



Урок- презентация
На тему

Электролитическая диссоциация

Цель урока – изучение сущности нового понятия “электролитическая диссоциация”. Дать понятие об электролитах и неэлектролитах. Рассмотреть механизм диссоциации веществ с различным типом связи. Познакомить с понятием “степень электролитической диссоциации” и классификацией электролитов.

Задачи урока

- А) образовательные
 - 1) Усвоение понятий “электролиты”, “неэлектролиты”, электролитическая диссоциация”.
 - 2) Демонстрация опытов, с помощью которых раскрывается понятие деления веществ на электролиты и неэлектролиты (применяются только водные растворы).
 - 3) Обобщение и закрепление полученных учащимися сведений об электролитической диссоциации.
 - 4) Углубление знаний учащихся об ионной и ковалентной полярных связях и установление зависимости электролитической проводимости растворов от видов химической связи и кристаллической структуры веществ.
 - 5) Установление зависимости электролитической диссоциации от природы веществ и концентрации электролита в растворе.
- Б) Воспитательные
 - 1) Формирование навыков коллективной работы в сочетании с индивидуальной, повышение познавательного интереса к химии.
- В) Развивающие
 - 1) Развитие у учащихся на основе наблюдений способности делать теоретические выводы и, наоборот, на основе теоретических знаний предсказывать результаты протекающих явлений.
 - 2) Развивать умение логически мыслить и обсуждать обозначенную учителем проблему.

План урока

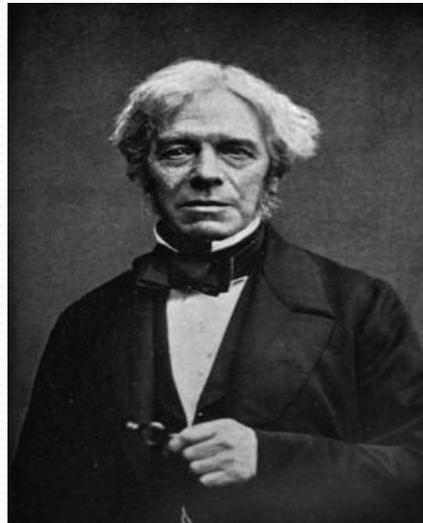
- 1) Введение в новую тему. Экскурс в историю.
- 2) Электролиты и неэлектролиты
- 3) Строение молекулы воды
- 4) Механизм и сущность электролитической диссоциации.
- 5) Степень диссоциации. Сильные и слабые электролиты.
- 6) Выполнение заданий учащимися

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.

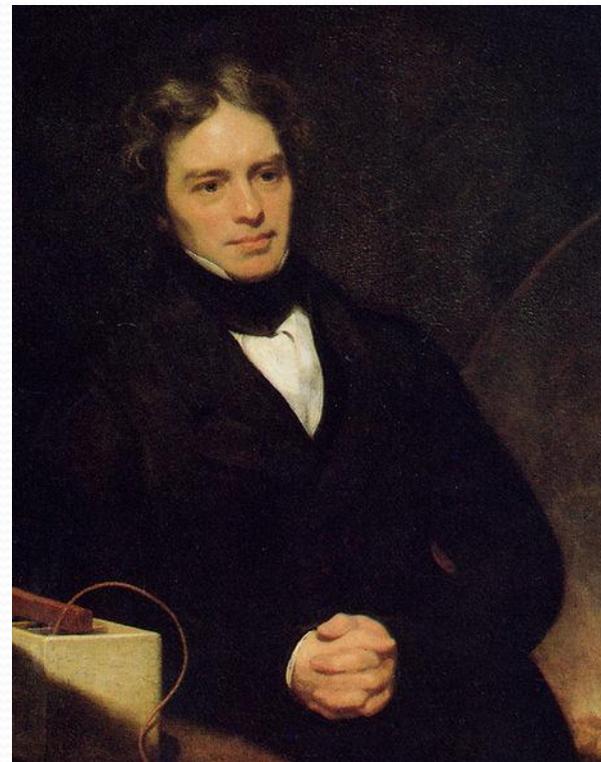
Английский физик Майкл Фарадей родился в предместье Лондона в семье кузнеца. В 1813 г. один из заказчиков подарил Фарадею приглашительные билеты на лекции Гемфри Дэви в Королевском институте, сыгравшие решающую роль в судьбе юноши. Обратившись с письмом к Дэви, Фарадей с его помощью получил место лабораторного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

