

# Растворы



# Определения и понятия



- **Растворы** — это гомогенные термодинамически устойчивые системы, состоящие из 2-х и более веществ, соотношение которых определяется их взаимной растворимостью.
- **Раствор** — это однородная система состоящая из двух и более компонентов: растворителя, растворенных веществ и продуктов их взаимодействия.

## Определения и понятия

**Растворимость** — это способность вещества растворяться в том или ином растворителе.

**Растворитель** — это то вещество, которого по массе или по объему больше.



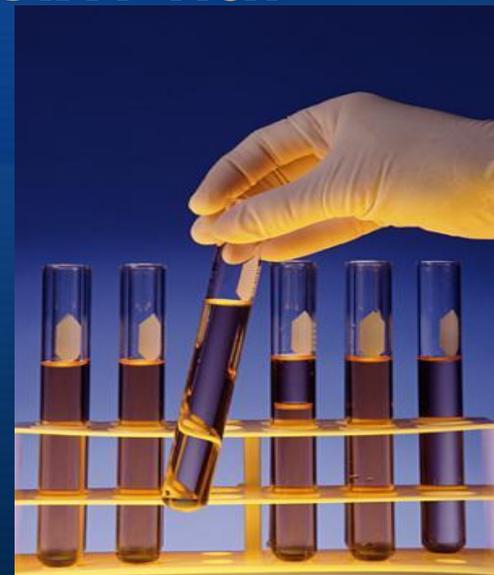
# Растворимость

Количественно растворимость (Р) выражают отношением массы вещества (г) к объему или массе растворителя (л).

$$P = m(\text{вещества}) / V(\text{растворителя})$$

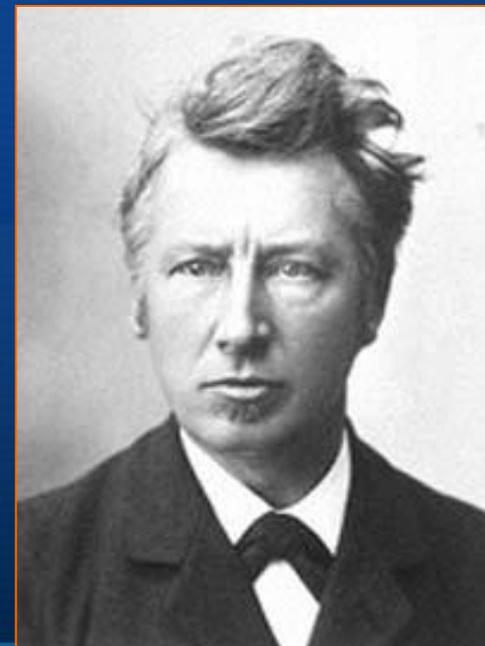
По растворимости вещества делят на:

1. Растворимые;
2. Малорастворимые;
3. Нерастворимые.



## Физическая теория образования растворов.

Основателями данной теории являются Аррениус, Оствальд и Вант-Гофф. Эти ученые рассматривали процесс растворения как равномерное механическое распределение частиц растворенного вещества по всему объему растворителя.



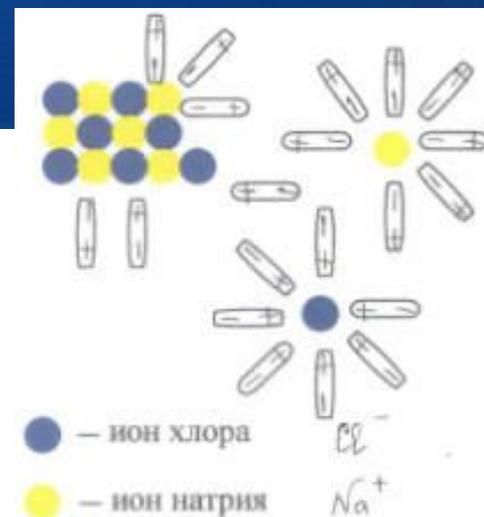
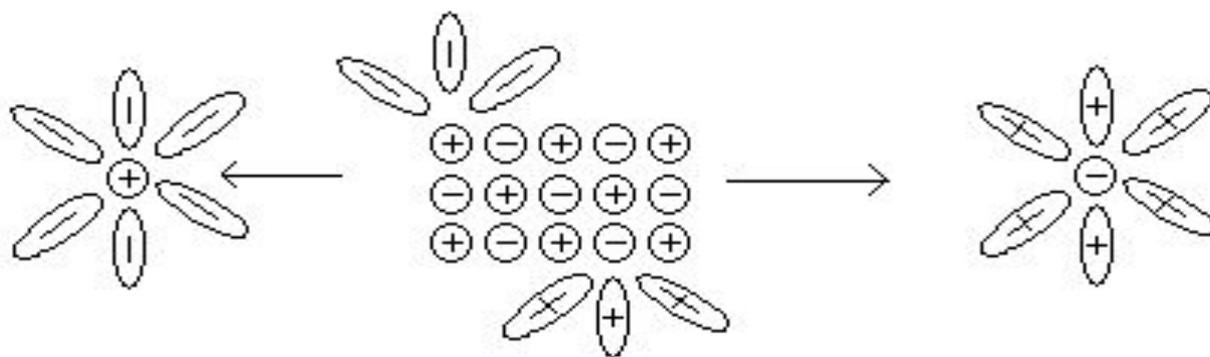
## *Химическая теория образования растворов*



