Розчини

- класифікація
- кількісні характеристики
- енергетика розчинення
- фактори впливу на розчинність
- колігативні властивості розчинів
- вода

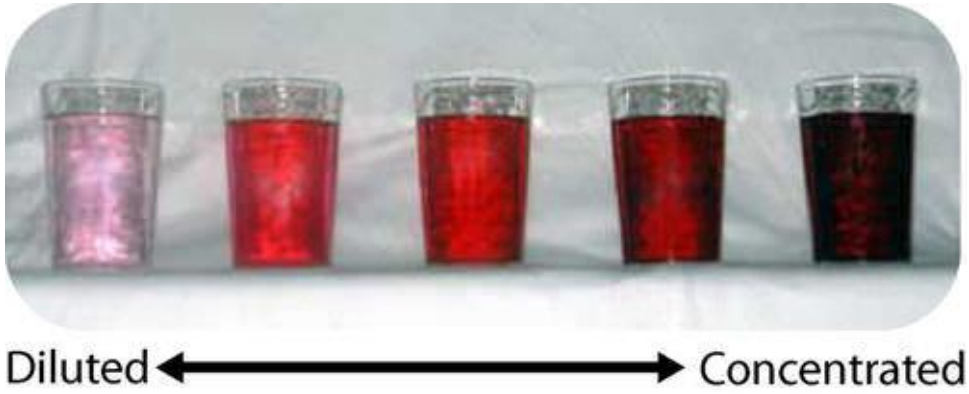
- **Розчин** – гомогенна суміш речовин, яка є однофазною.
- Містить розчинену речовину і розчинник.
- розчинник – речовина, яка домінує у розчині, а її агрегатний стан не змінюється при утворенні розчина.
- розчин має такий самий фізичний стан, що і розчинник.





Кількісні характеристики розчинів

- Розчинність – здатність речовини утворювати з іншими речовинами однорідні системи, в яких речовина існує у вигляді окремих атомів, іонів, молекул або частинок.
- Розчинність виражається концентрацією розчиненої речовини в насиченому розчині у масових або об'ємних одиницях .

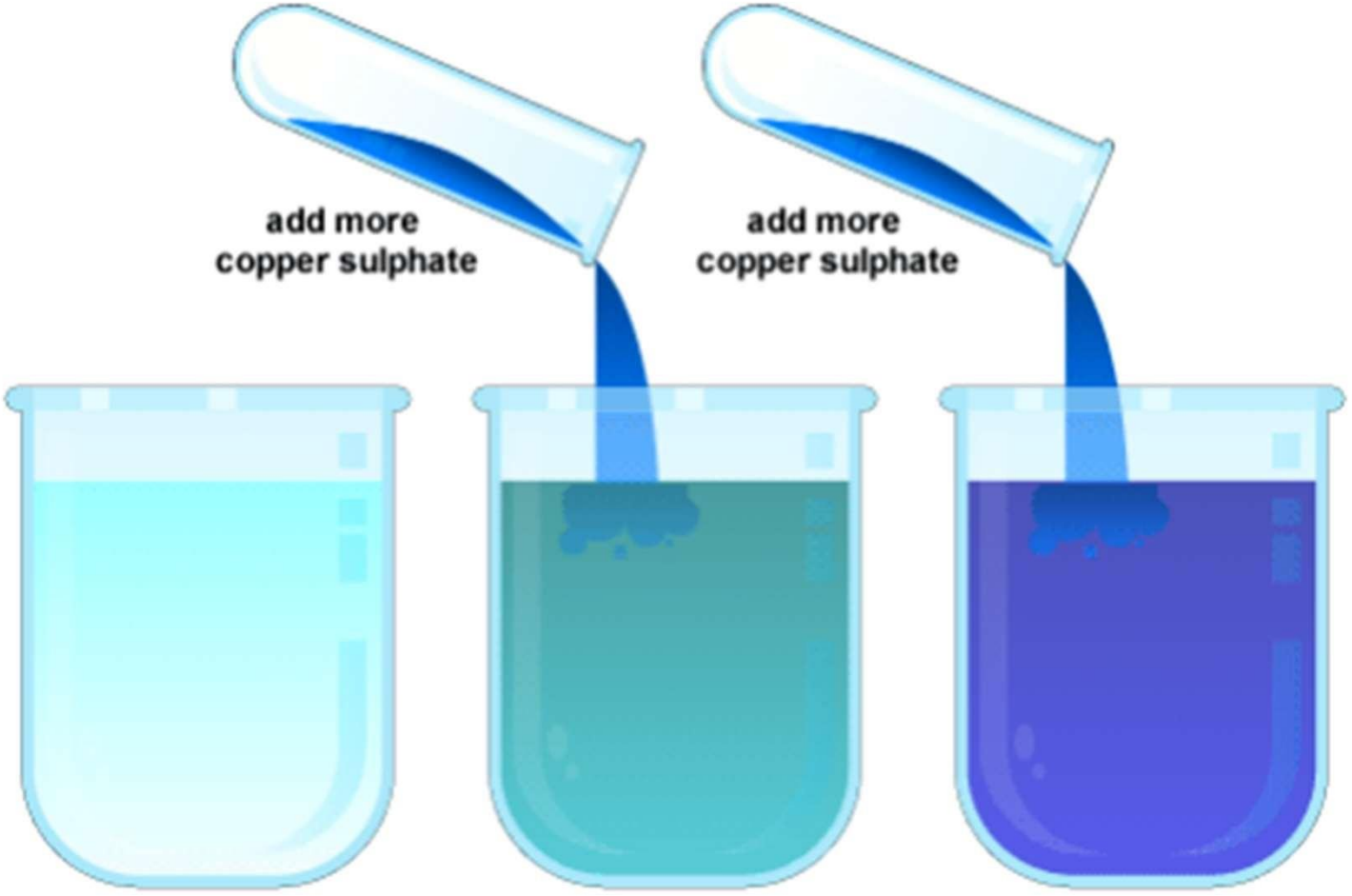


Кількісні характеристики розчинів

- Гранична розчинність *L* – маса розчиненої речовини у насиченому розчині на 100 г розчинника (за конкретних умов – температури, тиску тощо):

$$L = \frac{m(X)}{100}\left[\frac{\text{г}}{100\ \text{г розчинника}}\right]$$

Кількісні характеристики розчинів



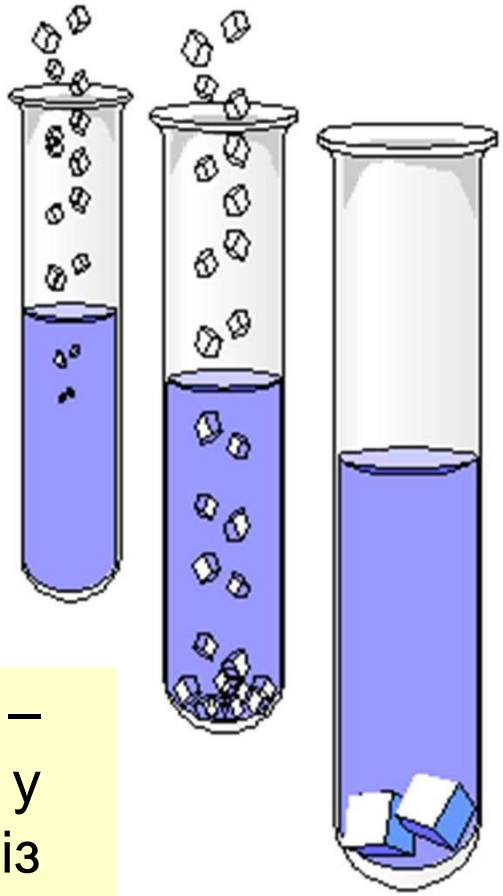
Розведений $CuSO_4$

Концентрований $CuSO_4$

Насичений $CuSO_4$

Стадії насичення розчинів

Ненасичений – додана речовина розчиняється



Насчений – кристали у рівновазі із розчином

Пересичений – починається кристалізація при додаванні мікрочастинки речовини

Легкорозчинні речовини – якщо у 100 г води при кімнатній температурі розчиняється більш ніж 10 г речовини

поварена сіль – при 20°С в 100 г води розчиняється 35,8 г NaCl

мідний купорос $CuSO_4 \cdot 5H_2O$ (20,7 г)

амоніак NH_3 (67,9 г)

Малорозчинні речовини – якщо в 100 г води розчиняється менш ніж 1 г речовини

гіпс $CaSO_4$ (0,195 г)

гашене вапно $Ca(OH)_2$ (0,165 г)

Практично нерозчинні речовини – якщо в 100 г води розчиняється менш ніж 0,1 г речовини

сульфат барію $BaSO_4$ (0,00023 г)

аргентум хлорид AgCl (0,00015 г)

Абсолютно нерозчинних речовин не існує.

Кількісні характеристики розчинів

Об’ємні концентрації:

- Масова $a(X)$ – відношення маси розчиненої речовини $m(X)$ до об’єму розчину V:

$$a(X) = m(X)/V \quad [кг/м^3, г/дм^3 = г/л]$$

$$1\ м^3 = 10^3\ дм^3;\ 1\ дм^3 = 10^3\ см^3$$

- Молярна $c(X)$ – показує, яка кількість речовини $n(X)$ міститься у одиниці об’єму розчину V :

$$c(X) = n(X)/V\ [моль/м^3, моль/дм^3 = моль/л]$$

$$n(X) = m(X)/M(X)$$

Приклад

Чому дорівнює молярна концентрація розчину сульфатної кислоти з масовою часткою речовини 98 % і густиною розчину 1,84 г/мл?

***Розв'язок*:** Розрахуємо масу 1 л (або 1000 мл) розчину:

$$m_{розч} = \rho \cdot V = 1{,}84 \text{ г/мл} \cdot 1000 \text{ мл} = 1840 \text{ г}.$$

Перетворимо вихідну формулу

$$\omega = \frac{m_{реч}}{m_{розч}} \cdot 100\%.$$

і знайдемо масу розчиненої речовини

$$m(H_2SO_4) = \omega \cdot m_{розч} / 100\ \% = 98\% \cdot 1840 \text{ г} / 100\ \% = 1803{,}2 \text{ г}.$$

Тоді згідно з формулою (10.3) молярна концентрація становить:

$$C_M = m(H_2SO_4) / M(H_2SO_4) \cdot V = 1803{,}2 \text{ г} / 98 \text{ г/моль} \cdot 1 \text{ л} = 18{,}4 \text{ моль/л}.$$

Кількісні характеристики розчинів

Масові концентрації:

- Масова частка (відсоткова) ω(X) – відношення маси розчиненої речовини $m(X)_i$ до масі розчину $m_р$:

$$\omega(X) = m(X)/m_р \ (\cdot\ 100\ \%)\ [\%]$$

$$m_р = V \cdot \rho;\ m_р = m(X) + m(H_2O)$$

- Моляльність $m_L(X)$ – кількість розчиненої речовини $n(X)$ у 1000 г розчинника:

$$m_L(X) = n(X)/m_{р\text{-ль}}\ [моль/кг]$$

$$m_{р\text{-ль}} = m_р - m(X)$$

Приклад

Розрахувати масову частку кристалізаційної води в мідному купоросі.

