

Электролитическая диссоциация

Автор работы

Федорова В.В.

учитель химии высшей категории

МАОУ «СОШ № 40» г.Новоуральск

История открытия ТЭД



**Сванте Август
Аррениус (1859-1927)**

История возникновения теории электролитической диссоциации связана с именем шведского физико-химика Аррениуса. Он был разносторонним ученым: его перу принадлежит более двухсот научных работ в области химии, физики, геофизики, метеорологии, биологии и физиологии.

История открытия теории электролитической диссоциации

В 1887 году шведский химик
Сванте Аррениус сформулировал
основные положения теории
электролитической диссоциации



Кто был этот ученый?

Он родился в 1859 году в старинном шведском городе Упсале. В гимназии он был одним из лучших учеников, особенно легко ему давалось изучение физики и математики. В 1876 году он был принят в Упсальский университет. И уже через два года (на полгода раньше срока) он сдал экзамен на степень кандидата философии. Однако впоследствии он жаловался, что обучение в университете велось по устаревшим схемам: например, «нельзя было услышать ни единого слова о менделеевской системе, а ведь ей было уже больше десяти лет». Физик по образованию, он прославился своими химическими исследованиями и стал одним из основателей новой науки — физической химии. Больше всего он занимался изучением поведения веществ-электролитов в растворах, а также исследованием скорости химических реакций. За разработку теории электролитической диссоциации ему была присуждена Нобелевская премия за 1903 год. Веселый и добродушный великан, настоящий «сын шведской сельской местности», он всегда был душой общества, располагал к себе коллег и просто знакомых.

Вещества по электропроводности

Электролиты

вещества, растворы и
расплавы которых
проводят электрический
ток

Неэлектролиты

вещества, растворы и
расплавы которых не
проводят
электрический ток

Веществ

а

Электролит



ХС
ионная,
ковалентная полярная



большинство
неорганических кислот,
соли, щелочи

Неэлектролит



ХС
ковалентная
неполярная,
малополярная



большинство
органических
веществ, многие газы



Вода

хороший растворитель,

-

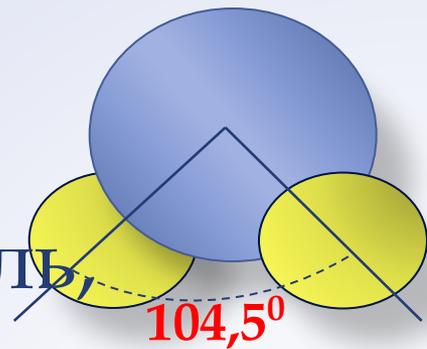
Вода

т.к. молекулы воды полярны.

слабый амфотерный

-

электролит.



Электролиты

- это вещества, растворы и расплавы которых проводят электрический ток.

