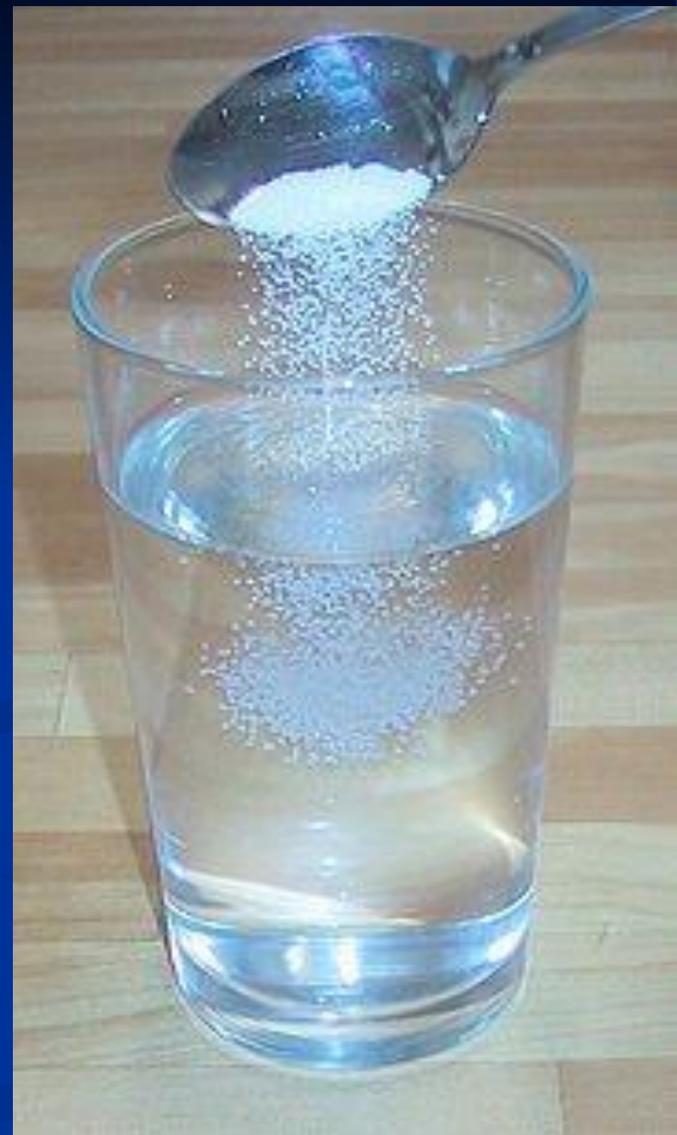


# Лекция 12. Характеристика и свойства истинных растворов

## План

- 1. Понятие растворов. Основные теории растворов.*
- 2. Растворение. Физические и химические процессы при растворении.*
- 3. Концентрация растворов. Растворимость.*
- 4. Особенности строения молекулы воды.  
Огнетушащие свойства воды.*
- 6. Замерзание и кипение растворов. Законы Рауля.*
- 7. Осмос. Осмотическое давление.  
Закон Вант-Гоффа. Значение осмоса.*

**Раствор** – это сложная  
равновесная химическая  
система, образованная  
растворителем,  
растворенным веществом и  
продуктами их  
взаимодействия.



■ **Растворами** называют однородные (гомогенные) системы, состоящие из двух или нескольких компонентов, состав которых можно изменять в определенных пределах без нарушения однородности.

- **Компонент** – это такая составная часть системы, которая является химически однородным веществом, может быть выделена из системы и может существовать в изолированном состоянии в течение длительного времени.
- Компонентами раствора являются **растворитель (среда)** и **растворённое вещество**, равномерно распределённое в растворителе в виде молекул или ионов.
- Под **растворителем** понимают такое вещество, которое находится в таком же агрегатном состоянии, как и раствор в целом.

# Растворы

- газообразные: газ-газ (воздух, смеси газов);
- жидкие: газ –жидкость, жидкость-жидкость, твердое вещество-жидкость;
- твердые: газ-твёрдое вещество, твёрдое – твёрдое вещество.

*Различают истинные и коллоидные растворы:*

■ **Коллоидные растворы** – размер частиц  $10^{-5} - 10^{-7}$  см, т.е. растворы органических кислот.

**Истинные растворы** – размер частиц  $10^{-7} - 10^{-8}$  см, т.е. атомы или и молекулы.



Большая роль в  
установлении природы  
процесса растворения  
принадлежит  
Д. И. Менделееву –  
***создателю химической  
теории растворов.***

Докторская диссертация «О соединении спирта с водой», защитил в 1865 г. в  
Санкт-Петербурге

# Основные теории растворов

## -Физическая

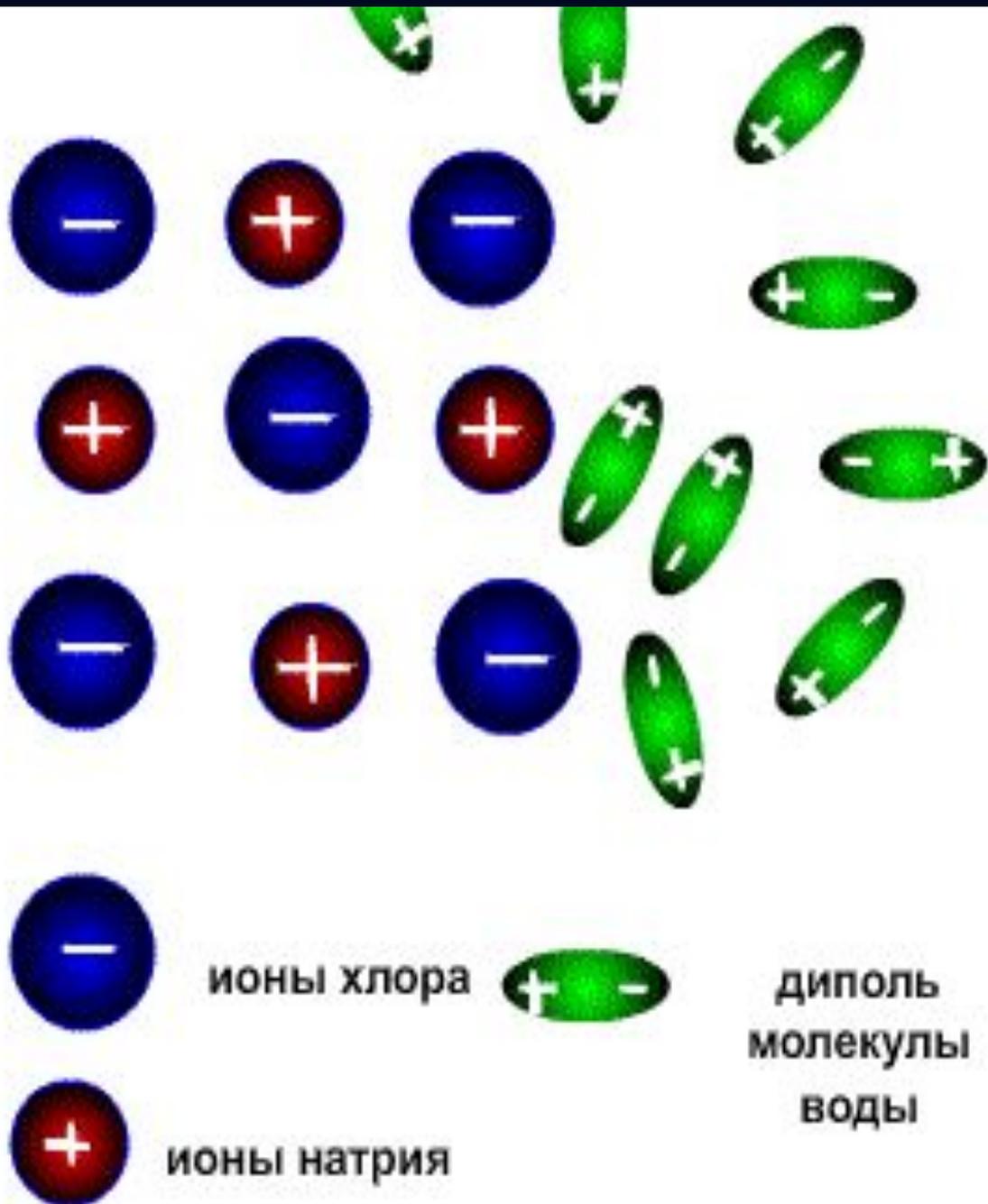
*Растворитель является инертной средой, в которую могут диффундировать частицы растворенного вещества*

## -Химическая

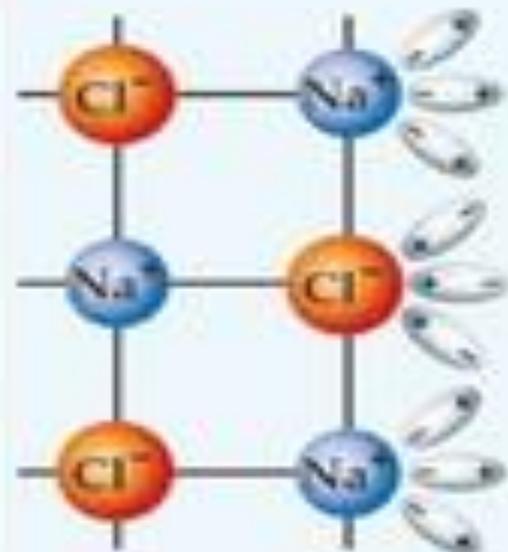
*раствор — это сложная равновесная химическая система, образованная растворителем, растворенным веществом и продуктами их взаимодействия.*

**Растворение** – это сложный физико-химический процесс, при котором происходит взаимодействие (электростатическое, донорно-акцепторное, образование водородной связи) между частицами растворённого вещества и растворителя, то есть одновременно или последовательно протекают несколько процессов:

- молекулярная диссоциация,
- образование сольватов,
- ионизация ,
- электролитическая диссоциация.



 – молекула воды



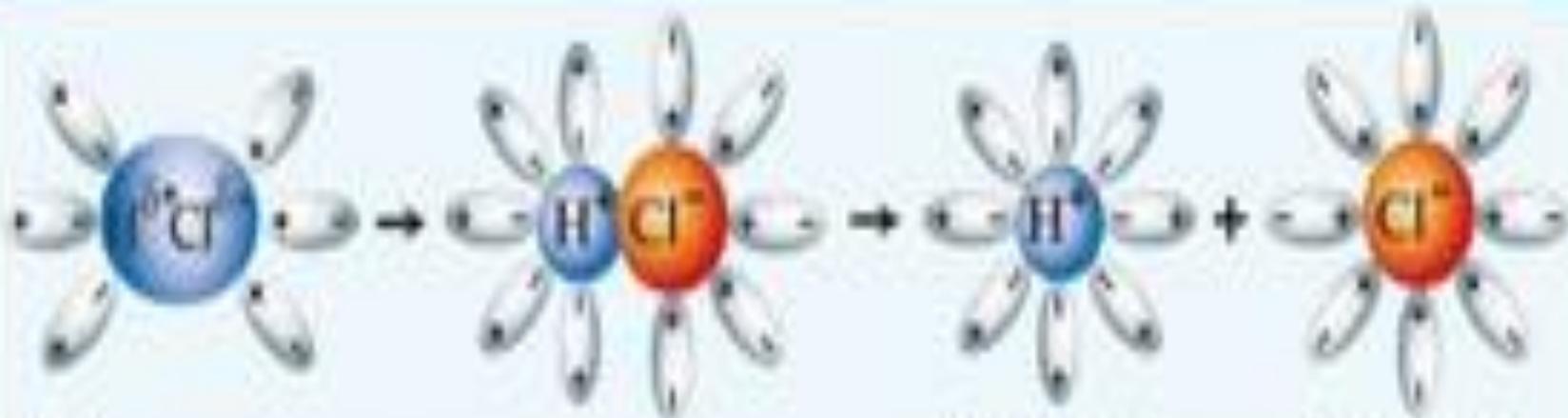
+



катион

анион

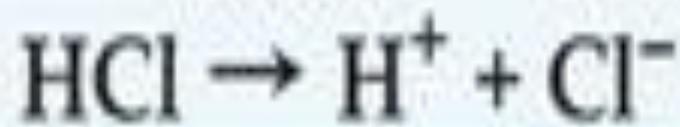
Ионная связь



катион

анион

Ковалентная  
полярная связь



**Концентрация раствора** – это количество растворённого вещества, содержащееся в единице массы, единице объема раствора или растворителя.

