



Урок- презентация

Электролитическая диссоциация

Оборудование и реактивы

- Прибор для определения электропроводимости с лампочкой.
- Растворы кислот, щелочей, солей (одинаковая нормальная концентрация), растворы спирта, сахара, дистиллированная вода, пробирки.

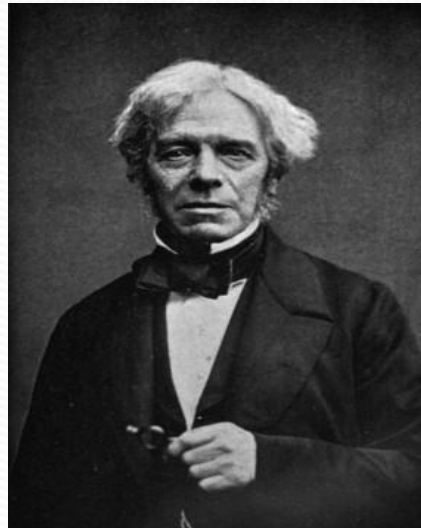


Теория электролитической диссоциации

В Первой половине 19 века М. Фарадей ввел понятия об электролитах и неэлектролитах.

Электролитами он назвал вещества, водные растворы которых проводят электрический ток.

Неэлектролитами она назвал вещества, водные растворы которых не проводят электрический ток.



Электролиты- вещества, растворы которых проводят электрический ток.

К ним относятся все растворимые:

1. соли
- 2.щелочи
- 3.кислоты

Неэлектролиты- вещества, растворы которых не проводят электрический ток.

К ним относятся:

- 1.нерастворимые соли, основания, кислоты
2. газообразные вещества
- 3.оксиды
- 4.органические вещества

ФАРАДЕЙ Майкл 22 сентября 1791 г. – 25 августа 1867 г.

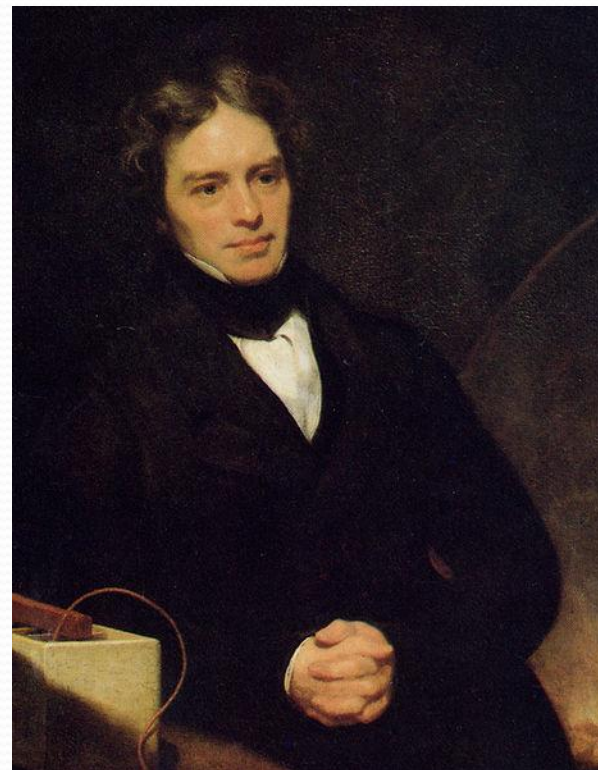
Английский физик Майкл Фарадей родился в предместье Лондона в семье кузнеца. В 1813 г. один из заказчиков подарил Фарадею приглашительные билеты на лекции Гемфри Дэви в Королевском институте, сыгравшие решающую роль в судьбе юноши. Обратившись с письмом к Дэви, Фарадей с его помощью получил место лабораторного ассистента в Королевском институте.

Научная деятельность Фарадея протекала в стенах Королевского института, где он сначала помогал Дэви в химических экспериментах, а затем начал самостоятельные исследования. Фарадей осуществил сжижение хлора и некоторых других газов, получил бензол. В 1821 г. он впервые наблюдал вращение магнита вокруг проводника с током и проводника с током вокруг магнита, создал первую модель электродвигателя. В 1831 г. Он открыл явления электромагнитной индукции.

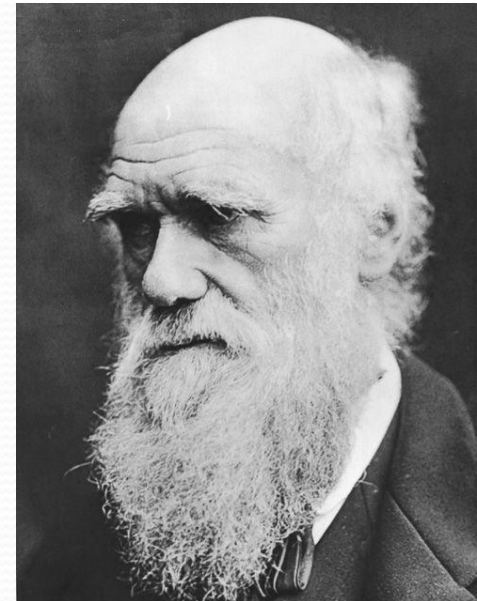
Стремление выявить природу электрического тока привело Фарадея к экспериментам по прохождению тока через растворы кислот, солей и щелочей. Результатом этих исследований стало открытие в 1833 г. законов электролиза (законы Фарадея). В 1845 г. Фарадей обнаружил явление вращения плоскости поляризации света в магнитном поле (эффект Фарадея). В том же году он открыл диамагнетизм, в 1847 г. – парамагнетизм. Фарадей ввёл в науку ряд понятий – **катода, анода, ионов, электролиза, электродов**; в 1833 г. он изобрел вольтметр.