Кислоты: HCl ; HNO_3 ; H_2SO_4

Щелочи: NaOH ; KOH ; $\text{Ba}(\text{OH})_2$

Соли: NaCl ; CuSO_4 ; $\text{Al}(\text{NO}_3)_3$



Электролиты

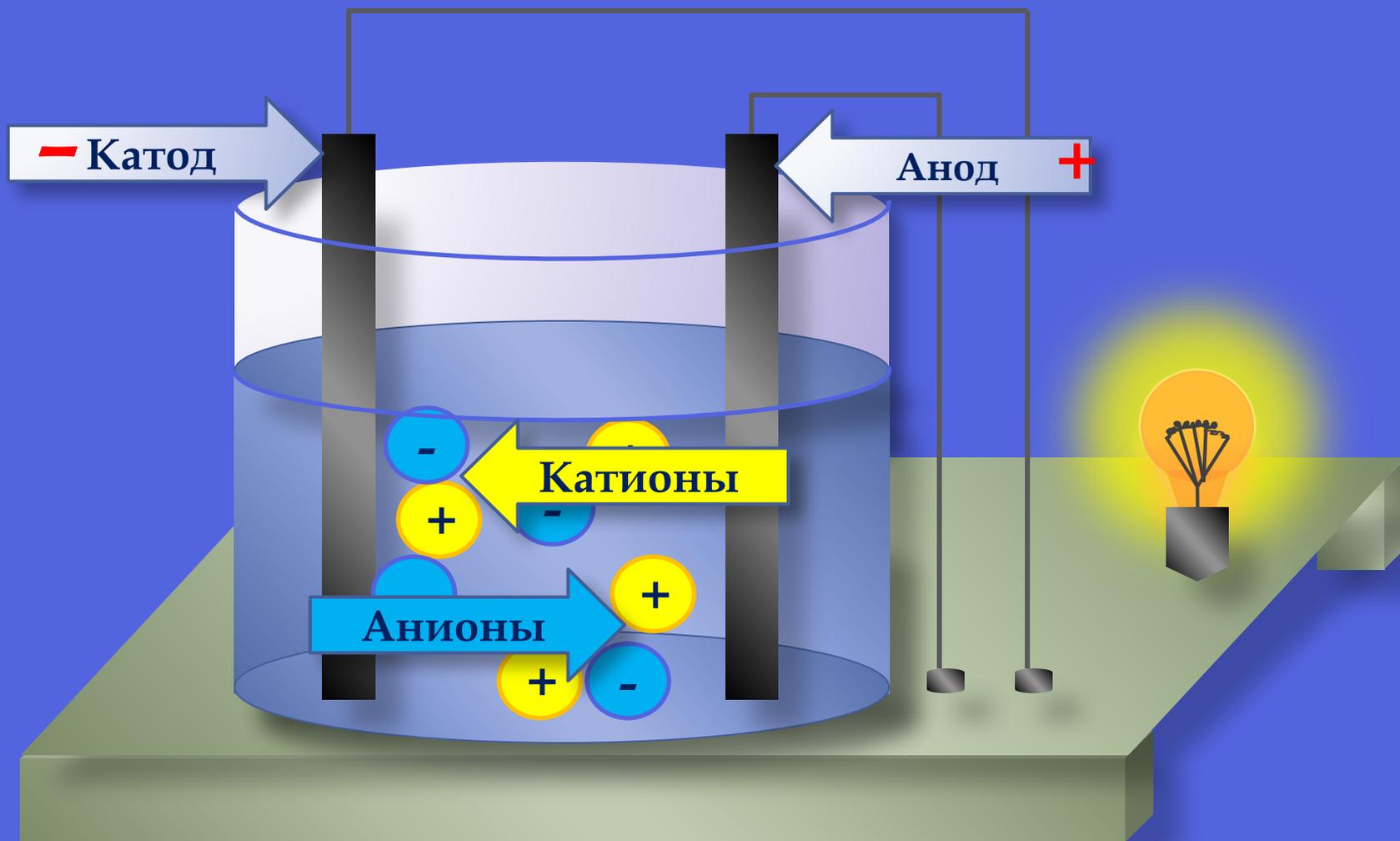


Рис.2.



Неэлектролиты

- это вещества, растворы или расплавы которых не проводят электрический ток.

Органические вещества:

сахар, ацетон, бензин, керосин, глицерин, этиловый спирт, бензол и др.

Газы: кислород, водород, азот и др.



Неэлектролиты

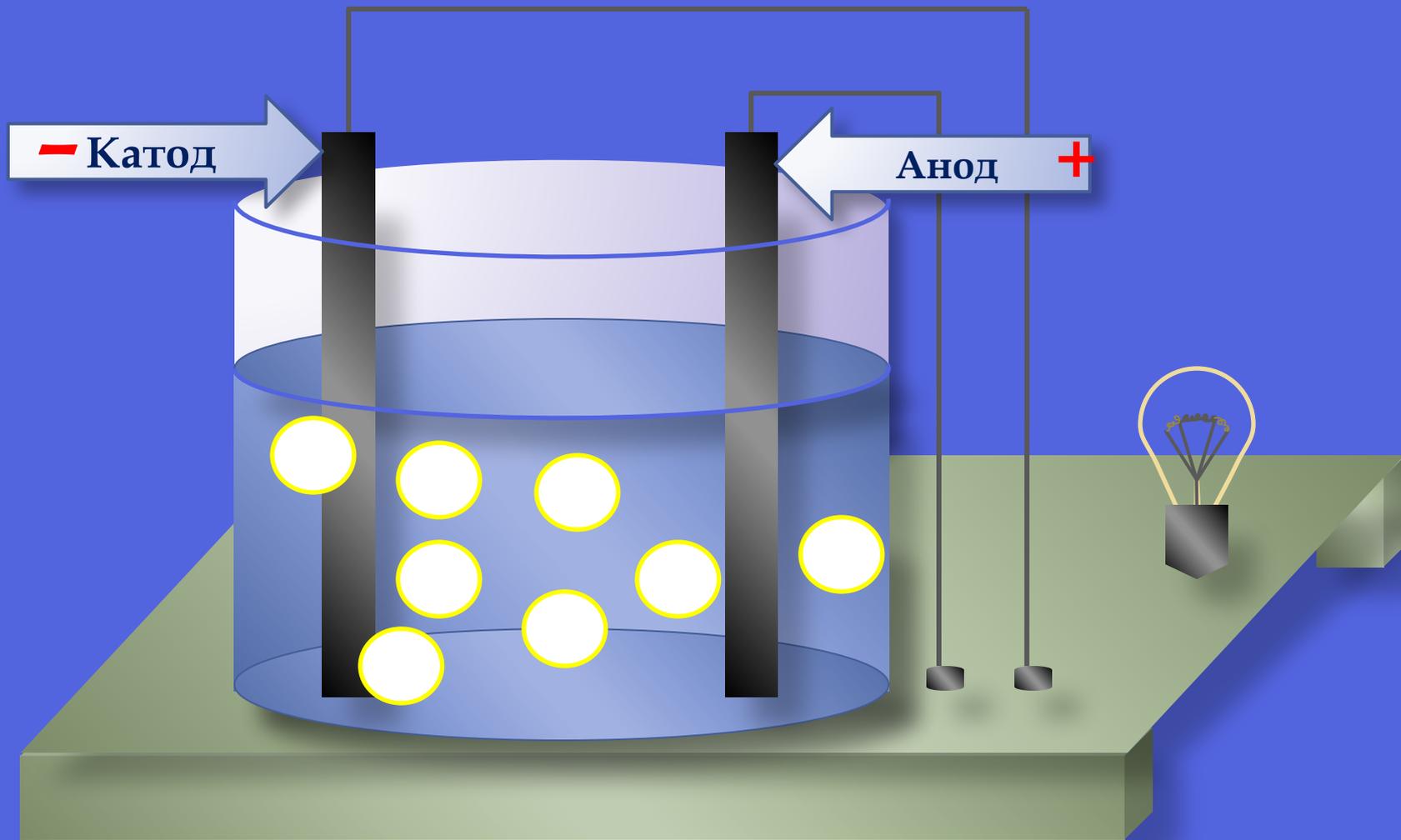


Рис.3.