Розв'язок. Мідний купорос – це кристалогідрат складу $CuSO_4 \cdot 5H_2O$. Молярні маси кристалогідрату і солі відповідно складають:

$$M(CuSO_4 \cdot 5H_2O) = 250 \text{ г/моль}, \qquad M(CuSO_4) = 160 \text{ г/моль}.$$

Масова частка ω – це відношення маси складової частини речовини до всієї маси. Для випадку, що розглядається, масову частку кристалізаційної води розрахуємо за формулою:

$$\omega = \frac{5 \cdot M(H_2O)}{M(CuSO_4 \cdot 5H_2O)} = \frac{5 \cdot 18}{250} = 0{,}36 \quad \text{(або 36\%)}$$

Отже, масова частка кристалізаційної води в кристалогідраті мідного купоросу $CuSO_4 \cdot 5H_2O$ дорівнює:

$$\omega(H_2O)_{крист} = 36\%.$$

Приклад

Розрахувати маси солі і води, що потрібні для приготування 70 г розчину, в якому ω(NaCl) = 0,10.

Розв'язок. Перетворимо вихідну формулу ($\omega = m_{реч} / m_{розч}$) і обчислимо масу речовини у розчині:

$$m_{реч} = \omega \cdot m_{розч},$$

$$m(NaCl) = 0{,}10 \cdot 70 = 7г.$$

Тоді маса води буде дорівнювати:

$$m(H_2O) = m_{розч} - m_{реч} = 70 - 7 = 63г.$$

Кількісні характеристики розчинів

- Мольна частка X_i – відношення кількості даної речовини n_i до загальної кількості всіх компонентів розчину n_Σ:

$$X_i = n_i/n_\Sigma \text{ [моль/моль]}$$

- Об’ємна частка φ(X) – відношення об’єму розчиненої речовини V(X) до об’єму розчину:

$$\varphi(X) = V(X)/V$$

Кількісні характеристики розчинів

- Молярна концентрація еквівалента (нормальність) $c_e(X)$ – кількість еквівалентів даної речовини в одиниці об'єму розчину:

$$c_e(X) = n_e(X)/V \text{ [моль·екв/м}^3\text{, моль·екв/дм}^3\text{]}$$

$$n_e(X) = m(X)/M_e(X);\ M_e(X) = M(X)\cdot f_e(X) \rightarrow$$

$$c_e(X) = c(X)/ f_e(X)$$

- Титр T – маса розчиненої речовини в 1 мл розчину

$$T(X) = m(X)/V \text{ [г/мл]}$$

Приклад

Наважку $K_2Cr_2O_7$ масою 4,41 г розчинили у 200 г води і одержали розчин з густиною 1,015 г/мл.

Визначити такі концентрації в одержаному розчині: а) масову частку, б) молярну, в) нормальну, г) моляльну, д) мольну частку, е) титр.

Розв'язок. Маса розчину складається із суми мас розчиненої речовини $K_2Cr_2O_7$ ($m_{реч}$) і розчинника:

$$m_{розч} = m_{реч.} + m(H_2O) = 4{,}41 + 200 = 204{,}41 \text{ г}.$$

а) Масову частку обчислимо за формулою $\omega = m_{реч} / m_{розч}$:

$$\omega(K_2Cr_2O_7) = m_{реч} / m_{розч} = 4{,}41 \text{ г} / 204{,}41 \text{ г} = 0{,}022 \text{ (або 2,2\%)}.$$

б) Для обчислення молярної концентрації попередньо необхідно розрахувати об'єм розчину $V_{розч}$ і кількість розчиненої речовини $\nu_{реч}$.

Об'єм визначається відношенням маси розчину до його густини, :

$$V_{розч} = m_{розч} / \rho_{розч} = 204{,}41 \text{ г} / 1{,}015 \text{ г/мл} = 201{,}4 \text{ мл} = 0{,}2014 \text{ л}.$$

Молярна маса речовини $K_2Cr_2O_7$ і кількість розчиненої речовини $\nu_{реч}$ складають:

$$M(K_2Cr_2O_7) = 294 \text{г/моль},$$

$$\nu_{реч}(K_2Cr_2O_7) = m_{реч} / M = 4{,}41 \text{ г} / 294 \text{ г/моль} = 0{,}015 \text{ моль}.$$

Молярна концентрація відповідно до формули ($C_M = \nu / V$) дорівнюватиме:

$$C_M(K_2Cr_2O_7) = \nu / V = 0{,}015 \text{ моль} / 0{,}2014 \text{ л} = 0{,}074 \text{ моль/л},$$

Приклад

Наважку $K_2Cr_2O_7$ масою 4,41 г розчинили у 200 г води і одержали розчин з густиною 1,015 г/мл.

Визначити такі концентрації в одержаному розчині: а) масову частку, б) молярну, в) нормальну, г) моляльну, д) мольну частку, е) титр.

в) Знаходимо молярну масу еквівалента речовини $K_2Cr_2O_7$ і кількість еквівалентів $n_{екв}$:

$$m_{екв}(K_2Cr_2O_7) = M(K_2Cr_2O_7) / B \cdot ч = 294 / 1 \cdot 2 = 147 \text{ г/моль-екв},$$

$$n_{екв.реч} = m_{реч} / m_{екв} = 4{,}41 \text{ г} / 147 \text{ г/моль-екв} = 0{,}03 \text{ моль-екв}.$$

Тоді нормальність розчину:

$$C_N = n_{екв} / V = 0{,}03 \text{ моль-екв} / 0{,}2014 \text{ л} = 0{,}148 \text{ моль-екв/л}.$$

г) Моляльна концентрація розчину обчислюється за формулою

$$C_m = \frac{\nu(K_2Cr_2O_7) \cdot 1000}{m(H_2O)} = \frac{0{,}015\text{моль} \cdot 1000}{200\text{г}} = 0{,}075\text{моль/1кг } H_2O$$

Приклад

Наважку $K_2Cr_2O_7$ масою 4,41 г розчинили у 200 г води і одержали розчин з густиною 1,015 г/мл.

Визначити такі концентрації в одержаному розчині: а) масову частку, б) молярну, в) нормальну, г) моляльну, д) мольну частку, е) титр.

д) Для обчислення мольної частки χ (або N) за формулою спочатку необхідно розрахувати кількість речовини розчинника:

$$\nu(H_2O) = m / M = 200 \text{ г} / 18 \text{ г/моль} = 11{,}111 \text{ моль},$$

Мольна частка:

$$\chi = N(K_2Cr_2O_7) = \frac{\nu(K_2Cr_2O_7)}{\nu(K_2Cr_2O_7) + \nu(H_2O)} = \frac{0{,}015\text{моль}}{0{,}015\text{моль} + 11{,}111\text{моль}} = 0{,}0014$$

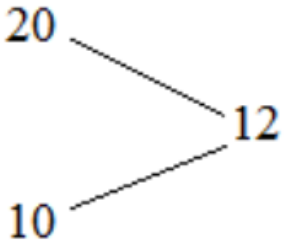
е) Титр, який показує, скільки грамів розчиненої речовини припадає на 1 мл розчину, визначимо за формулою $T = m_{реч.} / V_{розч.}$:

$$T(K_2Cr_2O_7) = 4{,}41 \text{ г} / 201{,}4 \text{ мл} = 0{,}0219 \text{ г/мл}.$$

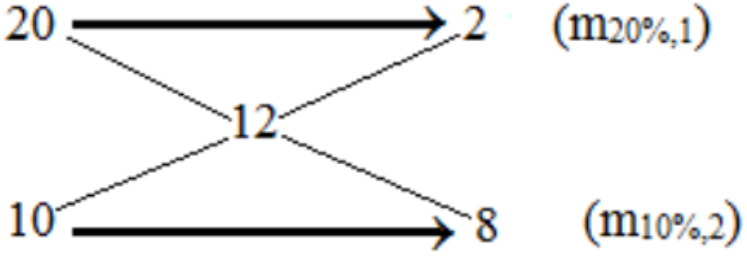
Приклад

Визначити, маси кожного розчину з масовими концентраціями NaCl 10 % і 20 %, які необхідно взяти для приготування 300 г з масовою часткою 12 %.

Розв'язок. Задачі такого типу простіше розв'язувати за так званим «правилом хреста». Для цього складають діаграму, у верхній частині якої записують масову частку більш концентрованого розчину, у нижній – більш розведеного, а усередині – задану масову частку того розчину, що потрібно приготувати:



На наступному етапі від значення масової частки (ω_1) більш концентрованого розчину (у нашому прикладі 20%) віднімають масову частку (ω_3) того розчину, що треба приготувати (тобто 12%), і отриману величину ($\omega_1 - \omega_3 = 20 - 12 = 8$) розміщують у нижній частині діаграми по діагоналі. У верхній частині (по діагоналі) записують різницю між значеннями масових часток розчину, що необхідно приготувати, та більш розведеного розчину ($\omega_3 - \omega_2 = 12 - 10 = 2$). Після цього діаграма матиме вигляд:



Приклад

Визначити, маси кожного розчину з масовими концентраціями NaCl 10 % і 20 %, які необхідно взяти для приготування 300 г з масовою часткою 12 %.

З одержаної діаграми випливає, що для приготування зазначеного розчину слід взяти дві частини 20%-ного розчину, які на діаграмі позначені $m_{20\%,1}$, та вісім частин 10%-ного розчину (позначені $m_{10\%,2}$). Остаточний розрахунок виконують за формулами:

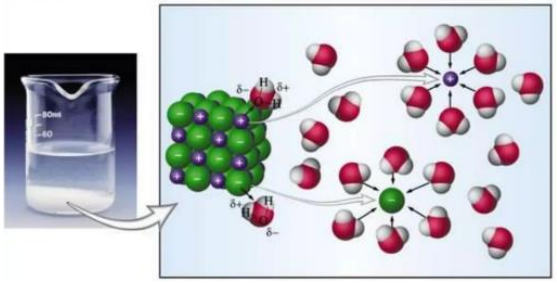
$$m_{\text{розч.1(20\%)}} = \frac{m_{20\%,1} \cdot m_{\text{розч.3}}}{m_{20\%,1} + m_{10\%,2}} = \frac{2 \cdot 300}{2 + 8} = 60 \text{ г},$$

$$m_{\text{розч.2(10\%)}} = \frac{m_{10\%,2} \cdot m_{\text{розч.3}}}{m_{20\%,1} + m_{10\%,2}} = \frac{8 \cdot 300}{2 + 8} = 240 \text{ г}.$$

Теорії утворення розчинів



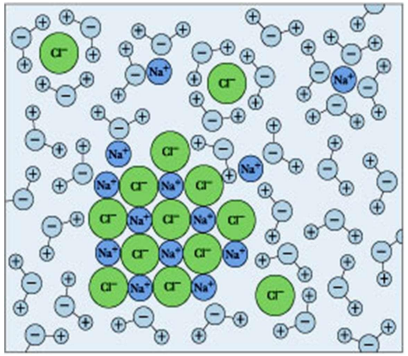
- **Фізична теорія розчинів (Я. Вант - Гофф і С. Арреніус) розглядає процес розчинення, як диспергування однієї речовини у всьому об'ємі іншої, а отже, властивості розчинів мають залежати лише від концентрації розчиненої речовини. За цією теорією розчинник – це індиферентне середовище, в якому хаотично розподілені часточки розчиненої речовини.**



Хімічна теорія розчинів (Д.І.Менделєєв) припускає хімічну взаємодію компонентів розчину і утворення неміцних і частково дисоційованих сполук між розчиненою речовиною і розчинником. Такі сполуки називаються сольватами (гідратами), а процес їх утворення внаслідок взаємодії компонентів розчину – сольватацією (гідратацією). Терміни "гідрати" і "гідратація" застосовують, коли розчинником є вода.

