



# Химия

## Урок № 10

Тема: «Электролитическая диссоциация».



 <b>Содержание</b>	 <b>Содержание</b>
<p><u>Инструкция по использованию интерфейса</u> <u>Вода, растворы. Электролитическая диссоциация.</u> <u>Понятие о растворах. Процесс растворения.</u> <u>Кристаллогидраты. Массовая доля растворённого вещества в растворе. Понятие массовой доли растворённого вещества. Справочная таблица «Плотность растворов некоторых веществ с различной массовой долей при 20 °С».</u> <u>Определение массовой доли растворённого вещества. Определение масс вещества и воды, необходимых для приготовления заданной массы раствора. Электролитическая диссоциация. Электролиты и неэлектролиты.</u></p>	<p><u>Основные положения теории электролитической диссоциации. Степень диссоциации. Сильные и слабые электролиты. Кислоты и основания в свете представлений об электролитической диссоциации. Кислоты. Основания. Среда водных растворов электролитов. Реакции ионного обмена. Ионно-молекулярные уравнения реакций.</u> <u>Практическая (лабораторная) работа 4 «Электролитическая диссоциация» (Химия и естествознание). Проверим, как Вы поняли и запомнили пройденный материал. Проверьте свои ответы.</u> <u>Использованные источники.</u></p>

### на сайте НКСЭ:

Преподавателям → Методическая копилка → ЦМК Математических и естественнонаучных дисциплин → **Кузьмина Ирина Викторовна**

### В библиотеке:

«Сетевые ресурсы» → «Справочная информация для студентов» →  
→ **Кузьмина Ирина Викторовна** → «Химия» → «Неорганическая химия»

### Лекция

**Цель:** изучить электролитическую диссоциацию.

**Задачи:**

- повторить изученные в школе сведения об электролитической диссоциации,
- углубить свои знания об электролитической диссоциации.

## Электролитическая диссоциация. Электролиты и неэлектролиты

Основные положения теории электролитической диссоциации разработаны в 1887 г. шведским учёным **С. Аррениусом**. Он исключал возможность химического взаимодействия ионов с молекулами растворителя, поэтому его теория не могла объяснить причину диссоциации электролитов и устойчивость ионов в растворе.



Сванте Август Аррениус  
(1859-1927)



**Что произойдет если** в сосуд с испытуемым веществом или раствором (смотри таблицу) опустить угольные электроды, присоединённые проводами к электрической сети?

### Электропроводность растворов некоторых веществ

Испытуемое вещество (раствор)	Электропроводность
H <sub>2</sub> O (дистиллированная)	Ток не проводит
NaCl (сухая соль)	Ток не проводит
Сахар сухой	Ток не проводит
NaCl + бензол	Ток не проводит
NaCl + H <sub>2</sub> O (дистиллированная)	Электропроводен
HCl + H <sub>2</sub> O (дистиллированная)	Электропроводен
Сахар + H <sub>2</sub> O (дистиллированная)	Ток не проводит



Вещества, растворы или расплавы которых проводят электрический ток (обладают ионной проводимостью), называют **электролитами**.

Это соли, кислоты, основания. Электролиты образованы **ионными** или **ковалентными сильно полярными связями**.

Вещества, растворы и расплавы которых не проводят электрический ток (не обладают ионной проводимостью), называют **неэлектролитами**.

Это многие органические вещества (сахар, эфир, бензол и др.). В молекулах этих веществ действуют **ковалентные неполярные** или **малополярные связи**.



Электролиты		Неэлектролиты	
Ионная связь	Ковалентная сильнополярная связь	Ковалентная слабополярная связь	Ковалентная неполярная связь
NaCl Na <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	HCl H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	C <sub>12</sub> H <sub>22</sub> O <sub>11</sub> (сахар) C <sub>2</sub> H <sub>5</sub> OH (спирт)	N <sub>2</sub> O <sub>2</sub>

### Состояние сильных и слабых электролитов в растворе



**Электролитическая диссоциация** – это распад электролита на свободно перемещающиеся ионы при растворении его в воде или при плавлении.

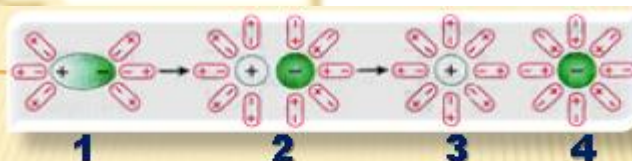


Схема электролитической диссоциации полярной молекулы в водном растворе:

- 1 – полярная молекула в начале гидратации;
- 2 – переход полярной структуры в ионную;
- 3 – гидратированный катион;
- 4 – гидратированный анион.

### Основные положения теории электролитической диссоциации:

1. В водных растворах **электролиты диссоциируют** – распадаются на свободные ионы – положительные и отрицательные.
2. **Ионы отличаются от атомов** как по строению, так и по свойствам.
3. В растворе ионы **перемещаются беспорядочно** (хаотично). При пропускании через раствор электрического тока они приобретают **направленное движение**. Положительно заряженные ионы (**катионы**) направляются к **отрицательному электроду – катоду**. Отрицательно заряженные ионы (**анионы**) перемещаются к **положительному электроду – аноду**.

