Химия

Группа №24 1 курс

Тема:Теория электролитической диссоциации

**Электролитическая диссоциация** — процесс распада электролита на ионы при его растворении или плавлении.

Классическая теория электролитической диссоциации была создана С. Аррениусом и В. Оствальдом в 1887 году. Аррениус придерживался физической теории растворов, не учитывал взаимодействие электролита с водой и считал, что в растворах находятся свободные ионы. Русские химики И. А. Каблукови В. А. Кистяковский применили для объяснения электролитической диссоциации химическую теорию растворов Д. И. Менделеева и доказали, что при растворении электролита происходит его химическое взаимодействие с водой, в результате которого электролит диссоциирует на ионы.

Классическая теория электролитической диссоциации основана на предположении о неполной диссоциации растворённого вещества, характеризуемой степенью диссоциации α, т. е. долей распавшихся молекул электролита. Динамическое равновесие между недиссоциированными молекулами и ионами описывается законом действующих масс .

Вещества, распадающиеся на ионы, называют электролитами. Электролиты – вещества с ионной или сильно ковалентной связью: кислоты, основания, соли. остальные вещества – неэлектролиты; к ним относятся вещества с неполярной или слабо полярной ковалентной связью; например, многие органические соединения.

**Основные положения ТЭД (Теории электролитической диссоциации):**

**Молекулы распадаются на положительно и отрицательно заряженные ионы (простые и сложные).**

**Под действием электрического тока катионы (положительно заряженные ионы движутся к катоду(-), а анионы (отрицательно заряженные ионы) к аноду(+)**

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

Если степень диссоциации зависит от природы вещества, то можно судить, что существует разграничение между определёнными группами веществ.

Большая степень диссоциации присуща сильным электролитам (большинству оснований, солям, многим кислотам). Стоит учесть, что распад на ионы – обратимая реакция. Так же стоит сказать, что в данной теме не будут разобраны примеры диссоциации двойных и основных солей, их диссоциация описана в теме “соли”.  
Примеры сильных электролитов:  
NaOH, K2SO4, HClO4  
Уравнения диссоциации:  
NaOH⇄Na++OH-

K2SO4⇄2K++SO42-

HClO4⇄H++ClO4-

Количественной характеристикой силы электролитов является степень диссоциации (α) – отношение молярной концентрации продиссоциировавшего электролита к его общей молярной концентрации в растворе.



Степень диссоциации выражается в долях единицы или в процентах. Интервал значений – от 0 до 100%.

α = 0%  относится к неэлектролитам (диссоциация отсутствует)

0% <α < 100%  относится к слабым электролитам (диссоциация неполная)  
α = 100% относится к сильным электролитам (полная диссоциация)

Так же стоит помнить про количество ступеней диссоциации, например:  
Диссоциация раствора H2SO4

H2 SO4⇄H++HSO4-

HSO4-⇄H++SO42-

У каждой ступени диссоциации своя степень диссоциации.  
Например, диссоциация солей CuCl2, HgCl2:  
CuCl2⇄Cu2++2Cl- диссоциация протекает полностью

А в случае с хлоридом ртути диссоциация идёт неполностью и то не до конца.

HgCl2⇄HgCl++Cl-

Возвращаясь же к раствору серной кислоты, стоит сказать, что степень диссоциации обеих ступеней разбавленной кислоты гораздо больше, чем у концентрированной. При диссоциации концентрированного раствора очень много молекул вещества и большая концентрация гидроанионов  HSO4-.

У многоосновных кислот и многокислотных оснований диссоциация идёт в несколько ступеней (в зависимости от основности).

Перечислим сильные и слабые кислоты и приступим к уравнениям ионного обмена:  
Сильные кислоты ( HCl, HBr, HI, HClO3, HBrO3, HIO3, HClO4, H2SO4, H2SeO4,HNO3, HMnO4, H2Cr2O7)

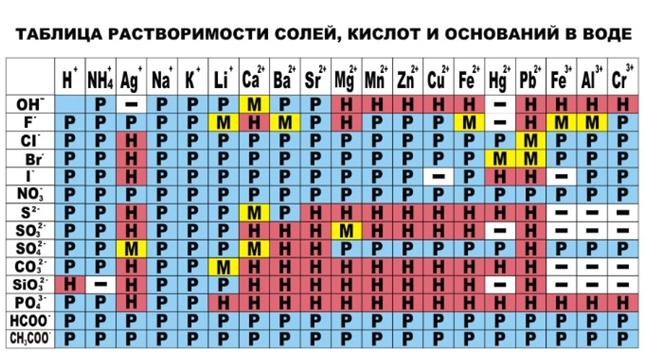
Слабые кислоты (HF, H2S, H2Se, HClO, HBrO, H2SeO3, HNO2,H3PO4, H4SiO4, HCN, H2CO3, CH3COOH)

Химические реакции в растворах и расплавах электролитов протекают с участием ионов. В таких реакциях степени окисления элементов не изменяются, и сами реакции называются **реакциями ионного обмена**.

