

Растворы.
Способы выражения
концентраций растворов.

Основные определения

Раствор – это термодинамически устойчивая гомогенная система, состоящая из 2-х и более компонентов.

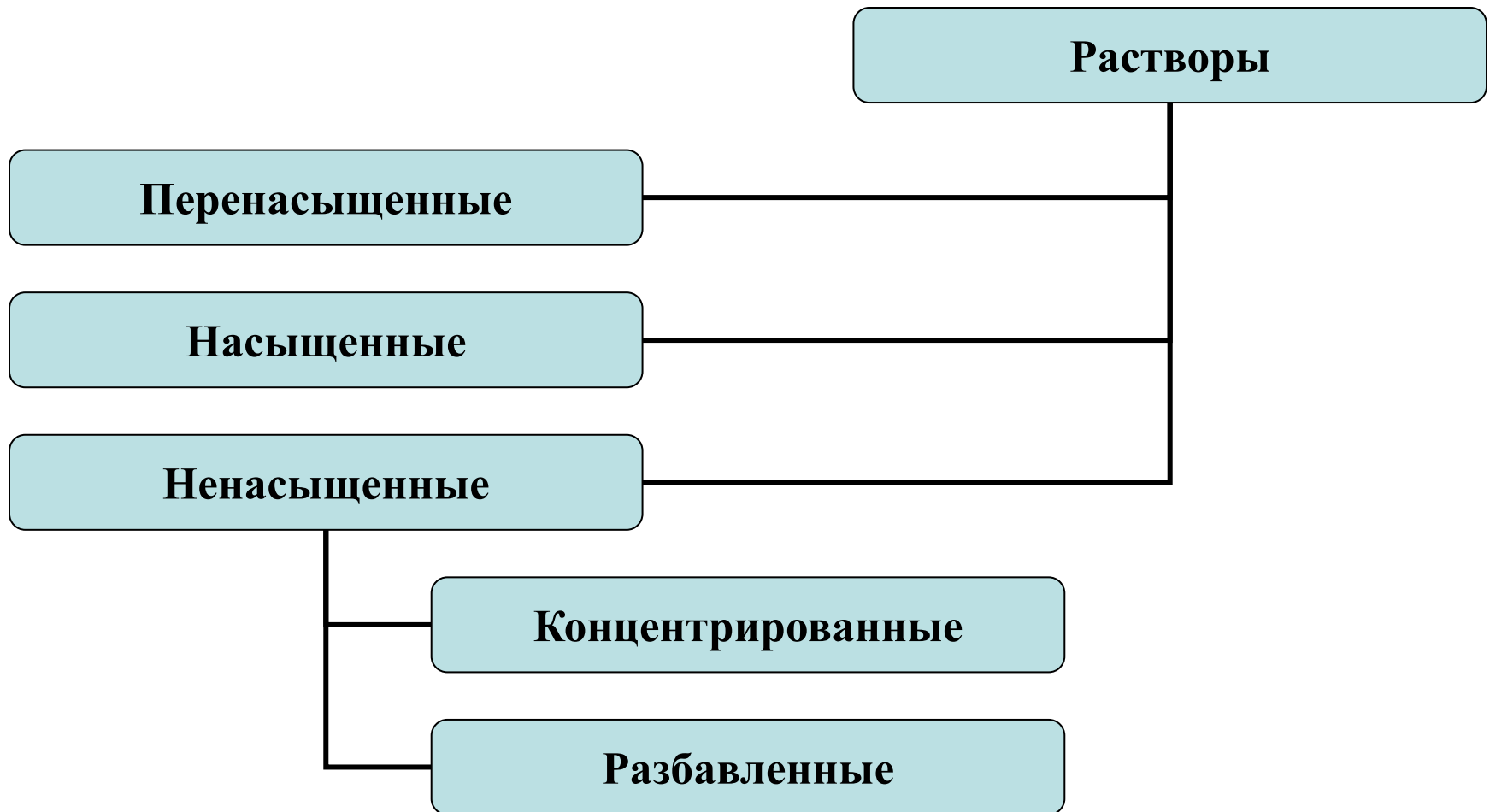
Растворителем (условно) считают компонент:

- агрегатное состояние которого не меняется при растворении
- которого больше

Растворение – физико-химический процесс, включающий:

- разрушение кристаллической решетки растворяемого вещества
- химический процесс соединения молекул или ионов растворенного вещества с молекулами растворителя (сольватация – если растворитель неводный, или гидратация, если растворитель – вода)

Классификация растворов



Способы выражения количественного состава растворов

Массовая доля — отношение массы растворённого вещества к массе раствора.

$$\omega = \frac{m_1}{m}$$

где:

- m_1 — масса растворённого вещества, г ;
- m — общая масса раствора, г .

