність хлоридної кислоти.

Внаслідок електролітичної дисоціації утворюється два види йонів – позитивно заряджені катіони та негативно заряджені аніони. Проте загалом розчин електронейтральний, тому що сума позитивних зарядів дорівнює сумі негативних.

Електролітична дисоціація речовин з йонним хімічним зв'язком може відбуватися не лише в розчині, а й у розплавах. Пояснюється це тим, що під впливом високої температури зв'язки у кристалічній ґратці руйнуються і в розплаві йони здобувають можливість вільно рухатися. Як і в розчинах, цей рух хаотичний, але з підключенням до електричного кола, він стає спрямованим.

Електроліти – це речовини, водні розчини яких чи розплави проводять електричний струм.

До електролітів належать речовини з йонними та ковалентними полярними зв'язками. Це солі, оксиди металів, основи, кислоти.

У твердому стані електроліти струму не проводять, хоча у вузлах кристалічної ґратки розташовані йони. Для того, щоб електроліт став провідником струму, необхідно забезпечити йонам вільне переміщення.

Електроліти – це речовини, які під час розчинення у воді (або іншому полярному розчиннику) чи розплавлянні розпадаються на йони, і тому їх розчини або розплави проводять електричний струм.

Електроліти мають велике значення в природі та житті людини. Вони містяться у складі всіх живих організмів, де забезпечують перебіг важливих процесів. Біологічні рідини організму людини являють собою розчини, що містять йони, на які розпадаються електроліти – солі, основи, кислоти. Різні йони виконують певну біологічну функцію, беруть участь у процесах живлення та виділення, передачі певних імпульсів, скорочення м'язів. Без участі електролітів неможливе існування в розчинах молекул білків та ДНК, а отже, неможливим було б і життя на нашій планеті.

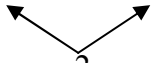
Неелектролітами називають речовини, які під час розчинення або плавлення не розпадаються на йони, і тому їхні розчини (або розплави) не проводять електричний струм. Прикладами неелектролітів є речовини з неполярним або слабо полярним ковалентним зв'язком – це прості речовини (метали й неметали), кислотні оксиди, більшість органічних речовин.

У 1883 р. шведський вчений Сванте Арреніус (1859 - 1927) дійшов висновку, що молекули кислот, основ та солей під впливом молекул води піддаються іонізації, на основі чого він створив теорію електролітичної дисоціації. Її основні положення такі:

- під час розчинення у воді електроліти дисоціюють (розпадаються) на позитивно й негативно заряджені йони; але в розчині чи розплаві має місце зворотне явище – асоціація;
- під дією електричного струму позитивно заряджені йони (катіони) рухаються до катода, а негативно заряджені (аніони) – до анода;
- повнота розпаду на йони залежить від природи електроліту, його концентрації, характеру розчинника та температури.

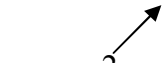
Електролітична дисоціація – це не хімічна реакція, оскільки не відбувається перетворення одних речовин на інші. Але для зручності електролітичну дисоціацію записують у формі оборотного рівняння електролітичної дисоціації. Записуючи формули йонів у розчині, заряд йонів указують дещо по-іншому, ніж у записі ступеня окиснення: спочатку записують цифрове значення, а потім знак заряду (в однозарядних йонах цифру 1 зазвичай не пишуть).

Так позначають ступінь окиснення, цей заряд стосується тільки Оксигену



$H_2SO_4^{2-}$

Так позначають заряд йонів, цей заряд стосується всього йона SO_4^{2-}



$H_2SO_4^{2-}$

У лівій частині рівняння електролітичної дисоціації речовини записують її хімічну формулу, а в правій – йони, на які речовина дисоціює. Між правою і лівою частинами рівняння ставлять дві горизонтальні, напрямлені в різні боки стрілки.

Наприклад, рівняння електролітичної дисоціації калій броміду

$$KBr \rightleftarrows K^+ + Br^-$$

У водних розчинах електролітів вода – найважливіший учасник процесу дисоціації, але вода – це середовище, в якому відбувається дисоціація. Під час процесу вода не витрачається й не утворюється, тому в рівняннях електролітичної дисоціації воду не зазначають.

Розглянемо електролітичну дисоціацію кислот, основ, солей у водному розчині. Під час розчинення у воді кислоти, солі й основи дисоціюють на позитивно та негативно заряджені йони – катіони й аніони. Визначимо характерні спільні ознаки дисоціації електролітів кожного класу сполук.

Кислоти складаються з Гідрогену та кислотного залишку сполучених ковалентним полярним зв’язком, то під дією полярних молекул води він ще більше поляризується. У результаті молекули кислоти піддаються іонізації та дисоціації. Так дисоціює, наприклад, молекула HCl у воді, а

йони водню, що утворюються, з'єднуються з молекулами води, утворюючи катіон гідроксонію:

$$HCl+HOH \rightleftarrows H_3O^+ + Cl^-$$

у рівняннях електролітичної дисоціації кислот спрощено записують катіони Гідрогену H^+ й аніони кислотного залишку

$$HCl \rightleftarrows H^+ + Cl^-$$

Подібно до хлоридної кислоти відбувається дисоціація й інших кислот, наприклад, нітратної

$$HNO_3 \rightleftarrows H^+ + NO_3^-$$

У разі дисоціації молекули сульфатної кислоти число катіонів Гідрогену вдвічі перевищує число аніонів кислотного залишку – сульфат-йонів, заряд аніона дорівнює – 2 (у формулах йонів записують 2-):

$$H_2SO_4 \rightleftarrows 2H^+ + SO_4^{2-}$$

Отже, з позиції теорії електролітичної дисоціації Арреніуса, кислоти – це електроліти, під час дисоціації яких утворюються катіони Гідрогену й аніони кислотного залишку.

Під час дисоціації різних кислот утворюються різні аніони, але катіони тільки одного типу – катіони Гідрогену H^+. Отже, з позиції теорії електролітичної дисоціації, саме катіони Гідрогену зумовлюють характерні властивості кислот – кислий смак, зміну забарвлення індикаторів, реакції з активними металами, основними оксидами, основами й солями.

Багатоосновні кислоти дисоціюють ступінчасто, відщеплюючи йони Гідрогену послідовно, один за одним. Багатоосновні кислоти за першим ступенем дисоціації поводять себе як сильніший електроліт, ніж за другим чи третім (якщо кислота трьохосновна).

Електролітична дисоціація ортофосфатної кислоти відбувається в три стадії:

перша стадія: $H_3PO_4 \rightleftarrows H^+ + H_2PO_4^-$

дигідрогенортофосфат-іон

друга стадія: $H_2PO_4^- \rightleftarrows H^+ + HPO_4^{2-}$

гідрогенортофосфат-іон

третя стадія: $HPO_4^{2-} \rightleftarrows H^+ + PO_4^{3-}$

ортофосфат-іон

Сумарне рівняння дисоціації ортофосфатної кислоти має вигляд:

$$H_3PO_4 \rightleftarrows 3H^+ + PO_4^{3-}$$

Отже, кожній багато основній кислоті відповідає кілька аніонів, і всі вони одночасно наявні в розчині.

Рівняння електролітичної дисоціації містять коефіцієнти, з їх допомогою урівнюють суму позитивних і суму негативних зарядів йонів, тому що розчин загалом електронейтральний.

Основи складаються з катіонів металічного елемента гідроксид-аніонів. У розчині можлива дисоціація лише розчинних основ, тобто лугів, вони дисоціюють на катіони металічного елемента та гідроксид-аніони OH^-. Число гідроксид-йонів, що утворюються в ході дисоціації, дорівнює заряду йона металічного елемента.

$$KOH \rightleftarrows K^+ + OH^-$$

Багатоосновні основи, як і багатоосновні кислоти, дисоціюють ступінчасто:

$$Ca(OH)_2 \rightleftarrows OH^- + CaOH^+$$

$$CaOH^+ \rightleftarrows OH^- + Ca^{2+}$$

сумарне рівняння дисоціації кальцій гідроксиду:

$$Ca(OH)_2 \rightleftarrows Ca^{2+} + 2OH^-$$

Отже, з позиції теорії електролітичної дисоціації, основи – це електроліти, що дисоціюють на катіони металічного елемента та гідроксид-аніони.

Під час дисоціації основ утворюються аніони одного типу – гідроксид-іони OH^-, що визначають усі характерні властивості розчинів лугів: здатність змінювати забарвлення індикаторів, реагувати з кислотами, кислотними оксидами й солями.

Амфотерні гідроксиди залежно від природи партнера по реакції та умов процесу можуть дисоціювати як основи (I) або як кислоти (II):

$$Be(OH)_2 \rightleftarrows BeOH^+ + OH^-$$

$$BeOH^+ \rightleftarrows Be^{2+} + OH^-$$

Сумарне рівняння дисоціації $Be(OH)_2 \rightleftarrows Be^{2+} + 2OH^-$

$$Be(OH)_2 \rightleftarrows H^+ + HBeO_2^-$$

$$HBeO^- \rightleftarrows H^+ + BeO_2^{2-}$$

Сумарне рівняння: $H_2BeO_2 \rightleftarrows 2H^+ + BeO_2^{2-}$.

