**Тема № 1**. Растворы.(2 часть)

Урок №11. *Электролитическая диссоциация.*

## На данном уроке мы познакомимся с новым *понятием диссоциацией*. На самом деле, не смотря, на такое незнакомое слово- понятие очень простое. А, также рассмотрим, с какими веществами мы будем работать в этой теме.

Итак, что же такое процесс диссоциации? Но, сначала давайте подумаем, почему обычная поваренная соль растворяется в воде. Все мы используем её в пищу, и **не** солёную пищу, мы есть не будем. Но, и кусками из пищи мы её не вылавливаем. За, счёт чего соль растворяется? Вы, наверное, догадались, что за счёт распада молекулы соли на ионы. А ионы уже не видимые частицы, которые мы не вооружённым глазом не видим. И мы можем сказать, что не только **поваренная** **соль** может растворяться в воде. И не только вещества могут **растворяться в воде**.

Сванте Август Аррениус получил докторскую за теорию электролитической диссоциации, которую следует рассматривать, как одно из самых крупных достижений науки.

**На уроке просмотр презентации «История открытия теории электролитической диссоциации».**

**Диссоциация- это процесс распада молекулы на ионы**.

Ионы имеют различную классификацию.

**Вещества, которые распадаются на ионы в водном растворе и проводят электрический ток, называются электролитами.**

**Вещества, которые не распадаются на ионы в водном растворе и не проводят электрический ток, называются неэлектролитами.**

**Урок №12***. Электролиты основных классов неорганических соединений.*

## На этом уроке мы с вами дадим ещё раз определения каждого класса неорганических соединений только с точки зрения теории электролитической диссоциаиции. И посмотрим, каким образом будет диссоциировать каждый класс неорганического соединения.

Итак, если посмотреть в название таблицы растворимости, то мы увидим, что одного из классов неорганических соединений вообще в названии нет. Это оксидов, так как они, не являются электролитами. (Это вещества, которые НЕ растворяются в водном растворе).

РАСТВОРЕНИЕ **КИСЛОТ, ОСНОВАНИЙ И СОЛЕЙ** В ВОДЕ.

Остальные классы неорганических соединений с точки зрения электролитической диссоциации являются электролитами, только в том случае, если они по таблице растворимости растворимы.

Теперь можно провести следующий опыт: взять немного кислоты и щёлочи и поместить и в одну пробирку и в другую лакмусовую бумажку Как мы это делали в восьмом классе. Что наблюдаем? За счёт чего?

***Кислоты*** *с точки зрения электролитической диссоциации являются электролитами, которые в водном растворе диссоциируют ( распадаются )****на катионы гидрогена (ПРОТОН****) и анион кислотного остатка.*

Так как, если вспомнить определение, которым мы пользовались в восьмом классе, то оно гласило, что это сложные соединения, которые **состоят из Гидрогена на первом месте и кислотного остатка на втором.**

Кислоты **диссоциируют поступенчато** и степень диссоциации зависит от основности кислоты. А, основность кислот зависит, если вспомнить от **количества Н** в кислоте.

I ст.HCl↔H++Cl- , ТО ЕСТЬ КИСЛОТА ОЛНООСНОВНАЯ, И ДИССОЦИИРУЕТ В ОДНУ СТАДИЮ.

I ст.H2SO4↔H++HSO4-

II ст.HSO4-↔H++SO42-,ТО ЕСТЬ КИСЛОТА ДВУХОСНОВНАЯ, И ДИССОЦИИРУЕТ В ДВЕ СТАДИИ . А, теперь попробуйте самостоятельно написать процесс диссоциации для ортофосфорной кислоты-H3PO4.

***Основания*** *с точки зрения электролитической диссоциации - это электролиты, которые диссоциируют на катионы металла и* ***анионы гидроксогруппы****.*

Определение с восьмого класса нам говорило, что это сложные неорганические соединения, которые состоят из металла **и гидроксогруппы на втором месте.** Из этого определения и выходит первое определение.

