

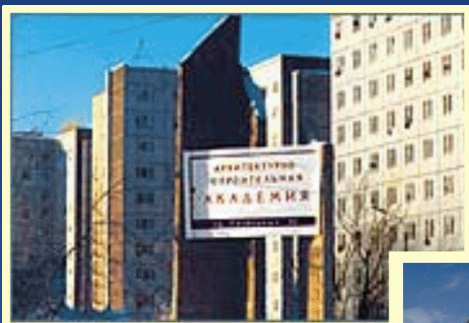
# ФЕДЕРАЛЬНОЕ АГЕНТСТВО ПО ОБРАЗОВАНИЮ

Федеральное государственное образовательное учреждение  
высшего профессионального образования



## Сибирский федеральный университет

Институт фундаментальной подготовки



Красноярск, 2008



Кафедра химии

# Химия

Для студентов нехимических специальностей технических вузов

Красноярск, 2008

Электронный учебно-методический комплекс по дисциплине «Химия» подготовлен в рамках инновационной образовательной программы «Институт фундаментальной подготовки», реализованной в ФГОУ ВПО СФУ в 2007 г.

Рецензенты:

Красноярский краевой фонд науки;

Экспертная комиссия СФУ по подготовке учебно-методических комплексов дисциплин

X46 Химия. Презентационные материалы. Версия 1.0 [Электронный ресурс]: наглядное пособие / А. Г. Аншиц, Е. В. Грачева, О. К. Клусс, Е. А. Салькова. – Электрон. дан. (3 Мб). – Красноярск : ИПК СФУ, 2008. – (Химия : УМКД № 225-2007 / рук. творч. коллектива А. Г. Аншиц). – 1 электрон. опт. диск (DVD). – Систем. требования : *Intel Pentium* (или аналогичный процессор других производителей) 1 ГГц ; 512 Мб оперативной памяти ; 3 Мб свободного дискового пространства ; привод *DVD* ; операционная система *Microsoft Windows 2000 SP 4 / XP SP 2 / Vista* (32 бит) ; *Microsoft PowerPoint 2003* или выше.

ISBN 978-5-7638-1078-3 (комплекса)

ISBN 978-5-7638-0934-3 (пособия)

Номер гос. регистрации в ФГУП НТЦ «Информрегистр» 0320802386 от 21.11.2008 г. (комплекса)

Номер гос. регистрации в ФГУП НТЦ «Информрегистр» 0320802384 от 22.11.2008 г. (пособия)

Настоящее издание является частью электронного учебно-методического комплекса по дисциплине «Химия», включающего учебную программу, учебное пособие, лабораторный практикум, методические указания по самостоятельной работе, а также контрольно-измерительные материалы «Химия. Банк тестовых заданий».

Представлена презентация (в виде слайдов) теоретического курса «Химия».

Предназначено для студентов нехимических специальностей технических вузов.

© Сибирский федеральный университет, 2008

Рекомендовано к изданию Инновационно-методическим управлением СФУ

Разработка и оформление электронного образовательного ресурса: Центр технологий электронного обучения информационно-аналитического департамента СФУ; лаборатория по разработке мультимедийных электронных образовательных ресурсов при КрЦНИТ

Содержимое ресурса охраняется законом об авторском праве. Несанкционированное копирование и использование данного продукта запрещается. Встречающиеся названия программного обеспечения, изделий, устройств или систем могут являться зарегистрированными товарными знаками тех или иных фирм.

