

Некоторые вопросы в неорганической химии

Автор: Пожидаева Лена 1 к 1 мс
Преподаватель: Петрова Н.В.

СИЛЬНЫЕ И СЛАБЫЕ ЭЛИКТРОЛИТЫ

ЭЛЕКТРОЛИТЫ

СИЛЬНЫЕ

$$\alpha > 0,3$$

В растворе практически нет молекул, есть только **ионы**.

кислоты: $\text{HNO}_3, \text{H}_2\text{SO}_4, \text{HCl}, \text{HBr}, \text{HI}, \text{HClO}_4$;
щелочи: $\text{KOH}, \text{NaOH}, \text{Ba(OH)}_2, \text{Ca(OH)}_2$;
Все растворимые соли

СРЕДНЕЙ СИЛЫ

$$0,03 < \alpha < 0,3$$

В растворе есть и **молекулы**, и **ионы**.

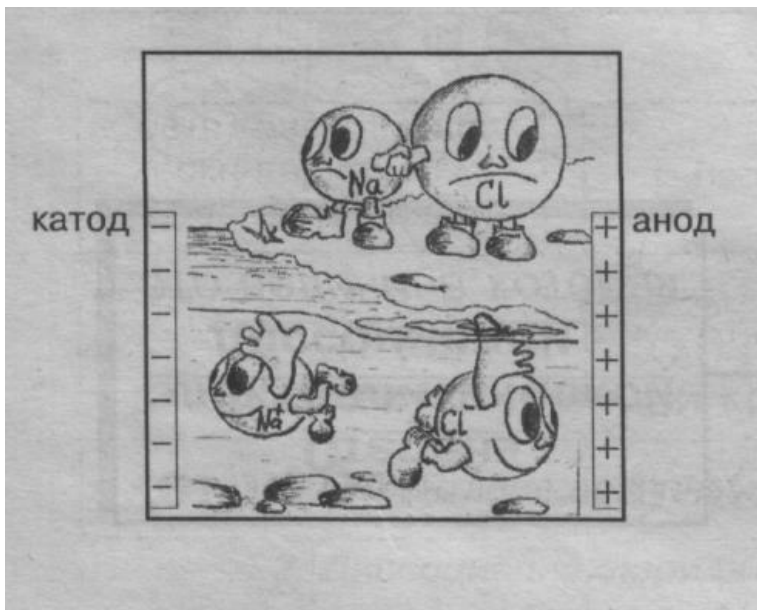
кислоты: $\text{H}_2\text{SO}_3, \text{H}_3\text{PO}_4, \text{HF}$

СЛАБЫЕ

$$0 < \alpha < 0,03$$

кислоты: $\text{H}_2\text{S}, \text{H}_2\text{CO}_3, \text{H}_2\text{SiO}_3, \text{H}_3\text{BO}_3, \text{CH}_3\text{COOH}$;
вода – H_2O ;
основания: **нерастворимые в воде** NH_4OH

ТЕОРИЯ ЭЛЕКТРОЛИТИЧЕСКОЙ ДИССОЦИИАЦИИ (Сванте Аррениус 1887 г.)



1. При растворении в воде электролиты распадаются на положительно и отрицательно заряженные ионы.
2. Под действием электрического напряжения катионы $+$ движутся к катоду (-), а анионы $-$ - к аноду (+).
3. Степень электролитической диссоциации зависит от природы электролита и растворителя, T^0 , концентрации.

Процесс распада электролита на ионы при растворении его в воде или расплавлении называется электролитической диссоциацией.

Электролитическая диссоциация – процесс обратимый.

Обратная реакция называется **моляризацией**.