- **Массовая доля** растворенного вещества ( $w$ ) – величина, равная отношению массы растворенного вещества к массе раствора (выражается в процентах или долях единицы).

$$w = m_{\text{в}} / m_{\text{р-ра}} \cdot 100 \%$$

- **Молярная концентрация** ( $C_{\text{м}}$ ) – величина, показывающая, сколько молей растворенного вещества содержится в 1 литре раствора. Единица измерения – 1 моль/л и обозначается:

$$C_{\text{м}} = n/V$$

**Моляльная концентрация (моляльность) « $C_m$ »** – число молей растворенного вещества в 1000 г растворителя.

Выражается в моль/1000 г и обозначается:

$$C_m = n_B / 1000.$$

- **Нормальность - концентрация эквивалентов вещества в растворе** – обозначает число молярных масс эквивалентов растворенного вещества в 1л раствора. Размерность – моль-экв/л. Молярная концентрация обозначается  $C_H$ ,  $C_{\text{ЭКВ}}$ ,  $N$ , или  $n$ :

$$C_{\text{ЭКВ}} = n_B / V = m_B / (\mathcal{E}V),$$

где  $n_B$  – количество молярных эквивалентов вещества;  $V$  – объем раствора (л);  $m_B$  – масса растворенного вещества (г);  $\mathcal{E}$  – молярная масса эквивалент

- **Титр ( $T_B$ )** – число граммов или миллиграммов растворенного вещества в 1 мл раствора.

Титр, молярная концентрация эквивалентов и молярная масса эквивалентов вещества связаны следующим соотношением:

$$T_B = (C_{\text{ЭКВ}} \cdot \mathcal{E})/1000.$$

**Растворимость** – это способность вещества образовывать с другими соединениями (растворителями) растворы.

Растворимость зависит от *природы* растворяемого вещества, *растворителя*, *температуры* и *давления*.

### **1. Природа растворяемого вещества.**

Кристаллические вещества подразделяются:

Р – хорошо растворимые (более 1,0 г на 100 г воды);

М – малорастворимые (0,1 – 1,0 г на 100 г воды);

Н – нерастворимые (менее 0,1 г на 100 г воды).

### ■ **2. Природа растворителя.**

Компоненты раствора должны иметь одготипные связи, т. е. быть одной природы. Поэтому ионные вещества хорошо растворяются в полярных растворителях и плохо в неполярных, а молекулярные вещества (неполярные ковалентные связи) – в неполярных растворителях.

### ■ **3. Влияние давления.**

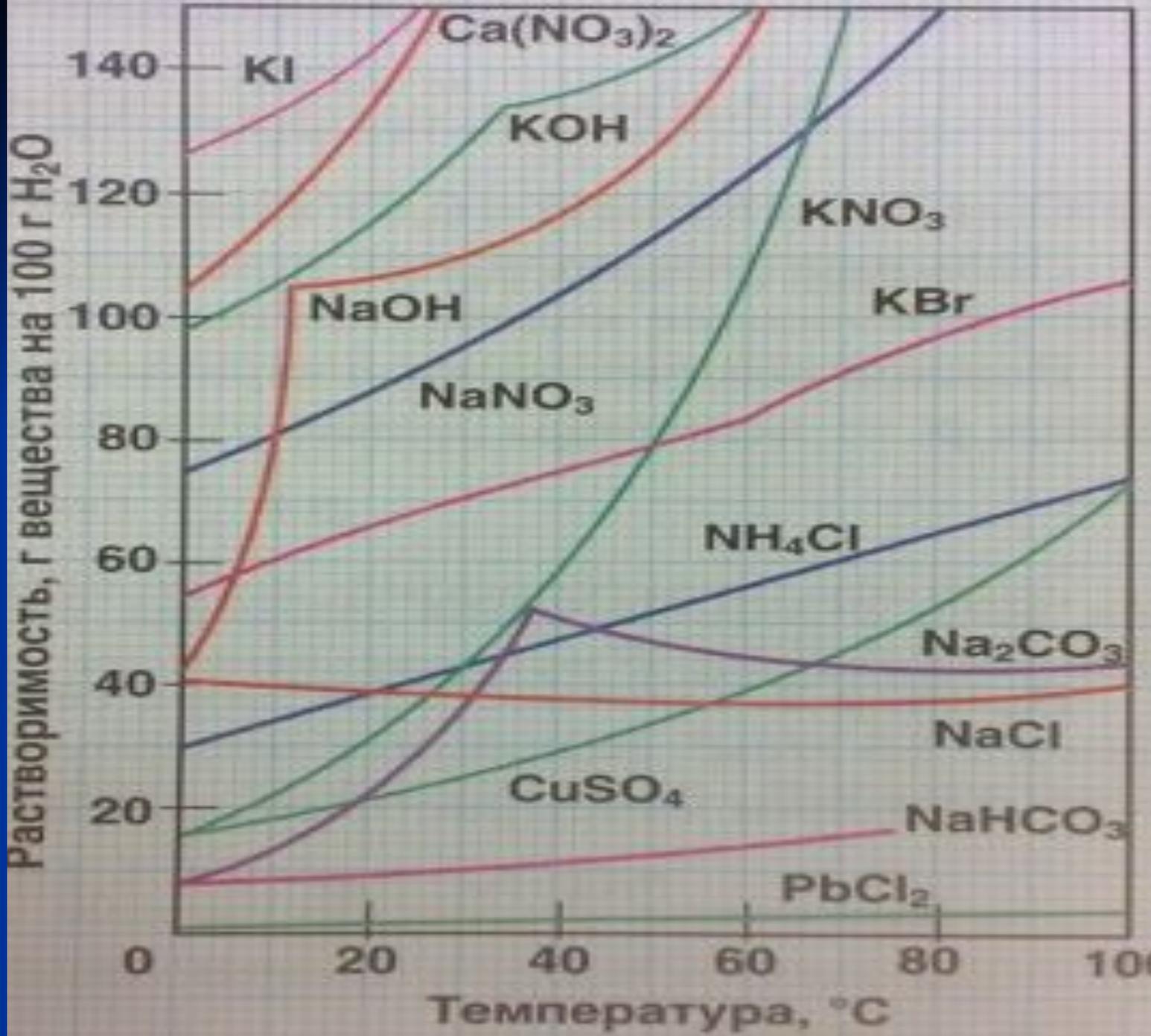
С повышением давления растворимость газов в жидкостях увеличивается, а с понижением – уменьшается.

#### 4. ВЛИЯНИЕ ТЕМПЕРАТУРЫ.

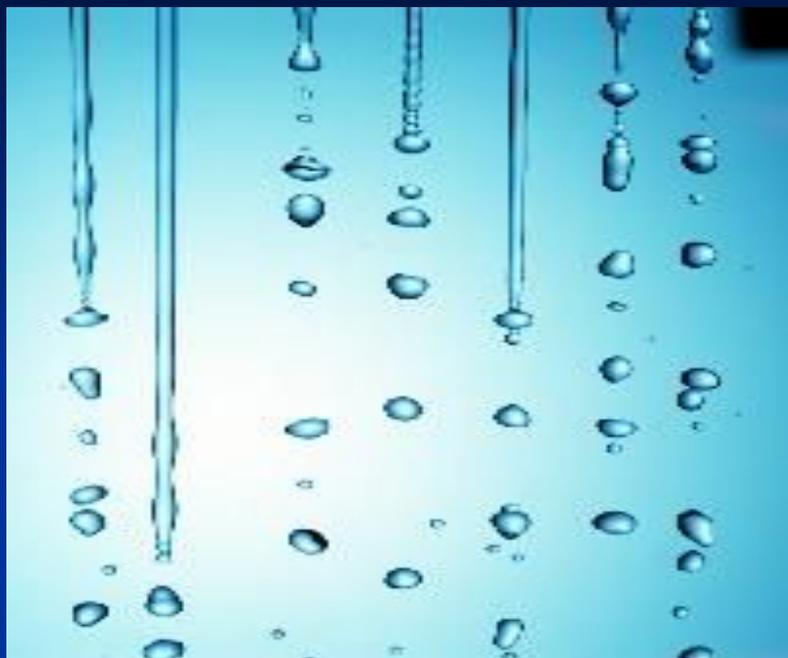
ПРИ НАГРЕВАНИИ ДЛЯ БОЛЬШИНСТВА СОЛЕЙ ХАРАКТЕРНО УВЕЛИЧЕНИЕ РАСТВОРИМОСТИ ПРИ НАГРЕВАНИИ. РАСТВОРИМОСТЬ ГАЗОВ В ЖИДКОСТЯХ С ПОВЫШЕНИЕМ ТЕМПЕРАТУРЫ УМЕНЬШАЕТСЯ, А С ПОНИЖЕНИЕМ УВЕЛИЧИВАЕТСЯ.

Растворимость, г / 100 г H<sub>2</sub>O Температура, °C

	0	20	50	80	100	
KBr	53,5	65,2	80,8	94,6	103,3	
NaCl	35,7		35,9	36,8	38,1	39,4
CaSO <sub>4</sub>	0,176	0,206	0,180	0,102	0,066	
Li <sub>2</sub> CO <sub>3</sub>	1,54		1,33	1,08	0,85	0,72



**Вода** – наиболее распространенное в природе вещество. Общее количество составляет  $1,39 \cdot 10^{18}$  тонн.



Свойство	D2O	H2O
Молекулярная масса	20	18
Плотность при 20°C, г/см <sup>3</sup>	1,1050	0,99
Температура кристаллизации, °C	3,8	0
Температура кипения, °C	101,4	100

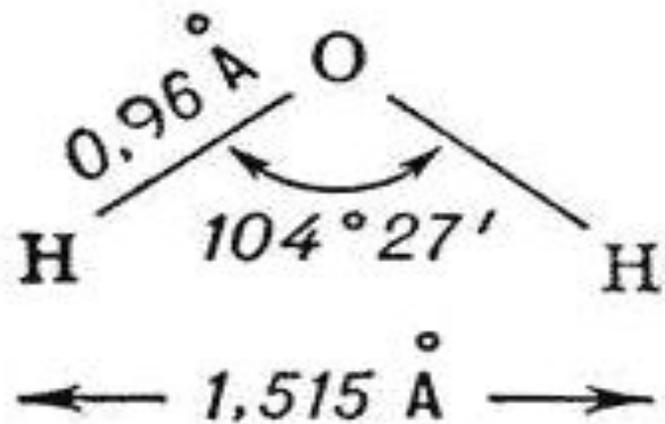
# Аномальные свойства воды

- высокая температура плавления;
- высокая удельная теплоемкость воды;
- изменение плотности с изменением температуры;
- высокое поверхностное натяжение;
- высокая диэлектрическая постоянная.