Подп. к использованию 01.10.2008

Объем 3 Мб

Красноярск: СФУ, 660041, Красноярск, пр. Свободный, 79

# Оглавление

- Строение атома и периодическая система элементов Д. И. Менделеева
- Теория химической связи и строение молекул
- Комплексные соединения
- Энергетика химических процессов
- Химическая кинетика и равновесие
- Растворы
- Дисперсные системы
- Электрохимические процессы
- Коррозия металлов
- Общая характеристика металлов
- Полимеры и олигомеры
- Химическая идентификация



# Строение атома и периодическая система элементов Д. И. Менделеева

# Свойства электронов ( $\bar{e}$ ), протонов ( $p$ ) и нейтронов ( $n$ )

Частица	Масса, г	Заряд, Кл
$\bar{e}$	$0,9109 \cdot 10^{-27}$	$-1,6 \cdot 10^{-19}$
$p$	$1,673 \cdot 10^{-24}$	$+1,6 \cdot 10^{-19}$
$n$	$1,675 \cdot 10^{-24}$	0

# Соотношение масс электрона и атома водорода

$$\frac{m_e}{m_H} = \frac{9,109 \cdot 10^{-31}}{1,673 \cdot 10^{-27}} = \frac{1}{1837}$$

Радиус атома  $\approx 10^{-8}$  см.

Радиус ядра  $\approx 10^{-13}$  см.

# Изотопы и изобары

Изотопы имеют одинаковые заряды ядер, но различные атомные массы:  
 $^{24}\text{Mg}$  и  $^{25}\text{Mg}$ ;  $^{35}\text{Cl}$  и  $^{37}\text{Cl}$ ;  $^1\text{H}$ ,  $^2\text{H}$ ,  $^3\text{H}$ .

Изобары имеют одинаковые массовые числа, но различные заряды ядер и разные химические свойства:  
 $^{40}\text{Ar}$ ,  $^{40}\text{K}$ ,  $^{40}\text{Ca}$ ;  $^{54}\text{Fe}$ ,  $^{54}\text{Cr}$ .



# Двойственные свойства электрона

Как частицы:

1. Масса:

$$m_{\bar{e}} = 9,1 \cdot 10^{-28}$$

2. Заряд:

$$\bar{e} = -1,6 \cdot 10^{-19}$$

3. Спин:

$$m_s = \pm \frac{1}{2}$$

Как волны:

1. Дифракция.

2. Интерференция.

3. Неопределенность  
положения в пространстве  
(принцип Гейзенберга).

уравнение  $\frac{h}{mv}$  уравнение де Бройля (1924 г.).

# Волновое уравнение Шредингера (1926 г.)

$$H\Psi = \left[ -\frac{h^2}{8\pi^2 m} \left( \frac{\partial^2}{\partial x^2} + \frac{\partial^2}{\partial y^2} + \frac{\partial^2}{\partial z^2} \right) - \frac{e^2}{r} \right] \Psi = E\Psi$$

или  $H\Psi = E\Psi.$

Волновые функции  $\Psi$ , являющиеся решениями уравнения Шредингера, называют орбиталями (*s*-, *p*-, *d*-, *f*-орбитали).

# Квантовые числа

## главное ( $n$ ) и орбитальное ( $l$ )

$n$  – характеризует энергию электрона на энергетическом уровне и удаленность его от ядра:

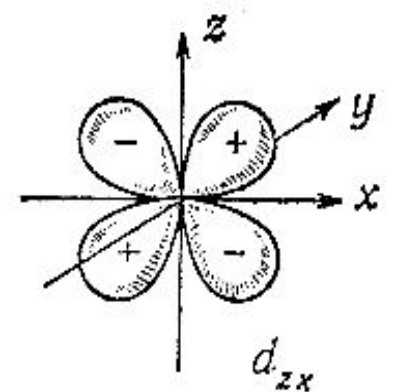
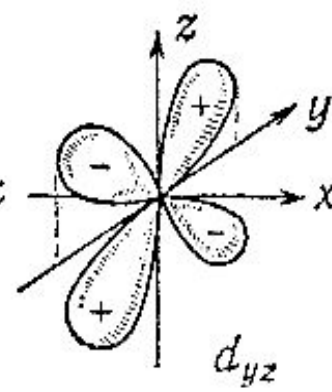
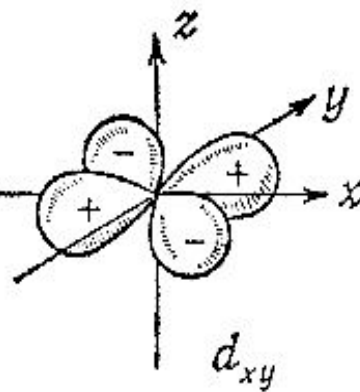
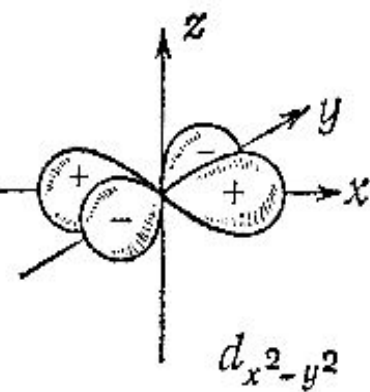
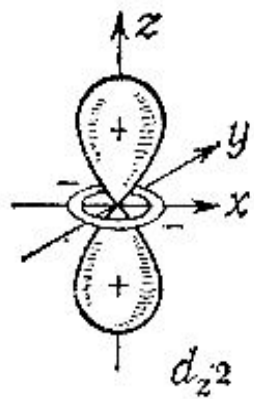
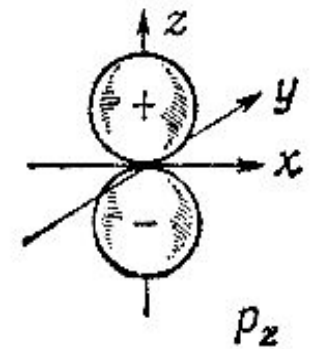
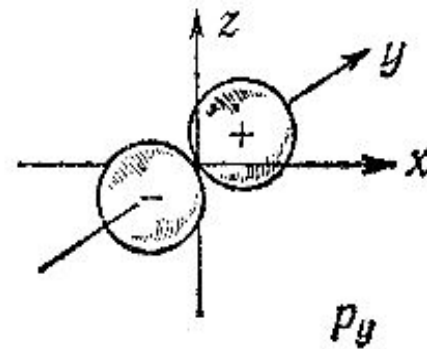
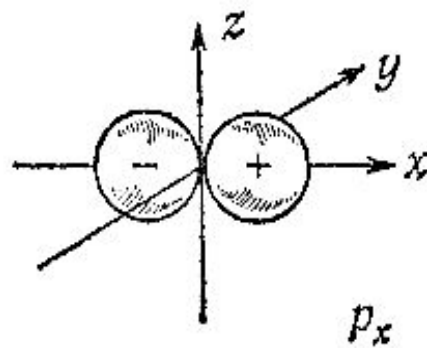
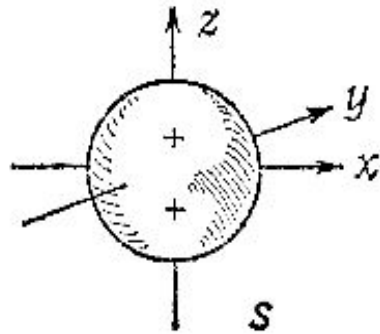
$$n = 1, 2, 3, \dots, \infty.$$

$l$  – характеризует энергию электрона на энергетическом подуровне и форму электронного облака (орбитали):

$$l = 0, 1, 2, \dots, (n - 1)$$

при  $l = 0$   $s$ -орбиталь,  $l = 2$   $d$ -орбиталь,  
 $l = 1$   $p$ -орбиталь,  $l = 3$   $f$ -орбиталь.

# Формы электронных облаков



# Квантовые числа:

магнитное ( $m_l$ ) и спиновое ( $m_s$ )