Молярная концентрация — количество растворённого вещества (число молей) в единице объёма раствора.

$$C_M = \frac{\nu}{V}$$

где:

- ν — количество растворённого вещества, моль;
- V — объём раствора, л;

Нормальная концентрация — количество эквивалентов данного вещества в 1 литре раствора, моль-ЭКВ/л.

$$C_n = m / \text{Э} \cdot V$$

Где:

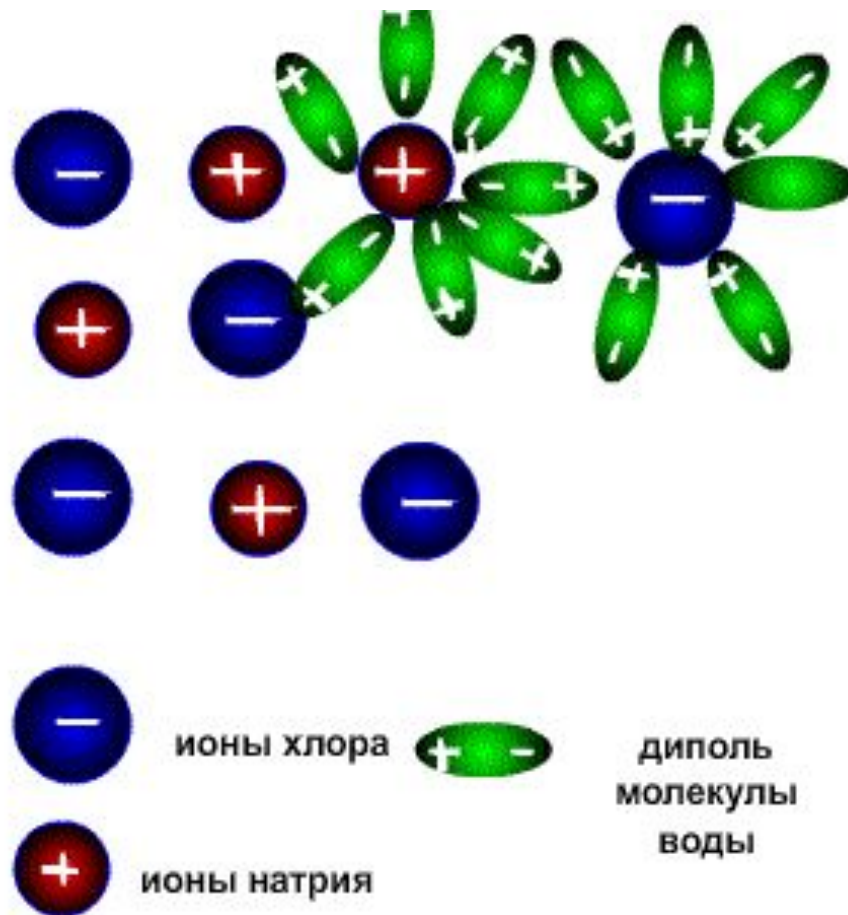
- m — масса растворённого вещества, г ;
- Э — эквивалентная масса вещества, г/моль-ЭКВ.
- V — объем раствора, л.