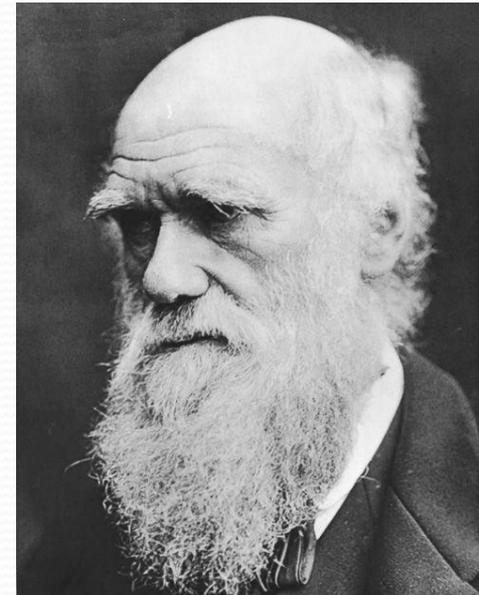
Стремление выявить природу электрического тока привело Фарадея к экспериментам по прохождению тока через растворы кислот, солей и щелочей. Результатом этих исследований стало открытие в 1833 г. законов электролиза (законы Фарадея). В 1845 г. Фарадей обнаружил явление вращения плоскости поляризации света 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.

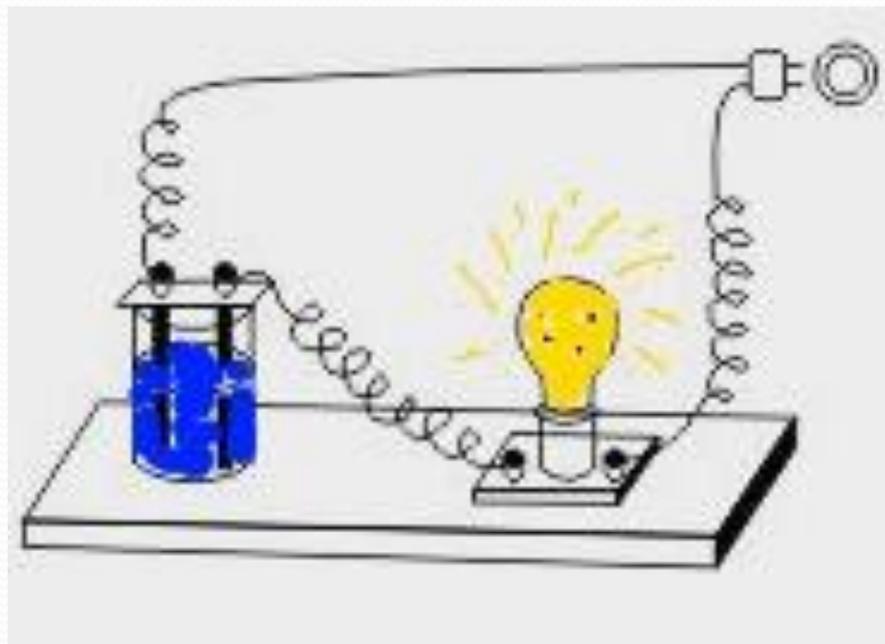


Диссоциация- это распад электролита на ИОНЫ.

