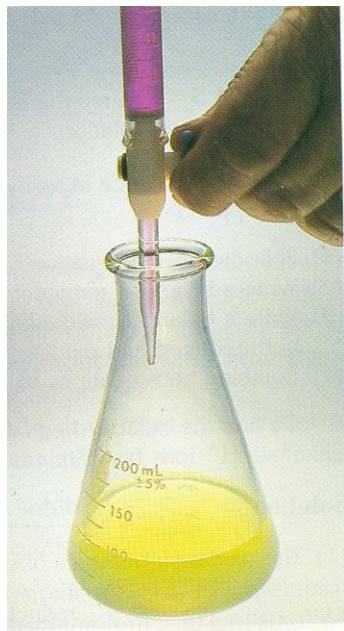


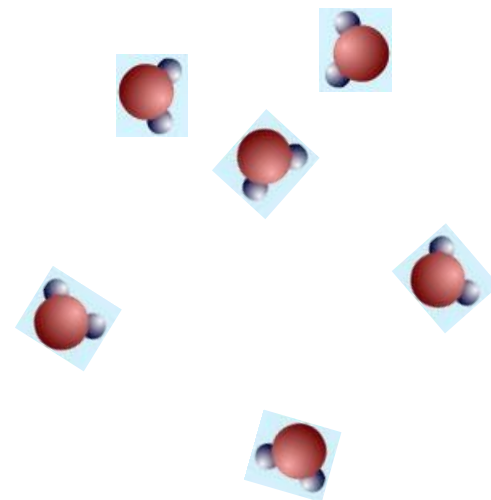
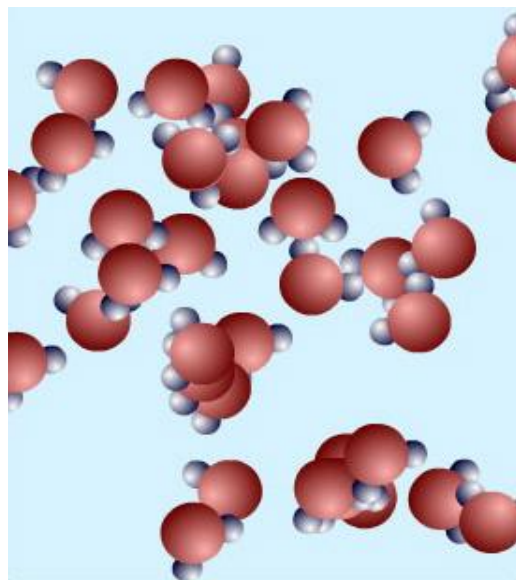
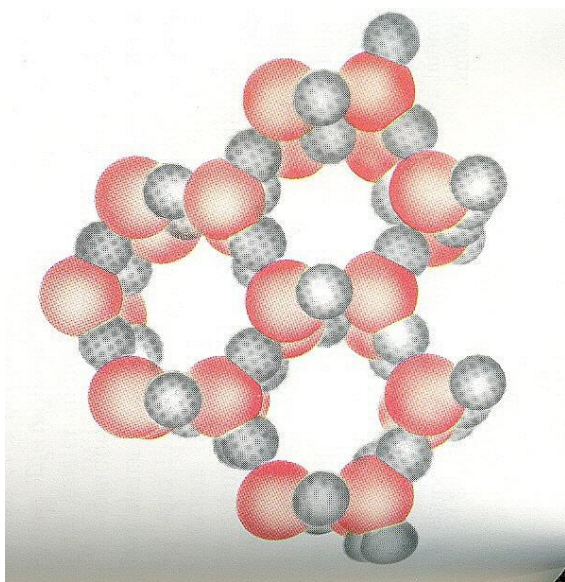
Лекция 12

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

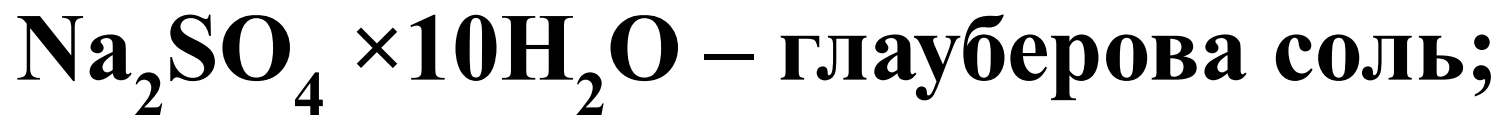
- 1. Растворение является сложным физико-химическим процессом, включающим разрушение структуры растворяемого вещества ($\Delta H_1 > 0$) и взаимодействие молекул растворителя с молекулами растворенного вещества ($\Delta H_2 < 0$)**

2. Процесс растворения может быть экзотермическим ($\Delta H < 0$), например растворение H_2SO_4 , NaOH , или эндотермическим ($\Delta H > 0$), например растворение NH_4NO_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).

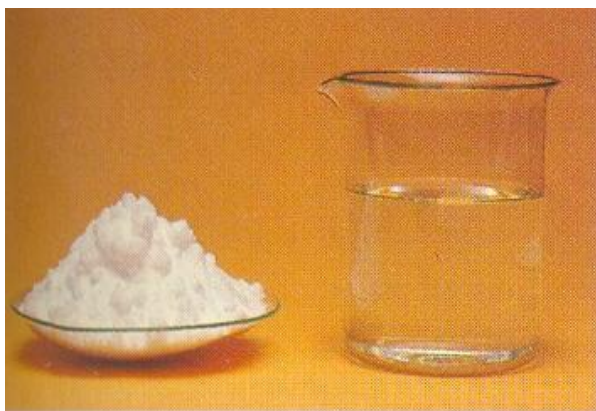
Кристаллогидраты – гидраты выделенные из водного раствора.



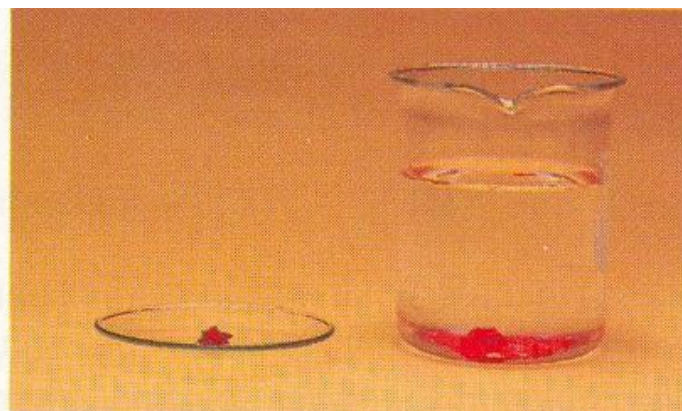
Образование гидратов иногда изменяет свойства веществ. Так безводный сульфат меди белого цвета, а кристаллогидрат – синий. Растворимость кристаллогидратов лучше, чем безводных солей.

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.



