**Лекция №** **1**

 Тема «Теория электролитической диссоциации»

План:

1. Основные положения теории электролитической диссоциации.
2. Механизм электролитической диссоциации.
3. Степень электролитической диссоциации. Сильные и слабые электролиты.
4. Реакции обмена в водных растворах электролитов.
5. Диссоциация воды. Водородный показатель.

**1. Основные положения теории электролитической диссоциации**

 Хорошо известно, что одни вещества в растворенном или расплавленном состоянии проводят электрический ток, другие в тех же усло­виях ток не проводят. Это можно наблюдать с помощью простого прибора (рис.1.)



Он состоит из угольных стержней (электродов), присоединенных проводами к электрической сети. В цепь включена электрическая лампочка, которая

показывает присутствие или отсутствие тока в цепи.

Если опустить электроды в  раствор саха­ра, то лампочка не загорается.

Но она ярко загорится, если их опустить в раст­вор хлорида натрия.

 В первой половине 19 в. М. Фарадей ввел понятие об электролитах и неэлектролитах.

 **Электролиты** – вещества, водные растворы или расплавы которых проводят электрических ток. К электролитам относятся соли, кислоты, основания. В молекулах этих веществ имеются ионные или ковалентные сильно полярные химические связи

 **Неэлектролиты** – вещества, водные растворы или расплавы которых не проводят электрический ток. К неэлектролитам относятся вещества, в молекулах которых имеются ковалентные неполярные или малополярные связи. Например, кислород, водород, многие органические вещества – глюкоза, сахароза, бензол, эфиры и др.

 Для объяснения электропроводности растворов и расплавов электролитов шведским ученым С. Аррениусом была предложена теория электролитической диссоциации (1887 г.).

В дальнейшем она была развита многими учеными, 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.

**Основные положения теории электролитической диссоциации:**

1. Молекулы электролитов при растворении в воде или расплавлении распадаются на ионы.

Процесс распада молекул электролитов на ионы в растворе или расплаве называется **электролитической диссоциацией (или ионизацией)**

**Ионы** – это атомы или группы атомов, имеющие положительный или отрицательный заряд (Na+ , S2-, NO3- и др.)

2. В растворе или расплаве электролитов ионы движутся хаотически.

При пропускании через раствор или расплав электрического тока положительно заряженные ионы движутся к отрицательно заряженному электроду (катоду), а отрицательно заряженные ионы движутся к положительно заряженному электроду (аноду).

Положительно заряженные ионы – **катионы**, отрицательно заряженные ионы – **анионы.**

К катионам относятся ион водорода Н+, ион аммония NH4+, ионы металлов – Na+, Cu2+ , Al3+ и др.

К анионам относятся гидроксид – ион ОН- , ионы кислотных остатков – Cl- SO42- , PO43-  и др.

3. Диссоциация – процесс обратимый. Это значит, что одновременно идут два противоположных процесса: распад молекул на ионы (диссоциация, ионизация) и соединение ионов в молекулы (ассоциация, моляризация).

 Диссоциацию молекул электролитов выражают уравнениями, в которых вместо знака равенства ставят знак обратимости (↔).

Например,

Mg(NO3)2 ↔ Mg2+ + 2NO3-

Каждая молекула нитрата магния диссоциирует на ион магния и два нитрат – иона. Следовательно, в результате диссоциации одной молекулы Mg(NO3)2 образуется три иона.

Общая сумма зарядов катионов и зарядов анионов равна нулю, т.к. молекула электролита нейтральна.

4. Ионы и атомы одних и тех же элементов отличаются друг от друга по строению и свойствам.

5.Ионы вступают во взаимодействие друг с другом – реакции ионного обмена.

**2. Механизм электролитической диссоциации**

 Причины и механизм диссоциации электролитов объясняются теорией растворов Д.И. Менделеева и природой химической связи. Как известно, электролитами являются вещества с ионной или ковалентной сильно полярной связями.