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

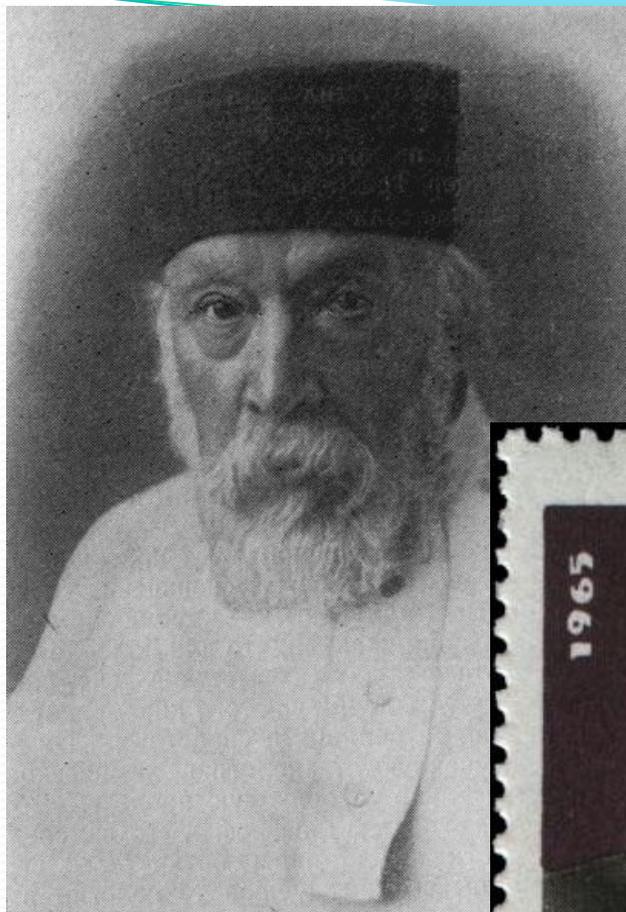
В растворе должно происходить упорядоченное движение заряженных частиц. Такими частицами в растворах солей кислот и щелочей могут быть положительные и отрицательные ионы.

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

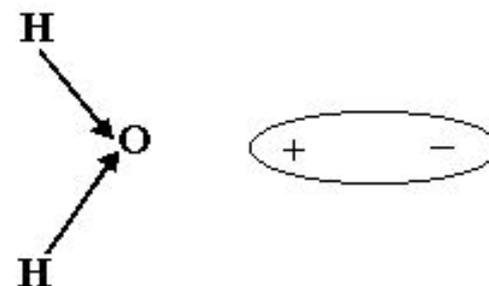
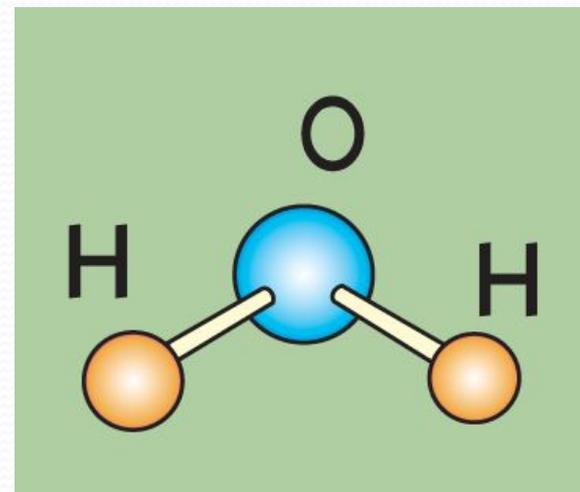


Но эта теория не ответила на вопросы: почему одни вещества являются **электролитами**, а другие нет? Какова роль в образовании ионов играет растворитель?

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.