LiClO_3



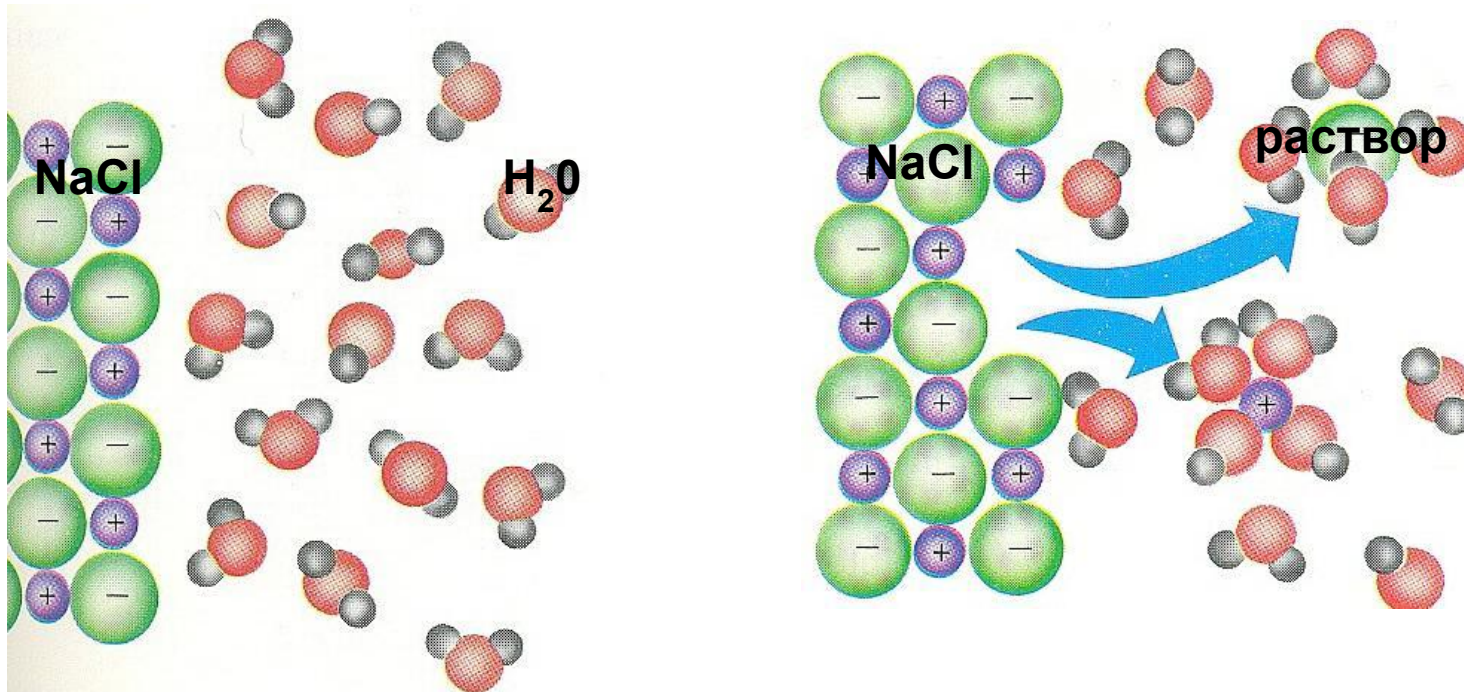
HgS

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.

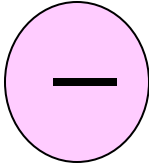
Теория электролитической диссоциации (ТЭД) обоснована в 1887 г шведским ученым С. Арениусом.

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.**

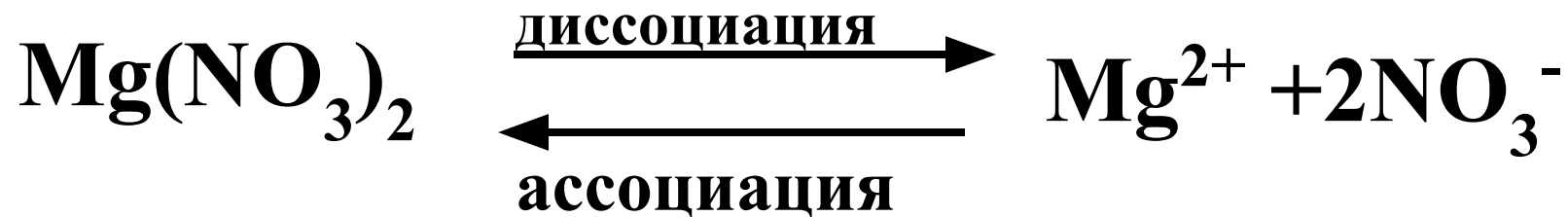
3. В растворе и расплаве ионы движутся хаотически.

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

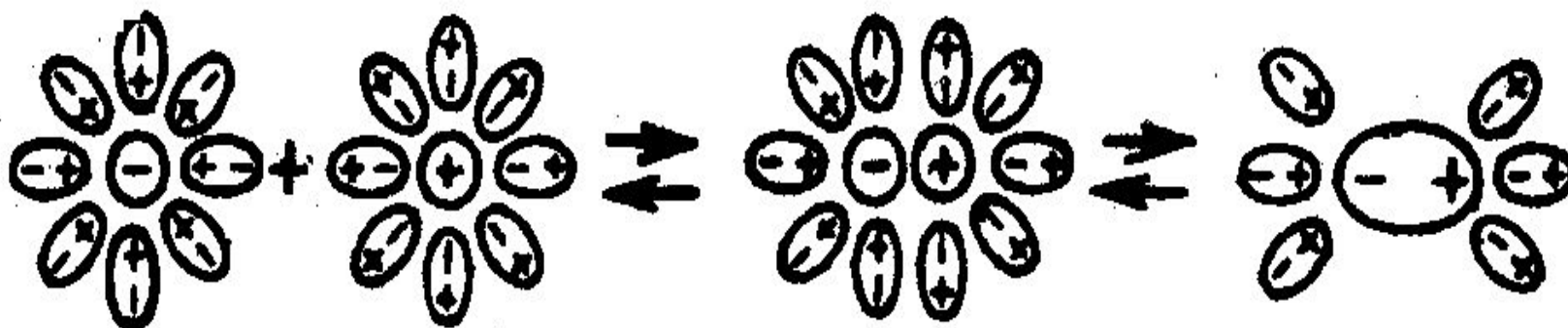
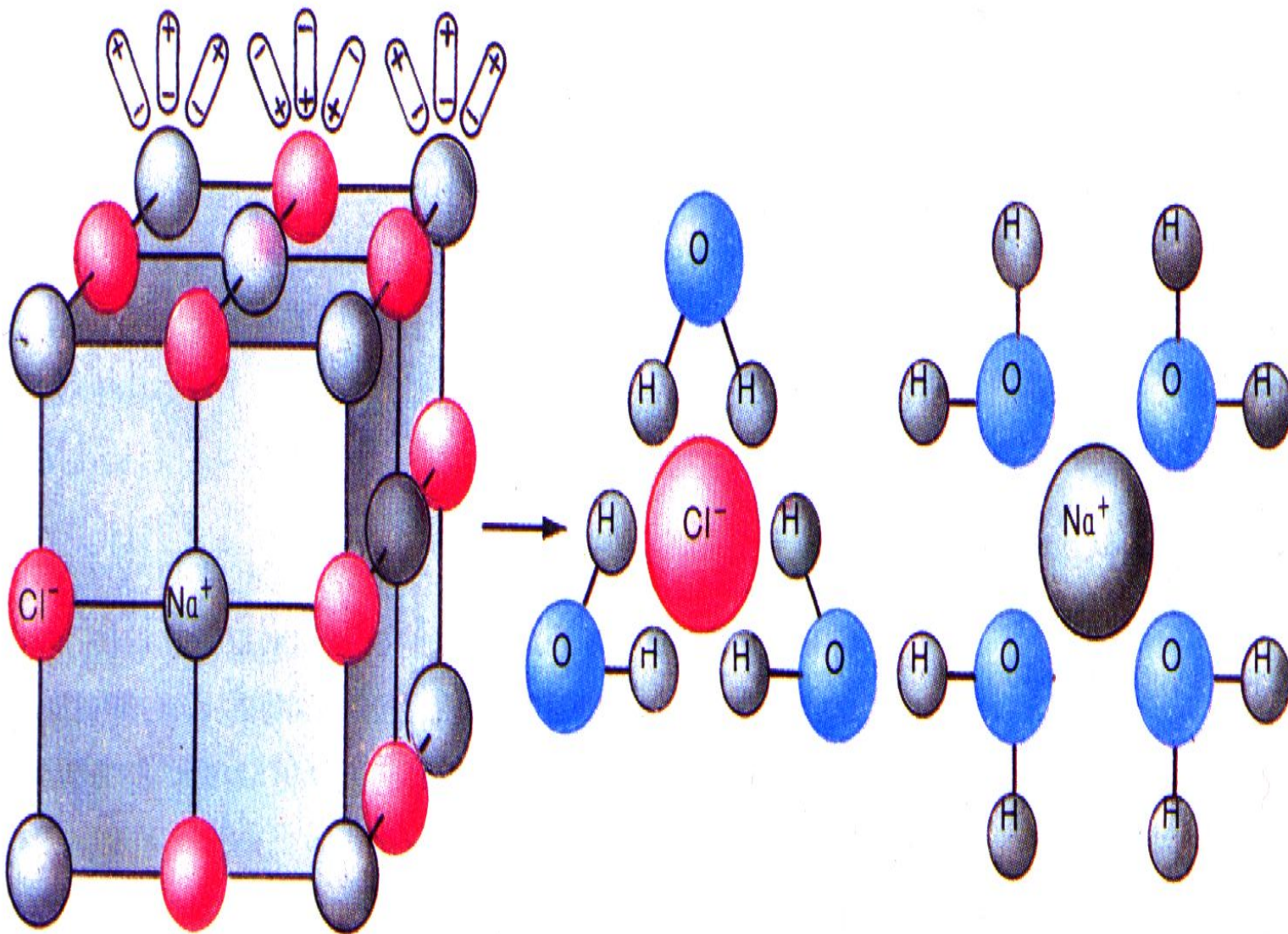


Схема взаимодействия полярной молекулы растворяемого вещества с полярными молекулами растворителя (сольватация)



Диссоциация ионных соединений

Схема растворения кристаллической соли. Ионы натрия в растворе.



