

Растворы



Раствор – это гомогенная, многокомпонентная система переменного состава, содержащая продукты взаимодействия компонентов – сольваты (для водных растворов - гидраты).

Гомогенная – значит, однородная, однофазная. Визуальным признаком гомогенности жидких растворов является их прозрачность.



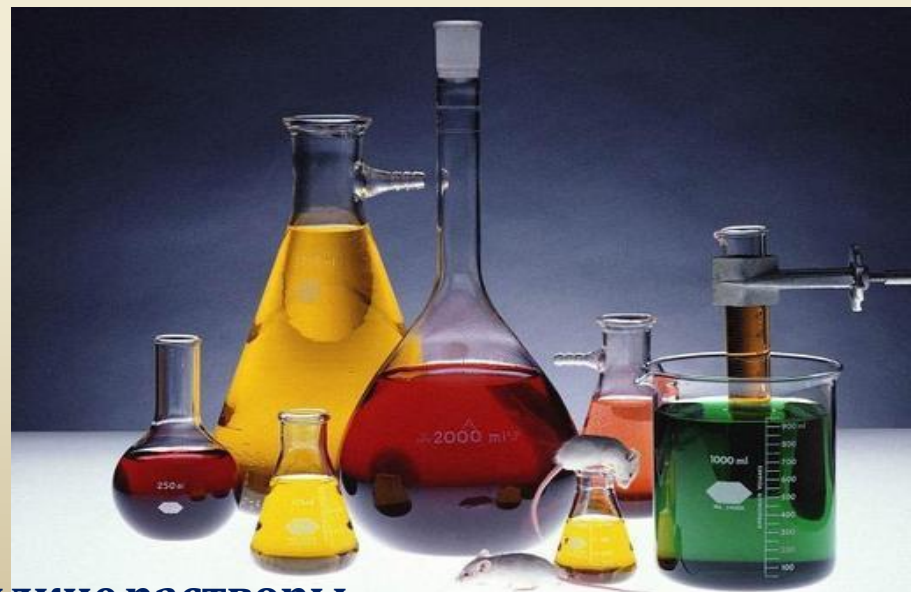
Растворы состоят как минимум из *двух* *компонентов*: растворителя и растворяемого вещества.

Растворитель – это тот компонент, количество которого в растворе, как правило, преобладает, или тот компонент, агрегатное состояние которого не изменяется при образовании раствора.

Вода



Жидкие растворы



Растворенным веществом является компонент, взятый в недостатке, или компонент, агрегатное состояние которого изменяется при образовании раствора.



Твердые соли



Жидкие растворы

Компоненты растворов сохраняют свои уникальные свойства и **не вступают в химические реакции** между собой с образованием новых соединений,

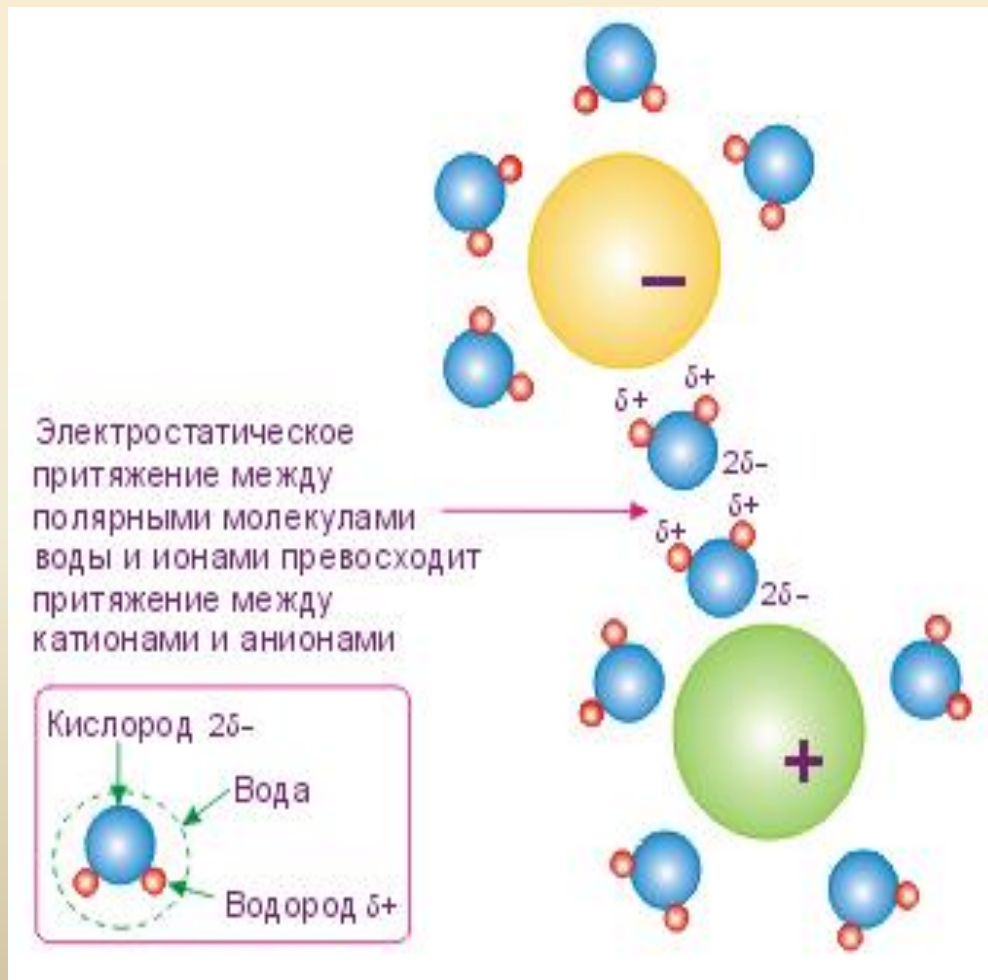
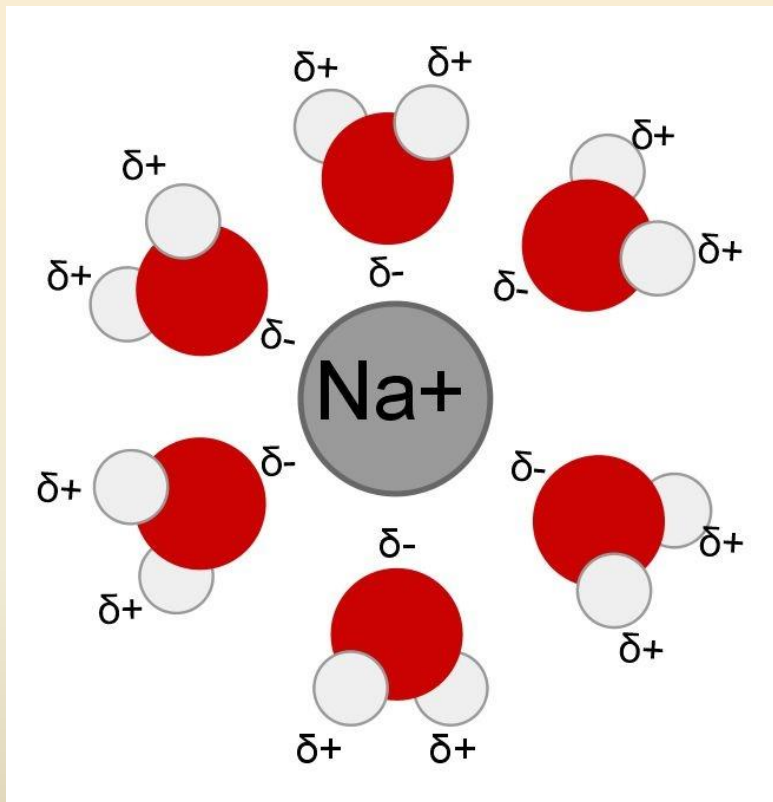