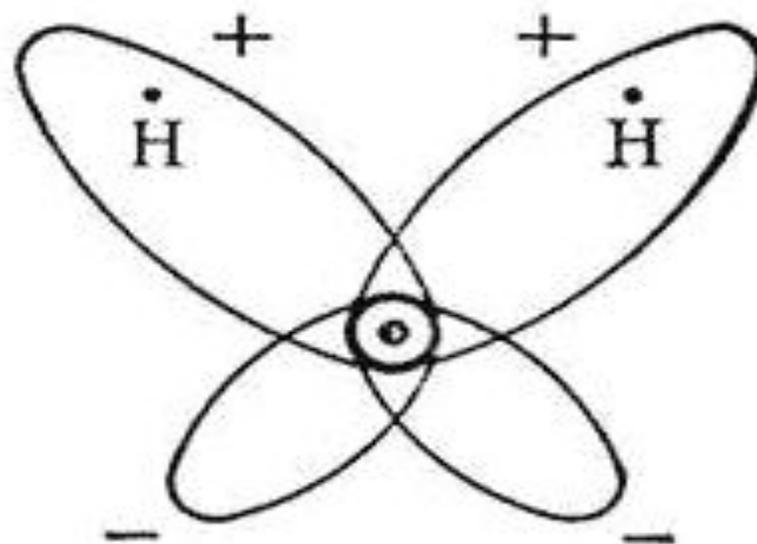
# Свойства воды обусловлены *тремя факторами:*

- **полярным** характером молекул;
- наличием **неподеленных пар электронов** у атомов кислорода;
- образованием **водородных** связей.

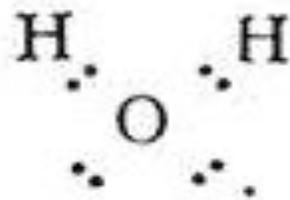
# Строение молекулы воды



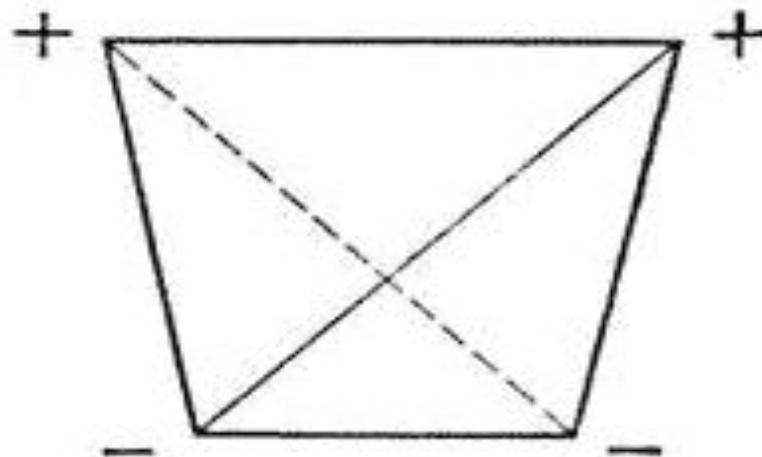
*a*



*b*



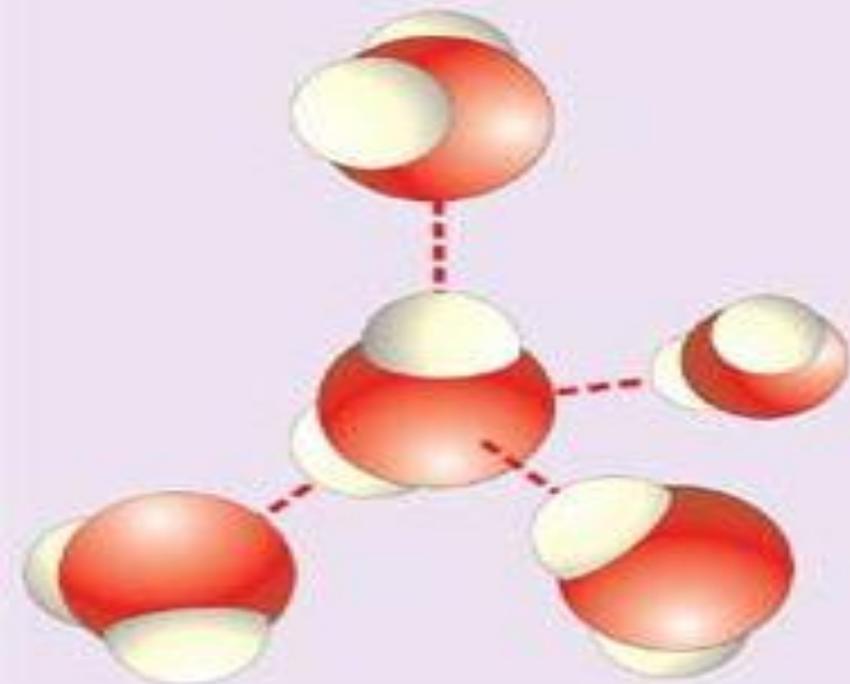
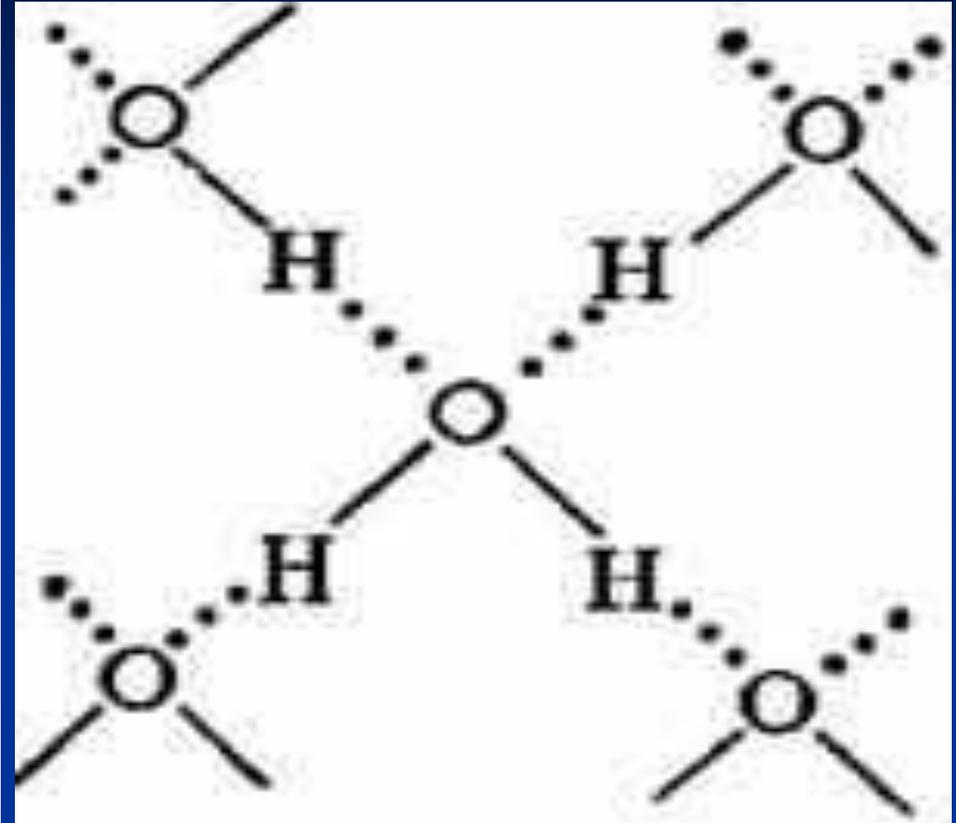
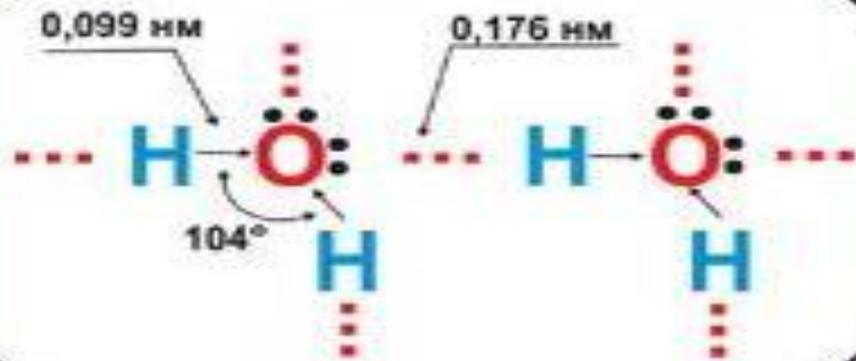
*в*



