

ЛЬВІВСЬКИЙ ДЕРЖАВНИЙ УНІВЕРСИТЕТ ФІЗИЧНОЇ КУЛЬТУРИ

Кафедра біохімії та гігієни

Борецький Ю.Р.

Основні поняття теорії розчинів

Лекція навчальної дисципліни «Харчова хімія»

Для студентів I курсу спеціальності 241 “Готельно-ресторанна справа”

ЗАТВЕРДЖЕНО
на засіданні кафедри біохімії та гігієни
Протокол № від 2018 року

Завідувач кафедри _____
д.б.н. Борецький Ю.Р.

ОСНОВНІ ПОНЯТТЯ ТЕОРІЇ РОЗЧИНІВ

Розчини (англ. *solution*) — цілком однорідні суміші з двох (або кількох) речовин, в яких молекули (або іони) одної речовини рівномірно розподілені між молекулами іншої речовини.

Розчин- це однорідна суміш змінного складу, яка побудована з кількох компонентів:

- розчинника;
- розчиненої речовини;



http://razom.znaimo.com.ua/tw_files2/urls_9/356/d-355041/img1.jpg

За своїми властивостями розчини займають проміжне місце між механічними сумішами і хімічними сполуками. Від механічних сумішей вони відрізняються головним чином своєю однорідністю і виділенням або поглинанням тепла при утворенні, а від хімічних сполук тим, що склад їх не сталий і може змінюватись у досить широких межах.