НО

растворитель и растворённое вещество, образуя растворы, **взаимодействуют**. Процесс взаимодействия растворителя и растворённого вещества называется *сольватацией* (если растворителем является вода – *гидратацией*).

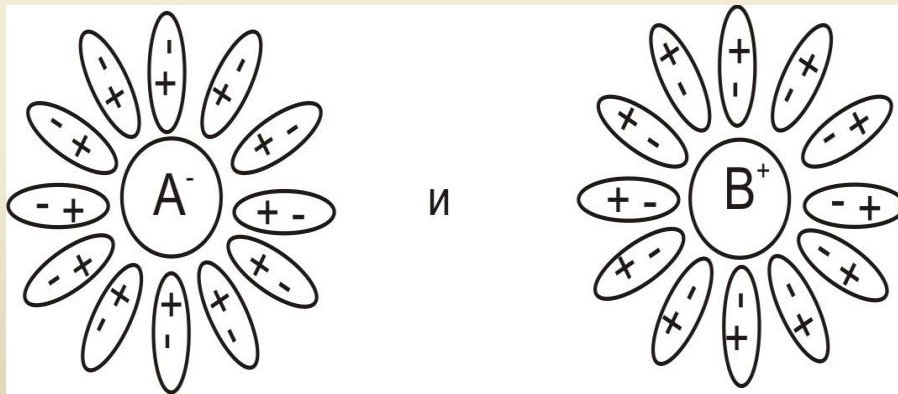
В результате *химического* взаимодействия растворенного вещества с растворителем образуются более или менее устойчивые комплексы, характерные только для растворов, которые называют *сольватами* (или *гидратами*).

Ядро сольвата образует молекула, атом или ион растворенного вещества, оболочку – молекулы растворителя.

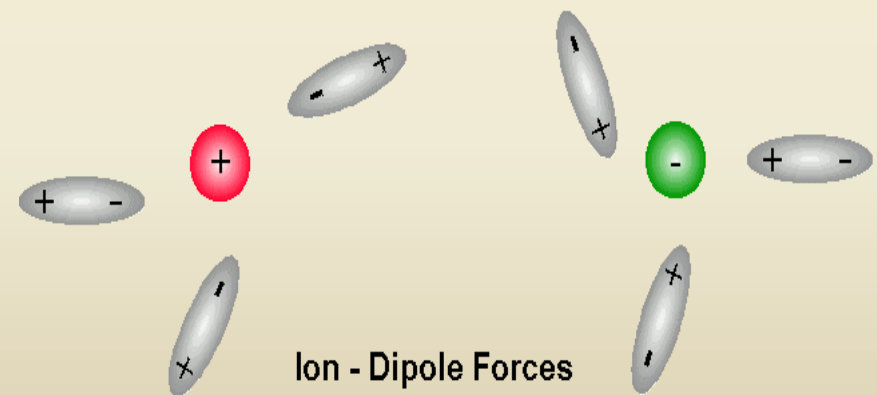


Несколько растворов одного и того же вещества будут содержать сольваты с *переменным количеством* молекул растворителя в оболочке. Это зависит от количества растворенного вещества и растворителя: если растворенного вещества мало, а растворителя много, то сольват имеет насыщенную сольватную оболочку; если растворенного вещества много – разреженную оболочку.

Переменность состава растворов одного и того же вещества принято показывать различиями в их концентрации



Неконцентрированный раствор



Концентрированный раствор

Сольваты (гидраты) образуются за счет донорно-акцепторного, ион-дипольного взаимодействия или за счет водородных связей.

Особенно склонны к гидратации ионы (как заряженные частицы).

Многие из сольватов (гидратов) являются непрочными и легко разлагаются. Однако в ряде случаев образуются прочные соединения, которые возможно выделить из раствора только в виде кристаллов, содержащих молекулы воды, т.е. в виде *кристаллогидратов*.