Электролитическая

диссоциация - процесс распада молекул электролита на ионы в растворе или расплаве.

С.Аррениус

Теория электролитической диссоциации. 1887 г.



Причины электролитической диссоциации

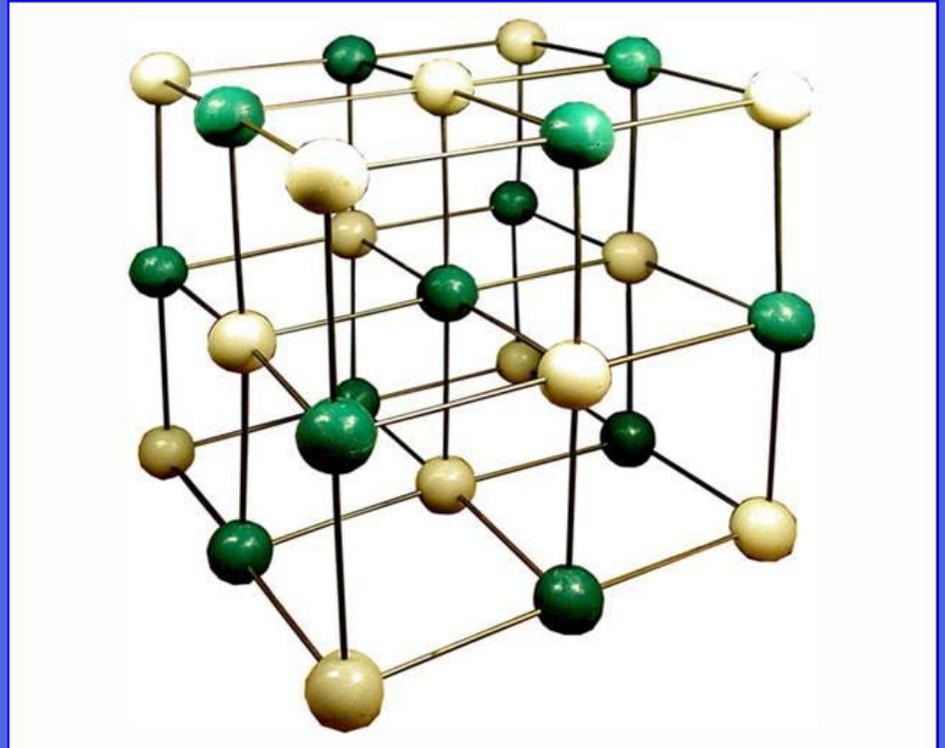
- Сторонники физической теории растворов (Вант-Гофф, Аррениус и Освальд) считали, что процесс растворения - результат диффузии, т.е. проникновения растворенного вещества в промежутки между молекулами воды. В растворах находятся ионы.
- Д.И. Менделеев и его сторонники доказывали, что растворение – результат химического взаимодействия растворенного вещества с молекулами воды.
- В результате химического взаимодействия с водой образуются соединения – гидраты.

Причины электролитической диссоциации

- И.А. Каблуков и В.А. Кистяковский применили химическую теорию Д.И. Менделеева и доказали что в растворе находятся не свободные ионы а гидратированные.
- **Они показали, что растворение — физико-химический процесс, включающий в себя как образование ионов (теория электролитической диссоциации), так и гидратацию веществ (гидратная теория) молекулами воды.**

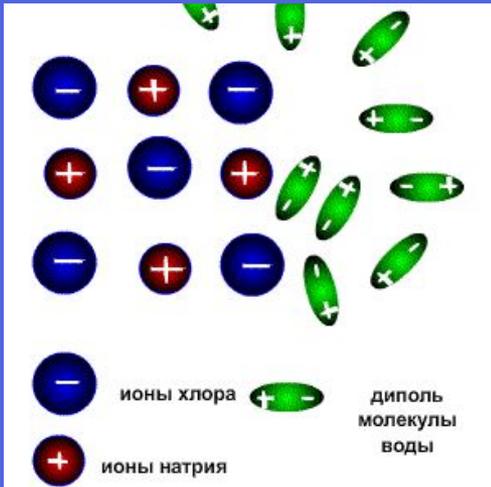
Причины распада вещества на ионы в расплавах

Нагревание усиливает колебания ионов в узлах кристаллической решётки, в результате чего она **разрушается**. Образуется расплав, состоящий из ионов.