https://www.listerine.ru/sites/listerine_ru/files/2_4_2_milk_03.jpg

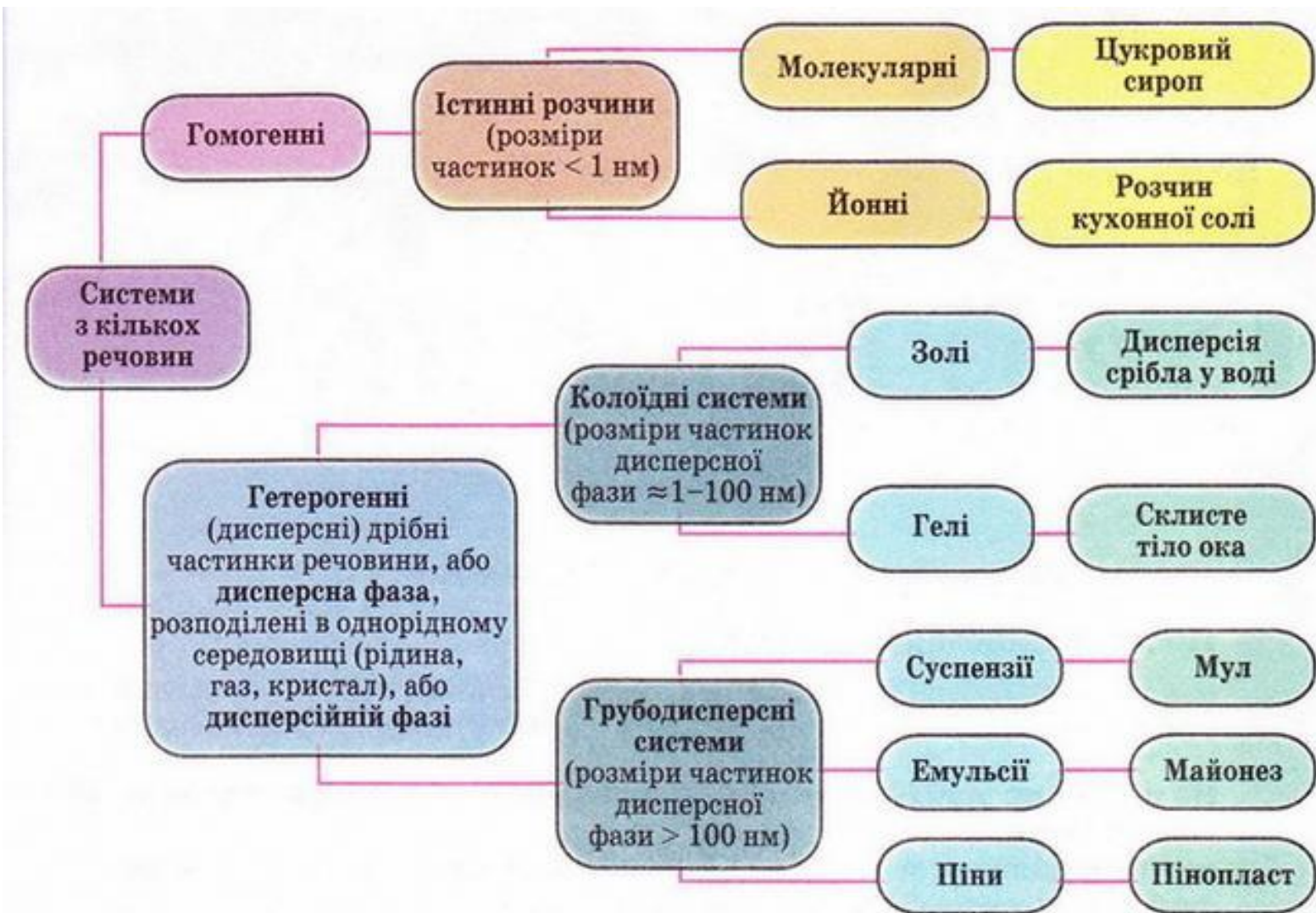


https://encrypted-tbn0.gstatic.com/images?q=tbn:ANd9GcTT9n6AcbjA2zeUJhma3xFmQUk5A39wTu_jiRG6iQ2OlgEd2apl

<http://bodybestclub.com/wp-content/uploads/2015/01/44.jpg>

https://encrypted-tbn1.gstatic.com/images?q=tbn:ANd9GcTgEzWUtkanywy_TU6tw6KiHWbejV9VMtiy10Q5uiGdv1wl6hG

З перших годин свого існування ми маємо справу із розчинами.
Молоко може бути прикладом і природного харчового продукту, і надзвичайно складного розчину.



Мал. 3.2. Класифікація та приклади систем з кількох речовин. Пам'ятаймо:
 $1 \text{ нм} = 1 \cdot 10^{-9} \text{ м}$, або $0,000000001 \text{ м}$

Практично усі рідини, що є в природі, являють собою розчини. Крім рідинних, існують газові (газуваті) розчини — їх прийнято називати газовими сумішами (наприклад, повітря) і тверді розчини (наприклад, деякі сплави). Як правило, під розчином розуміють рідку молекулярно-дисперсну систему (так звані істинні розчини, [англ. true solution](#)). **Розчинником** називають компонент, концентрація якого суттєво більша концентрації інших компонентів. Розчинник у чистому вигляді має той самий агрегатний стан, що й розчин.

Процес утворення розчину полягає у руйнуванні зв'язків між молекулами (йонами) вихідної речовини і утворенні нових зв'язків між молекулами (йонами) розчиненої речовини і розчинника.

За концентрацією розчиненої речовини розчини поділяють на насичені, ненасичені й пересичені.

За наявністю чи відсутністю електролітичної дисоціації розчиненої речовини на йони розрізняють розчини електролітів і розчини неелектролітів.

Крім того, виділяють розчини полімерів, головна особливість яких — дуже велика різниця у розмірах молекул розчинника і розчиненої речовини.

Поняття про розчинність.

- Розчинність – це максимальна маса речовини, яка може за даних умов (температури, тиску) розчинитись у певному розчиннику масою 100 г.

Добре розчинні речовини - розчинність перевищує 10 г на 100 г розчинника (сульфатна, нітратна, оцтова кислоти, ацетон, гліцерин).

Розчинні речовини - якщо розчинність речовин від 1 до 10 г на 100 г розчинника (бром)

Малорозчинні речовини - розчинність від 0,001 до 1 г на 100 г розчинника (азот, кальцій карбонат).