Растворители, в которых происходит диссоциация, состоят из полярных молекул. В целом молекула воды не заряжена. Но внутри молекулы Н2О атомы водорода и кислорода располагаются так, что положительные и отрицательные заряды находятся в противоположных концах молекулы (рис. 2.). Поэтому молекула воды представляет собой диполь

 рис 2.

|  |  |
| --- | --- |
| рис 3. | При растворении в воде ионных соединений, например хлорида натрия NaCl, дипольные молекулы воды ориентируются вокруг ионов натрия и хлорид-ионов. При этом положительные полюсы молекул воды притягиваются к хлорид-ионам Cl-, отрицательные полюсы - к положительным ионам натрия Na+.В результате этого взаимодействия между молекулами растворителя и ионами электролита притяжение между ионами в кристаллической решетке вещества ослабевает. Кристаллическая решетка разрушается, и ионы переходят в раствор. Эти ионы в водном растворе находятся не в свободном состоянии, а связаны с молекулами воды, т.е. являются *гидратированными ионами* (рис.3.) |
|  Рис.4. | При растворении в воде веществ с полярной ковалентной связью происходит взаимодействие дипольных молекул воды с дипольными молекулами электролитов. Например, при растворении в воде хлороводорода, изменяется характер связи в молекуле HCl: сначала связь становится более полярной, а затем переходит в ионную. Результатом процесса является диссоциация электролита и образование в растворе гидратированных ионов (рис.4.) |

*Таким образом, главной причиной диссоциации в водных растворах является гидратация ионов.* В водных растворах все ионы находятся в гидратированном состоянии. Для простоты в химических уравнениях ионы изображают без молекул воды: H+, Mg2+, NO3- и т.д.

*Диссоциация кислот, оснований, амфотерных гидроксидов и солей в воде*

**● Кислоты** – электролиты, которые при диссоциации образуют только один вид катионов – катионы водорода Н+

Составим уравнение электролитической диссоциации сильных кислот:

HCl ↔ H+ + Cl-

H2SO4 ↔ 2H+ + SO42-

Слабые многоосновные кислоты диссоциируют ступенчато. Число ступеней зависит от основности слабой кислоты Hx(Ac), где х – основность кислоты. *Например,*

H2CO3 ↔ H+ + HCO3-

HCO3- ↔ H+ + CO32-

К1 > K2

Растворы кислот имеют некоторые *общие свойства*, которые, согласно ТЭД, объясняются присутствием в их растворах гидратированых ионов водорода Н+ (Н3О+).

● **Основания** - электролиты, которые при диссоциации образуют только один вид анионов - гидроксид-ионы ОН-.

Составим уравнение диссоциации сильных оснований (щелочей)

NaOH ↔ Na+ + OH-

Ba(OH)2 ↔ Ba2+ + 2OH-

Слабые многокислотные основания диссоциируют ступенчато. Число ступеней диссоциации определяется кислотностью слабого основания Ме(ОН)у , где у- кислотность основания.

*Например,*

Fe(OH)2 ↔ FeOH+ + OH-

FeOH+ ↔ Fe2+ + OH-

К1 > K2

Основания имеют некоторые общие свойства. Общие свойства оснований обусловлены присутствием гидроксид-ионов ОН-.

● **Амфотерные гидроксиды** – это слабые электролиты, которые при диссоциации образуют одновременно катионы водорода Н+ и гидроксид-анионы ОН- , т.е. диссоциируют по типу кислоты и по типу основания.

Составим уравнение электролитической диссоциации гидроксида цинка Zn(OH)2 без учета её ступенчатого характера

2H+ + ZnO22-  ↔ H2ZnO2 = Zn(OH)2 ↔ Zn2+ + 2OH-

по типу кислоты по типу основания

● **Средние (нормальные) соли** – сильные электролиты, образующие при диссоциации катионы металла и анионы кислотного остатка.

K2CO3 ↔ 2K+ + CO32-

Al2(SO4)3 ↔ 2Al3+ + 3SO42-

● **Кислые соли** – сильные электролиты, диссоциирующие на катион металла и сложный анион, в состав которого входят атомы водорода и кислотный остаток.

*Например,*

NaHCO3 ↔ Na+ + HCO3- (α = 1)

Сложный анион (гидрокарбонат-анион) частично диссоциирует:

НСО3- ↔ Н+ + СО32- (α << 1)

● **Основные соли** – электролиты, которые при диссоциации образуют анионы кислотного остатка и сложные катионы, состоящие из атомов металла и гидроксогрупп ОН-.

