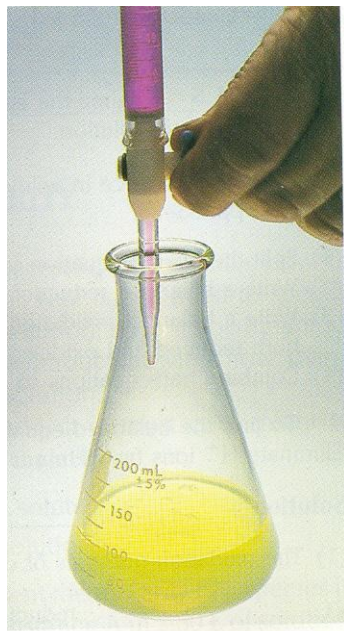


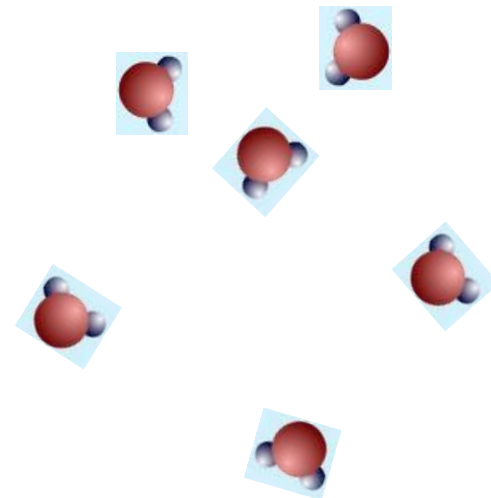
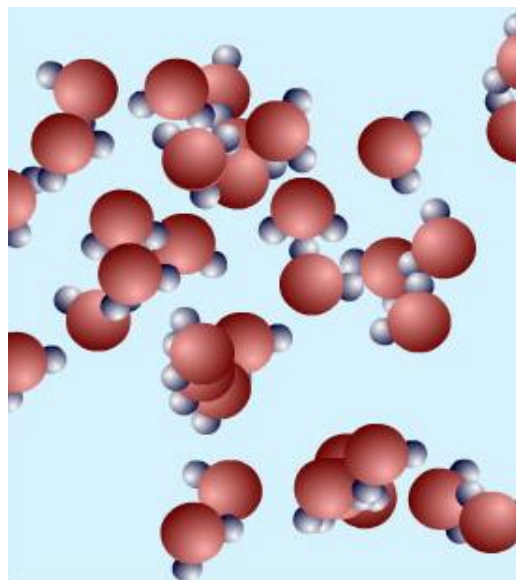
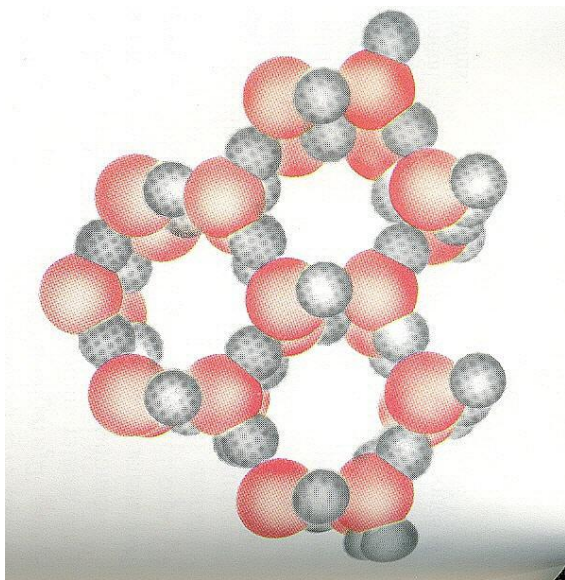
# Лекция 12

# Растворы



***В температурной последовательности жидкое состояние - промежуточное между кристаллическим и газообразным***

Кристалл  $\xrightarrow{+E}$  Жидкость  $\xrightarrow{+E}$  Газ



# Классификация растворов

## Истинные растворы



Дисперсные  
системы

**Растворы** – это гомогенные (однофазные) системы, состоящие из двух и более компонентов, состав которых можно изменять в определенных пределах, не нарушая их однородности.

# Истинный (молекулярный) раствор

Истинный (молекулярный) раствор - это разновидность растворов в котором размеры частиц растворенного вещества предельно малы и сопоставимы с размером частиц растворителя

# Растворитель

- Растворителем считают тот компонент, который в чистом виде существует в таком же агрегатном состоянии, что и полученный раствор.
- Например, в случае водного раствора соли растворителем является вода.
- Если же оба компонента до растворения находились в одинаковом агрегатном состоянии (например, спирт и вода), то растворителем считается компонент, находящийся в большем количестве.

# *Растворение*

**Растворение сложный физико-химический процесс.**

**Разрушение структуры растворяемого вещества и распределение его частиц между молекулами растворителя – ФИЗИЧЕСКИЙ ПРОЦЕСС.**

**Взаимодействие молекул растворителя с частицами растворенного вещества – ХИМИЧЕСКИЙ ПРОЦЕСС**

# ***Сольваты***

***Сольваты*** – продукты переменного состава, которые образуются при химическом взаимодействии частиц растворенного вещества с молекулами растворителя.

Если растворитель – ВОДА, то образующиеся продукты называются ***ГИДРАТАМИ***.

***ГИДРАТАЦИЯ*** – процесс образования гидратов



# *Основные положения химической теории растворов Д.И. Менделеева*

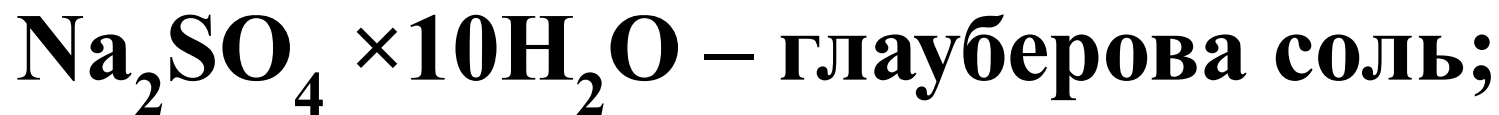
- 1. Растворение является сложным физико-химическим процессом, включающим разрушение структуры растворяемого вещества ( $\Delta H_1 > 0$ ) и взаимодействие молекул растворителя с молекулами растворенного вещества ( $\Delta H_2 < 0$ )**

**2. Процесс растворения может быть экзотермическим ( $\Delta H < 0$ ), например растворение  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{NaOH}$ , или эндотермическим ( $\Delta H > 0$ ), например растворение  $\text{NH}_4\text{NO}_3$**

**Теплота растворения – теплота выделяющаяся или поглощающаяся при растворении вещества**

**3. В результате химического взаимодействия растворителя и растворенного вещества образуются сольваты (неводный растворитель) или гидраты (растворитель вода).**

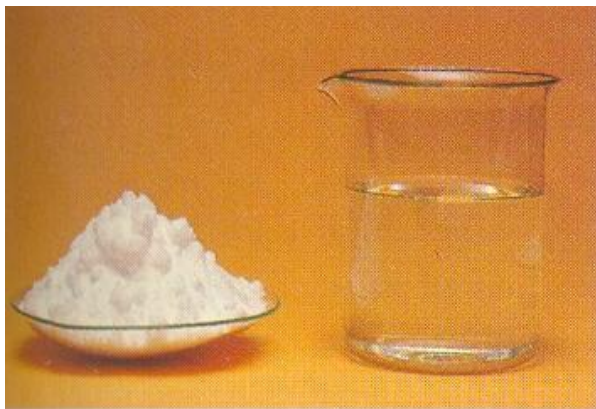
**Кристаллогидраты – гидраты выделенные из водного раствора.**



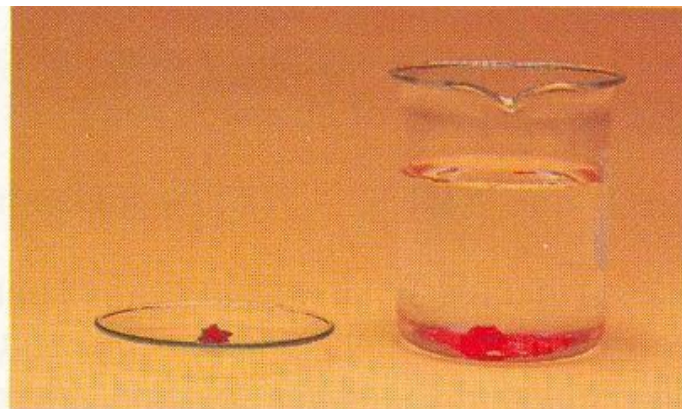
**Образование гидратов иногда изменяет свойства веществ. Так безводный сульфат меди белого цвета, а кристаллогидрат – синий. Растворимость кристаллогидратов лучше, чем безводных солей.**

**Чаще всего реакции протекают в водных растворах. Процессы в живых клетках, именно в водной среде развиваются все клеточные процессы. Питательные вещества (азот, фосфор, калий, микроэлементы) поступают из растворов).**

- ***Процесс растворения определяется:***
  - природой растворителя и растворенного вещества;
  - агрегатным состоянием растворяемого вещества;
  - температурой.



$\text{LiClO}_3$



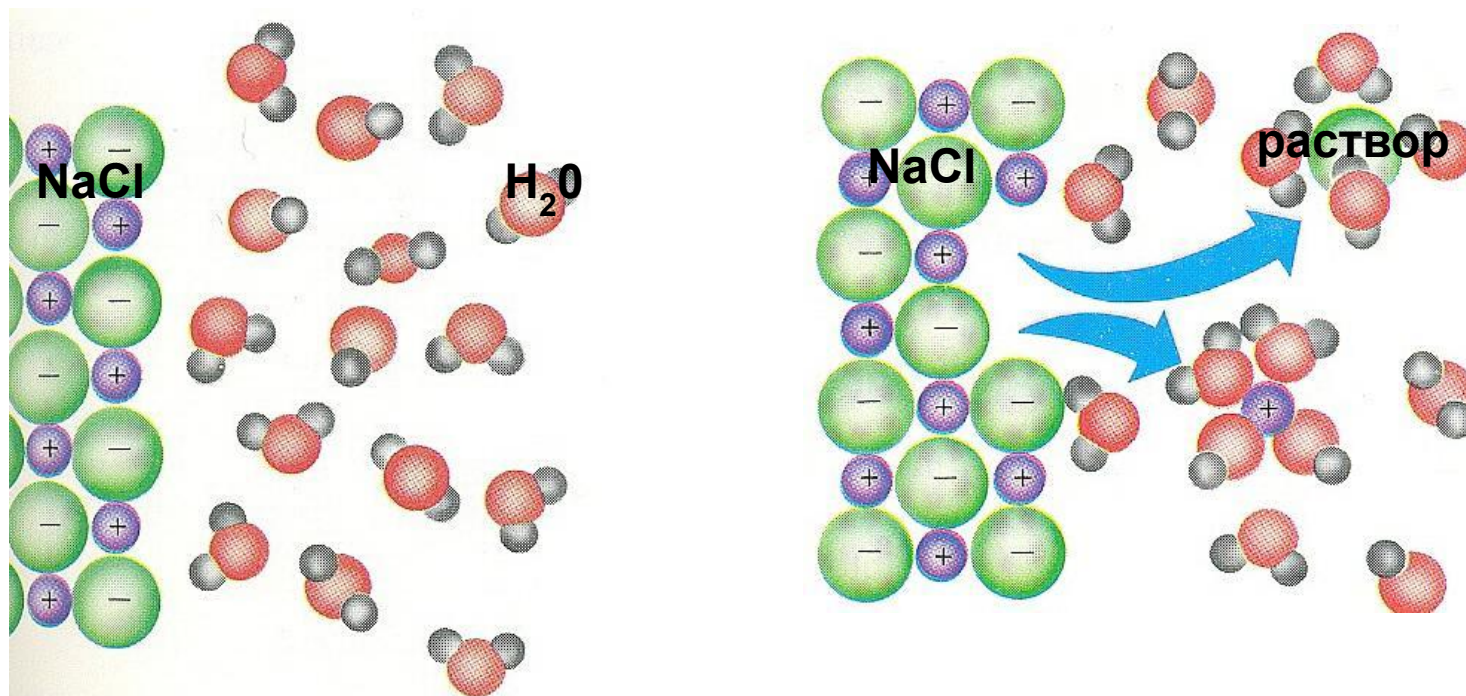
$\text{HgS}$

# ***Термодинамические факторы процесса растворения***

- Процесс растворения связан с ***самопроизвольным распределением частиц одного вещества между частицами другого.***
- Он происходит благодаря ***действию сил межмолекулярного взаимодействия.***

# Термодинамические факторы процесса растворения

- Основные стадии: 1) сольватация,
- 2) фазовый переход,
- 3) диффузия сольватированных частиц



**Растворение – самопроизвольный процесс:**

$$\Delta G < 0$$

$$\Delta G = \Delta H - T\Delta S$$

- $\Delta H_{р.} = \Delta H_{\text{сольв.}} + \Delta H_{\text{ф.п.}} + \Delta h_{\text{диф}}$
- $\Delta H_{\text{сольв.}} < 0$  независимо от фазового состояния растворяемого вещества. Связана с нейтрализацией зарядов → с понижением энергетического уровня системы;
- $\Delta H_{\text{ф.п.}} > 0$  при растворении твердого вещества. Для разрушения кристаллической решетки необходимо затратить энергию.



