



ТЕОРИИ КИСЛОТ И ОСНОВАНИЙ.

Лектор: Задорожная А.Н.

Теория электролитической диссоциации Аррениуса – 1880 г.

Основные положения теории Аррениуса

1. Электролиты при растворении в воде распадаются на ионы.
2. Электролиты при растворении диссоциируют на ионы не полностью.
3. Диссоциация обратимый процесс

1. Кислота – вещество, дающее в растворе ионы водорода.



Основание – вещество, дающее в растворе ион OH^-



2. Степень электролитической диссоциации – α

где n – число молекул, распавшихся на ионы

N – общее число, растворенных молекул

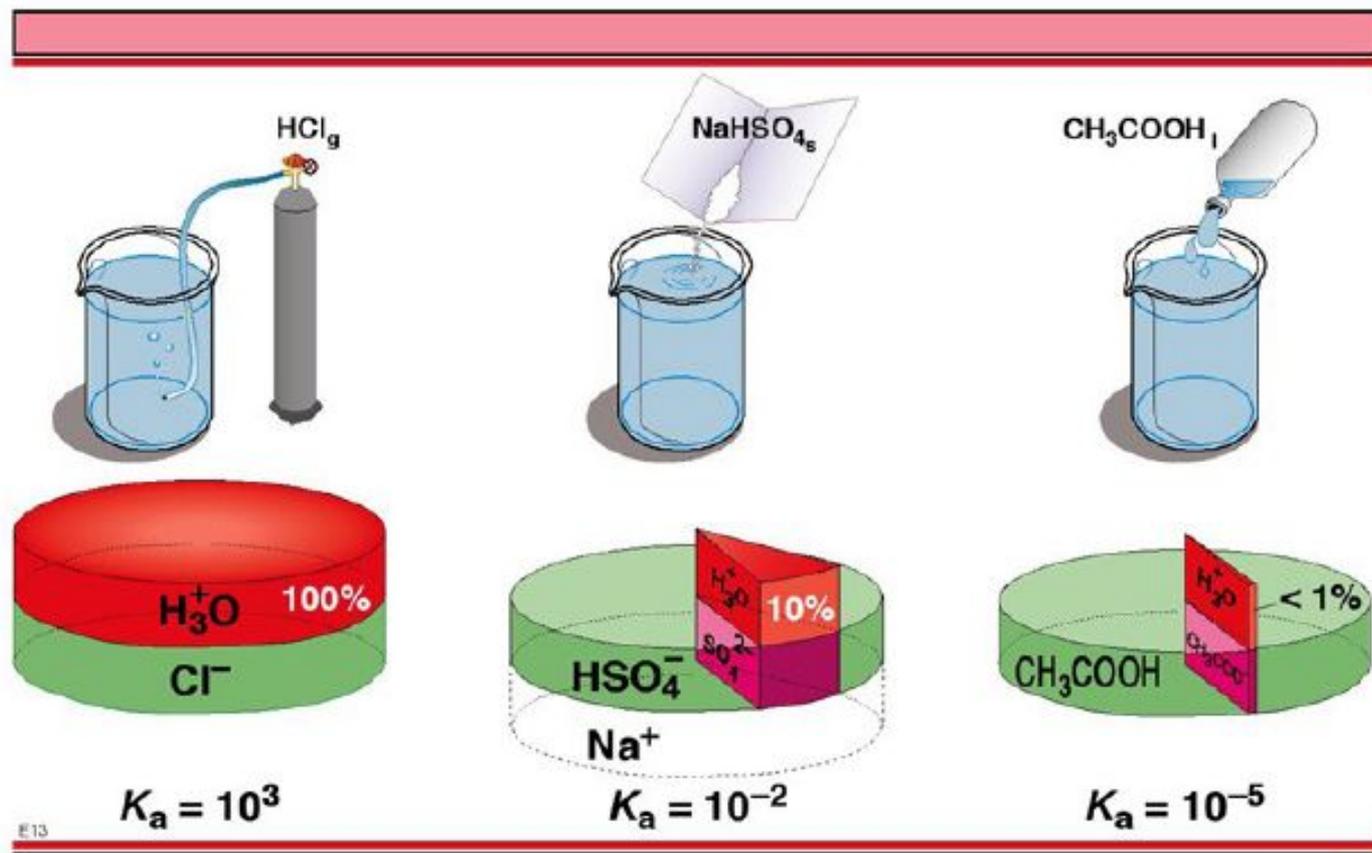
$$\alpha = \frac{n}{N}$$

Сильные электролиты - $\alpha > 30 \%$

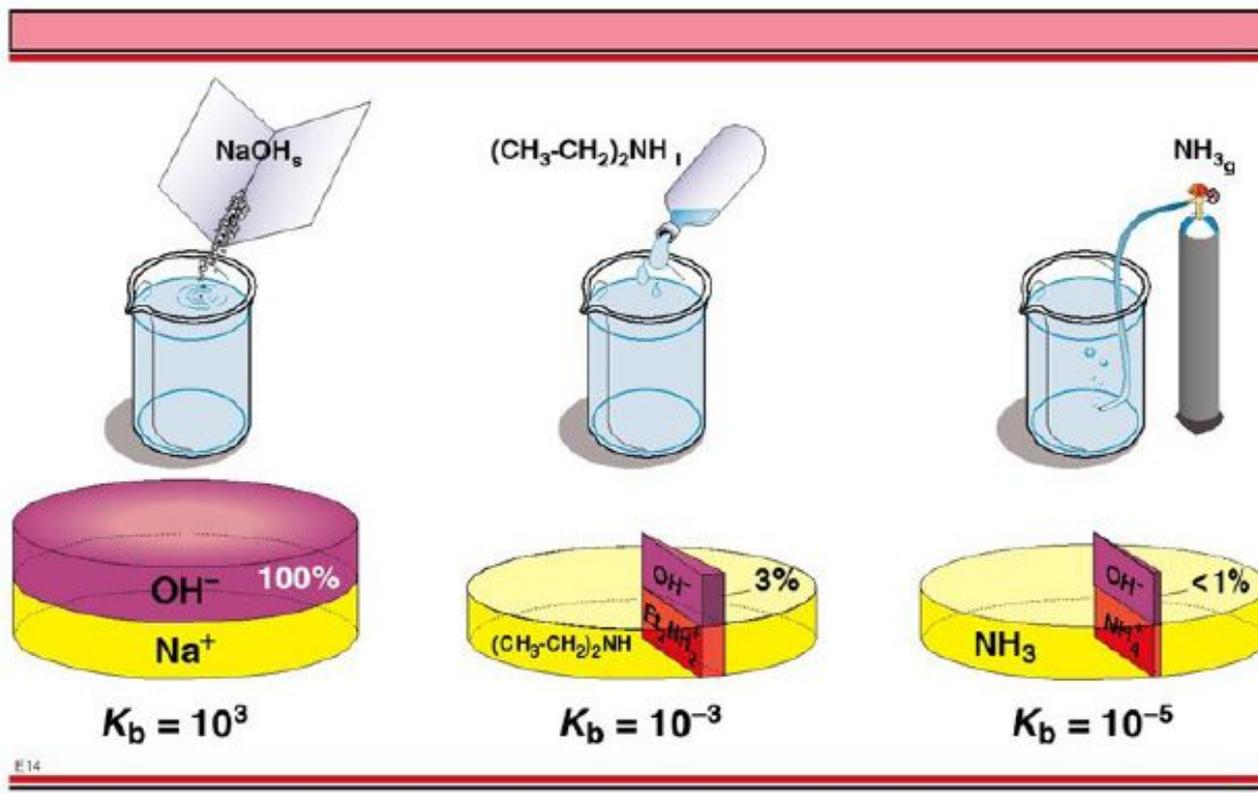
Слабые электролиты - $\alpha < 3 \%$

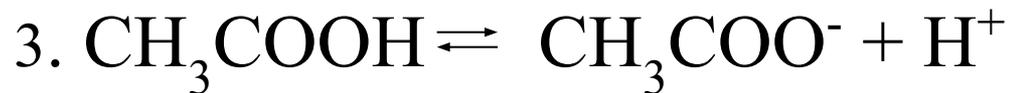
Электролиты средней силы - $3\% < \alpha < 30 \%$