В 1840 г., ещё до открытия закона сохранения энергии, Фарадей высказал мысль о единстве «сил» природы (различных видов энергии) и их взаимном превращении. Он ввёл представления о силовых линиях, которые считал физически существующими. Идеи Фарадея об электрическом и магнитном полях оказали большое влияние на развитие всей физики. В 1832 г. впервые употребил термин «магнитное поле».

Открытия Фарадея завоевали широчайшее признание во всём научном мире; его именем впоследствии были названы законы, явления, единицы физических величин и т.д.



Для объяснения свойств водных растворов электролитов шведский ученый **С. Аррениус** (1859-1927) предложил **теорию электролитической диссоциации**. Согласно этой теории, при растворении в воде электролиты распадаются на свободные ионы. Этот процесс был назван электролитической диссоциацией.





Растворы веществ тогда становятся проводниками
электрического тока,
когда они содержат ИОНЫ
(положительно или отрицательно заряженные частицы),
которые в электрическом поле приходят в направленное
движение.

Электролитическая диссоциация- распад электролита на ионы при растворении или расплавлении

Сванте-Август Аррениус родился 19 февраля 1859 года в старинном шведском городе Упсале.

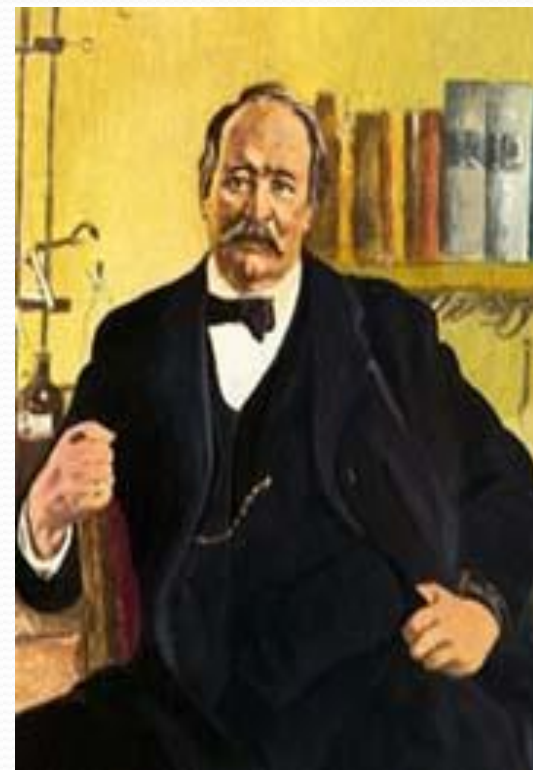
В 1876 году юноша был принят в Упсальский университет. И уже через два года (на шесть месяцев раньше срока) он сдал экзамен на степень кандидата философии.

В 1881 году Аррениус переехал в Стокгольм и поступил на работу в Физический институт Академии наук. Там он приступил к изучению электрической проводимости сильно разбавленных водных растворов электролитов.

Хотя Сванте Аррениус по образованию - физик, он знаменит своими химическими исследованиями и стал одним из основателей новой науки - физической химии. Больше всего он занимался изучением поведения электролитов в растворах, а также исследованием скорости химических реакций. За разработку теории электролитической диссоциации Аррениусу была присуждена Нобелевская премия 1903 года.

Но путь к мировому признанию для Аррениуса-химика был совсем не прост. У теории электролитической диссоциации в ученом мире были очень серьезные противники. Так, Д. И. Менделеев резко критиковал не только саму идею Аррениуса о диссоциации, но и чисто "физический" подход к пониманию природы растворов, не учитывающий химических взаимодействий между растворенным веществом и растворителем.

Впоследствии выяснилось, что и Аррениус, и Менделеев были каждый по-своему правы, и их взгляды, дополняя друг друга, составили основу новой - протонной - теории кислот и оснований.

