



ДОНСКОЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ ТЕХНИЧЕСКИЙ
УНИВЕРСИТЕТ

КАФЕДРА ХИМИИ

Растворы.
Теория электролитической диссоциации

Определение растворов.

- Раствор - гомогенная система, состоящая из двух или более компонентов.
- Раствор состоит из растворенного вещества и растворителя.
- Растворитель - компонент раствора, существующий в одном агрегатном состоянии с раствором или преобладающий в растворе.
- Растворы делят на истинные и коллоидные.
- Состав растворов может изменяться в широких пределах.

Концентрация растворов и способы ее выражения.

Концентрация раствора – количество растворенного вещества, содержащееся в определенном количестве раствора или растворителя.

Процентная концентрация (массовая доля, ω) – количество граммов растворенного вещества, содержащееся в 100 граммах раствора.

Мольная доля (N) – отношение числа молей данного вещества к общему числу молей в растворе.

$$\omega\% = \frac{m(\text{растворенного вещества})}{m(\text{раствора})} \cdot 100$$

$$m(\text{раствора}) = m(\text{растворенного вещества}) + m(\text{растворителя})$$

$$m(\text{раствора}) = V \cdot \rho,$$

где V – объем раствора, ρ – плотность раствора.

$$N_1 = n_1 / (n_1 + n_2),$$

$$N_2 = n_2 / (n_1 + n_2),$$

где n_1 – число молей растворенного вещества,
 n_2 – число молей растворителя.

$$N_1 + N_2 = 1$$

Способы выражения концентрации растворов.

$$C_m = \frac{m(\text{растворенного вещества})}{M \cdot V} \cdot 1000 \text{ (м)},$$

где M – молярная масса растворенного вещества,
 V – объем полученного раствора

или $C_m = \frac{m(\text{растворенного вещества})}{M \cdot V} \text{ (моль/л)}$

$$C_n = \frac{m(\text{растворенного вещества})}{\mathcal{E} \cdot V} \cdot 1000 \text{ (н)},$$

где $\mathcal{E}$ – эквивалент растворенного вещества, V – объем

или $C_n = \frac{m(\text{растворенного вещества})}{\mathcal{E} \cdot V} \text{ (экв/л)}$

- Молярная концентрация раствора (C_m) – количество вещества растворенного в 1000 мл раствора (1 л) (выражается числом молей в одном литре раствора).
- Нормальная концентрация или эквивалентная ($C_n, C_{\mathcal{E}}$) – выражается числом эквивалентов растворенного вещества в 1 л раствора.

Теория электролитической диссоциации



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

Сванте Аррениус
(1859-1927)

Все вещества по отношению к электрическому току можно разделить на



Электролиты

их растворы
или расплавы
ПРОВОДЯТ
электрический
ТОК

Вид химической связи

Ионная или
ковалентная
сильно полярная

Неэлектролиты

их растворы
или расплавы
НЕ ПРОВОДЯТ
электрический
ТОК

Ковалентная
неполярная
или мало полярная

Электролиты

Соли

Na_2SO_4 ,
 KCl , $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$

Кислоты

HCl , H_3PO_4
 H_2SO_4

Щёлочи

KOH , NaOH
 $\text{Ba}(\text{OH})_2$

ПРИМЕРЫ:

Неэлектролиты

Газы

O_2 ,
 N_2

Органические вещества

Метан CH_4

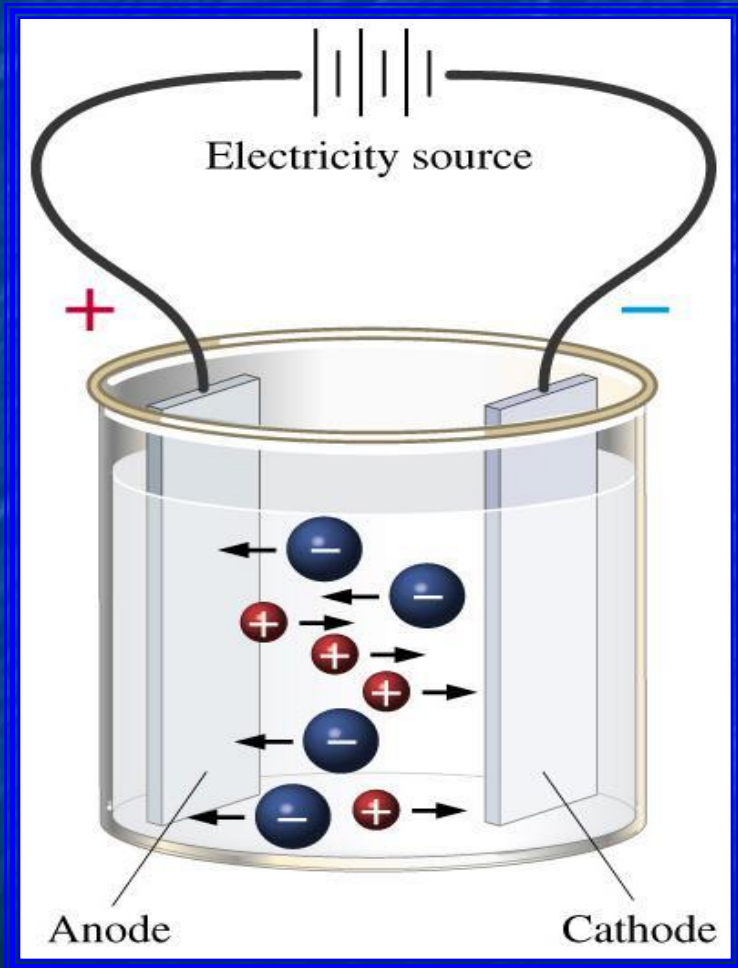
Оксиды

NO , Na_2O
 CaO

Основные положения ТЭД

Электролиты при растворении
распадаются на положительно
заряженные ионы – катионы и
отрицательно заряженные ионы –
анионы.

