



В 1887г. шведский учёный С. Аррениус для объяснения особенностей водных растворов веществ предложил **теорию электролитической диссоциации.**

В дальнейшем эта теория была развита многими учёными, в том числе И.А. Каблуковым и В.А. Кистяковским.

A black and white portrait of Svante Arrhenius, a Swedish chemist. He is shown from the chest up, wearing a dark suit jacket, a white shirt, and a dark bow tie. He has a mustache and is looking slightly to the left of the camera.

Сванте  
Аррениус



Почётный член АН СССР (1932),  
одновременно и независимо  
от В. А. Кистяковского предложивший  
представление о **сольватации** ионов и  
положивший начало объединению  
физической и химической теории  
растворов.

**Сольватация** — электростатическое взаимодействие между  
частицами растворённого вещества и растворителя.

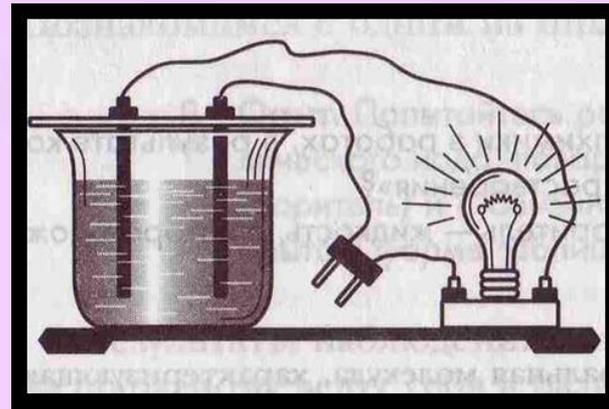
**Сольватация в водных растворах называется гидратацией.**

Образующиеся в результате сольватации молекулярные  
агрегаты называются **сольватами**, а водные - **гидратами**.

Современное содержание ТЭД можно свести к четырем основным положениям.

**I-е положение:**

Все вещества по их способности проводить электрический ток в растворах делятся на **электролиты** и **неэлектролиты**.



# Вещества в растворах

## Электролиты

(водные растворы проводят эл.ток)

Вещества с ионной и ковалентной полярной связью.

Все растворимые кислоты, основания (щёлочи) и соли.

## Неэлектролиты

(водные растворы не проводят эл.ток)

Вещества с ковалентной неполярной и слабополярной связью.

Все простые вещества, все оксиды и н/р гидроксиды, некоторые кислоты, ОВ и соли.

## II-е положение ТЭД

В растворах **электролиты** диссоциируют  
(**распадаются**) на положительные и  
отрицательные ионы.

Процесс распада электролита на ионы  
называется **электролитической**  
**диссоциацией (ЭД)**.