**$\Delta H_{\text{диф}} > 0$  независимо от фазового состояния растворяемого вещества .**

**Диффундируя, сольватированные частицы должны преодолевать силы межмолекулярного взаимодействия растворителя.**

**Если  $|\Delta H_{\text{ф.п}} + \Delta H_{\text{диф}}| > |\Delta H_{\text{сольв}}|$ , процесс растворения – эндотермический.**

**Если  $|\Delta H_{\text{ф.п}} + \Delta H_{\text{диф}}| < |\Delta H_{\text{сольв}}|$ , процесс растворения – экзотермический.**

# **Влияние температуры на процесс растворения**

- **С повышением температуры**
  - **растворимость твердых веществ в жидкостях повышается, т.к. величина  $\Delta H_{\text{ф.п}}$  велика (высокая энергия связи в кристаллической решетке.**
  - **растворимость жидкостей в жидкостях как правило понижается, поскольку, например, у серной кислоты высокая энергия сольватации**

## ***Влияние температуры на процесс растворения***

***- растворимость газов в жидкостях понижается: с повышением температуры кинетическая энергия газа в газовой фазе увеличивается значительно сильнее, чем кинетическая энергия газа в жидкости. Поэтому молекулам газа с повышением температуры гораздо легче покинуть жидкость, чем перейти из газового состояние в жидкое.***

# Классификация растворов (по агрегатному состоянию)



**Раствор** состоит из **растворителя** и **растворенного вещества (веществ)**.

**Растворенное вещество** – компонент раствора, определяющий его химические свойства.

**Если один из компонентов – вода, она всегда считается растворителем.**

# *Состав раствора*

**Раствор состоит по крайней мере из 2-х  
компонентов:**

**РАСТВОРИТЕЛЬ+РАСТВОРЕННОЕ  
ВЕЩЕСТВО**

# *Концентрация*

**Содержание определенной порции вещества в растворе называется *концентрацией*.**

**Способы количественного  
выражения состава  
растворов.**

**Массовая доля (процентная  
концентрация)**

$$w = \frac{m_v}{m_p} \times 100$$

продолжение

$$m_p = m_v + m_{(\text{H}_2\text{O})}$$

$$m_{(\text{H}_2\text{O})} = m_p - m_v$$

При комнатной температуре принимаем  
**плотность воды равной 1 г/мл.**



# 10% раствор карбоната натрия

- 10 г вещества карбоната натрия содержится в 100 г раствора карбоната натрия.

$$m_{(\text{H}_2\text{O})} = 100 - 10 = 90 \text{ г}$$

$$V_{(\text{H}_2\text{O})} = m/\rho = 90/1 = 90 \text{ мл}$$

# *Массовая концентрация*

$$C_{\text{масс.}} = m_v / V_p$$

**Размерность - г/л**

пример

$$C_{(\text{NaCl})} = 54 \text{ г/л}$$

**54 грамма вещества  
хлорида натрия содержится  
в 1 литре раствора**

# *Молярная концентрация*

$$C = n/V$$

***n***- количество вещества в  
МОЛЬ

***V*** – объем раствора в литрах

Размерность – моль/л

продолжение

$$n = \frac{m_{в-ва}}{M_{в-ва}}$$

продолжение

$$C = \frac{m_{в-ва}}{M_{в-ва} \times V}$$

$$C_{(\text{NaCl})}=4\text{M}$$

- **четырёхмолярный раствор хлорида натрия**
- **4 моль вещества хлорида натрия содержится в 1 литре раствора хлорида натрия**

# Переход от объема раствора к массе

- Объем и масса раствора связаны через ПЛОТНОСТЬ.



продолжение

$$\rho = \frac{m_{p-pa}}{V_{p-pa}}$$

$$m_{p-pa} = V_{p-pa} \times \rho_{p-pa}$$

# Вещества

```
graph TD; A([Вещества]) --> B[Электролиты]; A --> C[Неэлектролиты];
```

## Электролиты

**Вещества, водные растворы которых или расплавы проводят электрический ток.**

**Химическая связь ионная или сильнополярная.**

## Неэлектролиты

**Вещества, непроводящие электрический ток в растворах или расплавах.**

**Химическая связь КНП или слабополярная**

# *Теория электролитической диссоциации*

*Электролитическая диссоциации* – процесс распада электролита на ионы в растворе или в расплаве.

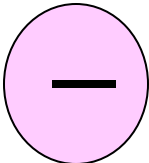
Теория электролитической диссоциации (ТЭД) обоснована в 1887 г шведским ученым С. Арениусом.

# ***Основные положения ТЭД***

- 1. Электролиты при растворении в воде или в расплаве распадаются на ионы. Ионы – это атом или группа атомов, имеющие положительный заряд (КАТИОН) или отрицательный заряд (АНИОН)**
- 2. Ионы отличаются от нейтральных атомов электронным строением и свойствами.**

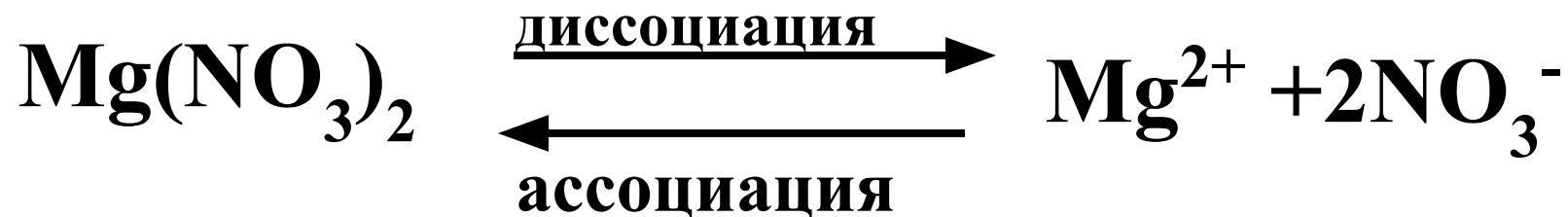
**3. В растворе и расплаве ионы движутся хаотически.**

**При пропускании электрического тока катионы  движутся к катоду,**

**а анионы  к аноду**

**(катод заряжен отрицательно, анод положительно в отличии от гальванического элемента)**

**4. Диссоциация процесс обратимый. Одновременно протекают распад молекул на ионы (диссоциация) и соединение ионов в молекулы (ассоциация или моляризация).**



**5. Общая сумма зарядов катионов равна общей сумме зарядов анионов и противоположна по знаку.**

# *Механизм диссоциации*

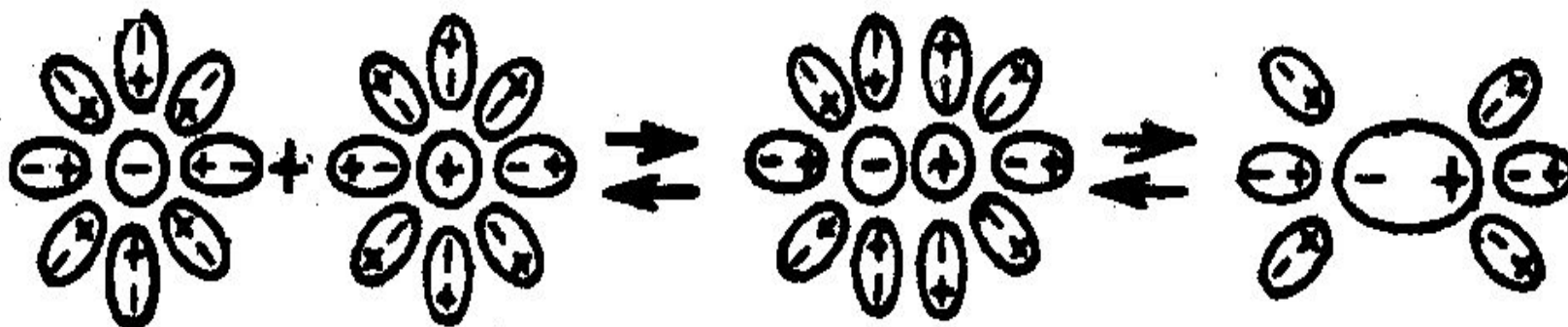


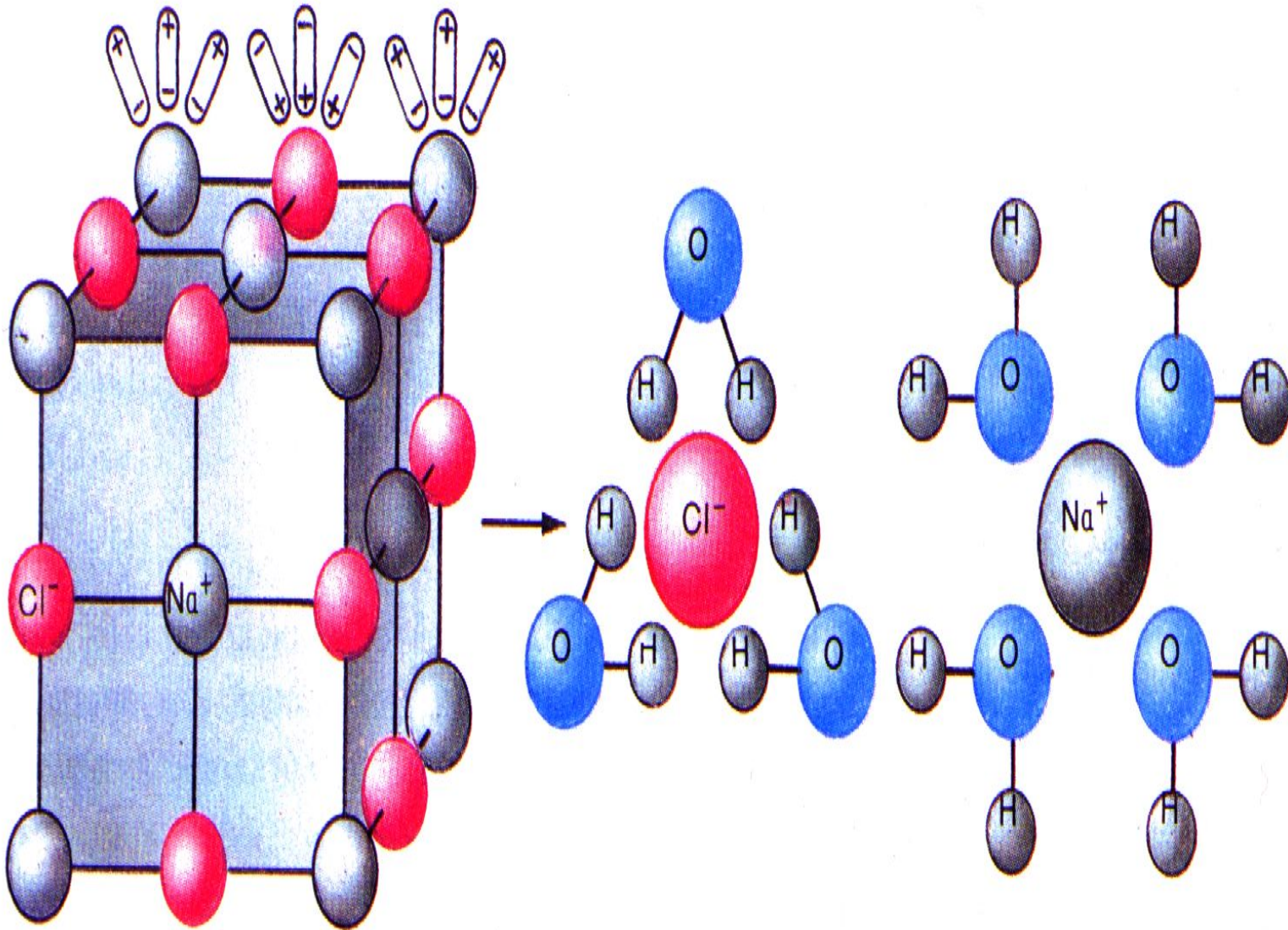
Схема взаимодействия полярной молекулы растворяемого вещества с полярными молекулами растворителя (сольватация)