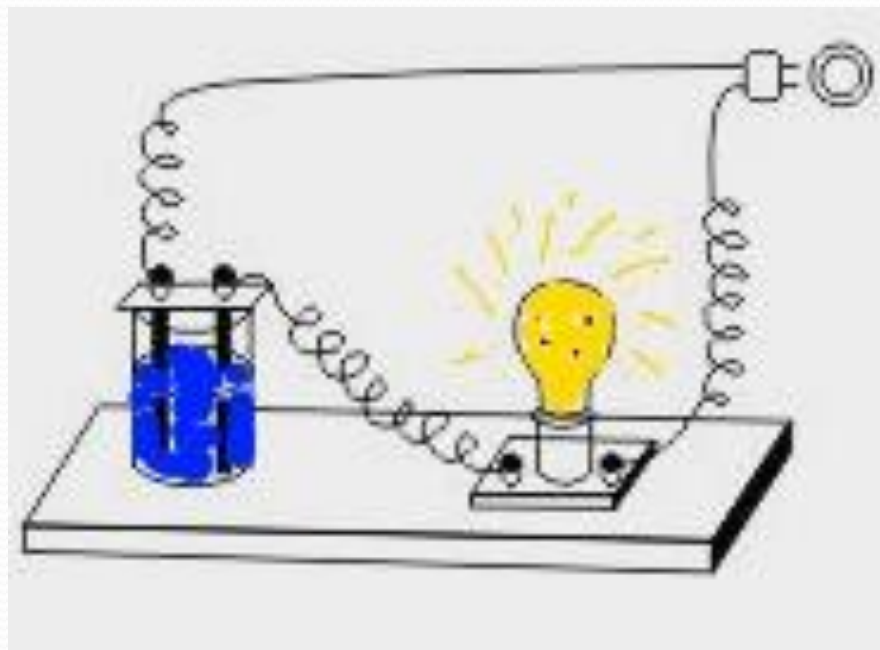


Диссоциация- это распад электролита на ИОНЫ.

Вывод (по Аррениусу): чтобы лампочка загорелась, цепь должна замкнуться через раствор электролита.

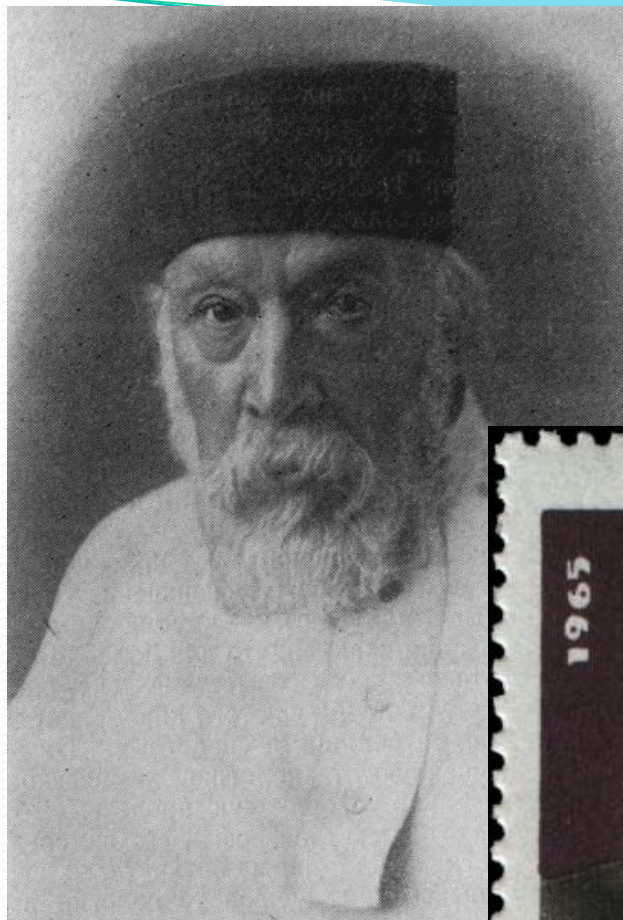
В растворе должно происходить упорядоченное движение заряженных частиц. Такими частицами в растворах солей кислот и щелочей могут быть положительные и отрицательные ионы.

Значит, в воде молекулы кислот и кристаллы солей и щелочей распадаются на ионы, т. е. диссоциируют:

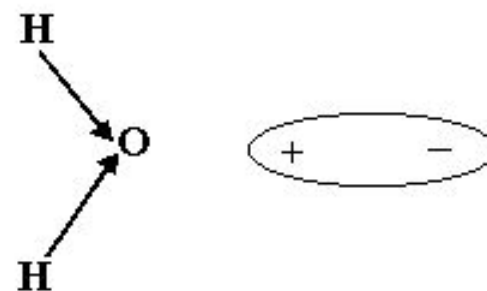
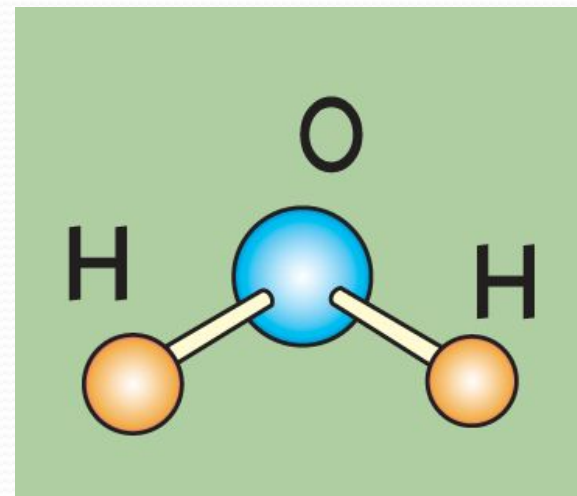


Но эта теория не ответила на вопросы: почему одни вещества являются **электролитами**, а другие нет? Какова роль в образовании ионов играет растворитель?

Представления о диссоциации **электролитов** получили развитие в работах русских химиков И. А. Каблукова и В.А Кистяковского.



Они применили к объяснению процесса электролитической диссоциации химическую теорию растворов Д.И. Менделеева, который доказал экспериментально, что при растворении электролитов происходит химическое взаимодействие растворенного вещества с водой, которое приводит к образованию гидратов, а затем они диссоциируют на ионы. Эти ионы связаны с молекулами воды т.е. являются **гидратированными**.