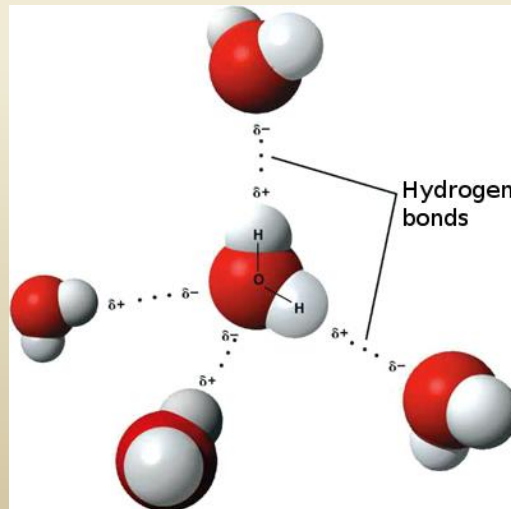
Растворение как физико-химический процесс

Процесс растворения (по своей сути физический процесс дробления вещества) вследствие образования сольватов (гидратов) может сопровождаться следующими явлениями (характерными для химических процессов):

➤ поглощением или выделением тепла;



➤ изменением объема (в результате образования водородных связей);



- выделением газа или выпадением осадка (в результате происходящего гидролиза);
- изменением цвета раствора относительно цвета растворяемого вещества (в результате образования аквакомплексов) и др.



**свежеприготовленный раствор
(изумрудного цвета)**



**раствор через некоторое время
(серо-сине-зеленого цвета)**

Эти явления позволяют отнести процесс растворения к *комплексному*, физико-химическому процессу.

Классификации растворов

1. По агрегатному состоянию:

- жидкие;
- твердые (многие сплавы металлов, стёкла).

beautyce11i.tvlg.ru



2. По количеству растворенного вещества:

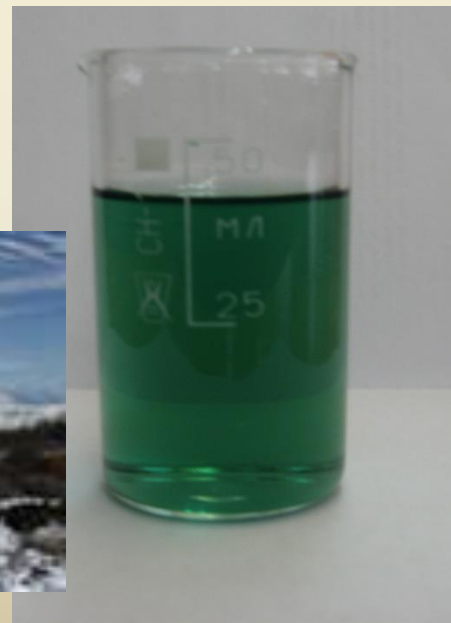
- ненасыщенные растворы: в них растворенного вещества меньше, чем может растворить данный растворитель при нормальных условиях (25°C); к ним относятся большинство медицинских и бытовых растворов.



- насыщенные растворы – это растворы, в которых растворенного вещества столько, сколько может растворить данный растворитель при нормальных условиях.

Признаком насыщенности растворов является их неспособность растворять дополнительно вводимое в них количество растворяемого вещества.

К таким растворам относятся:
воды морей и океанов,
жидкости человеческого
организма.



- пересыщенные растворы – это растворы, в которых растворяемого вещества больше, чем может растворить растворитель при нормальных условиях. Примеры: газированные напитки, сахарный сироп.



Пересыщенные растворы образуются только в экстремальных условиях: при высокой температуре (сахарный сироп) или высоком давлении (газированные напитки).



Пересыщенные растворы неустойчивы и при возврате к нормальным условиям «стареют», т.е. расслаиваются. Избыток растворенного вещества кристаллизуется или выделяется в виде пузырьков газа (возвращается в первоначальное агрегатное состояние).