Анимация
6.1

Количественные характеристики процесса диссоциации

- ***Степень диссоциации***, α – 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



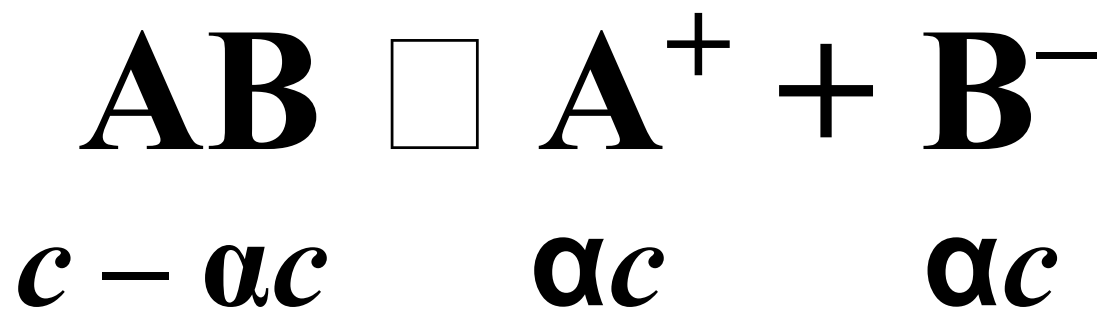
- C – молярная концентрации
электролита AB

α – 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

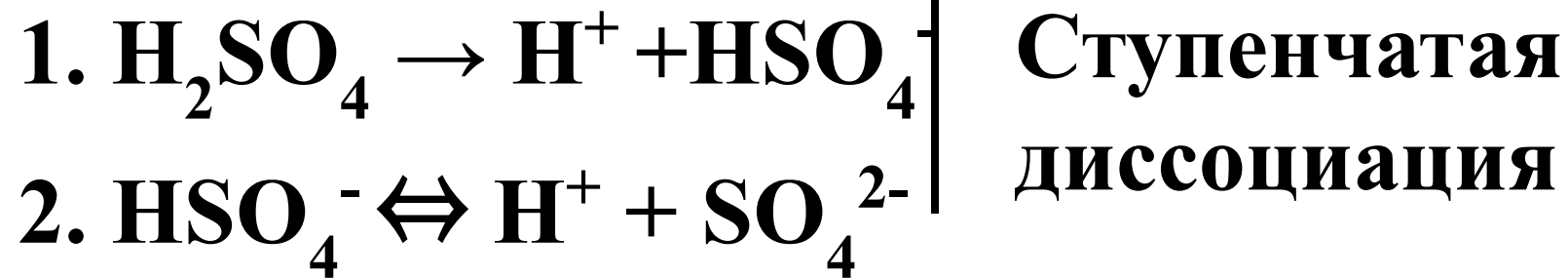
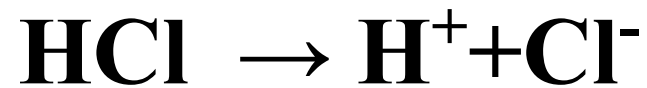
- **Чем выше полярность связи, тем легче вещество диссоциирует по этой связи.**
- **По Аррениусу природа химического вещества определяется характером его диссоциации.**

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



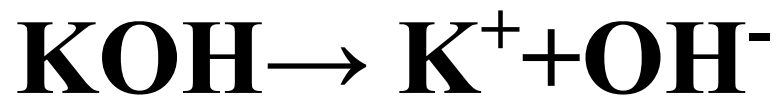
$$K_{\partial} = \frac{[\text{H}^+]^2 \times [\text{S}^{2-}]}{[\text{H}_2\text{S}]}$$

Суммарная K_{∂}

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

Основания – это электролиты,
которые при диссоциации
образуют один вид анионов –
гидроксид-ионы OH^-

Диссоциация сильного основания

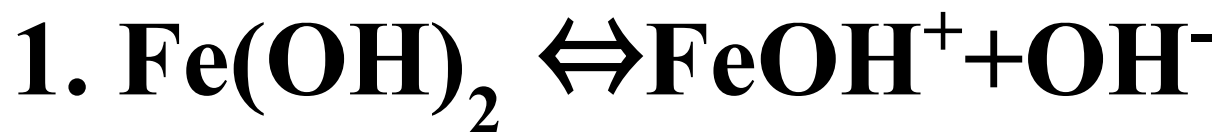


*Диссоциация слабых оснований и
оснований средней силы*



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

Ступенчатая диссоциация слабого основания



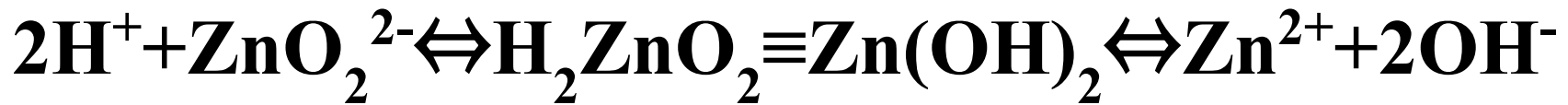
$$K_{\partial_1} = [\text{FeOH}^+] \times [\text{OH}^-] / [\text{Fe}(\text{OH})_2]$$



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

Амфотерные гидроксиды

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



По типу
кислоты

(в растворе)

По типу
основания

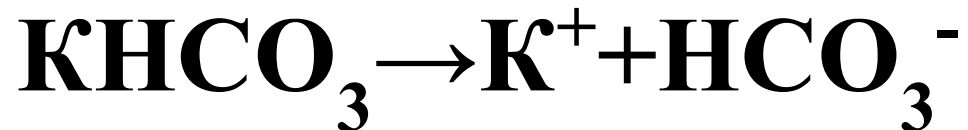


осадок

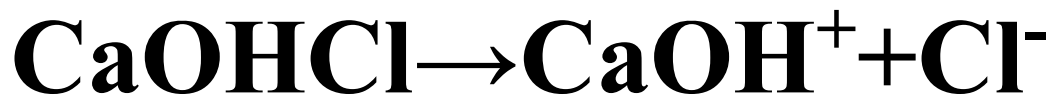
Нормальные соли –
электролиты, образующие при
диссоциации катионы металла и
анионы кислотного остатка



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

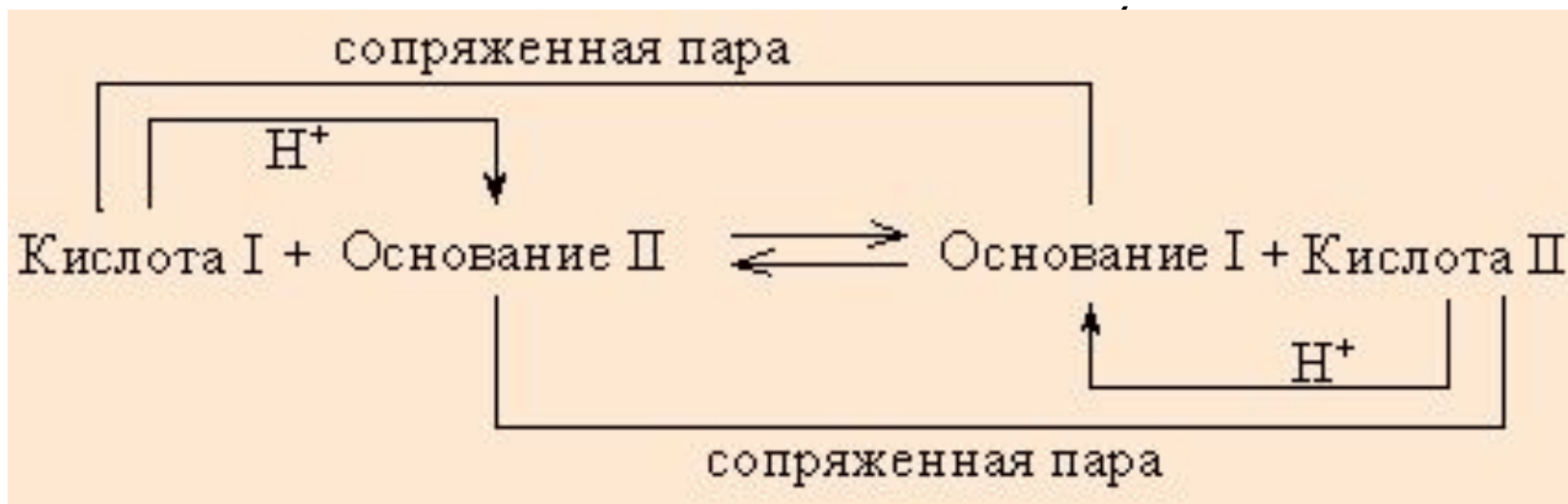


Основные соли – электролиты,
которые диссоциируют на анионы
кислотного остатка и сложные
катионы, состоящие из атома металла
и гидроксогрупп