МЕНДЕЛЕЕВ, Дмитрий Иванович 27 января (8 февраля) 1834 г. – 20 января (2 февраля) 1907 г.

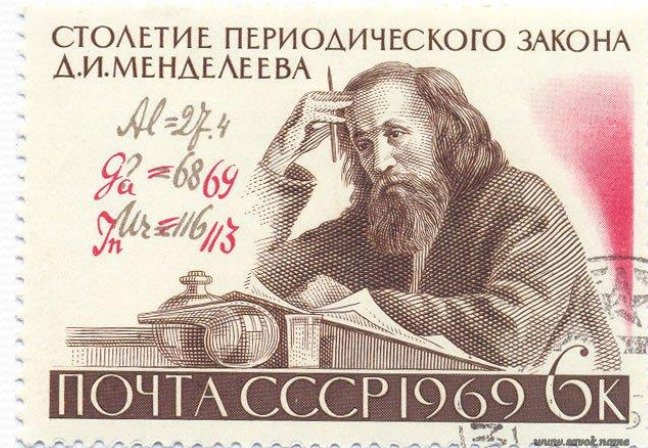
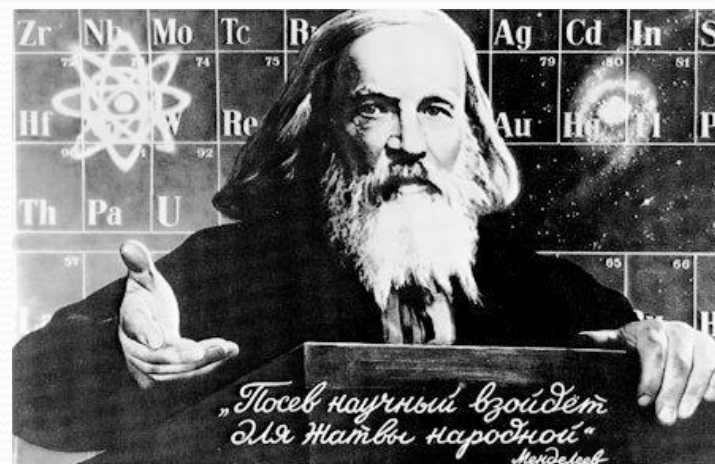
Русский химик Дмитрий Иванович Менделеев родился в Тобольске в семье директора гимназии.

Приступив к чтению курса неорганической химии в Петербургском университете, Менделеев начал писать свой классический труд «Основы химии». В предисловии ко второму выпуску первой части учебника, вышедшему в 1869 г., Менделеев привёл таблицу элементов под названием «Опыт системы элементов, основанной на их атомном весе и химическом сходстве», а в марте 1869 г. на заседании Русского химического общества Н. А. Меншуткин доложил от имени Менделеева его периодическую систему элементов. Периодический закон явился фундаментом, на котором Менделеев создал свой учебник.

На основе своей системы Менделеев исправил атомные веса некоторых известных элементов, а также сделал предположение о существовании неизвестных элементов и отважился предсказать свойства некоторых из них.

Среди других научных работ Менделеева можно отметить цикл работ по изучению растворов и разработку гидратной теории растворов (1865–1887 гг.).

В 1892 г. Менделеев был назначен хранителем Депо образцовых мер и весов (которое в 1893 г. по его инициативе было преобразовано в Главную палату мер и весов). При участии и под руководством Менделеева в палате были возобновлены прототипы фунта и аршина, произведено сравнение русских эталонов мер с английскими и метрическими (1893–1898 гг.). Менделеев считал необходимым введение в России метрической системы мер.

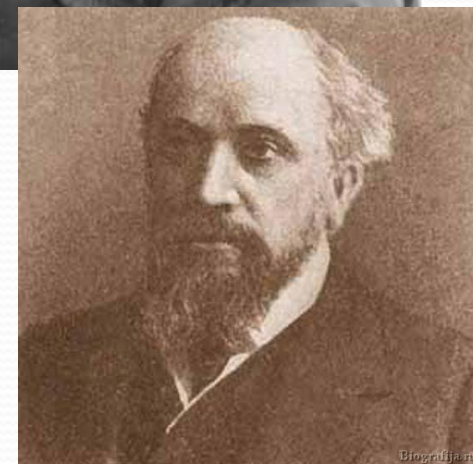


КАБЛУКОВ, Иван Алексеевич

2 сентября 1857 г. – 5 мая 1942 г.

Иван Алексеевич Каблуков – русский советский физикохимик. Работы относятся преимущественно к электрохимии неводных растворов. Изучал (1889-1891) электрическую проводимость электролитов в органических растворителях; установил аномальную проводимость неводных растворов и её увеличение при добавлении воды к спиртовым растворам. На основе этих наблюдений высказал предположение о наличии химического взаимодействия между растворителями и растворяемым веществом. Независимо от В. А. Кистяковского ввёл представление о сольватации ионов.

Совместно с В. Ф. Лугининым установил, что теплота присоединения брома к этиленовым углеводородам уменьшается по мере перехода от низших гомологов к высшим. Положил начало сближению физической и химической теорий растворов. Изучал (1905) фазовые превращения расплавленных солей. Разработал метод получения брома из рапы Сакского озера в Крыму.