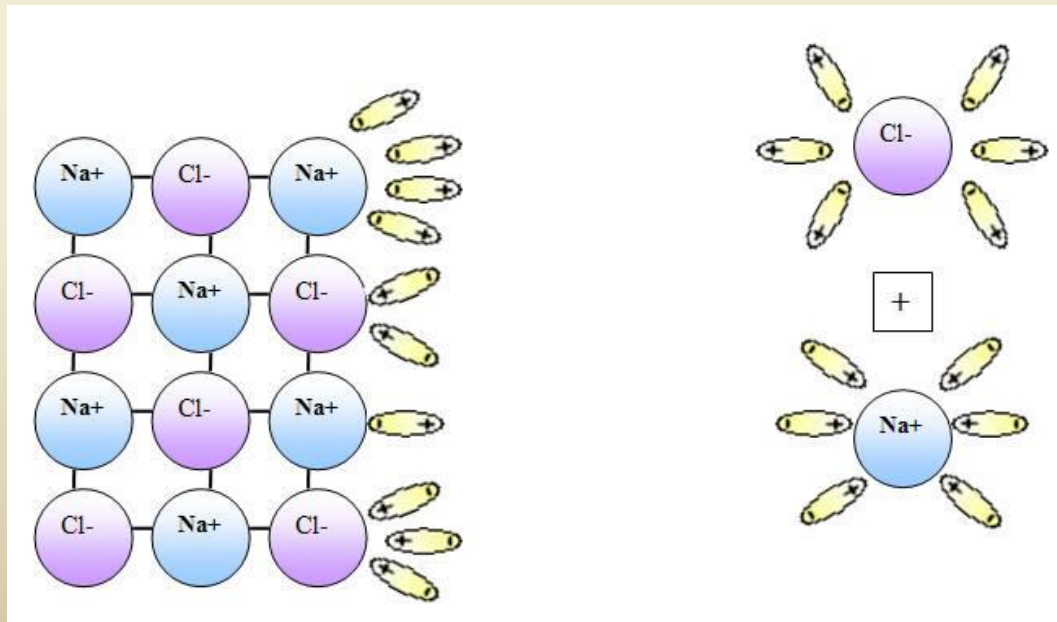


www.istockphoto.com · 5542760

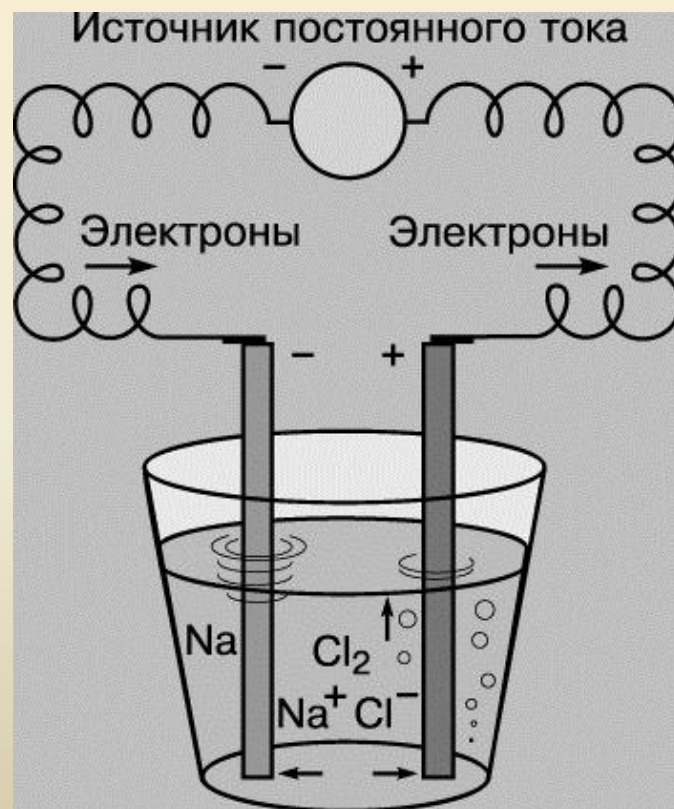


3. По типу образуемых сольватов:

- ионные растворы- растворяемое вещество растворяется до ионов.
- Такие растворы образуются при условии полярности растворяемого вещества и растворителя и избыточности последнего.



Ионные растворы достаточно устойчивы к расслоению, а также способны проводить электрический ток (являются проводниками электрического тока II рода)



- молекулярные растворы – растворяемое вещество распадается только до молекул.

Такие растворы образуются при условии:

- несовпадении полярностей растворенного вещества и растворителя

ИЛИ

- полярности растворенного вещества и растворителя, но недостаточности последнего.

Молекулярные растворы менее устойчивы и не способны проводить электрический ток

Схема строения молекулярного сольвата на примере растворимого белка:



Факторы, влияющие на процесс растворения

1. Химическая природа вещества.

Непосредственное влияние на процесс растворения веществ оказывает полярность их молекул, что описывается *правилом подобия*: подобное растворяется в подобном.

Поэтому вещества с полярными молекулами хорошо растворяются в полярных растворителях и плохо в неполярных и наоборот.

2. Температура.

Для большинства жидких и твердых веществ характерно увеличение растворимости при повышении температуры.

Растворимость газов в жидкостях с повышением температуры уменьшается, а с понижением – увеличивается.



3. Давление. С повышением давления растворимость газов в жидкостях увеличивается, а с понижением — уменьшается.

На растворимость жидких и твердых веществ изменение давления не влияет.

Способы выражения концентрации растворов

Существуют различные способы выражения состава раствора. Наиболее часто используются такие, как массовая доля растворённого вещества, молярная и массовая концентрация.

Массовая доля растворённого вещества

Это безразмерная величина, равная отношению массы растворённого вещества к общей массе раствора:

$$\omega\% = \frac{m_{\text{вещества}}}{m_{\text{раствора}}} \times 100\%$$

Например, 3%-ный спиртовой раствор йода содержит 3г йода в 100г раствора **или** 3г йода в 97г спирта.

Молярная концентрация

Показывает, сколько моль растворённого вещества содержится в 1 литре раствора:

$$C_M = \frac{n_{\text{вещества}}}{V_{\text{раствора}}} = \frac{m_{\text{вещества}}}{M_{\text{вещества}} \times V_{\text{раствора}}}$$

$M_{\text{вещества}}$ - молярная масса растворенного вещества (г/моль).

Единицей измерения данной концентрации является моль/л (М).

Например, 1М раствор H_2SO_4 - это раствор, содержащий в 1 литре 1 моль (или 98г) серной кислоты .

Массовая концентрация

Указывает на массу вещества, находящегося в одном литре раствора:

$$C = \frac{m_{\text{вещества}}}{V_{\text{раствора}}}$$

Единица измерения – г/л.

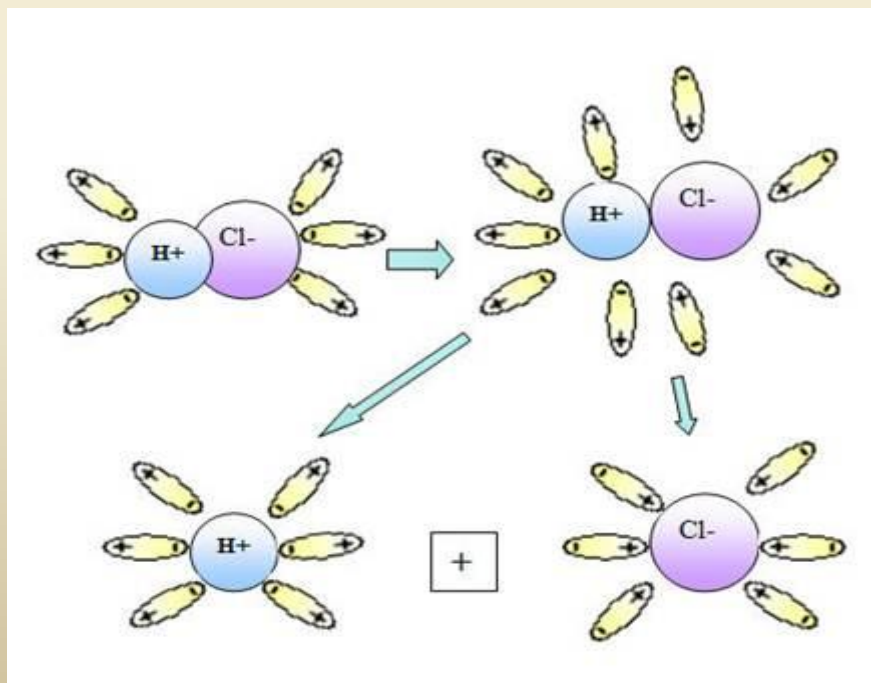
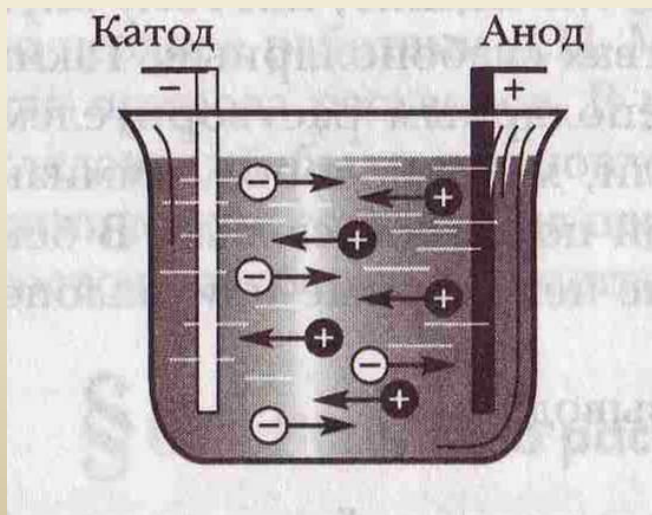
Данным способом часто оценивают состав природных и минеральных вод.