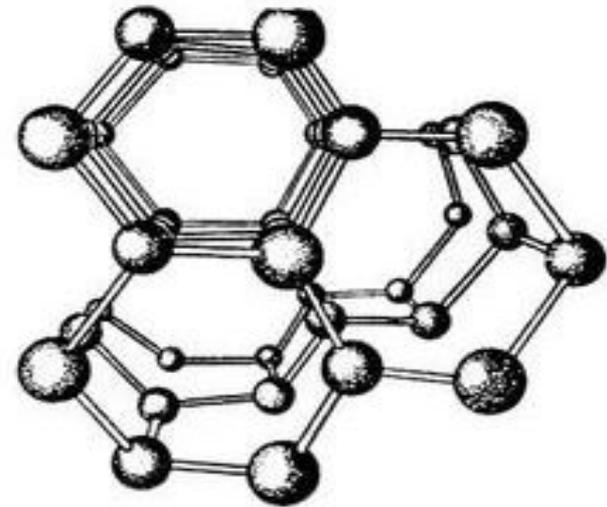
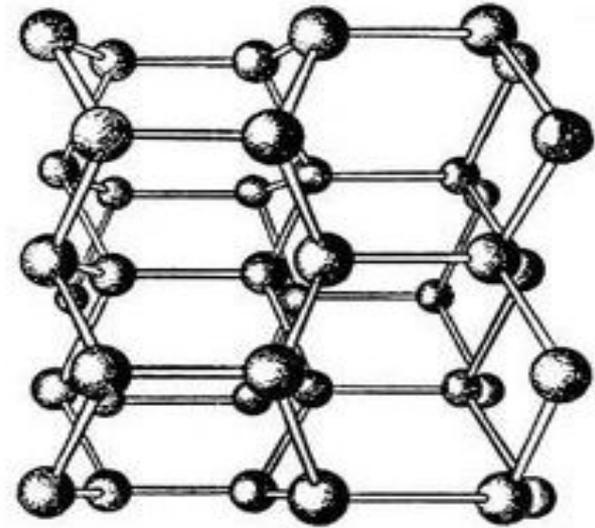
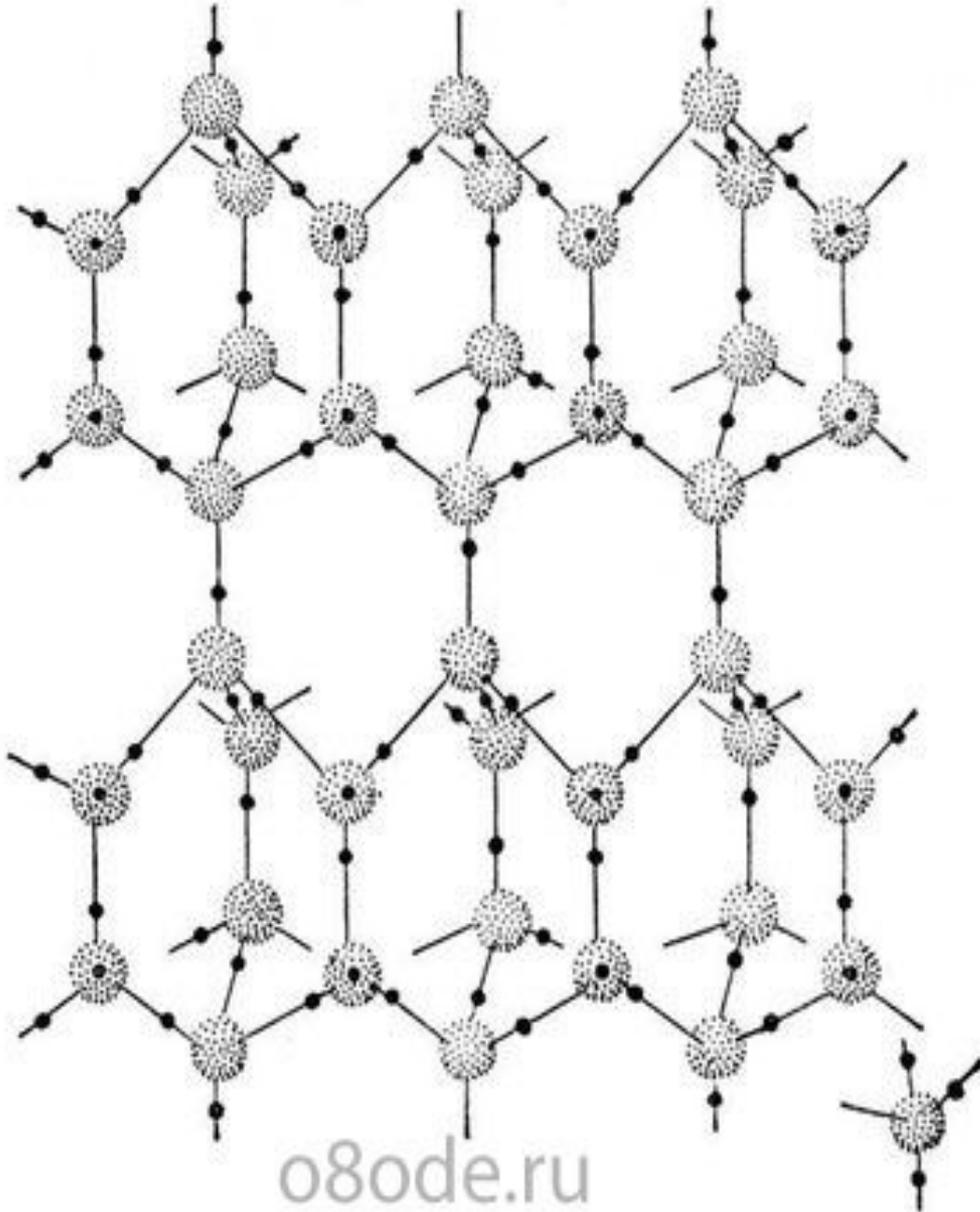
*г*

# Водородная связь воды

## МЕЖДУ МОЛЕКУЛАМИ ВОДЫ



# Структура льда



# Химические свойства воды

	Вода взаимодействует с:	Уравнения реакций
1	активными металлами (щелочными, щелочноземельными, алюминием) с образованием гидроксидов металла и водорода	$2\text{Na} + 2\text{H}_2\text{O} = 2\text{NaOH} + \text{H}_2$
2	кислыми оксидами с образованием кислот	$\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} = \text{H}_2\text{SO}_4$
3	основными оксидами с образованием оснований	$\text{CaO} + \text{H}_2\text{O} = \text{Ca(OH)}_2$
4	галогенами (кроме фтора) с образованием кислот	$\text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O} = \text{HCl} + \text{HClO}$
5	фтором с образованием фторида водорода и разнообразных соединений кислорода	$\text{F}_2 + \text{H}_2\text{O} = 2\text{HF} + \text{O} (\text{O}_2, \text{O}_3, \text{H}_2\text{O}_2, \text{F}_2\text{O})$
6	углеродом при высоких температурах с образованием водяного газа	$\text{C} + \text{H}_2\text{O} = \text{CO} + \text{H}_2$
7	монооксидом углерода при повышенной температуре и наличии катализатора	$\text{CO} + \text{H}_2\text{O} = \text{CO}_2 + \text{H}_2$
8	метаном при повышенной температуре и наличии катализатора	$\text{CH}_4 + \text{H}_2\text{O} = \text{CO} + 3\text{H}_2$
9	фосфором при нагревании	$6\text{H}_2\text{O} + 3\text{P} = 2\text{HPO}_3 + 5\text{H}_2$
10	азидами металлов (протекает со взрывом)	$\text{Pb(N}_3)_2 + \text{H}_2\text{O} = \text{Pb(OH)}_2 + \text{H}_2 + 3\text{N}_2$
11	карбидами металлов	$\text{CaC}_2 + 2\text{H}_2\text{O} = \text{Ca(OH)}_2 + \text{C}_2\text{H}_2$

- Вода обладает рядом достоинств
  - термической стойкостью;
  - высокой теплоёмкостью;
  - высокой теплотой испарения;
  - относительной химической инертностью;
  - отсутствием ядовитости;
  - доступностью.

## ■ **Отрицательные свойства воды:**

- высокая температура замерзания и аномальное изменение плотности воды при охлаждении, что затрудняет её применение при низких температурах;
- сравнительно малая вязкость и высокий коэффициент поверхностного натяжения, ухудшающие смачивающие способности воды;
- высокая электропроводность воды, содержащей примеси различных солей.

<b>ВЕЩЕСТВО</b>	<b>ХАРАКТЕР ВЗАИМОДЕЙСТВИЯ С ВОДОЙ</b>
<b>Алюминийорганические соединения</b>	<b>Реагируют со взрывом</b>
<b>Литийорганические соединения, азид свинца, карбиды щелочных металлов, гидриды ряда металлов, магний, цинк и другие металлы, карбиды кальция, алюминия, бария, силаны</b>	<b>Разлагаются с выделением горючих газов.</b>
<b>Гидросульфит натрия</b>	<b>Происходит самовозгорание</b>
<b>Серная кислота, термит, хлорид титана</b>	<b>Дают сильный экзотермический эффект.</b>
<b>Битум, пергидрат натрия, жиры, масла, петролатум</b>	<b>Усиление горения в результате выброса, разбрызгивания, вскипания.</b>

<b>Вещество</b>	<b>Характер взаимодействия с водой</b>
<b>Азид свинца</b>	<b>Взрывается при увеличении влажности до 30%</b>
<b>Алюминий, магний, цинк</b>	<b>При горении разлагают воду на водород и кислород</b>
<b>Алюминийорганические соединения</b>	<b>Реагируют с взрывом</b>
<b>Гидриды щелочных и щелочноземельных металлов</b>	<b>Выделяют водород</b>
<b>Гремучая ртуть</b>	<b>Взрывается от удара струи</b>
<b>Калий, кальций, натрий, рубидий, цезий</b>	<b>Реагируют с водой с выделением водорода</b>
<b>Карбиды алюминия, бария, кальция</b>	<b>Разлагаются с выделением горючих газов.</b>
<b>Карбиды щелочных металлов</b>	<b>Взрываются</b>
<b>Кальций, натрий фосфористые</b>	<b>Выделяют самовоспламеняющийся на воздухе фосфористый водород</b>
<b>Нитроглицерин</b>	<b>Взрывается от удара струи</b>
<b>Селитра</b>	<b>Попадание воды в расплав селитры вызывает сильный взрывообразный выброс и усиление горения</b>
<b>Серный ангидрид</b>	<b>Взрывоопасный выброс</b>
<b>Титан и его сплавы</b>	<b>Разлагает воду на водород и кислород</b>
<b>Триэтилалюминий</b>	<b>Взрывается</b>
<b>Хлорсульфоновая кислота</b>	<b>Взрывается</b>

# Характеристика и свойства истинных растворов

Учение о растворах:

*физическая теория* Вант-Гоффа, С.Аррениуса и Оствальда, опиралась на экспериментальное изучение свойств разбавленных растворов (осмотическое давление, повышение температуры кипения, понижение температуры замерзания раствора, понижение давления пара над раствором), зависящим главным образом *от концентрации растворенного вещества, а не от его природы.*

*химическая теория* Д.И.Менделеев и его последователи рассматривала процесс образования раствора как разновидность химического процесса, для которого характерно взаимодействие между частицами компонентов.

В связи с большим разнообразием растворов для объяснения их природы и свойств используются представления и физической и химической теории растворов.

# Термодинамические условия образования растворов

- Процесс растворения сопровождается различными тепловыми явлениями.
- Энергетической характеристикой растворения является *теплота образования раствора*, рассматриваемая как алгебраическая сумма тепловых эффектов всех эндо – и экзотермических стадий процесса. Наиболее значительными среди них являются:
  - - *поглощающие тепло процессы* (эндотермические) – разрушение кристаллической решетки, разрывы химических связей в молекулах.
  - - *выделяющие тепло процессы* (экзотермические) – образование продуктов взаимодействия растворенного вещества с растворителем (гидратация).

# Условия образования растворов

- Если энергия разрушения кристаллической решетки меньше энергии гидратации растворенного вещества, то растворение идет с выделением теплоты (наблюдается разогревание). Так, растворение NaOH – экзотермический процесс: на разрушение кристаллической решетки тратится 884 кДж/моль, а при образовании гидратированных ионов  $\text{Na}^+$  и  $\text{OH}^-$  выделяется соответственно 422 и 510 кДж/моль.
- Если энергия кристаллической решетки больше энергии гидратации, то растворение протекает с поглощением теплоты (при приготовлении водного раствора  $\text{NH}_4\text{NO}_3$  наблюдается понижение температуры).

# Условия образования растворов

Процесс растворения сопровождается *значительным возрастанием энтропии системы* (в результате равномерного распределения частиц одного вещества в другом резко увеличивается число микросостояний системы).

Образование раствора из компонентов – процесс самопроизвольный, в котором, как и в любом самопроизвольном процессе, протекающем в закрытой системе, находящейся под влиянием двух внешних факторов (P и T),  $\Delta G < 0$ .

Изменение энергии Гиббса системы отрицательно и процесс протекает самопроизвольно.