Теория электролитической диссоциации

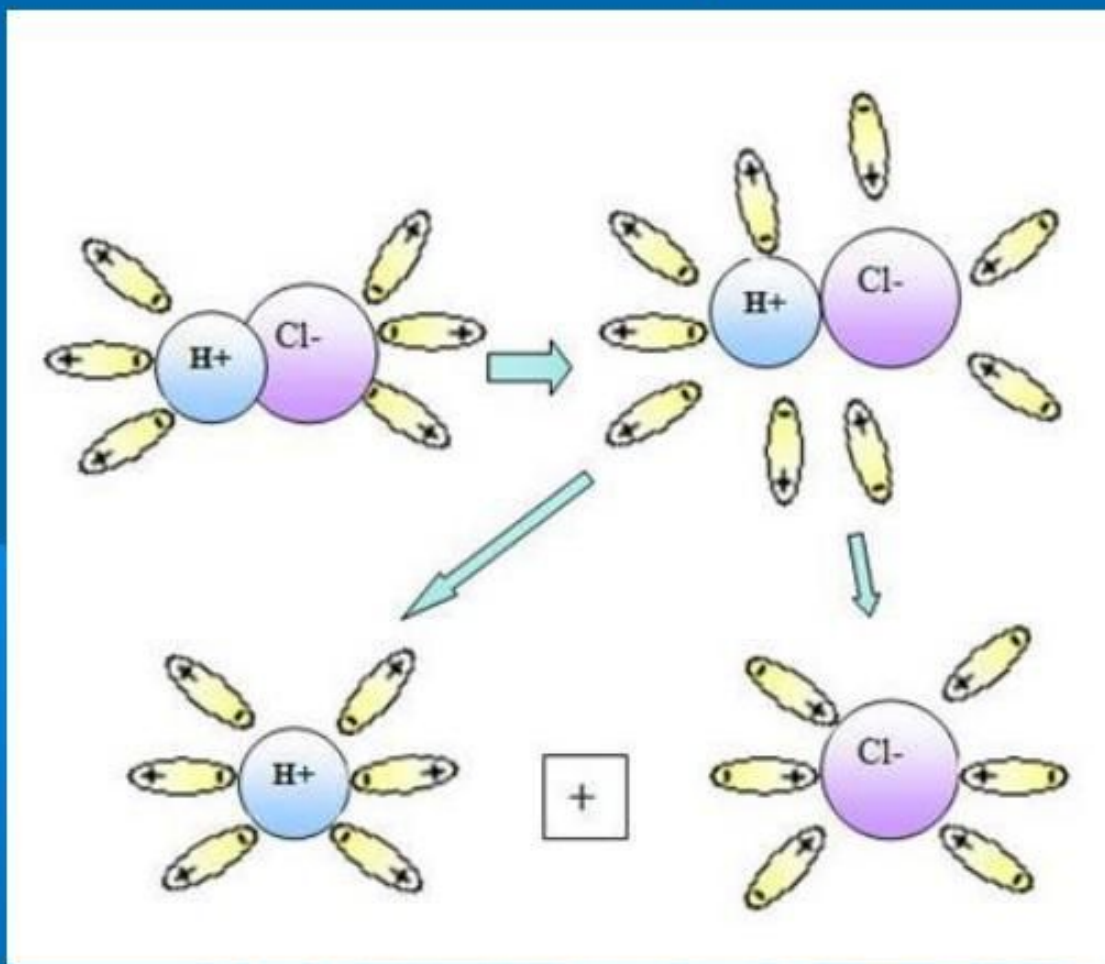
Основные положения теории электролитической диссоциации (С. Аррениус, 1887г.)