- Основные тезисы химической теории были представлены в 1887 году Д.И. Менделеевым. В дальнейшем данную теорию развивали И. А. Каблуков, Н.С. Курнаков.
- Химическая теория рассматривает растворы, как системы, образованные частицами растворителя, растворенного вещества и неустойчивых химических соединений, которые образуются между ними.

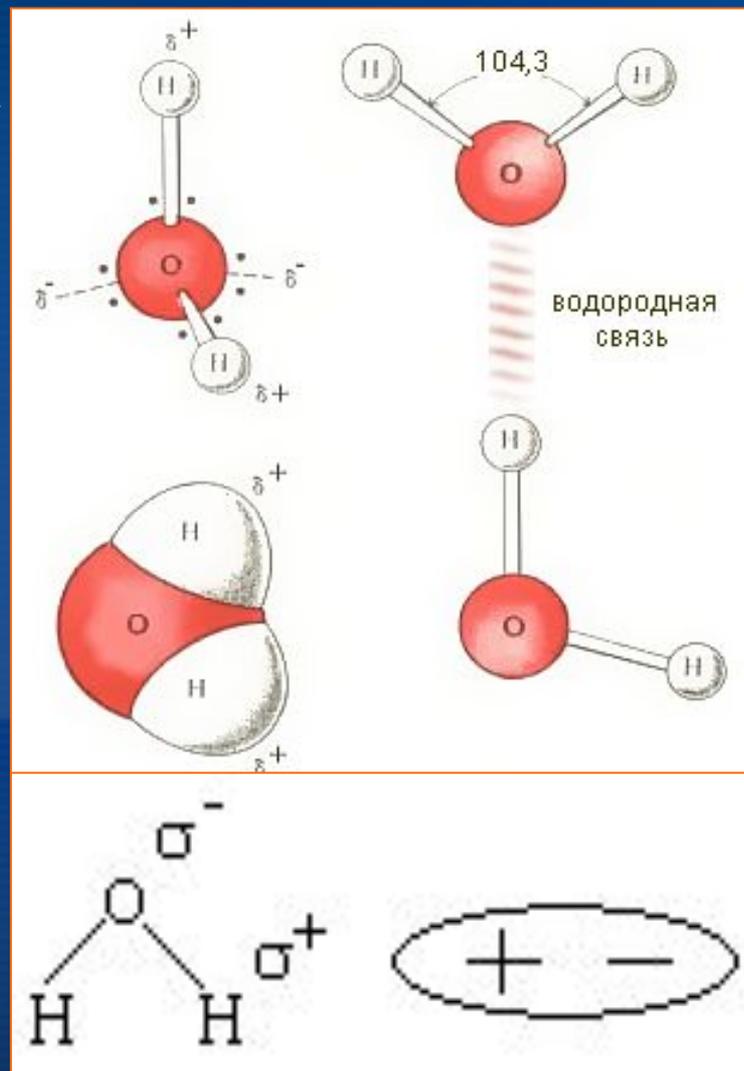
## Химическая теория образования растворов

Гидраты (сольваты) возникают не за счет основных химических связей, а за счет Ван-дер-ваальсовых сил или водородной связи. Т.к. энергия этих связей невелика, то образующиеся соединения не отличаются большой прочностью и могут легко разрушаться. При растворении веществ с ионной структурой молекулы растворителя удерживаются около иона силами ион-дипольного взаимодействия.