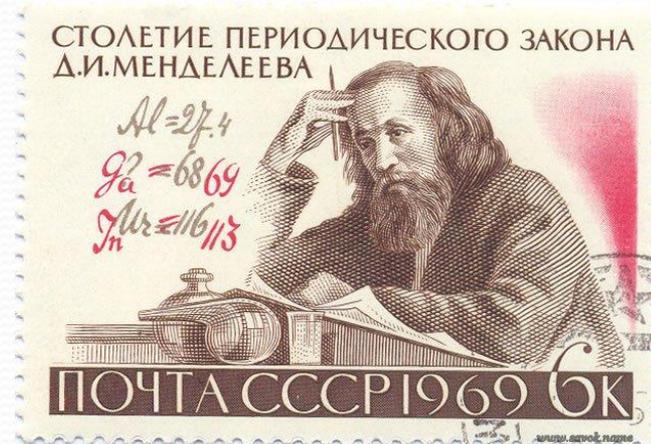
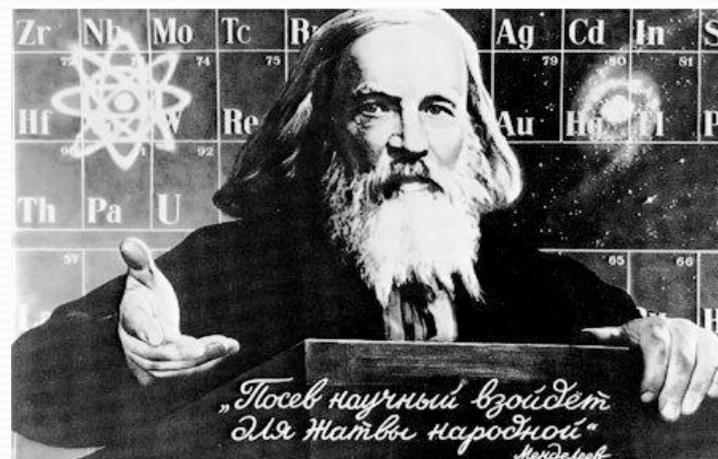
Русский химик Дмитрий Иванович Менделеев родился в Тобольске в семье директора гимназии.

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.

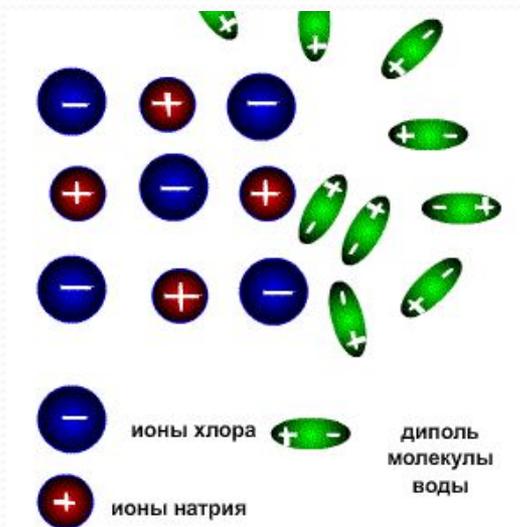
Среди других научных работ Менделеева можно отметить цикл работ по изучению растворов и разработку гидратной теории растворов (1865–1887 гг.).

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.

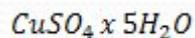


Дополнения к ТЭД С. А. Аррэниуса.

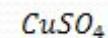
- Причина диссоциации электролита в растворе является его гидратация- взаимодействие с молекулами воды
- Ионы, которые образуются при диссоциации, будут гидратированными, и их свойства будут отличаться от свойств негидратированных ионов, т. е. не связанных с молекулами воды.



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



кристаллы синего цвета

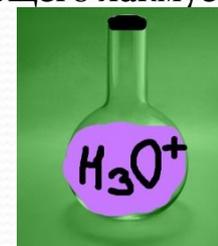
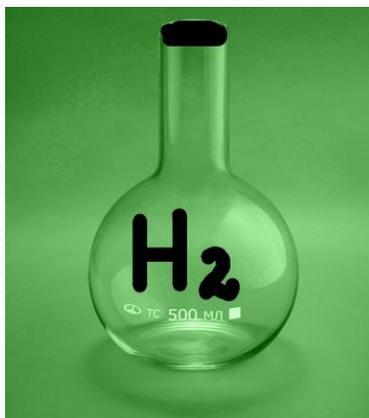


кристаллы бесцветные

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.

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.