Теория электролитической диссоциации

Электролитическая диссоциация

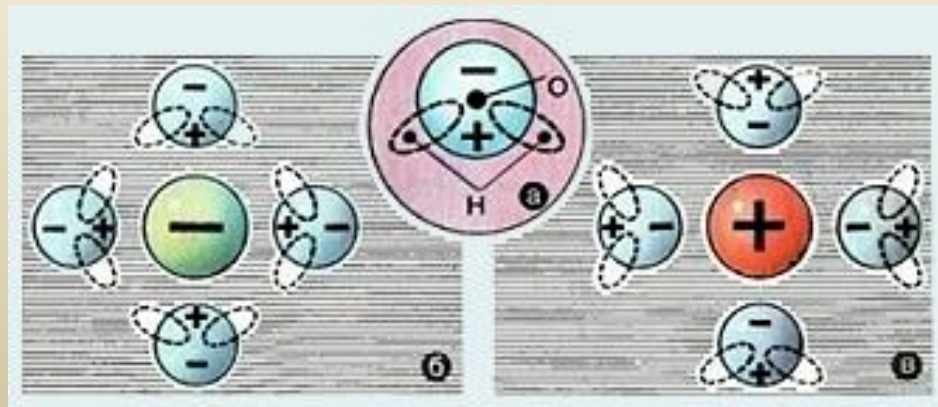
ЭД – это *процесс распада электролита на ионы* (заряженные частицы) под действием полярного растворителя (воды) с образованием растворов, способных проводить электрический ток.

Электролиты – это вещества, способные распадаться на ионы.



Электролитическая диссоциация

Электролитическая диссоциация вызывается взаимодействием полярных молекул растворителя с частицами растворяемого вещества. Это взаимодействие приводит к поляризации связей, в результате чего образуются ионы за счет «ослабления» и разрыва связей в молекулах растворяемого вещества. Переход ионов в раствор сопровождается их гидратацией:



Электролитическая диссоциация

Количественно ЭД характеризуется степенью диссоциации (α); она выражает отношение продиссоциированных молекул на ионы к общему числу молекул, растворенных в растворе (меняется от 0 до 1.0 или от 0 до 100%):

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

n – продиссоциированные на ионы молекулы,

N – общее число молекул, растворенных в растворе.

Электролитическая диссоциация

Характер ионов, образующихся при диссоциации электролитов – различен.

В молекулах солей при диссоциации образуются катионы металла и анионы кислотного остатка:



Кислоты диссоциируют с образованием ионов H^+ :



Основания диссоциируют с образованием ионов OH^- :



Электролитическая диссоциация

По степени диссоциации все вещества можно разделить на 4 группы:

1. Сильные электролиты ($\alpha > 30\%$):

- щелочи (хорошо *растворимые в воде* основания металлов IA группы – NaOH , KOH);
- *одноосновные* кислоты и серная кислота (HCl , HBr , HI , HNO_3 , HClO_4 , H_2SO_4 (разб.));
- все *растворимые в воде* соли.

Электролитическая диссоциация

2. Средние электролиты ($3\% < \alpha \leq 30\%$):

- кислоты – H_3PO_4 , H_2SO_3 , HNO_2 ;
- двухосновные, растворимые в воде основания – $Mg(OH)_2$;
- растворимые в воде соли *переходных металлов*, вступающие в процесс гидролиза с растворителем – $CdCl_2$, $Zn(NO_3)_2$;
- соли органических кислот – CH_3COONa .

Электролитическая диссоциация

3. Слабые электролиты ($0,3\% < \alpha \leq 3\%$):

- *низшие органические кислоты* (CH_3COOH , $\text{C}_2\text{H}_5\text{COOH}$);
- некоторые растворимые в воде неорганические кислоты (H_2CO_3 , H_2S , HCN , H_3BO_3);
- почти все *малорастворимые в воде соли и основания* ($\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$, $\text{Cu}(\text{OH})_2$, $\text{Al}(\text{OH})_3$);
- гидроксид аммония – NH_4OH ;
- вода.

Электролитическая диссоциация

4. Неэлектролиты ($\alpha \leq 0,3\%$):

- *нерастворимые в воде соли, кислоты и основания;*
- большинство *органических соединений* (как растворимых, так и нерастворимых в воде)

Количественно распад электролита на ионы определяется **степенью диссоциации** – $\alpha = \frac{n}{N} \cdot 100\%$.

$\alpha \sim 100\%$

Сильные электролиты



Большинство растворимых солей,
сильные кислоты: **HCl, HNO₃,**
H₂SO₄, щелочи

$3\% < \alpha < 30\%$

Слабые электролиты



Слабые кислоты: **H₂S, H₂CO₃,**
органические кислоты

$\alpha < 3\%$

Неэлектролиты



Растворы сахара,
дистиллированная вода

Электролитическая диссоциация

Одно и то же вещество может быть как сильным, так и слабым электролитом.