Причины диссоциации веществ в воде

Вода - полярная
молекула



Вода **ослабляет**
взаимодействие между
ионами в **81 раз**

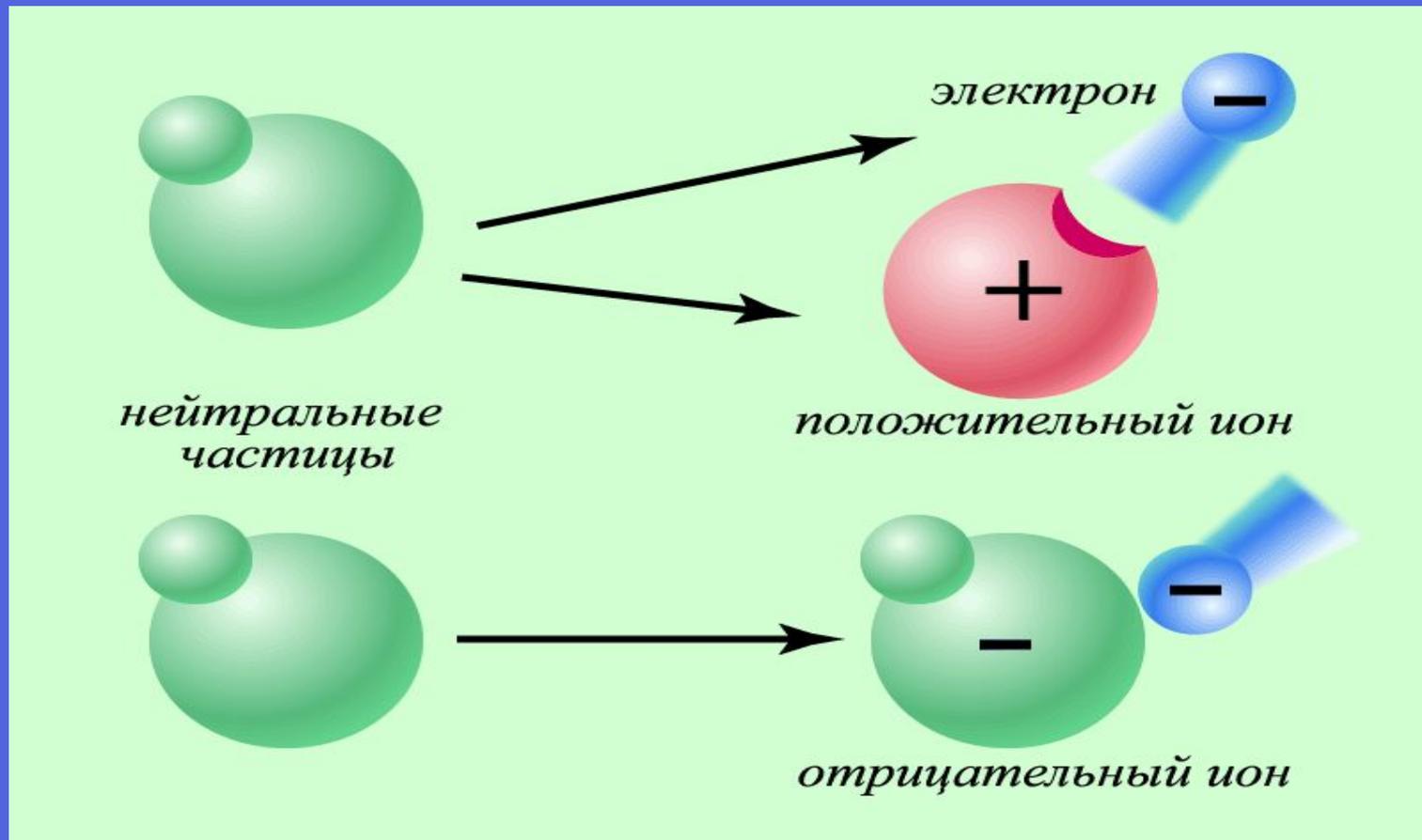


Диполи воды
"вырывают" ионы из
кристаллической решётки



**Кристаллическая
решетка