Розчинність твердих речовин

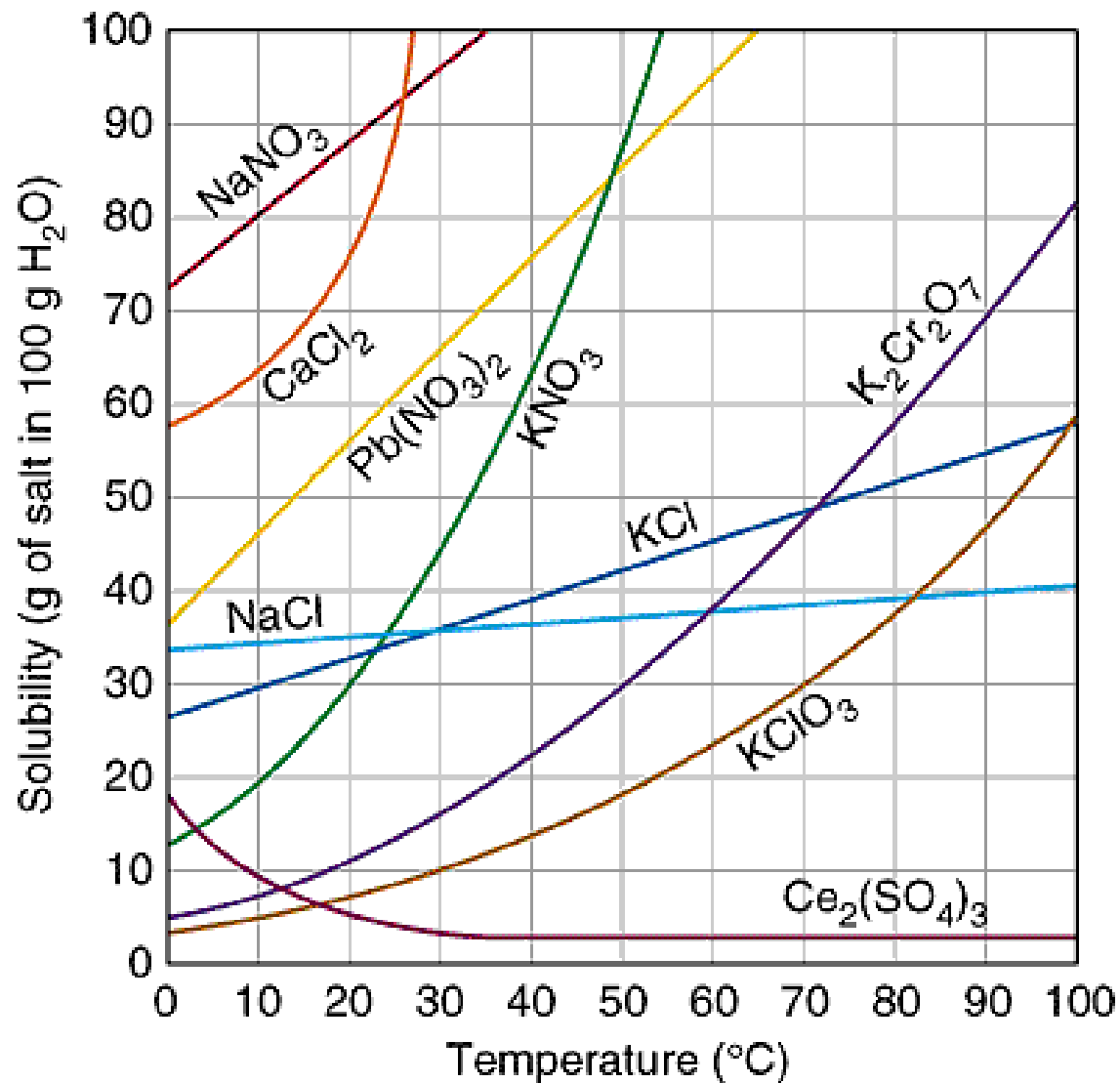
Прикладом малорозчинних речовин можуть служити сульфат кальцію CaSO_4 , розчинність якого становить 0,21 г, і гідроксид кальцію $\text{Ca}(\text{OH})_2$, розчинність якого — 0,16 г. До практично нерозчинних речовин належать сульфат барію BaSO_4 , хлорид срібла AgCl , карбонат кальцію CaCO_3 , кварцовий пісок SiO_2 . Абсолютно нерозчинних речовин немає.

З підвищенням температури розчинність більшості твердих речовин збільшується, причому для деяких речовин дуже різко, а для деяких — зовсім мало. Так, наприклад, для хлориду натрію NaCl розчинність мало змінюється із зміною температури і становить при звичайній температурі 36 г (на 100 г води), а при 100°C — 39 г. Для калійної селітри KNO_3 , навпаки, розчинність дуже різко змінюється із зміною температури і становить при звичайній температурі 31,5 г, а при 100°C — 245 г. Тому коли мова йде про розчинність (коефіцієнт розчинності) речовини, то завжди слід вказувати і температуру, бо розчинність однієї і тієї самої речовини при різних температурах різна.