# Диссоциация ионных соединений

Схема растворения кристаллической соли. Ионы натрия в растворе.



Анимация  
6.1

# ***Количественные характеристики процесса диссоциации***

- ***Степень диссоциации***,  $\alpha$  – доля молекул, распавшихся на ионы
  
- 
- ***Константа диссоциации***  $K_d$  – константа равновесия процесса диссоциации

# Степень электролитической диссоциации

$$\alpha = (N_{\text{дисс}} / N_{\text{общ.}}) \times 100$$

$\alpha > 30\%$  - сильные электролиты

$3\% < \alpha < 30\%$  - электролиты  
средней силы

$\alpha < 3\%$  - слабые электролиты

# Константа диссоциации

- Обозначение  $K_d$
- $K_d$ -константа равновесия процесса диссоциации.
- Чем больше  $K_d$ , тем глубже протекает диссоциация

# *Равновесные концентрации в растворе слабого электролита*



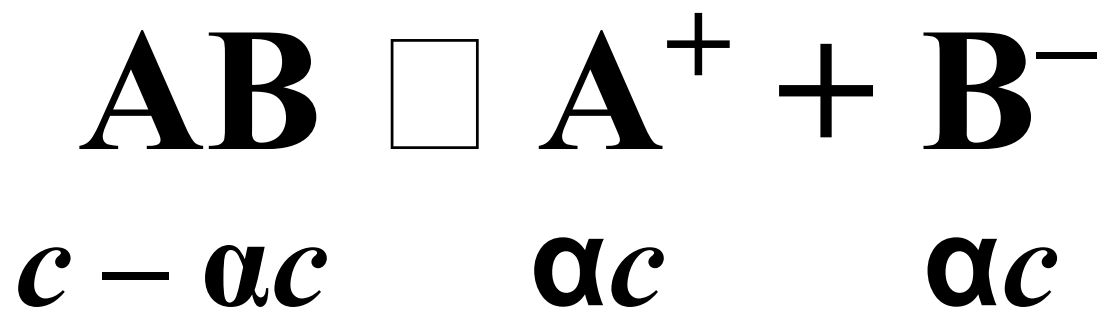
- $C$  – молярная концентрации  
электролита  $AB$

$\alpha$  – степень диссоциации



$$(C - \alpha \times C)$$

**-количество электролита АВ,  
оставшегося к моменту  
равновесия  
недиссоциированным**



$$K_{\text{д}} = \frac{[\mathbf{A}^+] \times [\mathbf{B}^-]}{[\mathbf{AB}]} = \frac{\alpha^2 \times c^2}{c - \alpha c}$$

# *Закон разбавления Оствальда*

$$K_{\text{д}} = \frac{a^2 \times c^2}{c \times (1 - a)} = \frac{a^2 \times c}{1 - a}$$



Для слабых электролитов  $\alpha \ll 1$

$$K_{\text{д}} = \alpha^2 \times c$$

$$\alpha = \sqrt{\frac{K_{\text{д}}}{c}}$$

# Факторы, влияющие на процесс диссоциации

- 1. Влияние концентрации электролита

$$\alpha = \sqrt{\frac{K_d}{C}}$$

- закон разбавления  
Освальда

;

## ***2. Влияние температуры на процесс диссоциации***

- **Процесс диссоциации – эндотермический. Поэтому с *повышением температуры степень диссоциации возрастает***

## ***3. Влияние природы растворителя на процесс диссоциации***

- ***Чем выше дипольный момент у молекул растворителя, тем легче идет в нем процесс диссоциации растворенного вещества.***

## ***4. Влияние природы вещества на процесс его диссоциации***

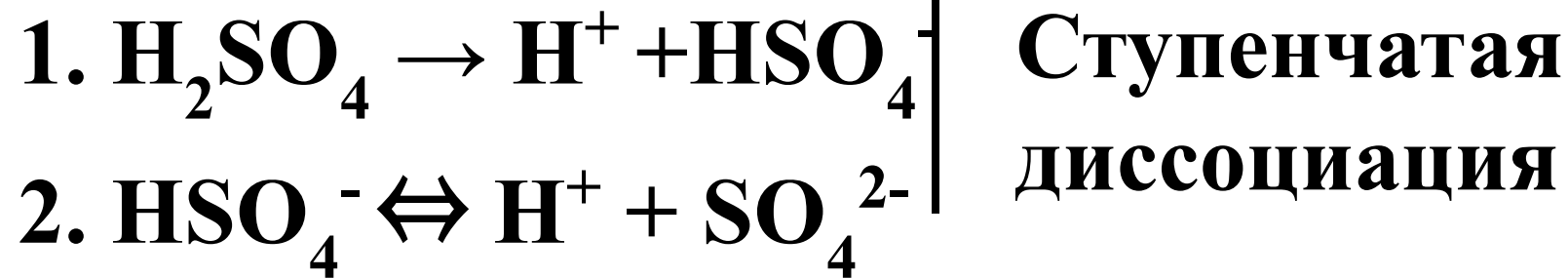
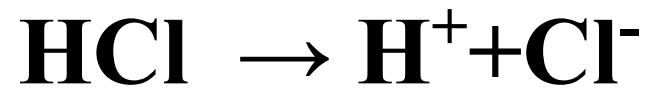
- **Чем выше полярность связи, тем легче вещество диссоциирует по этой связи.**
- **По Аррениусу природа химического вещества определяется характером его диссоциации.**

# Кислоты, основания, соли с позиций ТЭД

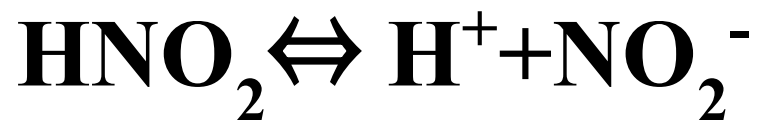
***Кислоты*** – это электролиты, которые при диссоциации образуют один вид катионов – катионы водорода  $H^+$ .

# *Условная запись уравнений диссоциации кислот*

## **Диссоциация сильных кислот**



# *Диссоциация слабых кислот и кислот средней силы*



$$K_d = [\text{H}^+] \times [\text{NO}_2^-] / [\text{HNO}_2]$$

# Ступенчатая диссоциация слабой кислоты



$$K_{\partial 1} = \frac{[\text{H}^+] \times [\text{HS}^-]}{[\text{H}_2\text{S}]}$$



$$K_{\partial 2} = \frac{[\text{H}^+] \times [\text{S}^{2-}]}{[\text{HS}^-]}$$

Суммарное уравнение диссоциации



$$K_{\partial} = \frac{[\text{H}^+]^2 \times [\text{S}^{2-}]}{[\text{H}_2\text{S}]}$$

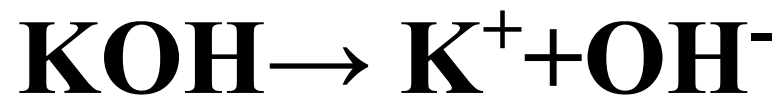
**Суммарная  $K_{\partial}$**

$$K_{\partial} = K_{\partial 1} \times K_{\partial 2}$$



**Основания** – это электролиты,  
которые при диссоциации  
образуют один вид анионов –  
гидроксид-ионы  $\text{OH}^-$

*Диссоциация сильного основания*



*Диссоциация слабых оснований и  
оснований средней силы*



$$K_d = [\text{NH}_4^+] \times [\text{OH}^-] / [\text{NH}_4\text{OH}]$$

# *Ступенчатая диссоциация слабого основания*



$$K_{\partial_1} = [\text{FeOH}^+] \times [\text{OH}^-] / [\text{Fe}(\text{OH})_2]$$

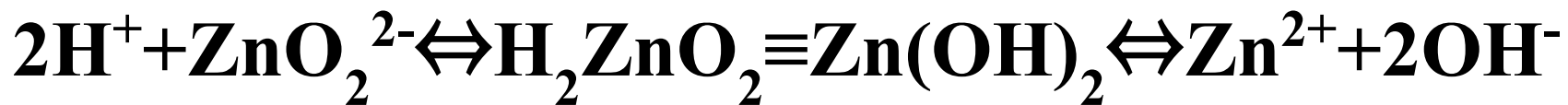
---



$$K_{\partial_2} = [\text{Fe}^{2+}] \times [\text{OH}^-] / [\text{Fe}(\text{OH})^+]$$

# Амфотерные гидроксиды

-это слабые электролиты, которые при диссоциации образуют одновременно катионы водорода  $\text{H}^+$  и гидроксид—анионы  $\text{OH}^-$ , т.е. диссоциируют по типу кислоты и по типу основания



По типу  
кислоты

(в растворе)

По типу  
основания



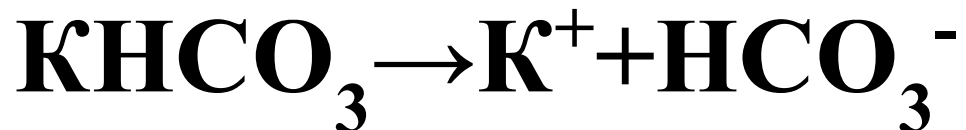
осадок

## *Нормальные соли –*

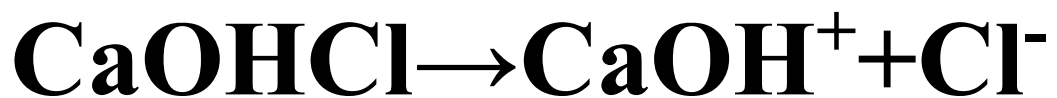
**электролиты, образующие при диссоциации катионы металла и анионы кислотного остатка**



***Кислые соли*** – электролиты,  
которые диссоциируют на катионы  
металла и сложный анион в состав  
которого входят катионы водорода и  
кислотный остаток