До амфотерних гідроксидів належать також цинк гідроксид $Zn(OH)_2$, алюміній гідроксид $Al(OH)_3$.

Солі утворені катіонами металічного елемента й аніонами кислотного залишку, розчинені у воді солі дисоціюють на ці йони.

$$MgCl_2 \rightleftarrows Mg^{2+} + 2Cl^-$$

$$Al_2(SO_4)_3 \rightleftarrows 2Al^{3+} + 3SO_4^{2-}$$

У рівняннях дисоціації солей заряд катіона за абсолютною величиною дорівнює ступеню окиснення металічного елемента, а заряд аніона – сумі ступенів окиснення елементів у кислотному залишку. З позиції теорії електролітичної дисоціації.

Солі – це електроліти, які дисоціюють у розчинах або розплавах (за умови, що сіль не розкладається під час нагрівання) на катіони металічних елементів та аніони кислотних залишків.

Ступінчаста дисоціація зумовлює можливість існування кислих та основних солей. Кислі солі містять йони Гідрогену, як кислоти – саме тому такі солі називають кислими. А в основних солях містяться гідроксид-йони, як в основах.

За першою стадією дисоціації сульфатної кислоти утворюється гідроген сульфат-йон HSO_4^-, завдяки чому існують кислі солі: $NaHSO_4$ - натрій гідроген сульфат, $Al(HSO_4)_3$ - алюміній гідрогенсульфат тощо.

Для ортофосфорної кислоти характерні два типа кислих солей: K_2HPO_4 - калій гідрогенортофосфат й KH_2PO_4 - калій дигідрогенортофосфат.

У розчинах кислі солі дисоціюють ступінчасто:

$$KH_2PO_4 \rightleftarrows K^+ + H_2PO_4^-$$

$$H_2PO_4^- \rightleftarrows H^+ + HPO_4^{2-}$$

$$HPO_4^{2-} \rightleftarrows H^+ + PO_4^{3-}$$

Сумарне рівняння дисоціації має вигляд:

$$KH_2PO_4 \rightleftarrows K^+ + 2H^+ + PO_4^{3-}$$

Кислі солі характерні тільки для багатоосновних кислот, оскільки вони дисоціюють ступінчасто.

Деякі нерозчинні гідроксиди утворюють катіони, в яких наявний гідроксид-іон, наприклад, алюміній міститься у складі катіона $AlOH^{2+}$, завдяки чому існує сіль складу $AlOHCl_2$ (алюміній гідроксохлорид) – таку сіль називають основною.

Механізм електролітичної дисоціації дає можливість зробити деякі важливі висновки:

1) розпад електроліту на йони в розчині відбувається лише під впливом полярних молекул розчинника (води, спирту, рідкого аміаку), в той час як у розплавах дисоціація відбувається під дією температури;

2) диполі води діють лише на йонні сполуки або речовини з полярними молекулами;

3) поряд з іонізацією відбувається і зворотний процес – утворення з йонів молекул, тому процес електролітичної дисоціації зворотний і позначається знаком $\rightleftarrows$;

4) електричний струм, який здатні проводити розчини та розплави електролітів, не є причиною розпаду на йони.

2.2 Ступінь електролітичної дисоціації

Кількісним показником повноти перебігу електролітичної дисоціації речовин є ступінь електролітичної дисоціації α (альфа), який виражається у частках від одиниці або у відсотках.

Ступінь електролітичної дисоціації показує який відсоток формульних одиниць розчиненої речовини перейшов у розчин.

Ступінь дисоціації (α) дорівнює відношенню числа молекул $(\mathrm{N}_{\text{дис.}})$ або кількості речовини $(\nu_{\text{дис.}})$, що розпалися на йони, до загального числа молекул (N_O) або кількості розчиненої речовини (ν_O).

$$\alpha = \frac{\begin{array}{c}\text{число молекул або формульних одиниць}\\ \text{речовини,що продисоціювали}\end{array}}{\begin{array}{c}\text{загальне число молекул або загальна}\\ \text{кількість формульних одиниць речовини}\\ \text{у розчині}\end{array}} = \frac{\mathrm{N}_{\text{дис}}}{\mathrm{N}_{\mathrm{O}}} = \frac{\nu_{\text{дис}}}{\nu_{\mathrm{O}}}.$$

Значення α може змінюватись від 0 (дисоціація відсутня) до 1 або 100% (повна дисоціація).

Чим краще дисоціює електроліт, тим більший ступінь дисоціації.

За величиною ступеня дисоціації електроліти поділяють на три групи – сильні, слабкі та електроліти середньої сили.

Сильними електролітами вважають ті, ступінь дисоціації яких більший за 30% (0,3) – це електроліти, які у водних розчинах повністю, або майже повністю розпадаються на йони. Ступінь їх дисоціації практично дорівнює 100% (1) (однак 100% дисоціації не спостерігається) і не залежить від концентрації речовини.

Їх прикладом є більшість розчинних у воді солей, луги (основи або гідроксиди лужних і лужноземельних металів); деякі кислоти HNO_3 - нітратна, H_2SO_4 - сульфатна, HBr - бромідна, HI - йодидна, HCl - хлорид на, $HClO_4$ - перхлоратна.

До електролітів середньої сили належать речовини з проміжними значеннями α - від 3% (0,03) до 30% (0,3) – тобто електроліти неповністю дисоціюють на йони, їх прикладом є HF - фторидна кислота, HNO_2 - нітритна кислота, H_3PO_4 - ортофосфатна кислота, H_2SO_3 - сульфітна

кислота та деякі інші. Дві останні кислоти є електролітами середньої сили тільки за першою стадією дисоціації, а за іншими – це слабкі електроліти.

Слабкі електроліти під час розчинення у воді лише частково (до 3% (0,03)) дисоціюють на йони.

Слабкі електроліти є серед неорганічних кислот - H_2S - сульфідна, H_2CO_3 - карбонатна, H_2SiO_3 - силікатна та майже всі органічні кислоти; є серед лугів - NH_4OH - амоній гідроксид.

Дуже слабким електролітом є й сама вода – при t = 25°C одна з $5 \cdot 10^9$ її молекул перебуває у дисоційованому стані:

$$H_2O \rightleftarrows H^+ + OH^-$$

Ступінь електролітичної дисоціації речовин залежить від різних чинників.

Насамперед – від природи електроліту – так, речовини йонної будови (солі, луги), що добре розчиняються у воді, майже всі є сильними електролітами. На електролітичну дисоціацію вплив мають також розчинники, наприклад, сульфатна кислота H_2SO_4 при розчиненні у воді дисоціює практично повністю, а при розчиненні в етанолі (медичному спирті) – ні.

На ступінь дисоціації слабких електролітів помітно впливає концентрація, тобто їхній вміст в одиниці об'єму розчину – з розбавленням розчину концентрація зменшується, а ступінь електролітичної дисоціації, навпаки, збільшується. Пояснюється це тим, що в розбавленому розчині відстань між йонами більша, ніж у концентрованому, відтак, ймовірність зіткнення та асоціації різнойменних йонів зменшується й дисоціація зростає. Цю залежність уперше визначив і дослідив Вільгельм Освальд. Сьогодні її називають законом розведення Освальда: у разі розбавлення розчинів, а також зі збільшенням температури ступінь дисоціації слабких електролітів здебільшого зростає, тому що посилюється тепловий рух йонів, а це сприяє дисоціації.

Приклади розв'язання задач

Задача 1. Запишіть різні математичні вирази для розрахунку ступеня дисоціації хлоридної кислоти.

Розв'язання

Складаємо рівняння дисоціації хлоридної кислоти:

$$HCl \rightleftarrows H^+ + Cl^-$$

2. Записуємо формулу для обчислення ступеня дисоціації хлоридної кислоти.

$$\alpha(HCl) = \frac{N(\text{дис.})}{N(\text{заг.})} = \frac{N(H^+)}{N(\text{заг.})} = \frac{N(Cl^-)}{N(\text{заг.})}$$

Де:

$\alpha(\mathrm{HCl})$ - ступінь дисоціації хлоридної кислоти

$N_{(\text{дис.})}$ - кількість молекул, які розпалися на йони

$N_{(\text{заг.})}$ - загальна кількість молекул

$\mathrm{N}\left(\mathrm{H}^{+}\right)$ - кількість іонів гідрогену

$\mathrm{N}\left(\mathrm{Cl}^{-}\right)$ - кількість хлорид-іонів

Задача 2. У розчині кислоти НА на кожну пару йонів H^+ і A^- припадає чотири молекули сполуки. Обчисліть ступінь дисоціації кислоти.