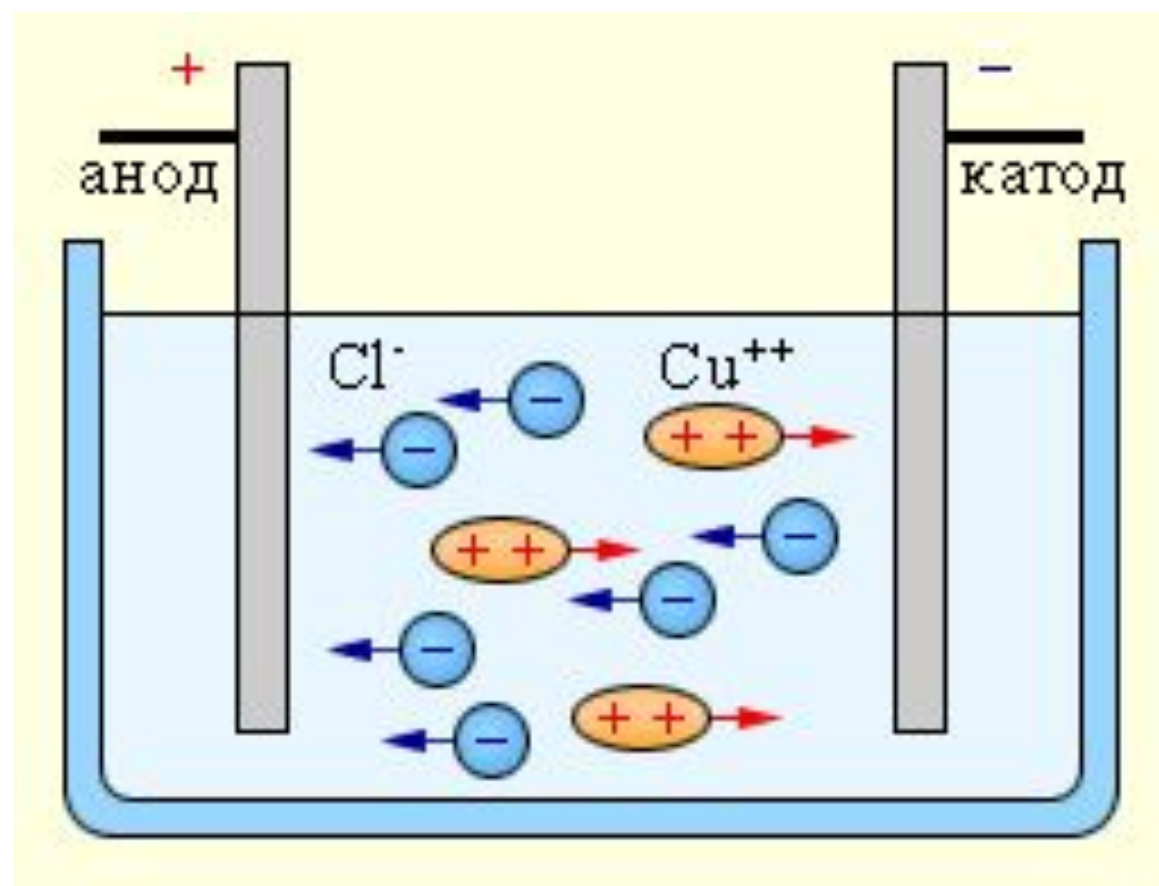
1. При растворении в воде (или расплавлении) электролиты распадаются на ионы: положительно заряженные (катионы) и отрицательно заряженные (анионы).
2. Под действием электрического тока катионы двигаются к катоду (-), а анионы — к аноду (+).
3. Электролитическая диссоциация обратима: параллельно с распадом молекул происходит соединение ионов (моляризация или ассоциация).

Диссоциация NaCl

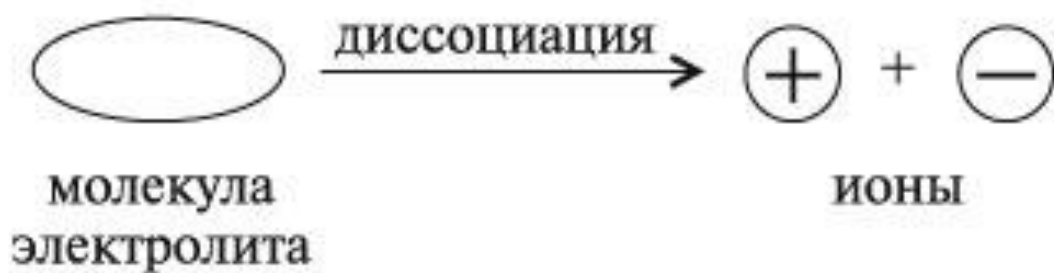


Процесс растворения веществ с ковалентной полярной связью





a



б



Сильные электролиты	Слабые электролиты	Неэлектролиты
<i>вещества с ионными или сильно полярными связями:</i> 1. некоторые неорганические кислоты (HCl, HBr, HI, HClO_4, H_2SO_4, HNO_3) 2. основания щ и щ/з металлов (LiOH, NaOH, KOH, RbOH, CsOH, $\text{Ba}(\text{OH})_2$, $\text{Sr}(\text{OH})_2$, $\text{Ca}(\text{OH})_2$). 3. все хорошо растворимые соли.	<i>Вещества с полярными связями</i> 1. почти все органические кислоты (CH_3COOH и др.); 2. некоторые неорганические кислоты (H_2CO_3, H_2S и др.); 3. почти все малорастворимые в воде соли, основания и гидроксид аммония ($\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$; $\text{Cu}(\text{OH})_2$; $\text{Al}(\text{OH})_3$; NH_4OH); 4. вода.	<i>Вещества с ковалентными неполярными или малополярными связями</i> 1. газы, 2. твердые вещества (неметаллы), 3. органические соединения (сахароза, бензин, спирт).

Количественная характеристика диссоциации

Степень электролитической диссоциации (a) - отношение числа молекул, распавшихся на ионы (n) к общему числу молекул, введенных в раствор (N).

$$a = n / N \qquad 0 < a < 1$$

зависит:

- от природы электролита и растворителя,
- температуры
- концентрации.