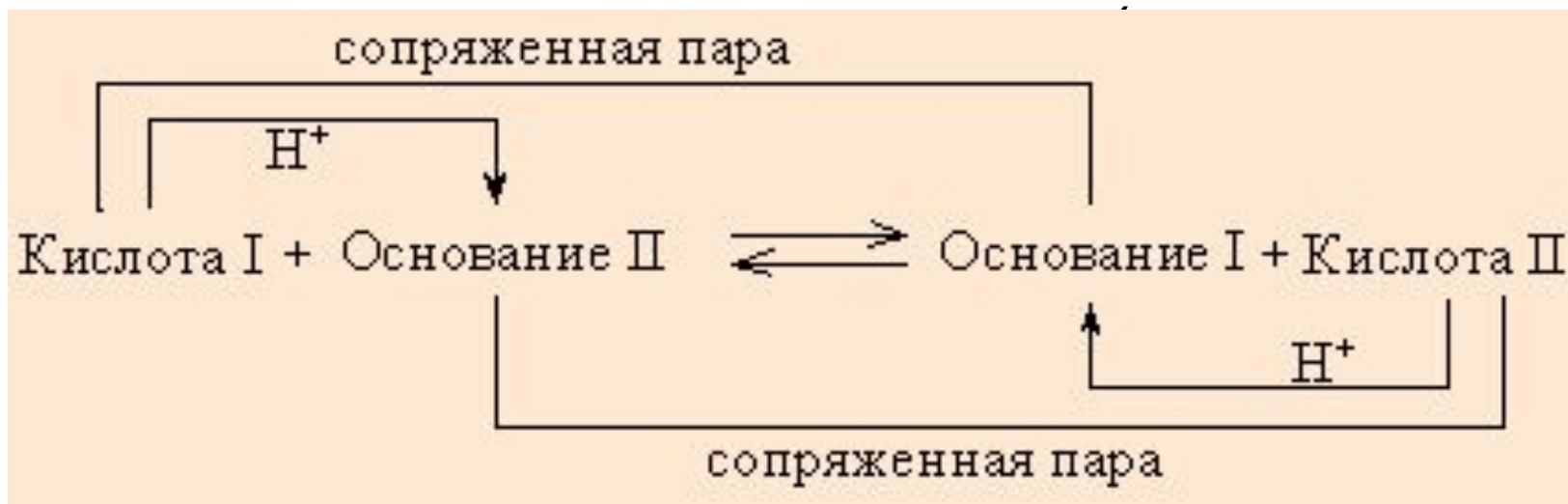


***Основные соли*** – электролиты,  
которые диссоциируют на анионы  
кислотного остатка и сложные  
катионы, состоящие из атома металла  
и гидроксогрупп



# Представление о теории кислот и оснований Бренстеда-Лоури

- **Кислота** – это вещество, стремящееся отдать протоны (донор протонов), а **основание** – это вещество,

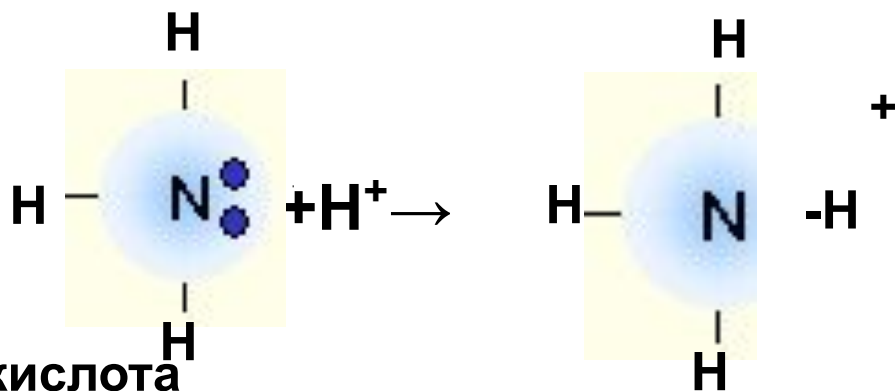


- $\text{HCl} \rightleftharpoons \text{Cl}^- + \text{H}^+$        $\text{HCN} \rightleftharpoons \text{CN}^- + \text{H}^+$
- HCl и HCN – кислоты
- $\text{Cl}^-$  и  $\text{CN}^-$  - сопряженные им основания



# Представление о теории кислот и оснований Льюиса

- **Кислота** – это акцептор пары электронов, имеющий подходящую свободную орбиталь, а **основание** – это донор электронов, имеющий неподеленную пару электронов



- $\text{H}^+$  - кислота
- $\text{NH}_3$  - основание

**Реакции обмена между растворами**  
**сильных электролитов**  
**необратимы,**

**если в результате образуются**

- а) осадок**
- б) выделяется газ**
- д) образуется слабый электролит**

# *Реакции в растворах электролитов*

- 1. Записать молекулярное уравнение.**
- 2. Проверить по таблице растворимости образование осадка, отметить ▼**
- 3. Если образуется газ, отметить ▲**
- 4. Подчеркнуть слабые электролиты.**
- 5. Записать полное ионное уравнение. Сильные электролиты записать в ионном виде, слабые в молекулярном.**

**6. Подчеркнуть одноименные ионы и составить краткое ионное уравнение реакции.**

**Ионные реакции реакции протекающие между ионами.**

***К сильным электролитам  
относятся***

**• Кислоты:**

**HCl, HBr, HI,**

**HNO<sub>3</sub>, H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>**

# **Основания:**

**гидроксиды щелочных**

**Li, Na, K, Rb, Cs**

**щелочноземельных**

**Ca, Sr, Ba**

**металлов**

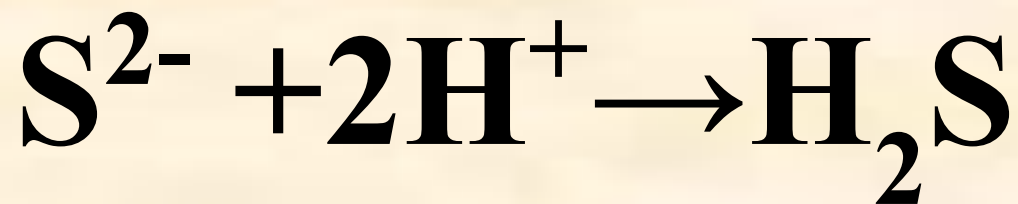
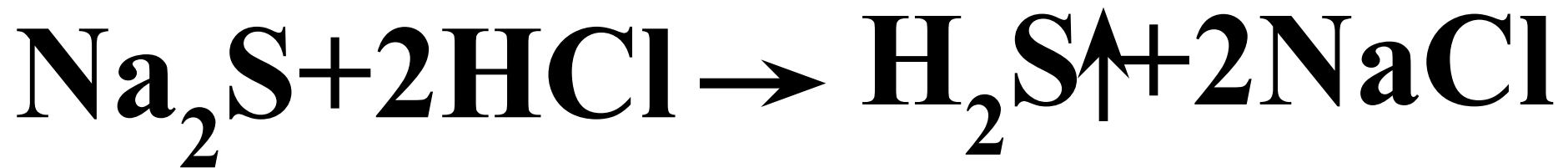
# **Соли**

- все растворимые**  
**(таблица растворимости)**

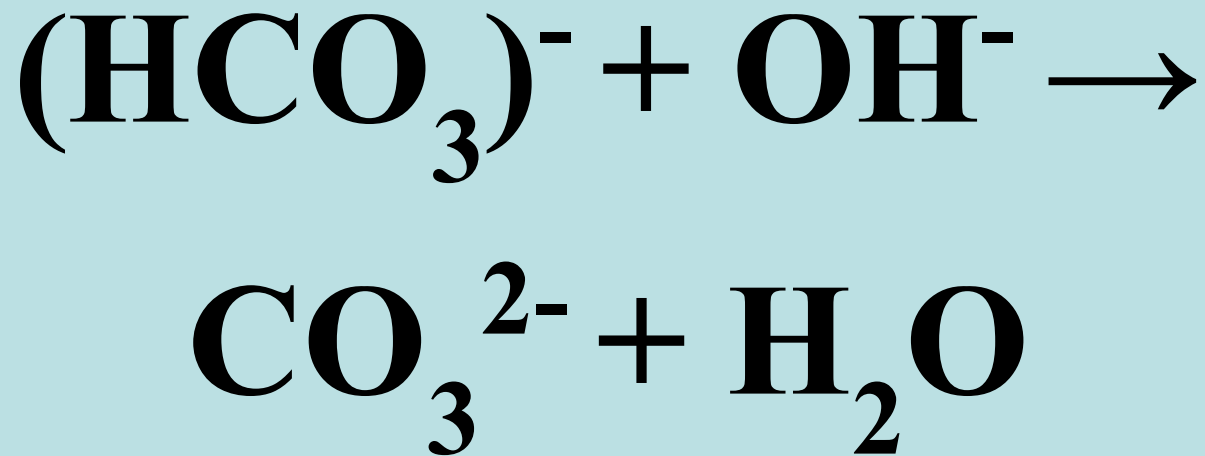
# *Пример*

- Запишите молекулярные и ионные уравнения реакций, протекающих между растворами:
- а) сульфидом натрия и соляной кислотой





**б) гидрокарбоната натрия и  
гидроксида натрия**



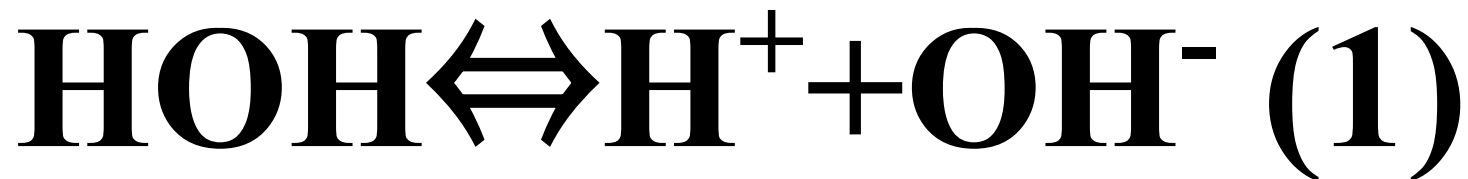
# *Диссоциация воды.*

- **Вода слабый электролит.**
- **Уравнение диссоциации  
ВОДЫ:**



# *Диссоциация воды.*

- **Вода слабый электролит.**
- **Уравнение диссоциации  
ВОДЫ:**



продолжение

$$K_d = \frac{[H^+] \times [OH^-]}{[HOH]}$$

• Величина  $K_d$  и  
концентрация воды  
являются постоянными

Следовательно

•  $K_d \times [HON] = K_v.$

# *Ионное произведение воды*

- $K_w = [H^+] \times [OH^-] \quad (3)$

- ***K<sub>w</sub>*** величина постоянная при данной температуре и не зависит от изменения концентраций ионов водорода и ионов гидроксила.

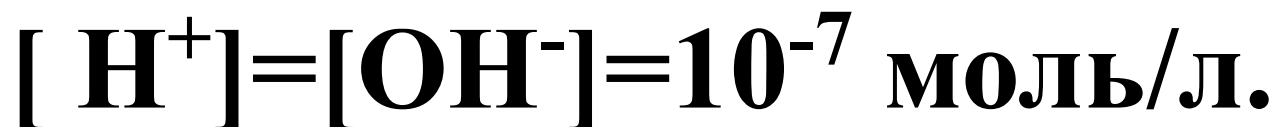


• При  $25^{\circ}\text{C}$   $K_w=10^{-14}$

•  $[\text{H}^+] \times [\text{OH}^-] = 10^{-14}$  (4)

# *Характер среды в водных растворах*

- В чистой воде



- Растворы в которых

$[ \text{H}^+ ] = [ \text{OH}^- ]$  называются  
нейтральными,

- $[H^+] > [OH^-]$  кислая среда;
- $[H^+] < [OH^-]$  – щелочная среда.