$m_l$  – определяет количество ориентаций электронных облаков

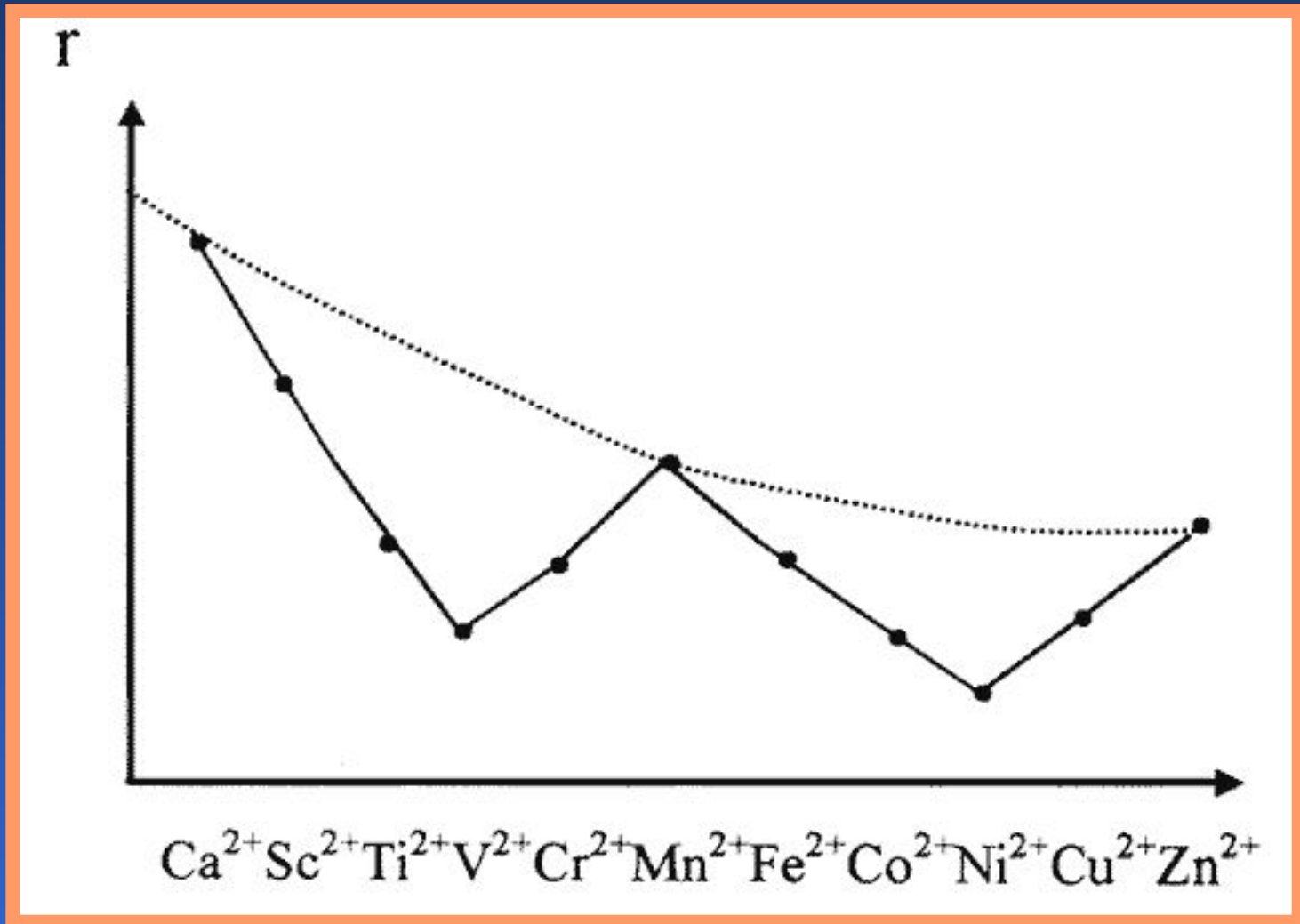
в пространстве и энергию электрона в каждой ориентации:

$m_s$  – характеризует вращение электрона вокруг собственной оси по и против часовой стрелки:

$$m_s = \pm 1/2.$$

Спин – собственный угловой момент электрона.