разрушается**

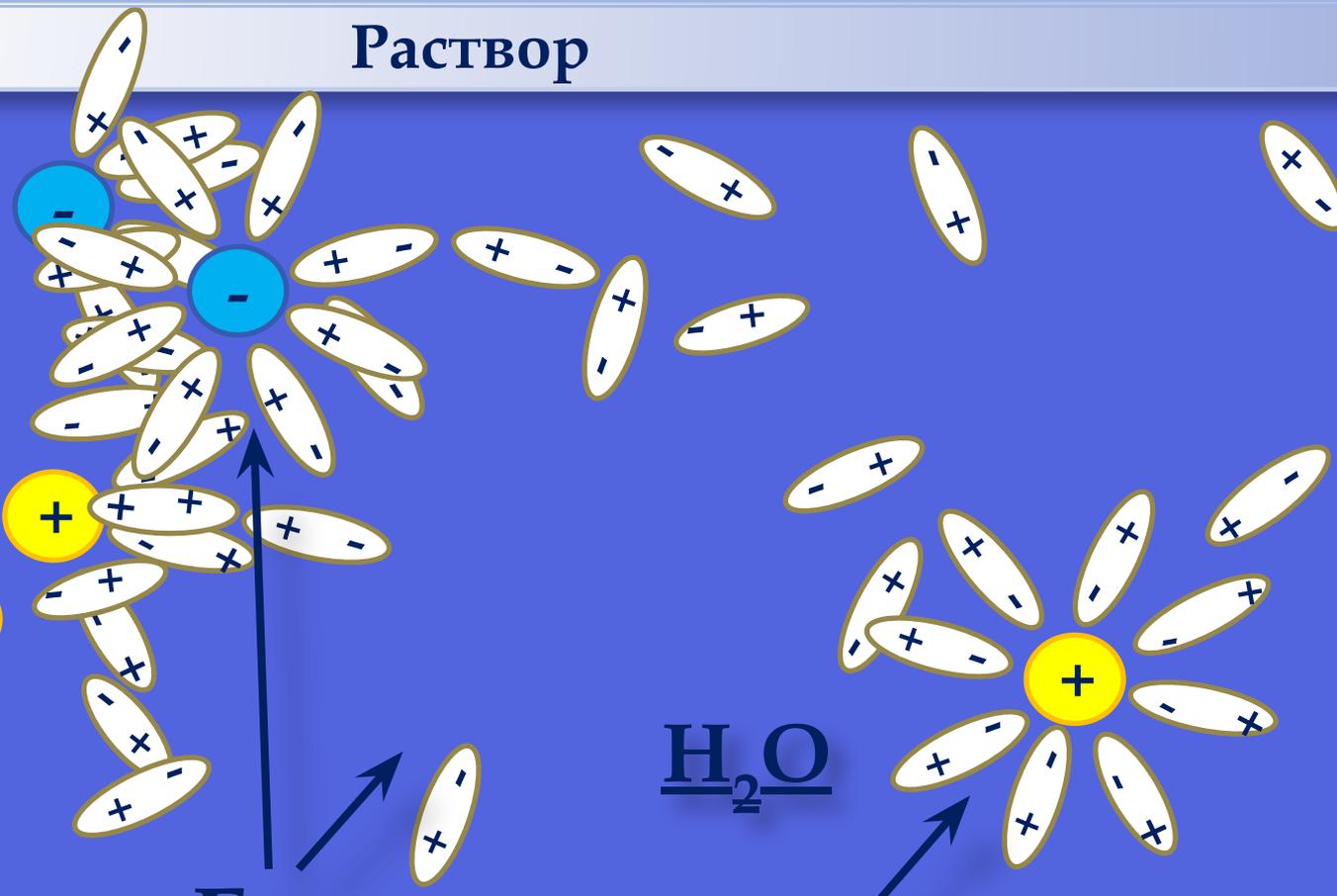
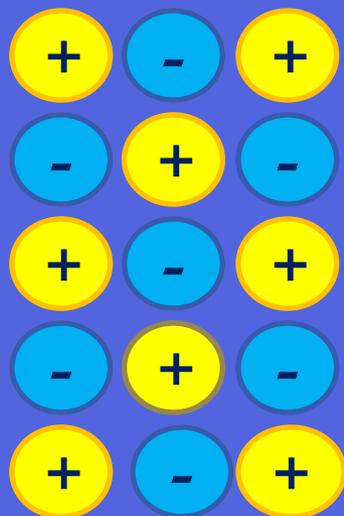
- ИОНЫ – это положительно или отрицательно заряженные частицы, в которые превращаются атомы или группы атомов в результате отдачи или присоединения электронов