Процесс распада электролита на
ионы в растворе или расплаве
называется электролитической
диссоциацией.



Причины распада вещества на ионы в расплавах

Нагревание усиливает колебания ионов в узлах кристаллической решётки - кристаллическая решётка разрушается.



Роль молекул растворителя в процессе электролитической диссоциации

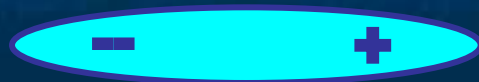
Электронная формула воды – $\text{H} : \ddot{\text{O}} :$

Структурная формула $\begin{array}{c} \text{H} \rightarrow \text{O} \\ \uparrow \\ \text{H} \end{array}$

◆ Пространственное строение



◆ Молекула воды является диполем



Причины диссоциации веществ в воде

1. Вода является **полярной** молекулой



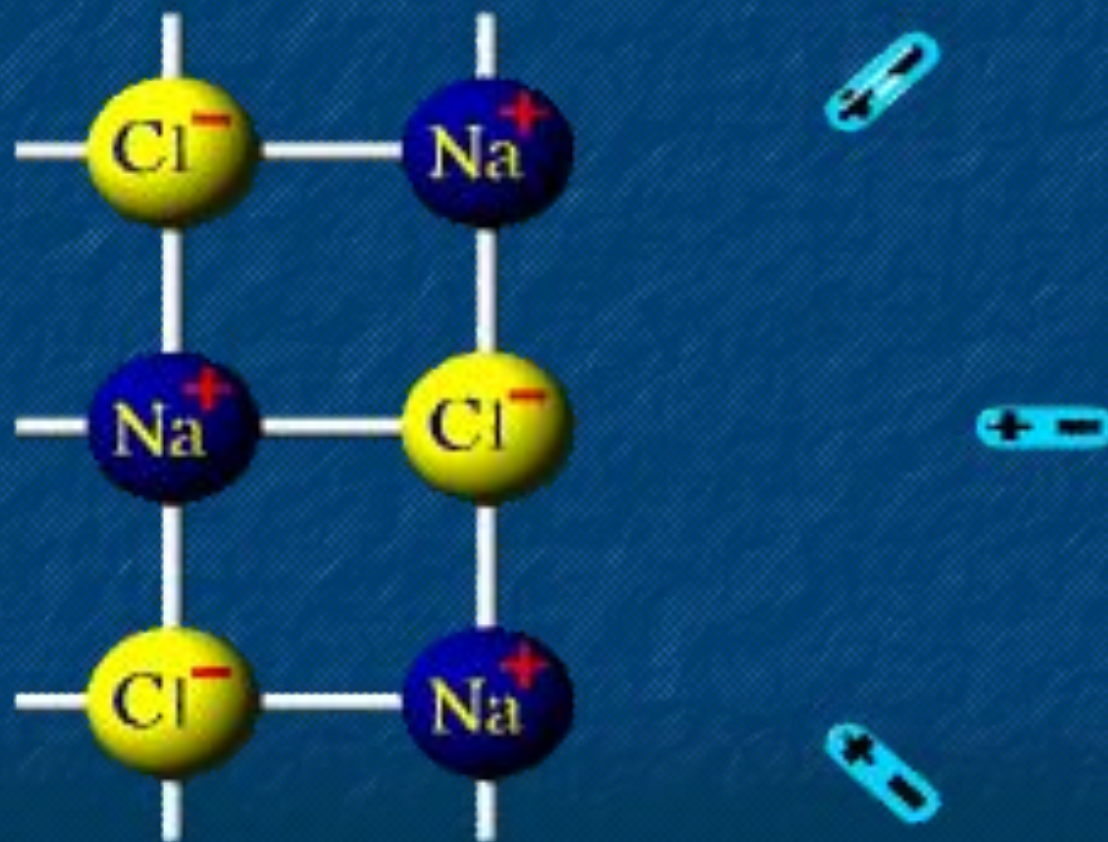
диполи воды "вырывают"
ионы из кристаллической
решётки