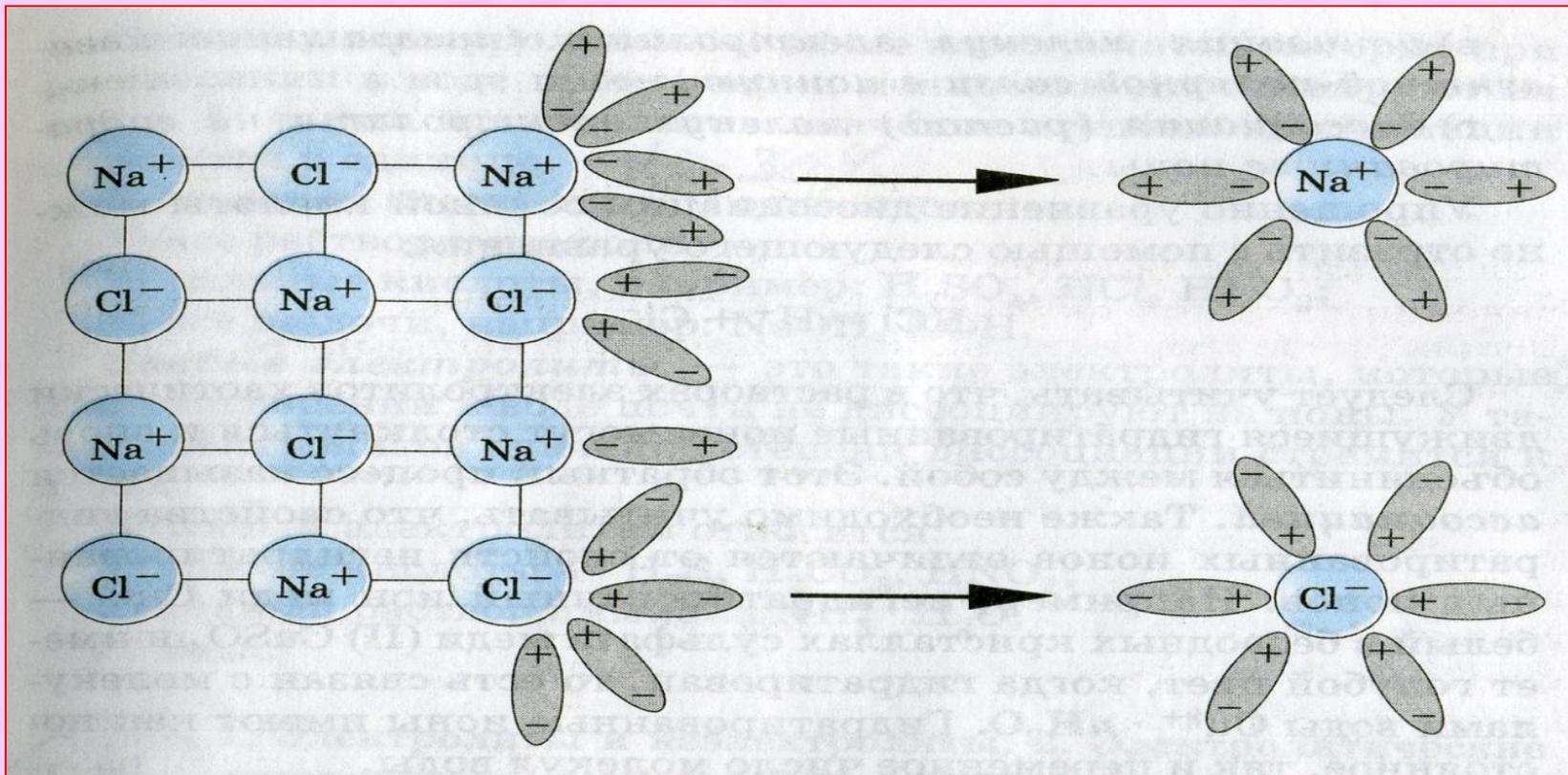
Причиной диссоциации электролита  
является его **взаимодействие с**  
**молекулами воды (гидратация)**.

# Типы ионов

- 1) По заряду: катионы (положительные) и анионы (отрицательные);
- 2) По отношению к воде: гидратированные и негидратированные (в безводных средах);
- 3) По составу: простые и сложные.

