

Колігативні властивості розчинів

1. Колігативні властивості розчинів.
2. Осмос. $P_{осм}$. Закон Вант – Гоффа.
3. Гіпо – гіпер – ізотонічні розчини . Плазмоліз та гемоліз. Р онкотичний. Рівняння Галлера.
4. Відносне зниження тиску насиченого пару над розчином. I закон Рауля.
5. Зниження температури замерзання та температури кипіння розчинів. II закон Рауля. Значення криометрії і ебуліометрії.

Колігативні – тобто пов’язані один з одним, поскільки вони обумовлені спільними причинами.

Колігативними називаються властивості розчинів, які залежать від числа частинок розчиненої речовини в розчині. До колігативних властивостей відносяться дифузія, осмос, пониження тиску насиченого пару над розчином, підвищення температури кипіння, пониження температури замерзання розчинів. Чим вища концентрація, тим більші відповідно ці величини. При цьому, для розчинів електролітів при тій же молярній концентрації що і для неелектролітів ці величини будуть більшими, так як внаслідок дисоціації число частинок в розчинах електролітів більше, ніж в не електролітів.

Якщо між розчином і розчинником або двома розчинами різної концентрації помістити напівпроникну мембрану – то виникне явище осмосу.

З точки зору термодинаміки рушійною силою осмосу є намагання системи до вирівнювання концентрації, так як при цьому ентропія системи збільшується, поскільки система переходить в менш впорядкований стан, енергія Гіббса системи відповідно зменшується, хімічні потенціали вирівнюються. Тому осмос є самочинним процесом.

Напівпроникна мембрана – це перегородка, яка вільно пропускає в обидві сторони молекули розчинника і не пропускає молекули, іони розчиненої речовини.

Мембрани: природі – оболонки рослинних і тваринних клітин, які вибірково пропускають молекули і деякі іони.

Штучні – колодії, целофан, стінки глиняного сосуда, величина пор якого зменшена осівши в них осадом.



Осмсом називається одностороння дифузія молекул розчинника через напівпроникну мембрану в бік більшої концентрації. Причина – різниця концентрації.

Збільшений стовп рідини буде чинити тиск на напівпроникну мембрану, яка зрівноважить швидкості проникнення молекул в обидві сторони через мембрану і осмос призупиниться.

Тиск, який необхідно прикласти до 1 см² площі мембрани, щоб зрівноважити швидкості проникнення розчинника через мембрану – осмотичний тиск $P_{осм}$ або

2. $P_{осм}$ – називають величину, яка вимірюється мінімальним гідравлічним тиском, який потрібно прикласти до розчину, щоб осмос призупинити.

Вимірюють осмометром, криометричним методом і методом плазмолізу.

$P_{осм}$ залежить:

1. від концентрації

$$\frac{P_1}{P_2} = \frac{C_1}{C_2}$$

2. від температури

$$\frac{P_1}{P_2} = \frac{T_1}{T_2}$$

Вант – Гофф використав об'єднане рівняння газового стану Менделєєва – Клапейрона і вивів формулу $P_{осм}$

$$P_{осм} = CRT \quad PV = nRT;$$

$$\frac{n}{V} = c \quad , \text{де } \dots\dots$$

C – молярна концентрація

R – газова постійна

T – абсолютна температура

А сам закон читається так:

$P_{осм}$ розчину рівний тому тиску, який чинила б розчинена речовина, будучи в газоподібному стані при температурі розчину і займаючи об'єм рівний об'єму розчину. $P_{осм}$ залежить від числа частинок і не залежить від їх природи. Розчини глюкози і сечовини однакової концентрації будуть мати однаковий

$P_{осм}$ і будуть ізотонічним . Клітини в ізотонічному розчині зберігають свої розміри і нормально функціонують.

Це справедливо для неелектролітів. Для електролітів. Для електролітів

$$P = iCRT,$$

де :C – концентрація молярна;

R- газова постійна;

T – абсолютна температур.