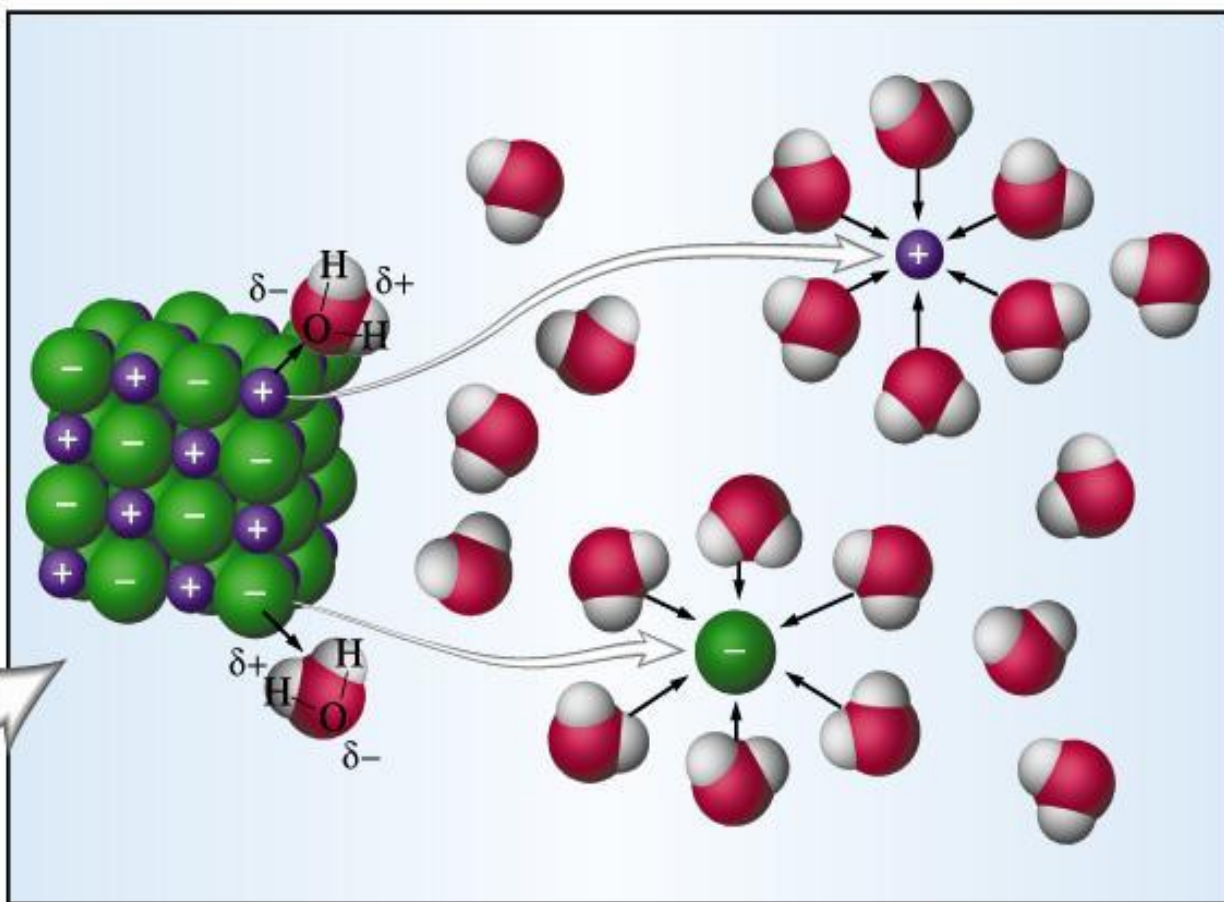
2. Вода **ослабляет**
взаимодействие между
ионами.