МЕХАНИЗМ ДИССОЦИИАЦИИ ВЕЩЕСТВ С ИОННЫМ ВИДОМ СВЯЗИ

Степень
электролитической
диссоциации –
это величина, которая

Показывает отношение
числа молекул, распавшихся
на ионы к общему числу
молекул, введенных
в раствор

обозначается α (альфа)

измеряется % (долях)

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

n – число молекул, распавшихся на
ионы (диссоциированных)

N – общее число молекул, введенных в
раствор

МЕХАНИЗМ ДИССОЦИИ ВЕЩЕСТВ С ИОННЫМ ВИДОМ СВЯЗИ

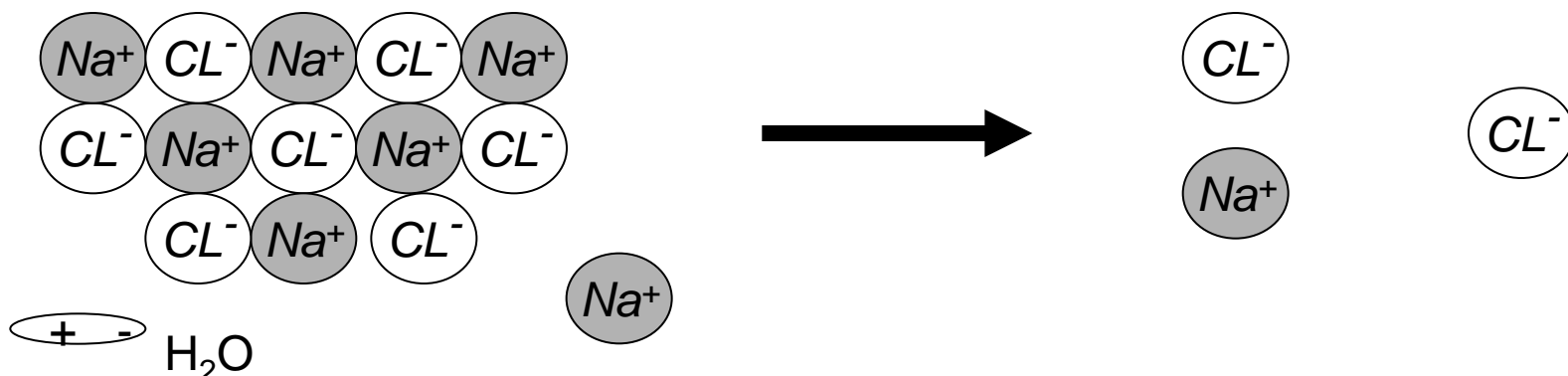


Схема диссоциации кристалла хлорида натрия

1. Ориентация полярных молекул воды вокруг кристалла
2. Диссоциация хлорида натрия:



3. Гидратация – окружение молекулами воды ионов Na^+ и Cl^-

Образование гидратированных ионов.

МЕХАНИЗМ ДИССОЦИАЦИИ ВЕЩЕСТВ С КОВАЛЕНТНЫМ ПОЛЯРНЫМ ВИДОМ СВЯЗИ

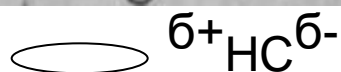
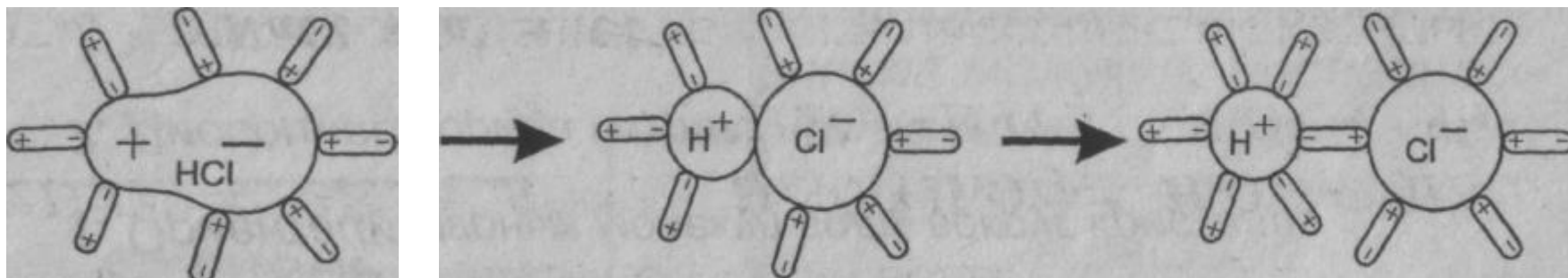