# *Расчет* [H<sup>+</sup>] и [OH<sup>-</sup>]

$$[\text{H}^+] = 10^{-14} / [\text{OH}^-]$$

$$[\text{OH}^-] = 10^{-14} / [\text{H}^+]$$

# *Водородный показатель*

**во избежании неудобств,  
связанных с применением чисел в  
отрицательной степени  
концентрацию ионов водорода  
принято выражать через  
водородный показатель и  
обозначать рН.**

# Водородным показателем

называется отрицательный  
логарифм концентрации ионов  
водорода

$$\text{pH} = -\lg[\text{H}^+]$$

$$[\text{H}^+] = 10^{-\text{pH}}$$

**Понятие введено датским химиком С  
Серенсеном в 1909 году.**

**р (от датского potenz) – математическая  
степень**

**H – символ водорода**

# Значения pH некоторых растворов



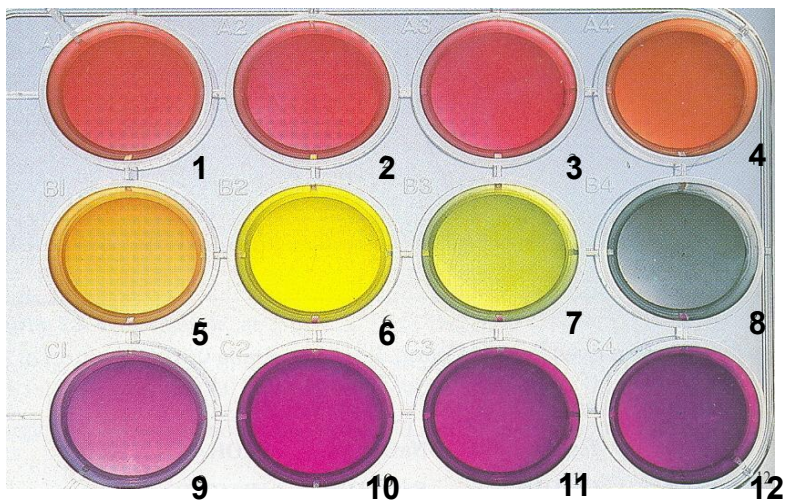


# Способы измерения значения pH раствора

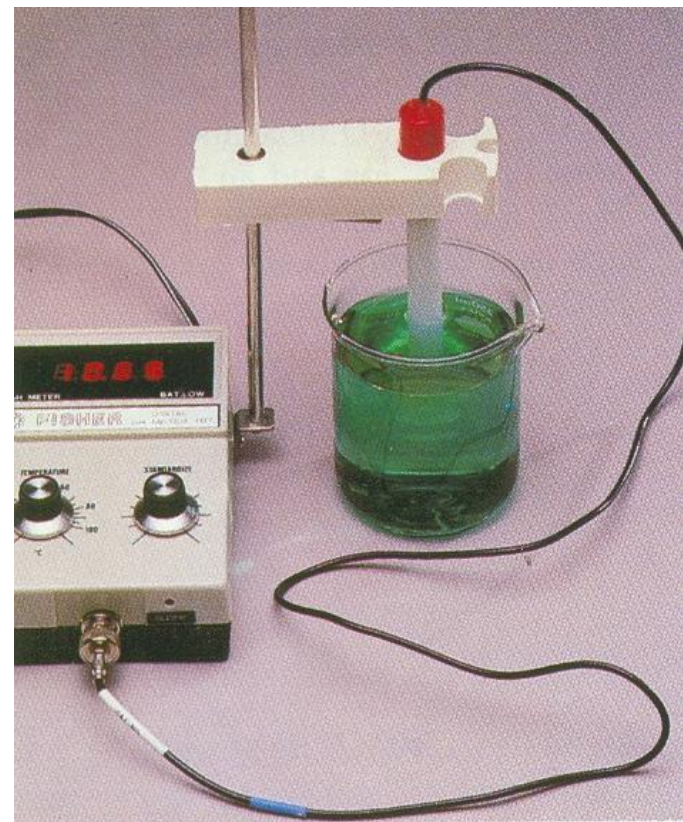
- При помощи **индикаторов**, веществ, изменяющих цвет в присутствии ионов  $H^+$  и/или  $OH^-$ : **индивидуальных**

Среда	метилоранж	лакмус	фенолфталеин
кислая	красный	красный	бесцветный
нейтральная	оранжевый	лиловый	бесцветный
основная	желтый	синий	малиновый

или **универсальных**



- При помощи **pH-метра**



# *Гидролиз*

**Буквально означает разложение  
соли водой («гидро» – вода,  
«лизис» - разложение)**

*Гидролизом соли*  
называется взаимодействие  
ионов соли с водой, в  
результате которого  
образуются слабые  
электролиты.



$$[\text{H}^+] = [\text{OH}^-] = 10^{-7} \text{ моль/л}$$

Среда нейтральная

**В реакции гидролиза  
участвуют 1 моль воды и 1  
«слабый ион»**

продолжение

**Соль рассматривается как  
продукт взаимодействия  
основания и кислоты.**

- **Реакция гидролиза – реакция обратная реакции нейтрализации.**
- **Протекает с поглощением теплоты**

# *Типы гидролиза*

1

**Гидролиз соли образованной слабой кислотой и сильным основанием (гидролиз по аниону).**

**$\text{pH} > 7$**

**При обычных условиях протекает по первой ступени ( не до конца)**

# Продукты

**сильное основание и слабая  
кислота**

**(однозарядный анион)**

**или кислая соль  
(многозарядный анион)**



**2**

**Соль образована сильной кислотой и слабым основанием (гидролиз по катиону)  
 $\text{pH} < 7$ .**

**При обычных условиях протекает по первой ступени (не до конца)**

# **Продукты**

**сильная кислота и слабое  
основание**

**(катион однозарядный)**

**или основная соль**

**(катион многозарядный)**

**3**

**Гидролиз соли образованной слабой кислотой и слабым основанием (гидролиз по аниону и по катиону)**

**$\text{pH} \approx 7$  (слабокислая или слабощелочная).**

**Гидролиз таких солей во многих случаях протекает до конца до образования слабой кислоты и слабого основания.**

**4**

**Гидролиз солей образованных сильной кислотой и сильным основанием не протекает, т.к. невозможно образование какого-либо слабого электролита кроме воды .**

**$\text{pH}=7$  среда нейтральная.**

# *Правила составления уравнений гидролиза*

- 1. Определить какой кислотой и каким основанием образована соль.**
- 2. Предварительно оценить характер среды. Характер среды в растворе соли определяет «сильный ион»**

- **3. Подчеркнуть слабый ион**
- **4. Составить краткое ионное уравнение гидролиза. Записать уравнение реакции *1 моль воды и одного «слабого иона»***

**5. Закончить молекулярное уравнение гидролиза. Для этого полученные в результате гидролиза ионы дополнить ионами не участвовавшими в реакции гидролиза.**

**6. Проверить количество всех ионов слева и справа. При необходимости расставить коэффициенты**



**Гидролиз – процесс обратимый (равновесный).  
Такое равновесное состояние характеризуется  
константой гидролиза.**

**Равновесие гидролиза можно смещать.**

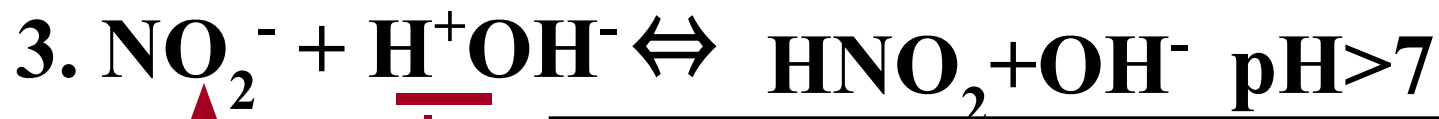
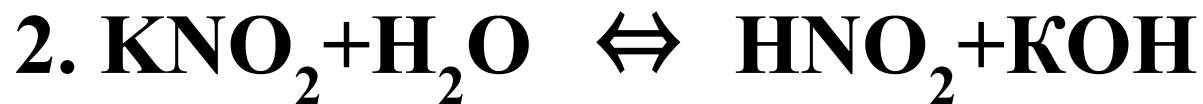
**Гидролиз процесс эндотермический. Поэтому  
при нагревании усиливается**

**Можно также добавлять кислоту или щелочь.**

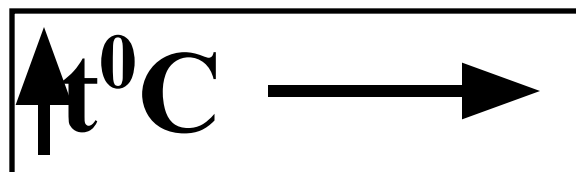
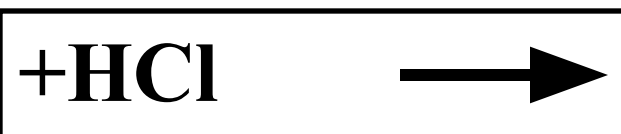
# *Примеры*

- 1. Определите характер среды в растворе нитрита калия.**
- 2. Запишите уравнение гидролиза. Укажите значение рН.**
- 3. Запишите выражение константы гидролиза.**
- 4. Определите как повлияет на протекание гидролиза нагревание, добавление щелочи, кислоты**

1. Формула соли .  $KNO_2$  Соль образована **сильным основанием  $KOH$**  и слабой кислотой  $HNO_2$ . Реакция среды - щелочная



$$K_2 = \frac{[HNO_2] \times [OH^-]}{[NO_2^-]}$$





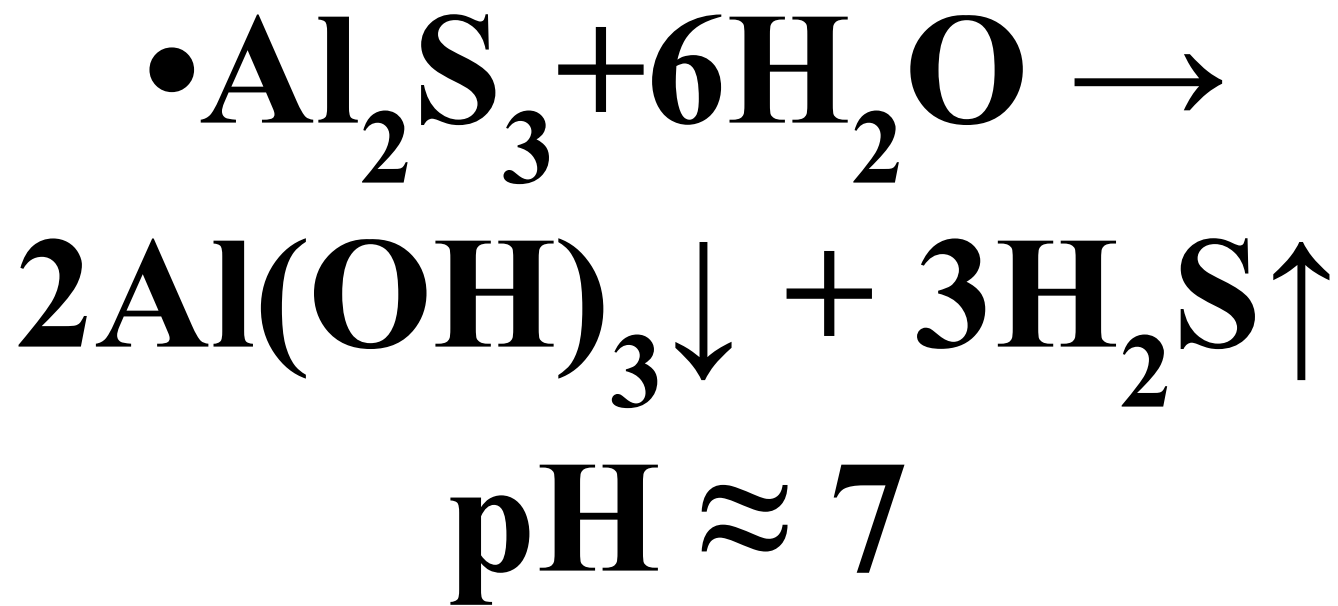
Соль образована **сильным основанием** и **слабой кислотой**.