Механизм электролитической диссоциации веществ с ионной связью

Рис.4

Раствор



Гидратированные ионы

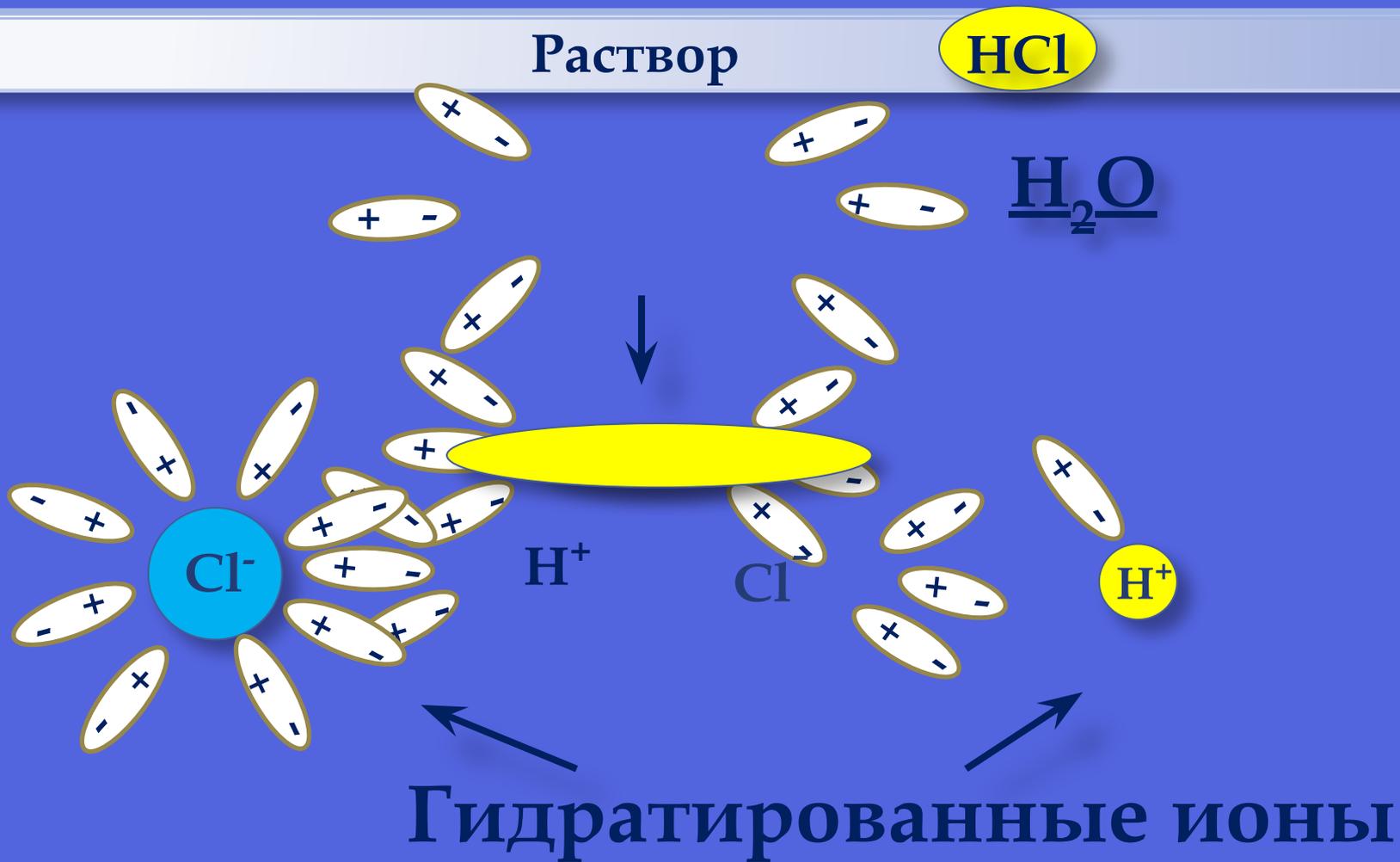


[подробнее](#)



Механизм электролитической диссоциации веществ с ковалентной полярной связью

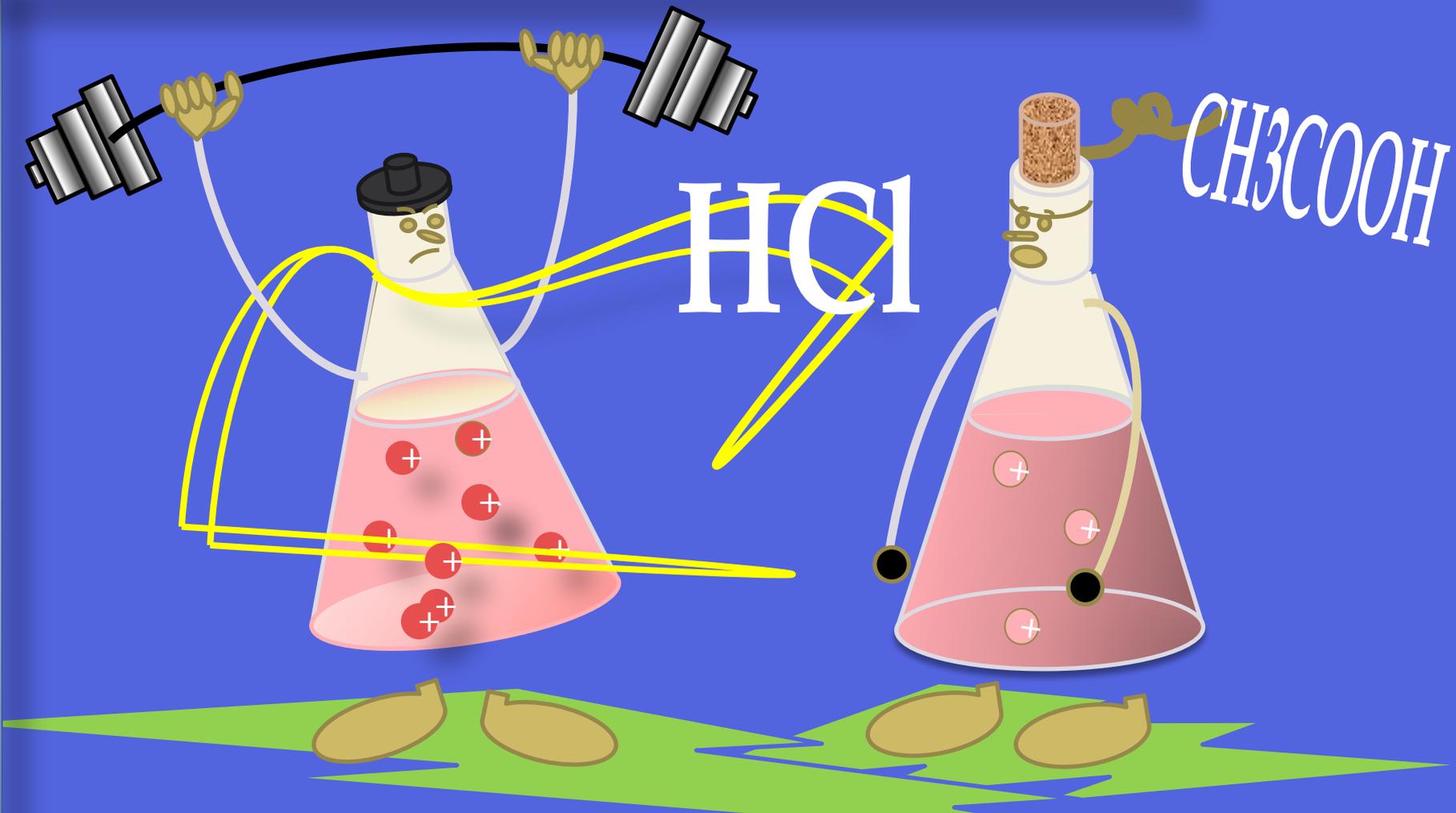
Рис.5



[подробнее](#)



2.Сильные и слабые электролиты



Сильные и слабые

Рис.6.