$\Sigma$  сумма зарядов ионов в молекуле электролита = 0

# Механизм диссоциации веществ с ионной СВЯЗЬЮ:

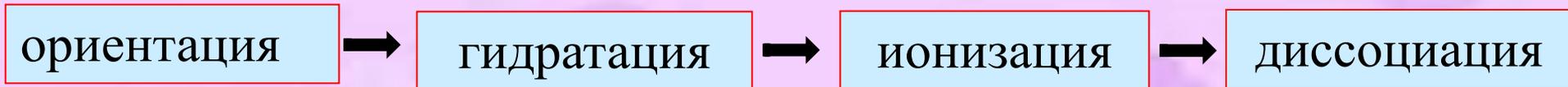
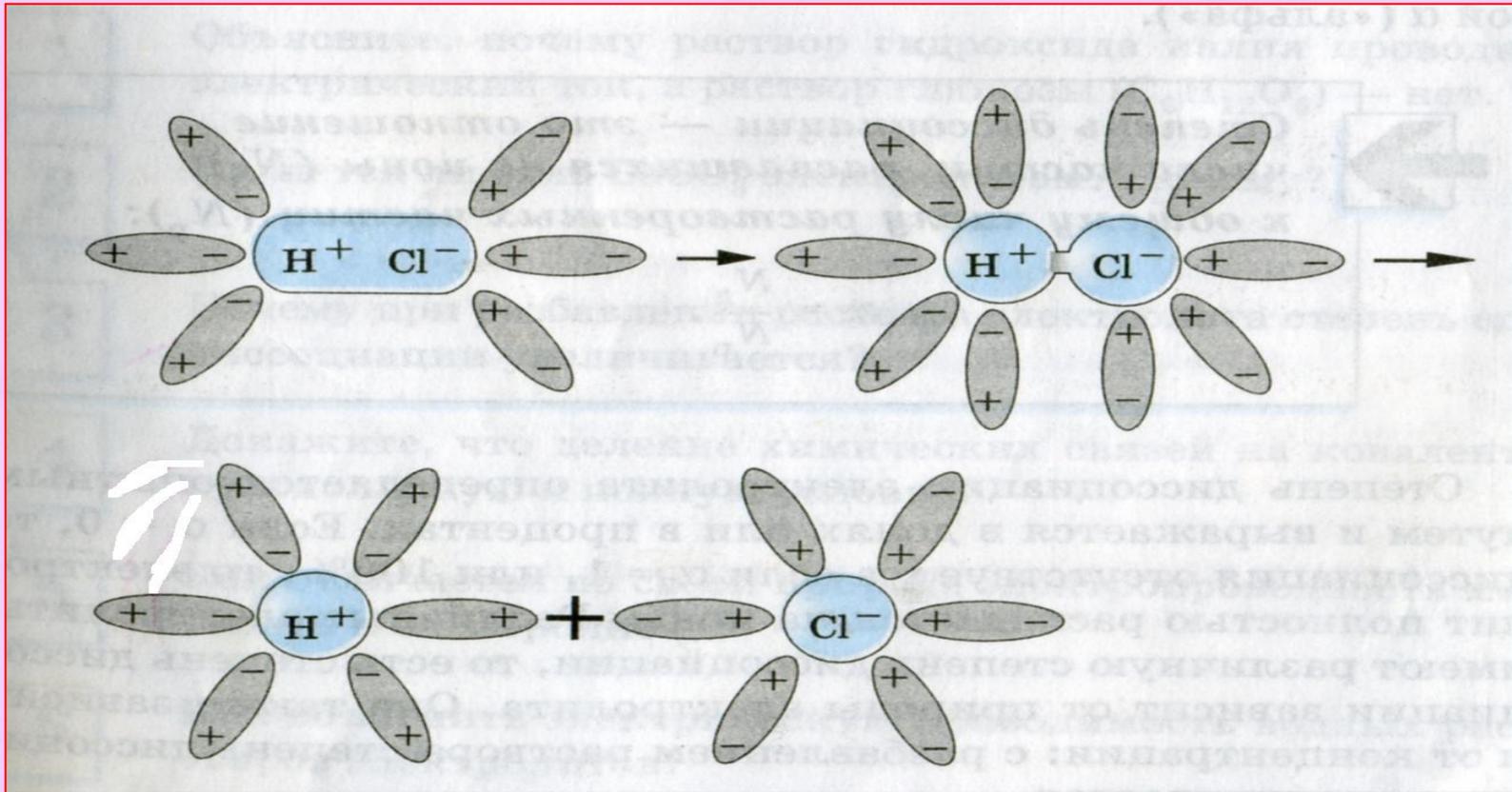