Представление о теории кислот и оснований Бренстеда-Лоури

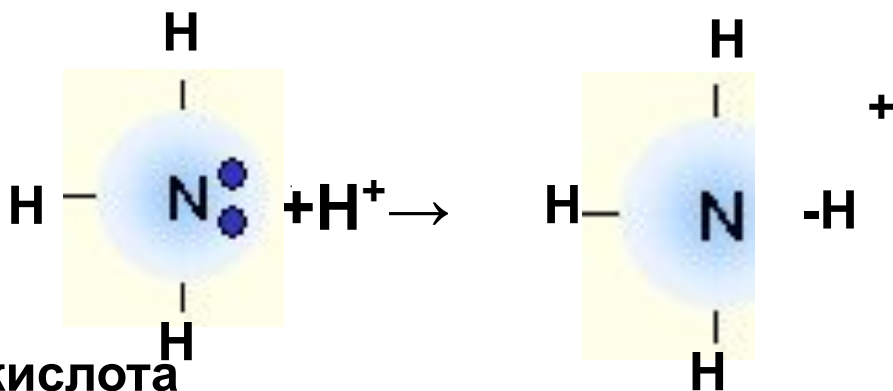
- **Кислота** – это вещество, стремящееся отдать протоны (донор протонов), а **основание** – это вещество,



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



- H^+ - кислота
- 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,

HNO₃, H₂SO₄

Основания:

гидроксиды щелочных

Li, Na, K, Rb, Cs

щелочноземельных

Ca, Sr, Ba

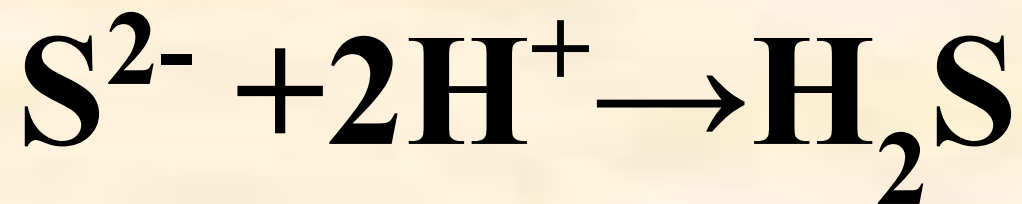
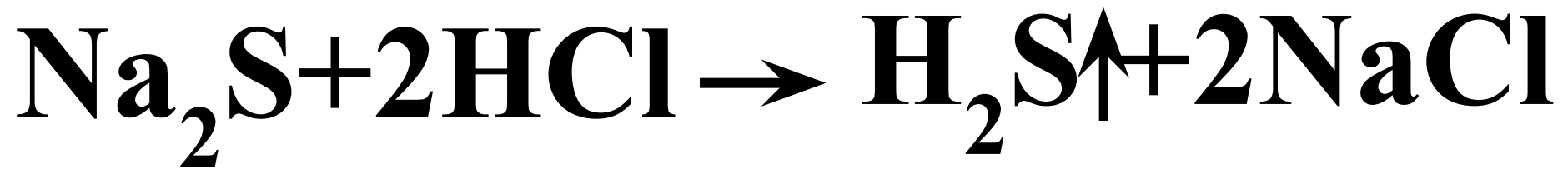
металлов

Соли

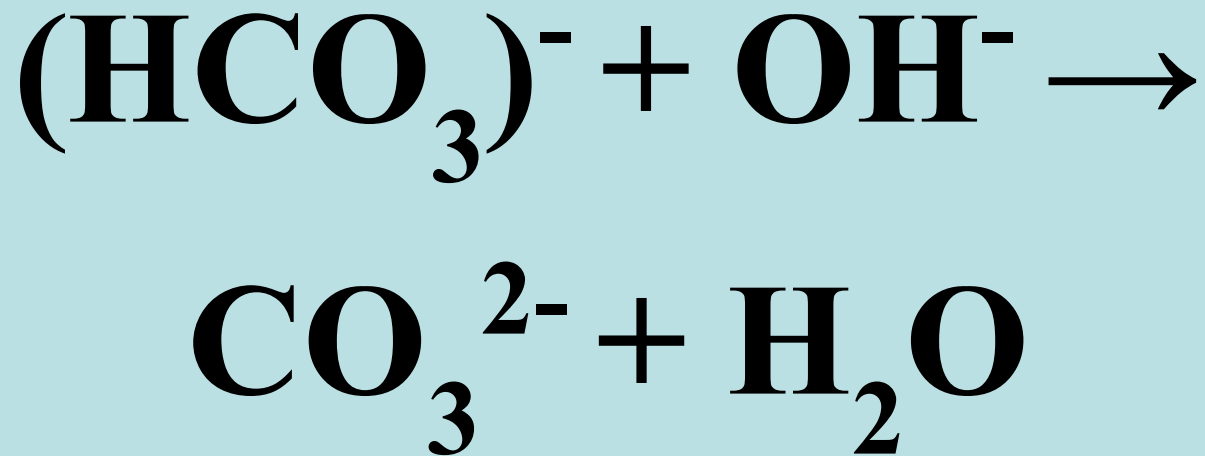
- все растворимые**
(таблица растворимости)

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

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

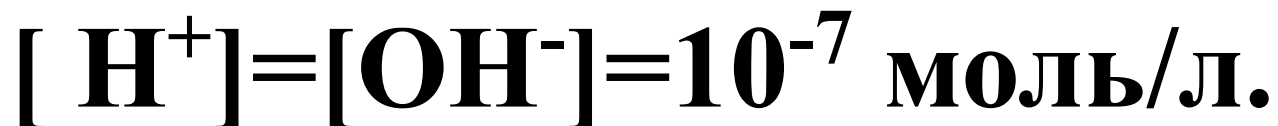
- ***K_w*** величина постоянная при данной температуре и не зависит от изменения концентраций ионов водорода и ионов гидроксила.

• При 25°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,

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

Расчет [H⁺] и [OH⁻]