*Например,*

Fe(OH)2Cl ↔ Fe(OH)2+ + 2Cl- (α = 1)

Сложный катион FeOH 2+ частично диссоциирует по уравнениям, для обоих ступеней диссоциации α << 1:

Fe(OH)2+ ↔ FeOH 2+ + OH-

FeOH 2+ ↔ Fe3+ + OH-

**3. Степень электролитической диссоциации. Сильные и слабые электролиты.**

 В водных растворах некоторые электролиты полностью распадаются на ионы. Другие электролиты распадаются на ионы частично, часть их молекул остается в растворе в недиссоциированном виде. Для количественной характеристики электролитической диссоциации введено понятие степени электролитической диссоциации, обозначаемое греческой буквой α.

 **Степень электролитической диссоциации** - число, показывающее, какая часть молекул распалась на ионы.

**α** = число молекул, распавшихся на ионы / общее число растворенных молекул

 Степень диссоциации зависит от природы растворяемого вещества и растворителя, концентрации раствора, температуры и других факторов.

 При уменьшении концентрации электролита, т.е. при разбавлении раствора, степень диссоциации увеличивается, т.к. увеличивается расстояние между ионами в растворе.

 При повышении температуры степень диссоциации, как правило, увеличивается.

 В зависимости от степени диссоциации электролиты делятся на сильные и слабые.

 **Сильные электролиты** – это такие электролиты, которые в водных растворах полностью диссоциируют на ионы, т.е. их степень диссоциации равна 1 (100%). К сильным электролитам относятся:

1) соли,

2) сильные кислоты (HClO4, HClO3, HNO3, H2SO4, HCl, HBr, HI и др.)

3) щелочи (NaOH, KOH, LiOH, Ba(OH)2, Ca(OH)2 и др.)

 **Слабые электролиты –** это такие электролиты, которые в водных растворах не полностью диссоциируют на ионы, т.е. их степень диссоциации меньше 1 (100%), в большинстве случаев она стремится к нулю. К слабым электролитам относятся:

1) cлабые кислоты ( H3PO4, H2S, H2SO3, H2SiO3, H2CO3, HCN, HNO2, HF, CH3COOH и др.)

2) нерастворимые в воде основания (Cu(OH)2, Fe(OH)3 и др.)

3) гидроксид аммония

4) вода

Для характеристики слабых электролитов применяют константу диссоциации КД. Вследствие тог, что слабые электролиты диссоциируют на ионы не полностью, в их растворах устанавливается динамическое равновесие между недиссоциированными молекулами и ионами. Для слабого электролита общей формулы АnBm уравнение диссоциации имеет вид:

АnBm ↔ nАm+ + mBn-

Применяя закон действующих масс, запишем выражение константы равновесия:

Kp = [Аm+]n · [Bn-]m/ [АnBm]

Константу равновесия в этом случае называют константой диссоциации (или константой ионизации)

Константа диссоциации характеризует способность слабого электролита диссоциировать на ионы. Чем > константа диссоциации, тем легче электролит распадается на ионы. Для слабого электролита константа диссоциации – постоянная величина при данной температуре, которая не зависит от концентрации раствора. Константа диссоциации зависит от природы электролита, природы растворителя и температуры.

**4. Реакции обмена в водных растворах электролитов.**

 Так как молекулы электролитов в растворах распадаются на ионы, то и реакции в растворах электролитов происходят между ионами.

Реакции, протекающие между ионами, называются **ионными реакциями.**

 Условия течения реакций обмена между сильными электролитами в водных растворах до конца:

1) образование малорастворимых веществ (осадки)

2) образование газообразных или летучих веществ

3) образование малодиссоциирующих веществ - слабых электролитов

Рассмотрим эти случаи

*1. Реакции с образованием малорастворимых веществ, выпадающих в осадок*

 AgNO3 + HCl → AgCl↓ + HNO3

Ag+ + NO3- + H+ + Cl- → AgCl↓ + H+ + NO3-

Ag+ + Cl- → AgCl↓

*2. Реакции, протекающие с образованием газообразных или летучих веществ*

Na2CO3 + 2HCl → 2NaCl + CO2↑ + H2O

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

CO32- + 2H+ → CO2↑ + H2O

*3. Реакции, идущие с образованием малодиссоциирующих веществ (слабых электролитов)*

NaOH + HCl → NaCl + H2O

Na+ + OH- + H+ + Cl- → Na+ + Cl- + H2O

OH- + H+ → H2O

 Если среди исходных веществ имеются слабые электролиты или малорастворимые вещества, то такие реакции являются обратимыми, т.е. до конца не протекают.