Про утворення сольватів або гідратів можна дізнатися за зовнішніми змінами, що відбуваються з розчинами, наприклад, за :

1. **Зміною об'єму при розчиненні;**
2. **За зміною забарвлення розчину при розчиненні.**

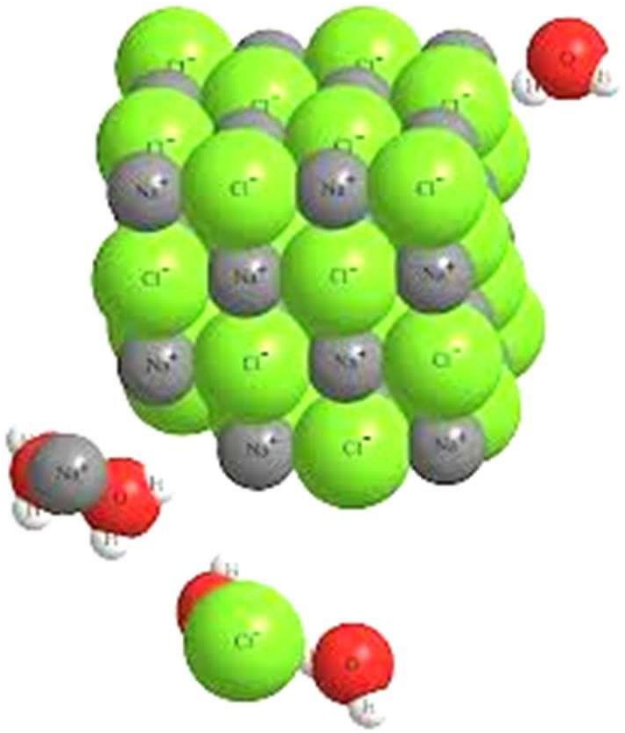


- **Сучасна теорія розчинів (І. Каблуков і В Кістяковський) об'єднує фізичну і хімічну теорії**

Енергетика розчинення

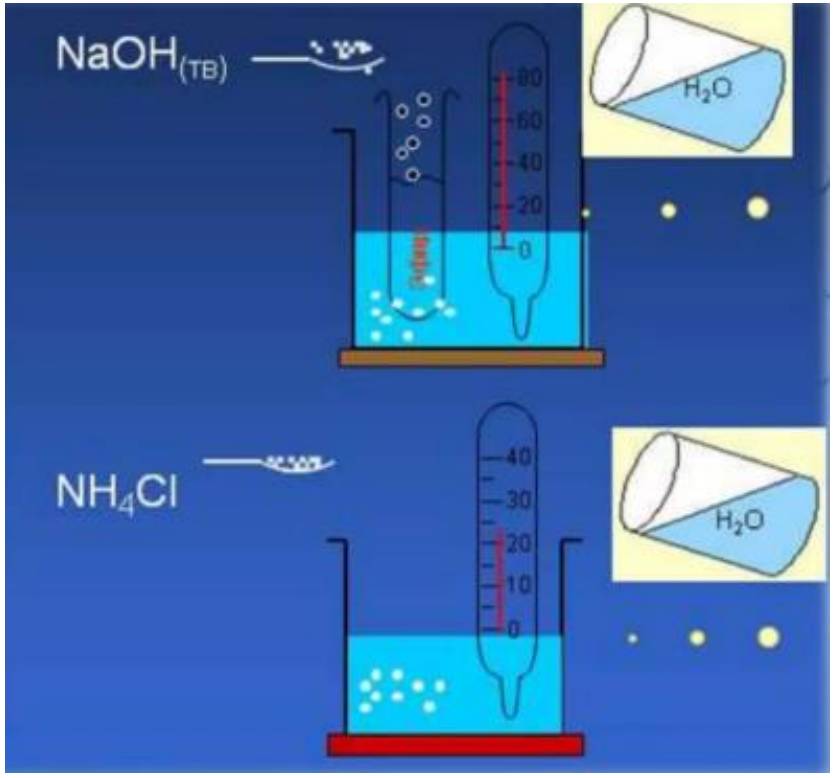
- Процес розчинення твердої речовини у воді супроводжується руйнуванням кристалічної гратки із витратою енергії $-Q_{кр}$ і наступною гідратацією – утворенням гідратів $Cl^- \cdot xH_2O$ і $Na^+ \cdot yH_2O$ із виділенням теплоти $+Q_{гідр}$.
- В результаті загальний тепловий ефект розчинення розраховують як

$$Q(p) = -Q_{кр} + Q_{гідр}$$



Енергетика розчинення

- Якщо $Q_{гідр} > Q_{кр}$, розчинення екзотермічне $\Delta H < 0$ ($NaOH$, $AlCl_3$)
- Якщо $Q_{гідр} < Q_{кр}$, розчинення ендотермічне $\Delta H > 0$ ($NaNO_3$, NH_4NO_3).
- Якщо $Q_{гідр} = Q_{кр}$, температура розчину залишається без змінення ($NaCl$).



Фактори розчинення

- Природа речовин
- Температура
- Тиск (для газів)
- Чистота або наявність третьої речовини

Таблиця розчинності неорганічних солей

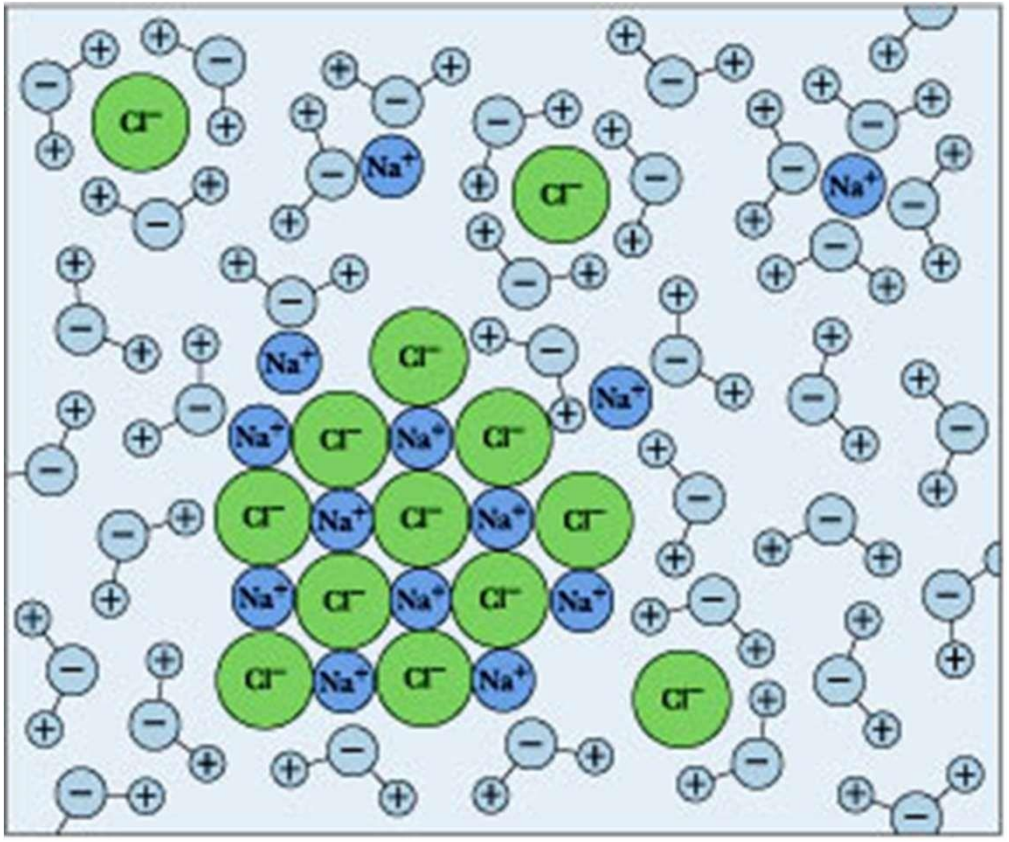
РОЗЧИННІСТЬ ОСНОВ, КИСЛОТ АМФОТЕРНИХ ГІДРОКСИДІВ ТА СОЛЕЙ У ВОДІ (при t 20-25 °C)	СУМІШІ, РОЗЧИНИ																				
	H^+	Li^+	K^+	Na^+	NH_4^+	Ba^{2+}	Ca^{2+}	Mg^{2+}	Sr^{2+}	Al^{3+}	Cr^{3+}	Fe^{2+}	Fe^{3+}	Ni^{2+}	Co^{2+}	Mn^{2+}	Zn^{2+}	Ag^+	Hg^{2+}	Pb^{2+}	Sn^{2+}	Cu^{2+}
OH^-	–	Р	Р	Р	Р	Р	М	Н	М	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	–	–	Н	Н	Н
F^-	Р	М	Р	Р	Р	М	Н	Н	Н	М	Н	Н	Н	Р	Р	Р	Р	Р	–	Н	Р	Р
Cl^-	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Н	Р	М	Р	Р
Br^-	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Н	М	М	Р	Р
I^-	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	?	Р	?	Р	Р	Р	Р	Н	Н	Н	М	Р
S^{2-}	Р	Р	Р	Р	Р	–	–	–	Н	–	–	Н	–	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н
HS^-	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	?	?	?	?	?	Н	?	?	?	?	?	?	?
SO_3^{2-}	Р	Р	Р	Р	Р	Н	Н	М	Н	?	–	Н	?	Н	Н	?	М	Н	Н	Н	?	?
HSO_3^-	Р	?	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	?	?	?	?	?	?	?	?	?	?	?	?	?
SO_4^{2-}	Р	Р	Р	Р	Р	Н	М	Р	Н	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	М	–	Н	Р	Р
HSO_4^-	Р	Р	Р	Р	Р	?	?	?	–	?	?	?	?	?	?	?	?	?	?	Н	?	?
NO_3^-	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	–	Р
NO_2^-	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	?	?	?	?	?	М	?	?	М	?	?	?	?
PO_4^{3-}	Р	Н	Р	Р	–	Н	Н	Р	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н
HPO_4^{2-}	Р	?	Р	Р	Р	Н	Н	М	Н	?	?	Н	?	?	?	Н	?	?	?	М	Н	?
$H_2PO_4^-$	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	?	?	Р	?	?	?	Р	Р	Р	?	–	?	?
CO_3^{2-}	Р	Р	Р	Р	Р	Н	Н	Н	Н	?	?	Н	?	Н	Н	Н	Н	Н	?	Н	?	Н
HCO_3^-	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	?	?	Р	?	?	?	?	?	?	?	Р	?	?
CH_3COO^-	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	–	Р	Р	–	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	–	Р
SiO_3^{2-}	Н	Н	Р	Р	?	Н	Н	Н	Н	?	?	Н	?	?	?	Н	Н	?	?	Н	?	?