Примеры кислот с разными степенями диссоциации



Примеры оснований с разными степенями диссоциации





$$K_{\text{ÄËÑ}} = \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-] \cdot [\text{H}^+]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]}$$

В общем виде для кислоты **НА**:



$$K_{\text{ÄËÑ}} = \frac{[\text{H}^+] \cdot [\text{A}^-]}{[\text{HA}]}$$

Для основания **ВОН**:



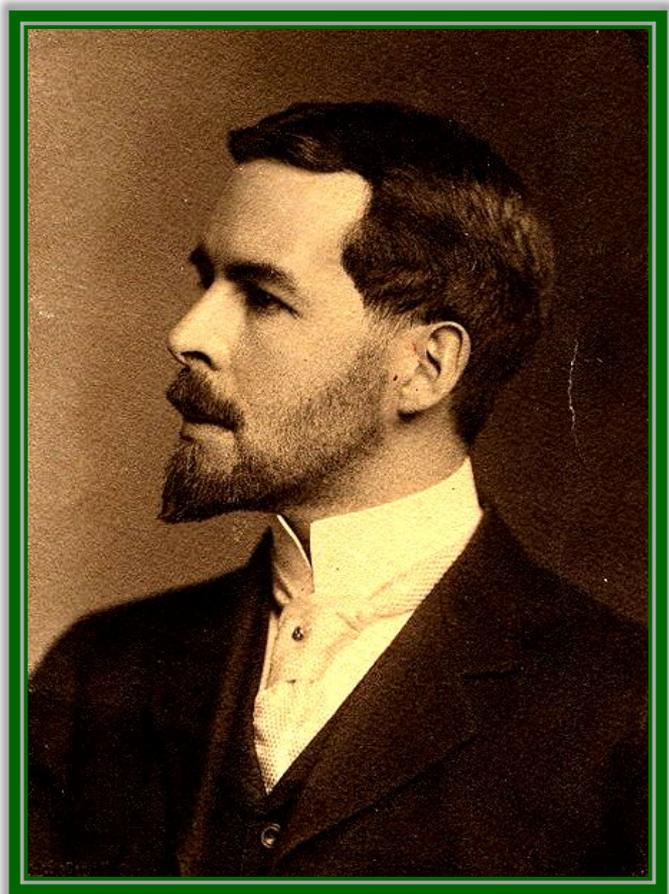
$$K_{\text{ÄËÑ}} = \frac{[\text{B}^+] \cdot [\text{OH}^-]}{[\text{BOH}]}$$

Недостатки теории Аррениуса:

- а) не объясняла причину диссоциации электролитов на ионы;
- б) роль растворителя при диссоциации не рассматривалась;
- в) неверные оказались определения понятий кислоты и основания;
- г) не работает для неводных сред;
- д) применима только к растворам слабых электролитов.

Электронная теория Льюиса

Электронная теория Льюиса



Гилберт Ньютон Льюис
(1875-1946)

Кислота – акцептор
электронной пары.

Основание – донор
электронной пары.