Количественная характеристика процесса диссоциации

Степень диссоциации

$$\alpha = \frac{n}{N} \quad \alpha\% = \frac{n}{N} \cdot 100\%$$

Отношение числа распавшихся молекул к общему числу молекул в растворе



Сила электролита

2. Сильные и слабые электролиты

Электролиты	Сильные ($\alpha > 30\%$)	Слабые ($\alpha < 30\%$)
Соли	практически все	Hg_2Cl_2 , некоторые соли тяжелых металлов
Основания		
растворимые в воде	гидроксиды щелочных и щелочноземельных металлов	водный раствор аммиака
нерастворимые	-	все
Кислоты		
бескислородные	HI , HBr , HCl	HF , H_2S
кислородосодержащие	HClO_4 , H_2SO_4 , HNO_3	H_2SO_3 , H_2CO_3 , H_2SiO_3 , H_3PO_4 , H_2SiO_2 , H_2CO_3 , H_2SiO_3



2.Сильные и слабые электролиты



Основные положения теории электролитической диссоциации.



1 При растворении в воде электролиты диссоциируют (распадаются) положительные и отрицательные на ионы.



Ионы – это одна из форм существования химического элемента. Свойства ионов отличны от свойств атомов, которые их образовали.

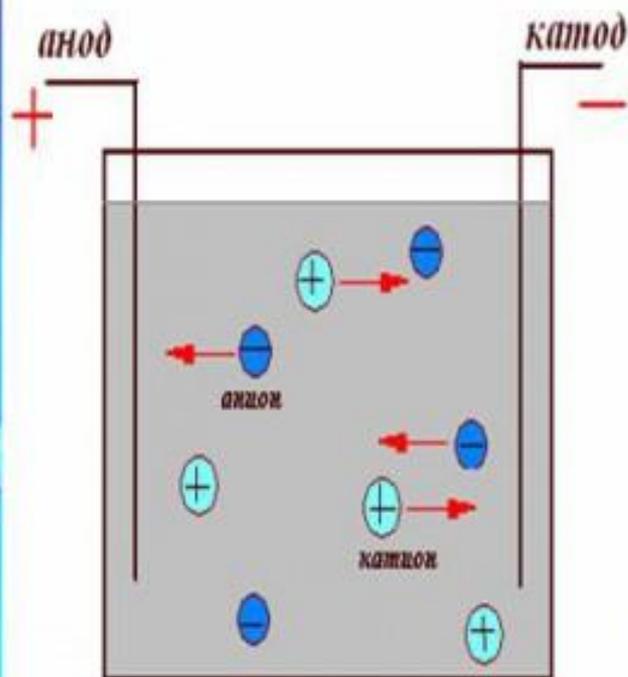
Ионы – это положительно или отрицательно заряженные частицы, в которые превращаются атомы или группы атомов в результате отдачи или присоединения электронов.

Слово «ион» в переводе с греческого означает «странствующий». В растворах ионы беспорядочно передвигаются в различных направлениях.

По составу ионы делятся на простые Na^+ , Cl^- и сложные SO_4^{2-} , NH_4^+ .

Основные положения теории электролитической диссоциации.

2 Причиной диссоциации электролита в водном растворе является его гидратация, т.е. взаимодействие электролита с молекулами воды и разрыв химической связи в нем.



3 Под действием электрического тока положительно заряженные ионы движутся к отрицательному полюсу источника тока – катоду, поэтому их называют катионами. А отрицательно заряженные ионы движутся к положительному полюсу источника тока – аноду, поэтому их называют анионами.



В растворах электролитов сумма зарядов анионов и равна сумме зарядов катионов, вследствие чего эти растворы электронейтральны.

Основные положения ТЭД

- 4. Электролитическая диссоциация для слабых электролитов – процесс обратимый. Обратный процесс – ассоциация.
- 5. Не все электролиты в одинаковой мере диссоциируют на ионы.
- 6. Химические свойства электролитов определяются свойствами тех ионов, которые они образуют при диссоциации.

Диссоциация

5. Диссоциация кислот, оснований, солей

Кислоты ЭТО СЛОЖНЫЕ вещества, при диссоциации которых в водных растворах в качестве катионов отщепляются только ионы водорода.



Диссоциация

Основания **оснований** это сложные вещества, при диссоциации которых в водных растворах в качестве анионов отщепляются только гидроксид-

ИОНЫ.



Диссоциация

Соли - это сложные вещества, которые в водных растворах диссоциируют на катионы металла и анионы кислотного остатка.



Me^{n+} (кислотный остаток) $^{\text{B}-}$



Электролитическая

6. О значении электролитов для живых организмов

ДИССОЦИАЦИЯ

□ Электролиты – составная часть жидкостей и плотных тканей живых организмов.

Ионы Na^+ , K^+ , Ca^{2+} , Mg^{2+} , H^+ ; OH^- ; Cl^- ; SO_4^{-2} ; HCO_3^- имеют большое значение для физиологических и биохимических процессов:

□ ионы H^+ ; OH^- играют большую роль в работе ферментов, обмене веществ, переваривании пищи и др.

□ при нарушении водно-солевого обмена в медицине применяется физиологический раствор – 0,85% раствор NaCl ;

□ ионы I^- влияют на работу щитовидной железы.



6. Рис.8. Характерные симптомы дефицита химических элементов в организме человека

Ионы	Типичный симптом
Ca^{2+}	Замедление роста скелета
Mg^{2+}	Мышечные судороги
Fe^{2+}	Анемия, нарушение иммунной системы
Zn^{2+}	Повреждение кожи, замедление полового созревания
Mn^{2+}	Учащение депрессий, дерматиты

подробнее



Значение теории электролитической диссоциации

- ТЭД позволила объяснить свойства водных растворов электролитов и объяснила теорию кислот и оснований. Она была широко и плодотворно применена для объяснения многочисленных физических и химических явлений в расплавах и даже твердых телах.
- Вместе с законом действующих масс она позволила объяснить все известные практические способы, условия и механизм аналитических реакций (качественный анализ).