ориентация

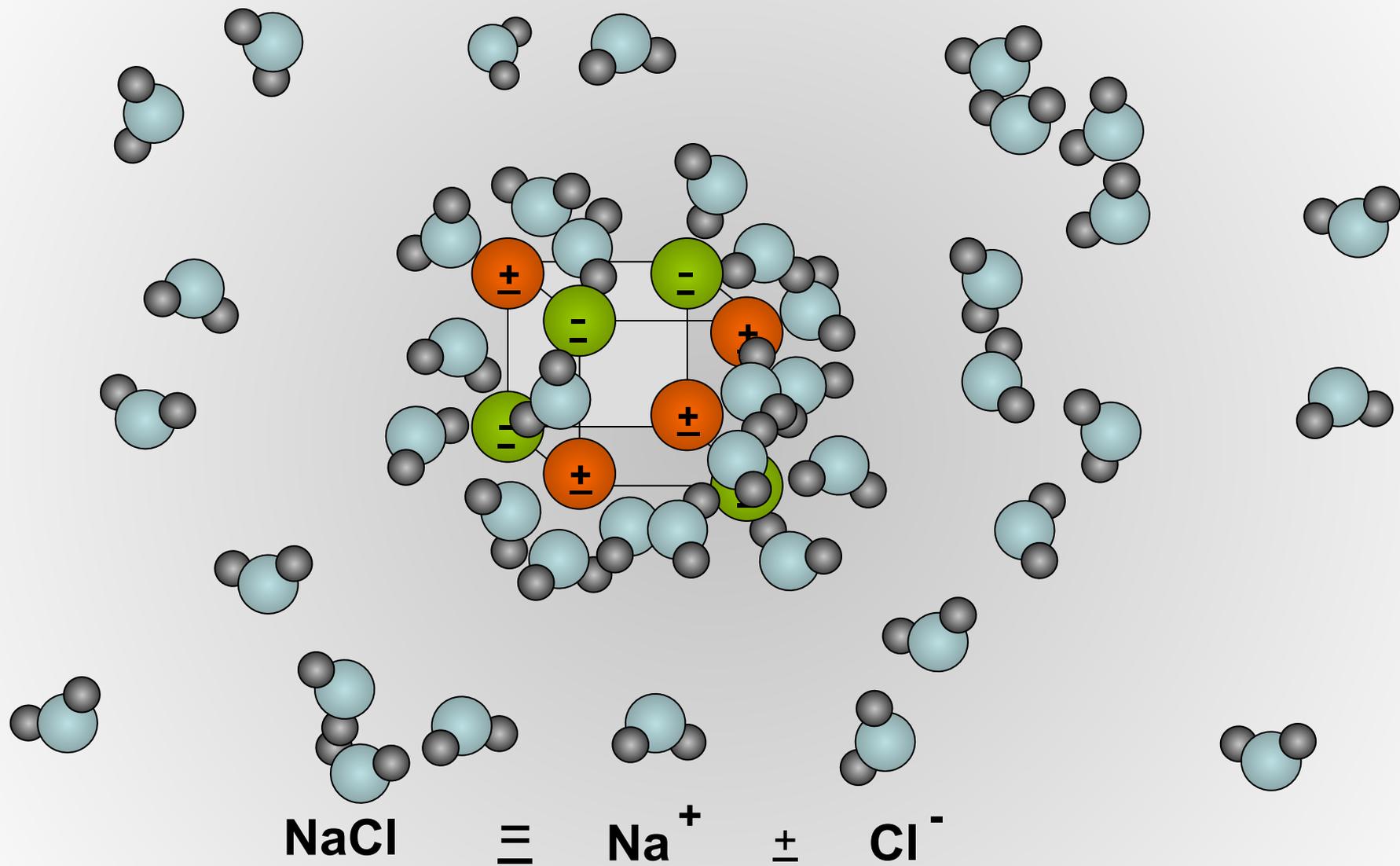
гидратация

диссоциация

# Механизм диссоциации веществ с К/П СВЯЗЬЮ:

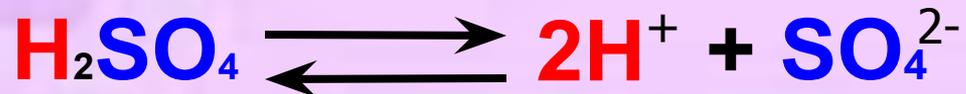
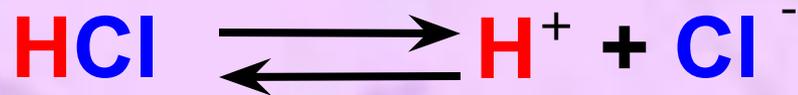