Константа диссоциации (Kd) - *константа химического равновесия в растворе слабого электролита* - отношение произведения равновесных концентраций ионов в степени соответствующих стехиометрических коэффициентов к концентрации недиссоциированных молекул.

Диссоциация воды.

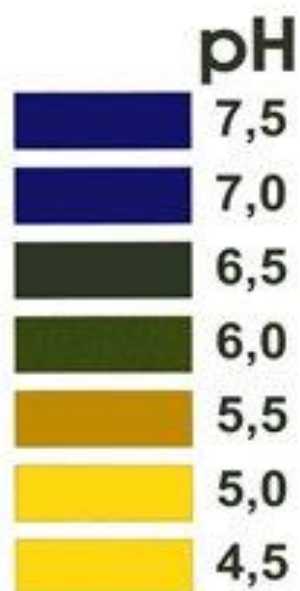
Водородный показатель среды pH.

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

- В чистой воде $[H^+] = [OH^-]$ $pH=7$
- В кислых растворах $[H^+] > [OH^-]$ $pH<7$
- В щелочных растворах $[H^+] < [OH^-]$ $pH>7$

Окраска индикаторов в разных средах

Название	Окраска индикатора в среде		
	Кислая $[H^+] > [OH^-]$ $pH < 7$	Нейтральная $[H^+] = [OH^-]$ $pH = 7$	Щелочная $[OH^-] > [H^+]$ $pH > 7$
Лакмус	красный	фиолетовый	синий
Фенолфталеин	бесцветный	бесцветный	малиновый
Метилоранж	розовый	оранжевый	желтый



КИСЛОТНО-ЩЕЛОЧНОЕ РАВНОВЕСИЕ

Известно, что pH биологических жидкостей организма колеблется в пределах от 7,0 до 7,5 (за исключением тех жидкостей, которые изначально имели кислую реакцию (желудочный сок и моча). Сдвиг кислотно-щелочного равновесия в сторону закисления может привести к развитию болезней.



Жесткость воды

Понятие и виды жесткости

Жесткость – свойство воды, обусловленное содержанием большого количества солей кальция и магния.

Общей жесткостью называется суммарная концентрация ионов кальция и магния в воде, выраженная в мг-экв/л.

- **Постоянная жесткость** – часть общей жесткости, остающаяся после кипячения воды при атмосферном давлении в течение определенного времени.
- **Временная жесткость** – часть общей жесткости, удаляющаяся кипячением воды при атмосферном давлении в течение определенного времени. Равна разности между общей и постоянной жесткостью.
- **Карбонатная жесткость** – обусловлена содержанием в воде гидрокарбонатов кальция и магния;
- **Некарбонатная** – обусловлена содержанием в воде хлоридов и сульфатов кальция и магния.

$$Ж_{общ} = Ж_{врем} + Ж_{пост} \text{ [мг-экв/л]}$$

Расчет жесткости воды

$$Ж = m \cdot 1000 / Э \cdot V$$

Где

- Ж – жесткость воды, мг-экв/л;
- m – масса соли, содержащей ионы жесткости, г;
- Э – эквивалентная масса соли, г-экв/моль;
- V – объем раствора, л;
- 1000 – коэффициент перевода г в мг.

Последствия использования жесткой воды

1. Плохие органолептические свойства воды
2. Большой расход мыла при стирке.
3. Преждевременный износ тканей при стирке.
4. В жесткой воде мясо и бобовые плохо развариваются, при этом понижается также питательная ценность продуктов.
5. Ускорение коррозии паровых котлов и теплообменников
6. Отложение накипи на поверхности теплообменных аппаратов - снижает экономичность работы этих установок.



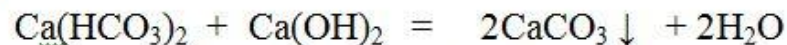
Устранение жесткости - умягчение

- реагентные методы;
- ионообменные методы;
- термическое умягчение;
- комбинированные методы (реагентные + ионный обмен; термические + реагентные).