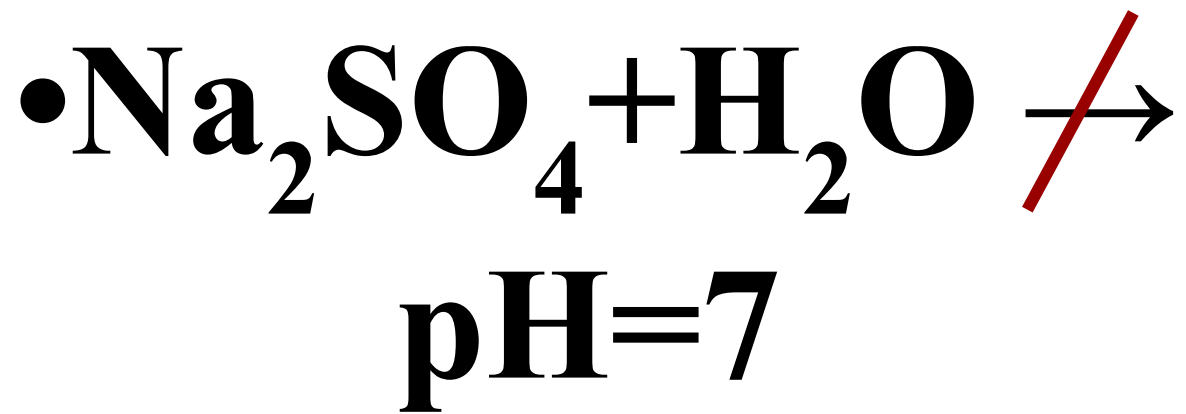
**Среда щелочная. Гидролиз по аниону.**



- $\text{NH}_4\text{Cl} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{NH}_4\text{OH} + \text{HCl}$
- Соль образована слабым основанием и сильной кислотой.  
Гидролиз по катиону. Среда кислая.
- $\text{NH}_4^+ + \text{HON} \rightleftharpoons \text{NH}_4\text{OH} + \text{H}^+ \quad \text{pH} < 7$

## *Полный гидролиз*





**Гидролиз не идет**

# *Степень гидролиза*

**Количественная характеристика  
степень гидролиза –  $h$ .**

$$h = \frac{n}{N} \times 100\%$$



**$n$**  – число молекул соли подвергшихся гидролизу

**$N$**  – общее число растворенных молекул

$$h(\text{NH}_4\text{Cl})=0,01\%;$$

$$h(\text{KCN})=3,7\%$$

$$h(\text{NH}_4)_2\text{S}=99\%$$

# ***Константа гидролиза***

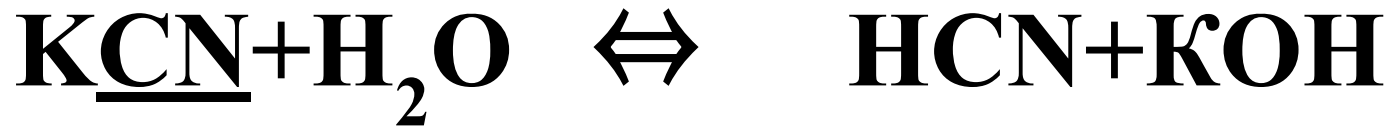
- **Постоянная величина, характеризующая глубину протекания гидролиза.**
- **Обозначение  $K_g$ .**
- **Чем больше величина  $K_g$ , тем глубже протекает процесс гидролиза**

***Константа гидролиза и  
степень гидролиза***

•  $K_2 = h^2 c$

•  $h = \sqrt{K_2 / c}$

# Гидролиз KCN.



$$K_2 = \frac{[\text{HCN}] \times [\text{OH}^-]}{[\text{CN}^-]}$$

- **Константа гидролиза равна отношению произведения концентрация ионов, образовавшихся в результате гидролиза к концентрации «слабого иона».**
- **Вода в выражение константы гидролиза не входит.**

# ***$K_2$ не приводится в таблицах***

- Для расчета  $K_2$  домножим числитель и знаменатель дроби на одну и ту же величину  $[H^+]$

---

$$K_2 = \frac{[HCN] \times [OH^-] \times [H^+]}{[CN^-] \times [H^+]}$$

---

# *Расчет $K_2$*

- $K_2 = K_v / K_d$

- $K_v = 10^{-14}$  – ионное произведение  
ВОДЫ

- $K_d$  – константа диссоциации  
слабого электролита (кислоты  
или основания, образующих соль)  
по последней ступени

# $K_2(\text{KCN})$

- $K_2 = 10^{-14} / K_{\text{a}}(\text{HCN})$

- $K_{\text{a}}(\text{HCN}) = 7,9 \times 10^{-10}$

- $K_2 = 10^{-14} / 7,9 \times 10^{-10} =$

$$10 \times 10^{-15} / 7,9 \times 10^{-10} = 1,27 \times 10^{-5}$$



# *Буферные растворы*

**В ряде технологических процессов и лабораторной практике необходимо поддерживать рН постоянным. При этом рН не должен изменяться значительно при разбавлении растворов, добавления (в определенных пределах) сильных кислот или оснований.**

# *Буферным раствором* (буфером)

**называют раствор рН которого  
не претеревает значительных  
изменений при добавлении  
небольших количеств  
кислоты или основания**

# *Примеры буферных растворов*

*Слабая кислота +  
соль этой кислоты и  
сильного основания*

# *ацетатная буферная смесь*

- $\text{CH}_3\text{COOH} + \text{NaCH}_3\text{COO}$  ,
- Как правило в ЭТИХ буферных растворах устойчивое значение **pH** в пределах **4 - 7** .

***Слабое основание + соль этого основания и сильной кислоты***

**Например аммиачный буфер –  
 $\text{NH}_3 \times \text{H}_2\text{O} + \text{NH}_4\text{Cl}$ .**

**Для буферных растворов этого типа устойчивое значение рН в интервале 7 –10**

# *Применение буферных растворов*

- 1. При электрохимическом нанесении защитных покрытий.**
- 2. Производство красителей, фотоматериалов, кожи.**
- 3. Медицина, сельское хозяйство и т.д.**

- **Биологические и биохимические процессы и скорости их протекания, направление протекания зависят от поддержания постоянного рН.**

## нормальный рН

- крови 7,4,
- слюны 6,9,
- желудочного сока – 1,7,
- слез 7,4.

Содержащийся в крови буфер – смесь фосфата, гидрокарбоната и белков.



# ***Классификация растворов***

## **1. По содержанию растворенного вещества**

- насыщенные**
- ненасыщенные**
- пересыщенные.**

# ***Растворимость***

**Способность вещества растворяться при данной температуре в определенной порции растворителя называется растворимостью.**

**Коэффициент растворимости - максимальная масса вещества, которая может растворяться в 100 граммах воды при данной температуре**

# Растворимость вещества в воде при 20<sup>0</sup>С

**Р (>1 г вещества в 100 г Н<sub>2</sub>О)**

**Сахар 200г/100 г Н<sub>2</sub>О**

**М (10<sup>-3</sup>-1г вещества в 100 г Н<sub>2</sub>О)**

**Гипс 0,2 г/100 г Н<sub>2</sub>О**

**Н (<10<sup>-3</sup> г в 100 г Н<sub>2</sub>О )**

**AgCl - 1,5×10<sup>-4</sup> г /100 г Н<sub>2</sub>О**

**Обозначение –  $R$ .**

$$R = m_{\text{в}} / 100 \text{ г Н}_2\text{О}$$

**Размерность – г/100г воды.**

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

**Подобное растворяется в подобном.**

**В полярных растворителях лучше растворяются вещества с ионным типом связи и ковалентной полярной связью.**

**В неполярных растворителях лучше растворяются вещества с неполярной или слабополярной ковалентной связью.**

**С повышением температуры чаще всего растворимость кристаллического вещества повышается, а газов понижается.**

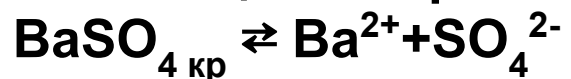
# *Насыщенный раствор*

**Насыщенный раствор** — раствор в котором растворённое вещество при данных условиях достигло максимальной концентрации и больше не растворяется.

Осадок данного вещества находится в равновесном состоянии с веществом в растворе

# Равновесие в насыщенном растворе сульфата бария

В насыщенном растворе:



$$K_{\text{пр}} = [\text{Ba}^{2+}]_{\text{р}} [\text{SO}_4^{2-}]_{\text{р}} =$$



**Произведение растворимости** - это константа равновесия процесса растворения малорастворимого электролита.

# *Ненасыщенный раствор*

**Ненасыщенный раствор** — раствор, в котором концентрация растворенного вещества меньше, чем в насыщенном растворе.

При данных условиях можно растворить еще некоторое его количество.





# *Пересыщенный раствор*

**Пересыщенный раствор** —раствор, содержащий при данных условиях больше растворённого вещества, чем в насыщенном растворе, избыток вещества легко выпадает в осадок.

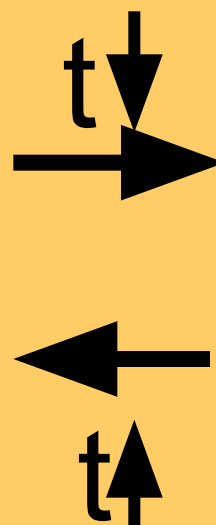
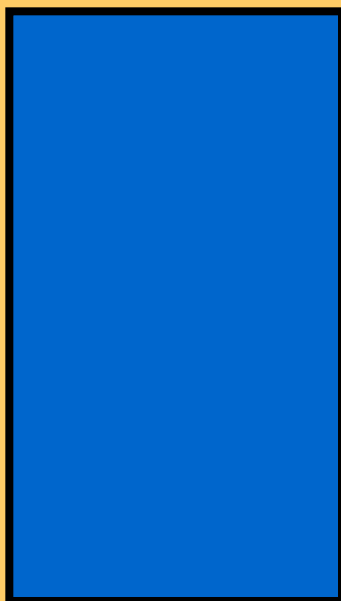
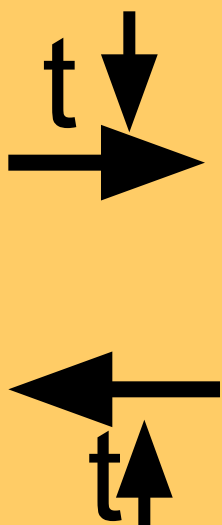
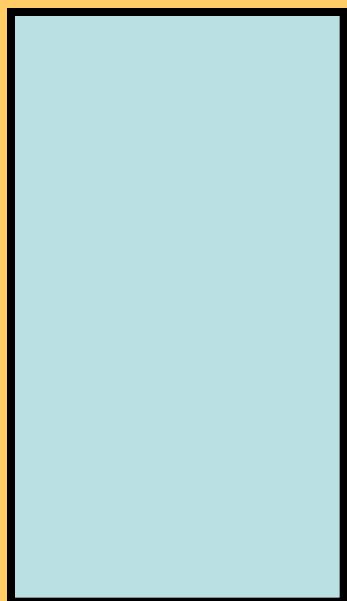
Обычно пересыщенный раствор получают охлаждением раствора, насыщенного при более высокой температуре (пересыщение)

**Пересыщенный раствор  
нестабилен и может легко  
переходить в насыщенный.  
Если резко охладить  
насыщенный раствор  
получим пересыщенный.**

Ненасыщенный

Насыщенный

Пересыщенный



# Жесткость природных вод

- Природные воды, содержащие в растворе большое количество солей кальция и магния называются **жесткими**.
- Суммарное содержание этих солей в воде называется ее **общей жесткостью**.
- Количественно жесткость выражают в ***миллимоль эквивалентов ионов кальция или магния на литр природной воды***.

$$Ж = \frac{1000m}{M^{\text{э}}V}$$

***Ж*** – жесткость природной воды, ммоль экв/л;

***m*** – масса ионов кальция и магния в пробе природной воды, г;

***V*** – объем пробы природной воды, л

**Вода**

**Жесткая**  
 **$J > 6,5$  ммоль экв/л**

**Средней жесткости**  
 **$3 < J < 6,5$  ммоль экв/л**

**Мягкая**  
 **$J < 3$  ммоль экв/л**

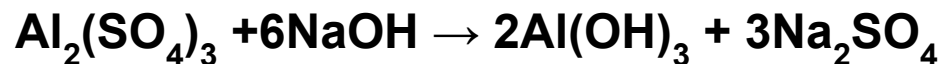
**Жесткость**

**Карбонатная (временная)**  
**(за счет присутствия**  
**гидрокарбонатов кальция и**  
**магния)**

**Некарбонатная (постоянная)**  
**(за счет присутствия хлоридов и**  
**сульфатов кальция и магния)**

# Система водоподготовки

- 1. Освобождение от грубодисперсных примесей (отстой, фильтрация)
- 2. Защелачивание (до pH 6,5-7,5). Цель – снижение коррозионной агрессивности.
- 3. Обработка сульфатом алюминия с последующим отстоем и фильтрацией. Цель – удаление мелкодисперсных примесей.