# Модельная схема диссоциации соли



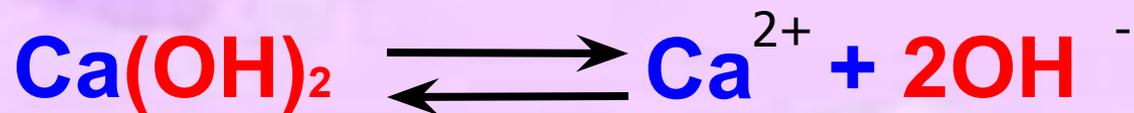
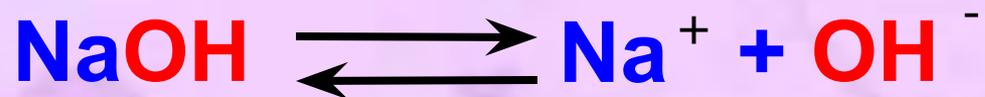
# КИСЛОТЫ С ПОЗИЦИИ ЭЛЕКТРОЛИТИЧЕСКОЙ ДИССОЦИАЦИИ

**Кислоты** – это электролиты, которые диссоциируют на катионы водорода и анионы кислотного остатка.



# ОСНОВАНИЯ С ПОЗИЦИИ ЭЛЕКТРОЛИТИЧЕСКОЙ ДИССОЦИАЦИИ

**Основания** – это электролиты, которые диссоциируют на катионы металла и анионы гидроксогруппы.



# СОЛИ С ПОЗИЦИИ ЭЛЕКТРОЛИТИЧЕСКОЙ ДИССОЦИАЦИИ

**Соли** – это электролиты, которые диссоциируют на катионы металла и анионы кислотного остатка.



# Сила электролита

Сила электролита - способность образовывать ионы. Степень диссоциации выражается отношением числа распавшихся на ионы молекул к общему числу молекул в растворе.

Сила электролита	Степень диссоциации - $\alpha$	Электролит
Сильные	$\sim 100\%$	Растворимые в воде соли, основания образованные (Li – Cs; Ca – Ba). Сильные минеральные кислоты – HI, HCl, HBr, H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub> , HNO <sub>3</sub> , HClO <sub>4</sub>
Средние	3...7 %	HF; H <sub>3</sub> PO <sub>4</sub>
Слабые	$< 3\%$	Нерастворимые и амфотерные основания; орг. кислоты; NH <sub>4</sub> OH, H <sub>2</sub> S, H <sub>2</sub> O, H <sub>2</sub> SO <sub>3</sub> ; H <sub>2</sub> CO <sub>3</sub> ; HNO <sub>2</sub>

Силу кислородсодержащих кислот можно определить по следующему правилу:

$\text{H}_n\text{RO}_m$  если  $m - n = 0$  очень слабая  
если  $m - n = 1$  слабая  
если  $m - n = 2$  сильная  
если  $m - n = 3$  очень сильная

$\alpha$  (степень электролитической диссоциации)

зависит от:

- а) от природы электролита и растворителя;
- б) концентрации;
- в) от температуры раствора;
- г) от репрессии ионизации.

$\text{Zn} + 2\text{CH}_3\text{COOH} \rightarrow (\text{CH}_3\text{COO})_2\text{Zn} + \text{H}_2\uparrow$  наблюдаем  
выделение водорода.

При добавлении в пробирку твердого ацетата натрия процесс выделения водорода замедляется и прекращается. Под влиянием ацетат-ионов  $\alpha$  подавляется – это *репрессия ионизации*.

**Запомнить!**

*Чем меньше концентрация электролита в водном растворе, тем больше степень диссоциации.*

*Чем выше температура раствора электролита, тем выше степень диссоциации.*

*Репрессия ионизации - под влиянием одноименных ионов  $\alpha$  подавляется.*

## Степень электролитической диссоциации зависит от:

- ▶ природы электролита и растворителя;
- ▶ концентрации раствора (*возрастает при увеличении разбавления раствора, т.е. при уменьшении концентрации*)

$C$ ( $\text{CH}_3\text{COOH}$ ), моль/л	0,2	0,1	0,05	0,01	0,005	0,001
$\alpha$ , %, при 25 °С	0,05	1,4	1,9	4,2	6,0	12,4
	Слабый электролит			Электролит средней силы		

- ▶ температуры (*увеличение кинетической энергии растворенных частиц способствует распаду молекул на ионы, что приводит к возрастанию степени диссоциации при нагревании растворов*).