# Химическая теория образования растворов

При растворении веществ с молекулярной структурой сольваты (гидраты) образуются вследствие диполь-дипольного взаимодействия. Диполи растворенного вещества могут быть при этом постоянными (у веществ с полярными молекулами) или наведенными, т.е. индуцированным действием растворителя (у веществ с неполярными молекулами).



## Современная теория образования растворов

**Современная теория** растворения объединяет физическую и химическую теории и рассматривает растворение, как сложный физико-химический процесс, состоящий из двух стадий:

**1.** Стадия гидратации (сольватации) на которой молекулы воды окружают молекулы вещества, образуя сольваты или гидраты.

**2.** На второй стадии происходит диффузия гидратов (сольватов) в различные части системы. Этот процесс приводит к однородности системы.

## Современная теория образования растворов

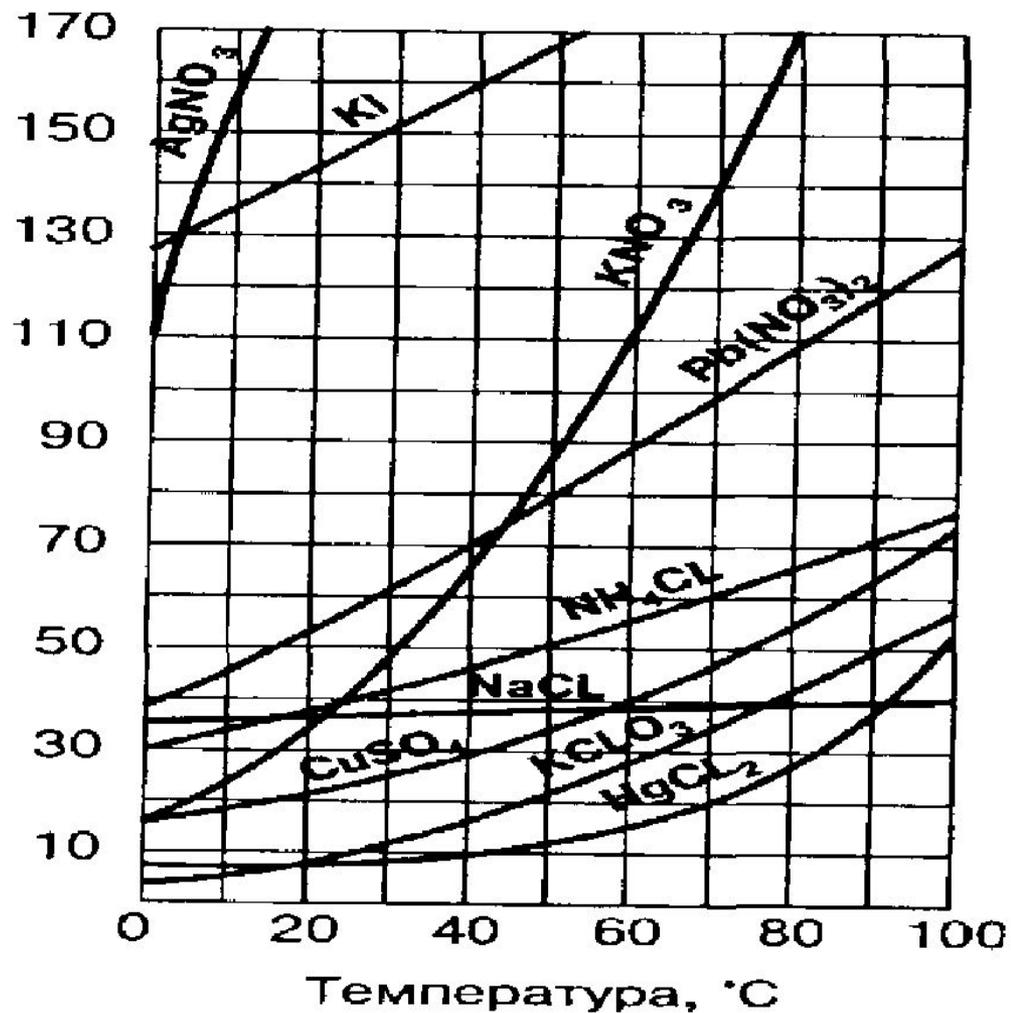
- Стадия гидратации экзотермическая, а стадия растворения эндотермическая. Общий тепловой эффект процесса состоит из суммы двух тепловых эффектов:

$$\Delta H_{\text{общ}} = \Delta H_{\text{ст. гидрат.}} + \Delta H_{\text{ст. р-рения}}$$

- Если  $\Delta H_{\text{ст. гидрат.}} > \Delta H_{\text{ст. р-рения}}$ , то при растворении таких веществ в воде выделяется тепло.  
Например: растворение сульфатной кислоты в воде.
- Если  $\Delta H_{\text{ст. гидрат.}} < \Delta H_{\text{ст. р-рения}}$ , то для растворения таких веществ в воде необходимо затратить энергию.  
Например: растворение натрия тиосульфата в воде, растворение сахарозы в воде...
- Если  $\Delta H_{\text{ст. гидрат.}} \approx \Delta H_{\text{ст. р-рения}}$ , то на растворение таких веществ температурный фактор почти не влияет.