Реакции ионного обмена будут протекать до конца (необратимо) , если образуются малорастворимые или практически нерастворимые вещества (они выпадают в осадок), летучие вещества (выделяются в виде газов) или слабые электролиты (например, вода).

Реакции ионного обмена принято писать в три стадии:  
1. Молекулярное уравнение  
2. Полное ионное уравнение  
3. Сокращенное ионное уравнение  
При написании обязательно указывать осадки и газы, а так же руководствоваться таблицей растворимости.

Реакции, где все реагенты и продукты получились растворимые в воде, не протекают.



Несколько примеров:  
Na2 CO3+H2SO4→Na2 SO4+CO2↑+H2O

2Na++CO32-+2H++SO42-→2Na++SO42-+CO2↑+H2O

CO32-+2H+→CO2↑+H2O

Сокращённое ионное уравнение получается с помощью вычёркивания одинаковых ионов из обеих частей полного ионного уравнения.

Если реакция ионного обмена идёт между двумя солями с образованием осадка, то следует брать два хорошо растворимых реагента. То есть, реакция ионного обмена пойдёт если растворимость реагентов будет выше, чем у одного из продуктов.

Ba(NO3 )2+Na2 SO4→BaSO4↓+2NaNO3

Иногда при написании реакций ионного обмена пропускают полное ионное уравнение и сразу пишут сокращенное.

Ba2++SO42-→BaSO4↓

Для получения осадка малорастворимого вещества всегда надо выбирать хорошо растворимые реагенты в их концентрированных растворах.  
Например:  
2KF+FeCl2→FeF2↓+2KCl

Fe2++2F-→FeF2↓

Данные правила подбора реагентов для осаждения продуктов справедливы **только для солей.**

Примеры реакций с выпадением осадков:  
1.Ba(OH)2+H2SO4→BaSO4↓+2H2O

Ba2++SO42-→BaSO4↓

2. AgNO3+KI→AgI↓+KNO3

Ag++I-→AgI↓

3.H2S+Pb(NO3)2→PbS↓+2HNO3

H2S+Pb2+→PbS↓+2H+

4. 2KOH+FeSO4→Fe(OH)2↓+K2 SO4

Fe2++2OH-→Fe(OH)2↓

Примеры реакций с выделением газов:  
1.CaCO3+2HNO3→Ca(NO3 )2+CO2↑+H2O

CaCO3+2H+→Ca2++CO2↑+H2O

2. 2NH4Cl+Ca(OH)2→2NH3↑+CaCl2+2H2O

NH4++OH-→NH3↑+H2O

3. ZnS+2HCl→H2 S↑+ZnCl2

ZnS+2H+→H2S↑+Zn2+

Примеры реакций с образованием слабых электролитов:  
1.Mg(CH3COO)2+H2SO4→MgSO4+2CH3COOH

CH3COO-+H+→CH3COOH

2. HI+NaOH→NaI+H2O

H++OH-→H2O

**Рассмотрим применение изученного материала на конкретных заданиях, встречающихся на экзаменах:***№1*.Среди веществ: NaCl, Na2S, Na2SO4 – в реакцию с раствором Cu(NO3)2 вступает(-ют)

1) толькоNa2S

 2) NaCl и Na2S

 3) Na2Sи Na2SO4

4) NaCl и Na2SO4

Под словом “вступают” подразумевается “протекает реакция”, а как было сказано выше, реакция протекает если образовалось нерастворимое или малорастворимое вещество, выделился газ или образовался слабый электролит (вода).

Разберём варианты по очереди.  
1) Cu(NO3 )2+Na2S→CuS↓+2NaNO3 образовался осадок.  
2)NaCl+Cu(NO3 )2↛CuCl2+2NaNO3 все продукты являются хорошо растворимыми электролитами, это не газы, следовательно, реакция не протекает.

Протекает только реакция с Na2S с образованием осадка

3)С Na2S так же будет образование осадка как и в первых двух примерах.  
Na2 SO4+Cu(NO3 )2↛CuSO4+2NaNO3

Все продукты являются хорошо растворимыми электролитами, это не газы, следовательно, реакция не протекает.