Схема диссоциации полярных молекул соляной кислоты

1. Ориентация полярных молекул воды вокруг молекулы соляной кислоты
2. Изменение вида связи с ковалентной полярной на ионную
3. Диссоциация соляной кислоты:



4. Гидратация – окружение молекулами воды H^+ и Cl^-

Образование гидратированных ионов

ИЗМЕНЕНИЕ ЦВЕТА РАЗЛИЧНЫХ ИНДИКАТОРОВ ПРИ ДЕЙСТВИИ РАСТВОРОВ КИСЛОТ И ЩЕЛОЧЕЙ

Индикаторы	цвет индикатора в среде		
	нейтральная $[H^+] = [OH^-]$	кислая H^+	щелочная OH^-
лакмус	фиолетовый	красный	синий
фенолфталеин	бесцветный	бесцветный	малиновый
метилоранж	оранжевый	красный	желтый

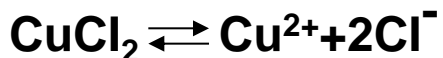
ГИДРОЛИЗ СОЛЕЙ

Гидролиз-процесс взаимодействия соли с водой, приводящий к образованию слабого электролита

Соль образована

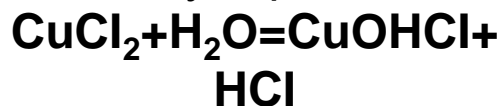
слабым основанием

сильной кислотой



среда кислая

лакмус-красный



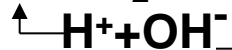
Сильное

«пересиливает»

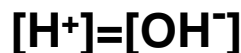
слабое

сильным основанием

сильной кислотой



гидролиз не идет



среда нейтральная

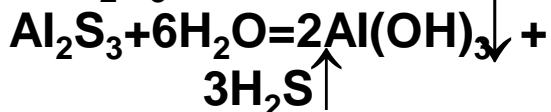
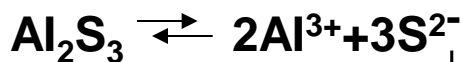
окраска индикатора

не меняется

лакмус-фиолетовый

слабым основанием

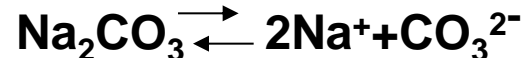
слабой кислотой



полный гидролиз

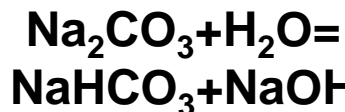
сильным основанием

слабой кислотой



среда щелочная

лакмус-синий



Гидролиз

усиливается при

нагревании системы,

при разведении

водой.

СКОРОСТЬ ХИМИЧЕСКОЙ РЕАКЦИИ

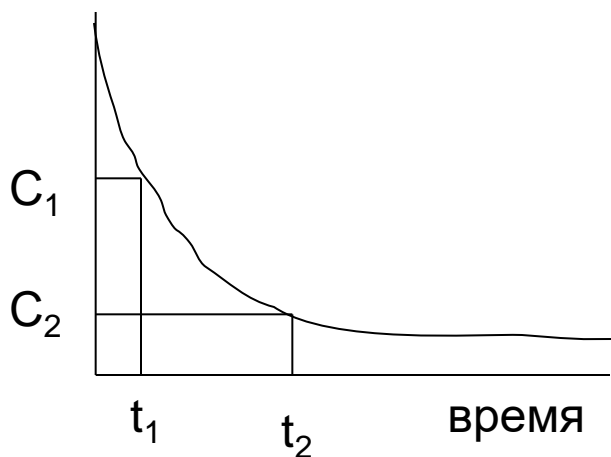
Скорость химической реакции

-это физическая
-величина, которая

Определяется изменением
Концентрации одного из
Реагирующих веществ
В единицу времени