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

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

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

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

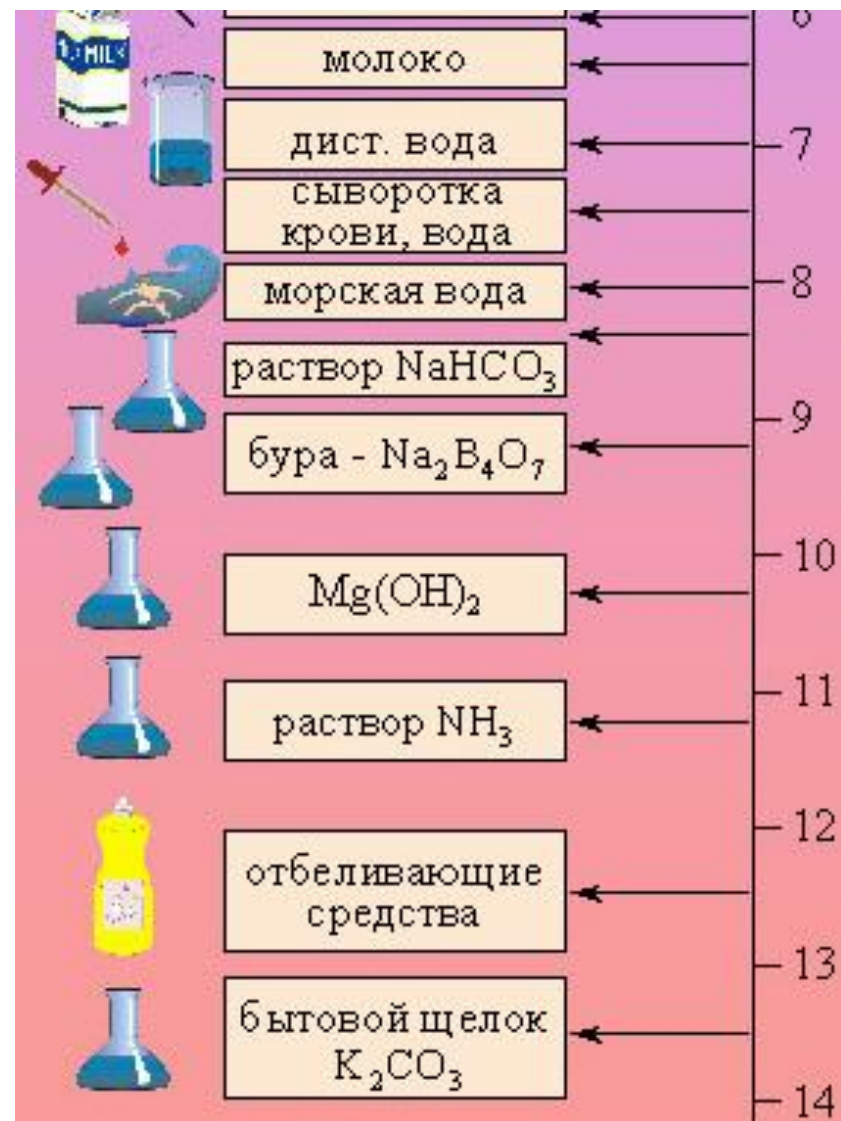
$$[\text{H}^+] = 10^{-\text{pH}}$$

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

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

H – символ водорода

Значения pH некоторых растворов

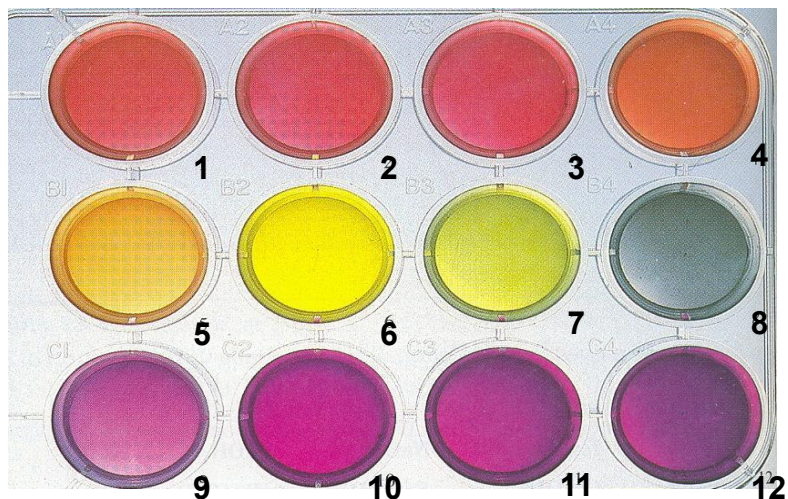


Способы измерения значения pH раствора

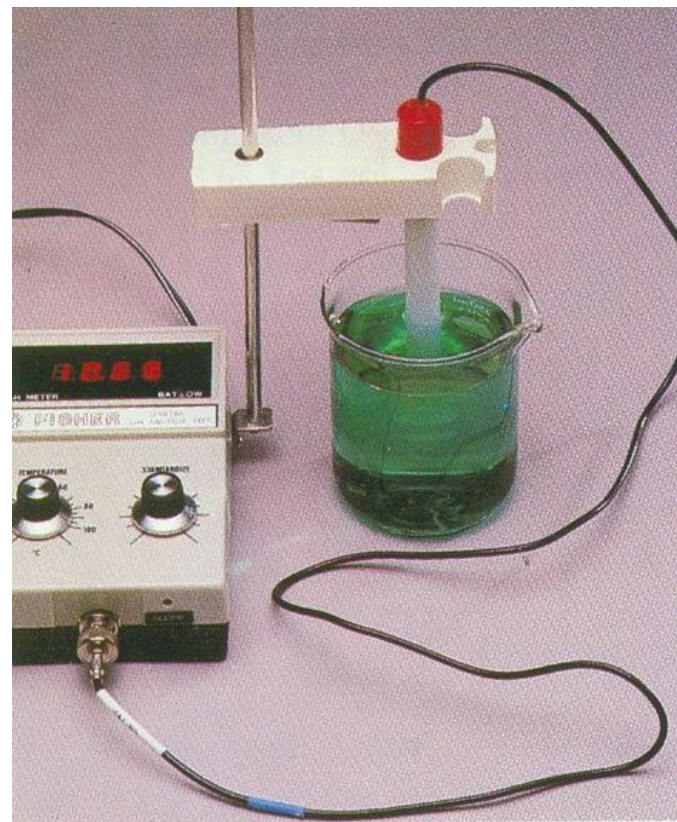
- При помощи **индикаторов**, веществ, изменяющих цвет в присутствии ионов H^+ и/или OH^- : **индивидуальных**

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.

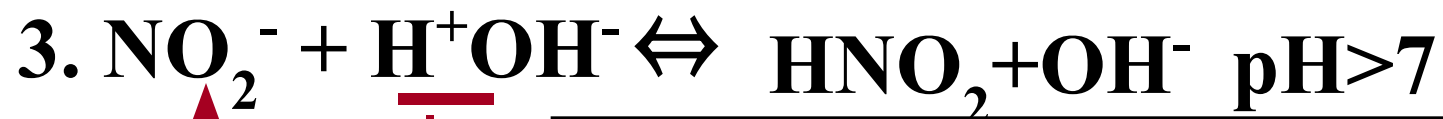
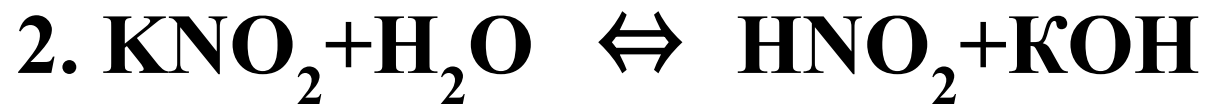
**Гидролиз процесс эндотермический. Поэтому
при нагревании усиливается**

Можно также добавлять кислоту или щелочь.