Подібне розчиняється у подібному

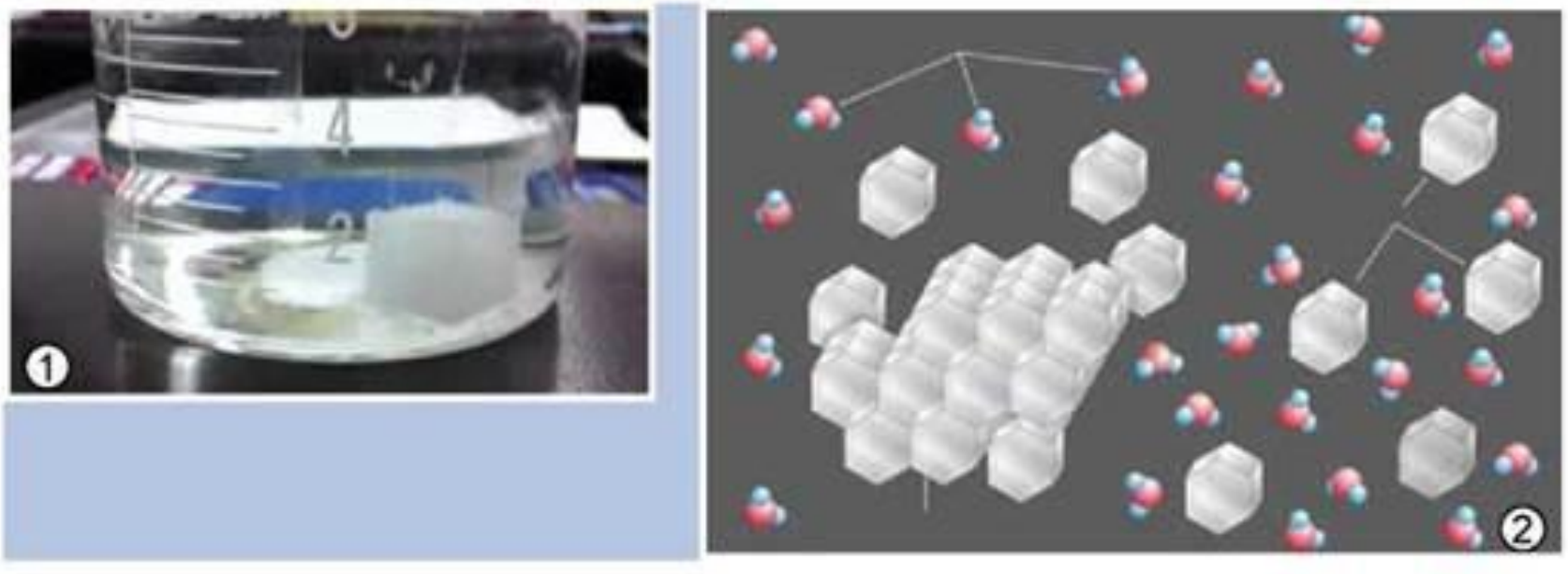
- Речовина з іонними або ковалентними полярними зв’язками, а також полярні молекули розчиняються у полярних розчинниках (H_2O, C_2H_5OH)
- Неполярні молекули – у неполярних розчинниках (CCl_4, $CH_3–CO–CH_3$).

Подібне розчиняється у подібному

- розчинник – вода, NaCl – полярна молекула

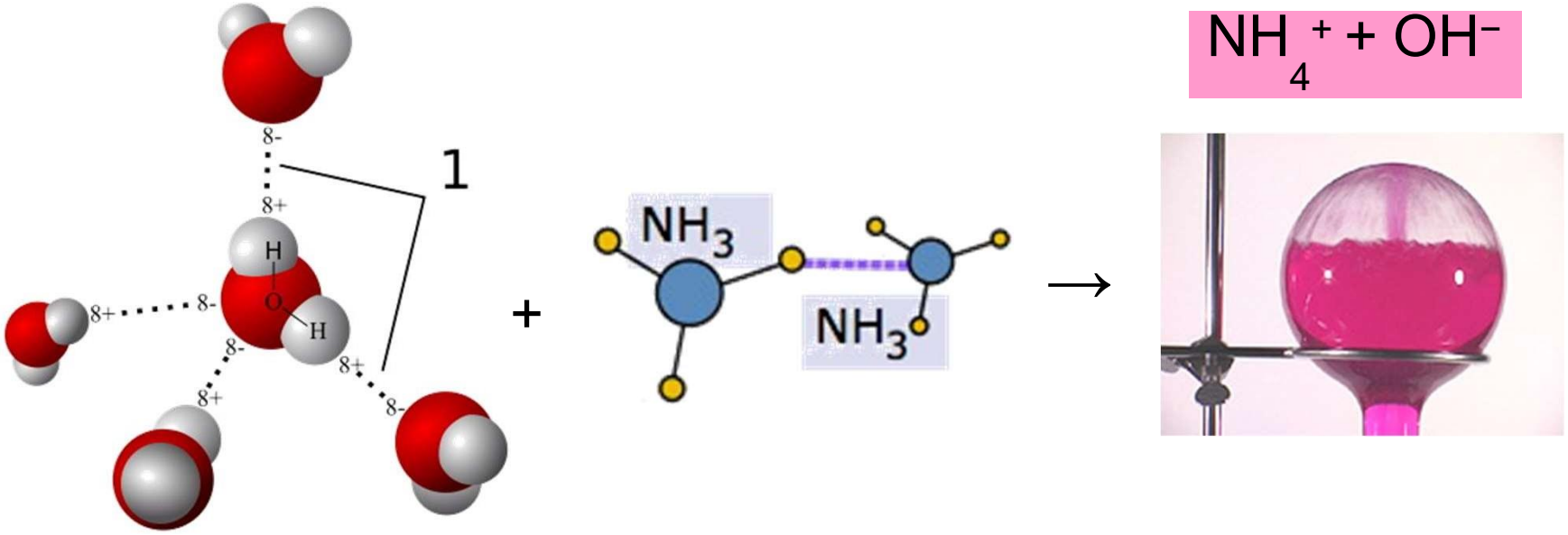


Подібне розчиняється у подібному



- Полярний розчинник (вода) – полярна молекула твердої речовини (цукор)

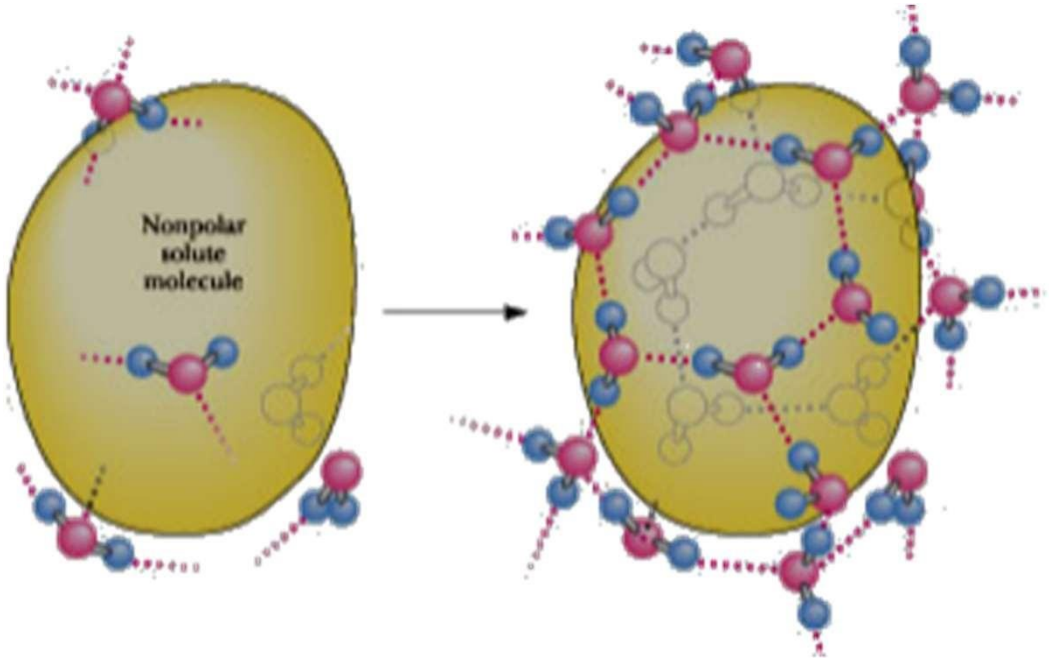
Подібне розчиняється у подібному



- Полярний розчинник (вода) – полярна молекула газу (амоніак)

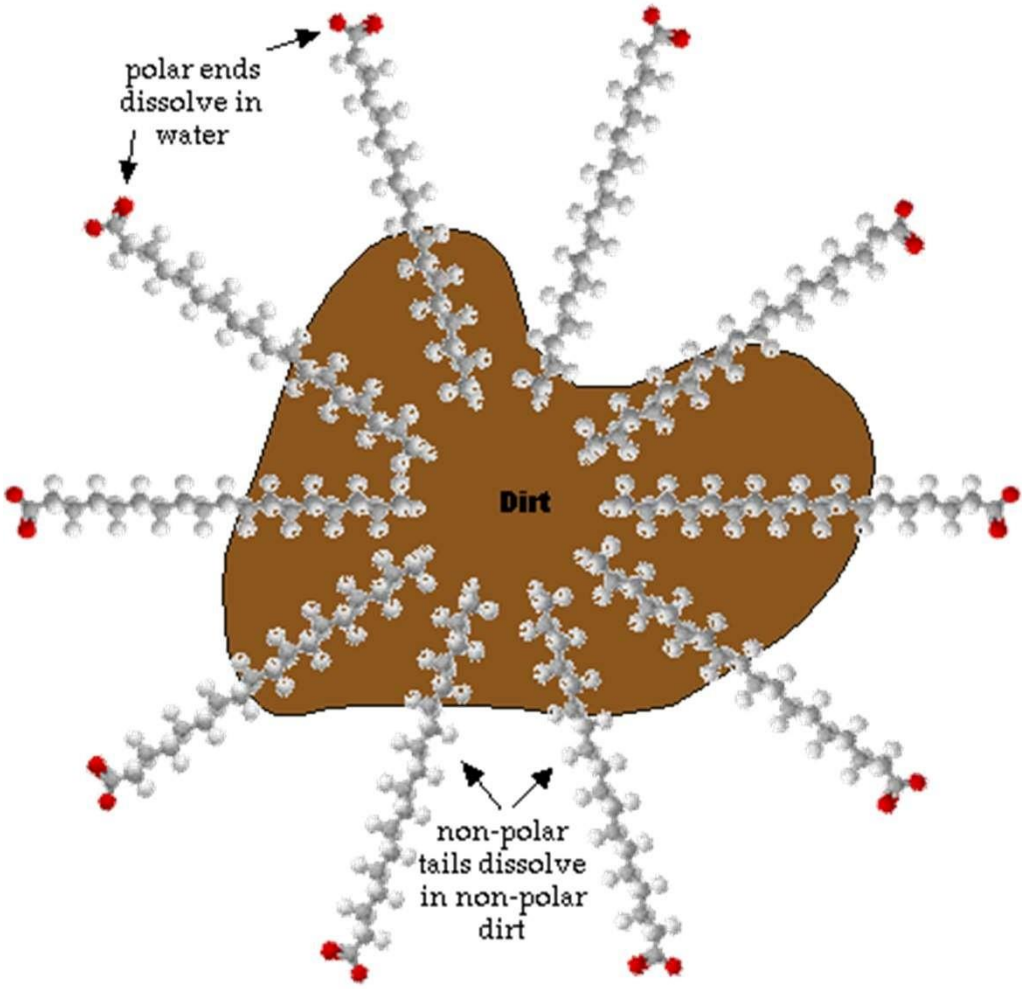
Подібне розчиняється у подібному

- Неполярні молекули не розчиняються у воді.
- Приклад: O_2 або етан C_2H_6 не здатні зруйнувати водневі зв'язки між молекулами води і утворити гідратовані частинки.



Подібне розчиняється у подібному

Неполярна молекула (конгломерат) може розчинитися у воді лише за наявності речовини, яка містить неполярні і полярні ділянки.