**Кристаллическая
решетка
разрушается**

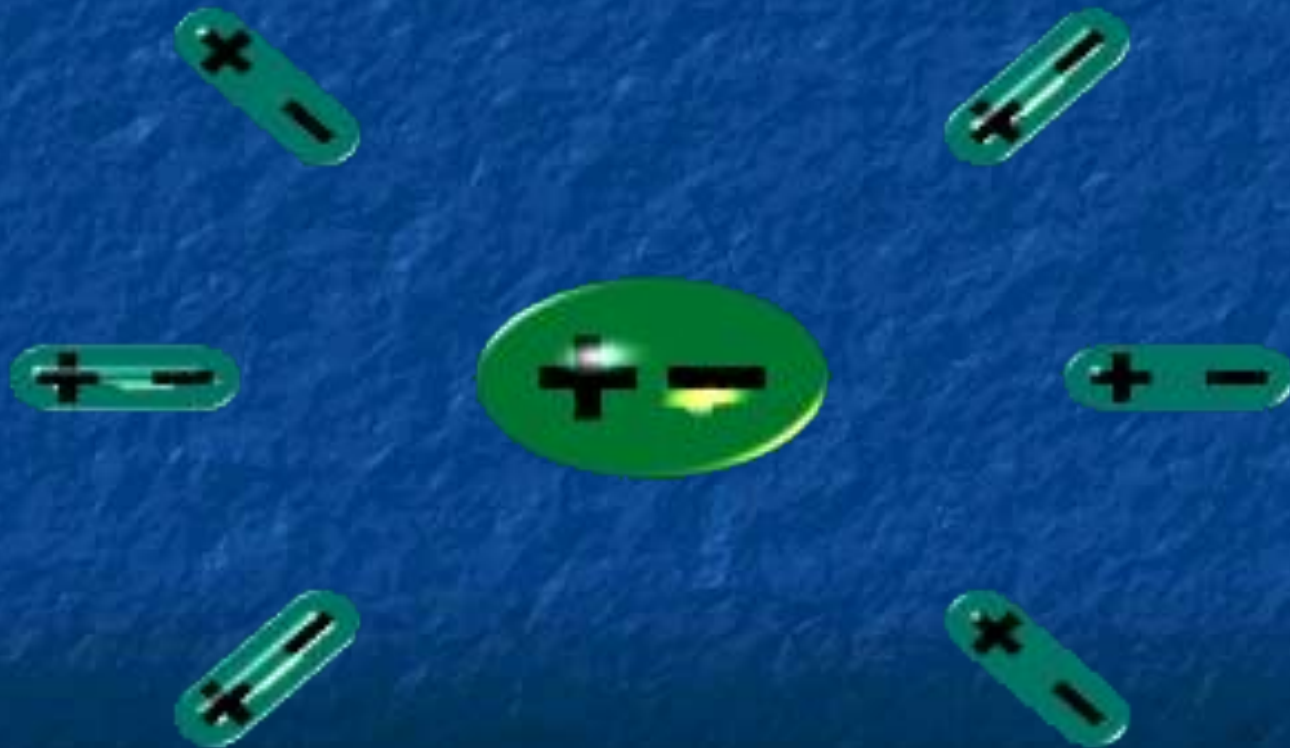
Диссоциация ионных соединений



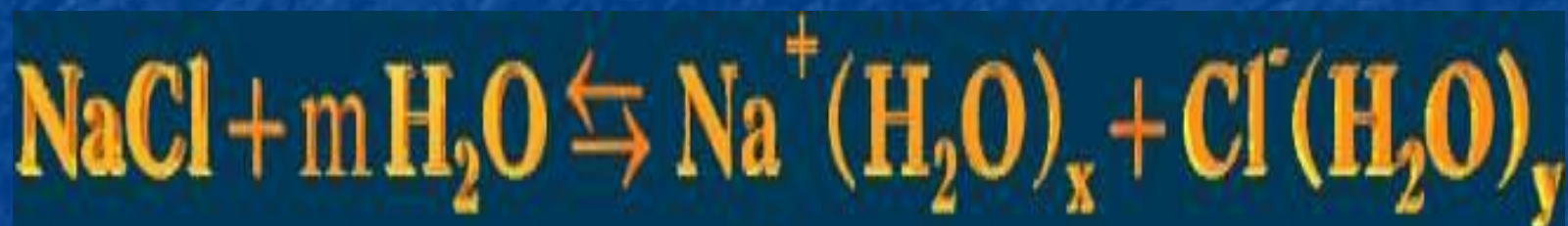


В раствор переходят гидратированные ионы

Диссоциация соединений с ковалентной полярной связью



Образование в результате распада электролитов **гидратированных ионов** отражается при написании уравнений диссоциации, однако, чаще эти уравнения записывают в более короткой форме



Диссоциация кислот



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

ДИССОЦИАЦИЯ МНОГООСНОВНЫХ КИСЛОТ

Сильный электролит



$$\alpha_1 \approx \alpha_2$$



Электролит средней силы



$$\alpha_1 \gg \alpha_2$$



Многоосновные кислоты диссоциируют ступенчато. Каждая последующая степень

Диссоциация оснований



Основания – это

электролиты, которые

диссоциируют на катионы

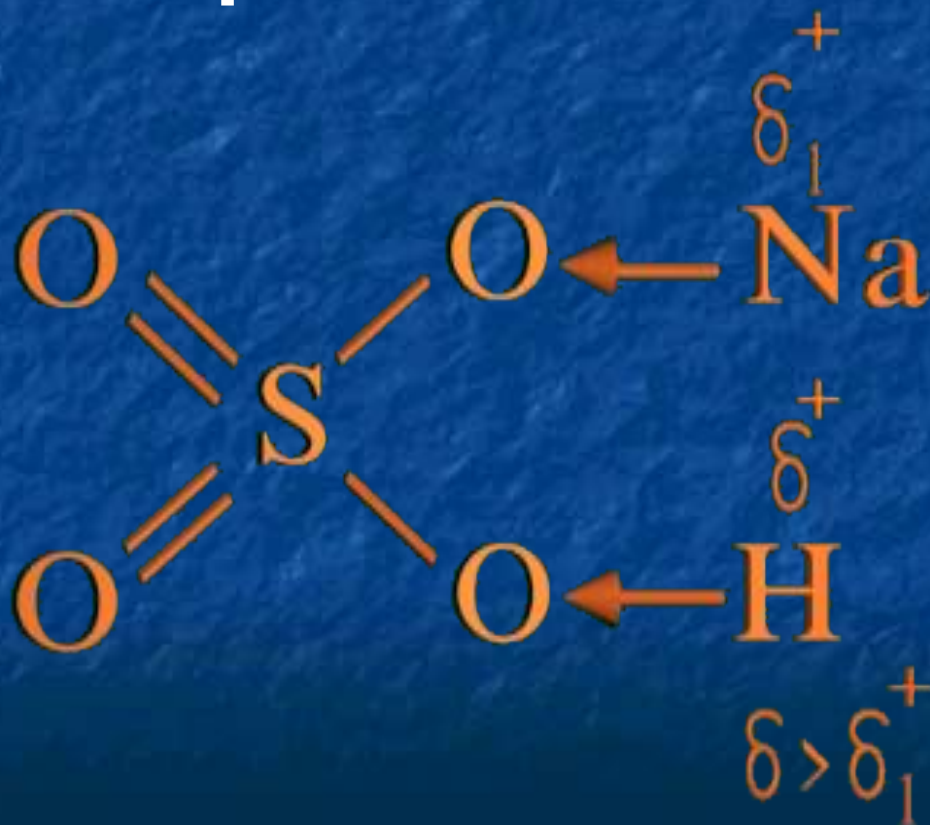
металла и анионы

Диссоциация солей



Соли – это электролиты,
которые
диссоциируют на катионы
металла или аммония NH_4^+ и
анионы кислотных остатков

Если в молекуле электролита содержатся связи разной полярности, в первую очередь диссоциируют **наиболее полярные связи**



Количественная характеристика процесса диссоциации

Степень диссоциации

$$\alpha = \frac{n}{N}$$

$$\alpha\% = \frac{n}{N} \cdot 100\%$$

- Степень диссоциации – отношение числа распавшихся на ионы молекул к общему числу молекул в растворе.