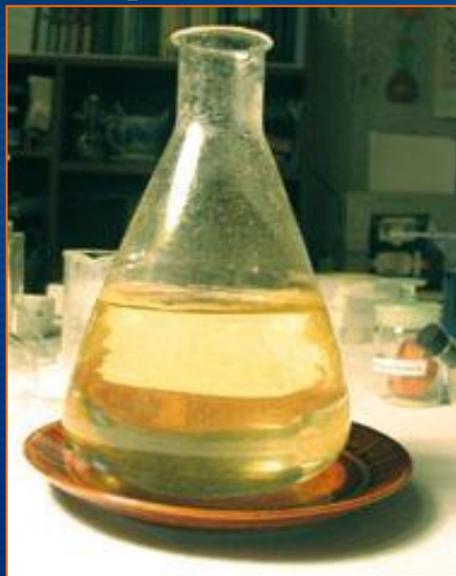
# Растворимость твёрдых веществ

г/100 г H<sub>2</sub>O



# Растворимость твердых веществ

Как правило с повышением температуры растворимость большинства твердых веществ повышается. При осторожном охлаждении таких систем получают **перенасыщенные растворы.**



# Растворимость газов

- На растворимость газов в жидкостях оказывает влияние температура и давление.
- Зависимость растворимости газов от давления выражают законом Генри:
- *Масса газа, который растворяется при постоянной температуре в данном объеме вещества, прямо пропорциональна парциальному давлению газа*

$$W = k p,$$

- Где **W**-массовая концентрация, **p**-давление, **k**-коэффициент пропорциональности (постоянная Генри)

## Способы выражения концентрации

1. Массовая доля  $W$  – это отношение массы растворенного вещества ( $m_{\text{в-ва}}$ ) к массе раствора ( $m_{\text{р-ра}}$ )

$$W = \frac{m_{\text{в-ва}}}{m_{\text{р-ра}}} \cdot 100\% \quad (\%)$$

2. Молярная доля  $W_m$  – это отношение количества растворенного вещества ( $n$ ) к общему количеству всех веществ в растворе ( $\sum n$ ).

$$W_m = \frac{n_{\text{р-ля}}}{\sum n_{\text{в-в}}} \cdot 100\%$$

## Способы выражения концентрации

3. Молярная концентрация ( $C_M$ ) показывают какое количество вещества ( $n$ ) растворено в 1 л раствора ( $V$ )

$$C_M = \frac{n}{V} = \frac{m}{MV} \quad (\text{моль/л})$$

4. Молярная концентрация эквивалента ( $C_N$ ) показывает какое количество моль эквивалентов ( $n_{\text{эк}}$ ) растворенного вещества содержится в 1 литре раствора

$$C_N = \frac{n_{\text{эк}}}{V} = \text{моль} / \text{л}$$

## Способы выражения концентрации

5. Моляльность ( $C_m$ ) показывает какое количество вещества ( $n$ ) приходится на 1 кг растворителя ( $m_{p-ля}$ )

$$C_m = \frac{n}{m(p-ля)} = \frac{m(v-ва)}{M \cdot m(p-ля)} = \frac{\text{моль}}{\text{кг}}$$

6. Титр ( $T$ ) показывает сколько граммов вещества ( $m_{v-ва}$ ) растворено в 1 мл раствора ( $V_{p-ра}$ )

$$T = \frac{m(v-ва)}{V(p-ра)}$$

## Формулы перехода для бинарных растворов

Формулы пересчета молярной концентрации в молярную концентрацию эквивалента и наоборот