Термодинамическим условием образования раствора является *убыль энергии Гиббса*. Такой процесс будет протекать самопроизвольно до тех пор, пока в системе не установится равновесие:

■ растворимый компонент (т,ж,г) + растворитель  $\leftrightarrow$  (раствор)

# Условия образования растворов

- При равновесии  $\Delta G = 0$ . Исключение составляют термодинамически неустойчивые пересыщенные растворы.
- Термодинамические свойства раствора, как и любой другой термодинамической системы, подразделяются на экстенсивные и интенсивные.
- *Экстенсивные свойства* пропорциональны массе системы. Если массу системы удвоить, то и экстенсивные свойства удвоятся. К ним относятся внутренняя энергия, объем, теплоемкость, энтропия и т.д.
- *Интенсивные свойства* (температура, давление, молярный объем, молярная теплоемкость и т.д.) не зависят от массы системы

# Условия образования растворов

*Растворение – это сложный физико-химический процесс, при котором происходит взаимодействие (электростатическое, донорно-акцепторное, образование водородной связи) между частицами растворённого вещества и растворителя, то есть одновременно или последовательно протекают несколько процессов: молекулярная диссоциация, образование сольватов, ионизация и электролитическая диссоциация.*

*первой стадией* является молекулярная диссоциация растворенного вещества, происходит вследствие химического взаимодействия между молекулами растворяемого вещества и молекулами растворителя с образованием сольватированной молекулы.

*вторая стадия* - Образующийся сольват диссоциирует на сольватированные ионы. Процесс сольватации может остановиться на любой стадии.

# Растворы неэлектролитов

■ Если процесс останавливается на стадии образования сольватов, то система представляет собой раствор неэлектролита. Она характеризуется отсутствием в растворе ионов и, соответственно, не обладает ионной электрической проводимостью. Примерами растворов неэлектролитов могут служить растворы кислорода в воде, сахара в воде, углеводородов в углеводородах. Разбавленные растворы неэлектролитов подчиняются законам идеальных растворов (законы Рауля, Вант-Гоффа).

■

# Первый закон Рауля

Над поверхностью каждой жидкости всегда присутствует ее пар, образовавшийся в результате эндотермического процесса испарения. Процесс испарения обратим: одновременно с ним протекает экзотермический процесс конденсации.

При каждой определенной температуре между жидкостью и паром устанавливается подвижное равновесие, при котором в единицу времени испаряется столько же молекул, сколько конденсируется молекул пара.

Равновесное состояние системы жидкость-пар ( $\Delta G = 0$ ) характеризуется строго определенным для данной жидкости и данной температуры давлением насыщенного пара.

*Давление насыщенного пара над раствором всегда ниже, чем над чистым растворителем при той же температуре.*

# Кипение растворов.

- Каждое вещество характеризуется строго определенной температурой кипения, то есть переходит из одного агрегатного состояния в другое при определенных температурах.

- *Температурой кипения* жидкости является температура, при которой давление ее паров равно внешнему давлению.

- Для растворов. Понижение давления пара в результате растворения вызывает необходимость повышения температуры выше точки кипения для того, чтобы давление насыщенного пара раствора поднялось до давления пара чистого растворителя. Только в этот момент начинается кипение.

- Таким образом:

- *температура кипения раствора нелетучего вещества всегда выше температуры кипения чистого растворителя.*

- $$\Delta t_{\text{кип.}} = t'_{\text{кип}} - t_{\text{кип}}$$

- **Относительное понижение давления пара над раствором:**  $(p_0 - p)/p_0$

где  $p_0$  и  $p$  – давление насыщенного пара над чистым растворителем и над раствором, соответственно.

### **Первый закон Рауля:**

- **Относительное понижение давления насыщенного пара растворителя над раствором равно мольной доле растворенного вещества:**

$$(p_0 - p)/p_0 = N$$

или  $\Delta p = p_0 N$       или  $\Delta p = p_0 (n_1/n_1 + n_2)$

где  $N$  – мольная доля растворенного вещества

( отношение количества растворенного вещества  $n_1$  (или растворителя) к сумме количеств всех веществ, находящихся в растворе  $n_1 + n_2$  .

# Замерзание растворов

Над раствором при температуре кристаллизации (замерзания) растворителя давление насыщенного пара меньше, чем над его кристаллами. Чтобы раствор кристаллизовался полностью, его необходимо охладить до температуры, при которой давления насыщенного пара над жидкой и твердой фазами будут равны между собой.

*Температура кристаллизации раствора всегда ниже температуры кристаллизации чистого растворителя.*

Разность между температурами кристаллизации чистого растворителя и раствора называют понижением температуры кристаллизации раствора ( $\Delta t_{\text{крист.}}$ ).

$$\bullet \Delta t_{\text{крист.}} = t'_{\text{крист.}} - t_{\text{крист.}}$$

*Разность между температурами кипения раствора и чистого растворителя называют повышением температуры кипения раствора ( $\Delta t_{\text{кип.}}$ ).*

$$\Delta t_{\text{кип.}} = t'_{\text{кип (р-ра)}} - t_{\text{кип(р-ля)}};$$

*Разность между температурами кристаллизации чистого растворителя и раствора называют понижением температуры кристаллизации раствора ( $\Delta t_{\text{крист.}}$ ).*

$$\Delta t_{\text{крист.}} = t'_{\text{крист.(р-ля)}} - t_{\text{крист.(р-ра)}}$$

## Второй закон Рауля

Изучая кристаллизацию и кипение растворов, Рауль установил, что для разбавленных растворов неэлектролитов  $\Delta t_{\text{кип.}}$  и  $\Delta t_{\text{крист.}}$  пропорциональны концентрации и сформулировал свой второй закон:

*Повышение температуры кипения и понижение температуры кристаллизации разбавленных растворов неэлектролитов пропорциональны числу частиц растворенного вещества и не зависят от его природы.*

$$\Delta t_{\text{кип.}} = C_m E, \quad \Delta t_{\text{крист.}} = C_m K$$

■ где  $C_m$  — моляльная концентрация (моль/1000г растворителя).

# Константы

Коэффициенты пропорциональности в этих выражениях называют соответственно *эбуллиоскопической* (от латинского *ebullio* – выкипаю) (*E*) и *криоскопической* (*K*) (от греческого – криос- холод) *константами растворителя* (выражаются в град/моль).

Обе эти константы не зависят от природы растворенного вещества и характеризуют лишь растворитель.

На измерениях температур кипения и замерзания растворов основаны *эбуллиоскопический* и *криоскопический методы определения молекулярной массы* растворенного вещества.

$$\Delta t_{\text{кип.}} = (E * m_1 * 1000) / (M_1 m_2) \quad \Delta t_{\text{зам.}} = (K * m_1 * 1000) / (M_1 m_2)$$

■ где  $M_1$  – молярная масса растворенного вещества;

■  $m_1$  – масса растворенного вещества;

■  $m_2$  – масса растворителя;

# Диффузия

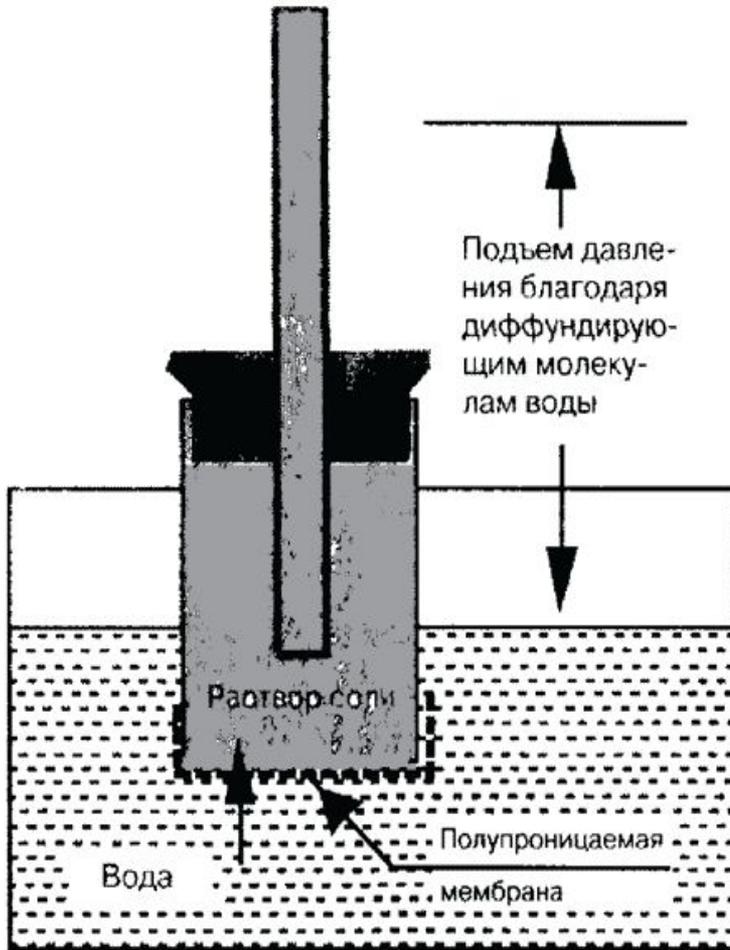
Если осторожно слить два раствора различной концентрации, то благодаря тепловому движению молекул концентрации смеси через некоторое время выравниваются и раствор становится однородной системой.

*Процесс перемещения компонентов раствора, приводящий к выравниванию его концентрации во всем объеме раствора, называется **диффузией**.*

Диффузия – процесс двусторонний: частицы растворителя и растворенного вещества диффундируют в противоположных направлениях. Но, если между растворами разной концентрации поместить полупроницаемую мембрану, то диффузия станет односторонней: диффундируют лишь молекулы растворителя из области с меньшей концентрацией в область с большей концентрацией растворенного вещества. Объем более концентрированного раствора при этом будет постепенно возрастать, а концентрация растворенного вещества в нем – уменьшаться.

# Осмос.

*Осмосом* называется самопроизвольный процесс проникновения растворителя в раствор, отделенный от него полупроницаемой перегородкой, через которую могут проникать только молекулы растворителя.



# Осмотическое давление.

- Давление, которое необходимо приложить к раствору, чтобы процесс осмоса прекратился, называется *осмотическим давлением*.
- *Осмотическое давление*  $P_{\text{осм.}}$  равно избыточному давлению, которое нужно приложить к раствору, чтобы прекратился осмос и в системе установилось равновесие.
- Осмотическое давление не зависит от природы компонентов раствора и возрастает пропорционально молярной концентрации растворенного вещества и абсолютной температуре раствора. При этом коэффициент пропорциональности оказался константой, численно равной газовой постоянной  $R$ .