4. Процесс электролитической диссоциации является **обратимым**, так как одновременно в одном и том же растворе идёт распад электролита на ионы и связывание разноимённо заряженных ионов под действием сил притяжения.

**Обратимыми** называют процессы, протекающие одновременно при данных условиях в двух взаимно противоположных направлениях.



**Сильные электролиты** при растворении в воде практически полностью диссоциируют на ионы независимо от их концентрации в растворе.

Поэтому в уравнениях диссоциации сильных электролитов ставят знак равенства (=).

К сильным электролитам относятся:

- растворимые соли;
- многие неорганические кислоты:  $\text{HNO}_3$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{HCl}$ ,  $\text{HBr}$ ,  $\text{HI}$ ;
- основания, образованные щелочными ( $\text{LiOH}$ ,  $\text{NaOH}$ ,  $\text{KOH}$  и т. д.) и щёлочно-земельными ( $\text{Ca(OH)}_2$ ,  $\text{Sr(OH)}_2$ ,  $\text{Ba(OH)}_2$ ) металлами.

**Слабые электролиты** в водных растворах лишь частично (обратно) диссоциируют на ионы.

Поэтому в уравнениях диссоциации слабых электролитов ставят знак обратимости ( $\rightleftharpoons$ ).

К слабым электролитам относятся:

- почти все органические кислоты и вода;
- некоторые неорганические кислоты:  $\text{H}_2\text{S}$ ,  $\text{H}_3\text{PO}_4$ ,  $\text{H}_2\text{CO}_3$ ,  $\text{HNO}_2$ ,  $\text{H}_2\text{SiO}_3$  и др.;
- нерастворимые гидроксиды металлов:  $\text{Mg(OH)}_2$ ,  $\text{Fe(OH)}_2$ ,  $\text{Zn(OH)}_2$  и др.

### Среда водных растворов электролитов

**Среду** любого водного раствора можно охарактеризовать **содержанием ионов водорода  $\text{H}^+$  или гидроксид-ионов  $\text{OH}^-$** .

Водные растворы могут иметь нейтральную, щелочную и кислотную среды.

**Нейтральная среда** – это среда, в которой число ионов  $\text{H}^+$  равно числу **гидроксид-ионов  $\text{OH}^-$** .

**Кислотная среда** – это среда, в которой число **ионов водорода** **больше** числа **гидроксид-ионов**.

**Щелочная среда** – это среда, в которой число **ионов водорода** **меньше** числа **гидроксид-ионов**.

Качественно реакцию среды водных растворов электролитов определяют с помощью индикаторов.

**Индикаторы** – это вещества, которые изменяют свой цвет в зависимости от среды раствора.

На практике применяют следующие **индикаторы**: лакмус, фенолфталеин, метиловый оранжевый (метиловый) и другие.

### Окраска индикаторов в воде, растворах кислот и щелочей

Среда \ Индикатор	Цвет индикатора		
	в чистой воде (нейтральная среда)	в растворах кислот (кислотная среда)	в растворах щелочей (щелочная среда)
Фенолфталеин	Бесцветный	Бесцветный	Малиновый
Метиловый оранжевый	Оранжевый	Красный	Жёлтый
Лакмус	Фиолетовый	Красный	Синий

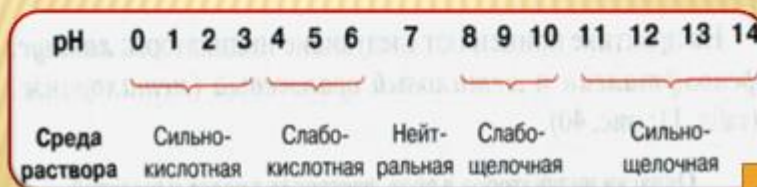
Для удобства среду раствора часто выражают **водородным показателем** (обозначается **pH**, читается «пэ аш»).

**Водородный показатель pH** – величина, характеризующая содержание ионов водорода в растворе.

$$pH = - \lg C(H^+),$$

где  $C(H^+)$  – концентрация ионов водорода  $H^+$ .

Соотношение между средой и значением **pH** можно представить в виде схемы:



При **pH = 7** среда нейтральная, при **pH < 7** среда кислотная, при **pH > 7** среда щелочная.

Значение **pH** раствора определяют с помощью **универсального индикатора**. **Универсальный индикатор** – это смесь нескольких индикаторов, изменяющая окраску в широком интервале значений **pH**. Бумагу, пропитанную универсальным индикатором и высушенную, называют **универсальной индикаторной бумагой**. К индикаторной бумаге прилагается цветная шкала, показывающая, какую окраску принимает индикаторная бумага при различных значениях **pH** нанесённого на неё раствора.