1. Если  $M_{\text{эк}} = M$

(например, для  $\text{HCl}$ ,  $\text{KOH}$ ,  $\text{KCl}$ ), то пересчет делать не нужно,

$$C_{\text{н}} = C_{\text{м}}$$

2. Если  $M_{\text{эк}} \neq M$ ,

$$C_{\text{м}} = C_{\text{н}} * f_{\text{эк}}$$

## Формулы перехода для бинарных растворов

Формулы пересчета массовой доли в молярную концентрацию и в молярную концентрацию эквивалента

$$C_M = \frac{10 \cdot \omega\% \cdot \rho(p - pa)}{M}$$

$$C_H = \frac{10 \cdot \omega\% \cdot \rho(p - pa)}{M_{ЭК}}$$

## Формулы перехода для бинарных растворов

Зависимость между титром и молярной  
концентрацией эквивалента

$$T = \frac{C_n \cdot M_{ЭК}}{1000}$$

# Классификация растворов



## 1. По агрегатному состоянию:

- ✓ Газообразные (воздух –  $N_2+O_2+He+CO_2$ )
- ✓ Жидкие ( $NaOH+H_2O$ ;  $NaCl + H_2O$ )
- ✓ Твердые (сплавы –  $Fe+Ni+Co$ )

## 2. По способности проводить электрический ток:

- ✓ **Растворы электролитов** - проводят электрический ток (водные растворы  $OH^-$ ,  $H^+$ , солей)
- ✓ **Растворы не электролитов** – не проводящие электрический ток (растворы большинства органических веществ и оксидов )

# Классификация растворов



## 3. Растворы делят на насыщенные, не насыщенные и пересыщенные

Насыщенные растворы это растворы в которых при данной температуре не может растворяться дополнительное количество растворенного вещества

## 4. По размеру частиц растворенного вещества

- Истинные (размер частиц растворенного вещества приблизительно равен размеру молекул);
- Коллоидные или дисперсные (частицы растворенного вещества имеют размеры, намного большие, чем у молекул)

# Дисперсные системы

**Дисперсные системы** это гетерогенные системы, которые характеризуются дисперсностью.

**Дисперсность** – это величина, обратная размеру частиц.

К дисперсным системам относят суспензии и эмульсии.

**Суспензиями** называют микрогетерогенные системы с жидкой дисперсионной средой и твердой дисперсной фазой.

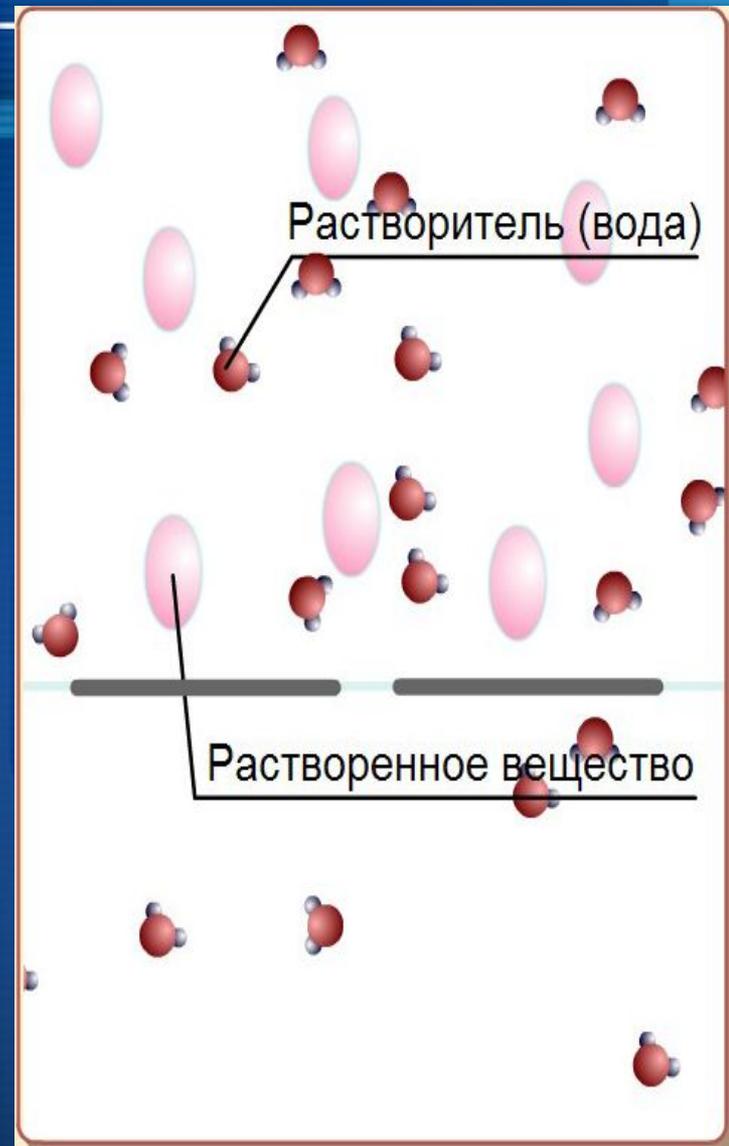
**Эмульсиями** называют дисперсные системы, в которых дисперсионная среда и дисперсионная фаза жидкие.