Классификация электролитов

Сильные электролиты

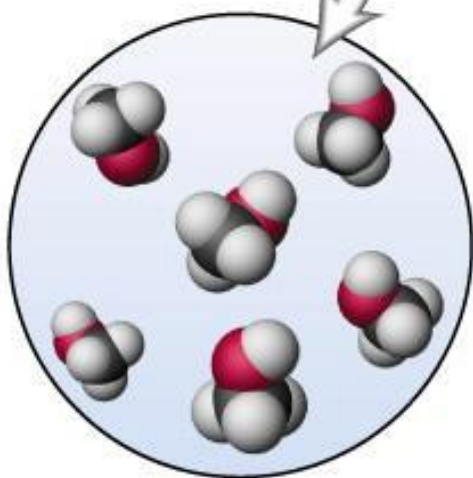
$$\alpha > 30\%$$

Электролиты средней силы

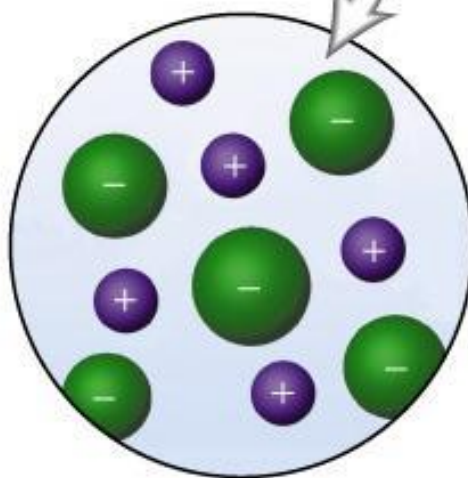
$$3\% \leq \alpha \leq 30\%$$

Слабые электролиты

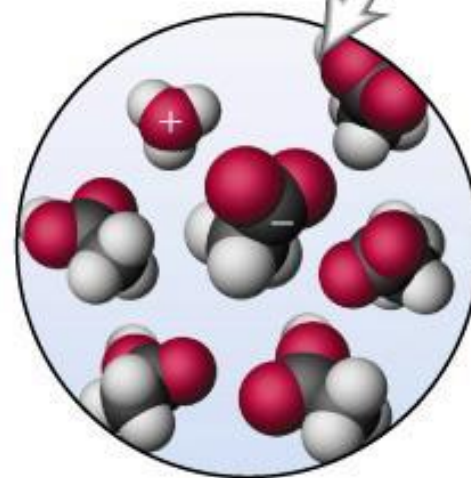
$$\alpha < 3\%$$



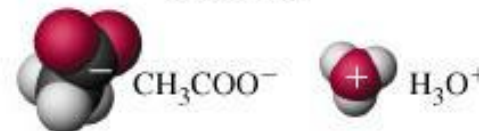
неэлектролит

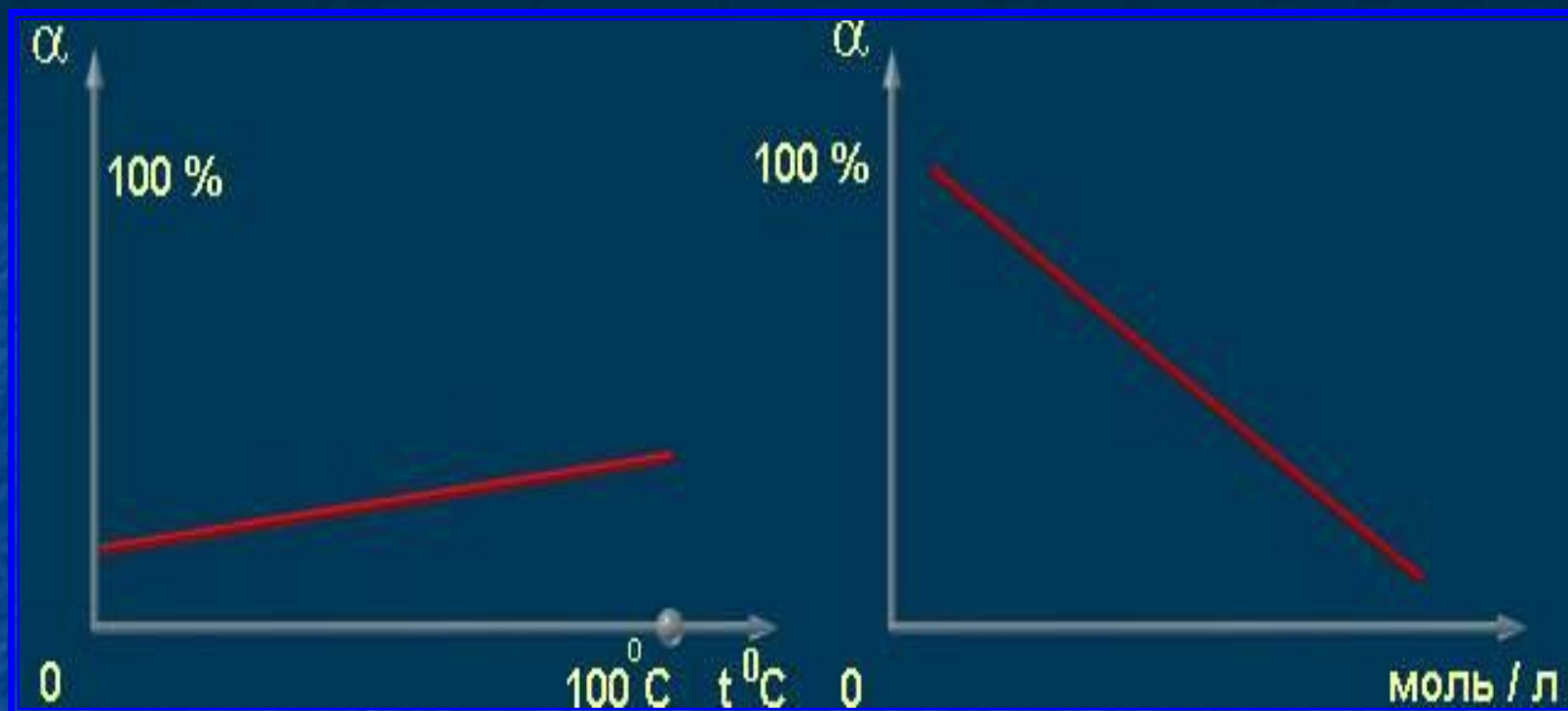


**сильный
электролит**



**слабый
электролит**





**При увеличении
температуры степень
диссоциации
электролита
увеличивается**

**При увеличении
концентрации
электролита степень
его диссоциации
уменьшается**

Константа диссоциации

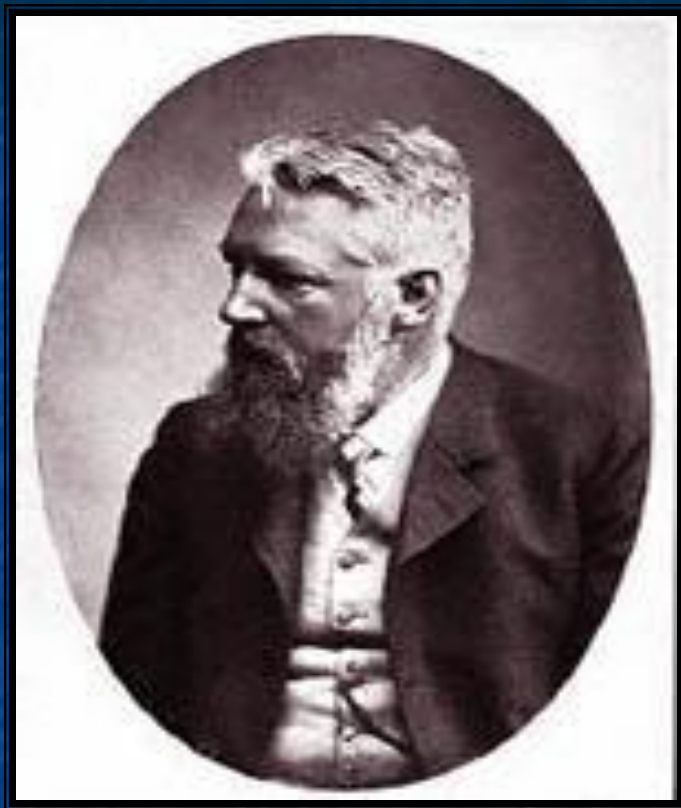
Константа диссоциации:



$$K_g = \frac{[\text{H}^+][\text{NO}_2^-]}{[\text{HNO}_2 \text{ недис.}]} = 5.1 \cdot 10^{-4}$$

Характеризует способность
слабого электролита распадаться на ионы

Закон разбавления Оствальда



**Вильгельм
Оствальд**
(Ostwald W.F.)
(2.IX.1853 - 4.IV.1932)

$$K = \alpha^2 C / 1 - \alpha$$

$$\alpha \ll 1$$

$$K \sim \alpha^2 C$$

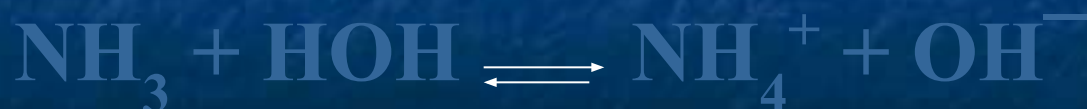