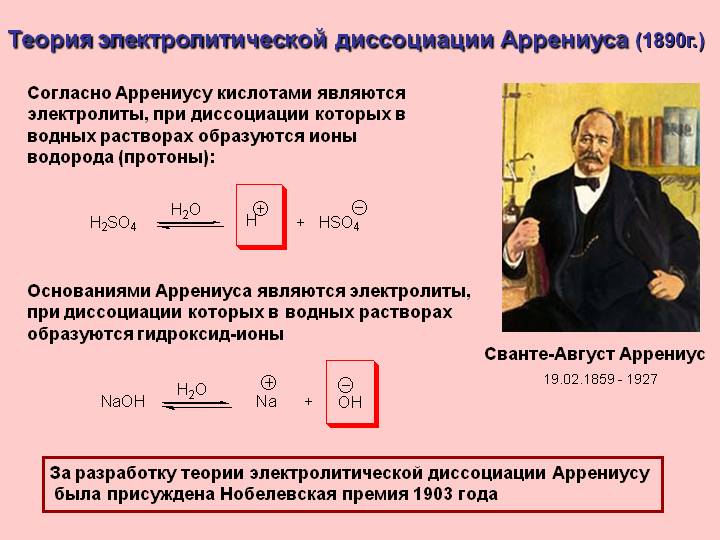
Основания так же диссоциируют поступенчато и ступень диссоциации зависит от количества гидроксогрупп (ОН)- в основании.

I ст.NaOH↔Na++OH-,т,к . находится одна гидроксогруппа.

Iст.Ba(OH)2↔BaОН+1+OH-

IIст.Ba(OH)-↔Ba+2+OH-,Т.К НАХОДИТСЯ ДВЕ ГИДРОКСОГРУППЫ.

Теперь мы можем ответить на первоначально поставленные вопросы. Отчего в разных пробирках лакмус показывал различные цвета.(За счёт разных основных групп различных классов неорганических соединений).

****

**Соли** с точки зрения электролитической диссоциации - это электролиты, которые диссоциируют на **катионы металла и анионы кислотного остатка.**

Соли - это сложные неорганические соединения, которые состоят **из катиона металла и аниона кислотного остатка.**

**Они диссоциируют в одну стадию всегда!**

Na2SO4↔2Na++SO42-

## *В качестве проверки, на сколько, вы усвоили данный материал, в конце урока проведём небольшую самостоятельную работу.*

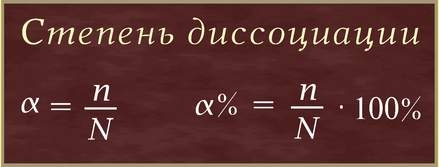
**Урок №13*. Степень электролитической диссоциации. Сильные и слабые электролиты.***

В начале урока проедём небольшую самостоятельную работу по диссоциации неорганических соединений.

На данном уроке мы с вами определим, по какой формуле можно определить процентное содержание продиссоциировавших частиц. Мы уже знаем, что некоторые соединения диссоциируют сразу. А некоторые - по стадиям, но некоторые и не полностью. С помощью степени электролитической диссоциации мы сможем вычислить количество этих частиц, которые продиссоциировали.

Поскольку электролитическая диссоциация - процесс обратимый, то в растворах электролитов наряду с их ионами присутствуют и молекулы. Другими словами, различные электролиты, согласно теории С. Аррениуса, диссоциируют на ионы в различной степени. Полнота распада (сила электролита) характеризуется количественной величиной – степенью диссоциации.

**Степень диссоциации**(**α –**греческая буква альфа**)** -  это отношение числа молекул, распавшихся на ионы (n), к общему числу растворенных молекул (N):

[](https://sites.google.com/site/himulacom/zvonok-na-urok/9-klass---vtoroj-god-obucenia/urok-no5-slabye-i-silnye-elektrolity-stepen-dissociacii/%D1%81%D1%82%D0%B5%D0%BF%D0%B5%D0%BD%D1%8C.jpg?attredirects=0)

Степень диссоциации электролита определяется опытным путем и выражается в долях единицы или в процентах. Если α = 0, то диссоциация отсутствует, а если α = 1 или 100%, то электролит полностью распадается на ионы. Если же α = 20%, то это означает, что из 100 молекул данного электролита 20 распалось на ионы.

**Степень диссоциации зависит от природы электролита и растворителя, от концентрации электролита, температуры.**

1.     *Зависимость степени диссоциации от природы:* чем полярнее химическая связь в молекуле электролита и растворителя, тем  сильнее выражен процесс диссоциации электролита на ионы и тем выше значение степени диссоциации.

2.     [*Зависимость степени диссоциации от концентрации  электролита*](http://files.school-collection.edu.ru/dlrstore/86b30026-9748-4500-f80a-c28045f5ebe5/index.htm)*:*  с уменьшением концентрации электролита, т.е. при разбавлении его водой, степень диссоциации всегда увеличивается.