4) С Na2SO4реакция не протекает как в прошлом варианте ответа  
NaCl+Cu(NO3 )2↛CuCl2+2NaNO3

Все продукты являются хорошо растворимыми электролитами, это не газы, следовательно, реакция не протекает.

Следовательно, подходит **1**вариант ответа.

*№2*. Газ выделяется при взаимодействии

1) MgCl2и Ba(NO3)2

2) Na2CO3и CaCl2

 3) NH4ClиNaOH

4) CuSO4 и KOH

 Слово “газ” в таких заданиях обозначает именно газы и легколетучие соединения.

В заданиях в качестве таких соединений обычно встречаются NH3·H2O, H2CO3 (в нормальных условиях проведения реакции разлагается на CO2и H2O, принято не писать полную формулу угольной кислоты, а сразу расписывать на газ и воду), H2S.

Из представленных веществ выше мы не сможем получить H2S, потому что отсутствует сульфид-ион во всех веществах. Так же не сможем получить углекислый газ, ибо для его получения из соли нужно добавить кислоту, а в паре с карбонатом натрия находится другая соль.  
Мы можем получить газ в 3 варианте ответа.  
NH4Cl+NaOH→NH3↑+NaCl+H2O

Выделился газ с резким запахом.

Следовательно, подходит **3**вариант ответа.

*№3*.В реакцию с соляной кислотой вступает

1) нитрат серебра

2) нитрат бария

3) серебро

4) оксид кремния

Среди реагентов есть два электролита, чтобы прошла реакция, нужно, чтоб выделился осадок.  
С оксидом кремния соляная кислота не прореагирует, а серебро не вытеснит водород из соляной кислоты.  
Ba(NO3 )2+2HCl→BaCl2+2HNO3 реакция не будет протекать, так как все продукты – растворимые электролиты  
AgNO3+HCl→AgCl↓+NaNO3

Выпадет белый творожистый осадок нитрата серебра  
Следовательно, подходит **1**вариант ответа.

Следующий пример задания, в отличие от первых трёх, взят из КИМа ЕГЭ 2017.  
Первые три взяты из КИМа ОГЭ 2017

*№4*.

Установите соответствие между формулами веществ и реагентом, с помощью которого можно различить их водные растворы: к каждой позиции, обозначенной буквой, подберите соответствующую позицию, обозначенную цифрой.  
ФОРМУЛЫ ВЕЩЕСТВ РЕАГЕНТ  
А) HNO3и H2O                                                            1) CaCO3  
Б)KClи NaOH                                                              2) KOH

В)NaClи BaCl2                                                             3) HCl

Г) AlCl3и MgCl2                                                            4) KNO3

                                                                                       5) CuSO4

|  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- |
| А | Б | В | Г |
| 1 | 5 | 5 | 2 |

Чтобы выполнить это задание, следует сначала понять, что под каждой буквой указаны два вещества, которые находятся в одном растворе и нужно подобрать вещество так, чтоб хотя бы одно из них вступило в качественную реакцию с веществом-реагентом, который дан под цифрой.

К раствору азотной кислоты добавим карбонат кальция, углекислый газ станет признаком реакции:  
2HNO3+CaCO3→Ca(NO3 )2+CO2↑+H2O  
Ещё, по логике, карбонат кальция не растворяется в воде, значит, во всех остальных растворах тоже не растворится, следовательно, к признакам реакции можно добавить растворение карбоната кальция, помимо выделения газа.

Раствор под буквой Б можно было бы различить с помощью соляной кислоты под цифрой 3, **но только в случае, если было бы разрешено воспользоваться индикатором (фенолфталеин), который бы обесцветился после реакции, ибо произойдёт нейтрализация щёлочи**.

Поэтому, можем различитьв растворе OH-ион только при помощи 5 раствора (CuSO4)  
2NaOH+CuSO4→Cu(OH)2↓+Na2 SO4

Образовались кристаллики голубого цвета на две раствора.

Раствор под буквой В можем различить так же с помощью реактива под номером 5, ибо сульфат-ионы, соединяясь с барием сразу выпадут в белый кристаллический осадок, который не растворим в избытке даже самых сильных кислот.  
BaCl2+CuSO4→CuCl2+BaSO4↓

Раствор под буквой Г нетрудно различить с помощью любой щелочи, т.к основания магния и алюминия при протекании реакции сразу выпадут в осадок. Щелочь представлена под цифрой 2

AlCl3+3KOH→Al(OH)3↓+3KCl

MgCl2+2KOH→Mg(OH)2↓+2KCl