**Степень диссоциации
возрастает при
разбавлении
раствора**

ПРОТОЛИТИЧЕСКАЯ ТЕОРИЯ И.Н.БРЕНСТЕДА

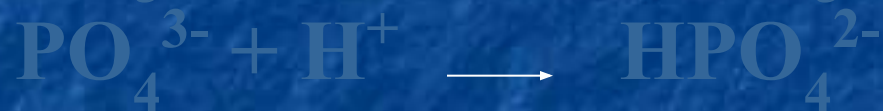
(1923 год)

Соединения, которые в своём
составе не содержат **ОН⁻** групп
 NH_3 ; RN_3 ; амины; пиридин
при растворении в воде образуют
ОН⁻ группы



ПРОТОЛИТИЧЕСКАЯ ТЕОРИЯ И.Н.БРЕНСТЕДА

ОСНОВАНИЯ – вещества, способные
присоединять к себе протон водорода



→

ПРОТОЛИТИЧЕСКАЯ ТЕОРИЯ И.Н.БРЕНСТЕДА

КИСЛОТЫ – вещества, способные
отщеплять протон водорода



Условия протекания реакции ионного обмена

Реакции в растворах электролитов протекают

до конца если:

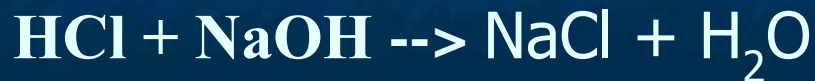
- **Образуется или растворяется осадок**



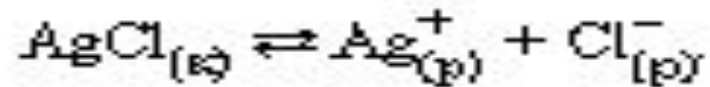
- **Выделяется газ**



- **Образуется малодиссоциирующее вещество
(например H_2O)**



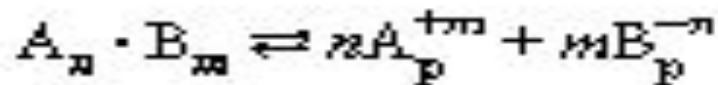
Произведение растворимости (ПР) — произведение концентрации ионов малорастворимого электролита в его насыщенном растворе при постоянной температуре и давлении. Произведение растворимости — величина постоянная.



