

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.



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.

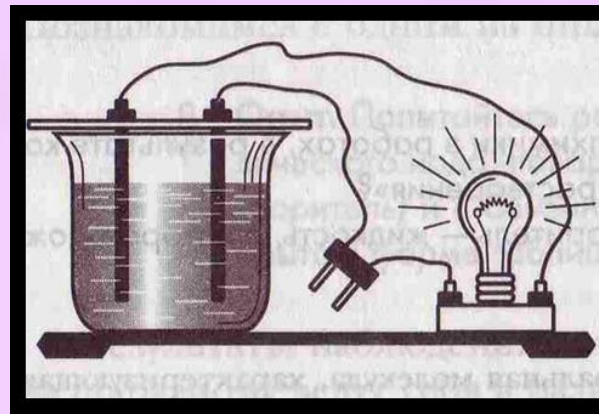
Сольватация в водных растворах называется гидратацией.

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).

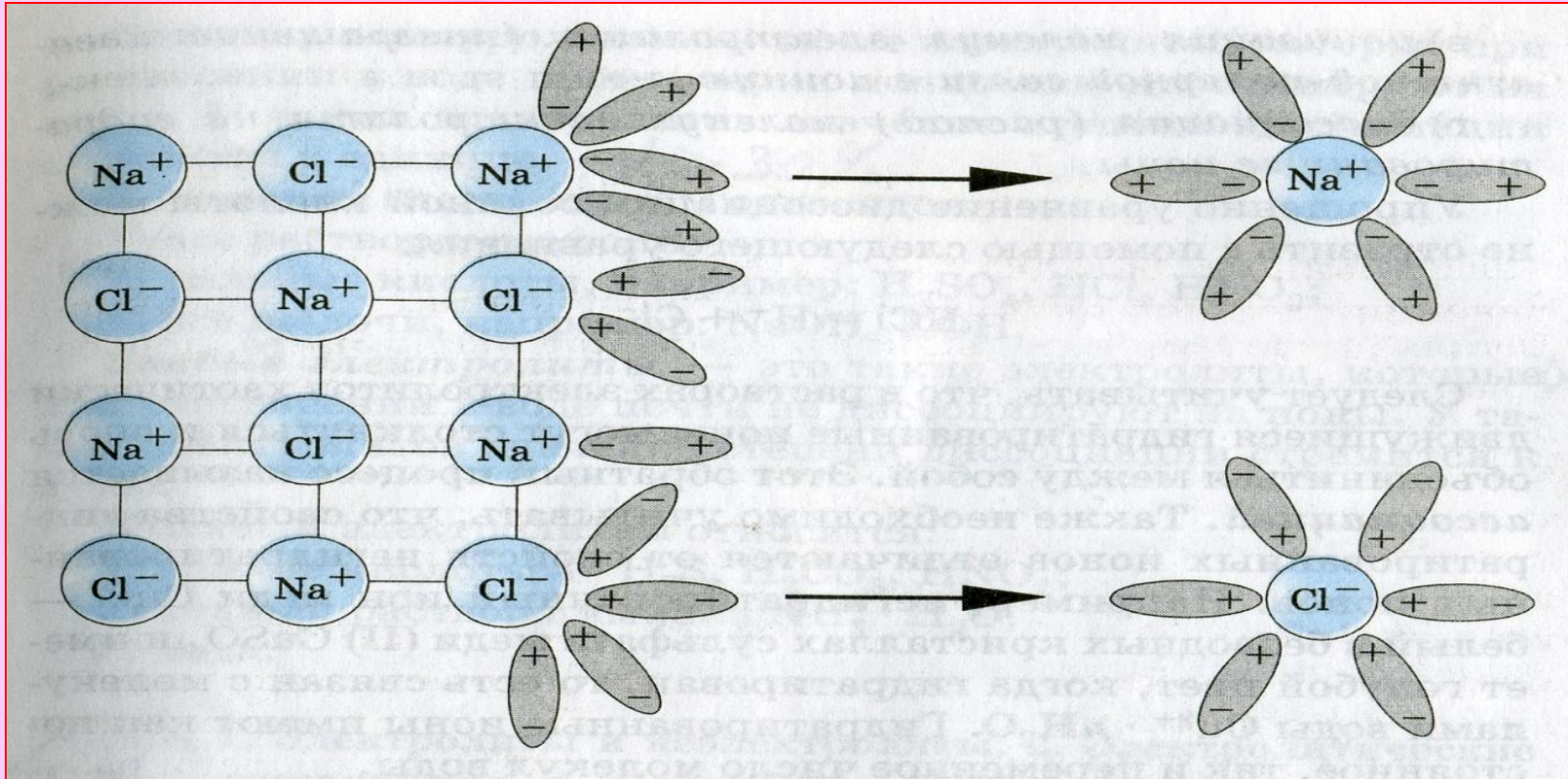
Причиной диссоциации электролита
является его **взаимодействие с**
молекулами воды (гидратация).