« i » - ізотонічний коефіцієнт або коефіцієнт Вант – Гоффа

$$i = 1 + (n - 1)$$

де: a – ступінь дисоціації;

n – число частинок, які утворились в наслідок дисоціації.

$$\alpha = \frac{i - 1}{n - 1}$$

$C_{осм} = \frac{P}{RT}$, яка обумовлює даний $P_{осм}$

$\frac{m_1}{M}$ число молів в m_2 розчинника

C ----- - 1000

$$C = \frac{m_1 * 1000}{M * m_2}$$

$$P = \frac{m_1 * 1000}{M * m_2} * RT$$

$$M = \frac{m_1 * 1000}{m_2 * P} * RT$$

Явище осмосу широко поширене в живих організмах. Підняття води по стеблу, обводнення клітин і тканин – це явище осмосу, потужність клітин, яка забезпечує еластичність тканин і збереження форми.

В усіх клітинах організму існує певний $P_{осм.}$, який підтримується на постійному рівні – ізоосмія. 7,7 ат - $7 \cdot 10^8$ Па · 780 КПа – це $P_{осм}$ крові.

Осмотичний тиск біорідин у різних живих організмів неоднаковий. Так, морські тварини мають більший осмотичний, ніж у людини. Це зв'язано з солями, які є у воді. $P_{осм}$ жаби менший.

Біорідини – кров, лімфа, тканині рідини являють собою водні розчини низько молекулярних сполук NaCl , KCl , CaCl_2 , ВМС – білків, полісахаридів, нуклеїнових кислот і формених елементів – еритроцитів, лейкоцитів. Їх сумарною дією визначається осмотичний тиск біорідин.

В медичних цілях більш правильно використовувати розчин, які мають ті ж компоненти і в тій же кількості, які входять у склад крові. Такі розчини застосовують в якості кровозамінників в хірургії.

3. Ізотонічні: 0,85% NaCl , 5 % глюкози.

Якщо два розчини мають різний осмотичний тиск, то розчин з більшим осмотичним тиском є гіпертонічним по відношенні до другого, а другий гіпотонічним по відношенні до першого. **Гіпертонічні:** 10% NaCl . Пов'язки, гіпертонічні клізми. Дія послаблюючих засобів $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10 \text{H}_2\text{O}$ основна на осмосі. При глаукомі, щоб зменшити кількість води.

Плазмоліз – клітина в гіпертонічному розчині.

Вище плазмолізу (лізис) залежить від проникненості оболонок клітин. Так, якщо концентровані розчини солей, глюкози визивають стійкий плазмоліз, то розчини спирту, хлороформу його не визивають. Це зв'язано з тим, що останій як і вода легко проникають через клітинні мембрани.

Гемоліз - якщо помістити клітину в гіпотонічний розчин вода з менш концентрованого зовнішнього розчину перейде в середину клітини, що й приведе до набухання а потім до розриву мембрани. Таке явище називається лізисом, а у випадку еритроцитів цей процес називається гемолізом. Кров з клітини вмістом, який виходить зовні при гемолізі, за рахунок кольору називають «лаковою кров'ю».

$P_{\text{осм}}$ розчинів біополімерів (білків) пропорційний їх концентрації. В живій клітині білки знаходяться в розчиненому стані. Їх певна навіть невелика кількість, обумовлює певний $P_{\text{осм}}$.

Частина $P_{\text{осм}}$ клітин або біорідини (кров) обумовлена певною концентрацією розчиненого білка – **онкотичний тиск**. В крові в нормі 0,04 атм або 0,5 % від $P_{\text{осм}}$.

В середині клітини створюється додатковий $P_{осм}$, який обумовлює стан тургору.

Донан вивів рівняння, яке доказує, що концентрація електроліту в середині клітини завжди більша, ніж зовні, що й обумовлює тургор клітин.

$$K = \frac{C^2_{зовн}}{C_{серед} + 2C_{зовн}}$$

Де C – це концентрація.

Таким чином, при зіткненні клітин з розчином електроліту деяка кількість перейде в клітину, що й обумовлює тургор клітин.

При пониженні вмісту білка в крові в результаті голодування, при захворюваннях нирок, виникає різниця в онкотичному тиску в тканинах, рідинах і крові.