РОЗЧИННІСТЬ ЕЛЕКТРОЛІТІВ У ВОДІ														
+ \ -	OH ⁻	F ⁻	Cl ⁻	Br ⁻	I ⁻	S ²⁻	SO ₃ ²⁻	SO ₄ ²⁻	NO ₃ ⁻	PO ₄ ³⁻	CO ₃ ²⁻	SiO ₃ ²⁻	CH ₃ COO ⁻	
H ⁺		Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Н	Р	
NH ₄ ⁺		Р	Р	Р	Р		Р	Р	Р	Р	Р		Р	
Na ⁺ , K ⁺	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	
Mg ²⁺	М	Н	Р	Р	Р	Р	Н	Р	Р	Н	Н	Н	Р	
Ca ²⁺	М	Н	Р	Р	Р	М	Н	М	Р	Н	Н	Н	Р	
Ba ²⁺	Р	М	Р	Р	Р	Р	Н	Н	Р	Н	Н	Н	Р	
Al ³⁺	Н	М	Р	Р	Р			Р	Р	Н		Н	Р	
Cr ³⁺	Н	Н	Р	Р	Р			Р	Р	Н		Н	Р	
Zn ²⁺	Н	М	Р	Р	Р	Н	Н	Р	Р	Н	Н	Н	Р	
Mn ²⁺	Н	М	Р	Р	Р	Н	Н	Р	Р	Н	Н	Н	Р	
Co ²⁺ , Ni ²⁺	Н	Р	Р	Р	Р	Н	Н	Р	Р	Н	Н	Н	Р	
Fe ²⁺	Н	Н	Р	Р	Р	Н	Н	Р	Р	Н	Н	Н	Р	
Fe ³⁺	Н	Н	Р	Р	Р			Р	Р	Н	Н	Н	Р	
Hg ²⁺			Р	М	Н	Н	Н	Р	Р	Н	Н		Р	
Cu ²⁺	Н	Н	Р	Р	Р	Н	Н	Р	Р	Н	Н	Н	Р	
Ag ⁺		Р	Н	Н	Н	Н	Н	М	Р	Н	Н	Н	Р	
Pb ²⁺	Н	Н	М	М	Н	Н	Н	Н	Р	Н	Н	Н	Р	

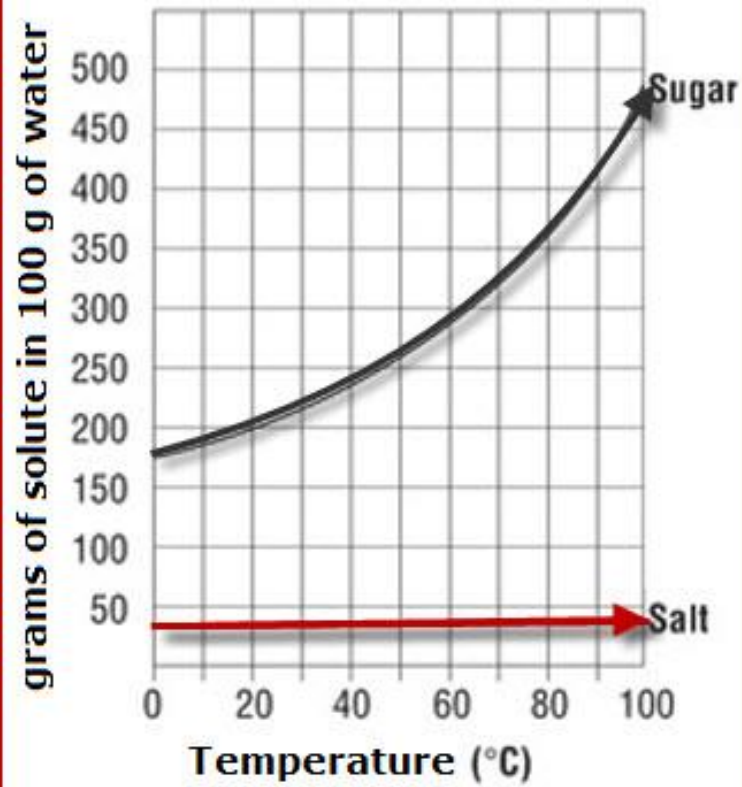
https://sites.google.com/site/proektkisloti/_/rsrc/1443613663937/vivcaemo-vlastivosti-kislot/%D1%82%D0%B0%D0%B1%D0%BB%D0%B8%D1%86%D0%B0-%D1%80%D0%B0%D1%81%D1%82%D0%B2%D0%BE%D1%80%D0%B8%D0%BC%D0%BE%D1%81%D1%82%D0%B8.jpg?height=283&width=400

Мірою розчинності або коефіцієнтом розчинності служить кількість грамів речовини, яка при даній температурі розчиняється в 100 г води з утворенням насиченого розчину



<http://www.sciencegeek.net/Chemistry/taters/graphics/solubility.gif>

Solubility of Sucrose and Sodium Chloride



<http://scienceprojectideasforkids.com/wp-content/uploads/2010/05/Solubility-Curve-Sucrose-Sodium-Chloride.jpg>

Розчинність рідин

Рідини за їх розчинністю у воді теж поділяють на добре розчинні, малорозчинні і практично нерозчинні. Деякі рідини, як спирт і гліцерин, змішуються з водою у будь-яких відношеннях, не утворюючи насичених розчинів. Добре розчинними у воді є також сульфатна H_2SO_4 і нітратна HNO_3 кислоти.