$$K = \frac{[\text{Ag}^{+}] \cdot [\text{Cl}^{-}]}{[\text{AgCl}_{к}]}$$

$$K \cdot [\text{AgCl}_{к}] = [\text{Ag}^{+}] \cdot [\text{Cl}^{-}] = \text{ПР}_{\text{AgCl}} = \text{const}$$

В общем виде:



$$\text{ПР} = [A^{+m}]^n \cdot [B^{-n}]^m$$

pH - характеристика кислотности

Протолитическое равновесие в воде:



При 25⁰С в чистой воде:

$$K_p[\text{H}_2\text{O}] = K_w = [\text{H}^+][\text{OH}^-] = 10^{-14}$$

$$\text{Тогда } [\text{H}^+] = [\text{OH}^-] = 10^{-7}$$

$$\text{pH} = -\lg [\text{H}^+]$$

Для чистой воды при стандартных условиях pH = 7

При **pH > 7** раствор щелочной;

при **pH < 7** раствор кислый



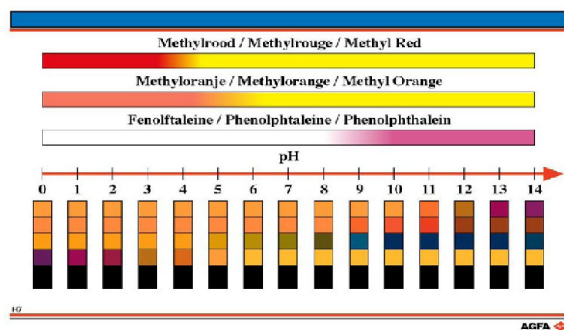
Способы измерения pH



Измерение pH: стеклянный электрод



Переходы в чистых индикаторах и смесевых индикаторных бумагах



CD: IUPAC DIDAC project - 2003 Agfa-Gevaert N.V.
<http://www.iupac.org/didac/index.html>

Шкала лабораторного pH-метра



Гидролиз солей

- Гидролиз - обменное химическое взаимодействие катионов или анионов соли с молекулами воды в результате которого образуется слабый электролит.
- Любая соль – продукт взаимодействия основания и кислоты. В зависимости от силы основания и кислоты выделяют четыре типа солей.

Классификация солей

Образованы
сильным основанием и
слабой кислотой

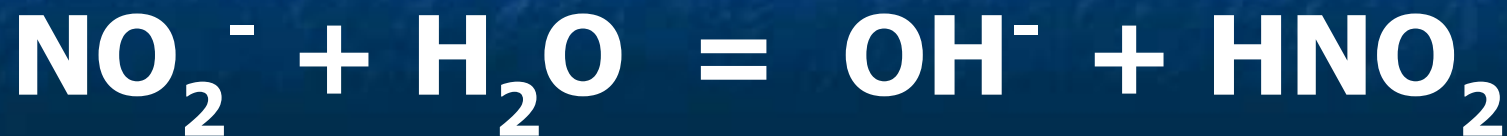
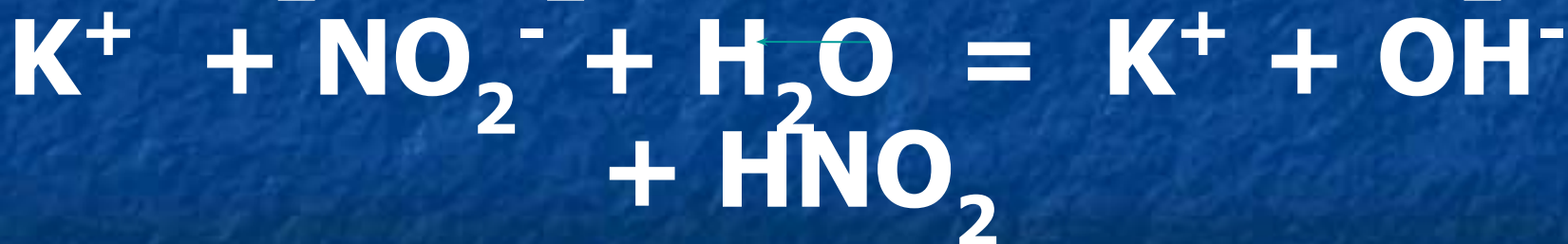
Образованы
слабым основанием и
сильной кислотой