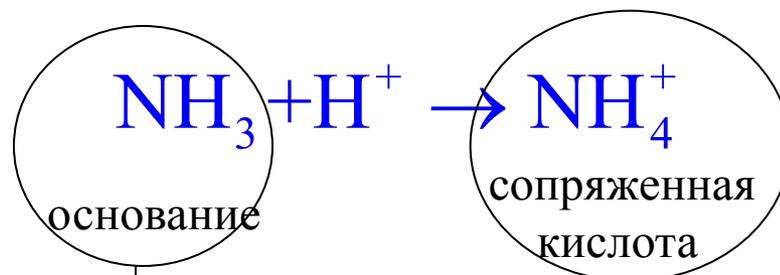
Протолитическая теория Бренстеда и Лоури

Кислота – молекула или ион, способные отдавать протон (кислота – донор протона).



Сопряженная кислотно-основная пара

Основание – молекула или ион, способные присоединять протон (основание – акцептор протона).



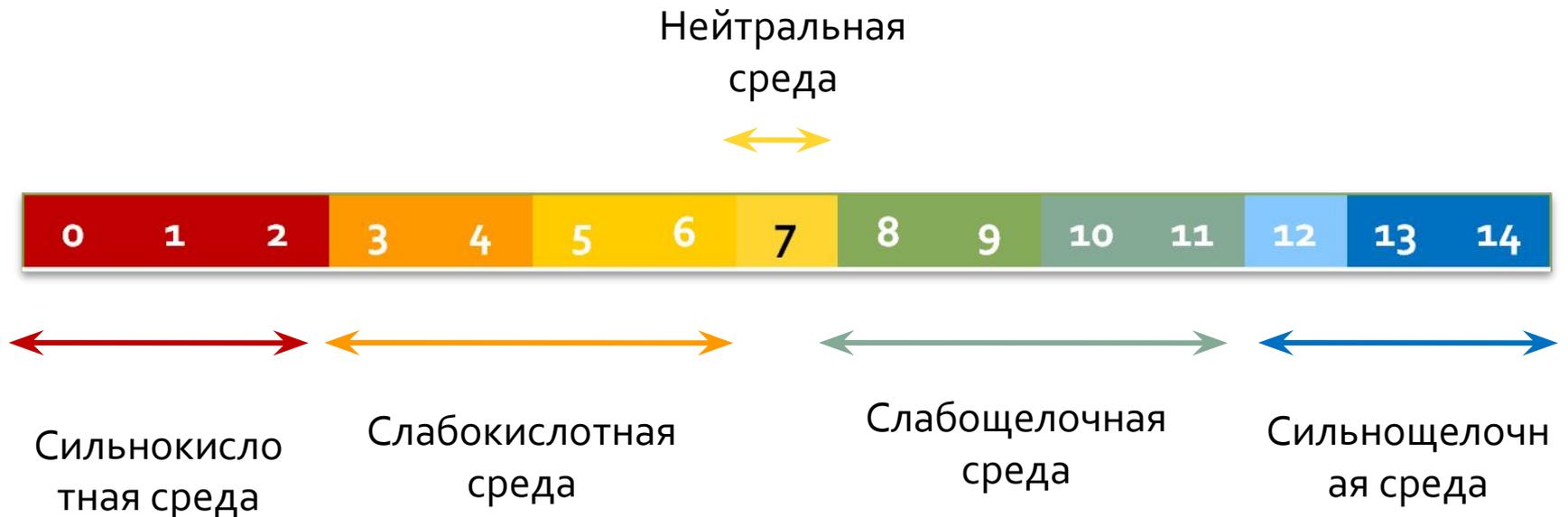
Сопряженная кислотно-основная пара

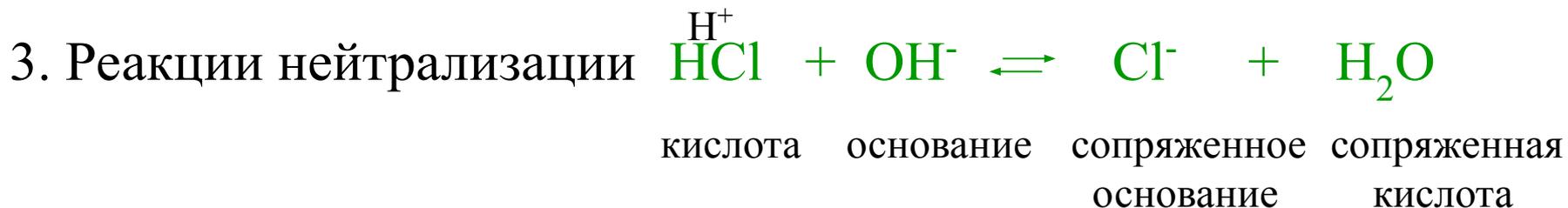
Водородный показатель

- **pH** - отрицательный десятичный логарифм концентрации ионов водорода.

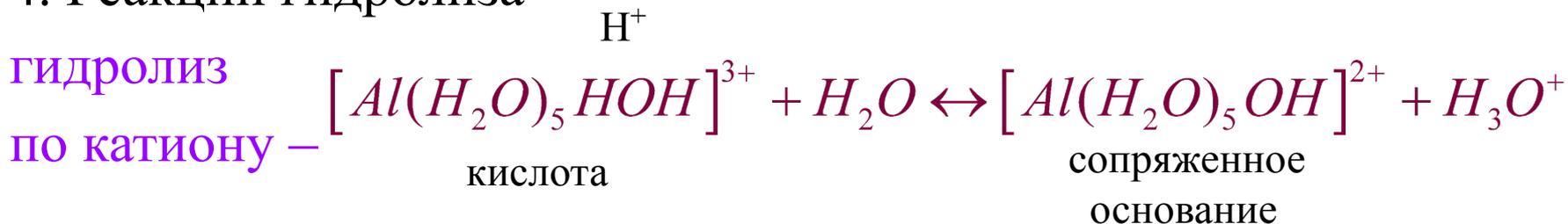
$$\text{pH} = -\lg[\text{H}^+]$$

$$\text{pH} + \text{pOH} = 14$$