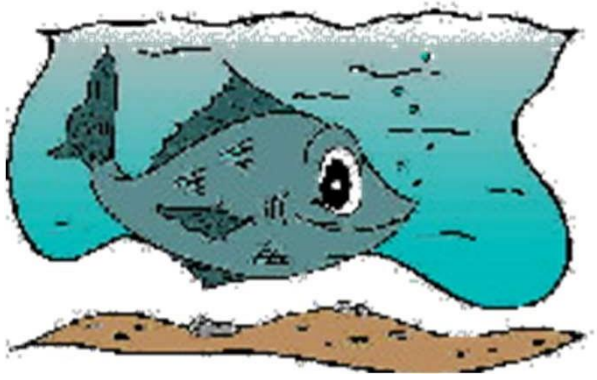


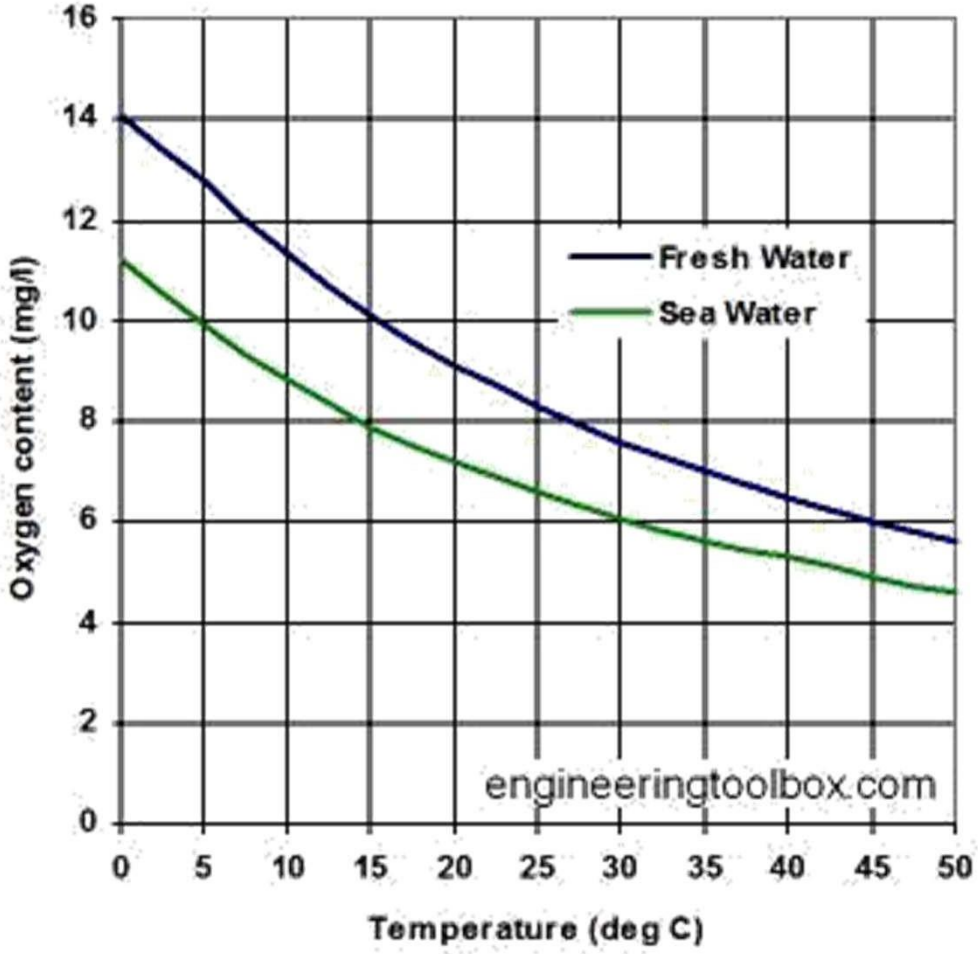
Температура

- З підвищенням температури зростає розчинність твердих речовин, рівновага ендотермічних реакцій зсувається у бік продуктів.
- Розчинність газів – процес екзотермічний, тому з підвищенням температури розчинність газів зменшується.
- Розчинність рідин залежить від теплового ефекту реакції розчинення.

Розчинність газів

- У чистій воді кисню розчиняється більше, ніж у морській, мг/л :
- 0 °C 14.6 11.3
- 25°C 8.2 6.7





Вплив тиску на розчинність газів

- Закон Генрі (1803 г.): при постійній *T* розчинність газу в рідині прямо пропорційна тиску цього газу над розчином:

$$c = k_H \cdot p$$

p – парціальний тиск газу,

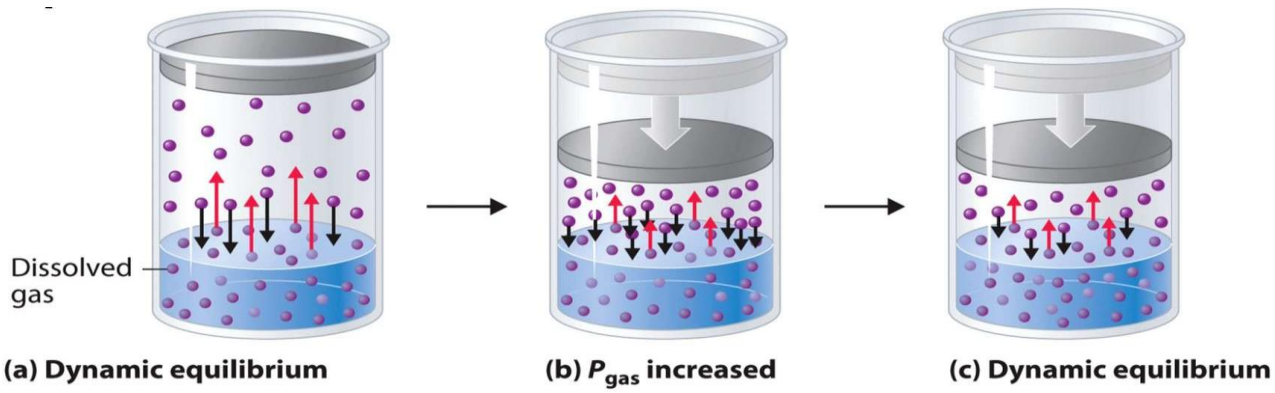
c – концентрація газу в розчині,
k_H – стала Генрі.

- Закон виконується лише для ідеальних розчинів і невисокого тиску.



Уільям Генрі
(1774–1836)

Розчинність газів зростає з тиском



Стала Генрі у воді при 25° С, л·атм·моль$^{-1}$						
газ	He	N_2	O_2	CO_2	CH_4	NH_3
k_H	2703	1639	769	29.4	0.00129	57

- **Гірська хвороба виникає внаслідок кисневої недостатності, оскільки на великих висотах парціальний тиск кисню значно зменшується, а разом з тим зменшується і його тиск в крові.**
- **На великих глибинах, де зовнішній тиск збільшується, збільшується розчинність газів в крові. При швидкому підйомі з глибини розчинність газів різко зменшується, вони виділяються у вигляді міхурців і закупорюють судини (кессонна хвороба).**

Присутність третьої речовини

- Речовина сильно сольватується, зв’язує багато молекул розчинника і цим зменшує розчинність (спирт по відношенню до розчинів солей)
- Речовина зв’язує молекули або іони речовини і цим підвищує розчинність (амоніак зв’язує Cu^{2+} і розчинність $Cu(OH)_2$ зростає)
- Речовина надає іони, однакові з іонами речовини, що розчиняється, і рівновага розчинення зсувається:

$$CaSO_4(т) = Ca^{2+}(р) + SO_4^{2-}(р),$$

при додаванні $CaCl_2$ випадає осад $CaSO_4$.

Колігативні властивості розчинів

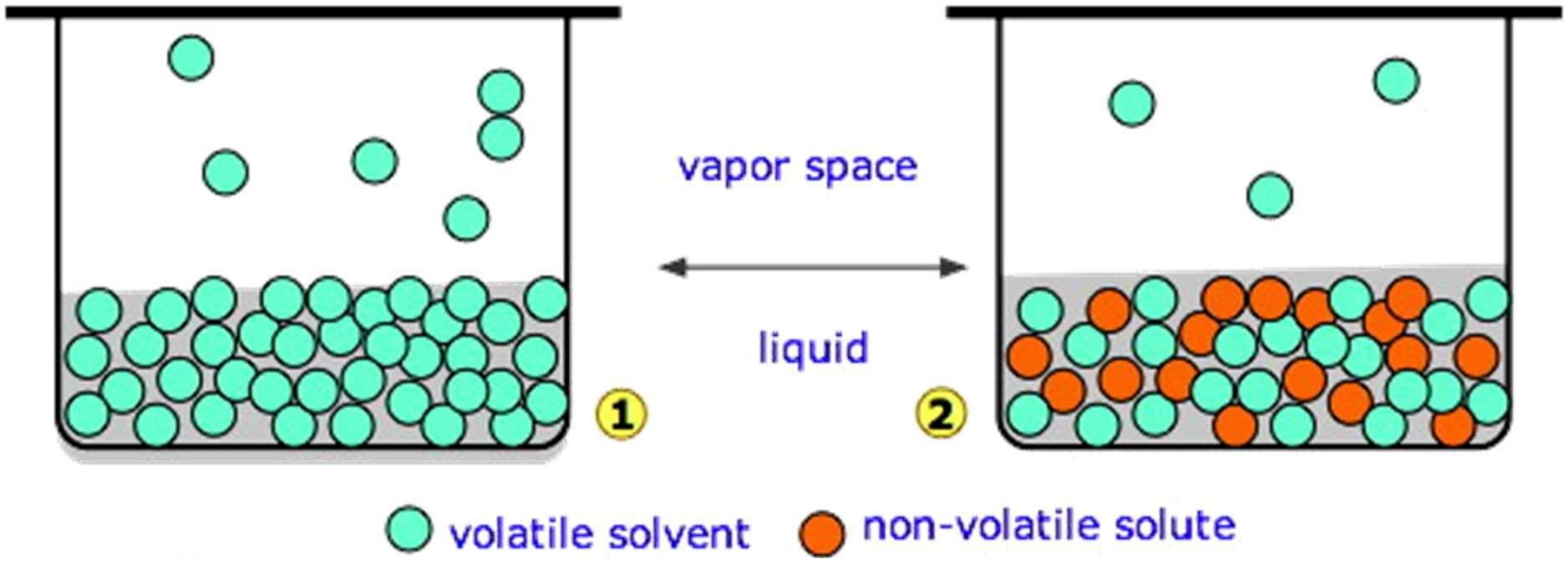
- закони Рауля
- осмотичний тиск

Колігативні властивості розчинів

- властивості, які за даних умов є рівними і не залежать від хімічної природи розчиненої речовини;
- властивості розчинів, які залежать лише від кількості структурних одиниць і їх теплового руху;
- змінення термодинамічних властивостей розчинів відносно властивостей розчинника:
  - зниження тиску пари,
  - підвищення температури кипіння,
  - зниження температури замерзання,
  - осмотичний тиск.

Парціальний тиск розчинника над розчином

- При додаванні розчиненої речовини до розчинника знижується число молекул розчинника, здатних переходити у газову фазу



Закон Рауля (1886 р.)