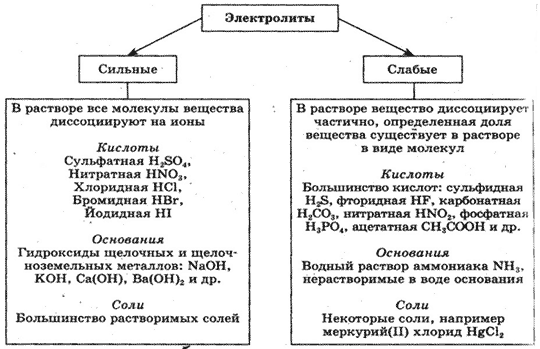
3.     [*Зависимость степени диссоциации от температуры*](http://files.school-collection.edu.ru/dlrstore/2a995023-1dbe-4d10-8236-a63ac15868a4/index.htm)*:*  степень диссоциации возрастает при повышении температуры (повышение температуры приводит к увеличению кинетической энергии растворённых частиц, что способствует распаду молекул на ионы).

**Сильные и слабые электролиты**

В зависимости от степени диссоциации различают электролиты сильные и слабые. Электролиты со степенью диссоциации больше 30% обычно называют сильными, со степенью диссоциации от 3 до 30% — средними, менее 3% — слабыми электролитами.

***Классификация электролитов в зависимости от степени электролитической диссоциации (***[***памятка***](http://files.school-collection.edu.ru/dlrstore/caa786dd-b823-4853-9293-bd47d8334272/29.htm)***)***

|  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- |
| **Классификация электролитов** | **Сильные электролиты** | **Средние электролиты** | **Слабые электролиты** |
| Значение степени диссоциации (α) | α>30% | 3%≤α≤30% | α<3% |
| Примеры | 1. Растворимые соли;  2. Сильные кислоты (НСl, HBr, HI, НNО3, НClO4, Н2SO4(разб.));  3. Сильные основания – щёлочи. | H3PO4  H2SO3 | 1. Почти все органические кислоты (CH3COOH, C2H5COOH и др.);  2. Некоторые неорганические кислоты (H2CO3, H2S и др.);  3. Почти все малорастворимые в воде соли, основания и гидроксид аммония (Ca3(PO4)2; Cu(OH)2; Al(OH)3; NH4OH);  4. Вода. |



|  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- |
| Кислота | Формула кислоты | | п | Характер |
| Hm(ЭO)n | Э(OH)mOn | электролита |
| Серная | H2SO4 | S(OH)2O2 | 2 | Сильный |
| Сернистая | H2SO3 | S(OH)2O | 1 | Слабый |
| Азотная | HNO3 | N(OH)O2 | 2 | Сильный |
| Азотистая | HNO2 | N(OH)O | 1 | Слабый |
| Угольная | H2CO3 | C(OH)2O | 1 | Слабый |
| Ортофосфорная | H3PO4 | P(OH)3O | 1 | Слабый |

Для закрепления материала попробуйте выполнить следующие задания.

**Задания.**

1**.** В растворе фтористого водорода содержится в виде ионов 0,3 г гидрогена и 1,7 моль недиссоциированного F- . Найдите степень диссоциации этого электролита.

2.Чему равна степень диссоциации электролита, если при растворении его в воде из каждых 100 молекул на ионы распалось: а) 5 молекул, б) 80 молекул?

3.В перечне веществ подчеркните слабые электролиты.

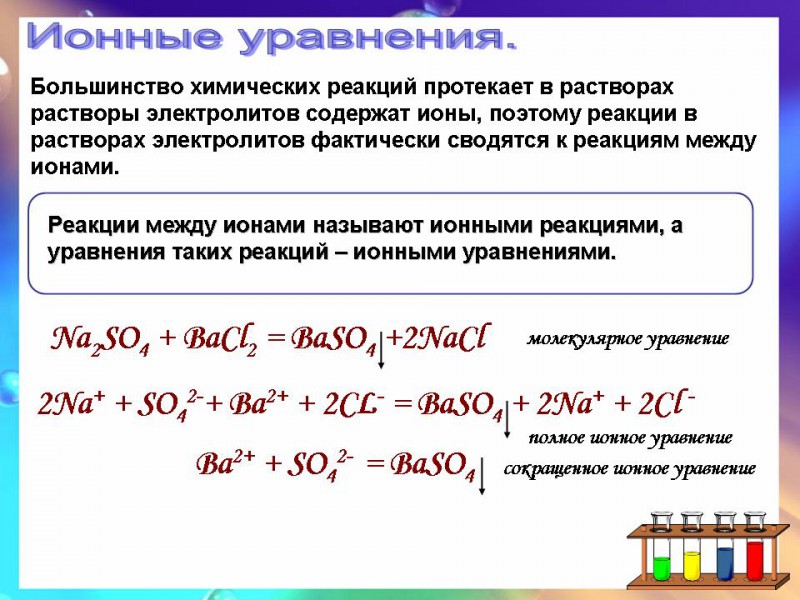
**H2SO4; H2S; CaCl2; Ca(OH)2; Fe(OH)2; Al2(SO4)3; Mg3(PO4)2; H2SO3; КОН, KNO3; HCl; BaSO4; Zn(OH)2; CuS; Na2CO3**.