За приклад малорозчинних рідин може служити ефір, який уже при невеликих кількостях утворює з водою насичений розчин. Вода в ефірі розчиняється теж дуже мало. Тому при змішуванні ефіру з водою утворюються два шари насичених розчинів: нижній шар — ефіру у воді і верхній — води в ефірі. Підвищенням температури взаємна розчинність рідин звичайно збільшується. До нерозчинних у воді рідин належать бензин, гас, олія та ін. Вода в цих речовинах теж не розчиняється.

<https://uk.wikipedia.org/wiki/%D0%A0%D0%BE%D0%B7%D1%87%D0%B8%D0%BD%D0%BD%D1%96%D1%81%D1%82%D1%8C>

Розчинність газів

Розчинення газів у рідині — процес проникання молекул газів з навколишнього середовища всередину рідини через вільну поверхню. Незважаючи на те, що частина молекул повертається до навколишнього середовища за деякий час рідина набуває стану насиченості (кількість розчиненого газу дорівнює кількості виділеного).

Різні гази у воді розчиняються також по-різному, причому розчинність газоподібних речовин виражають звичайно не в грамах, а в кубічних сантиметрах (перерахованих на нормальні умови) і теж відносять до 100 г води (іноді до 1 дм³). Добре розчинними у воді є тільки деякі гази, наприклад [аміак](#) NH₃ і [хлороводень](#) HCl. Розчинність аміаку при звичайних умовах становить 71 000 см³ у 100 г води, а хлороводню — 45 000 см³. Добре розчинними є також [сірководень](#) H₂S і діоксид вуглецю CO₂, розчинність яких при звичайних умовах становить відповідно 204 см³ і 66 см³. Більшість газів погано розчиняються у воді. Так, розчинність кисню при звичайних умовах у 100 г становить лише 3,1 см³, водню — 1,8 см³, а азоту — 1,5 см³.

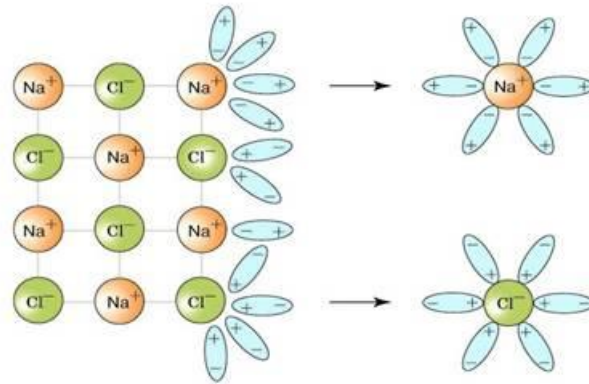
<https://uk.wikipedia.org/wiki/%D0%A0%D0%BE%D0%B7%D1%87%D0%B8%D0%BD%D0%BD%D1%96%D1%81%D1%82%D1%8C>

При розчиненні твердих речовин у воді інколи виділяється, а інколи поглинається тепло. Так, при розчиненні їдких лугів (кристалічних) NaOH і KOH, безводного хлориду кальцію CaCl₂ і багатьох інших речовин спостерігається сильне нагрівання розчину, а при розчиненні [нітрату амонію](#) NH₄NO₃ і деяких інших речовин, навпаки, спостерігається сильне охолодження розчину. Вперше на теплові явища при процесах розчинення звернув увагу і дав їм теоретичне обґрунтування Д. І. Менделєєв. За поглядами Менделєєва, розчинення є не тільки фізичним процесом, при якому молекули розчинюваної речовини рівномірно розподіляються між молекулами води, а й хімічним, внаслідок якого молекули або іони розчинюваної речовини з молекулами води утворюють певні хімічні сполуки. Ці сполуки Менделєєв назвав гідратами, а сам процес їх утворення — процесом гідратації. Через це його теорію було названо хімічною, або гідратною, теорією розчинення.

<https://uk.wikipedia.org/wiki/%D0%A0%D0%BE%D0%B7%D1%87%D0%B8%D0%BD%D0%BD%D1%96%D1%81%D1%82%D1%8C>

Гідрати позначають такою загальною формулою: $A \cdot nH_2O$, де A — [молекула](#) або [іон](#) розчиненої речовини, а n — певне число молекул води, що припадає на одну молекулу або один іон розчиненої речовини. Гідрати більшості речовин на відміну від звичайних хімічних сполук є дуже нестійкими й існують лише у розчинах, а при випарюванні розчину розкладаються. Але відомі й порівняно стійкі гідрати, які можна виділити з розчину у твердому стані (так звані [кристалогідрати](#)).