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.

Σ сумма зарядов ионов в молекуле электролита = 0

Механизм диссоциации веществ с ионной СВЯЗЬЮ:

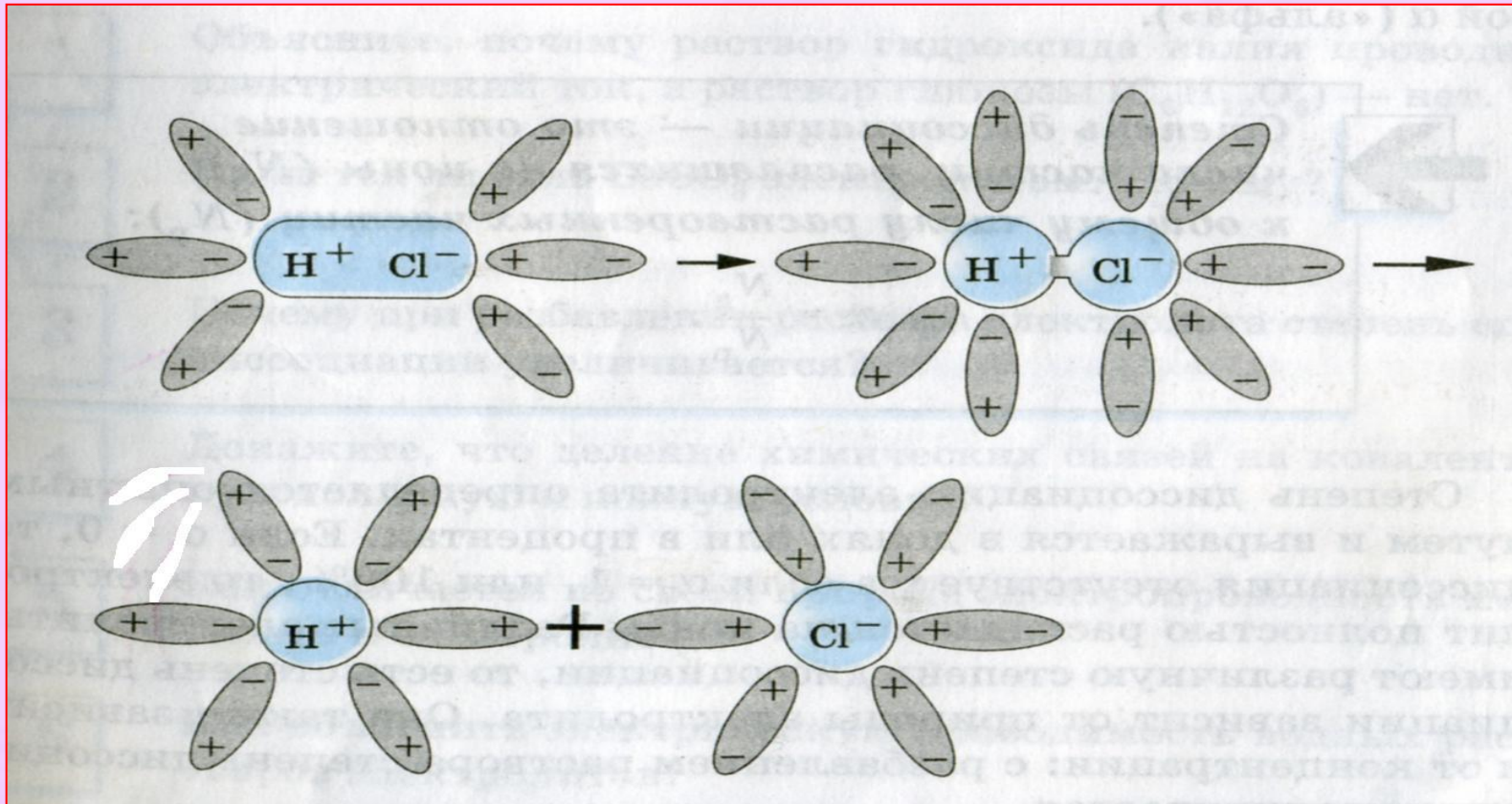


ориентация

гидратация

диссоциация

Механизм диссоциации веществ с К/П СВЯЗЬЮ:



ориентация



гидратация

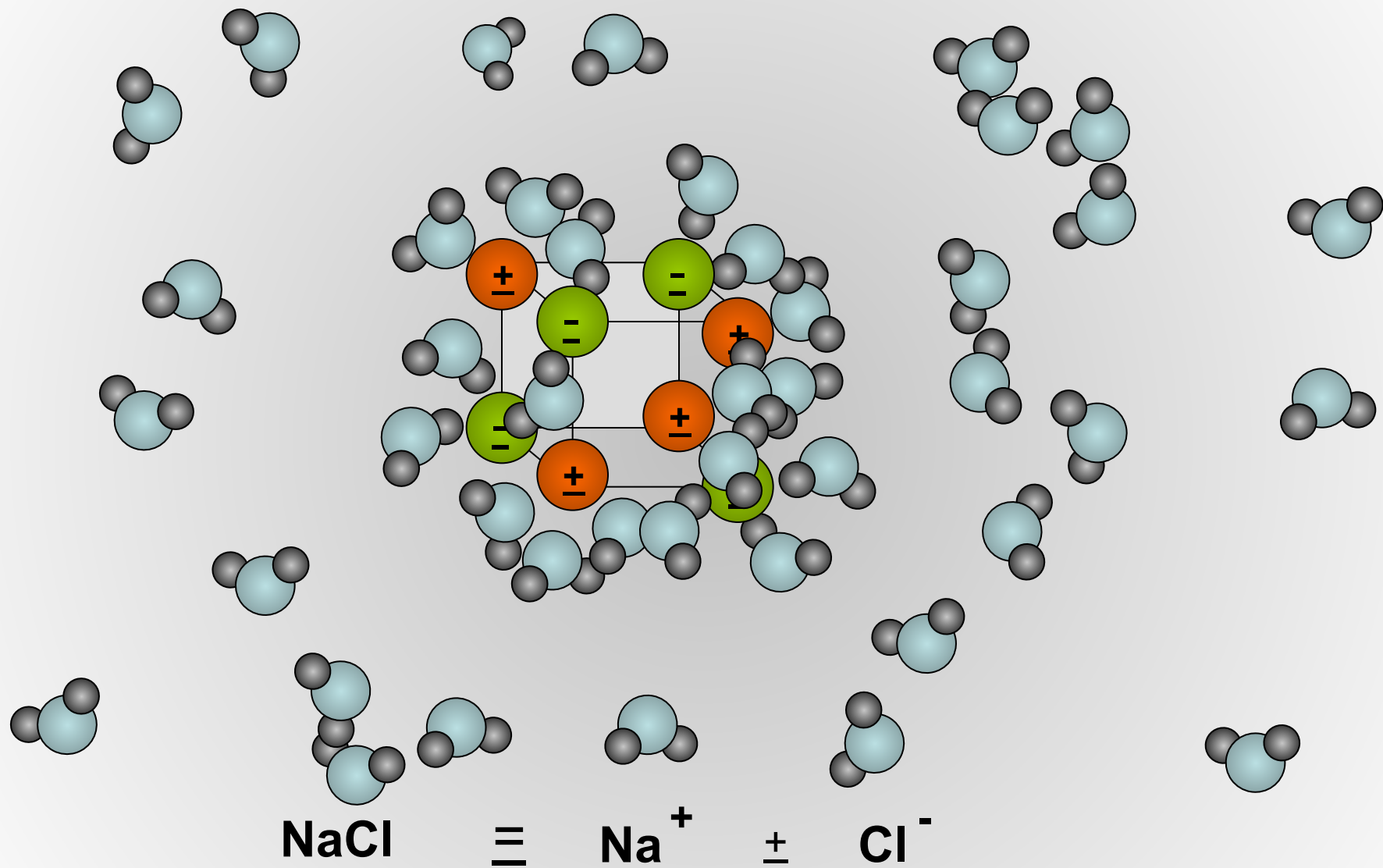


ионизация



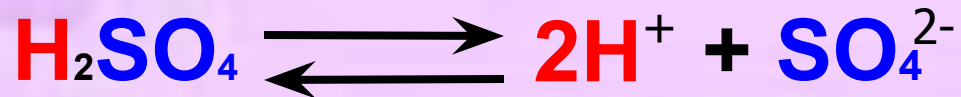
диссоциация

Модельная схема диссоциации соли



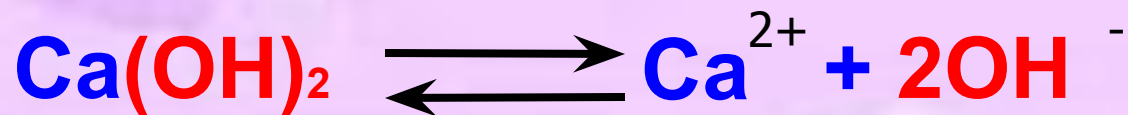
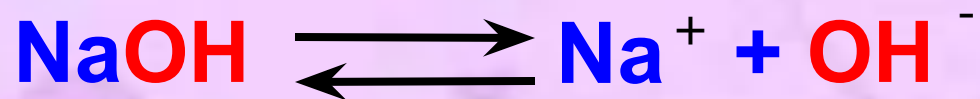
КИСЛОТЫ С ПОЗИЦИИ ЭЛЕКТРОЛИТИЧЕСКОЙ ДИССОЦИАЦИИ

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



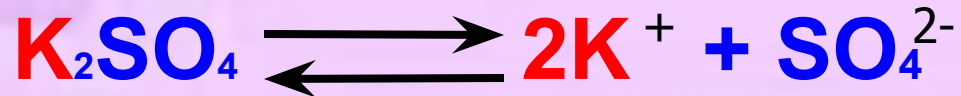
ОСНОВАНИЯ С ПОЗИЦИИ ЭЛЕКТРОЛИТИЧЕСКОЙ ДИССОЦИАЦИИ

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

Силу кислородсодержащих кислот можно определить по следующему правилу:

H_nRO_m если $m - n = 0$ очень слабая

если $m - n = 1$ слабая

если $m - n = 2$ сильная

если $m - n = 3$ очень сильная

α (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 α 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 α подавляется.

Степень электролитической диссоциации зависит от:

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

C (CH ₃ COOH), моль/л	0,2	0,1	0,05	0,01	0,005	0,001
α, %, 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*).