# Осмотическое давление.

- $P_{\text{осм.}} = RT C_M$

- где  $P_{\text{осм.}}$  - осмотическое давление раствора, кПа;
- $C_M$  – его молярность, моль/л;
- $R$  – универсальная газовая постоянная, равная 8,314 (Дж/(моль\*К) или, если давление выражено в атмосферах, 0,082 л\*атм/(моль\*К));
- $T$  – абсолютная температура раствора, К.
- если  $C_M = n/V$ , где  $n$  – число молей растворенного вещества, то

- $P_{\text{осм.}} V = nRT,$

- уравнение по форме совпадает с уравнением состояния идеального газа Менделеева-Клапейрона

$$P_{\text{осм.}} V = m/M * RT$$

Т.к.  $n$  равно массе растворенного вещества  $m$ , деленной на молярную массу  $M$

# Закон Вант-Гоффа

- В разбавленных растворах неэлектролитов осмотическое давление численно равно тому давлению, которое производило бы данное количество растворенного вещества, если бы оно при данной температуре находилось в виде газа и занимало бы объем, равный объему раствора

Рисунок 1 - Осмос

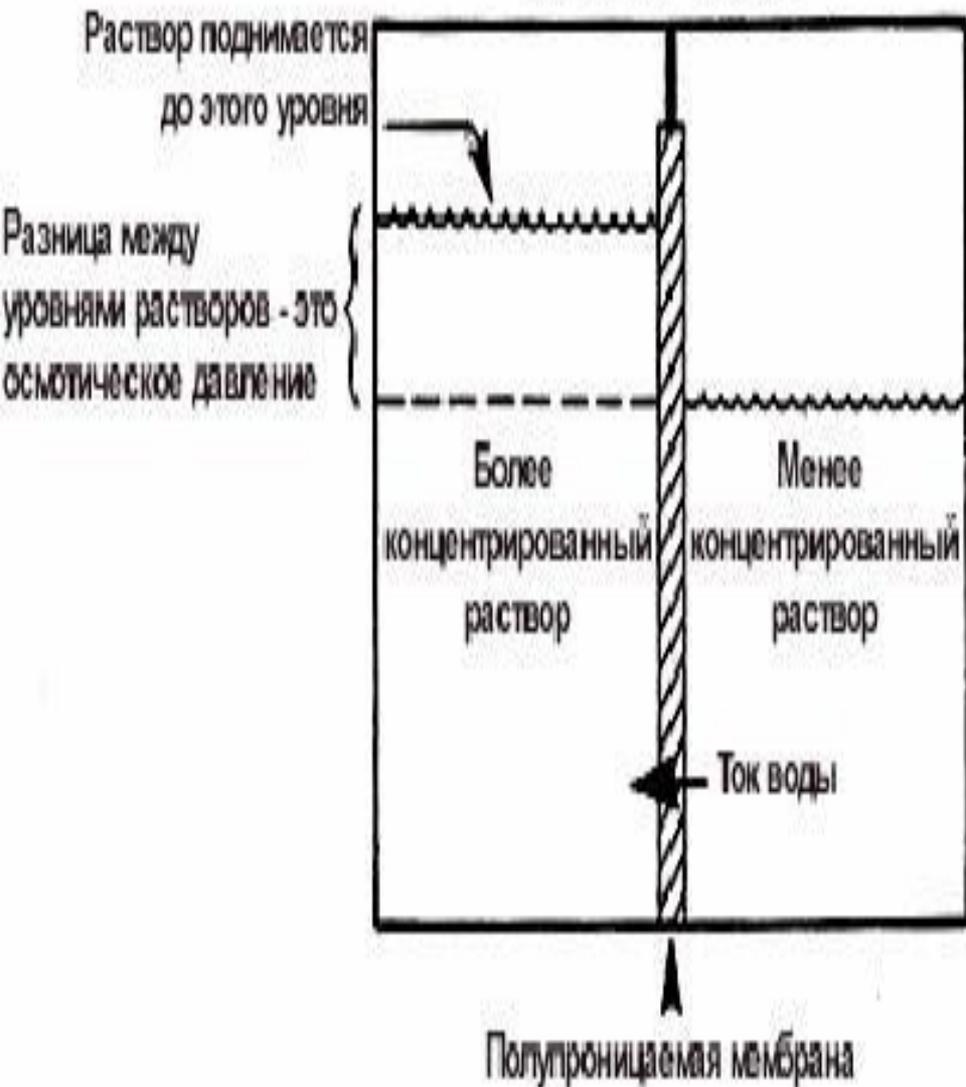


Рисунок 2 - Обратный осмос

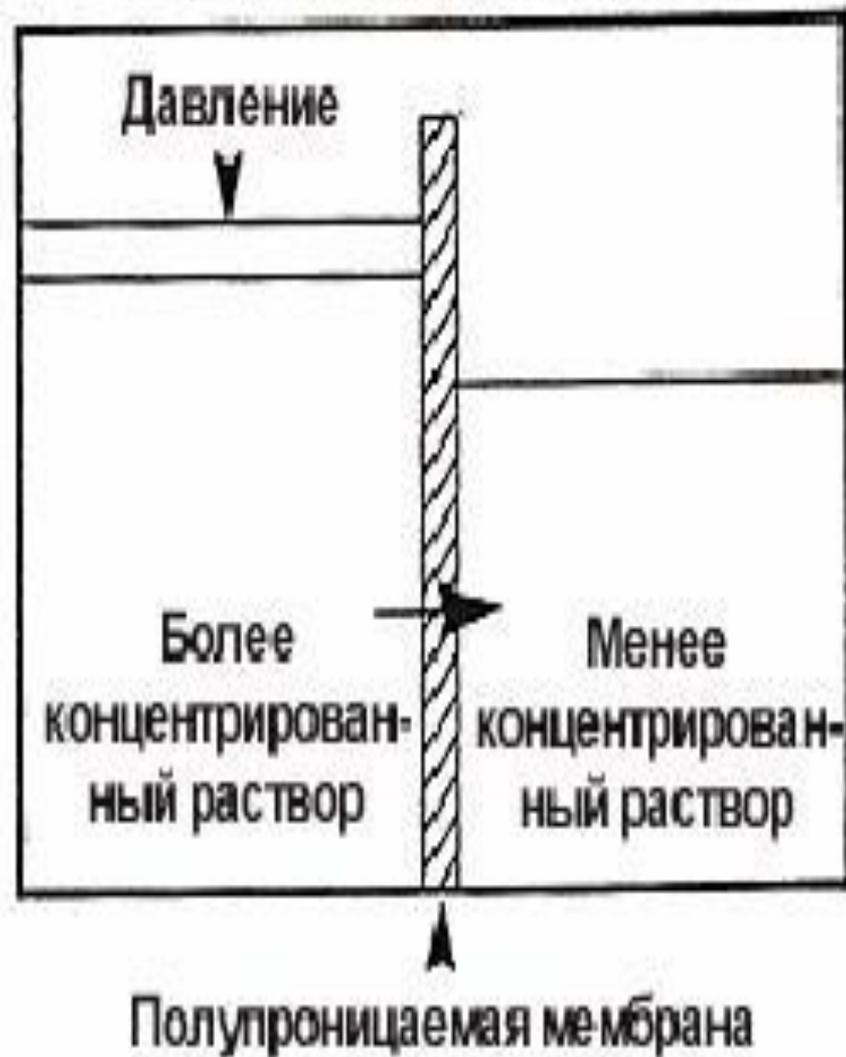
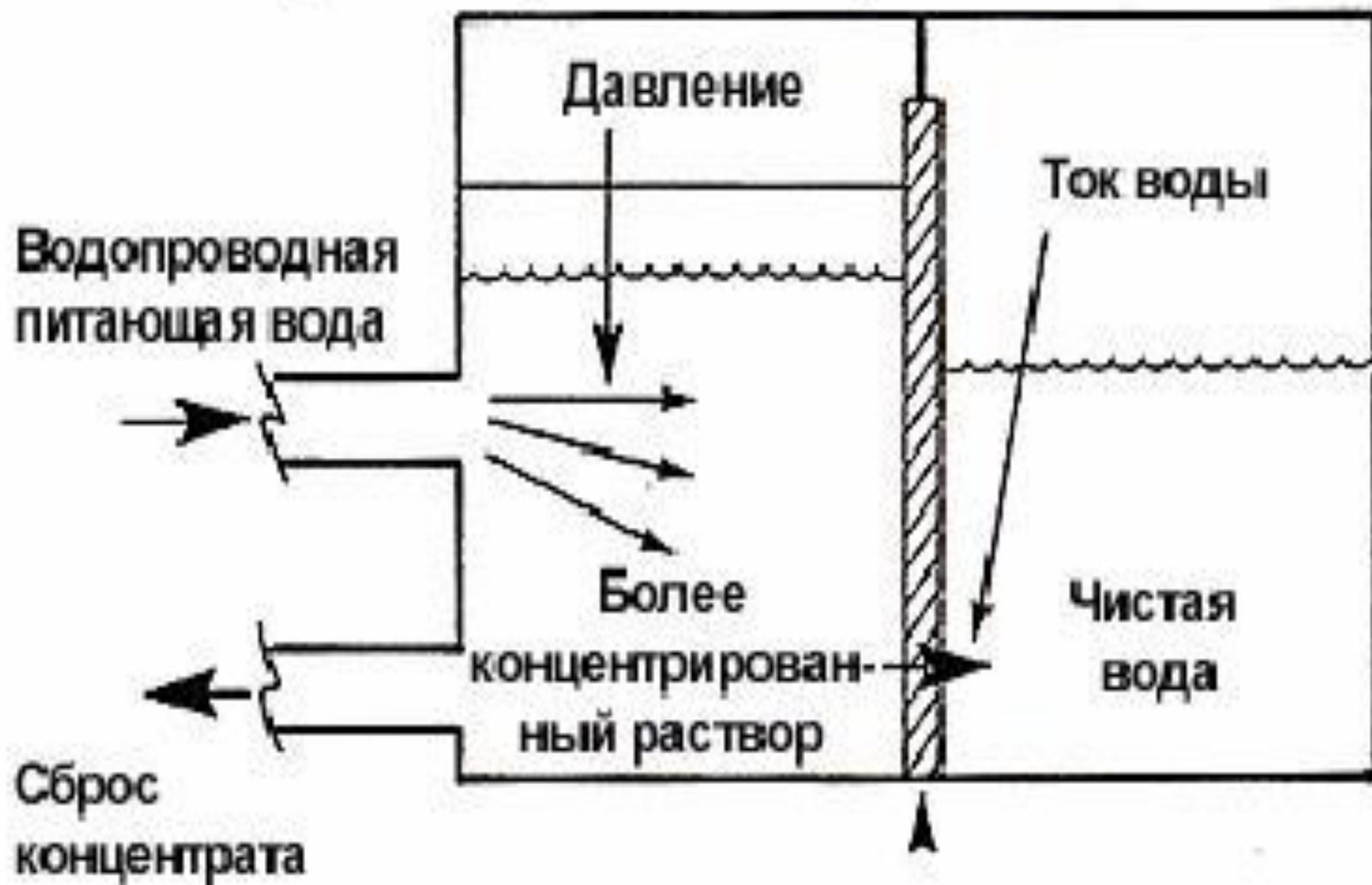