Дано:	***Розв'язання***
$\mathrm{N}\left(\mathrm{H}^{+}\right)=\mathrm{N}\left(\mathrm{A}^{-}\right)=1$	Пара йонів H^+ і A^- утворилися з однієї молекули
$\mathrm{N}(\mathrm{HA})=4$	кислоти:
$\alpha(\mathrm{HA})-?$	$\mathrm{HA}=\mathrm{H}^{+}+\mathrm{A}^{-}$

Отже, до дисоціації молекул НА було 4+ 1 = 5.

Обчислюємо ступінь дисоціації кислоти:

$$\alpha(\mathrm{HA})=\frac{N_{(дис.)}}{N_{(заг.)}}=\frac{1}{5}=0,2 \text{ або } 0,2\cdot 100\%=20\%.$$

Відповідь: $\alpha(\mathrm{HA})=0,2$ або 20%.

Задача 3. Обчисліть ступінь дисоціації кислоти НА, якщо відомо, що в її розчині із кожних 20 молекул не розпалися на йони 13 молекул.

Дано:	***Розв'язання***
$\mathrm{N}_{(\text{недис.})}=13$	Установлюємо, скільки молекул про дисоціювало:
$\mathrm{N}_{(\text{заг.})}=20$	$\mathrm{N}_{(\text{дис.})}=\mathrm{N}_{(\text{заг.})}-\mathrm{N}_{(\text{недис.})}=20-13=7.$
$\alpha(\mathrm{HA})-?$	Обчислюємо ступінь дисоціації кислоти:

$$\alpha(\mathrm{HA})=\frac{N_{(\text{дис.})}}{N_{(\text{заг.})}}=\frac{7}{20}=0,35$$

Відповідь: $\alpha(\mathrm{HA})=0,35$.

Задача 4. Розчин нітратної кислоти містить стільки молекул кислоти, скільки й усіх йонів. Який ступінь дисоціації сполуки?

Дано:	***Розв'язання***
$N(HNO_2) = N_{йонів}$	Складаємо рівняння дисоціації нітратної кислоти:
$\alpha(HNO_2) - ?$	$HNO_2 \rightleftarrows H^+ + NO_2^-$

Як видно з рівняння, під час дисоціації однієї молекули нітратної кислоти утворюються два йони: йон Гідрогену та нітрит іон. За умовою задачі, кількість недисоційованих молекул дорівнює кількість йонів, тобто 2. Таким чином, загальна кількість молекул нітратної кислоти дорівнює сумі недисоційованих і продисоційованих молекул, тобто 1 + 2 = 3. Ступінь дисоціації дорівнює відношенню числа молекул, що дисоціюють, до загального числа молекул у розчині, тобто: $\alpha = \frac{1}{3} = 0,33.$

Відповідь: $\alpha = 0,33.$

Задача 5. Ступінь дисоціації ціанідної кислоти HCN у розчині становить 0,2%. Скільки молекул кислоти, що не зазнали дисоціації, припадає в розчині на одну пару йонів H^+ і CN^-?

Дано:	***Розв'язання***
$\alpha(HCN) = 0,2\%(0,002)$	1. Складаємо рівняння дисоціації ціанідної
$N_{(недис)} - ?$	кислоти:

$$HCN \rightleftarrows H^+ + CN^-.$$

2. Загальну кількість $N_{(заг.)}$ молекул ціанідної кислоти в розчині приймемо за 1000, тоді, згідно з умовою задачі, кількість молекул, що зазнали дисоціації, становить:

$$N_{(дис.)} = N_{(заг.)} \cdot \alpha(HCN) = 1000 \text{ молекул} \cdot 0,002 = 2 \text{ молекули}.$$

3. Визначаємо число молекул, що не зазнали дисоціації:

$$N_{(дис.)} = N_{(заг.)} - N_{(недис.)} = 1000 - 2 = 998 \text{ (молекул)}.$$

4. Обчислюємо, скільки молекул, що не зазнали дисоціації, припадає в розчині на пару йонів H^+ і CN^-:

998 молекул : 2 = 449 молекул.

Відповідь: 449 молекул.

Задача 6. Обчисліть кількість йонів H^+ і йонів OH^- у краплі води об'ємом 0,1 мл, якщо ступінь електролітичної дисоціації води становить $1,8 \cdot 10^{-9}$.

Дано:	***Розв'язання***
$V(H_2O)$=0,1 мл	1. Визначаємо масу 0,1 мл води:
$\rho(H_2O)$=1 г/мл	$m(H_2O)=V(H_2O)\cdot\rho(H_2O)=0{,}1$ мл · 1 г/мл =0,1 г.
$\alpha=1{,}8\cdot10^{-9}$	$M(H_2O)$=18 г/моль.
$N(H^+)$-?	2. Обчислюємо кількість речовини, яка міститься в 0,1 г
$N(OH^-)$-?	води:

$$\nu(H_2O)=\frac{m(H_2O)}{M(H_2O)}=\frac{0{,}1\text{ г}}{18\text{ г/моль}}=0{,}0056\text{ моль} = 5{,}6\cdot10^{-3}\text{ моль}.$$

3. Складаємо рівняння дисоціації води:

$$H_2O \rightleftarrows H^+ + OH^-.$$

4. Визначаємо кількість речовини йонів Гідрогену у 0,1 г води:

$$\nu(H^+)=\alpha\cdot(H_2O)=1{,}8\cdot10^{-9}\cdot5{,}6\cdot10^{-3}\text{ моль} = 1\cdot10^{-11}\text{ моль}.$$

5. Обчислюємо кількість йонів Гідрогену у 0,1 г води:

$$N(H^+)=\nu(H^+)\cdot N_A=1\cdot10^{-11}\text{ моль}\cdot 6{,}02\cdot10^{23}\text{ йонів/моль} = 6{,}02\cdot10^{12}\text{ йонів}.$$

Відповідь: $N(H^+)=N(OH^-)=6{,}02\cdot10^{12}$ йонів.

Задача 7. Обчисліть масові частки йонів H^+ і йонів OH^- у воді. Припустімо, що маємо 1 г води.

Дано:	***Розв'язання***
$m(H_2O)$=1 г	1. Обчислюємо молярну масу води і гідроксид-іона:
$\alpha=1{,}8\cdot10^{-9}$	$M(H_2O)$=18 г/моль.
$w(H^+)-?$	$M(OH^-)$=17 г/моль.
$w(OH^-)-?$	2. Обчислюємо кількість речовини води в 1 г:

$$\nu(H_2O)=\frac{m(H_2O)}{M(H_2O)}=\frac{1\text{ г}}{18\text{ г/моль}}=0{,}056\text{ моль}.$$

3. Складаємо рівняння дисоціації води:

$$H_2O = H^+ + OH^-.$$

4. Обчислюємо кількість речовини йонів Гідрогену (і кількість речовини гідроксид-іонів):

$$\nu(H^+)=\nu(OH^-)=\alpha\cdot\nu(H_2O)=1{,}8\cdot10^{-9}\cdot5{,}6\cdot10^{-2}\text{ моль} = 10^{-10}\text{ моль}.$$

5. Обчислюємо масу йонів Гідрогену в розчині:

$$m\left(H^+\right)=v\left(H^+\right)\cdot M\left(H^+\right)=10^{-10}\text{ моль}\cdot 1\text{ г/моль}=10^{-10}\text{ г.}$$

6. Визначаємо масову частину йонів Гідрогену в розчині:

$$w\left(H^+\right)=\frac{m\left(H^+\right)}{M\left(H_2O\right)}=\frac{1\text{ г}}{18\text{ г/моль}}=10^{-10}\ \left(10^{-8}\%\right).$$

7. Обчислюємо масу гідроксид-іонів у розчині:

$$m\left(OH^-\right)=v\left(OH^-\right)\cdot M\left(OH^-\right)=10^{-10}\text{ моль}\cdot 17\text{ г/моль}=1{,}7\cdot 10^{-9}\text{ г.}$$

8. Визначаємо масову частку гідроксид-іонів у розчині:

$$w\left(OH^-\right)=\frac{m\left(OH^-\right)}{m\left(H_2O\right)}=\frac{1{,}7\cdot 10^{-10}\text{ г}}{0{,}1\text{ г}}=1{,}7\cdot 10^{-9}\left(1{,}7\cdot 10^{-7}\%\right).$$

Відповідь: $w\left(H^+\right)=10^{-8}\%$; $w\left(OH^-\right)=1{,}7\cdot 10^{-7}\%$.

Задача 8. Калій сульфат масою 43,5 г розчинили у воді. Обчисліть загальну кількість йонів у розчині, якщо вважати, що сіль повністю про дисоціювала.

Дано:

$m\left(K_2SO_4\right)=43{,}5$ г

$N\left(K^++SO_4^{2-}\right)$-?