Утворення гідратів супроводжується звичайно виділенням тепла, внаслідок чого розчин нагрівається. Але поряд з цим при розчиненні мають місце й інші процеси — відрив частинок (молекул або іонів) від кристалічної поверхні розчинюваної речовини (у випадку розчинення твердих речовин) і їх розміщення по всьому об'єму розчину, на що витрачається певна кількість внутрішньої енергії, внаслідок чого розчин повинен охолоджуватися. У зв'язку з цим сумарний тепловий ефект розчинення твердої речовини може бути різним. Якщо витрачена енергія на роздрібнення кристалічної речовини дорівнює енергії гідратації, то процес розчинення відбуватиметься без видимих теплових змін. Якщо ж енергія гідратації менша від енергії роздрібнення кристалічної речовини, то розчинення буде супроводжуватися охолодженням, а коли, навпаки, енергія гідратації більша, то розчинення супроводжується нагріванням розчину.



http://disted.edu.vn.ua/media/images/asia/him09/u20_2var.files/image008.jpg

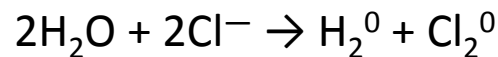
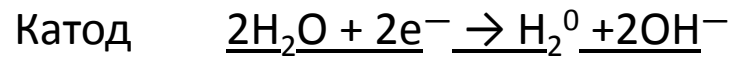
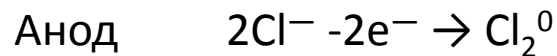
Речовини	
Електроліти	Неелектроліти
Речовини, водні розчини яких проводять електричний струм (кислоти, луги, солі – тобто речовини з йонним або ковалентним полярним зв'язками)	Речовини, водні розчини яких не проводять електричний струм (водень, кисень, азот, цукор – тобто речовини з неполярними або молекулярними ковалентними зв'язками)

<http://disted.edu.vn.ua/media/images/asia/him09/u20.files/image006.jpg>

Так, например, при **электролизе водного раствора хлорида натрия**, происходят иные процессы, нежели при электролизе его расплава. На катоде происходит восстановление воды, а не натрия; на аноде происходит окисление хлорид-ионов:

Таким образом, получить натрий путем электролиза водного раствора его соли не удастся: на катоде выделяется водород, а на аноде хлор.

При электролизе водных растворов солей окислительно-восстановительные процессы, протекающие на катоде и аноде зависят от природы катионов металлов и характера аниона соли.



Процесс на катоде

Предсказать результат восстановительного процесса на катоде можно с помощью таблицы **стандартных электродных потенциалов металлов:**

Катионы металлов, имеющие большую величину стандартного потенциала и расположенные в ряду после водорода полностью восстанавливаются на катоде и выделяются в виде металлов: Cu^{2+} , Hg_2^{2+} , Ag^+ , Hg^{2+} , Pt^{2+} до Pt^{4+}

Катионы металлов, имеющие малую величину стандартного потенциала не восстанавливаются на катоде, вместо этого происходит восстановление воды: от Li^+ , Na^+ ... до Al^{3+} включительно.

Катионы металлов, имеющие среднюю величину стандартного потенциала будут восстанавливаться на катоде вместе с молекулами воды: от Mn^{2+} , Zn^{2+} ... до H

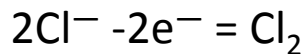
Если имеется смесь катионов, то легче всего **на катоде** будут восстанавливаться катионы металла с наиболее **положительным потенциалом**, например, из смеси Cu^{2+} , Ag^+ , Zn^{2+} сначала восстановится Ag^+ ($E = +0,79 \text{ В}$), затем Cu^{2+} ($E = +0,337 \text{ В}$) и только потом Zn^{2+} ($E = +0,76 \text{ В}$).

Процесс на аноде

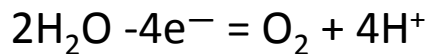
Какие процессы будут протекать на аноде зависит от материала анода и самого электролита. **Нерастворимые аноды** в процессе электролиза не окисляются, тогда как **растворимые аноды** разрушаются и в виде ионов переходят в раствор.

Рассмотрим процессы, происходящие на **инертном (нерастворимом) аноде**:

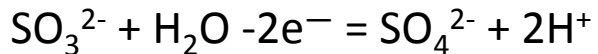
При электролизе бескислородных кислот и их солей (исключение HF и фториды) на аноде окисляются их анионы.



При электролизе кислородсодержащих кислот и их солей с максимальной степенью окисления на аноде происходит окисление воды, в связи с тем, что потенциал окисления воды меньше, чем для таких анионов.