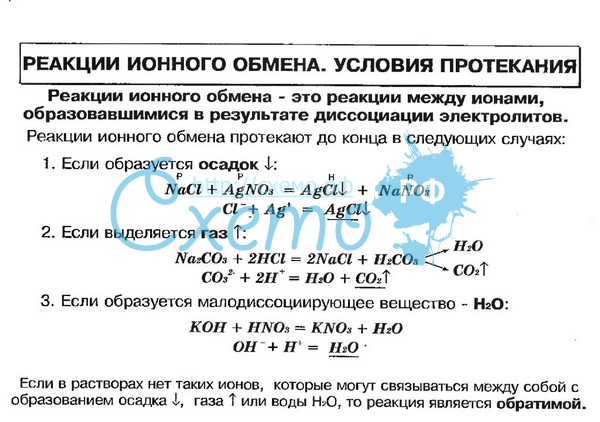
### Подводим этоги данного урока.

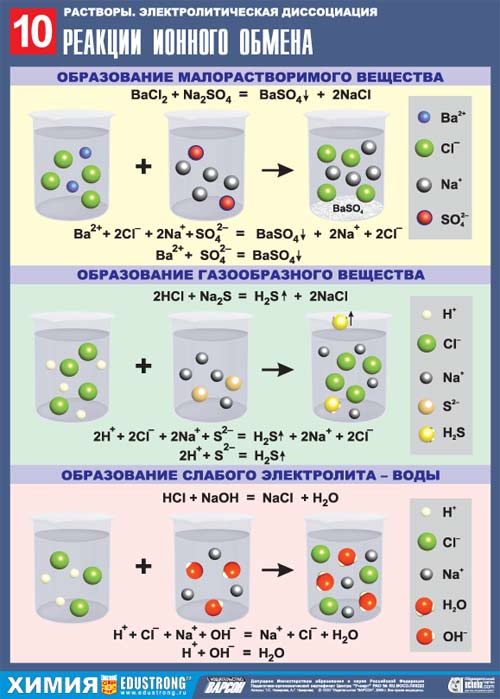
**Урок№14.*Реакции обмена между ионами электролитов. Условия их обмена.***

Небольшой опрос класса **по предыдущим темам.** Самостоятельная работа по вариантам.

### Сегодня мы определим, в каких случаях происходят реакции ионного обмена, и познакомимся ещё с одним типом химических реакций.

**Реакции ионного обмена**- это химические реакции, которые происходят без изменения степени окисления.





А, теперь, пользуясь таблицей растворимости, попробуйте самостоятельно составить по уравнению к каждому случаю реакции, идущей «до конца».

### Итак, сегодня мы познакомились ещё с одним типом химических реакций - реакциями ионного обмена и рассмотрели случаи, в каких они могут протекать.

**Урок №15.*Ионные уравнения. Составление ионных уравнений.***

### Этот урок - прямое продолжение изложение прошлой темы. Пробуем составлять реакции ионного обмена в полной и сокращённой ионных формах.

На основании прошлого урока составим алгоритм составления реакций ионного обмена.

**АЛГОРИТМ СОСТАВЛЕНИЯ РЕАКЦИЙ ИОННОГО ОБМЕНА.**

Итак, все реакции в растворах электролитов между ионами называются **ионными уравнениями**.

**Задача.**

Составьте уравнение реакций, протекающих в водных растворах между *сульфидом натрия и сульфатом меди.*

1. Составляем уравнение реакции в молекулярной форме.

Na2S+CuSO4→CuS↓+Na2SO4

1. Составляем уравнение реакции в полной ионной форме, изобразив формулы растворимых сильных электролитов в виде ионов, на которые они диссоциируют практически полностью, а формулы оставшихся веществ оставим без изменения (нпр. выпадающие в осадок). При составлении йонных уравнений необходимо использовать таблицу растворимости в воде.