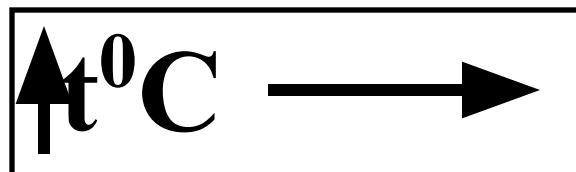
Примеры

- 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



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





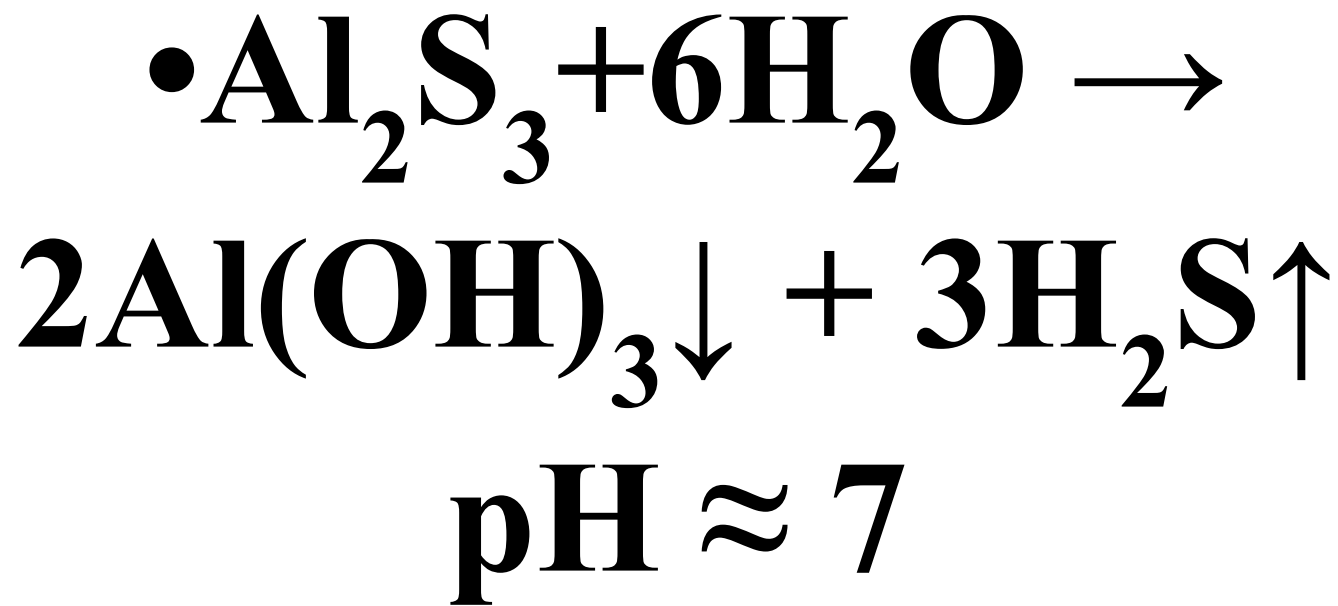
Соль образована **сильным основанием** и **слабой кислотой**.

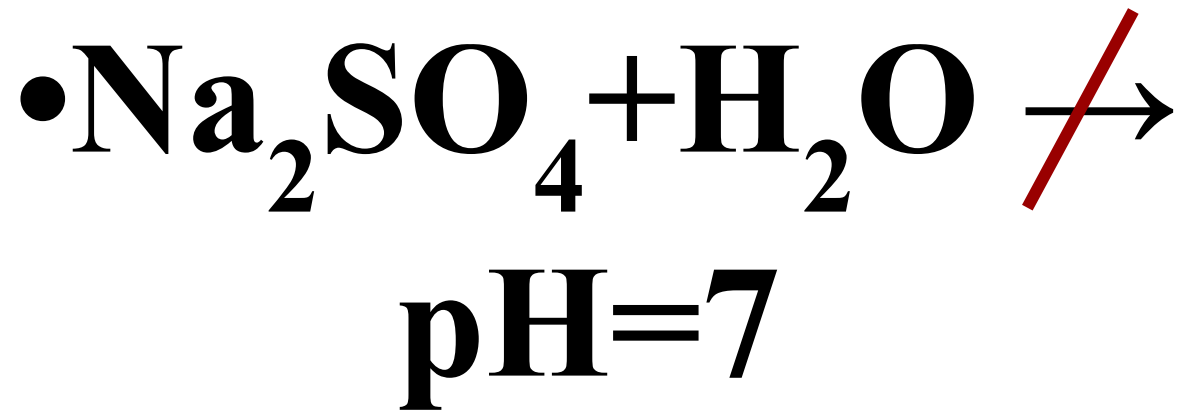
Среда щелочная. Гидролиз по аниону.



- $\text{NH}_4\text{Cl} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{NH}_4\text{OH} + \text{HCl}$
- 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

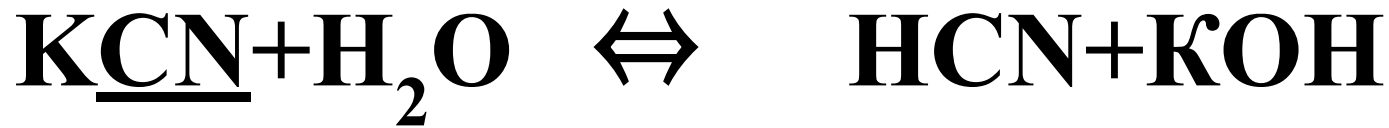
- **Постоянная величина, характеризующая глубину протекания гидролиза.**
- **Обозначение K_g .**
- **Чем больше величина K_g , тем глубже протекает процесс гидролиза**

***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

$K_2(\text{KCN})$

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

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

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

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

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 20⁰С

Р (>1 г вещества в 100 г Н₂О)

Сахар 200г/100 г Н₂О

М (10⁻³-1г вещества в 100 г Н₂О)

Гипс 0,2 г/100 г Н₂О

Н (<10⁻³ г в 100 г Н₂О)

AgCl - 1,5×10⁻⁴ г /100 г Н₂О

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.

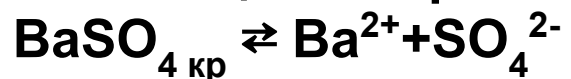
Насыщенный раствор

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.

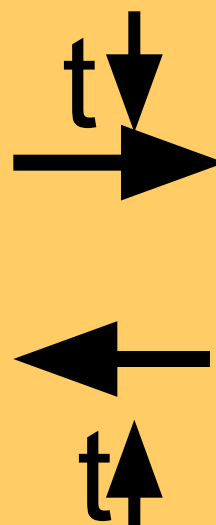
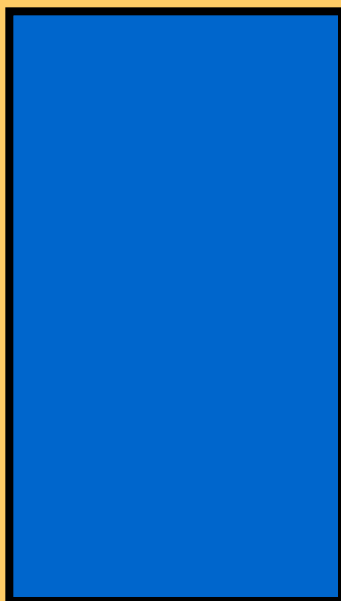
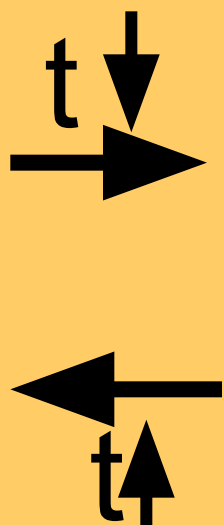
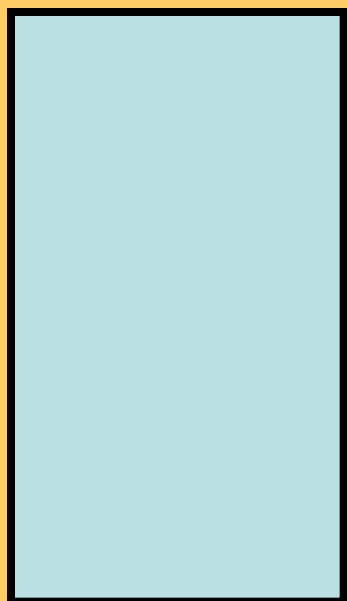
Обычно пересыщенный раствор получают охлаждением раствора, насыщенного при более высокой температуре (пересыщение)

**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

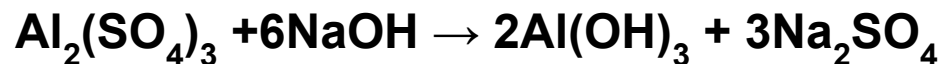
Жесткость

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:



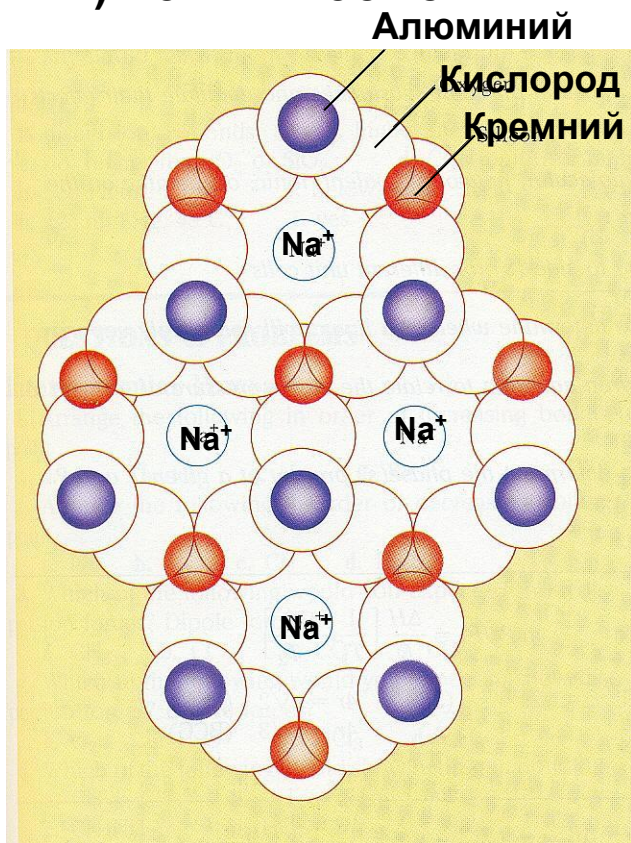
$$\text{ПР}_{\text{CaCO}_3} = 3,8 \cdot 10^{-9}$$