При электролизе кислородсодержащих кислот и их солей с промежуточной степенью окисления на аноде происходит окисление анионов кислот



Двойные водные азеотропные смеси

Компоненты	Температура кипения, °С	Температура кипения азеотропа, °С	Состав азеотропа, вес.%	Верхний слой, вес.%	Нижний слой, вес.%
Вода	100.00	56.00	12.00		
Ацетон	56.10		88.00		
Вода	100.00	77.00	16.00		
Ацетонитрил	82.00		84.00		
Вода	100.00	93.00	44.50	20.10	92.30
1-Бутанол	117.70		55.50	79.90	7.70
Вода	100.00	94.00	42.00		
Пиридин	115.20		58.00		
Вода	100.00	88.00	28.00		
1-Пропанол	97.40		72.00		
Вода	100.00	78.00	4.00		
Этанол	78.40		96.00		

Моляльна концентрація (моляльність) показує кількість молей розчиненої речовини, що міститься в 1кг розчинника.
Розмірність: моль/кг.

Молярна концентрація [ред. • ред. код]

Матеріал з Вікіпедії — вільної енциклопедії.

↻ *Запит «молярність» перенаправляє сюди. Не слід плутати з Моляльність.*

Молярна концентрація або **молярність** — міра **концентрації розчину**. Визначається як кількість **моль** розчиненої речовини на **літр розчину** та має **одиниці моль дм⁻³**.

$$C = \frac{N/A}{V}$$

Тут *N* — число молекул, що присутні в **об'ємі V**, вираженому в **літрах**. *A* — **число Авогадро**, $6,022 \times 10^{23}$. Наприклад, двомолярний 2М розчин **сульфатної кислоти** H₂SO₄ містить 196,16 г кислоти в 1 л розчину. Розчини, що містять в 1 л розчину відповідно 0,1 моль/л і 0,01 моль/л називаються децимолярними і сантимольярними. Молярна концентрація позначається великою літерою M або моль/л.

$$C = \frac{m}{MV}$$

Тут *m* — маса розчину, *M* — молярна маса речовини, *V* — об'єм.

Масова частка ω – це фізична величина, що визначається відношенням маси розчиненої речовини до маси всього розчину.



$$\omega_{\text{речовини}} = \frac{m_{\text{речовини}}}{m_{\text{розчину}}} = \frac{m_{\text{речовини}}}{m_{\text{речовини}} + m_{\text{речовини}}}$$

де $\omega_{\text{р}}$ – масова частка розчиненої речовини; $m_{\text{р}}$ – маса розчиненої речовини; $m_{\text{р-ну}}$ – маса розчину.

Масова частка не має розмірності і є додатнім число, меншим за одиницю. На практиці масову частку розчиненої речовини часто виражають у долях одиниці або у відсотках:

$$\omega_{\text{р}} = \frac{m_{\text{р}}}{m_{\text{р-ну}}} \cdot 100\%$$

Проміле ([лат. per mille](#) — на тисячу) — одна тисячна частина якої-небудь величини.

Солоність — сумарний вміст всіх твердих розчинених речовин, що містяться в 1 літрі морської води, виражені в грамах.

Вимірюється в **промиле (‰)**.

Середня солоність Світового океану 35 ‰.

Вміст розчинних солей у природних водах:

прісна вода — до 0,5 — 1 г/л (0,5 — 1 ‰);

солонувата вода — від 1 до 3 г/л (1 — 3 ‰);

слабосолона вода — від 3 до 10 г/л (3 — 10 ‰);

солоні і дуже солоні води — від 10 до 50 г/л (10 — 50 ‰);

розсіл (або ропа) — понад 50 г/л (50 ‰).

Ступінь дисоціації — відношення числа молекул, що розпалися на йони, до загального числа розчинених молекул. Ступінь дисоціації виражається в частках одиниці або у відсотках. Якщо ступінь дисоціації менший 3 %, то електроліт називається слабким, якщо більший 30 % — сильним. Електроліти, ступінь дисоціації яких лежить у межах від 3 до 30 %, називаються електролітами середньої сили.

Кислоти дисоціюють на катіони Гідрогену й аніони кислотного залишку. Луги дисоціюють на катіони металу (або йони амонію) та аніони гідроксидної групи.

Солі дисоціюють на катіони металу (або йони амонію) та аніони кислотного залишку.

На йони не розпадаються осади, гази, а також вода — сполука, яка мало дисоціює.

Вода як електроліт, кислоти, буферні системи живих організмів.