Розв'язання

1. Знаходимо кількість речовини калій сульфату:

$$v\left(K_2SO_4\right)=\frac{m\left(K_2SO_4\right)}{M\left(K_2SO_4\right)}=\frac{1\text{ г}}{18\text{ г/моль}}=$$

$$=43{,}5\text{ г}:174\text{ г/моль}=0{,}25\text{ моль.}$$

$$M\left(K_2SO_4\right)=174\text{ г/моль.}$$

2. Визначаємо кількість формульних одиниць калій сульфату:

$$N\left(K_2SO_4\right)=v\left(K_2SO_4\right)\cdot N_A=0{,}25\text{ моль}\cdot 6{,}02\cdot 10^{23}\text{ моль}^{-1}=$$

$$=1{,}505\cdot 10^{23}\text{ форм. од.}$$

3. Електролітична дисоціація калій сульфату відбувається за рівнянням:

$$K_2SO_4\rightleftarrows 2K^++SO_4^{2-}.$$

Як видно з рівняння, під час електролітичної дисоціації однієї формульної одиниці калій сульфату утворюються 3 йони (2 йони Калію й 1 сульфат-іон), тому загальна кількість становить:

$$N\left(K^++SO_4^{2-}\right)=3\cdot N\left(K_2SO_4\right)=3\cdot 1{,}505\cdot 10^{23}\text{ форм. од.}=4{,}515\cdot 10^{23}\text{ йонів.}$$

Відповідь: $N\left(K^++SO_4^{2-}\right)=4{,}515\cdot 10^{23}$ йонів.

Задача 9. Натрій карбонат масою 37,1 г розчинили у воді масою 462,9 г. Обчисліть масову частку катіонів у розчині, якщо вважати, що сіль повністю дисоціює.

Дано:	***Розв'язання***
$m(Na_2CO_3) = 37{,}1$ г $m(H_2O) = 462{,}9$ г	1. Обчислюємо масу розчину: $m(\text{р-ну } Na_2CO_3) = m(Na_2CO_3) + m(H_2O) =$ $= 37{,}1$ г +462,9 г = 500 г.
$w(Na^+)$-?	2. Визначаємо кількість речовини Na_2CO_3:

$$M(Na_2CO_3) = 106 \text{ г/моль};$$

$$\nu(Na_2CO_3) = \frac{m(Na_2CO_3)}{M(Na_2CO_3)} = \frac{37{,}1 \text{ г}}{106 \text{ г/моль}} = 0{,}35 \text{ моль}.$$

3. Обчислюємо кількість речовини йонів у розчині:

$$Na_2CO_3 \rightleftarrows 2Na^+ + CO_3^{2-}$$

$$\nu(Na^+) = 2\nu(Na_2CO_3) = 2 \cdot 0{,}35 \text{ моль} = 0{,}7 \text{ моль}.$$

Знаходимо масу йонів Na^+ в розчині:

$$m(Na^+) = \nu(Na^+) \cdot M(Na^+) = 0{,}7 \text{ моль} \cdot 23 \text{ г/моль} = 16{,}1 \text{ г}.$$

$$M(Na^+) = M(Na) = 23 \text{ г/моль}.$$

5. Визначаємо масову частку йонів Na^+ в розчині:

$$w(Na^+) = \frac{m(Na^+)}{m(\text{р-ну } Na_2CO_3)} = \frac{16{,}1 \text{ г}}{500 \text{ г/моль}} = 0{,}0322 = 3{,}22\%.$$

Відповідь: $w(Na^+) = 3{,}22\%$.

2.3 pH

Для різних хімічних, промислових і біологічних процесів дуже важливою характеристикою є кислотність розчинів, що характеризує вміст кислот або лугів у розчинах. Оскільки кислоти й луги є електролітами, то для характеристики кислотності середовища використовують уміст йонів H^+ чи OH^-.

У чистій воді й у будь-якому розчині разом із частинками розчинених речовин наявні йони H^+ та OH^-, це відбувається завдяки дисоціації солей води. І хоча вода належить до дуже слабких електролітів – кількість молекул, що дисоціюють на йони мізерна – в 1 л води на йони

дисоціює лише $1 \cdot 10^{-7}$ моль молекул, рівняння дисоціації води спрощено (без запису утвореного катіона гідроксонію H_3O^+) має вигляд:

$$H_2O \rightleftarrows H^+ + OH^-$$

У чистій воді катіони Гідрогену й гідроксид-аніони перебувають у рівновазі й концентрація кожного з них дорівнює $1 \cdot 10^{-7}$ моль/л відтак вода має нейтральне середовище. Будь-який індикатор кислого чи лужного середовища колір у ній не змінює. Індикатор – це речовина яка змінює забарвлення під дією лугу або кислоти.

Якщо ж до води доложити кислоту, то цим самим буде порушено рівновагу катіонів Гідрогену H^+ й гідроксид аніонів OH^- - йонів H^+ стає значно більше, ніж аніонів OH^-, тому утворюється кисле середовище. Індикатори лакмус, метиловий оранжевий й універсальний у такому розчині набудуть червоного кольору.

При доливанні до чистої води розчину лугу (або при розчиненні в ній лугу) збільшується концентрація гідроксид-аніонів OH^-, середовище стає лужним, що легко виявити за допомогою індикатора фенолфталеїну – він набуває малинового кольору (у кислому середовищі він безбарвний); індикатори – метиловий оранжевий – стає жовтим, лакмус – синім.

Таблиця 1.

Назва	Забарвлення індикаторів в середовищі		
	Кисле pH<7	Нейтральне pH=7	Основне pH>7
Лакмус	червоний	фіолетовий	синій
Фенолфталеїн	безбарвний	безбарвний	малиновий
Метилоранж	рожевий	оранжевий	жовтий

У розчині кухонної солі кількість Гідрогену H^+ й гідроксид аніонів OH^- однакова та дорівнює по $1 \cdot 10^{-7}$ моль/л, таке середовище називають нейтральним. Фактично це означає, що розчин не містить ані кислоти, ані луги. Нейтральне середовище характерне для розчинів деяких солей (утворених лугом і сильною кислотою) та багатьох органічних речовин.

Чиста вода також має нейтральне середовище. До водних розчинів ,у яких порушено рівновагу катіонів Гідрогену H^+ й гідроксид аніонів OH^-, застосовують поняття «кислотність розчину» (навіть коли реакція розчину лужна). У кислих розчинах катіонів Гідрогену H^+ більше, ніж 10^{-7} моль/л, у лужних – менше, а в нейтральних – порівну. Користуватися зазначеними абсолютними числами, що позначають концентрацію йонів, на які дисоціює вода, незручно. Тому в 1909 р. в науку введено поняття

водневого показника та його позначення pH (читається «пе-аш»), і прийнято рішення замінити концентрацію йонів цілим числом із протилежним знаком. Значення pH відповідає певному вмісту катіонів Гідрогену в 1 л розчину. У чистій воді й у нейтральних розчинах у 1 л міститься 10^{-7} моль йонів H^+, а значення pH дорівнює 7 (pH = 7).

У розчинах кислот уміст катіонів H^+ більше, ніж у чистій воді – водневий показник набуває значення в межих від 0 до 7

$$0<pH<7,$$

в лужних розчинах гідроксид аніонів OH^- більше, а катіонів H^+ - менше, ніж у чистій воді – водневий показник набуває значення від 7 до 14

$$7<pH<14$$

Водневий показник – величина, що характеризує кислотність середовища, визначається як від'ємний десятковий логарифм активної концентрації Гідроген-катіонів

$$pH=-lg\left[H^+\right]$$

У чистій воді $\left[H^+\right]=\left[OH^-\right]=10^{-7}\left(pH=7\right)$.

У кислих середовищах $\left[H^+\right]>\left[OH^-\right]\left(pH<7\right)$.

У лужних середовищах $\left[OH^-\right]>\left[H^+\right]\left(pH>7\right)$.

Для визначення кислотності розчину в лабораторіях найчастіше використовують універсальний індикатор. За його забарвленням можна визначити не тільки наявність кислоти чи лугу, але й значення pH розчину з точністю до 0,5.

Для точнішого вимірювання pH існують спеціальні прилади – pH-метри. Вони дозволяють визначити pH розчину з точністю до 0,001 – 0,01.

Використовуючи індикатори або pH-метри, можна стежити за тим, як відбуваються хімічні реакції. Наприклад, якщо до розчину натрій гідроксиду доливати хлоридну кислоту, то відбудеться реакція нейтралізації:

$$NaOH+HCl=NaCl+H_2O$$

У цьому випадку розчину реагентів і продуктів реакції безбарвні. Якщо ж у початковий розчин лугу помістити електрод pH-метру, то про повну нейтралізацію лугу кислотою можна зробити висновок за значенням pH утвореного розчину.

Визначення кислотності розчинів має велике практичне значення в багатьох галузях науки, промисловості та інших сферах життя людини. Залежно від величини показника pH біологічні процеси протикають з різною швидкістю й у різних напрямках.