$\text{Al}(\text{OH})_3$  - творожистый осадок с большой адсорбционной способностью.

- 4. Водоумягчение
- а) для воды с временной жесткостью – кипячение:



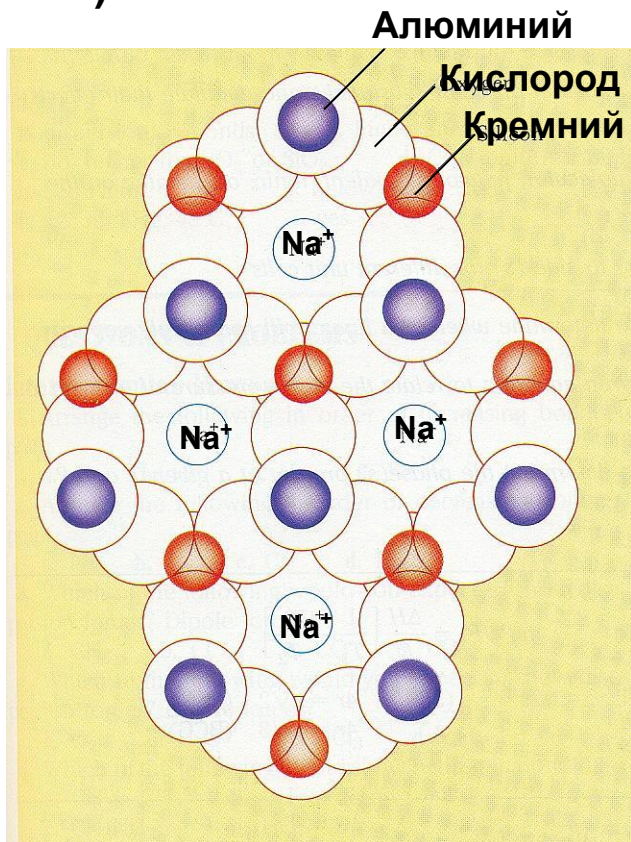
$$\text{ПР}_{\text{CaCO}_3} = 3,8 \cdot 10^{-9}$$

$$\text{ПР}_{\text{Ca}(\text{OH})_2} = 5,5 \cdot 10^{-6}$$

$$\text{ПР}_5^{\text{MgCO}_3} = 2,1 \cdot 10^{-7}$$

$$\text{ПР}_{\text{Mg}(\text{OH})_2} = 6 \cdot 10^{-10}$$

- б) для воды с постоянной жесткостью – химическая обработка воды
- $\text{CaCl}_2 + \text{Na}_2\text{CO}_3 \rightarrow \text{CaCO}_3 \downarrow + \text{NaCl}$
- $\text{MgCl}_2 + \text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Mg}(\text{OH})_2 + \text{CO}_2 + \text{NaCl}$
- в) ионный обмен



При ионном обмене ионы кальция или магния из воды обмениваются на ионы натрия из цеолита или ионообменной смолы.

Вода, прошедшая систему водоумягчения, называется химически обессоленной (ХОВ)

# *Гетерогенные системы*

**Кроме истинных растворов в природе существуют и другие смеси веществ, в которых размеры частиц не видимы невооруженным глазом, но их размеры больше, чем в истинных растворах**

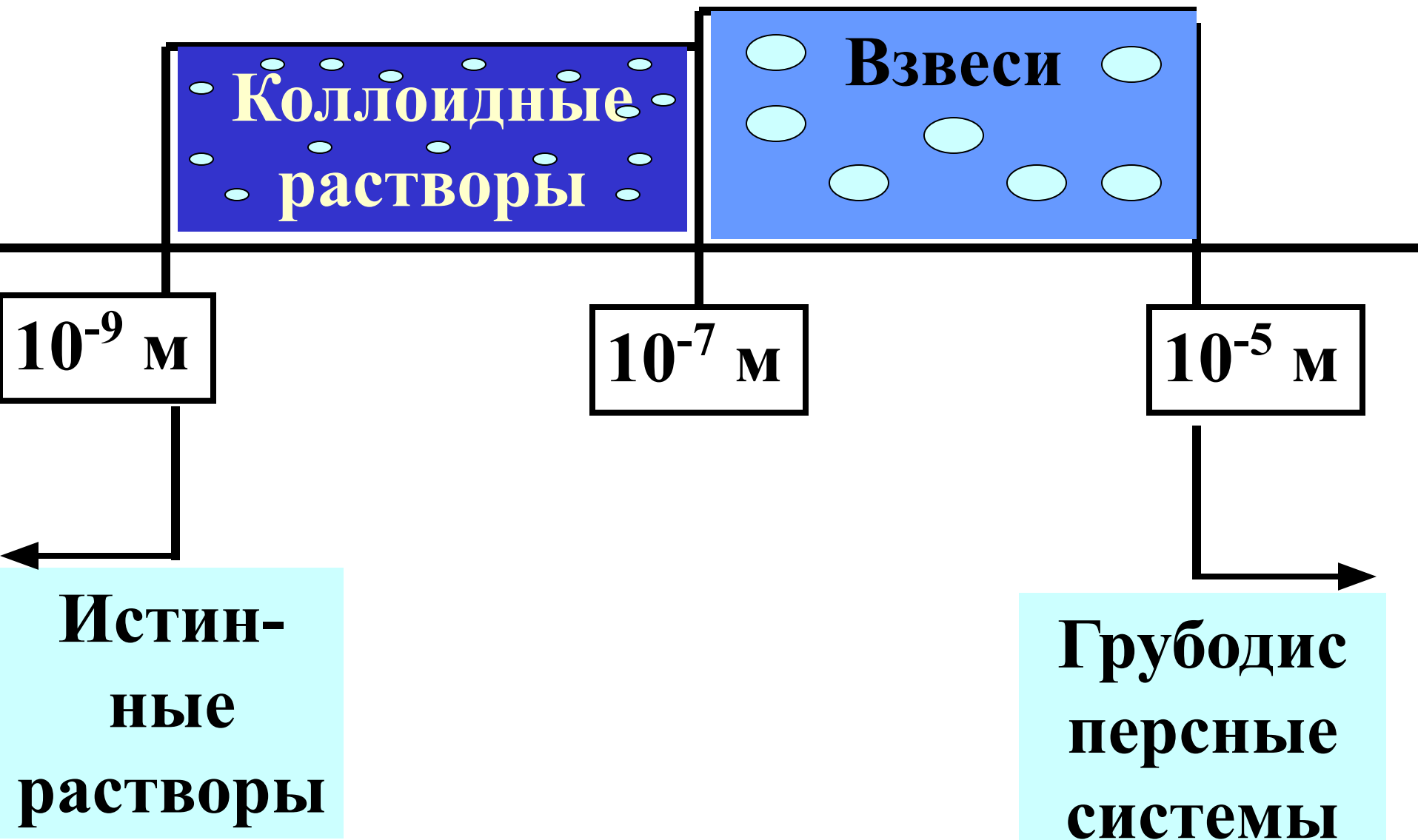
**Размер частиц более  $10^{-5}$  м. Такие системы являются гетерогенными и относятся к дисперсным системам.**



**Диспёрсная система** — это образования — это образования из двух или более числа фаз (тел), которые совершенно или практически не смешиваются и не реагируют друг с другом химически. Первое из веществ (*дисперсная фаза*) мелко распределено во втором (*дисперсионная среда*). Если фаз несколько, их можно отделить друг от друга физическим способом (центрифугировать, сепарировать и т. д.).



# Растворы и дисперсные системы

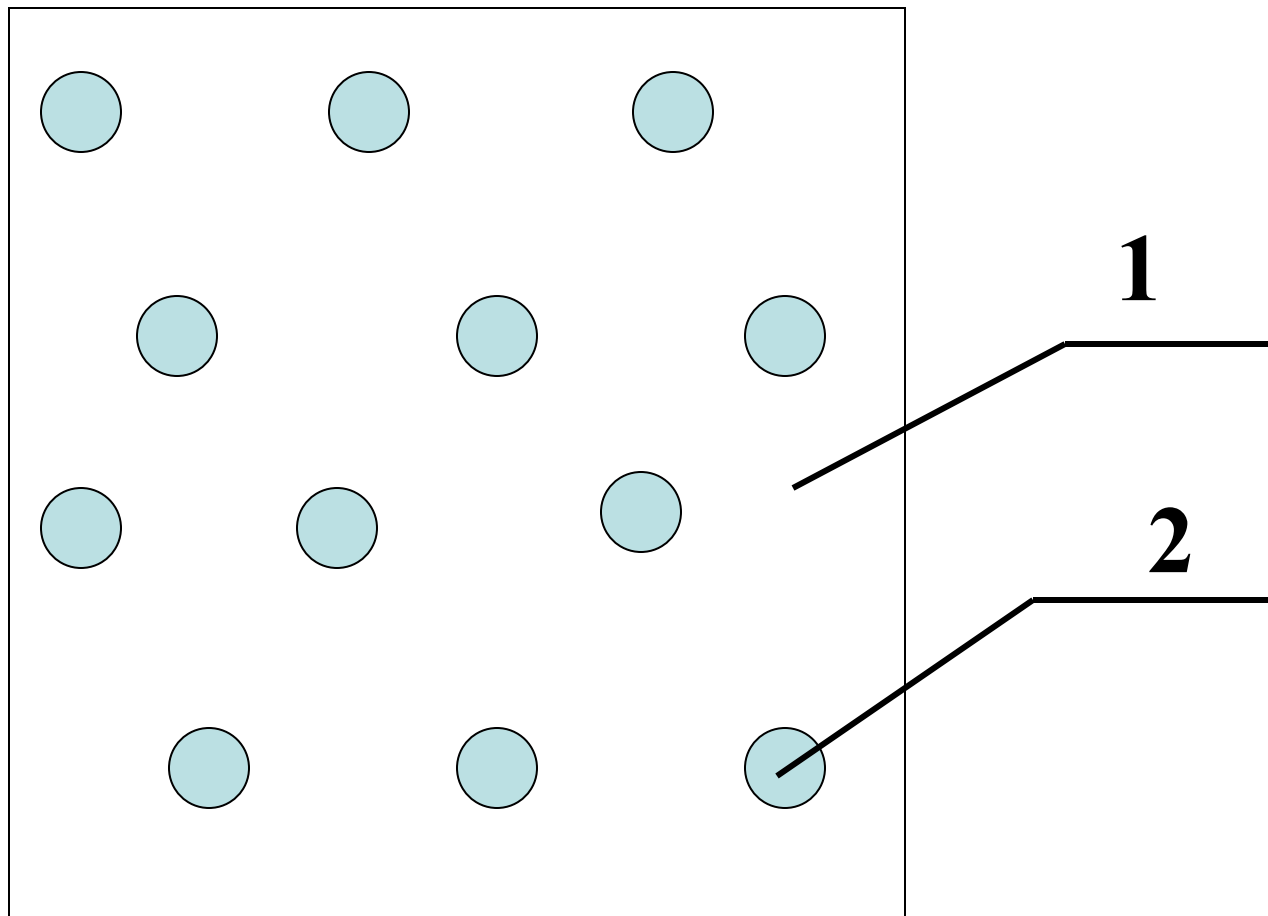


# *Дисперсные системы*

**Все дисперсные системы состоят из сплошной фазы (дисперсионная среда) и прерывистой (раздробленной) фазы (дисперсная фаза). В зависимости от размера частиц они делятся на**

