

Коллигативные свойства растворов.

План :

1. Осмос, осмотическое давление. Закон Вант-Гоффа.
2. Изо-гипо-гипертонические растворы. Плазмолиз, гемолиз, тургор, онкотическое давление.
3. Относительное снижение давления насыщенного пара растворителя над раствором. I закон Рауля.
4. Снижение температуры замерзания растворов. II закон Рауля.
5. Криометрия и эбулиоскопия в медицине.

Коллигативными называют свойства растворов, которые зависят от числа частиц растворенного вещества и не зависят от их природы. К ним относятся диффузия, осмос, снижение давления пара, снижение температуры замерзания...

Если между растворами различной концентрации, или между раствором и растворителем поставить полупроницаемую мембрану – возникнет явление осмоса.

Полупроницаемая мембрана – перегородка, которая свободно пропускает молекулы растворителя и не пропускает молекул растворенного вещества.

Мембраны бывают :

- природные – оболочки любой клетки.

- искусственные – коллодии, полиэтиленовые пленки, Целлофан.

- осадочные $2 \text{CuSO}_4 + \text{K}_4\{\text{Fe}(\text{CN})_6\} - \text{Cu}_2\{\text{Fe}(\text{CN})_6\} + 2 \text{K}_2\text{SO}_4$

Осмозом называют одностороннюю диффузию молекул растворителя через полупроницаемую мембрану в сторону большей концентрации.

Причина осмоса – разность концентрации.

Давление, которое необходимо приложить к 1 см^2 площади мембраны, чтобы уравновесить скорости проникновения растворителя через мембрану – называют осмотическим давлением $P_{\text{осм}}$.

Вант-Гофф вывел формулу осмотического давления

$P_{\text{осм}} = c RT$, где

c - молярная концентрация

R - газовая постоянная

T- абсолютная температура

Это математическое выражение закона Вант – Гоффа, а сам закон читается так :

Осмотическое давление раствора равно тому давлению, которое производило бы растворённое вещество будучи в газообразном состоянии при температуре раствора и занимало бы объем раствора.

Это справедливо для неэлектролитов. Для электролитов вводится коэффициент «i» - изотонический коэффициент

$i = 1 + d (n-1)$, где

d – степень диссоциации

n – число частиц, которое образовалось в результате диссоциации.

Для электролитов закон Вант – Гоффа

$$P_{\text{осм}} = iCRT, \text{ где}$$

i – изотонический коэффициент.

Растворы, имеющие одинаковое $P_{\text{осм}}$, называются изотоническими.

Глюкоза и мочевины одинаковой концентрации – изотонические.

Во всех клетках организма существует определенное $P_{\text{осм}}$ и поддерживается на определенном уровне. Это явление изоосмии.

$$P_{\text{осм}} \text{ крови} = 7,7 \text{ атм. } 7 \cdot 10^{-8} \text{ Па, } 780 \text{ кПа}$$

P

$$C_{\text{осм}} = \frac{P}{RT}, \text{ концентрация, которая обуславливает данное } P_{\text{осм}}.$$

В медицине используют изотонические растворы 0,9 % NaCl, 5 % глюкозы в качестве кровезаменителей, растворителей для лекарственных препаратов.

Если два раствора имеют различное осмотическое давление, то раствор с большим $P_{\text{осм}}$ есть гипертоническим по отношению к другому, а с меньшим $P_{\text{осм}}$ – гипотоническим.

Гипертонический 10 % NaCl применяют в качестве хирургических повязок, клизм. Слабительное действие глауберовой соли $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10 \text{ H}_2\text{O}$ объясняют действием гипертонического раствора, уменьшение количества воды при глаукоме.

Если клетку поместить в гипертонический раствор – возникает явление плазмолиза, т.е. вода с клетки выйдет, клетка морщится.

Если клетку поместить в гипотонический раствор, возникнет явление гемолиза, вода переместится в клетку, которая увеличится в объёме, а затем будет разрыв клетки. Кровь с клеточным содержанием за счет цвета называют « лаковой кровью ».

В клетках белки находятся в растворенном состоянии и их даже небольшое количество обуславливает определение давления. Часть $P_{\text{осм}}$ клетки обусловлено растворённым белком, называют онкотическим давлением.

$$P_{\text{онк}} = 0,04 \text{ атм или } 0,5 \% \text{ от } P_{\text{осм}}.$$

Внутри клетки образуется дополнительное $P_{\text{осм}}$, которое обуславливает тургор клетки.

Доннан вывел уравнение, которое показывает, что концентрация электролитов внутри клетки больше, чем вне клетки.

C^2 внутри

$$X = 2 C \text{ внутри} + C \text{ вне}, \text{ где}$$

C – концентрация.

$P_{\text{осм}}$ для высокомолекулярных соединений

RT .

$$P = M C + V C^2, \text{ где}$$

R – газовая постоянная

T – абсолютная температура

M – молярная масса

C – концентрация

V – коэффициент.

Это уравнение Галлера.

Растворённое вещество усложняет процесс испарения растворителя в результате взаимодействия молекул вещества и растворителя. Поэтому при постоянной температуре давление пара над раствором меньше, чем над растворителем.

Эта зависимость выражается I законом Рауля (1887 г.)

Относительное снижение давления насыщенного пара над раствором при постоянной температуре прямопропорциональное мольной доли растворённого вещества.

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

P_0 – давление пара чистого растворителя

P – давление пара раствора

N – число молей растворителя

n – число молей растворённого вещества

Повышение температуры кипения и снижение температуры замерзания растворов зависит от концентрации растворённого вещества и подтверждается II законом Рауля.

Снижение $t_{\text{зам}}$ растворов прямопропорционально концентрации растворённого вещества

$$t_{\text{зам}} = K_{\text{кр}} \cdot c, \text{ где}$$

$K_{\text{кр}}$ – криоскопическая константа, которая показывает снижение

$t_{\text{зам}}$, обусловленное растворением 1 моль вещества в 1000 г растворителя.

Для $\text{H}_2\text{O} = 1.86^\circ$

Для растворов электролитов

$$t_{\text{зам}} = i K_{\text{кр}} \cdot c$$

Аналогично повышение температуры кипения

$$t_{\text{кип}} = K_{\text{эб}} \cdot c, \text{ где}$$

$K_{\text{эб}}$ – константа, показывает повышение $t_{\text{кип}}$, обусловленное растворением 1 моль вещества в 1000 г растворителя

$K_{\text{эб H}_2\text{O}} = 0.52^\circ$

Методы измерения депрессии называется криометрией, эбулиоскопией.

Методы применяют при определении молекулярных масс

$$\frac{K_{\text{кр}} \cdot 1000}{M}, \text{ где } A - \text{масса растворителя}$$

$$M = t_{\text{зам}} \cdot A$$

$t_{\text{зам}}$ называется депрессией.

Измерением депрессии крови, мочи, можна рассчитать осмотическую концентрацию.

Растворы, которые подчиняются закону Рауля – идеальные.

При увеличении концентрации происходит отклонения от идеального состояния.