Екологи регулярно вимірюють pH дощової води, води річок і озер. Різке підвищення кислотності природних вод може бути наслідком забруднення атмосфери або потрапляння у водойми відходів промислових підприємств. Такі зміни спричиняють загибель рослин, риби та інших мешканців водойм.

Водневий показник – найважливіша ознака процесів, що відбуваються в живих організмах, оскільки в клітинах перебігають численні хімічні реакції. У клінічній діагностиці визначають pH плазми крові, сечі, шлункового соку тощо. Нормальне значення pH крові – від 7,35 до 7,45. Навіть невелика зміна pH крові людини спричиняє серйозні захворювання, а за pH = 7,1 і нижче починаються необоротні зміни, що можуть призвести до смерті.

Споживання різних харчових продуктів, напоїв по-різному впливає на кислотність біологічних рідин організму людини. За цим впливом продукти харчування умовно можна поділити на дві групи: ті, вживання яких підвищує кислотність організму людини, і ті, вживання яких її знижу. Ось чому важливо, щоб харчування було збалансованим.

У харчовій промисловості за допомогою кислотно-основних індикаторів здійснюють контроль якості під час виробництва різноманітних продуктів харчування. Наприклад, у нормі для молока pH = 6,8. Якщо pH відрізняється від цього значення, це свідчить або про наявність сторонніх домішок, або про його скисання.

Для більшості рослин важливо є кислотність ґрунту, тому агрономи завчасно проводять аналіз ґрунтів, визначаючи їх pH. Якщо кислотність завелика для певної культури, ґрунт вапнують – додають крейду чи вапно.

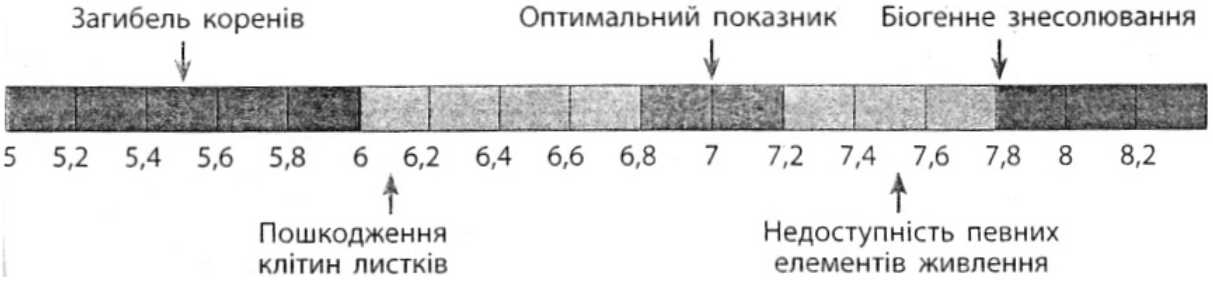


Рис. 2. – Вплив рівня pH у водоймах на життєдіяльність рослин

Важливим значенням pH для косметичних засобів, що ми використовуємо в побуті. У середньому для шкіри людини pH = 5,5. Якщо шкіра контактуватиме із засобами, кислотність яких суттєво відрізняється від цього значення, то це спричинить передчасне старіння шкіри, її пошкодження або виникнення запалень. Було помічено, що у прачок, які тривалий час для прання застосовували звичайне господарське мило (pH = 8 - 10) або пральну соду (Na_2CO_3, pH=12-13), шкіра рук ставала дуже сухою і вкривалася тріщинами. Тому дуже важливо використовувати різні

косметичні засоби (гелі, креми, шампуні тощо) з близьким до природного pH шкіри.

2.4 Реакції обміну між розчинами елементів

У розчинах електролітів безперервно відбувається іонізація речовин і утворення недисоційованих молекул, при цьому підтримується рівновага. Якщо ввести у розчин електроліту інший електроліт, то його іони можуть вступити у реакцію з іонами даного електроліту і утворити нову речовину.

Реакції між електролітами в розчинах – це реакції між іонами, що утворилися під час дисоціації, вони називають іонними.

Рівняння, які описують ці реакції, називають йонно-молекулярними рівняннями.

Йонно-молекулярне рівняння – це рівняння, яке містить формули речовин і формули йонів.

Йонно-молекулярне рівняння вказує на те, що саме відбувається під час хімічного перетворення, які частинки взаємодіють у розчині і які утворюються. Складаючи таке рівняння, кожну речовину подають у тій формі (дисоційованій, недисоційованій), яка переважає у реакційній суміші чи є в ній єдино можливою. При складанні йонно-молекулярного рівняння дотримуються такої послідовності дій:

1. Записують хімічне (молекулярне) рівняння:

$$CuCl_2+2AgNO_3=Cu(NO_3)_2+2AgCl\downarrow$$

2. За таблицею розчинності визначають, які реагенти і подукти реакції розчиняються у воді, а які не розчиняються.

$CuCl_2, AgNO_3$ і $Cu(NO_3)_2$ - розчинні речовини, $AgCl$ - нерозчинна.

3. З'ясовують, які реагенти і продукти реакції є сильними електролітами, а які слабкими електролітами або неелектролітами.

$CuCl_2, AgNO_3$ і $Cu(NO_3)_2$ - сильні електроліти, $AgCl$ - слабкий електроліт.

4. У молекулярному рівнянні формули розчинних сильних електролітів замінюють на формули відповідних йонів, ураховуючи при цьому індекси та коефіцієнти. Спочатку записують катіони, потім – аніони:

$$Cu^{2+}+2Cl^-+2Ag^++2NO_3^-=Cu^{2+}+2NO_3^-+2AgCl\downarrow$$

5. Із обох частин отриманого рівняння вилучають однакові йони (у разі їх наявності) в однакових кількостях:

$$\cancel{Cu^{2+}}+2Cl^-+2Ag^++\cancel{2NO_3^-}=\cancel{Cu^{2+}}+\cancel{2NO_3^-}+2AgCl\downarrow$$

$$2Ag^++2Cl^-=2AgCl\downarrow$$

Напрям іонних реакцій визначається характером продуктів, що утворюються, тому можливі такі випадки:

а) Утворення нерозчинної (або малорозчинної) сполуки.

При зливанні розчинів барію хлориду ($BaCl_2$) та калію сульфату (K_2SO_4), в яких ці сполуки перебувають в іонному стані, відбувається зв'язування іонів Ba^{2+} та SO_4^{2-} у важкорозчинний барій сульфат ($BaSO_4$):

$$BaCl_2+K_2SO_4=BaSO_4\downarrow+2KCl$$

$$Ba^{2+}+\cancel{2Cl}+\cancel{2K^+}+SO_4^{2-}=BaSO_4\downarrow+\cancel{2K^+}+\cancel{2Cl^-}$$

Отже, в реакції беруть участь не всі іони, а лише катіони Ba^{2+} та аніони SO_4^{2-}.

$$Ba^{2+}+SO_4^{2-}=BaSO_4\downarrow$$

б) Утворення малодисоційованої сполуки (або слабкого електроліту), наприклад води.

При зливанні розчинів літію гідроксиду ($LiOH$) та сульфатної кислоти (H_2SO_4) ,в яких ці сполуки перебувають в іонному стані, відбувається зв'язування іонів H^+ та OH^- у H_2O:

$$2LiOH+H_2SO_4=Li_2SO_4+2H_2O$$

$$\cancel{2Li^+}+2OH^-+2H^++\cancel{SO_4^{2-}}=\cancel{2Li^+}+\cancel{SO_4^{2-}}+2H_2O$$

$$\cancel{2}OH^-+\cancel{2}H^+=\cancel{2}H_2O$$

$$OH^-+H^+=H_2O$$

Під час дії на осад аргентуму хлориду розчином аміаку відбувається реакція

$$AgCl\downarrow+2NH_4OH=\left[Ag\left(NH_3\right)_2\right]Cl+2H_2O$$

$$AgCl\downarrow+2NH_4OH=\left[Ag\left(NH_3\right)_2\right]^++Cl^-+2H_2O$$

Осад $AgCl$ розчиняється завдяки утворенню комплексного іона $\left[Ag\left(NH_3\right)_2\right]^+$, який є більш міцною малодисоційованою сполукою ніж осад $AgCl$.

в) Утворення газоподібної речовини, яка виділяється із реакційного середовища.

Якщо до розчину кальційованої соди (натрій карбонату) Na_2CO_3 додати розчин хлоридної кислоти (HCl), то виникає нестійка карбонатна кислота(H_2CO_3) яка утворює леткий карбон (IV) оксид:

$$Na_2CO_3+2HCl=2NaCl+\underbrace{H_2O+CO_2\uparrow}_{H_2CO_3}$$

$$\cancel{2Na^+}+CO_3^{2-}+2H^++\cancel{2Cl^-}=\cancel{2Na^+}+\cancel{2Cl^-}+H_2O+CO_2\uparrow$$

$$CO_3^{2-} + 2H^+ = H_2O + CO_2\uparrow$$

Інший приклад:

$$FeS\downarrow + 2HCl = FeCl_2 + H_2S\uparrow$$

$$FeS\downarrow + 2H^+ + \cancel{2Cl^-} = Fe^{2+} + \cancel{2Cl^-} + H_2S\uparrow$$

$$FeS\downarrow + 2H^+ = Fe^{2+} + H_2S\uparrow$$

г) Відсутність реакції в розчині електролітів.