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

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

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

- 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

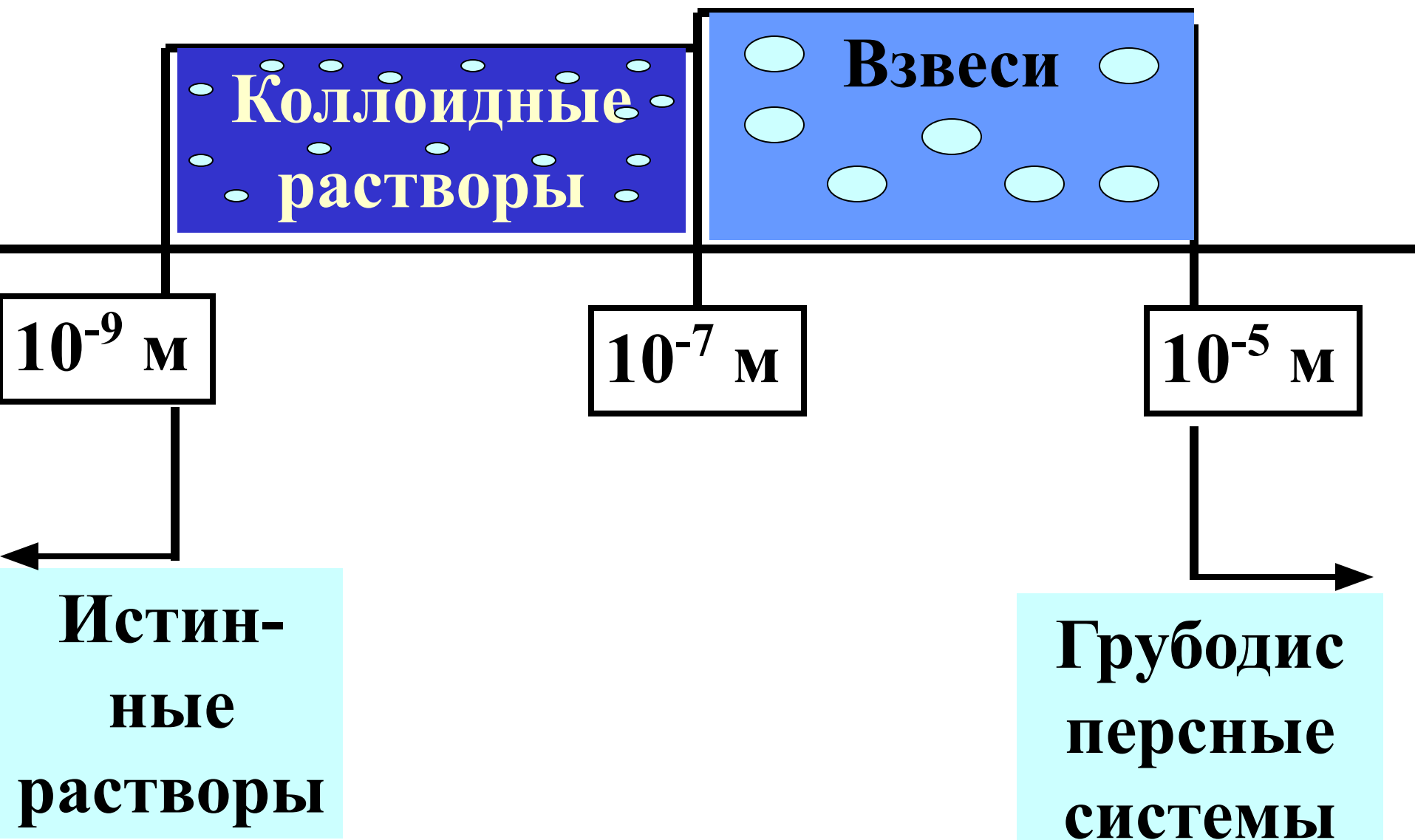
Кроме истинных растворов в природе существуют и другие смеси веществ, в которых размеры частиц не видимы невооруженным глазом, но их размеры больше, чем в истинных растворах

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

Диспёрсная систе́ма — 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

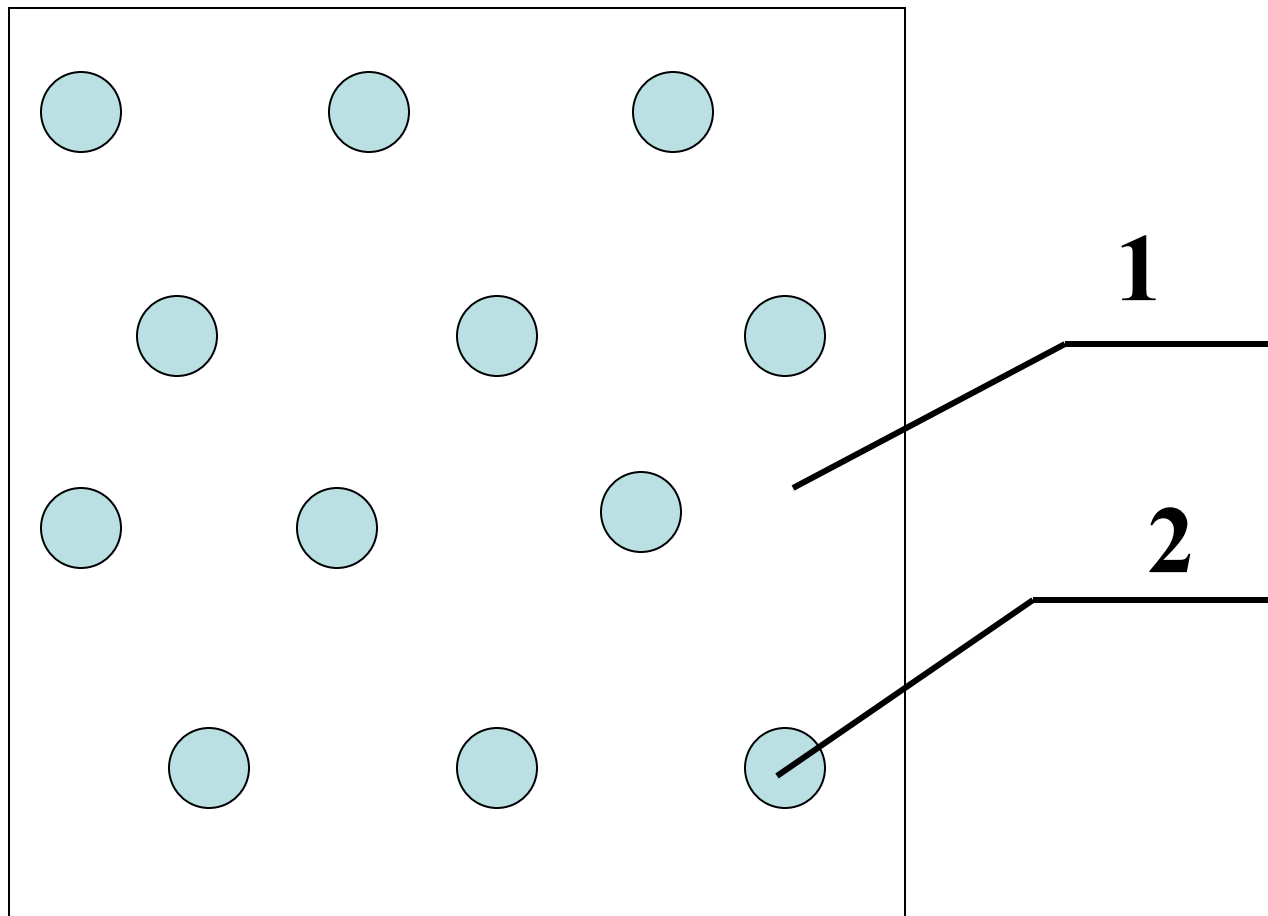


Дисперсные системы

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)