З хімічної точки зору вода - це слабкий електроліт, що зворотно розпадається на іони водню (H^+) і іони гідроксилу (OH^-). При цьому між недисоційованими молекулами води та іонами встановлюється рівновага:



Зворотна іонізація (дисоціація) води має дуже важливе значення у функціонуванні живої клітини. (Насправді вільних іонів водню у воді не існує. Як і більшість інших іонів, вони гідратовані, тобто оточені гідратною оболонкою. Гідратну форму іона H^+ називають іоном гідронію або гідроксонію і позначають H_3O^+ Для спрощення часто іони гідроксонію не вживають у реакціях).

Іонізація води відбувається дуже слабо. У будь-який момент при 25°C із 10 мільйонів молекул чистої води в дисоційованому стані знаходиться тільки одна. Проте, незважаючи на дуже слабку дисоціацію, іони H^+ і OH^- , що при цьому утворюються, відіграють винятково важливу роль у біологічних процесах. Тому необхідно знати кількісну сторону дисоціації води. З рівноваги зворотної реакції $\text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{H}^+ + \text{OH}^-$ можна записати константу дисоціації води:

$$K_d = \frac{[\text{H}^+] \times [\text{OH}^-]}{[\text{H}_2\text{O}]}$$

Концентрація недисоційованих молекул у воді дуже висока порівняно з дисоційованими (вона дорівнює числу грамів води в 1 літрі поділеному на молярну масу, тобто $1000: 18 = 55,5 \text{ M}$) і є сталою величиною відносно дуже низьких концентрацій іонів H^+ і OH^- . Чисельне значення $K_{\text{д}} \text{H}_2\text{O}$ при 25°C дорівнює $1,8 \cdot 10^{-16}$. Підставивши відповідні значення, одержимо:

$$1,8 \cdot 10^{-16} = \frac{[\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-]}{55,5}$$
$$(55,5) \cdot (1,8 \cdot 10^{-16}) = [\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-],$$
$$99,9 \cdot 10^{-16} = [\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-],$$
$$1,0 \cdot 10^{-14} = [\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-].$$

Величину $1 \cdot 10^{-14}$ називають *іонним добутком води*. Вона означає, що добуток $[\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-]$ у чистій воді при 25°C завжди дорівнює строго визначеній величині, а саме $1 \cdot 10^{-14}$. Оскільки $[\text{H}^+] = [\text{OH}^-]$, що має місце в чистій воді, то такий розчин називають *нейтральним*. Виходячи з чисельного значення іонного добутку води, можна розрахувати концентрацію іонів H^+ і OH^- у воді.

Оскільки іонний добуток води є сталою величиною, то зрозуміло, що коли концентрація іонів H^+ вища за 10^{-7} г-іон/л , то концентрація іонів OH^- має бути менше 10^{-7} г-іон/л , і навпаки. Таким чином, коли концентрація іонів H^+ дуже висока, як у розчинах кислот, концентрація іонів OH^- буде дуже низькою, оскільки їх добуток завжди має залишатися рівним $1 \cdot 10^{-14}$. І, навпаки, якщо концентрація іонів OH^- дуже висока, наприклад, у розчині лугу, то концентрація іонів H^+ буде дуже низькою. Отже, знаючи концентрацію іонів OH^- , із чисельного значення іонного добутку води можна обчислити концентрацію іонів H^+ і навпаки.

Кількісні значення іонів H^+ дуже малі і проводити з ними розрахунки не зручно. Тому користуються логарифмічним виразом їх концентрацій, що позначають символом рН: $pH = - \lg [H^+]$ (це обернений десятковий логарифм концентрації іонів H^+). У нейтральному розчині, де концентрація іонів H^+ становить $1,0 \cdot 10^{-7}$, розмір рН при $25^\circ C$ дорівнює 7,0.

Розчини, що мають рН більше 7,0, є лужними, оскільки концентрація іонів OH^- у таких розчинах більше за концентрацію іонів H^+ . І, навпаки, розчини, що мають рН менше 7,0, — це кислі розчини.

Величину рН водних розчинів можна приблизно визначити за допомогою різних індикаторів, таких, як лакмус, метилоранж, фенолфталеїн. Точне значення рН визначають за допомогою приладу - рН-метра.

Від величини рН залежать структура й активність біологічних макромолекул, зокрема, активність ферментів. Так, активність пепсину шлункового соку максимальна при рН 1,5-2, каталази крові - при 7,0. Тканинні катепсини в кислому середовищі здійснюють розщеплення білків. Зміна рН середовища призводить до зниження активності ферментів, порушення обміну речовин, зміни структури та осадження білків.

Значення рН використовують при діагностиці захворювань. Наприклад, у людей, що страждають важкою формою діабету, значення рН крові часто нижче порівняно з нормою. Такий стан називають *ацидозом*. При деяких інших захворюваннях величина рН може бути вище за норму. Такий стан називають *алкалозом*.