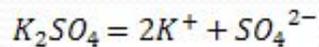
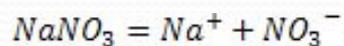
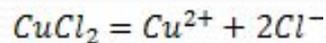
Ковалентная связь

Запишите уравнения
диссоциации веществ:

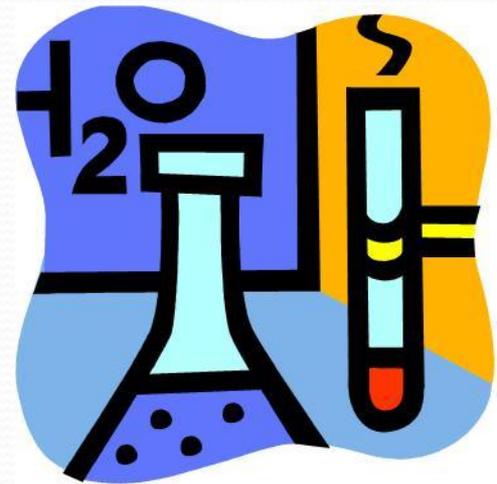
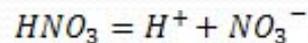
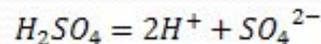
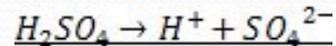
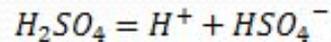
Серной кислоты;

Азотной кислоты.

Ответы:



Ответы:



Сила электролитов

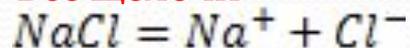
Сильные и слабые электролиты

Электролитическая диссоциация зависит от природы веществ-электролитов.

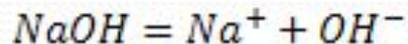
Сильные электролиты- электролиты, которые почти полностью распадаются на ионы

А) все растворимые соли

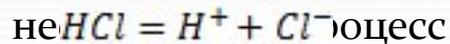
Б) Все щелочи



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.

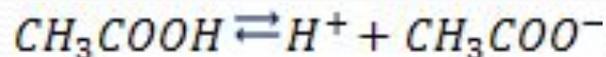
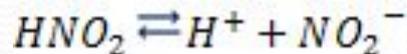
Количество ионов по сравнению с количеством нераспавшихся молекул незначительно.

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:

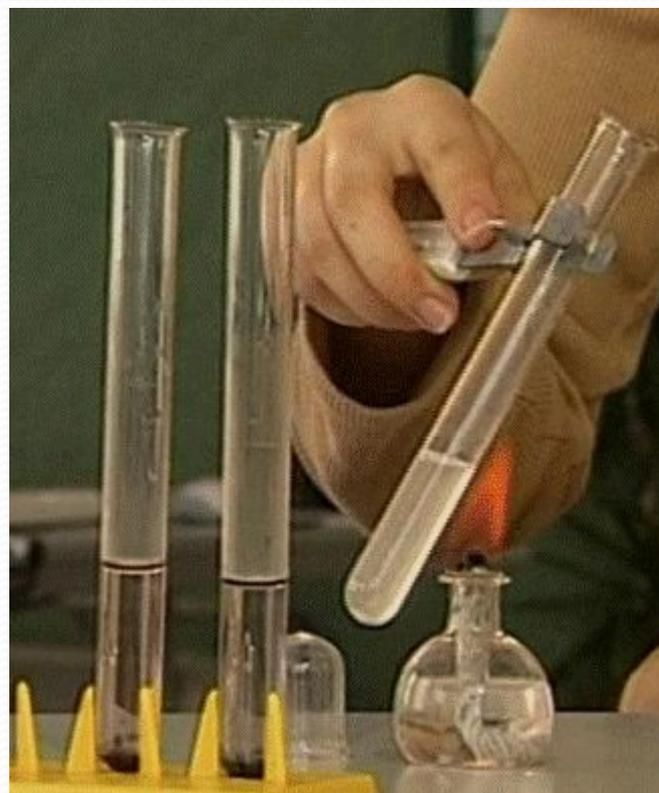
Чем раствор концентрированнее, тем степень электролитической диссоциации меньше .

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.



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.



Спасибо
за
внимание!