Кистяковский Владимир Александрович

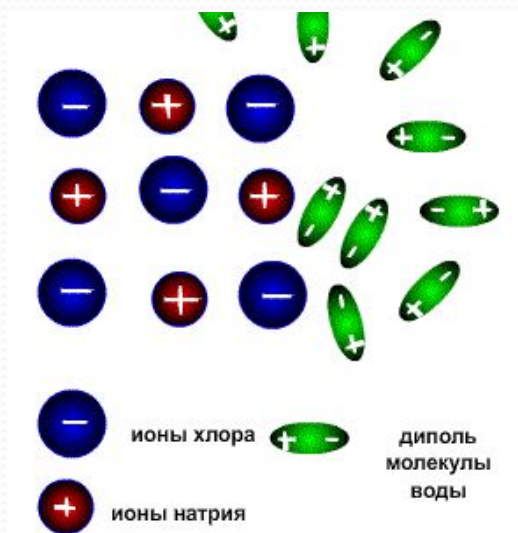
Кистяковский Владимир Александрович

[30.9(12.10).1865, Киев,—19.10.1952, Москва], советский физико-химик, академик АН СССР. Открыл зависимость между молекулярной теплотой испарения и объёмом пара при температуре кипения (1916), а также между молекулярной теплотой испарения неассоциированной жидкости и ее температурой кипения. Предложил оригинальные методы и приборы для изучения электрохимических процессов. К. впервые составил теоретически обоснованную таблицу ряда электронных потенциалов и выполнил обширные исследования в области электрохимии магния, хрома, железа, алюминия и др. металлов (1910). Развивая теорию электролитической диссоциации Аррениуса, Кистяковский одним из первых выдвинул гипотезу существования **в растворах гидратированных ионов**. Совместно с И.А. Каблуковым В. А. Кистяковский выдвинул **идеи объединения химической теории растворов Менделеева и физической теории электролитической диссоциации Аррениуса**, которая в то время вызывала много возражений. К. пришел к новым представлениям о процессах коррозии металлов и электрокристаллизации и предложил новое объяснение явления пассивности металлов. Результаты исследований К. нашли применение в практике защиты металлов от коррозии, технике гальваностегии и при рафинировании металлов (1929—39).

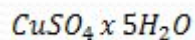


Дополнения к ТЭД С. А. Аррэниуса.

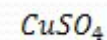
- Причина диссоциации электролита в растворе является его гидратация- взаимодействие с молекулами воды
- Ионы, которые образуются при диссоциации, будут гидратированными, и их свойства будут отличаться от свойств негидратированных ионов, т. е. не связанных с молекулами воды.



Проникнуть в сущность процесса электролитической диссоциации помогло установление природы химической связи. Свойства негидратированных и гидратированных ионов отличаются.



кристаллы синего цвета

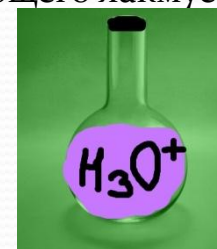
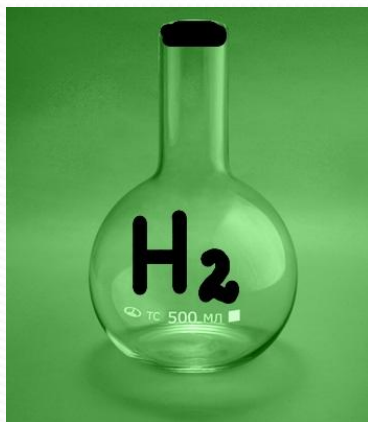



кристаллы бесцветные

Ионы также отличаются по свойствам от атомов.

Молекулы H_2 , состоящие из 2 атомов H , образуют бесцветный горючий газ, который плохо растворяется в воде.

Ионы водорода не горят и существуют в водных растворах в виде иона оксония H_3O^+ , окрашивающего лакмус в красный цвет.





Гидратированные ионы в растворе находятся в постоянном хаотическом движении.