Проаналізуємо можливість реакції між хлоридом калію та сульфатом натрію в розчині. Кожна з цих солей добре розчиняється у воді, майже повністю дисоціює на іони в розчині. Продукти, що утворюються внаслідок обмінної взаємодії між ними, також є сильними електролітами й існують в розчині в іонному стані:

$$2KCl + Na_2SO_4 = 2NaCl + K_2SO_4$$

$$2K^+ + 2Cl^- + 2Na^+ + SO_4^{2-} = 2Na^+ + 2Cl^- + 2K^+ + SO_4^{2-}$$

Отже, реакція між даними сполуками не відбулася, бо всі іони зменшилися в розчині не зв'язаними.

2.5 Гідроліз солей

Досліди показують, що водні розчини середніх солей мають лужну, кислу або нейтральну реакцію, хоча вони і не містять ні водневих, ні гідроксильних іонів. Причиною цього є хімічна взаємодія солі з іонами H^+ і OH^- води.

Розглянемо, наприклад, розчина ацетату натрію CH_3COONa, що має лужну реакцію. Ацетат натрію як сильний електроліт під час розчинення у воді повністю дисоціює на йони Na^+ і CH_3COO^-. Останні взаємодіють з H^+- і OH^-- іонами води. При цьому іони Na^+ не можуть зв'язати іони OH^- в молекули, оскільки $NaOH$ є сильним електролітом і наявний у розчині тільки у вигляді іонів. Тим часом ацетат-іони зв'язують іони H^+ з утворенням молекул слабкого електроліту – ацетатної кислоти, внаслідок чого нові молекули H_2O дисоціюють на H^+- і OH^-- іони. Ці процеси відбуваються доти, доки не встановиться рівновага:

$$CH_3COO^- + H^+ \rightleftarrows CH_3COOH$$

$$H_2O \rightleftarrows H^+ + OH^-$$

Сумарне рівняння процесів, що відбуваються одночасно, має вигляд:

$$CH_3COO^- + H_2O \rightleftarrows CH_3COOH + OH^-$$

Це рівняння показує, що внаслідок утворення слабкого електроліту (ацетатної кислоти) іонна рівновага дисоціації води зміщується і створюється надлишок OH^- - іонів, а тому розчин набуває лужної реакції.

Гідроліз солей – це реакція йонного обміну між сіллю та водою, що приводить до утворення слабкого електроліту.

Будь-яку сіль можна уявити як продукт взаємодії кислоти й основи. Так, ацетат натрію CH_3COONa утворений слабкою кислотою CH_3COOH і сильною основою $NaOH$, хлорид амонію – слабою основою NH_4OH і сильною кислотою HCl, NH_4NO_2 - слабкою кислотою і слабкою основою NH_4OH, а $NaCl$ - сильною основою $NaOH$ і сильною кислотою HCl, тобто існує чотири типи солей, які утворюються під час взаємодії різних за силою вихідних основ та кислот.

Усі солі, утворені слабкою кислотою і сильною основою, піддаються гідролізу. Вони надають розчину лужної реакції $(pH > 7)$.

Солі, утворені сильною кислотою і слабкою основою, також піддаються гідролізу. Вони надають розчину кислої реакції, як це має місце в розчині амонію NH_4Cl. В реакції, як це має місце в розчині хлориду амонію NH_4Cl. В цьому разі утворюється слабкий електроліт NH_4OH. У результаті частина іонів OH^- зв'язується іонами NH_4^+, а іони H^+ залишаються у надлишку. Отже, внаслідок гідролізу NH_4Cl розчин цієї солі набуває кислотної реакції $(pH > 7)$. Рівняння гідролізу можна записати так:

$$NH_4^+ + H_2O \rightleftarrows NH_4OH + H^+$$

або точніше:

$$NH_4^+ + H_2O \rightleftarrows NH_3 \cdot H_2O + H^+$$

Рівняння гідролізу краще записувати у скороченій іонній формі. Замість формули гідроксиду амонію NH_4OH можна записувати формулу гідрату аміаку $NH_3 \cdot H_2O$.

Ще легше піддаються гідролізу солі, утворені слабкою кислотою і слабкою основою. Наприклад: CH_3COONH_4.

Іони цієї солі одночасно зв'язують іони H^+ і OH^-, зміщуючи рівновагу дисоціації води:

$$CH_3COO^- + NH_4^+ + H_2O \rightleftarrows CH_3COOH + NH_4OH\left(NH_3 \cdot H_2O\right)$$

У цьому разі реакція розчину залежить від ступеня дисоціації продуктів гідролізу – кислоти й основи; якщо переважають іони OH^- - кисла, якщо ж їх число однакове – нейтральна. Оскільки у прикладі, що

розглядається, ступені дисоціації CH_3COOH і Na_4OH, які утворюються внаслідок гідролізу, приблизно однакові, то розчин солі буде нейтральним.

Однак реакція водного розчину карбонату амонію $(NH_4)_2CO_3$ - також солі слабкої кислоти і слабкої основи – слабко лужна:

$$NH_4^+ + CO_3^{2-} + H_2O \rightleftarrows NH_4OH + HCO_3^-$$

оскільки ступінь дисоціації NH_4OH більший, ніж ступінь дисоціації іона HCO_3^-.

Солі, утворені сильною основою і сильною кислотою, гідролізу не піддаються. Іони таких солей не можуть утворювати з водою слабких електролітів. У цьому випадку солі практично в реакції участь не беруть, і рівновага дисоціації води не порушується, концентрація H^+- і OH^-- іонів залишається такою самою, як і в чистої води, а значить, розчин матиме нейтральну реакцію $(pH=7)$.

При високій температурі гідролізу можуть піддаватися й солі цього типу: в прикладі відбувається звітрювання хлороводню:

$$NaCl + H_2O \rightleftarrows NaOH + HCl\uparrow$$

і pH розчину зростає.

Гідроліз солей завжди відбувається у тих випадках, коли їх іони, що утворюються внаслідок електролітичної дисоціації, здатні утворювати з водою слабкі (малодисоційовані) електроліти.

Для більшості солей гідроліз – процес оборотний. Якщо продукти гідролізу виходять зі сфери реакції, гідроліз відбувається необоротно, наприклад:

$$Al_2O_3 + 6H_2O = 2Al(OH)_3\downarrow + 3H_2S$$

(у рівняннях необоротного гідролізу ставиться знак рівності).

Гідроліз розглядається протеолітичною теорією як реакція переходу протона від кислоти до основи, оскільки вода може відігравати роль і кислоти, і основи. Так, ацетат-іон, що є акцептором протона, реагує з водою як з кислотою:

$$\underset{\text{Основа 1}}{CH_3COO^-} + \underset{\text{Кислота 2}}{H_2O} \rightleftarrows \underset{\text{Кислота 1}}{CH_3COOH} + \underset{\text{Основа 2}}{OH^-}$$

Катіон амонію NH_4^+, що є донором протона, реагує з водою як з основою:

$$\underset{\text{Кислота 1}}{NH_4^+} + \underset{\text{Основа 2}}{H_2O} \rightleftarrows \underset{\text{Основа 1}}{NH_3} + \underset{\text{Кислота 2}}{H_3O^+}$$

2.5.1 Складання рівнянь гідролізу солей

Гідроліз солей, утворених слабкими багатоосновними кислотами і сильними основами, відбувається ступінчасто (відповідно зворотному процесу – ступінчастій дисоціації), і при цьому утворюються кислі солі (точніше, аніони кислих солей). Так, гідроліз карбонату натрію Na_2CO_3 можна виразити рівняннями:

1) перший ступінь:

$$CO_3^{2-} + H_2O \rightleftarrows HCO_3^- + OH^-,$$

або

$$Na_2CO_3 + H_2O \rightleftarrows NaHCO_3 + NaOH;$$

2) другий ступінь:

$$HCO_3^- + H_2O \rightleftarrows H_2CO_3 + OH^-$$

або

$$NaHCO_3 + H_2O \rightleftarrows H_2CO_3 + NaOH$$

Однак за нормальних умов гідроліз практично обмежується першим ступенем: іони CO_3^{2-} зв'язують іони H^+ води, утворюючи спочатку йони HCO_3^-, а не молекули H_2CO_3. Це пояснюється тим, що йони HCO_3^- дисоціюють значно важче, ніж молекули H_2CO_3. І лише при сильному розведенні й нагріванні слід враховувати гідроліз кислої солі, що утворилася.