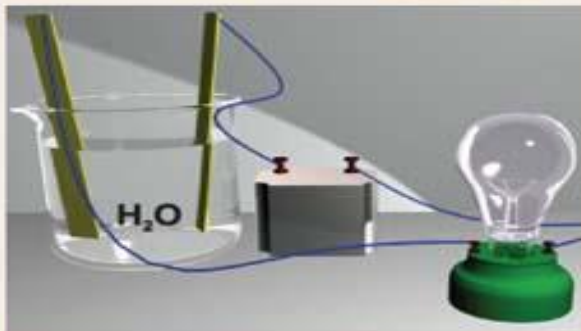
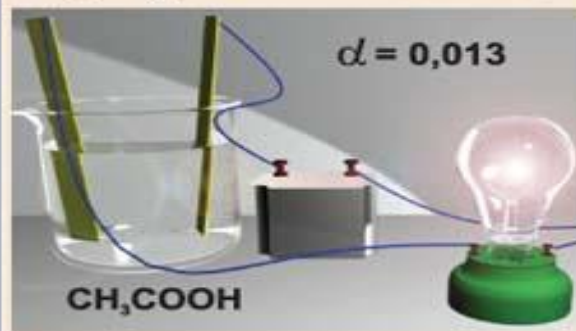
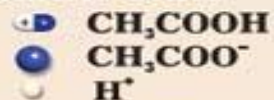
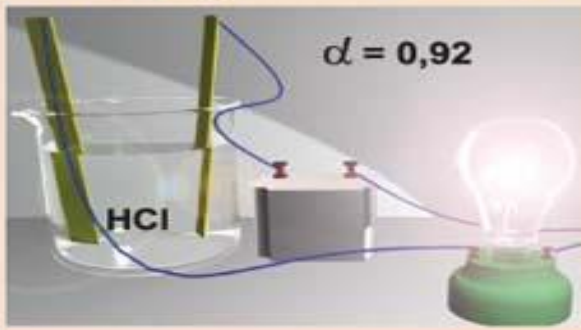
Например, хлорид лития и иодид натрия, имеющие ионную кристаллическую решетку:

- при растворении **в воде** ведут себя как типичные *сильные электролиты*,
- при растворении **в ацетоне** или уксусной кислоте являются *слабыми электролитами* со степенью диссоциации меньше единицы;
- в «сухом» виде выступают *неэлектролитами*.

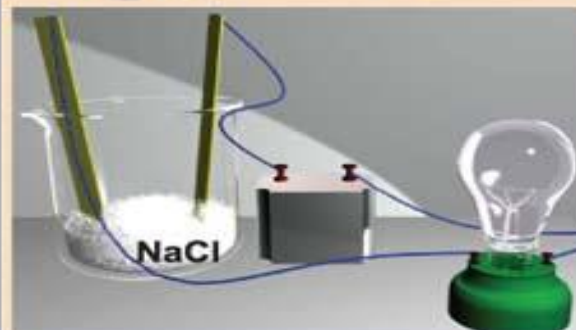
5

ЭЛЕКТРОЛИТЫ

ВОДА

 Диполь воды
СЛАБЫЙ
ЭЛЕКТРОЛИТСИЛЬНЫЙ
ЭЛЕКТРОЛИТ HCl

КРИСТАЛЛЫ NaCl

Степень
диссоциации

$$\alpha = \frac{n}{N}$$

n – число распавшихся
 (диссоциированных) молекул
 N – общее число молекул

Ионное произведение воды

Вода, хотя и является слабым электролитом, частично диссоциирует:



или



В совершенно чистой воде концентрация ионов при н.у. всегда постоянна и равна:

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

Поскольку в чистой воде $[\text{H}^+] = [\text{OH}^-]$, то $[\text{H}^+] = [\text{OH}^-] = 10^{-7}$ моль/л

Итак, **ионное произведение воды (ИП)** – это произведение концентраций ионов водорода H^+ и ионов гидроксила OH^- в воде.

Ионное произведение воды

При растворении в воде какого-либо вещества *равенство* концентраций ионов

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

может нарушаться.

Поэтому, ионное произведение воды позволяет определить концентрации $[OH^-]$ и $[H^+]$ любого раствора (то есть определить кислотность или щелочность среды).

Ионное произведение воды

Для удобства представления результатов кислотности/щелочности среды пользуются не абсолютными значениями концентраций, а их логарифмами – водородным (pH) и гидроксильным (pOH) показателями:

$$pH = -\lg[H^+]$$

$$pOH = -\lg[OH^-]$$

Ионное произведение воды

В нейтральной среде $[H^+] = [OH^-] = 10^{-7}$ моль/л и:

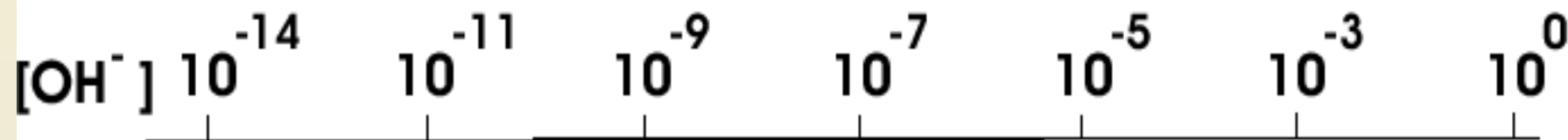
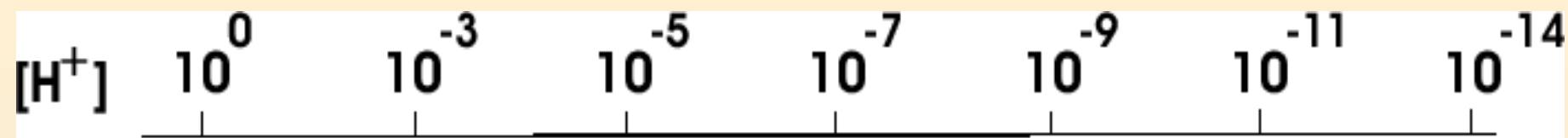
$$pH = -\lg(10^{-7}) = 7$$

При добавлении к воде *кислоты* (ионов H^+), концентрация ионов OH^- будет падать. Поэтому, при

$$pH < \lg(< 10^{-7}) < 7 \quad \text{среда будет кислой;}$$

При добавлении к воде *щелочи* (ионов OH^-) концентрация $[OH^-]$ будет больше 10^{-7} моль/л:

$$pH > \lg(> 10^{-7}) > 7 \quad , \text{ а среда будет щелочной.}$$



Увеличение
кислотности

Среда
Нейтральная

Увеличение
щелочности

Шкала водородного показателя

Водородный показатель. Индикаторы

Для определения рН используют кислотно-основные индикаторы – вещества, меняющие свой цвет в зависимости от концентрации ионов H^+ и OH^- .