# Периодичность изменения радиусов ионов элементов IV периода





# Теория химической связи и строение молекул

# Ковалентная связь

Неполярная

ковалентная связь



$$\mu = 0$$

Полярная

ковалентная связь



$$\mu > 0 \text{ до } 3,5$$

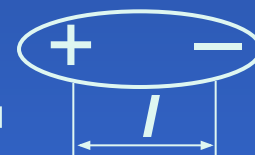
Очень полярная

ковалентная  
или ионная связь



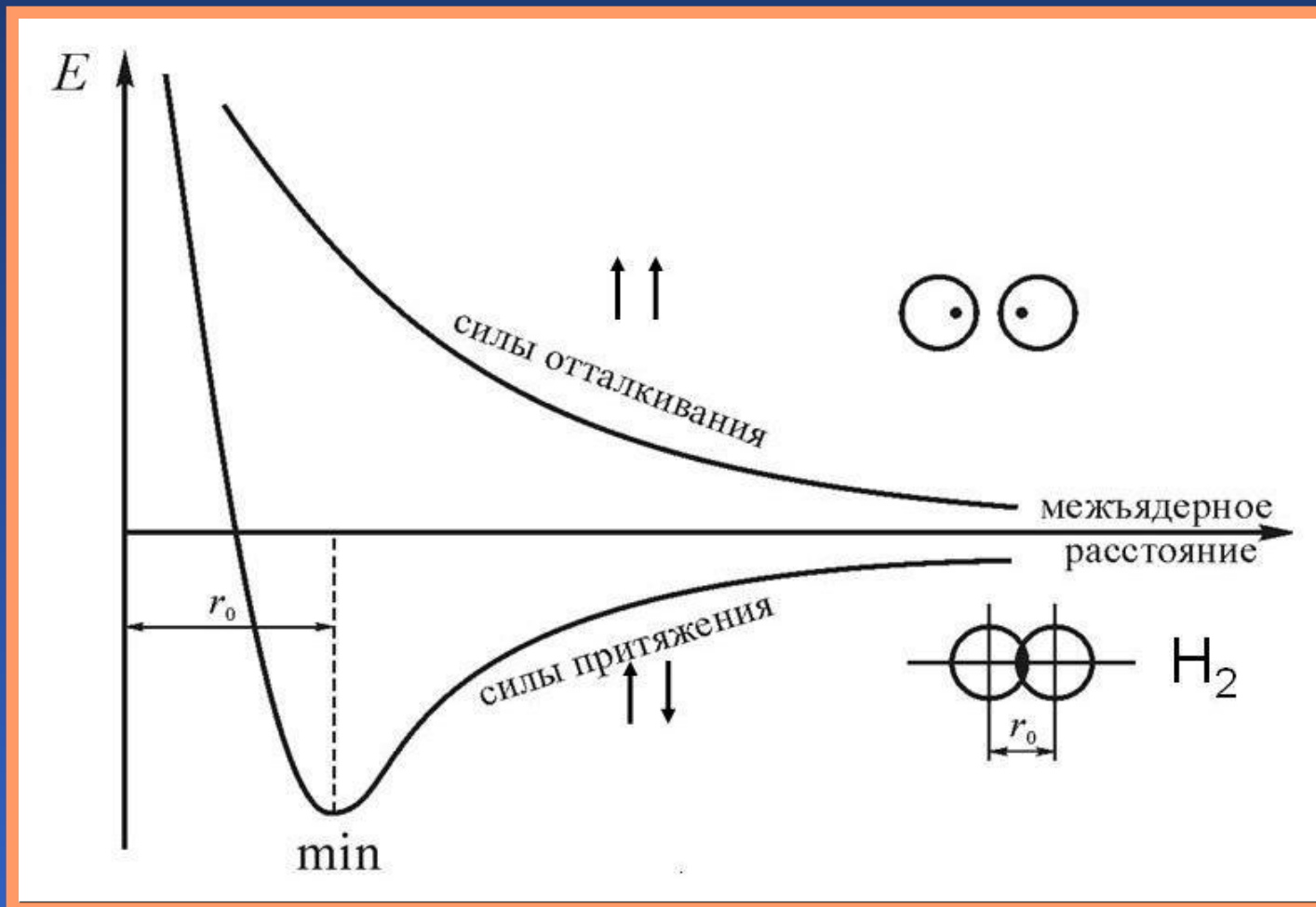
$$\mu > 3,5 \text{ до } 10$$