Для складання рівнянь гідролізу Na_2CO_3 виходимо з таких міркувань. Сіль утворена сильною основою і слабкою кислотою, тому йон CO_3^{2-} (аніон слабкої кислоти) зв'язуватиме йони гідрогену води. Оскільки йон CO_3^{2-} містить два заряди, то слід розглядати два ступені гідролізу і для кожного ступеня записувати три рівняння:

а) у скороченій іонній формі;

б) в іонній формі;

в) у молекулярній формі.

При цьому слід враховувати правила написання іонних рівнянь реакцій обміну.

Перший ступінь:

а) рівняння гідролізу в скороченій іонній формі:

$$CO_3^{2-} + H_2O \rightleftarrows HCO_3^- + OH^-$$

б) рівняння гідролізу в іонній формі:

$$2Na^+ + CO_3^{2-} + H_2O \rightleftarrows Na^+ + HCO_3^- + Na^+ + OH^-$$

в) рівняння гідролізу в молекулярній формі:

$$Na_2CO_3 + H_2O \rightleftarrows NaHCO_3 + NaOH$$

Отже, щоб перейти від рівняння в скороченій іонній формі до рівняння в іонній формі, потрібно до йонів першого рівняння (а) дописати йони протилежного знака (б). Об'єднуючи йони рівняння (б) в молекули, дістанемо рівняння гідролізу в молекулярній формі (в).

Другий ступінь:

а) $HCO_3^- + H_2O \rightleftarrows H_2CO_3 + OH^-$;

б) $Na^+ + HCO_3^- + H_2O \rightleftarrows H_2CO_3 + Na^+ + OH^-$;

в) $NaHCO_3 + H_2O \rightleftarrows H_2CO_3 + NaOH$.

Аналогічно під час гідролізу солей, утворених багато кислотними слабкими основами і сильними кислотами, утворюються основні солі (точніше, катіони основних солей). Гідроліз відбувається в основному за першим ступенем. Розглянемо як приклад сіль $AlCl_3$. Під час складання рівнянь її гідролізу виходитимемо з того, що ця сіль утворена слабкою основою і сильною кислотою. Йон Al^{3+} (катіон слабкої основи) зв'язуватиме гідроксид-іони води. Проте, оскільки Al^{3+} має три заряди, то гідроліз відбуватиметься за трьома ступенями. Рівняння складаємо так само, як і в попередньому прикладі.

Перший ступінь:

а) $Al^{3+} + H_2O \rightleftarrows AlOH^{2+} + H^+$;

б) $Al^{3+} + 3Cl^- + H_2O \rightleftarrows AlOH^{2+} + 2Cl^- + H^+ + Cl^-$;

в) $AlCl_3 + H_2O \rightleftarrows AlOHCl_2 + HCl$.

Другий ступінь:

а) $AlOH^{2+} + H_2O \rightleftarrows Al(OH)_2^+ + H^+$;

б) $AlOH^{2+} + 2Cl^- + H_2O \rightleftarrows Al(OH)_2^+ + Cl^- + H^+ + Cl^-$;

в) $AlOHCl_2 + H_2O \rightleftarrows Al(OH)_2Cl + HCl$.

Третій ступінь – реакція практично не відбувається, через накопичення іонів гідрогену процес зміщується в бік утворення вихідних речовин. Однак розведення розчину і підвищення температури посилюють гідроліз. У цьому разі можна записати рівняння гідролізу і за третім ступенем.

Гідроліз солей – один з важливих прикладів гідролізу речовин, який добре вивчений.

Гідроліз взагалі в широкому розумінні – це реакція обмінного розкладу між різними речовинами і водою.

Таке визначення охоплює і гідроліз органічних сполук – естерів, жирів, вуглеводів, білків, - і гідроліз неорганічних речовин – солей, галогенів, галогені дів неметалів тощо. Наприклад:

$$CH_3COOC_2H_5 + H_2O \rightleftarrows CH_3COOH + C_2H_5OH$$

$$CaC_2+2H_2O \rightleftarrows Ca(OH)_2+C_2H_2$$

$$Cl_2+H_2O \rightleftarrows HCl+HClO$$

$$Pl_3+3H_2O \rightleftarrows H_3PO_4+3Hl$$

Внаслідок гідролізу мінералів – алюмосилікатів – відбувається руйнування гірських порід. Гідроліз солей (наприклад, Na_2CO_3, Na_3PO_4) застосовується для очищення води і зменшення її твердості. У великих масштабах здійснюється гідроліз деревини. Гідролізна промисловість, що розвивається швидкими темпами, виробляє з нехарчової сировини (деревини, бавовни кого та соняшникого лушпиння, соломи, кукурудзяних качанів) ряд цінних продуктів: етиловий спирт, білкові дріжджі, глюкозу, твердий оксид карбону(IV), фурфурол, метиловий спирт, лігнін та багато інших. У живих організмах відбувається гідроліз полісахаридів, білків та інших органічних сполук.

Приклади розв'язання задач

Задача 1. Складіть рівняння реакцій гідролізу солей Na_3PO_4, $Cu(NO_3)_2$, KCl. Як змінюється водневий показник при розчиненні у воді цих солей?

Розв'язання:

1) Гідроліз Na_3PO_4 відбувається ступінчасто (за трьома ступенями), причому в основному за першим ступенем. Внаслідок перебігу реакцій за першим і другим ступенями утворюються кислі солі.

Перший ступінь:

а) рівняння гідролізу в скороченій іонній формі:

$$PO_4^{3-}+H_2O \rightleftarrows HPO_4^{2-}+OH^-;$$

б) рівняння гідролізу в іонній формі:

$$3Na^++PO_4^{3-}+H_2O \rightleftarrows 2Na^++HPO_4^{2-}+Na^++OH^-;$$

в) рівняння гідролізу в молекулярній формі:

$$Na_3PO_4+H_2O \rightleftarrows Na_2HPO_4+NaOH.$$

Другий ступінь:

а) $HPO_4^{2-}+H_2O \rightleftarrows H_2PO_4^-+OH^-$;

б) $2Na^++HPO_4^{2-}+H_2O \rightleftarrows Na^++H_2PO_4^-+Na^++OH^-$;

в) $Na_2HPO_4+H_2O \rightleftarrows NaH_2PO_4+NaOH$.

Третій ступінь:

а) $H_2PO_4^-+H_2O \rightleftarrows H_3PO_4+OH^-$;

б) $Na^++H_2PO_4^-+H_2O \rightleftarrows H_3PO_4+Na^++OH^-$;

в) $NaH_2PO_4+H_2O \rightleftarrows H_3PO_4+NaOH$.

Внаслідок реакції гідролізу концентрація гідроксид-іонів у розчині перевищує концентрацію іонів гідрогену, отже, $pH>7$.

Гідроліз $Cu(NO_3)_2$ відбувається ступінчасто і в основному за першим ступенем, причому утворюється основна сіль.

Перший ступінь:

а) $Cu^{2+}+H_2O \rightleftarrows Cu(OH)^{+}+H^{+}$;

б) $Cu^{2+}+2NO_3^{-}+H_2O \rightleftarrows Cu(OH)^{+}+NO^{3-}+H^{+}+NO^{3-}$;

в) $Cu(NO_3)_2+H_2O \rightleftarrows Cu(OH)NO_3+HNO_3$;

Другий ступінь:

а) $Cu(OH)^{+}+H_2O \rightleftarrows Cu(OH)_2+H^{+}$;

б) $Cu(OH)^{+}+NO_3^{-}+H_2O \rightleftarrows Cu(OH)_2+H^{+}+NO_3^{-}$;

в) $Cu(OH)NO_3+H_2O \rightleftarrows Cu(OH)_2+HNO_3$.

Внаслідок реакції гідролізу концентрація іонів гідрогену у розчині перевищує концентрацію гідроксид-іонів, отже, $pH<7$.

3) Сіль KCl, утворена сильною кислотою і сильною основою, гідролізу не піддається, $pH\ 7$.

Задача 2. Пробірку з розчином хлориду цинку нагріли і помістили в ній попередньо зачищений шматок цинку. Який газ виділяється при цьому? Напишіть рівняння реакцій.

Розв'язання:

Нагрівання зумовлює зміщення рівноваги в розчині в бік продуктів гідролізу:

$$ZnCl+H_2O \rightleftarrows Zn(OH)Cl+HCl$$

$$Zn^{2+}+H_2O \rightleftarrows Zn(OH)^{+}+H^{+}$$

Іони гідрогену, що утворюються, взаємодіють з металічним цинком:

$$Zn+2HCl=ZnCl_2+H_2$$

$$Zn+2H^{+}=Zn^{2+}+H_2$$

Збільшення концентрації іонів цинку зумовлює зміщення рівноваги в реакції гідролізу в бік утворення вихідної солі.

Тестові завдання для самоконтролю

1. Яка кількість йонів продисоціювала з кожних 200 молекул, якщо ступінь дисоціації складає 0,3:

А) 6; Б) 30; В) 3; Г) 60.

2. Яка ступінь дисоціації характеризує сильний електроліт?
А) 35%; Б) 5%; В) 3%; Г) 13%.