Одним из наиболее известных индикаторов является **универсальный индикатор**, окрашивающийся при избытке H^+ (т.е. в кислой среде) в красный цвет, при избытке OH^- (т.е. в щелочной среде) – в синий и имеющий в нейтральной среде желто-зеленую окраску:





Гидролиз солей

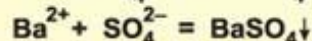
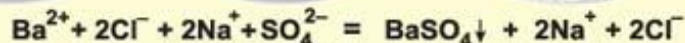
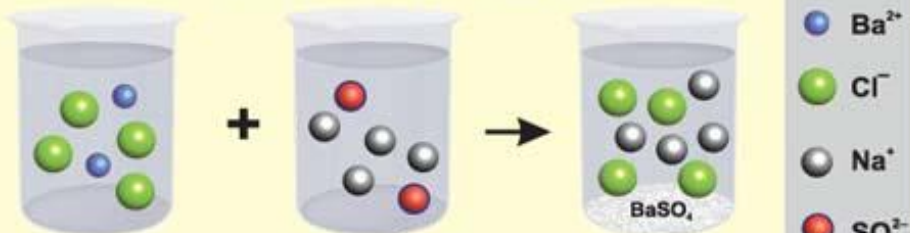
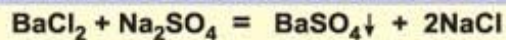
Слово «гидролиз» буквально означает «разложение водой».

Гидролиз – это процесс взаимодействия ионов растворенного вещества с молекулами воды с образованием слабых электролитов.

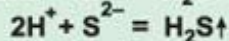
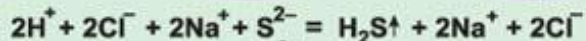
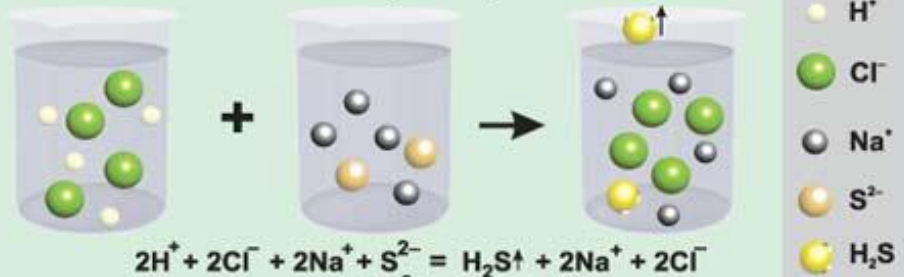
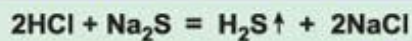
Поскольку слабые электролиты выделяются в виде газа, выпадают в осадок или существуют в растворе в недиссоциированном виде, *то гидролиз можно считать химической реакцией* растворенного вещества с водой.

РЕАКЦИИ ИОННОГО ОБМЕНА

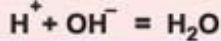
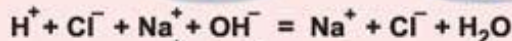
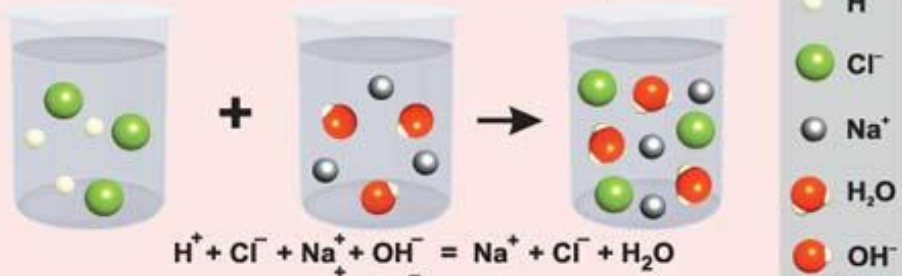
ОБРАЗОВАНИЕ МАЛОРАСТВОРИМОГО ВЕЩЕСТВА



ОБРАЗОВАНИЕ ГАЗОБРАЗНОГО ВЕЩЕСТВА



ОБРАЗОВАНИЕ СЛАБОГО ЭЛЕКТРОЛИТА – ВОДЫ

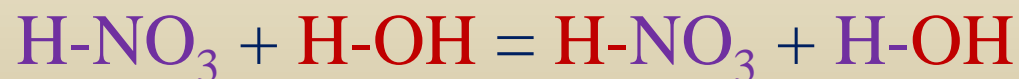
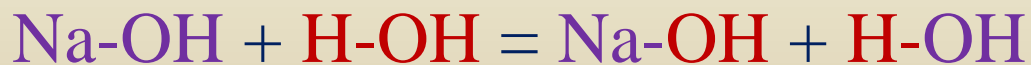


Гидролиз солей. Правила написания

1. Для облегчения написания уравнений гидролиза все вещества делят на 2 группы:

- *электролиты* (сильные электролиты);
- *неэлектролиты* (средние и слабые электролиты и неэлектролиты).