$\mu$  – дипольный момент  $\mu = l \cdot e, \text{ Д}$



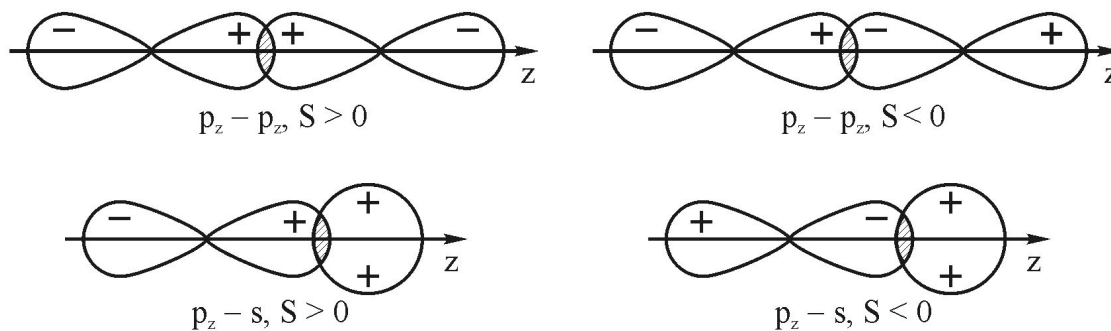


# Изменение энергии системы при образовании химической связи

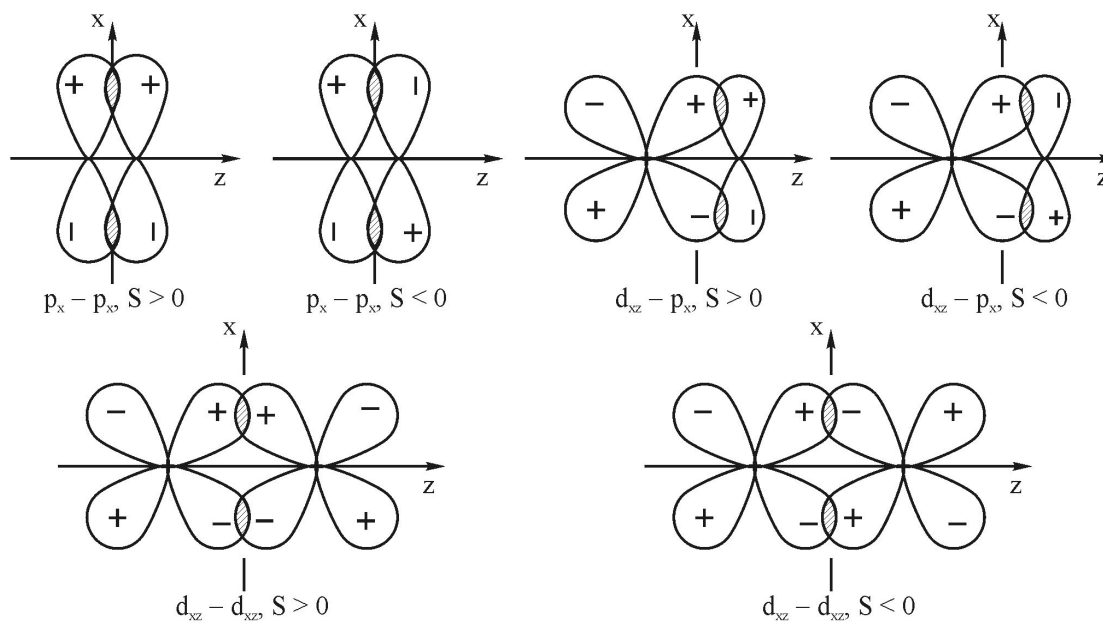