Рисунок 3 - Применение обратного осмоса



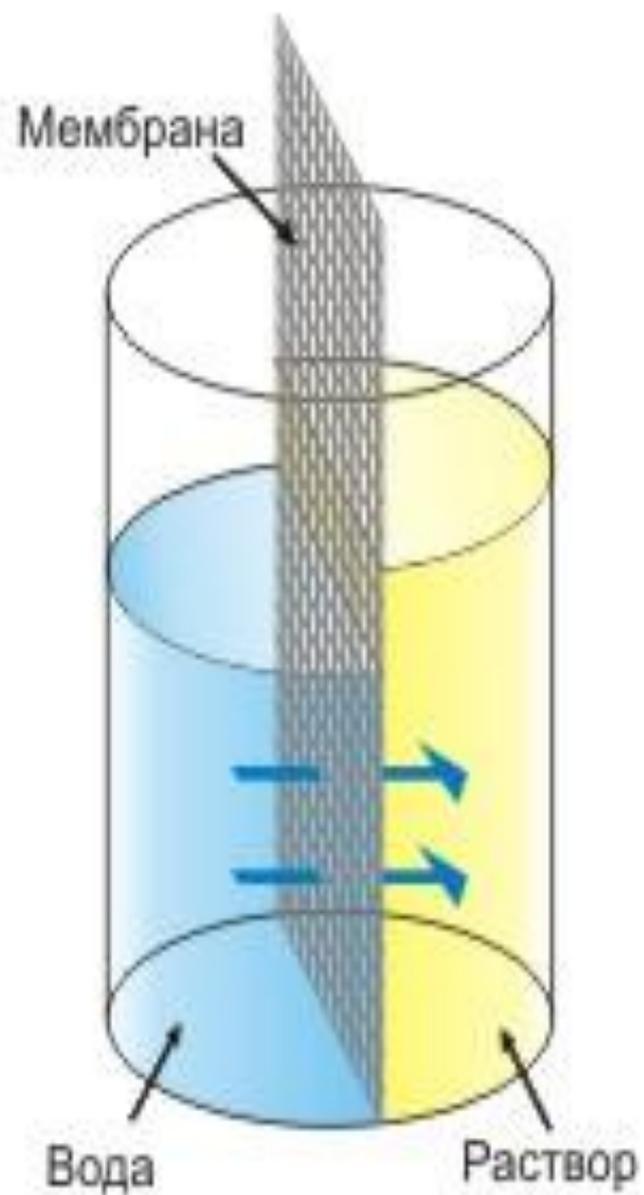


рис. 1а

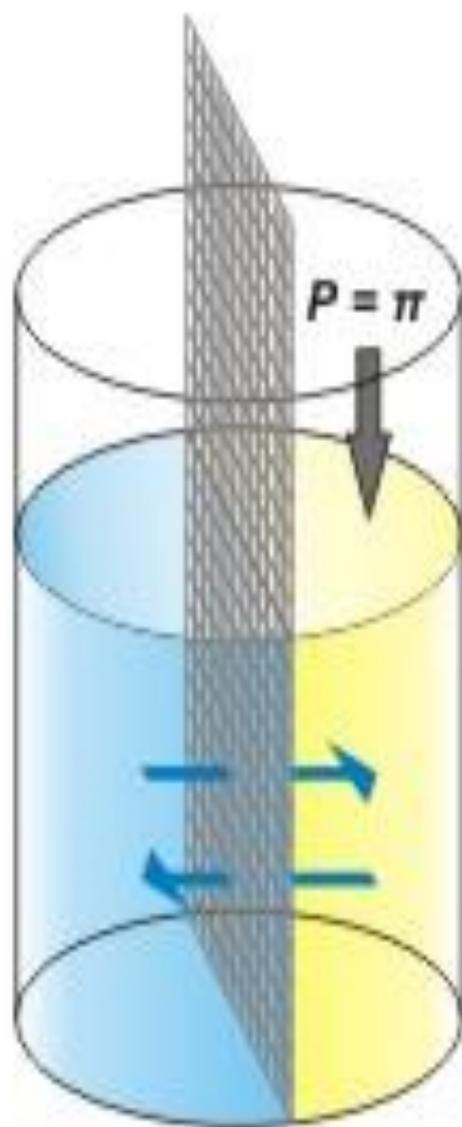


рис. 1б

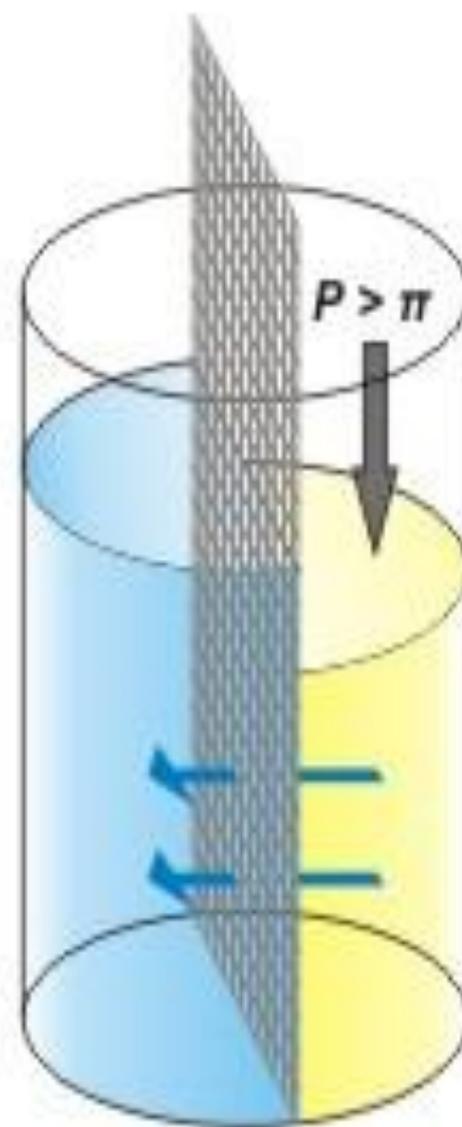


рис. 1в

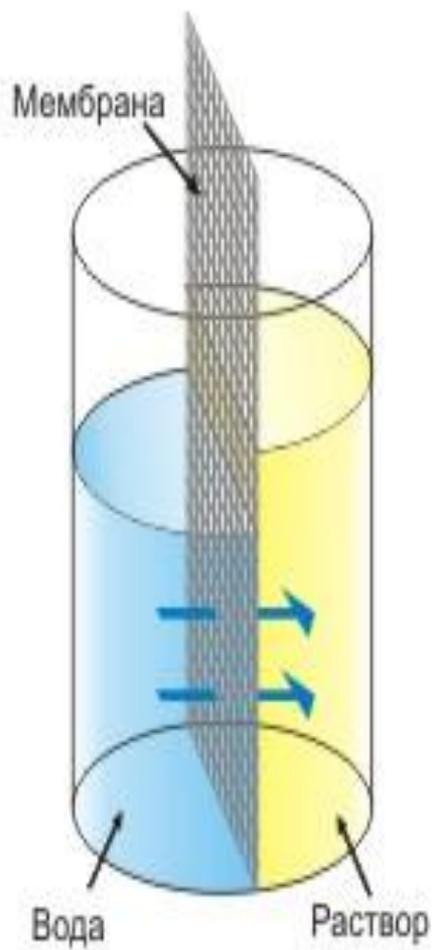


рис. 1а

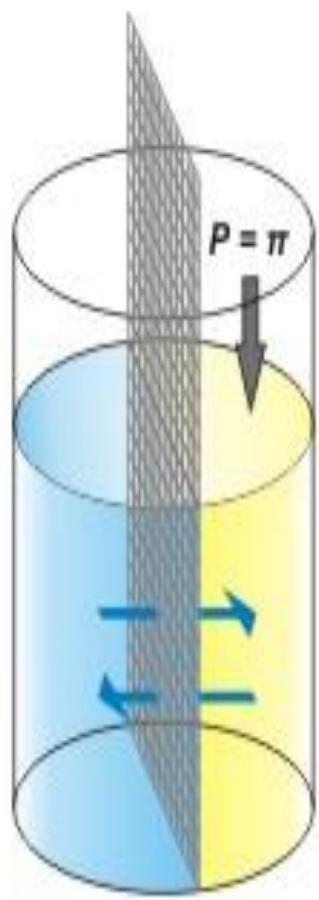


рис. 1б

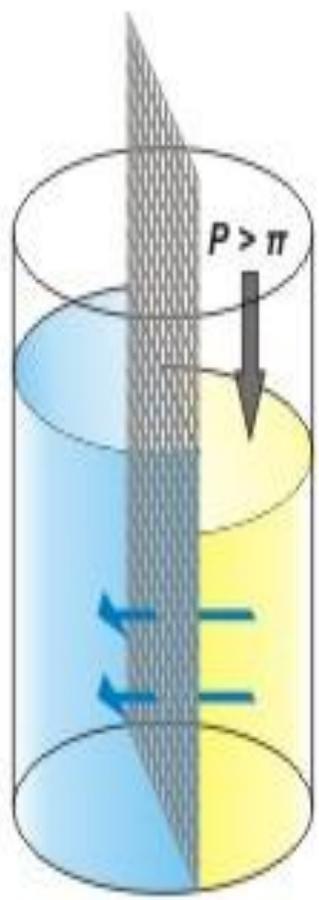


рис. 1в

Если отделить воду от водного раствора полупроницаемой мембраной, то вода будет самопроизвольно переходить в сторону раствора. Это обычный, или как стали говорить в последние годы, прямой осмос (рис. 1а).

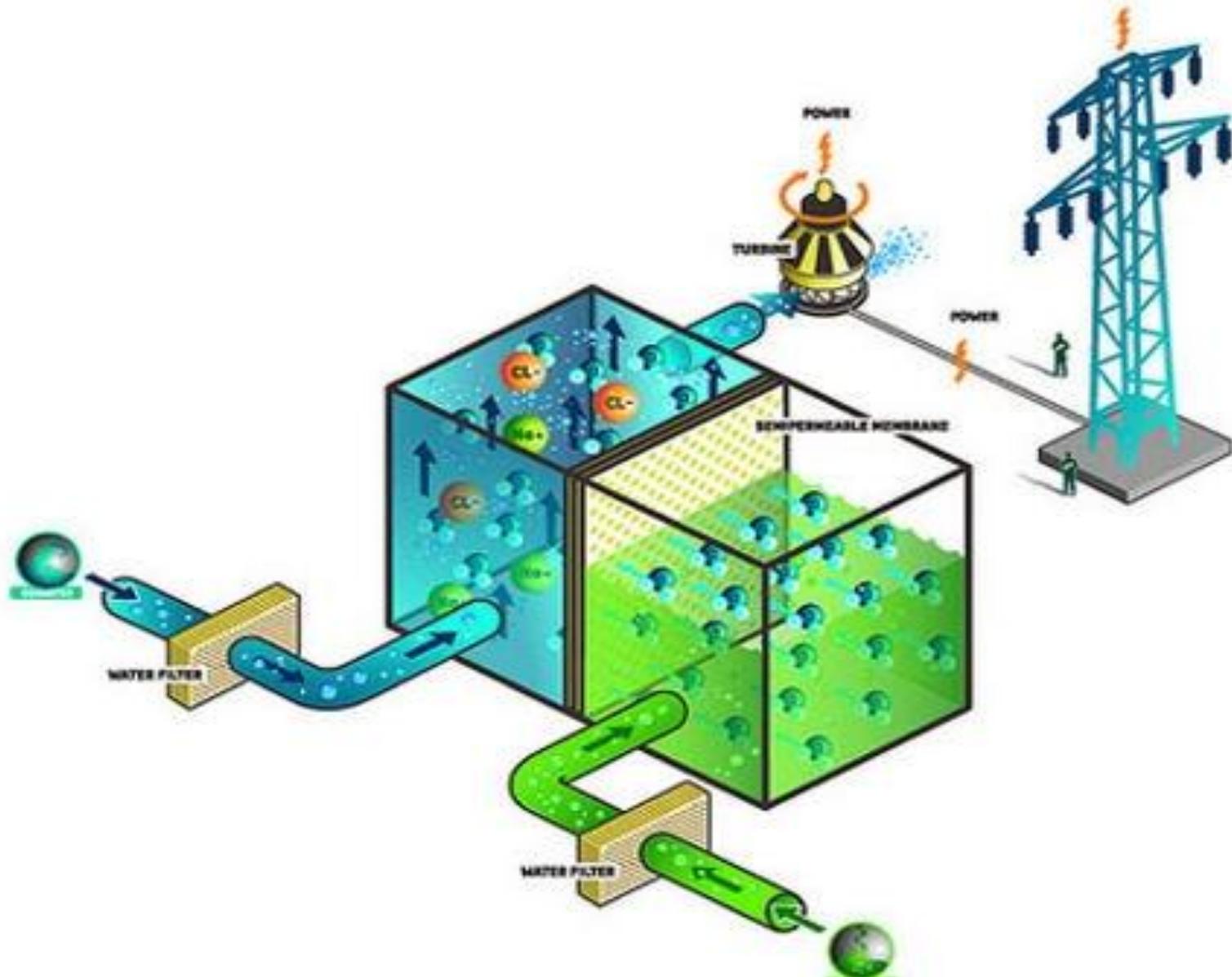
- Если приложить к раствору давление, равное осмотическому ( $P = \pi$ ), то наступит равновесие: сколько воды переходит слева направо, столько же и справа налево (рис.1б).