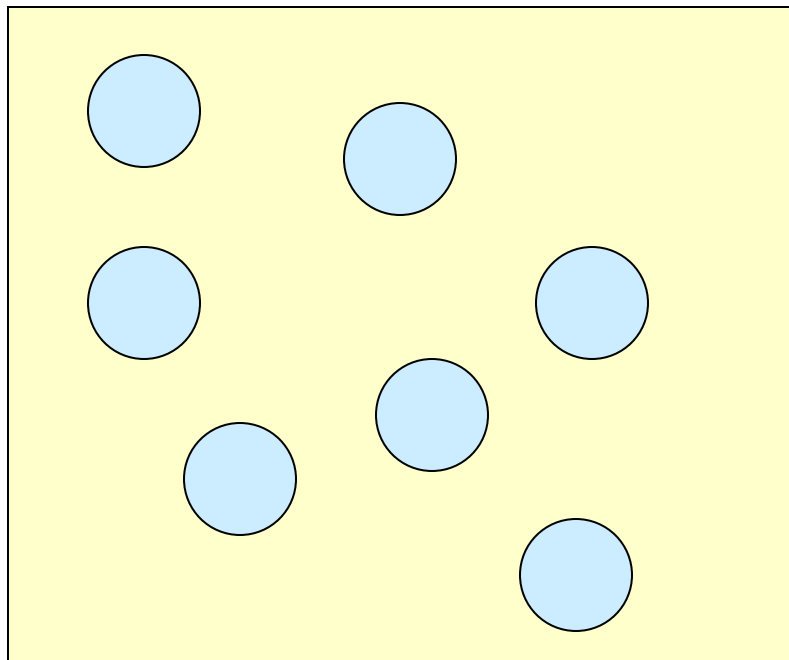
Обратная эмульсия – В/М (раздробленная фаза – вода)

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

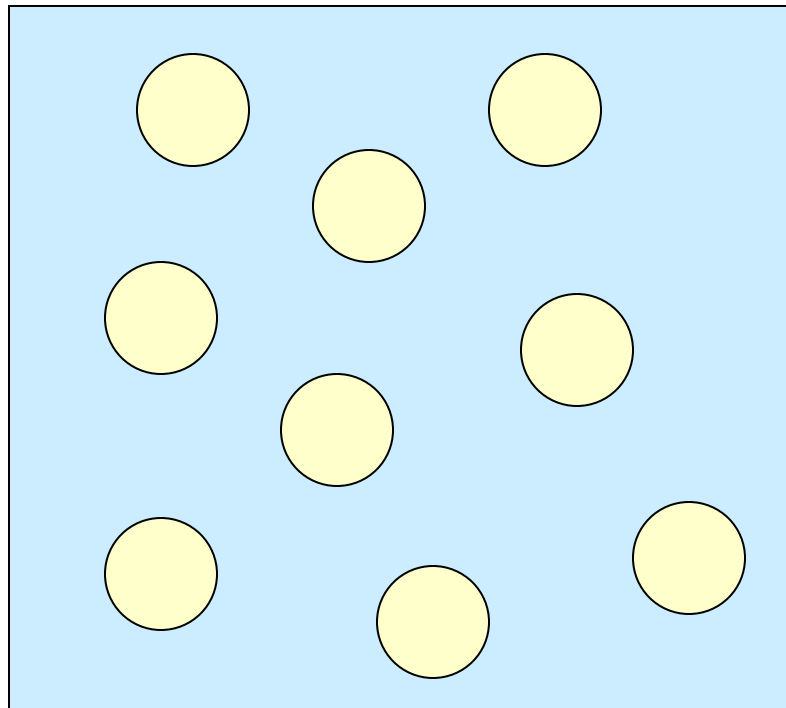
Прямая эмульсия – молоко

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

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

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.

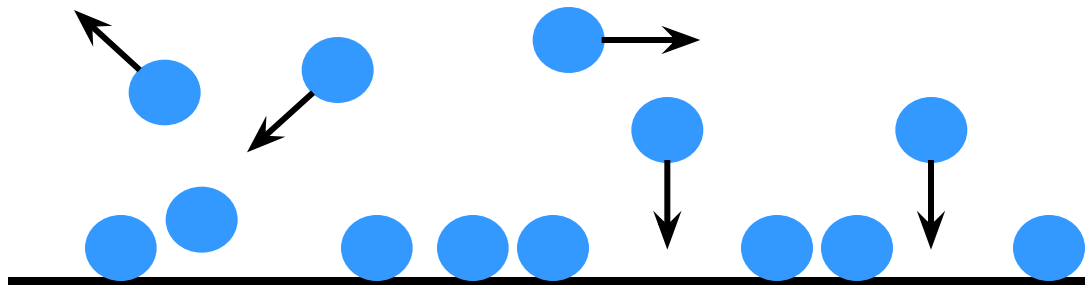
Такой размер частиц является промежуточным между частицами в истинном растворе и взвесьях. Размеры частиц в коллоидных растворах достаточно велики, либо растворенное вещество образует скопление молекул. Примеры яичный белок или крахмал в воде.

Твердые коллоидные растворы – природные минералы и драгоценные камни.

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

Адсорбция

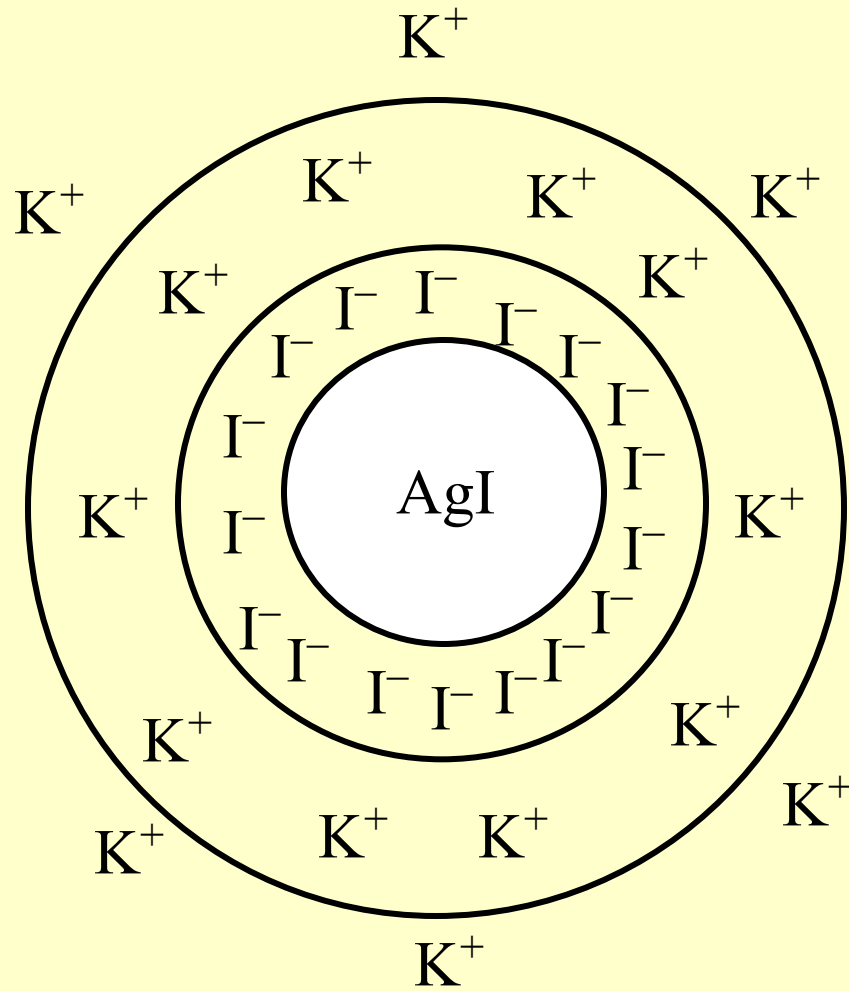
Это поглощение вещества поверхностным слоем другого вещества в результате его самопроизвольного перехода из объема дисперсионной среды



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.**