Если в этот раствор поместить противоположно заряженные электроды,

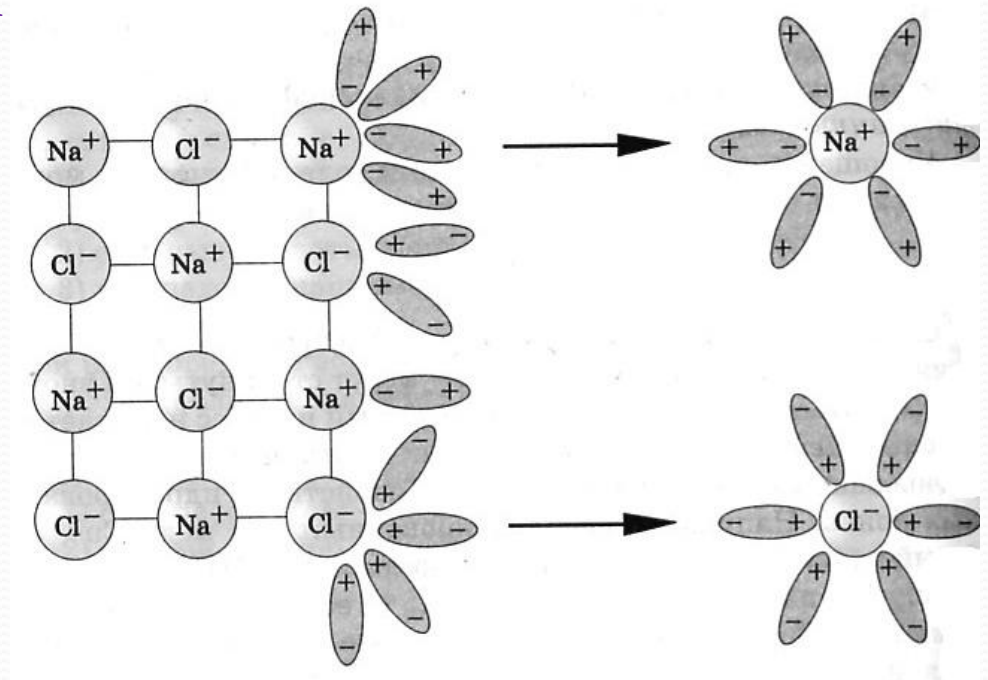
то положительные ионы начинают двигаться к катоду-
их назвали катионами,

а отрицательные будут двигаться к аноду-
их назвали анионами.

Электролитами могут быть только вещества с ионной и ковалентной полярной связями (это соли, основания, кислоты)

Диссоциация веществ с ионной связью протекает в 3 стадии:

- 1) **Ориентация**- хаотически движущиеся молекулы воды ориентируются у ионов кристалла противоположными к ним полюсами
- 2) **Гидратация**- диполи воды взаимодействуют с ионами поверхностного слоя кристалла
- 3) **Диссоциация**- молекулы воды перемещаются в раствор вместе с гидратированными ионами



Диссоциация

веществ

с ковалентной полярной

связью происходит

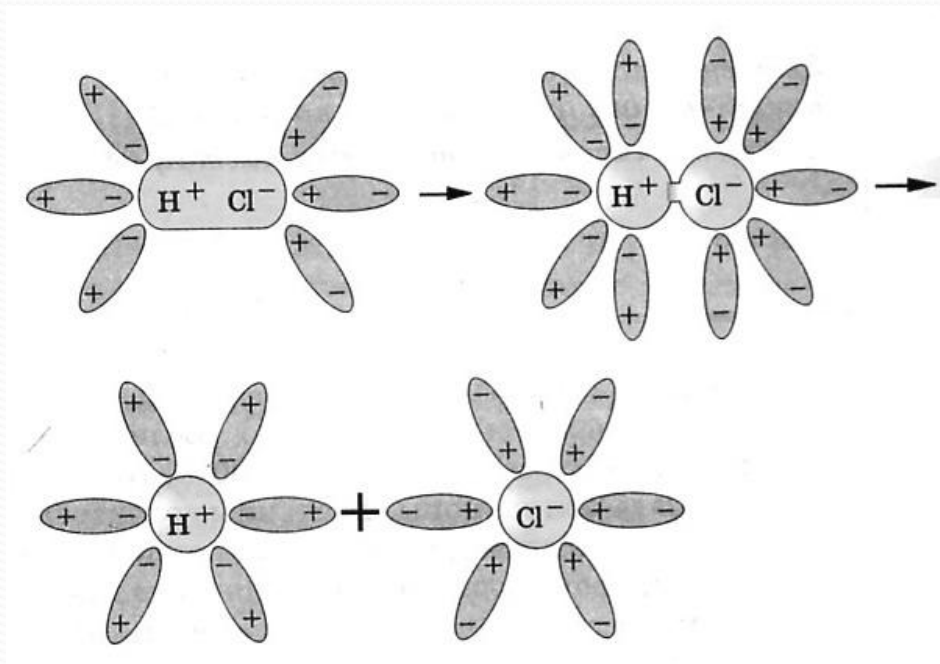
несколько сложнее,

например диссоциация

хлороводорода в воде .

4 стадии:

- 1) *Ориентация*
- 2) *Гидратация*
- 3) *Ионизация*- превращение ковалентной полярной связи в ионную
- 4) *Диссоциация*



Современные представления

Под электролитической диссоциацией понимают процесс распада электролитов на ионы под действием молекул воды, неводного раствора или при расплавлении.

При расплавлении энергия, подводимая к кристаллам (например NaCl) усиливает колебания ионов в узлах кристаллической решетки, в результате чего связи между ионами разрушаются и появляются свободные ионы.

Электролитическую диссоциацию вызывают и неводные полярные растворители (например, жидкий аммиак, жидкий диоксид серы).

Органические электролиты - это, например, растворы солей лития в смешанных органических растворителях.

Закрепление материала

Ионная связь

Запишите уравнения
диссоциации веществ:

Хлорида меди(2);

Нитрата натрия;

Сульфата калия.

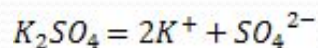
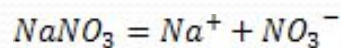
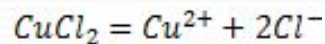
Ковалентная связь

Запишите уравнения
диссоциации веществ:

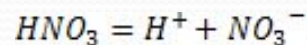
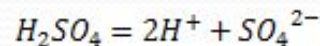
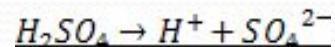
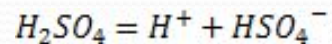
Серной кислоты;

Азотной кислоты.