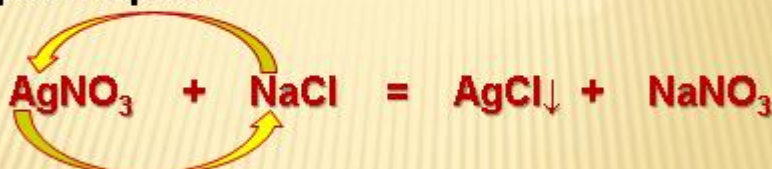
**Условиями протекания реакций ионного обмена** в растворах электролитов являются:

- образование малорастворимого вещества (осадка);
- образование летучего вещества (газа);
- образование слабодиссоциирующего вещества (слабого электролита).

Во всех этих случаях реакции протекают в направлении наиболее прочного связывания ионов.



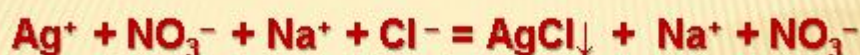
Рассмотрим, например, реакцию ионного обмена между растворами двух солей: нитрата серебра и хлорида натрия. При сливании растворов этих солей образуется осадок хлорида серебра  $\text{AgCl}$ , а в растворе остаётся нитрат натрия:



растворимая соль      растворимая соль      осадок      растворимая соль

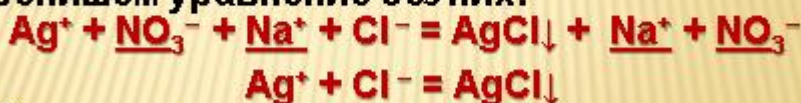
Это молекулярное уравнение.

Пользуясь таблицей растворимости, напомним это уравнение в ионно-молекулярном виде:



Это ионно-молекулярное уравнение.

Подчеркнем повторяющиеся ионы, а затем перепишем уравнение без них:



Это сокращенное ионно-молекулярное уравнение.

При написании ионно-молекулярных уравнений **нельзя** расписывать на ионы:

- твердые вещества;
- газы;
- оксиды (в том числе и **воду**);
- нерастворимые и малорастворимые вещества;
- слабые и основания средней силы (нерастворимые и малорастворимые);
- слабые и кислоты средней силы (выучить таблицу!!!).



### Формулы и названия кислот и кислотных остатков

Формула и сила кислоты	Название кислоты	Формула кислотного остатка	Название кислотного остатка
HF средней силы	Фторо <b>водородная</b> (плавиковая)	F <sup>-</sup>	Фтор <b>ид</b>
HCl сильная	Хлоро <b>водородная</b> (соляная)	Cl <sup>-</sup>	Хлор <b>ид</b>
HBr сильная	Бром <b>водородная</b>	Br <sup>-</sup>	Бром <b>ид</b>
HI сильная	Иодо <b>водородная</b>	I <sup>-</sup>	Иод <b>ид</b>
H <sub>2</sub> S слабая	Серо <b>водородная</b>	HS <sup>-</sup> S <sup>2-</sup>	Гидросульф <b>ид</b> Сульф <b>ид</b>
H <sub>2</sub> SO <sub>3</sub> слабая	Серн <b>истая</b>	HSO <sub>3</sub> <sup>-</sup> SO <sub>3</sub> <sup>2-</sup>	Гидросульф <b>ит</b> Сульф <b>ит</b>
H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub> сильная	Серн <b>ая</b>	HSO <sub>4</sub> <sup>-</sup> SO <sub>4</sub> <sup>2-</sup>	Гидросульф <b>ат</b> Сульф <b>ат</b>

### Формулы и названия кислот и кислотных остатков

Формула и сила кислоты	Название кислоты	Формула кислотного остатка	Название кислотного остатка
HNO <sub>2</sub> слабая	Азот <b>истая</b>	NO <sub>2</sub> <sup>-</sup>	Нитр <b>ит</b>
HNO <sub>3</sub> сильная	Азотн <b>ая</b>	NO <sub>3</sub> <sup>-</sup>	Нитр <b>ат</b>
H <sub>3</sub> PO <sub>4</sub> средней силы	Ортофосфорн <b>ая</b> (фосфорн <b>ая</b> )	H <sub>2</sub> PO <sub>4</sub> <sup>-</sup> HPO <sub>4</sub> <sup>2-</sup> PO <sub>4</sub> <sup>3-</sup>	Дигидрофосф <b>ат</b> Гидрофосф <b>ат</b> Ортофосф <b>ат</b> (фосф <b>ат</b> )
H <sub>2</sub> CO <sub>3</sub> слабая неустойчивая	Угольн <b>ая</b>	HCO <sub>3</sub> <sup>-</sup> CO <sub>3</sub> <sup>2-</sup>	Гидрокарбон <b>ат</b> Карбон <b>ат</b>
H <sub>2</sub> SiO <sub>3</sub> слабая	Кремниев <b>ая</b>	SiO <sub>3</sub> <sup>2-</sup>	Силик <b>ат</b>

**Примечание:** более полно с материалом можно познакомиться по презентации. По вопросам, приведенным в презентации, проверьте себя, насколько хорошо вы поняли материал.

Все возникшие вопросы можете задать на следующем уроке.