- Если давление, прилагаемое к раствору, больше осмотического ( $P > \pi$ ), то будет происходить течение воды из раствора в сторону чистой воды, т.е. в направлении обратном направлению течения воды в прямом осмосе (рис.1в).



## Бытовые осмотические системы

# Осмотическая электростанция в Норвегии





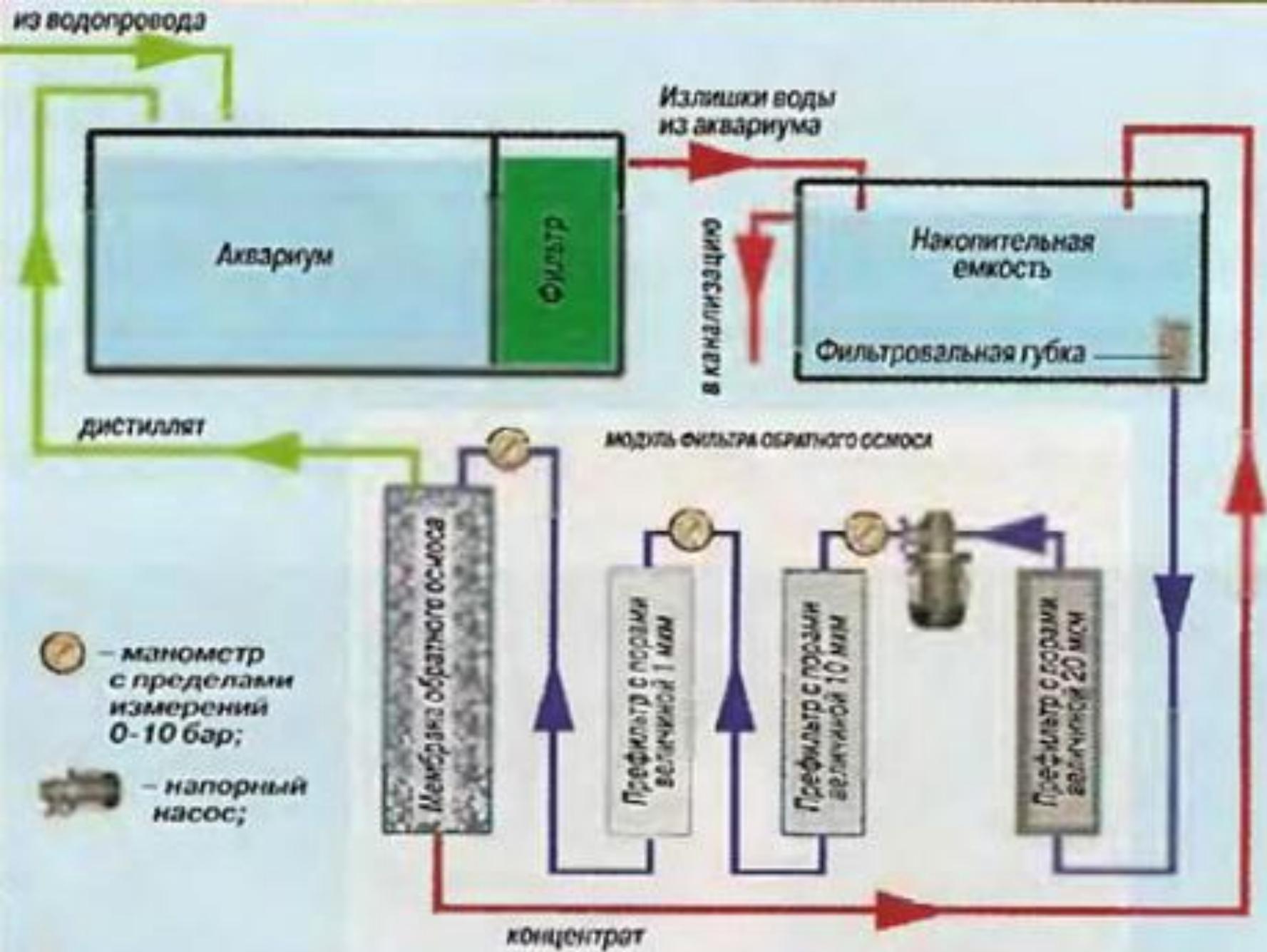
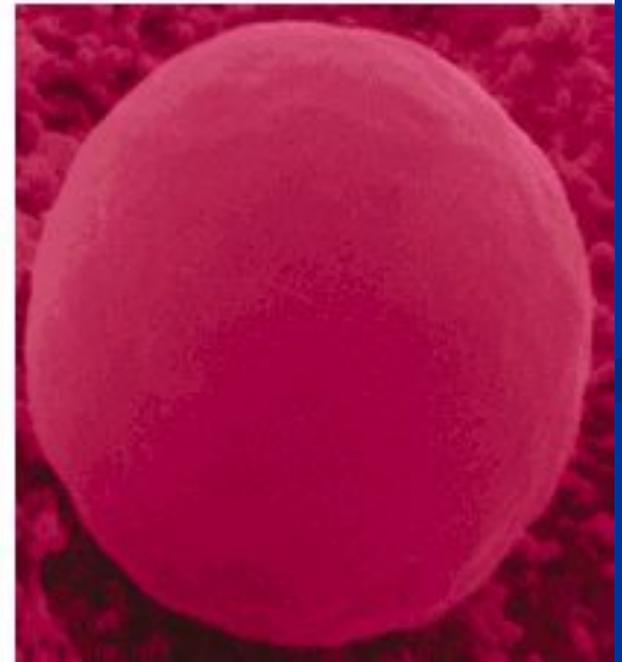
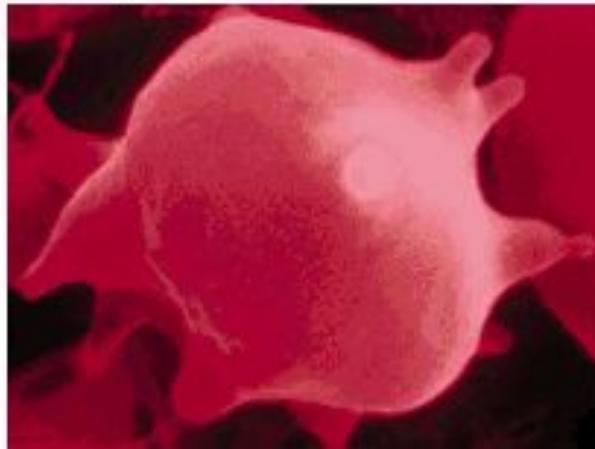
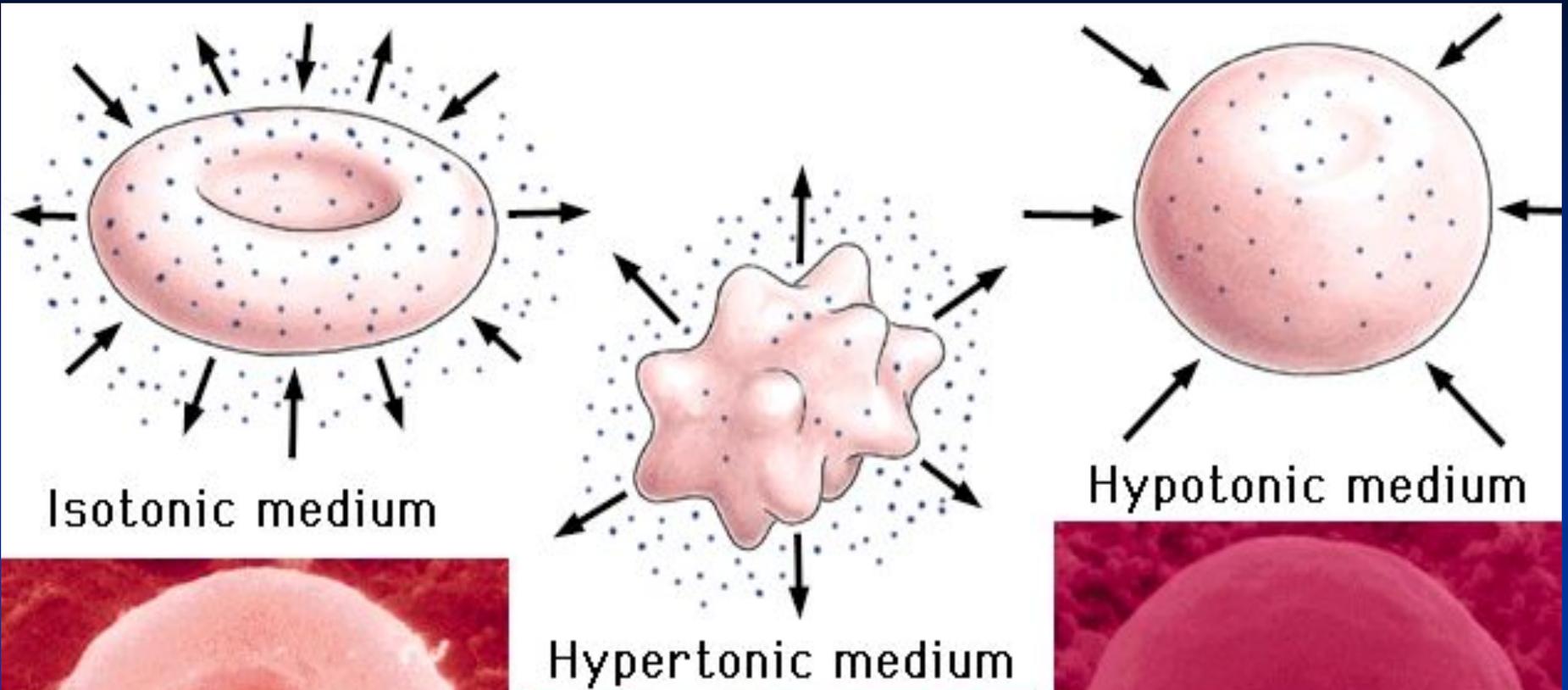


Рис. 1.

# Значение осмоса



# Список используемых источников

- **Глинка Н.Л.** Общая химия: Учебное пособие для вузов/Под ред. А.И. Ермакова. – М.: Интеграл-Пресс, 2008. – 728 с..
- **Коровин Н.В.** Общая химия: Учеб. для технических направ. и спец. вузов/Н.В.Коровин. – М.: Высш. шк., 2007. – 557 с.