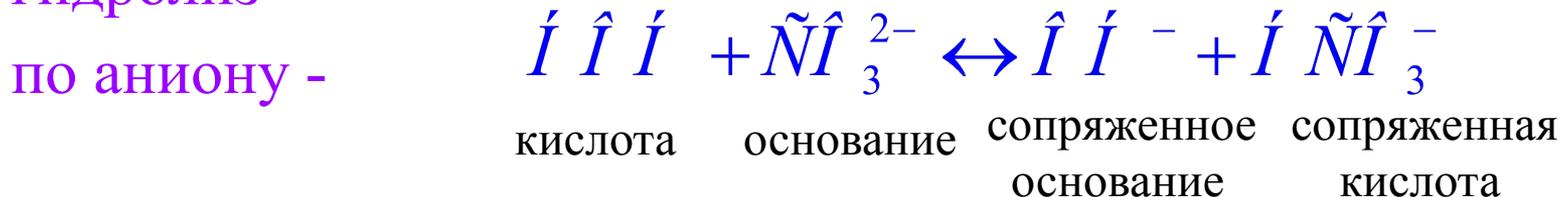




4. Реакции гидролиза



гидролиз



Виды кислотности (щелочности)

АК (активная кислотность) – молярная концентрация эквивалентов свободных ионов H^+ в растворе.

$$AK = 10^{-pH} \quad AЩ = 10^{-pOH}$$

ПК (потенциальная кислотность) - молярная концентрация эквивалентов недиссоциированных молекул кислоты.

$$ПК = ТК - АК \quad ПЩ = ТЩ - АЩ$$

ТК (титруемая кислотность) – молярная концентрация эквивалентов всех кислот в растворе, определяемых титрованием.

$$TK = C(1/z_{\text{щелочи}}) \cdot (V_{\text{щелочи}}) / V_{\text{пробы}}$$

$$TЩ = C(1/z_{\text{кислоты}}) \cdot (V_{\text{кислоты}}) / V_{\text{пробы}}$$