Например,

Cu(OH)2↓ + 2HCl ↔ CuCl2 + 2H2O

Cu(OH)2↓+ 2H+ ↔ Cu2+ + 2H2O

Если исходными веществами реакций обмена являются сильные электролиты, которые при взаимодействии не образуют малорастворимых или малодиссоциирующих веществ, то такие реакции не протекают.

Например,

2NaCl + Ca(NO3)2 ≠ 2NaNO3 + CaCl2

**5. Диссоциация воды. Водородный показатель**

 Вода – слабый амфотерный электролит. Уравнение диссоциации воды имеет вид:

H2O ↔ H+ + OH-

При 250С [Н+] = [ОН-] = 10-7 моль/л.

 Произведение концентраций ионов водорода и гидроксид-ионов называется **ионным произведением воды (К н2о)**

К н2о **–** величина постоянная, и при температуре 25

К н2о = 10-7 ∙ 10-7 = 10-14

 Ионное произведение воды дает возможность для любого водного раствора вычислить концентрацию гидроксид-ионов, если известна концентрация ионов водорода, и наоборот.

 Среду любого водного раствора можно охарактеризовать концентрацией ионов водорода Н+ или гидроксид-ионов ОН-.

 В водных растворах различают три типа сред: нейтральную, щелочную и кислую.

 **Нейтральная среда** – это среда, в которой концентрация ионов водорода равна концентрации гидроксид-ионов

[Н+] = [ОН-] = 10-7 моль/л.

 **Щелочная среда** – это среда, в которой концентрация ионов водорода меньше концентрации гидроксид-ионов

[Н+] < [ОН-] [Н+] < 10-7 моль/л.

Кислая среда – это среда, в которой концентрация ионов водорода больше концентрации гидроксид-ионов

[Н+] > [ОН-] [Н+] > 10-7 моль/л.

 Для характеристики сред растворов удобно использовать так называемый водородный показатель рН

 **Водородным показателем рН** называется отрицательный десятичный логарифм концентрации ионов водорода

рН = - lg [Н+]

 Если [Н+] = 10-7 моль/л , то рН = - lg 10-7 = 7 среда раствора нейтральная

 Если [Н+]< 10-7 моль/л, то рН > 7 среда раствора щелочная

*Например,* [Н+] = 10-12 моль/л , то рН = - lg 10-12 = 12

 Если [Н+] > 10-7 моль/л, то рН < 7 среда раствор кислая

*Например,* [Н+] = 10-4 моль/л , то рН = - lg 10-4 = 4

 Существуют различные методы измерения рН. Качественно характер среды водных растворов определяют с помощью индикаторов. На практике применяют индикаторы: лакмус, метилоранж, фенолфталеин, универсальный индикатор. (см. таблицу).

Величина рН имеет большое значение в химических и биологических процесса, т.к. в зависимости от характера среды эти процессы могут протекать с разными скоростями и в разных направлениях.

 Поэтому определение рН очень важно в технике, сельском хозяйстве, науке, медицине. Изменение рН крови или желудочного сока является медицинским диагностическим тестом в медицине. Постоянство концентраций ионов водорода Н+ является одной из важных констант внутренней среды живых организмов. Так, при нормальной кислотности желудочный сок имеет рН 1,7 и фермент желудочного сока пепсин функционирует при рН 1,5-2.

**Контрольные вопросы для закрепления:**

1. Лампочка прибора для испытания на электрическую проводимость загорится при погружении электродов в оба вещества:

1) ацетон и глюкоза (р-р)

2) гидроксид калия (расплав) и этанол

3) серная кислота (р-р) и глицерин (р-р)

4) хлорид натрия (р-р) и гидроксид калия (р-р)

2. Сокращенное ионное уравнение реакции: Zn2+ + 2OH- → Zn(OH)2↓ соответствует взаимодействию веществ:

1) ZnSO4 и Fe(OH)3

2) ZnCl2 и NaOH

3) Zn и KOH

4) ZnO и H2O

3. Как изменится цвет лакмуса, если концентрация ионов водорода в растворе равна 10-12?