Ответы:



Ответы:



Сила электролитов

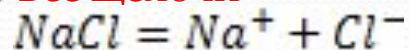
Сильные и слабые электролиты

Электролитическая диссоциация зависит от природы веществ-электролитов.

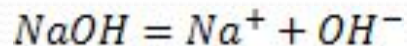
Сильные электролиты- электролиты, которые почти полностью распадаются на ионы

А) все растворимые соли

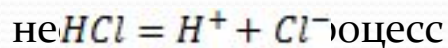
Б) Все щелочи



В) сильные неорганические кислоты



Уравнения диссоциации этих электролитов записываются как



Слабые электролиты-

электролиты, которые частично диссоциируют на ионы, т.к. в их растворах наряду с диссоциацией происходит и обратный процесс соединения ионов в молекулы, или ассоциация.

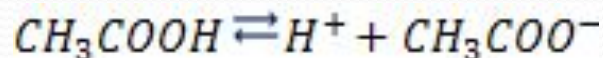
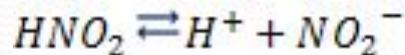
Количество ионов по сравнению с количеством нераспавшихся молекул незначительно.

К ним относятся:

А) слабые неорганические кислоты: H_2S , H_2CO_3 , HNO_2

Б) Гидрат аммония: $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$

В) Органические кислоты:



В растворах электролитов наряду с ионами присутствуют и молекулы. Поэтому растворы электролитов характеризуются степенью диссоциации (α).

Степень электролитической диссоциации – величина, характеризующая силу электролита. Она показывает отношение числа молекул, распавшихся на ионы к общему числу растворенных молекул.

У сильных электролитов $\alpha \rightarrow 100\%$

У слабых электролитов $\alpha \rightarrow 0\%$

$$\alpha = \frac{N_u}{N_p}$$

Т.е. степень электролитической диссоциации зависит от природы электролита.

В ряду гидроксидов щелочных металлов степень электролитической диссоциации будет возрастать от LiOH к RbOH, т.к. растет радиус положительного иона щелочного металла и отрицательный ион гидроксо- группы притягивается к нему слабее, следовательно, диссоциация происходит легче



Степень электролитической диссоциации зависит от концентрации электролита в растворе:

Чем раствор
концентрированнее,
тем степень
электролитической
диссоциации
меньше .

Чем раствор
разбавленнее, тем
она больше .



Степень электролитической диссоциации зависит от температуры раствора:

Степень электролитической диссоциации растёт при нагревании: поскольку диссоциация- процесс эндотермический, нагревание смещает равновесие вправо, в сторону продуктов диссоциации.



Вопросы к классу:

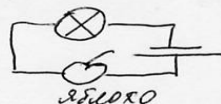


Дана кремниевая кислота. Пойдет ли ее диссоциация в водном растворе?

Почему нельзя тушить огонь водой, если он вызван электрическим током ?

Хорошее заземление заглублено на 0,5 м под землей, но дома обычно нельзя этого достичь. Почему в таком случае надо вокруг заземления хорошо полить соленой водой?

На уроке физики ученик собрал электрическую схему:



Будет ли работать такая схема?

Является ли карбонат кальция (CaCO_3) электролитом?

Сравните по строению и свойствам Ca^0 и Ca^{2+} . В чем отличие?

Из предложенных выберите формулы веществ, которые диссоциируют на ионы: CaCO_3 , KOH , NaCl .

H_2SO_4 , Ca , BaSO_4

Материалы ЕГЭ

Хлорид- ионы образуются при диссоциации в водном растворе вещества, имеющего формулу:

- 1) Cl_2 2) MgCl_2 3) AgCl 4) CCL_4

Ответ: 2

Какая из формул соответствует выражению степени диссоциации электролитов?

- 1) $\alpha = n \setminus N$ 2) $V_m = V \setminus n$ 3) $n = V \setminus V_m$ 4) $\alpha = v \setminus V_m$

Ответ: 1



В водном растворе ступенчато диссоциирует:

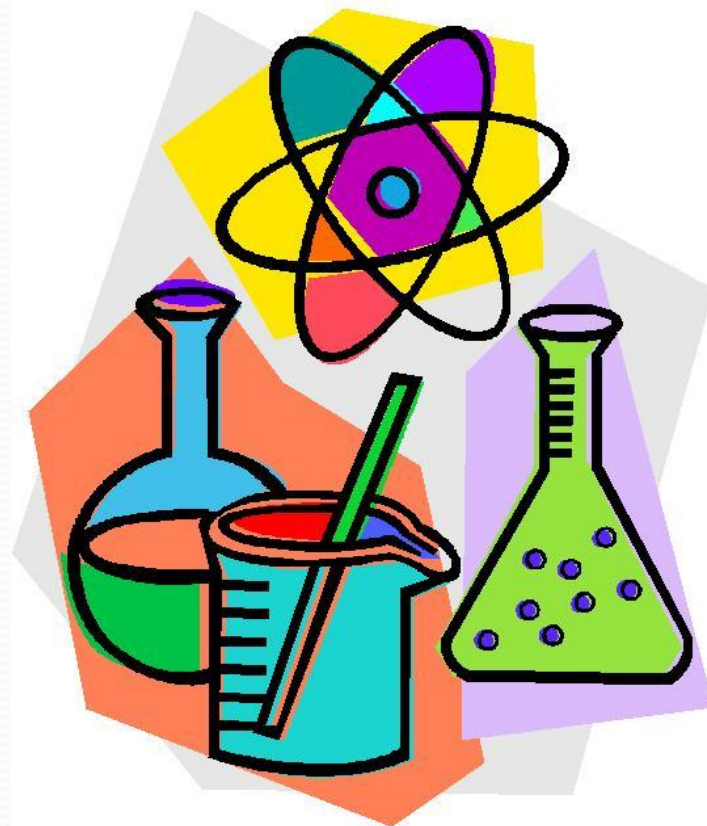
1) KOH 2) CuCl₂ 3) Ca(OH)₂ 4) Na₂SO₄

Ответ: 3

К электролитам относят все вещества ряда:

1) C₂H₆, Ca(OH)₂, H₂S, ZnSO₄
2) BaCl₂, CH₃OCH₃, NaNO₃, H₂SO₄
3) KOH, H₃PO₄, MgF₂, CH₃COONa
4) PbCO₃, AlBr₃, C₁₂H₂₂O₁₁, H₂SO₃

Ответ: 3



Электрический ток проводит:

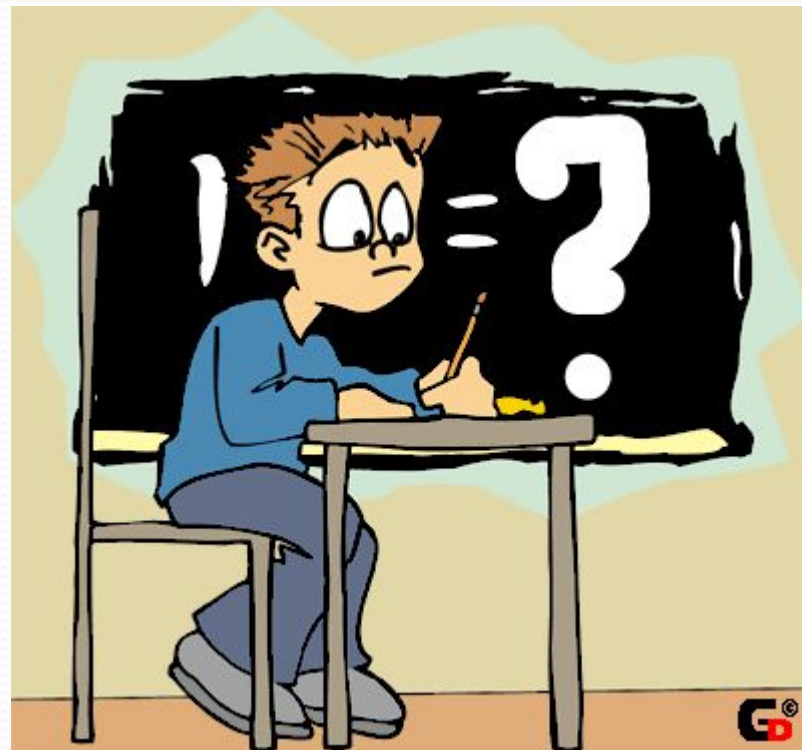
- 1) Спиртовой раствор йода
- 2) Расплав парафина
- 3) Расплав ацетата натрия
- 4) Водный раствор глюкозы

Ответ: 3

Электрический ток не проводит водный раствор:

- 1) хлорида метил-аммония
- 2) ацетата натрия
- 3) глицерина
- 4) муравьиной кислоты

Ответ: 3



Сильными электролитами являются все вещества группы:

- 1) KOH , HNO_3 , H_2SO_4
- 2) H_2S , H_2SO_3 , H_2SO_4
- 3) MgCl_2 , CH_3COOH , NaOH
- 4) H_2S , CH_3COOH , H_2SO_3

Ответ 1

Отметьте самый сильный электролит:

- 1) RbOH
- 2) $\text{Ca}(\text{OH})_2$
- 3) $\text{Cu}(\text{OH})_2$ или CuOH
- 4) LiOH

Ответ 1



Выводы

- 1) Не все растворы проводят электрический ток, проводят только электролиты. Бывают сильные, средние и слабые электролиты.
- 2) Процесс распада электролита на ионы носит название электролитической диссоциации.
- 3) Электролитическая диссоциация различается по степени в зависимости от концентрации раствора, природа электролита и температуры раствора.



Литература

- 1) Н. Л. Глинка “Общая химия”
- 2) О. С. Габрилян, Н.П. Воскобойникова, А. В. Яшукова “Настольная книга учителя” химия, 8 класс
- 3) О. С. Габрилян “Химия” 8 класс, учебник
- 4) Ф. Г. Фельдман, Г. Е. Рудзитис, 9 класс учебник
- 5) Г. П. Хомченко “Пособие по химии для поступающих в вузы”
- 6) Баженов А.А. Мастер-класс «Создание презентаций к урокам химии». Сеть творческих учителей.
- 7) Рудзитис Г.Е., Фельдман Ф.Г. Химия. 8 кл. – М.: Просвещение, 2008.