Значение теории электролитической диссоциации

- Обосновала механизм многих органических реакций и помогла физиологам в изучении состава и свойств кровяных телец, мембранного равновесия и окислительно-восстановительного потенциала биологических реакций.
- Оказала сильное влияние на развитие химического языка и в целом сыграла фундаментальную роль в современном естествознании.

Выводы

- ТЭД была предложена в 1887 году шведским ученым Сванте Августом Аррениусом. Классическая теория электролитической диссоциации применима лишь к разбавленным растворам слабых электролитов.
- Современная теория водных растворов электролитов кроме ТЭД Аррениуса включает представления о гидратации ионов (И.А. Каблуков, В.А. Кистяковский) и теорию сильных электролитов (П. Й. Дебай, Э.А. Хюккель).
- Легче всего диссоциируют вещества с ионной связью.

Выводы

- **Степень диссоциации** зависит от природы электролита и его концентрации. По степени диссоциации электролиты делят на **сильные и слабые**.
- По характеру образующихся ионов различают три типа электролитов: **кислоты, основания и соли**.
- С помощью ТЭД дают определения и описывают **свойства кислот, оснований и солей**.

Алгоритм написания уравнений диссоциации сильных электролитов

- Запишите формулу электролита – сульфата алюминия
- $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$
- 2. Расставьте заряды ионов, используя таблицу растворимости
- $\text{Al}^{3+}_2(\text{SO}_4)^{2-}_3$
- 3. Это сильный электролит
- 4. Электролит сильный, ставим знак =
- $\text{Al}^{3+}_2(\text{SO}_4)^{2-}_3 =$
- 5. После знака равно запишите ионы так, как они выглядят в таблице растворимости.
- $\text{Al}^{3+}_2(\text{SO}_4)^{2-}_3 = \text{Al}^{3+} + \text{SO}_4^{2-}$
- 6. Индексы, стоящие у ионов, становятся коэффициентами
- $\text{Al}^{3+}_2(\text{SO}_4)^{2-}_3 = 2\text{Al}^{3+} + 3\text{SO}_4^{2-}$
- 7. При наличии коэффициента перед формулой, необходимо каждый ион умножить на этот коэффициент
- $5\text{Al}^{3+}_2(\text{SO}_4)^{2-}_3 = 5 * 2\text{Al}^{3+} + 5 * 3\text{SO}_4^{2-}$
- $5\text{Al}^{3+}_2(\text{SO}_4)^{2-}_3 = 10\text{Al}^{3+} + 15\text{SO}_4^{2-}$

Алгоритм написания уравнений диссоциации слабых электролитов

- Запишите формулу электролита – гидроксида меди (II)
- Cu(OH)_2
- 2. Расставьте заряды ионов, используя таблицу растворимости
- $\text{Cu}^{2+}(\text{OH}^-)_2$
- 3. Это слабый электролит.
- 4. Электролит слабый, ставим знак обратимости (стрелки, направленные влево и вправо)
- $\text{Cu}^{2+}(\text{OH}^-)_2 \rightleftharpoons$
- 5. После знака обратимости запишите ионы так, как они выглядят в таблице растворимости.
- $\text{Cu}^{2+}(\text{OH}^-)_2 \rightleftharpoons \text{Cu}^{2+} + \text{OH}^-$
- 6. Индексы, стоящие у ионов, становятся коэффициентами
- $\text{Cu}^{2+}(\text{OH}^-)_2 \rightleftharpoons \text{Cu}^{2+} + 2\text{OH}^-$
- 7. При наличии коэффициента перед формулой, необходимо каждый ион умножить на этот коэффициент
- $3 \text{Cu}^{2+}(\text{OH}^-)_2 \rightleftharpoons 3 \text{Cu}^{2+} + 3 \cdot 2\text{OH}^-$
- $3 \text{Cu}^{2+}(\text{OH}^-)_2 \rightleftharpoons 3\text{Cu}^{2+} + 6 \text{OH}^-$

Запишите домашнее задание и выберите смайлик

Распределите вещества в 2 столбика (I- электролиты, II- неэлектролиты)

Жидкий аммиак, раствор хлорида кальция, серная кислота, нитрат калия, гидроксид калия, ацетон, фосфат кальция, бензол, раствор сахара, азотная кислота, карбонат кальция, иодоводород

Спасибо, ребята 😊 😄

ЗАДАНИЕ

- ИСПОЛЬЗУЯ ПАРАГРАФЫ №4,5 И ПРЕЗЕНТАЦИЮ
- 1. В РАБОЧУЮ ТЕТРАДЬ ВЫПИСАТЬ ОПРЕДЕЛЕНИЯ (КТО РАБОТАЛ НА УРОКАХ, ТОЛЬКО ТЕ ОПРЕДЕЛЕНИЯ, КОТОРЫХ НЕТ).
- 2. ПОДГОТОВИТЬСЯ К САМОСТОЯТЕЛЬНОЙ РАБОТЕ ПО УРАВНЕНИЯМ ДИССОЦИИАЦИИ НАПИСАТЬ ДЛЯ СЛЕДУЮЩИХ ВЕЩЕСТВ УРАВНЕНИЯ ДИССОЦИИАЦИИ