обозначается ν

Измеряется $\text{моль/л} \cdot \text{с}$



Изменение концентрации реагирующих
Веществ во времени ($V = \text{const}$)

$$\nu = \frac{C_1 - C_2}{t_1 - t_2} = - \frac{\Delta C}{\Delta t}$$

C_1 – начальная концентрация

C_2 – концентрация в момент времени

t_1 – начальное время

t_2 – время окончания эксперимента

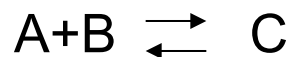
ТЕРМИН «СКОРОСТЬ» В ФИЗИКЕ И В ХИМИИ

«скорость»	в физике	в химии
определение	Отношение пути ко времени, в течение которого этот путь пройден. (движение равномерное, прямолинейное)	Скорость химической реакции – изменение концентрации одного из реагирующих веществ в единицу времени.
обозначение	v	v
Формула	$v = \frac{S}{t}$	$v = \frac{C_1 - C_2}{t_1 - t_2} = - \frac{\Delta C}{\Delta t}$

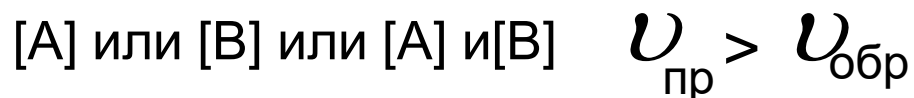
«скорость»	в физике	в химии
единицы измерения	м/с	$\frac{\text{моль}}{\text{л} * \text{с}}$
примеры	<p>Машина прошла 10 м за 2 с. Какова скорость ее движения</p> $v = \frac{10}{2} = 5$ <p>5 м/с</p>	<p>Начальная концентрация SO₂ в реакции окисления – 2 моль/л, через 50 с – 0,5 моль/л. Определить скорость реакции.</p> $v = \frac{2 - 0,5}{50} = 0,03$ <p>0,03 $\frac{\text{моль}}{\text{л} * \text{с}}$</p>

СПОСОБЫ СМЕЩЕНИЯ ХИМИЧЕСКОГО РАВНОВЕСИЯ

Принцип Ле-Шателье: если на систему, находящуюся в равновесии, производится внешнее воздействие (изменяются концентрация, температура, давление), то оно благоприятствует протеканию той из двух противоположных реакций, которая ослабляет это воздействие.



1. **Концентрация** Увеличение концентрации исходных веществ –



2. **Температура** а) $A + B \rightleftharpoons C + Q$ б) $A + B \rightleftharpoons C - Q$

а) если реакция экзотермическая (+Q), то

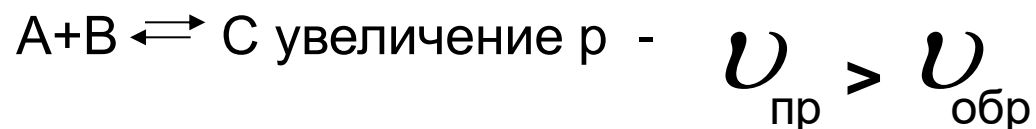
увеличение T^0 приводит к тому, что $v_{\text{обр}} > v_{\text{пр}}$

б) если реакция эндотермическая (-Q), то

увеличение T^0 приводит к тому, что $v_{\text{обр}} > v_{\text{пр}}$

3. Давление (для газов)

Увеличение давления приводит к смещению равновесия сторону реакции, ведущей к образованию меньшего числа молекул.



4.



Катализатор **не** влияет на положение равновесия, а только ускоряет его достижение.