# Идеальные растворы

Раствор состоит из растворенного вещества (А) и растворителя (В)

Между молекулами, а также между молекулами различных веществ существует взаимодействие

**Идеальные растворы** — это растворы у которых силы взаимодействия между одноименными и разноименными частицами равны и ими можно пренебречь.



## Закон Рауля. Коллигативные свойства растворов.

Ф. Рауль установил, что:

Для идеальных (разбавленных) растворов давление насыщенного пара растворителя над раствором  $p_1$  пропорционально его молярной доле  $x_1$  в растворе

$$P_1 = P_1^0 x_1,$$

где  $P_1^0$  - давление насыщенного пара чистого растворителя



## Закон Рауля. Коллигативные свойства растворов.

Вторая формулировка данного закона:  
Относительное понижение давления насыщенного пара растворителя над раствором равно молярной доле растворенного вещества.

Относительное понижение давления насыщенного пара растворителя над раствором не зависит от природы растворенного вещества, а определяется только числом частиц в растворе. Такие свойства растворов называют коллигативными.

## Коллигативные свойства растворов. Эбулиоскопия.

Коллигативные свойства характерны для растворов не электролитов. К данным свойствам относят также повышение температуры кипения и понижение температуры замерзания раствора, осмотическое давление.

Температура кипения раствора нелетучего вещества всегда выше, чем температура кипения растворителя.

$\Delta T_{\text{кип}} = E m$ , где  $m$  - моляльность,  $E$  - эбулиоскопическая постоянная

Эбулиоскопическая постоянная численно равна температуре кипения одномоляльного раствора.

# Криоскопия

Уменьшение давления насыщенного пара над раствором приводит к понижению температуры его замерзания. Другими словами температура замерзания растворителя всегда выше, чем температура замерзания раствора.

$\Delta T_{\text{зам}} = K m$ , где  $m$  - моляльность,  $K$  - криоскопическая постоянная

Криоскопическая постоянная численно равна температуре замерзания одномоляльного раствора.

## Осмоз.

### Осмотическое давление.

Процесс диффузии вещества через полупроницаемую мембрану называют **ОСМОСОМ**.

А то давление, которое необходимо приложить в процессе осмоса к раствору в осмотической ячейке, чтобы достичь равновесия, называется **осмотическим давлением**.

Я, Вант-Гофф обнаружил, что осмотическое давление разбавленных растворов подчиняется законам идеального газа и сформулировал следующий закон, который носит название **закона Вант-Гоффа – Пфелфера**:

## Закон

# Вант-Гоффа – Пфеефера

Осмотическое давление раствора равно такому давлению, которое имело бы растворенное вещество, если бы оно при данной температуре было в газообразном состоянии и занимало бы такой же объем, который занимает раствор.

Расчет осмотического давления проводят по формуле:

$$P = cRT$$

где  $c$  - молярная концентрация раствора (г/моль)

## Закон

# Вант-Гоффа – Пфеефера

В растворах электролитов количество частиц в единице объема раствора больше, так как каждая молекула вещества диссоциирует на определенное количество ионов.

Расчет осмотического давления растворов электролитов проводят по формуле:

**$P = icRT$** , где  **$i$**  - изотонический коэффициент, зависит от степени диссоциации электролита  **$\alpha$**  и числа ионов  **$n$** .

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

# Изотоничность

Кровь, лимфа и другие тканевые жидкости организма человека имеют осмотическое давление приблизительно **800 кПа.**, такое же осмотическое давление у **0,9%** водного раствора натрия хлорида.

Растворы с одинаковым осмотическим давлением называют **изотоническими**, с большим осмотическим давлением, чем какой-то стандарт – **гипертоническими** и с меньшим – **гипотоническими**.

## Применение коллигативных свойств в медицине

Коллигативные свойства растворов зависят только от концентрации, поэтому связав концентрацию раствора с молярной массой растворенного вещества можно подтвердить или опровергнуть структуру уже известного лекарственного вещества или синтезированного вновь соединения.