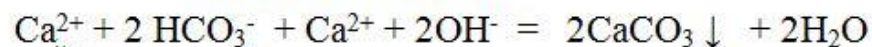
Способы устранения *временной* жесткости (3 способа):

1. Кипячение: $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2 \xrightarrow{t} \text{CaCO}_3 \downarrow + \text{CO}_2 \uparrow + \text{H}_2\text{O}$

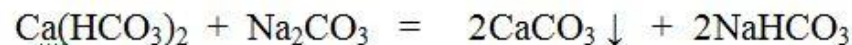
2. Известковый:



известковое молоко

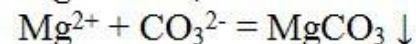
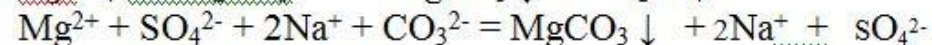


3. Содовый:



Способы устранения *постоянной* жесткости (2 способа):

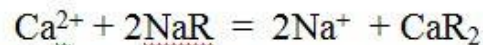
1. Содовый:



2. Фосфатный:

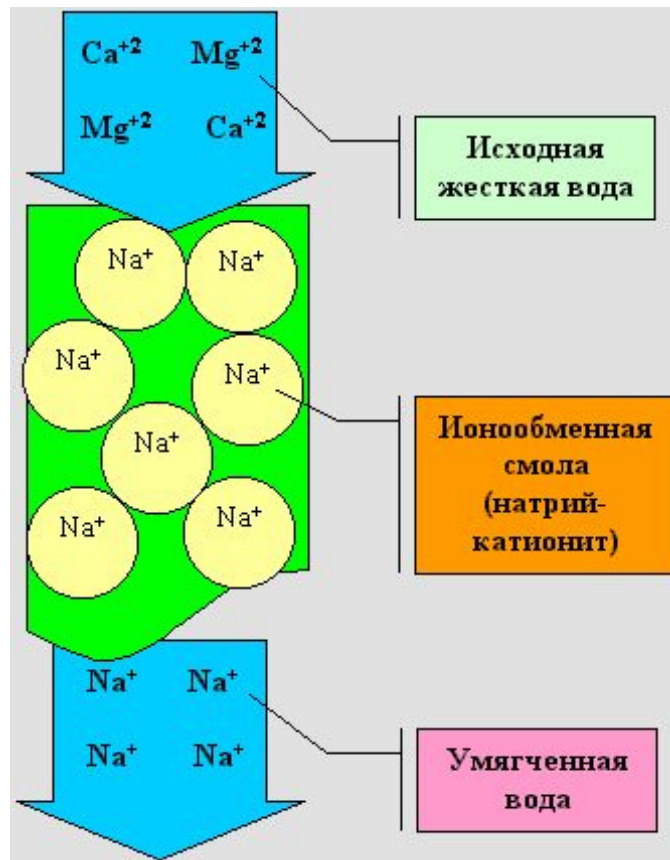


Метод ионного обмена основан на применении катионитов (ионообменных смол) общей формулы NaR .



Ионы Ca^{2+} и Mg^{2+} переходят в катионит (который затем регенерируют), а ионы Na^+ в раствор, жесткость воды при этом устраняется.

Ионный обмен



Гидролиз солей

Гидролиз – это взаимодействие вещества с водой, приводящее к образованию слабого электролита.

Виды гидролиза солей:

- гидролиз по аниону – протекает когда соль образована слабой кислотой и сильным основанием ($\text{pH} > 7$).
- гидролиз по катиону – протекает, когда соль образована сильной кислотой и слабым основанием ($\text{pH} < 7$).
- гидролиз по катиону и аниону – протекает когда соль образована слабой кислотой и слабым основанием (pH зависит от степени диссоциации образовавшихся слабых электролитов).

11. ГИДРОЛИЗ СОЛЕЙ



1. ДИСПЕРСНЫЕ СИСТЕМЫ

ДИСПЕРСНЫЕ СИСТЕМЫ

ГРУБОДИСПЕРСНЫЕ СИСТЕМЫ
размер частиц
 $> 1000 \text{ мкм}$

Взвеси (т/ж)
природные воды



КОЛЛОИДНЫЕ РАСТВОРЫ
размер частиц
 $1 - 1000 \text{ мкм}$

Суспензии (т/ж)
природные воды



Эмульсии (ж/ж)
молоко



Аэрозоли (т/г), (ж/г)
табачный дым, облака



ИСТИННЫЕ РАСТВОРЫ
размер частиц
 $< 1 \text{ мкм}$

Ионные
 $\text{CuSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$



Молекулярные
 $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH} + \text{H}_2\text{O}$