- тиск пари розчину, який містить нелетку речовину, прямо пропорційний мольній частці розчинника у розчині:

$$p = p_0 \cdot X_{\text{р-ль}},$$

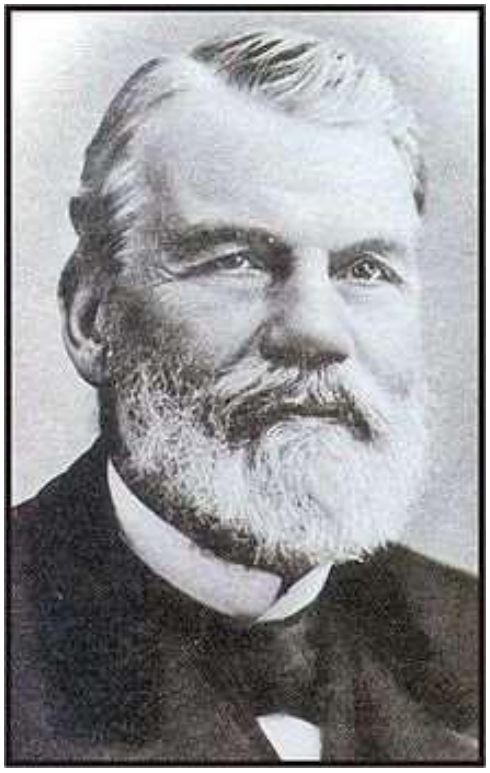
p – тиск пари над розчином, Па;

p_0 – тиск пари над чистим розчинником;

$X_{\text{р-ль}}$ – мольна частка розчинника.

- Для 2-х компонентного розчину

$$X_{\text{р-ль}} = 1 - X_{\text{рв}}.$$



Франсуа Марі Рауль
(1830 – 1901)

Другий закон Рауля

- Підвищення температури кипіння розчину відносно температури кипіння розчинника $\Delta T_{кип}$, і зниження температури замерзання розчину порівняно із $T_{зам}$ розчинника прямо пропорційні моляльності розчину:

$$\Delta T_{кип/зам} = K_{еб/кр} \cdot m(X),$$

$K_{еб/кр}$ – відповідно ебуліоскопічна і кріоскопічна константи, які залежать природи розчинника;

$m(X)$ – моляльність розчину.

Ебуліоскопічні константи

- Залежать лише від природи розчинника, який має парціальний тиск над розчином

розчинник	$T_{кип}$, °C	$K_{еб}$, K·моль$^{-1}$·кг
Вода H_2O	100	0.514
Етанол C_2H_5OH	79	1.19
Етанова кислота CH_3COOH	118	2.93
Тетрахлорид карбону CCl_4	76.5	5.03

Кріоскопічні константи

- $K_{кр}$ – завжди негативна величина.

Solvent	$T_{зам}$, °C	$K_{кр}$, K·моль$^{-1}$·кг
Вода H_2O	0.0	−1.86
Етанова кислота CH_3COOH	16.7	−3.90
Бензен C_6H_6	5.5	−5.10
Камфора $C_{10}H_{16}O$	180.0	−40.0
Циклогексан C_6H_{12}	6.5	−20.2
Фенол C_6H_5OH	40.0	−7.3

Практичне застосування

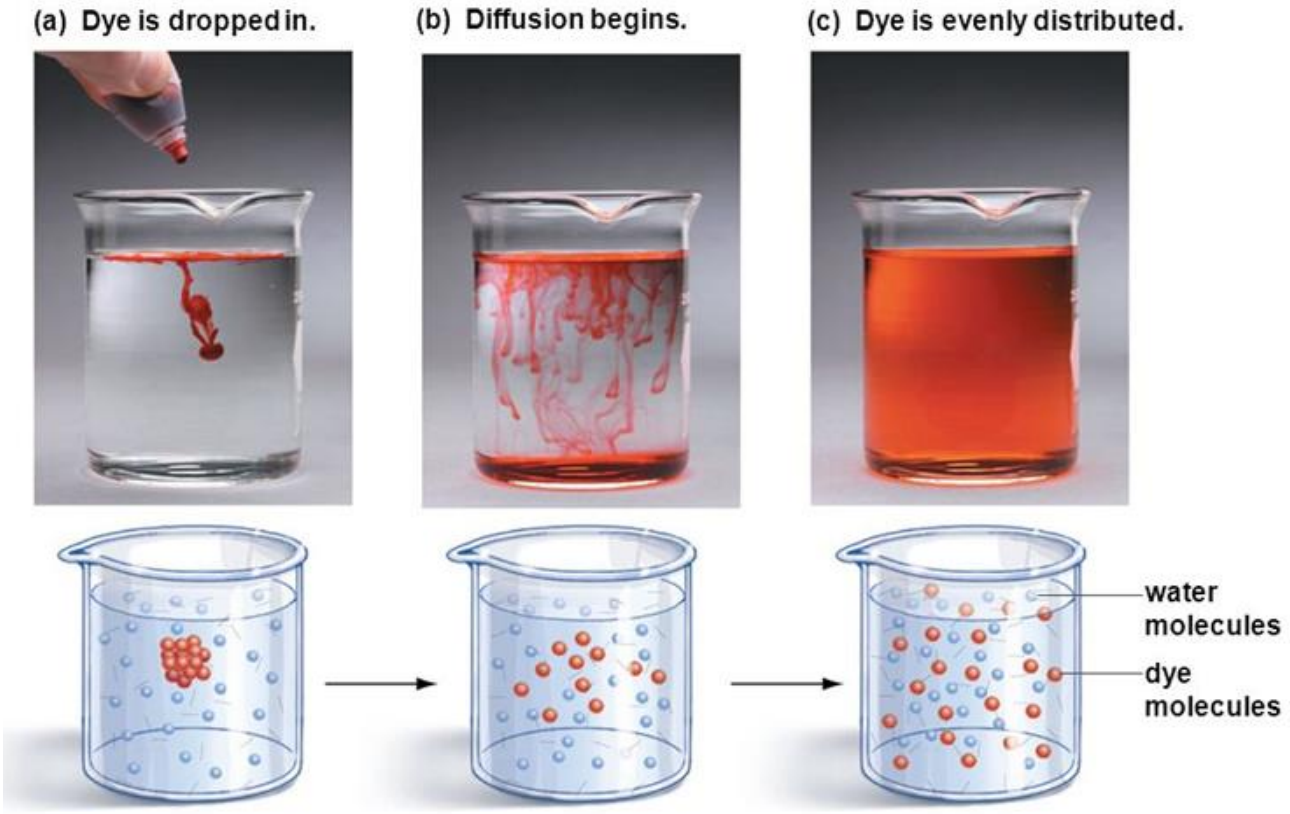
- Ефективність антифризів залежить від їх розчинності и числа частинок, які утворюються при дисоціації:

Речовина	Формула	$T_{зам}$, °C
Сульфат амонію	$(NH_4)_2SO_4$	-7
Хлорид кальцію	$CaCl_2$	-29
Хлорид калію	KCl	-15
Хлорид натрію	NaCl	-9
Сечовина	$(NH_2)_2CO$	-7

- Антифриз для автомобільних радіаторів – етиленгліколь $(CH_2OH)_2$.
- Чистий $(CH_2OH)_2$ замерзає при –12.9°C і кипить при 197°C.

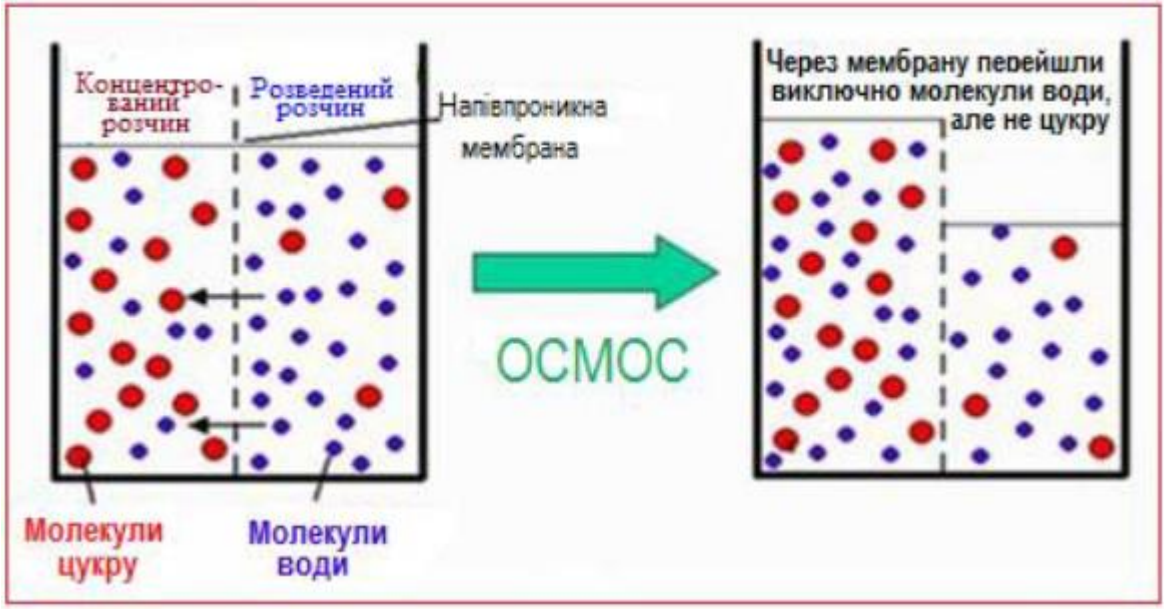
Дифузія

- Дифузія – спрямований рух молекул (іонів) з області високої концентрації речовини в область низької за градієнтом концентрації d*c*/d*t*.



Осмос

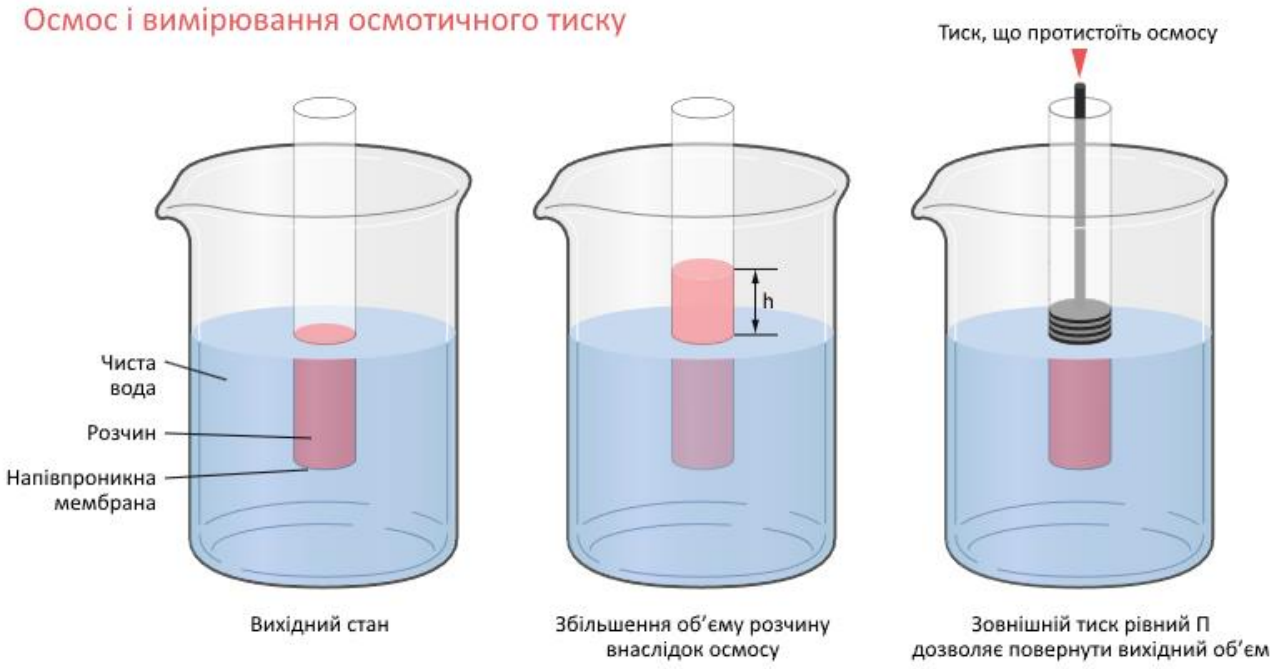
- Потік розчинника або осмотичний потік (осмос) – рух молекул розчинника в бік більш концентрованого розчину.
- Осмотичний потік – дифузія розчинника через мембрану, яка є непроникною для молекул розчиненої речовини.