- взвеси (грубодисперсные системы )**
- коллоидные системы (высокодисперсные системы)**

Рисунок



**1- дисперсионная среда**

**2 – дисперсная фаза**

***Взвеси***  
**(размер частиц  $10^{-5}$  –  $10^{-7}$  м)**

**суспензия**

**эмульсия**

**аэрозоль**

# *Суспензии*

**Дорожная грязь - частицы минералов  
алюмосиликатов (глина) в водной среде.**

**Краски, эмали, чистящие пасты,  
косметические средства**

# ***Эмульсии***

**Эмульсии представляют собой смеси состоящие из взаимно нерастворимых жидкостей. Дисперсионная среда и дисперсная фаза – жидкости. Чаще всего это системы вода/масло (масло – жидкий жир, минеральные масла).**

**Прямая эмульсия – масло в воде М/В (раздробленная фаза – масло)**

**Обратная эмульсия – В/М (раздробленная фаза – вода)**

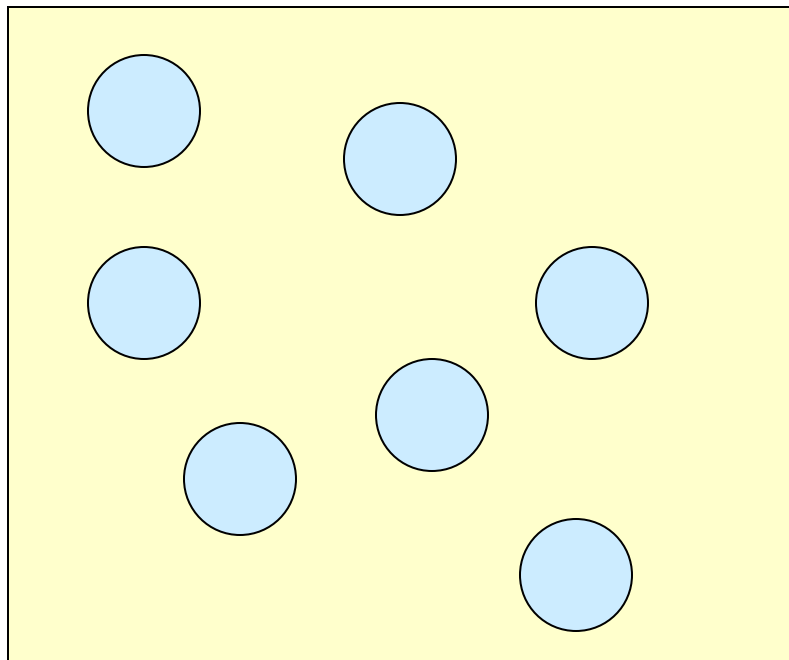


**Специфическое свойство эмульсий – образовывать системы со сферическими частицами дисперсной фазы.**

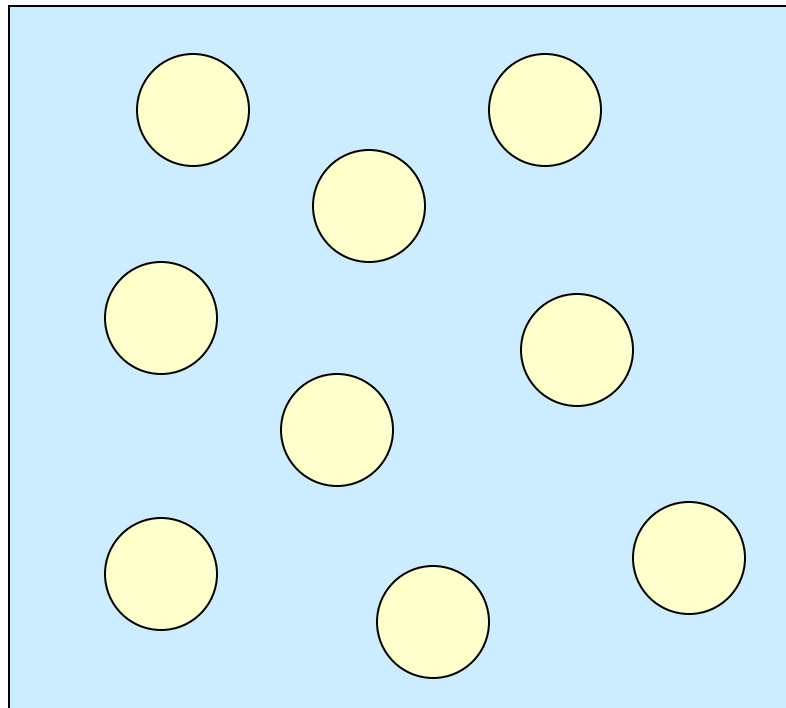
**Прямая эмульсия – молоко**

**Обратная эмульсия – нефть, маргарин**

рисунок



**Прямая М/В**



**Обратная В/М**

# *Аэрозоли*

**ЭТО ДИСПЕРСНЫЕ СИСТЕМЫ – В КОТОРЫХ ЧАСТИЦЫ ДИСПЕРСНОЙ ФАЗЫ НАХОДЯТСЯ ВО ВЗВЕШЕННОМ СОСТОЯНИИ (АЭРО – ГАЗОВАЯ ДИСПЕРСИОННАЯ СРЕДА, ЗОЛЬ – «РАЗДРОБЛЕННОСТЬ ВЕЩЕСТВА» ИЛИ ДИСПЕРСНАЯ ФАЗА).**

# *Классификация аэрозолей*

<b>Обозначение</b> Дисперсная Фаза/ Дисперсионная среда	<b>Примеры</b>
<b>Т/Г</b>	<b>Дым, пыль</b>
<b>Ж/Г</b>	<b>Туман, капли</b>
<b>Твердая и жидкая Т,Ж/Г</b>	<b>Смог</b>

# *Пены*

**Это дисперсные системы типа Г/Ж – дисперсная фаза пузырьки газа, дисперсионная среда сплои жидкости.**

**Примеры – взбитые сливки, мыльная пена**

# ***Коллоидные растворы.***

**Это растворы с размером частиц  $10^{-7}$ - $10^{-9}$  м.**

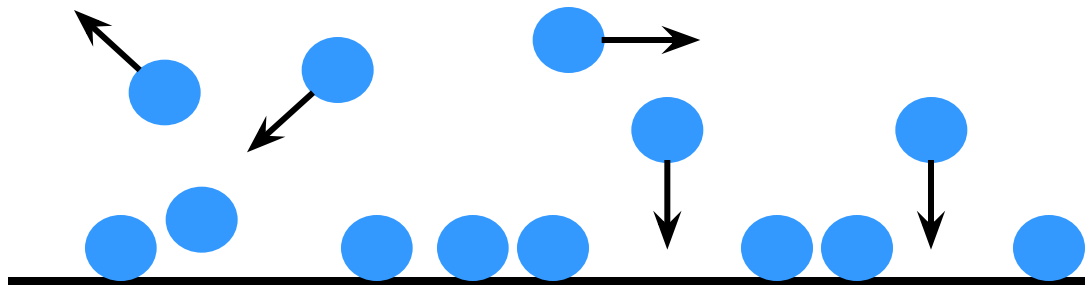
**Такой размер частиц является промежуточным между частицами в истинном растворе и взвесьях. Размеры частиц в коллоидных растворах достаточно велики, либо растворенное вещество образует скопление молекул. Примеры яичный белок или крахмал в воде.**

**Твердые коллоидные растворы – природные минералы и драгоценные камни.**

**Коллоидные частицы имеют сложное строение. Состоит из ядра, адсорбированных ионов, противоионов и растворителя.**

# *Адсорбция*

**Это поглощение вещества поверхностным слоем другого вещества в результате его самопроизвольного перехода из объема дисперсионной среды**

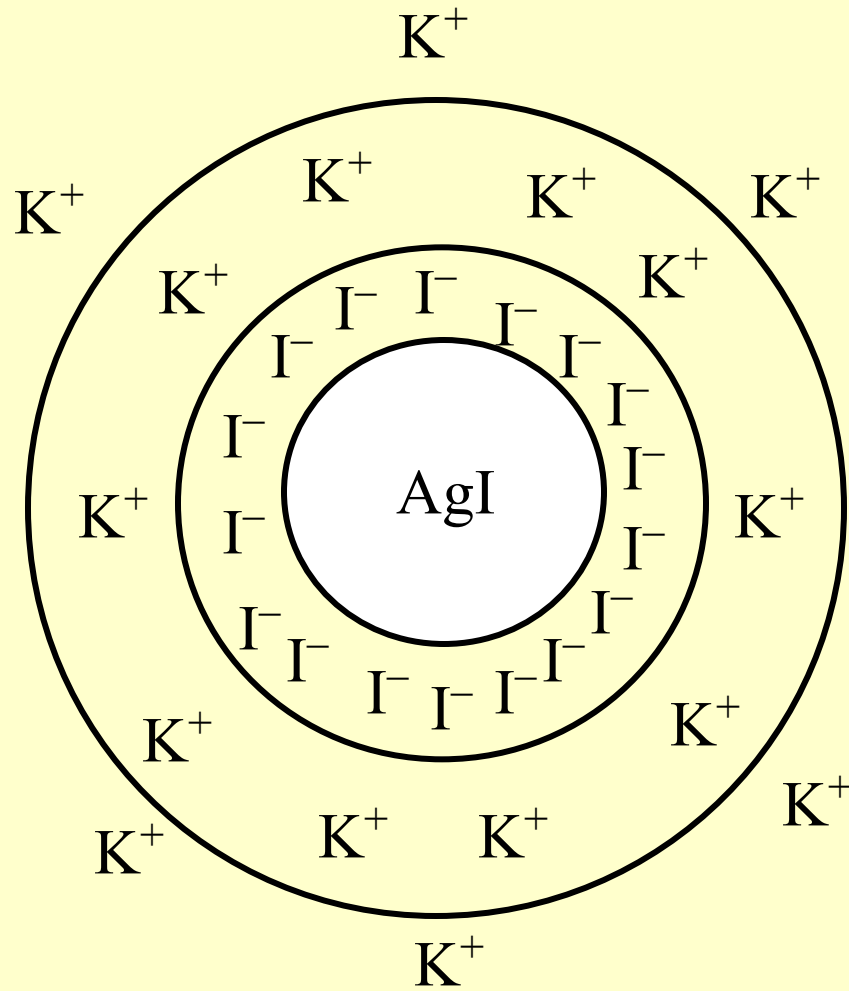




**Лиофильные (гидрофильные) коллоиды –  
растворитель взаимодействует с ядром  
частиц**

**Лиофобные (гидрофобные) коллоиды  
растворитель не взаимодействует с ядром  
частиц.**

# Коллоидная частица



**Избыток KI**

# Удаление загрязнений с помощью детергентов (моющих средств)

Модель 13.2

# Проверочная работа

**К сильным электролитам**

**относятся:**

**А) соляная кислота, гидроксид натрия,  
сероводородная кислота**

**Б) гидроксид железа (II), гидроксид меди (II),  
азотная кислота**

**В) соляная кислота, серная кислота, гидроксид  
лития.**