Онкотичний тиск виконує фізіологічну функцію, яка впливає на перерозподіл в тканинах води, солей, поживних речовин. Для ВМС $P_{осм}$ тиск визначається рівнянням Галлера.

$$P = \frac{RT}{M}C + \beta C^2 \quad ,де$$

C – концентрація ВМС

β – коефіцієнт, який враховує гнучкість і форму макромолекули в розчині, так як кожна молекула веде себе як сукупність кількох молекул меншого розміру. При невеликих концентраціях полімеру значення βC^2 невелике і рівняння Галлера переходить в рівняння Вант - Гоффа.

4. Розчинена речовина ускладнює процес випаровування розчинника внаслідок взаємодії молекул речовини і розчинника. Тому при сталій температурі тиск пари над розчином нелетної речовини менший ніж над розчинником. Зниження тиску пари над розчином тим більше, чим вища концентрація розчину.

Залежність зниження тиску пари розчинів від їх концентрації виражається **І закон Рауля (1887)**

Відносне зниження тиску насиченого пару над розчином при сталій t прямо пропорційний мольній частці розчиненої речовини:

$$\frac{P_0 - P}{P_0} = \frac{n}{n + N}$$

де:

P_0 – тиск пари розчинника.

P – тиск пари розчину;

N – число молів розчинника;

n – число молів розчиненої речовини.

$\Delta p = P_0 - P_1$ зниження тиску пари

$\frac{\Delta P}{P_0}$ Відносне зниження тиску пари над розчином

$\frac{n}{n + N}$ Мольна частка розчиненої речовини

Підвищення $t_{\text{кип}}$ і зниження $t_{\text{зам}}$ розчинів залежить від концентрації

5. Це стверджується II законом Рауля: Зниження $t_{\text{зам}}$ або підвищення $t_{\text{кип}}$ розчинів прямопропорційне концентрації розчиненої речовини.

Математично це можна виразити так:

$$\Delta t_{\text{зам}} = K_{\text{кр}} \cdot C$$

де: $\Delta t_{\text{зам}}$ - зниження $t_{\text{зам}}$;

$K_{\text{кр}}$ – криоскопічна константа, величина, яка показує зниження $t_{\text{зам}}$ зумовлене розчиненням 1 моль речовини в 1000 г цього розчинника.

Так, для $\text{H}_2\text{O} = 1,86^\circ$, бензолу $5,12^\circ$

Для розчинів електролітів вводяться коефіцієнт « i », який показує в скільки разів більше число частинок при дисоціації. $\Delta t_{\text{зам}} = i K_{\text{кр}} \cdot C$

$$i = I + a (n - 1)$$

Аналогічно підвищення температури кипіння описується рівнянням

$$\Delta t_{\text{кип}} = K_{\text{еб}} \cdot C$$

де: $K_{\text{еб}}$ – константа, являє собою підвищення $t_{\text{кип}}$ зумовлене розчиненням одного моль речовини в 1000 г розчинника.

$$K_{\text{еб}} \text{ H}_2\text{O} = 0,52^\circ$$

Ебуліометричні і криометричні константи залежать тільки від природи розчинника і не залежить від природи розчиненої речовини.

Умови закіпання:

$t_{\text{кип}}$ - t , за якої тиск насиченої пари розчинника над рідиною рівна атмосферному тиску.

Різниця між температурою кипіння розчину і розчинника.

Умови замерзання:

$t_{\text{зам}}$ – це температура, за якою тиск насиченої пари над рідиною дорівнює тиску пари над твердою фазою.

Метод називається криометрією і аналогічно ебуліоскопією.

Методи застосовують при визначенні молекулярних мас розчинених речовин за зниженням $t_{\text{зам}}$

$$t_{\text{зам}} = K \cdot C;$$

$$c = \frac{\Delta t}{K}$$

В біодослідженнях $\Delta t_{\text{зам}}$ називається депресією. Вимірювання депресії крові, лімфи, сечі дозволяє розрахувати їх осмотичні концентрації, які не можна визначити методами кількісного аналізу.

Розчини, що підкорюються закону Рауля – ідеальні. По мірі підвищення концентрації виникають відхилення від ідеального стану.

Ідеальним називається розчин, утворення якого не супроводжується хімічною взаємодією, зміною об'єму і тепловим ефектом.