2. Гидролизу *не подвергаются кислоты и основания*, поскольку продукты их гидролиза не отличаются от исходного состава растворов:



Гидролиз солей. Правила написания

3. Для определения полноты гидролиза и рН раствора записывают 3 уравнения:

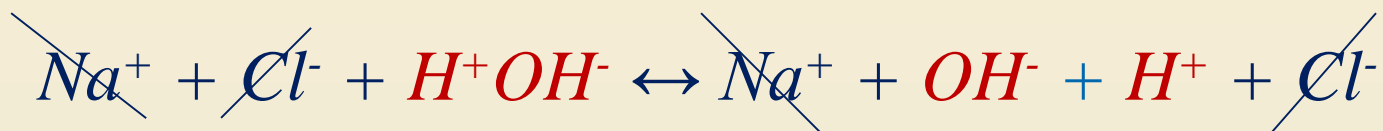
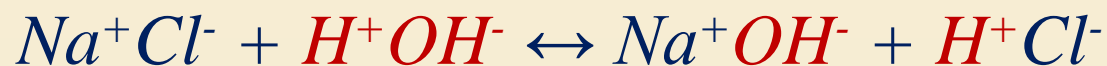
1) молекулярное – все вещества представлены в виде молекул;

2) ионное – все вещества, способные к диссоциации записываются в ионном виде; в этом же уравнении обычно исключаются свободные одинаковые ионы из левой и правой частей уравнения;

3) итоговое (или результирующее) – содержит результат «сокращений» предыдущего уравнения.

Гидролиз солей

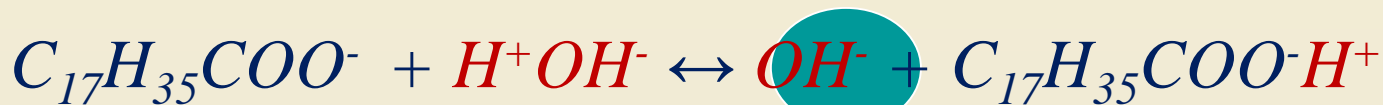
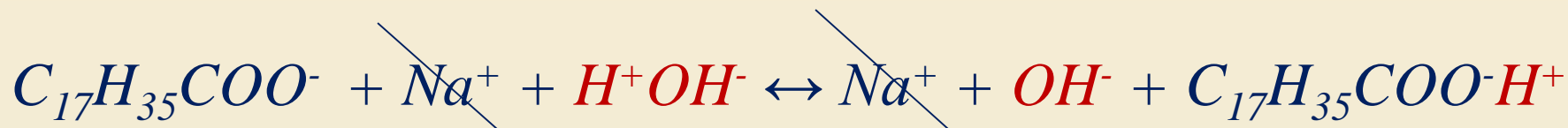
1. Гидролиз соли, образованной сильным основанием и сильной кислотой:



Гидролиз не идет, среда раствора нейтральная (т.к. концентрация ионов OH^- и H^+ одинакова).

Гидролиз солей

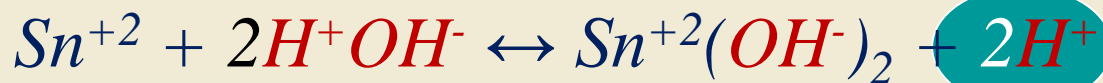
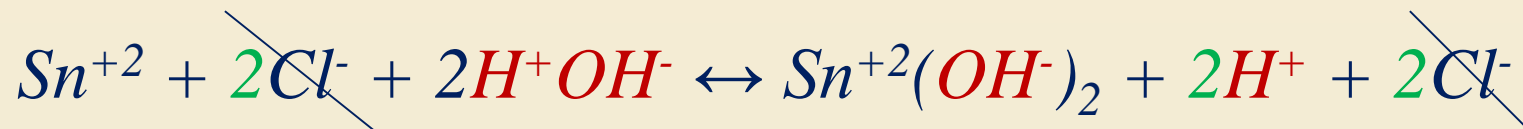
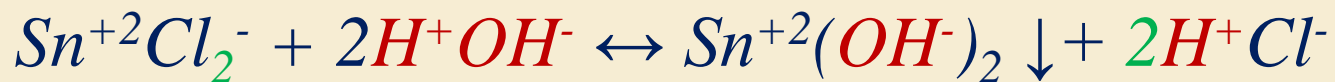
2. Гидролиз соли, образованной сильным основанием и слабой кислотой:



Гидролиз *частичный*, по аниону, *среда* раствора *щелочная* (т.к. в растворе в свободном виде остается избыток ионов OH^-).

Гидролиз солей

3. Гидролиз соли, образованной слабым основанием и сильной кислотой:

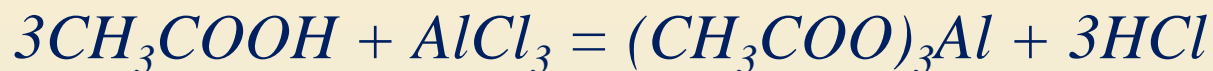


Гидролиз *частичный*, по катиону, *среда* раствора *кислая* (т.к. в растворе в свободном виде остается избыток ионов H^+).

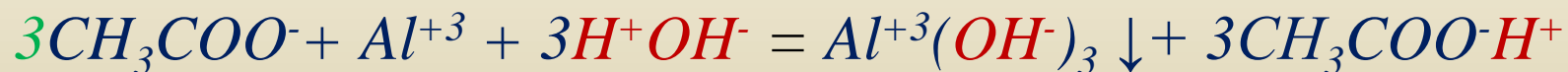
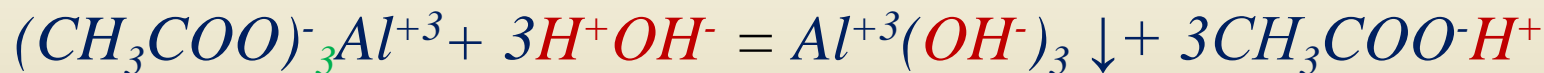
Гидролиз солей

4. Гидролиз соли, образованной слабым основанием и слабой кислотой:

Попробуем получить в реакции обмена соль ацетата алюминия:



Однако, в таблице растворимости веществ в воде такого вещества нет. Почему? Потому что оно вступает в процесс гидролиза с водой, содержащейся в исходных растворах CH_3COOH и AlCl_3 .



Гидролиз полный, необратимый, *среда* раствора определяется электролитической силой продуктов гидролиза.

11. ГИДРОЛИЗ СОЛЕЙ