Осмотичний тиск

- тиск, необхідний для припинення осмотичного потоку розчинника.
- осмотичний тиск P_i розчину, який містить n моль розчинених частинок в об'ємі V, становить:

$$\pi_i = nRT/V = cRT$$



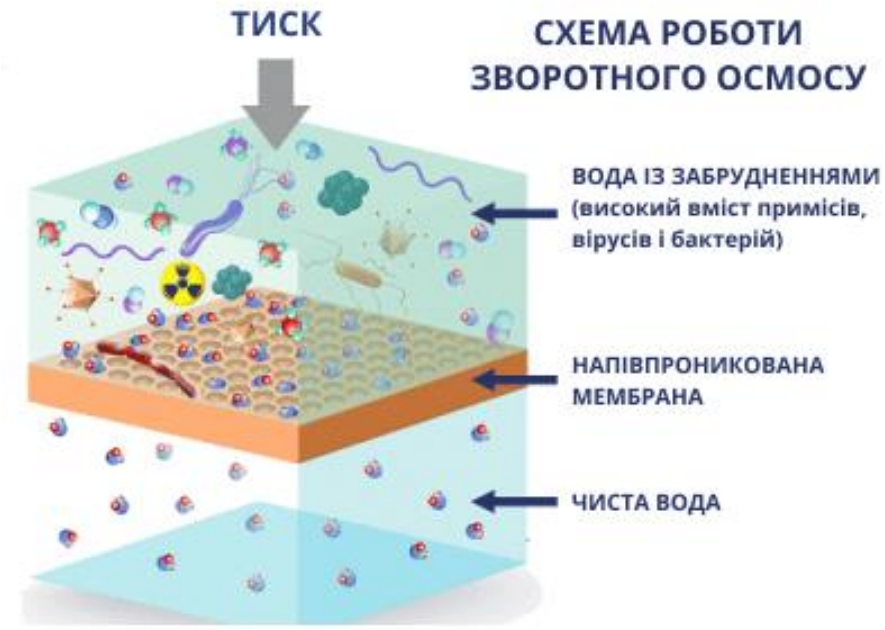
Осмотичний тиск

- Застосування гідростатичного тиску більше P_i до відділення осмотичної комірки з високою концентрацією розчиненої речовини забезпечує рух молекул води і бік чистої води – зворотний осмос:



Зворотний осмос

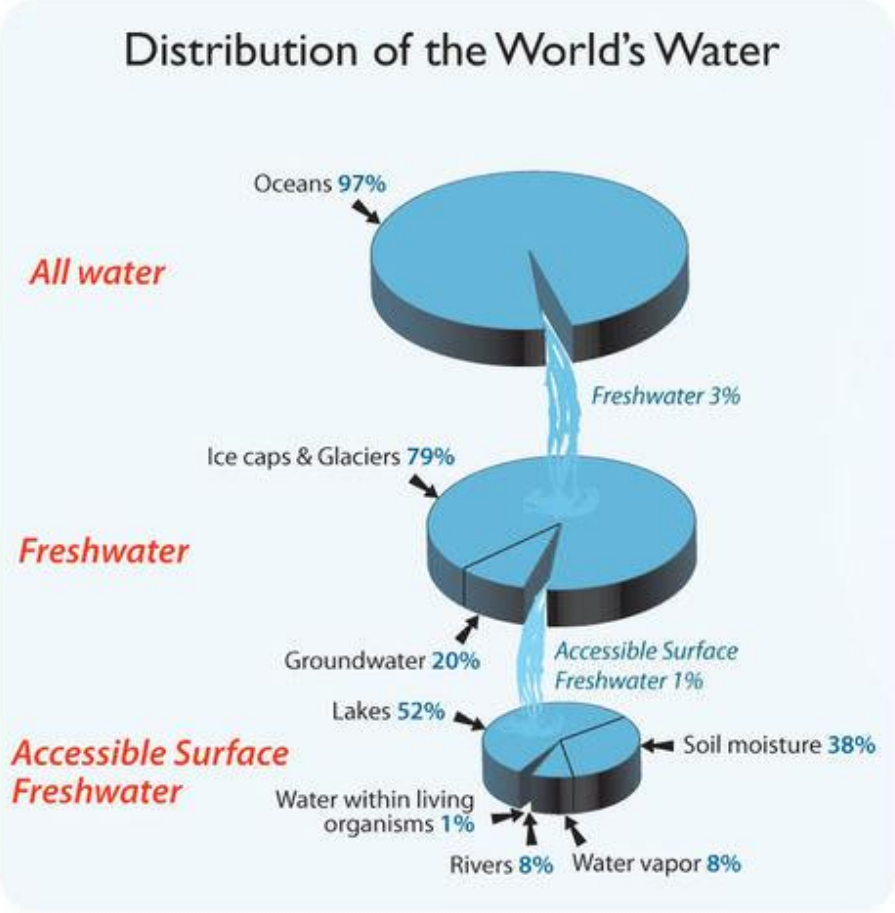
- Зворотний осмос – найпоширеніша технологія очистки, деіонізації технічної води й знесолення морської води для отримання питної і промислового використання.



Вода

- Вода як універсальний розчинник
- Фізичні та хімічні властивості води
- Твердість води та методи її усунення

Вода



Потреба у воді

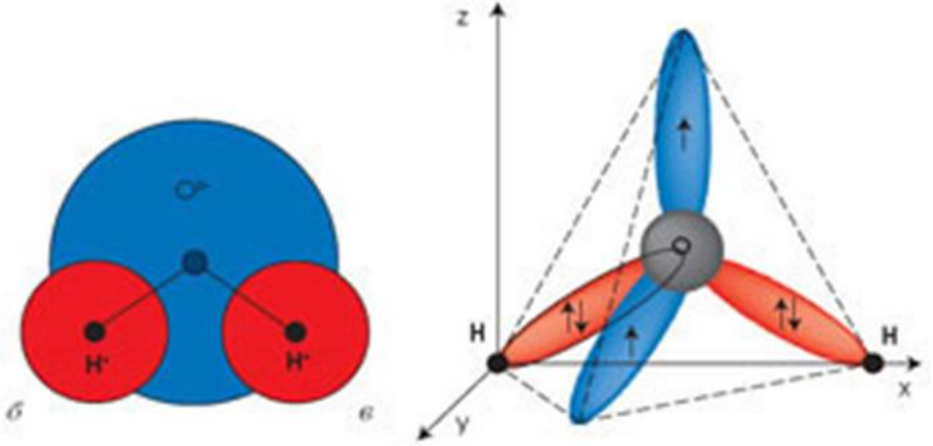
- на виробництво 1 т цукру витрачається 100 м^3 води;
- 200 м^3 води потрібно на виробництво 1 т паперу;
- при виробництві алюмінію на кожну тону металу припадає 1000 м^3 води.

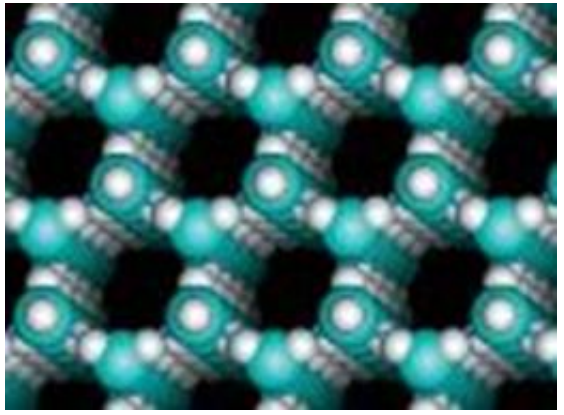
Добова потреба людини становить 500 л, причому для пиття з цього об’єму витрачається приблизно 0,5 % (2,5 л).

Вода

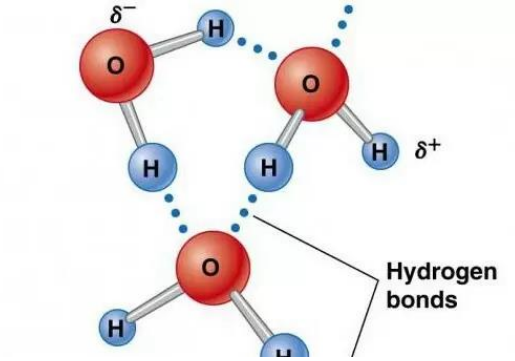
Молекулярна формула	H_2O
Молярна маса	18,01528(33) г/моль
Зовнішній вигляд	прозора безбарвна рідина з блакитним відтінком
Густина	1 г/см³ (при 4 °C)
Температура плавлення	0 °C
Температура кипіння	99,98 °C

Молекула води має кутову будову. Через значну різницю електронегативностей атомів оксигену та гідрогену ця молекула сильно полярна. Це робить воду добрим розчинником багатьох полярних сполук (як неорганічних, так і органічних), враховуючи той факт, що за стандартних умов вода є рідиною.





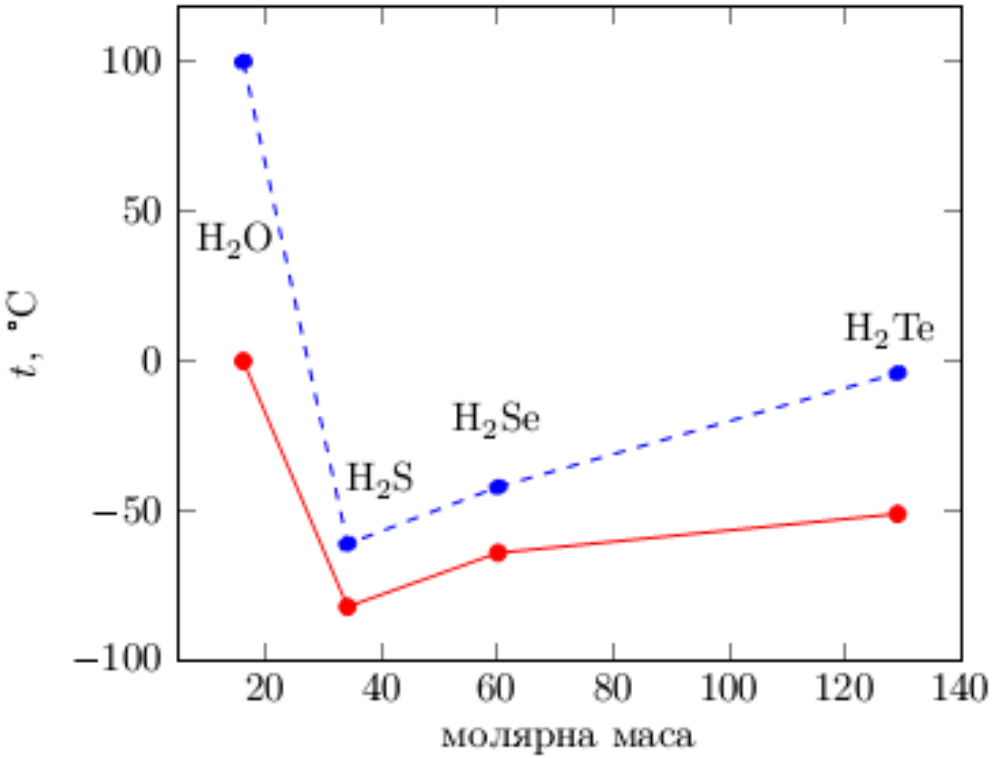
За рахунок водневих зв’язків асоційовані (зв'язані) молекули H_2O утворюють ажурні просторові структури.