3. Електролітичною дисоціацією називають:
А) проходження електричного струму через розчин;
Б) розпад електролітів на йони;
В) скупчення йонів;
Г) випарювання розчину.

4. До електролітів належать:
А) тільки газоподібні речовини;
Б) основи, кислоти, солі;
В) тільки основні оксиди;
Г) тільки кислотні оксиди.

5. Електролітом, сильним за оцтову кислоту, є:
А) масляна кислота;
Б) фенол;
В) мурашина кислота;
Г) карбонатна кислота.

6. Ступінчасто дисоціює:
А) алюміній сульфат; В) літій гідроксид;
Б) бромідна кислота; Г) калій гідроген карбонат.

7. Укажіть речовини, за допомогою яких можна довести, якісний склад хлоридної кислоти:
А) метиловий оранжевий, сульфатна кислота;
Б) нітратна кислота, аргентум (I) нітрат;
В) лакмус, аргентум (I) нітрат;
Г) барій нітрат, натрій сульфат.

8. Якісною реакцією на ортофосфат-іон є взаємодія з такою речовиною:
А) калій хлоридом; В) нітратною кислотою;
Б) натрій сульфатом; Г) аргентум нітратом.

9. Вкажіть середовище, якщо pH розчину становить 9:
А) кисле; Б) лужне; В) нейтральне; Г) слабо кисле.

10. Утворення катіона Mg^{2+} дисоціює у розчині речовина:
А) магній гідроксид; В) магній оксид;
Б) магній карбонат; Г) магній сульфат.

11. З утворенням хлорид-іона дисоціює у розчині речовина:
А) KCl; Б) $AgCl$; В) $CaOCl$; Г) $FeOHCl_2$.

12. Яка з речовин є неелектролітом?
А) калій бромід; В) магній гідроксид;
Б) натрій оксид; Г) сульфітна кислота.

13. Електроліт ортофосфатна кислота дисоціює в таку кількість стадій:
А) 2; Б) 3; В) 1; Г) 4.

14. Під час розчинення електролітів відбувається:
А) сполучення; В) дисоціація;
Б) заміщення; Г) обмін.

15. Під час дисоціації кислот утворюються:
А) гідроксид-іони; В) молекули води;
Б) йони металів; Г) йони кислотного залишку.

16. У результаті дисоціації калій сульфату утворюється:
А) S^{2-}; Б) SO_4^{2-}; В) SO_3^{2-}; Г) CO_3^{2-}.

17. Яке з рівнянь є повним йонно-молекулярним рівнянням?
А) $CaO+CO_2=CaCO_3$;
Б) $2HCl+2Na^+ +S^{2-}=H_2S\uparrow +2Na^+ +2Cl^-$;
В) $2H^+ +2Cl^- +2Na^+ +S^{2-}=H_2S\uparrow +2Na^+ + 2Cl^-$;
Г) $2H^+ +S^{2-}=H_2S\uparrow$.

18. До сильних електролітів не належать:
А) HCl; Б) HBr; В) H_2S; Г) H_2SO_4.

19. Водні розчини кислот змінюють колір лакмусу:
А) з фіолетового на червоний; В) з оранжевого на рожевий;
Б) з фіолетового на синій; Г) з безбарвного на малиновий.

20. Зазначте пари йонів, які не можуть одночасно перебувати в розчині у значній кількості:
А) Fe^{2+} і Cl^-; Б) Fe^{3+} і NO_3^-; В) Fe^{3+} і OH^-; Г) Fe^{2+} і SO_4^{2-}.

21. Зазначте пару речовин, між якими реакція йонного обміну в розчині відбуватиметься до кінця:
А) цинк нітрат і натрій сульфат; В) магній хлорид і калій сульфат;
Б) натрій сульфат і барій хлорид; Г) калій карбонат і амоній сульфат.

22. Зазначте пару речовин, що взаємодіють з утворенням осаду:
А) барій гідроксид і натрій нітрат;
Б) калій гідроксид і ферум (III) сульфат;
В) калій карбонат і нітратна кислота;
Г) натрій гідроксид і сульфатна кислота.

23. Укажіть реагенти, взаємодія яких визначається таким скороченим йонним рівнянням:

$$Ag^{+}+Cl^{-}=AgCl\downarrow$$

А) аргентум оксид і хлорид на кислота;
Б) аргентум бромід і натрій хлорид;
В) аргентум нітрат і натрій хлорид;
Г) аргентум йодид і хлорид на кислота.

24. Оберіть пару речовин, взаємодію яких характеризує скорочене йонне рівняння:

$$Cu^{2+}+2OH^{-}=Cu(OH)_2\downarrow$$

А) купрум (II) оксид і хлорид на кислота;
Б) мідь і нітратна кислота;
В) купрум (II) хлорид і натрій гідроксид;
Г) купрум (II) хлорид й аргентум (I) нітрат.

25. Яка серед названих речовин проводить електричний струм?
А. розплав барій хлориду;
Б. розплав цукру;
В. кристалічна кухонна сіль;
Г. колоїдний розчин крохмалю.

26. Розташуйте кислоти за підвищенням сили електроліту:
А. ортофосфатна; В. силікатна;
Б. карбонатна; Г. сульфатна.

27. До яких частинок у розчині калій гідроксиду притягуватимуться молекули (диполі) води атомами Гідрогену?
А. катіонів Гідрогену; В. аніонів гідроксогрупи;
Б. атомів Гідрогену; Г. катіонів Калію.

28. За допомогою якого катіона можна визначити наявність карбонат-іонів у мінеральній воді?
А. кальцію; Б. калію; В. натрію; Г. літію.

29. Між якою парою речовин у результаті реакції утворюється газ?
А. ортофосфатна кислота і барій гідроксид;
Б. цинк хлорид і калій ортофосфат;
В. натрій сульфат і хлорид на кислота;
Г. натрій сульфат і нітратна кислота;

30. Укажіть пару речовин, які не можуть одночасно міститься у розчині:
А. магній сульфат і літій нітрат;
Б. міді(II) хлорид і натрій сульфат;
В. калій нітрат і натрій сульфат;
Г. заліза(III) бромід і калій гідроксид.

ЛІТЕРАТУРА

ОСНОВНА

1. Попель П. П. Хімія: Підруч. для 9 кл. загально освіт. навч. зал., укр. мова/ П. П. Попель, Л. С. Крикля. – К.: В. Ц. «Академія», 2009. – 248 с.: іл..

2. Григорович О. В. Хімія: Підруч. для 9 класу загально освіт. навч. закл./ О. В. Григорович. – Харків: Вид-во «Ранок», 2017. – 256 с.: іл..

3. Ярошенко О. Г. Хімія: Підруч. для 9 кл. загально освіт. навч. закладів/ О. Г. Ярошенко. – К.: «Оріон», 2017. – 224 с.: іл.

4. Попель П. П., Крикля Л. С. Хімія. Підручник для 11 класу загальноосвітніх навчальних закладів (академічний рівень). Київ, «Академія», 2014 р. – 351 с.

5. Попель П. П., Крикля Л. С. Хімія. Підручник для 10 класу загальноосвітніх навчальних закладів (академічний рівень та рівень стандарту). Київ, «Академія», 2016 р. – 215 с.

6. Березан О. Хімія. Тестові завдання для підготовки до зовнішнього незалежного оцінювання. Тернопіль «Підручники і посібники» 2014 р. – 303 с.

7. Березан О. Хімія. Комплексна підготовки до зовнішнього незалежного оцінювання. Тернопіль «Підручники і посібники», 2016 р. – 383 с.

ДОДАТКОВА

1. Дячук Л. С. Хімія. ЗНО: комплексне видання у 3-х ч.: Загальна хімія. Ч. 1/ Л. С. Дячук. – Тернопіль: Навчальна книга – Богдан. – 264 с.

2. Ярошенко О. Г. Хімія. Довідник, тестові завдання. Видання 2-ге, допрацьоване/ Ольга Ярошенко. – Кам’янець-Подільський, 2018. – 412 с.

3. Чокан Л. О. Методичні вказівки з дисципліни «Хімія» розділ «Обчислення в хімії» для слухачів-громадян України/ Л.О.Чокан – Одеса: ОДЕКУ, 2014 р. – 80 с.

4. Чокан Л.О. Методичні вказівки для дистанційного навчання з дисципліни «Хімія» для слухачів підготовчого відділення/ Л.О.Чокан – Одеса: ОДЕКУ, 2017 – 55 с.

Методичні вказівки

для дистанційного навчання
з дисципліни «Хімія»
для слухачів підготовчого відділення
Частина 2

Укладачі:

ст. викладач кафедри довузівської підготовки Чокан Л.О.

Підп. до друку Формат 60×84/16 Папір офс.
Умовн. друк. арк. Тираж Зам. №

Надруковано з готового оригінал - макета

Одеський державний екологічний університет
65016, Одеса, вул. Львівська, 15