Соли

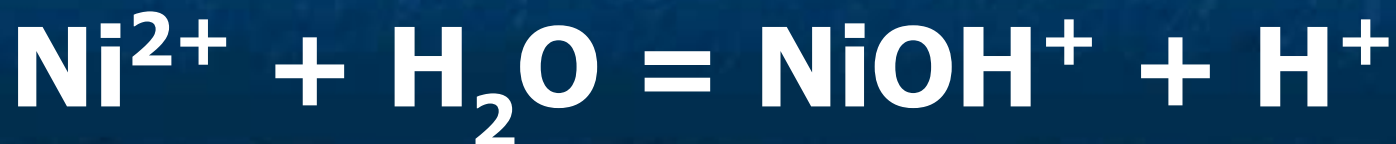
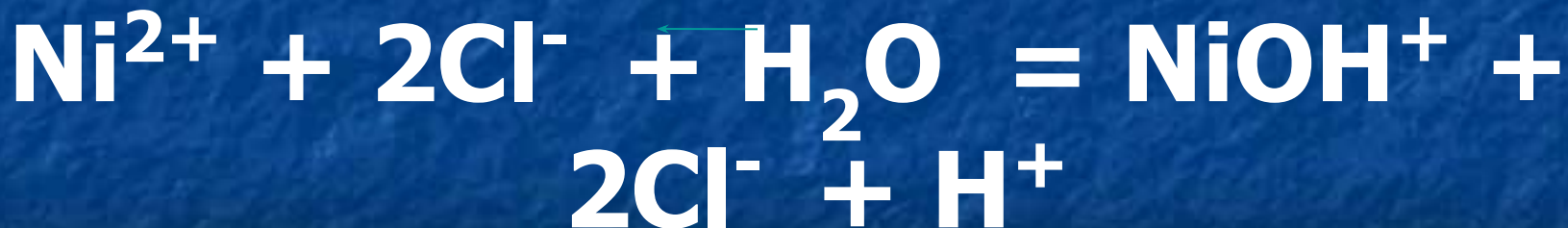
Образованы
слабым основанием и
слабой кислотой

Образованы
сильной кислотой и
сильным основанием

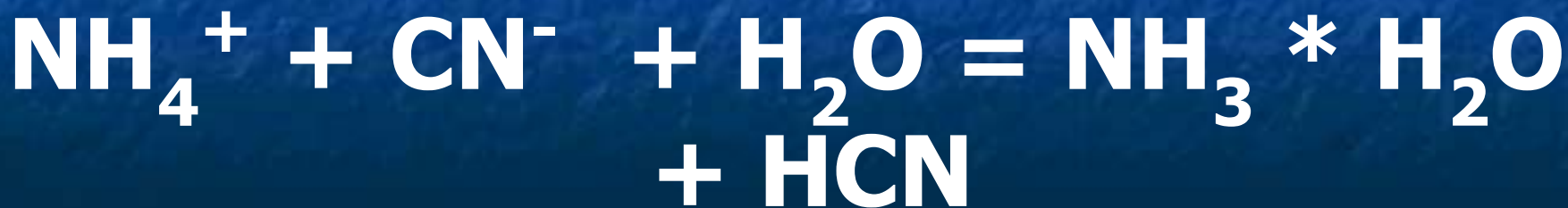
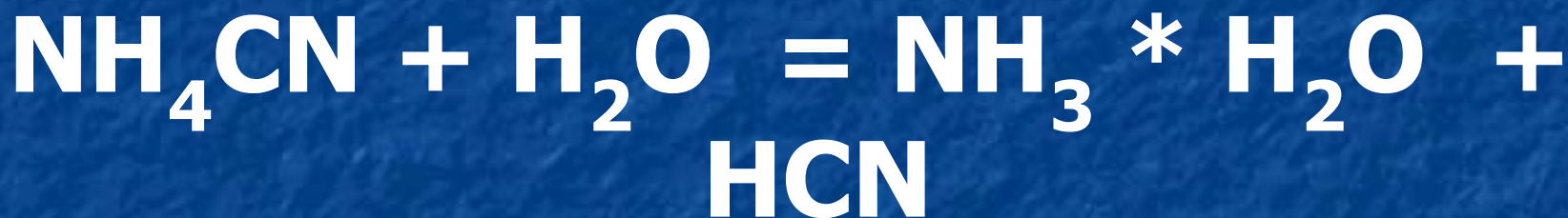
Гидролиз солей, образованных сильным основанием и слабой кислотой



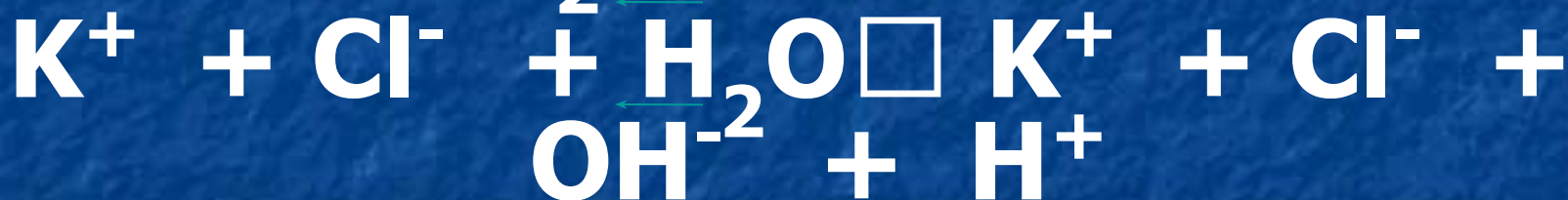
Гидролиз солей, образованных слабым основанием и сильной кислотой



Гидролиз солей, образованных слабым основанием и слабой кислотой



Гидролиз солей, образованных
сильным основанием и сильной
кислотой **не происходит**



Гидролиз солей

Соли, не подвергавшиеся гидролизу	Соли, подвергающиеся гидролизу		
	Обратимо, со смещением равновесия		Необратимо
	Влево	Вправо	
			
Со + Ск	Со + Сл.к	Сл.о + Ск	Сл.о + Сл.к
	- Гидролиз по аниону; - Среда раствора щелочная ($\text{pH} > 7$)	- Гидролиз по катиону; - Среда раствора кислотная ($\text{pH} < 7$)	- Гидролиз по катиону и аниону; - Среда раствора зависит от константы диссоциации образующихся при гидролизе веществ