Аномальні фізичні властивості води

- Вода має найвищу теплоємність (після NH_3).
- Високі теплоти плавлення і випаровування води дозволяють підтримувати тепловий баланс у природі та на виробництві.
- Найвища (після HCN) діелектрична проникність води (80) має наслідком високу розчинну здатність.
- Аномально висока температура плавлення та кипіння, робить воду рідиною за звичайних умов більшості кліматичних поясів Землі.
- Для води характерний винятково високий поверхневий натяг, що важливо для адсорбційних процесів, для пересування розчинів по тканинах (кровообіг)



Залежність температури плавлення (нижня лінія) та кипіння (верхня лінія) у ряду однотипних сполук H_2E

Агрегатний стан води



Кристалічний
(лід)

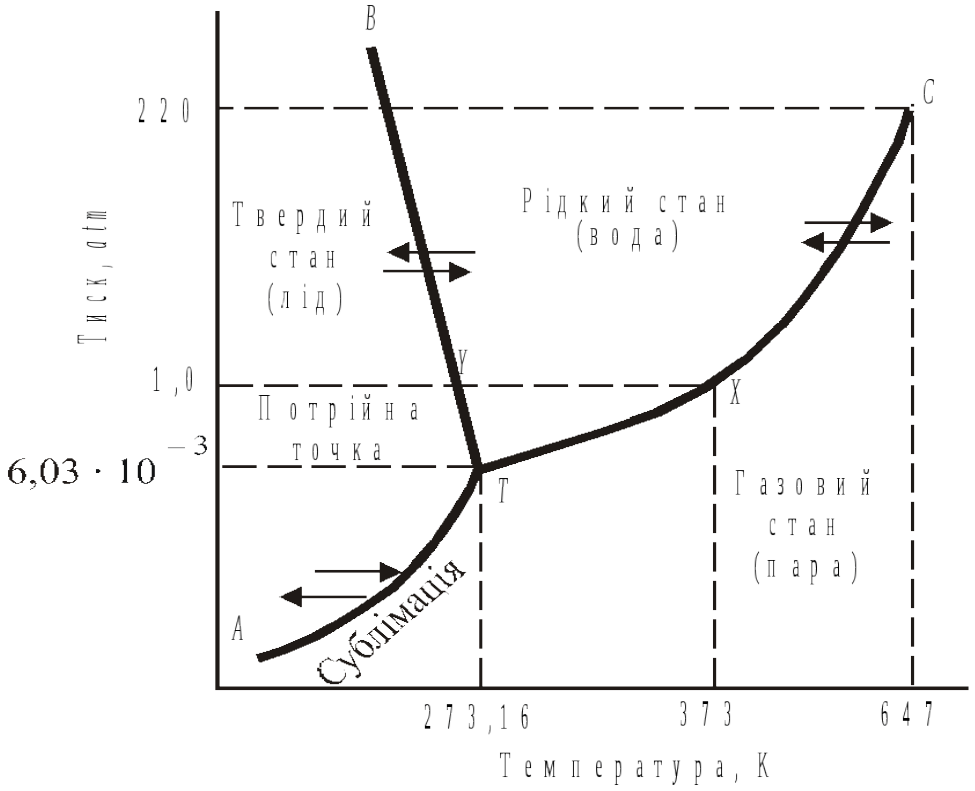


Рідкий



Газоподібний
(пара)

Діаграма стану води



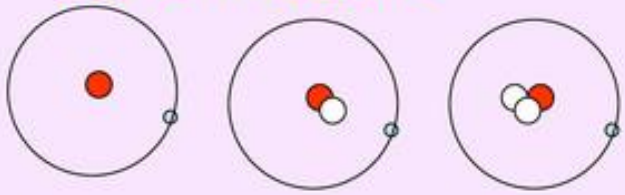
Фазова діаграма води – графічне відображення рівноважного стану фаз води (рідини, водяної пари, та різних модифікацій льоду). Особливості:

- *крига розриває ємності при замерзанні рідкої води внаслідок збільшення об'єму (зменшення густини);*
- *водойми не промерзають до дна навіть у сильні морози, адже крига плаває на поверхні рідкої води і перешкоджає її подальшому охолодженню.*

Ізотопний склад води

36 видів молекул!

- **Ізотопи водню**



^{1}H протій ^{2}H дейтерій ^{3}H тритій

- **Стабільні ізотопи кисню**

^{16}O (99,759%)

^{17}O (0,204%)

^{18}O (0,037%)

- **Стійкі ізотопи води**

$^{1}H_2{}^{16}O$

$^{1}H_2{}^{17}O$

$^{1}H_2{}^{18}O$

99,97% “легка” вода

$^{1}H\,^{2}H^{16}O$ – 0,03%, “напівважка”

“напівважка” і “важка” вода, сумарний вміст $10^{-5} – 10^{-5}$%

$^{1}H\,^{2}H^{17}O$, $^{1}H\,^{2}H^{18}O$

$^{2}H_2{}^{16}O$, $^{2}H_2{}^{17}O$, $^{2}H_2{}^{18}O$

Ізотопний склад води

H_2O звичайна D_2O важка T_2O надважка

- ($t_{пл}(D_2O)$ = 3,8 °C, $t_{кип}(D_2O)$ = 101,43 °C)
- У важкій воді розчинність більшості сполук зменшена, порівняно зі звичайною водою.
- У D_2O помітно сповільнюються хімічні та біологічні процеси.
- T_2O і розчинені у ній сполуки піддаються радіолізу – розкладанню сполук під впливом іонізуючого випромінення

$$^{6}_{3}\mathrm{Li} + n = {}^{3}_{1}\mathrm{H} + {}^{4}_{2}\mathrm{He}$$

- Використання T_2O обмежене термоядерними реакціями

Хімічні властивості води

- Вода хімічно доволі інертна та термодинамічно стійка сполука
- $2H_2O = 2H_2 + O_2$ (t > 1000 °C, при 3000 °C розкладається ≈ 10 %)
- Вона реагує з активними металами як окисник

$$2K + 2H_2O = 2KOH + H_2$$

- Окисник

$$2CrSO_4 + 2H_2O = H_2 + 2CrOHSO_4$$

- Синтез-газ

$$C + H_2O \xrightarrow{>1000\ ^\circ C} CO + H_2,$$

$$CH_4 + H_2O \xrightarrow{800\ ^\circ C,\ Ni} CO + 3H_2.$$

Хімічні властивості води

- **Відновник**

$$4KMnO_4 + 2H_2O = 4MnO_2 + 4KOH + 3O_2$$

- **З оксидами багатьох металів і неметалів - з утворенням основ і кислот (гідратація):**

$$Na_2O + H_2O = 2NaOH$$

$$SO_3 + H_2O = H_2SO_4$$

- **З деякими активними неметалами - з утворенням кислот:**

$$Cl_2 + H_2O = HCl + HClO$$

- **Реакція Кучерова**

$$C_2H_2 + H_2O = CH_3COH$$

Хімічні властивості води

- **Гідроліз**

$$BiCl_3 + H_2O = BiOCl + 2HCl$$

- **Кристалогідрати**



натрій сульфат декагідрат $Na_2SO_4 \cdot 10H_2O$ — глауберова сіль



ферум(II) сульфат гептагідрат $FeSO_4 \cdot 7H_2O$ — залізний купорос



купрум(II) сульфат пентагідрат $CuSO_4 \cdot 5H_2O$ — мідний купорос



кальцій сульфат дигідрат $CaSO_4 \cdot 2H_2O$ — гіпс



натрій карбонат декагідрат $Na_2CO_3 \cdot 10H_2O$ — кристалічна сода



калій хром(III) дисульфат додекагідрат $KCr(SO_4)_2 \cdot 12H_2O$ — хромокалієві галуни

Характеристики природної води

- ✓ Вміст грубодисперсних домішок
- ✓ Колір
- ✓ Смак та запах
- ✓ Окиснюваність
- ✓ Кислотність (або лужність)
- ✓ За загальним вмістом солей воду класифікують таким чином:

- до 0,1 % – прісна вода;
- до 0,1 – 5 % – мінералізована вода;
- більше 5 % – розсіл.

- ✓ Сухий залишок

Твердість води

- Твердість води – показник, що визначає вміст іонів-накипоутворювачів (Ca^{2+}, Mg^{2+}) у воді
- $T_{заг} = c(1/2Ca^{2+}) + c(1/2Mg^{2+})$ – за визначенням
- $[T_{заг}] =$ моль/м^3 = ммоль/л
- Класифікація води за загальною твердістю
  - менше 4 моль/м^3 – м'яка
  - 4 – 8 моль/м^3 – середньої жорсткості
  - 8 – 12 моль/м^3 – жорстка
  - больше 12 моль/м^3 – дуже жорстка





- Загальна твердість $T_{заг}$ визначається двома складовими
  - *карбонатною* твердістю, $T_К$ – вмістом $E(HCO_3)_2$
  - *некарбонатною* твердістю, $T_{НК}$ – вмістом ECl_2, ESO_4, $E(NO_3)_2$ і т.п.
  - таким чином $T_{заг} = T_К + T_{НК}$
- Які проблеми створює висока твердість?
  - численні солі E^{2+} нерозчинні – при додаванні у тверду воду реагентів випадають осади
  - приклад: у твердій воді погано милиться мило
  - дві солі – $Mg(HCO_3)_2$ і $Ca(HCO_3)_2$ – утворюють осад при нагріванні води: $E(HCO_3)_2 \xrightarrow{t} ECO_3\downarrow + H_2O + CO_2$

Методи усунення твердості води

- Вапняковий метод: додавання $Ca(OH)_2$

$$CO_2 + Ca(OH)_2 = CaCO_3\downarrow + H_2O$$
$$Ca(HCO_3) + Ca(OH)_2 = 2CaCO_3\downarrow + 2H_2O$$
$$Mg(HCO_3)_2 + 2Ca(OH)_2 = Mg(OH)_2\downarrow + 2CaCO_3\downarrow + 2H_2O$$
$$MgCl_2 + Ca(OH)_2 = Mg(OH)_2\downarrow + CaCl_2$$
$$MgSO_4 + Ca(OH)_2 = Mg(OH)_2\downarrow + CaSO_4$$

- Вапняно-содовий метод: дія Na_2CO_3 після вапна

$$CaCl_2 + Na_2CO_3 = CaCO_3\downarrow + 2NaCl$$
$$CaSO_4 + Na_2CO_3 = CaCO_3\downarrow + Na_2SO_4$$

- Їдконатровий метод: додавання $NaOH$

$$Ca(HCO_3)_2 + 2NaOH = Na_2CO_3 + CaCO_3\downarrow + 2H_2O$$
$$Mg(HCO_3)_2 + 4NaOH = 2Na_2CO_3 + Mg(OH)_2\downarrow + 2H_2O$$

- Термічний метод:

$$M(HCO_3)_2 \xrightarrow{t} MCO_3\downarrow + CO_2 + H_2O$$

- Іонообмінний і магнітний методи