**2Na++S-2+Cu+2+SO4-2→CuS↓+2Na++SO4-2**

1. Исключаем из правой и левой части одинаковые количества одноимённых ионов.

**2Na+**+S-2+Cu+2+**SO4-2**→CuS↓+2**Na+**+**SO4-2**

1. Записываем сокращённое ионное уравнение. То, что в результате остаётся в растворе.

**S-2+Cu+2→CuS↓**

**Написать уравнения электролитической диссоциации:**

(NH4)2SO4+KOH→

CO2+KOH→

AlCl3+AgNO3→

Ba(NO3)2+CO2+H2O→

Fe(SO4)3+K3PO4→

CuO+H2SO4→

**Дать название типу химических реакций и название сложным соединениям.**

**Домашнее задание:**

**1.CuCl2+H2SO4→**

**2.Cu(NO3)2+KOH→**

**3.Cu(OH)2+H2SO4→**

**4.CuSO4+H2S→**

**5.CaCl2+HNO3→**

**6.CaCl2+HNO3→**

**7.CaCl2+AgNO3→**

**8.Ba(OH)2+Na2SO4→**

**9.Ba(OH)2+NaCl→**

**Урок№16*. Практическая работа №2.Реакции йонного обмена в растворах электролитов.***

**Урок№17*. Ионные уравнения*. *Гидролиз солей.***

## Сегодня мы закончим знакомство с йонными уравнениями и научимся выполнять обратную задачу той, которую мы выполняли на предыдущих уроках. Познакомимся в общем виде с новым понятием- гидролизом солей.

**Задача.**

Запишите **полные ионные** и **молекулярные** уравнения по приведенным **сокращённым ионным** уравнениям:

1.а)2H++SO42-→H2O+SO2

--б)----------------------------------------------------------

--в)-----------------------------------------------------------

2.а)Al+3+3OH-→Al(OH)3

----б)-------------------------------------------------------------------------------------------

---в)------------------------------------------------------------

3.а)H++OH-→H2O

---б)-----------------------------------------------------------

---в)------------------------------------------------------------

Самостоятельно сделайте выводы:

1.Какие реакции относятся к реакциям ионного обмена?

2.Могут ли реакции йонного обмена происходить между твёрдыми веществами?

3.Могут ли эти реакции происходить между растворимыми и не растворимыми веществами?

### А, теперь познакомимся ещё с одним новым понятием – гидролиз солей.

## При реакции основания и кислоты мы знаем, что образуется соль.(реакция нейтрализации).

## При взаимодействии соли с водой образуется гидролиз.

Гидролиз солей - это химическое взаимодействие ионов соли с ионами воды, приводящее к образованию слабого электролита.

Рассматривая, соль как продукт нейтрализации основания кислотой, то можно разделить соли на четыре группы, для каждой из которых гидролиз будет протекать по-своему.

Соль, образованная **сильным основанием** и **сильной кислотой** (**KBr**, **NaCl**, **NaNO3**), гидролизу подвергаться не будет, так как в этом случае слабый электролит не образуется. **Реакция среды остается нейтральной**.

В соли, образованной **слабым** **основанием** и **сильной кислотой** (**FeCl2**,**NH4Cl**, **Al2(SO4)3**, **MgSO4**) гидролиз идёт по катиону.

**Раствор приобретает кислую реакцию.**

Соль, образованная **сильным основанием** и **слабой кислотой** (**КClO**, **K2SiO3**, **Na2CO3**, **CH3COONa**) подвергается гидролизу по аниону.

**Раствор приобретает щелочную среду.**

Соль, образованная слабым основанием и слабой кислотой (**СН3СООNН4**, **(NН4)2СО3**, **Al2S3**), гидролизуется и по катиону, и по аниону.

**Реакция среды этих растворов может быть нейтральной, слабокислой или слабощелочной.**

### http://znaniya.com.ua/img/him/uroki/9cl/ur14/1.gifИтак, на последних уроках мы научились писать уравнения йонного обмена, посмотрели на практике, как происходят реакции йонного обмена, научились писать эти реакции из третьей стадии в первую и познакомились в общем виде с понятием гидролиза солей.

**Урок №18.*Практическая работа №3. Решение эксперементальных и расчётных задач*.**

**Урок №19. *Обобщение знаний и систематизация знаний.***

**Урок №20*. Самостоятельная работа. (Контроль знаний по теме).***