# σ- и π-ковалентные связи

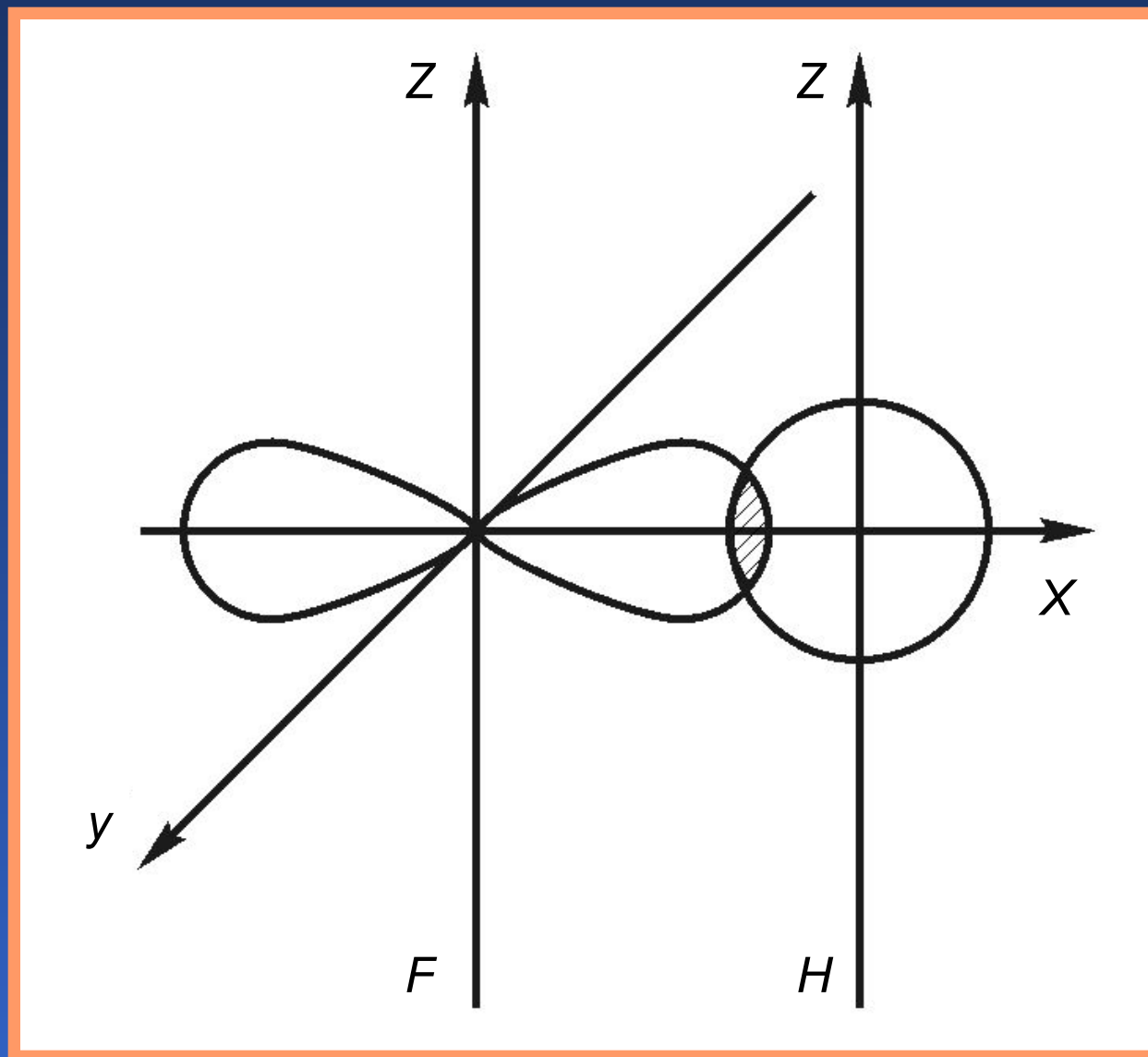
## σ-связь



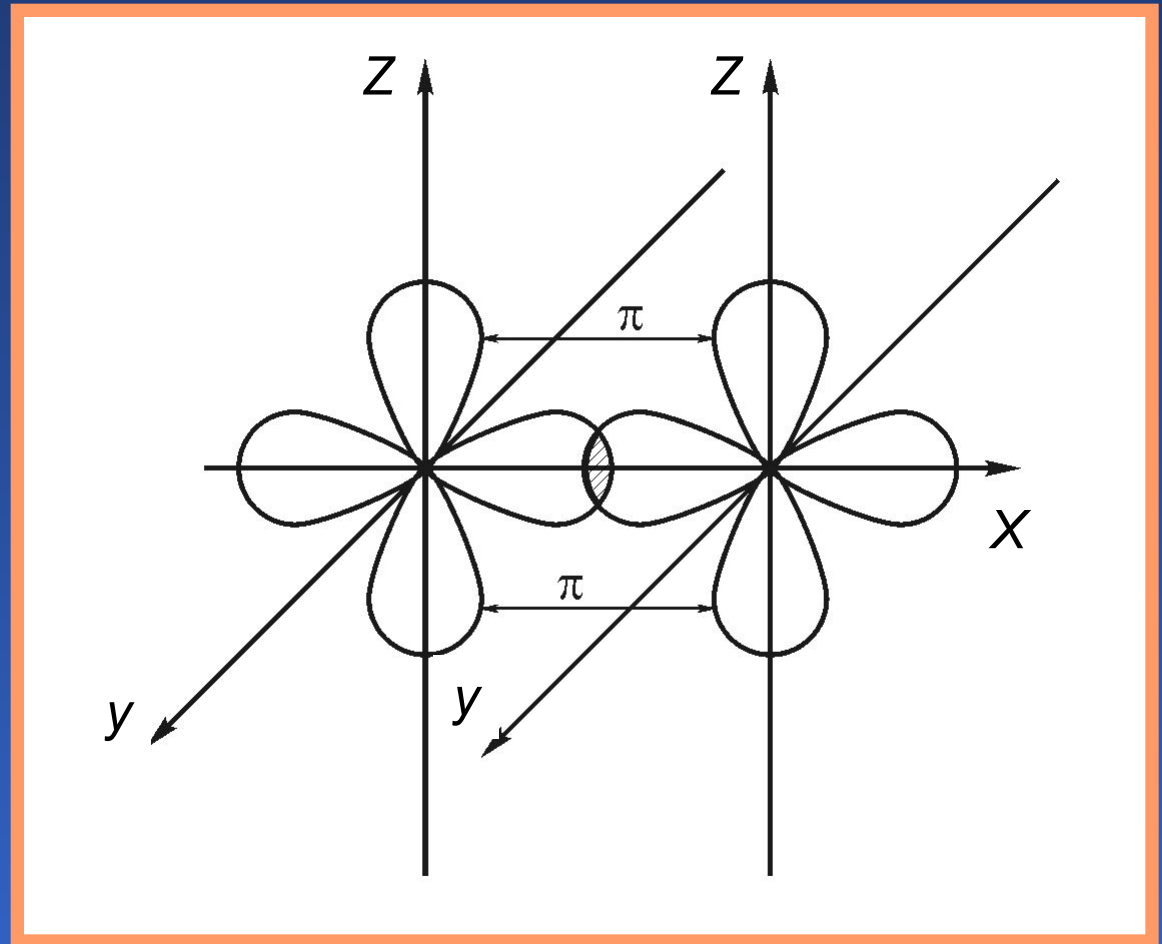
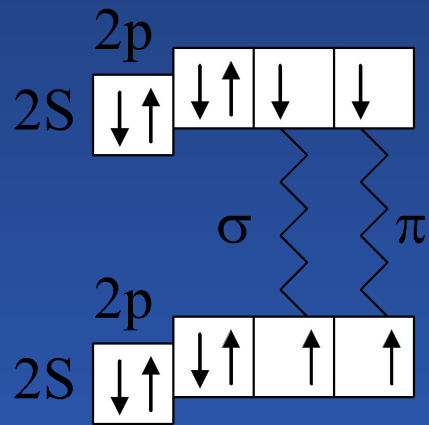
## π-связь



# Ковалентная $\sigma$ -связь в молекуле HF

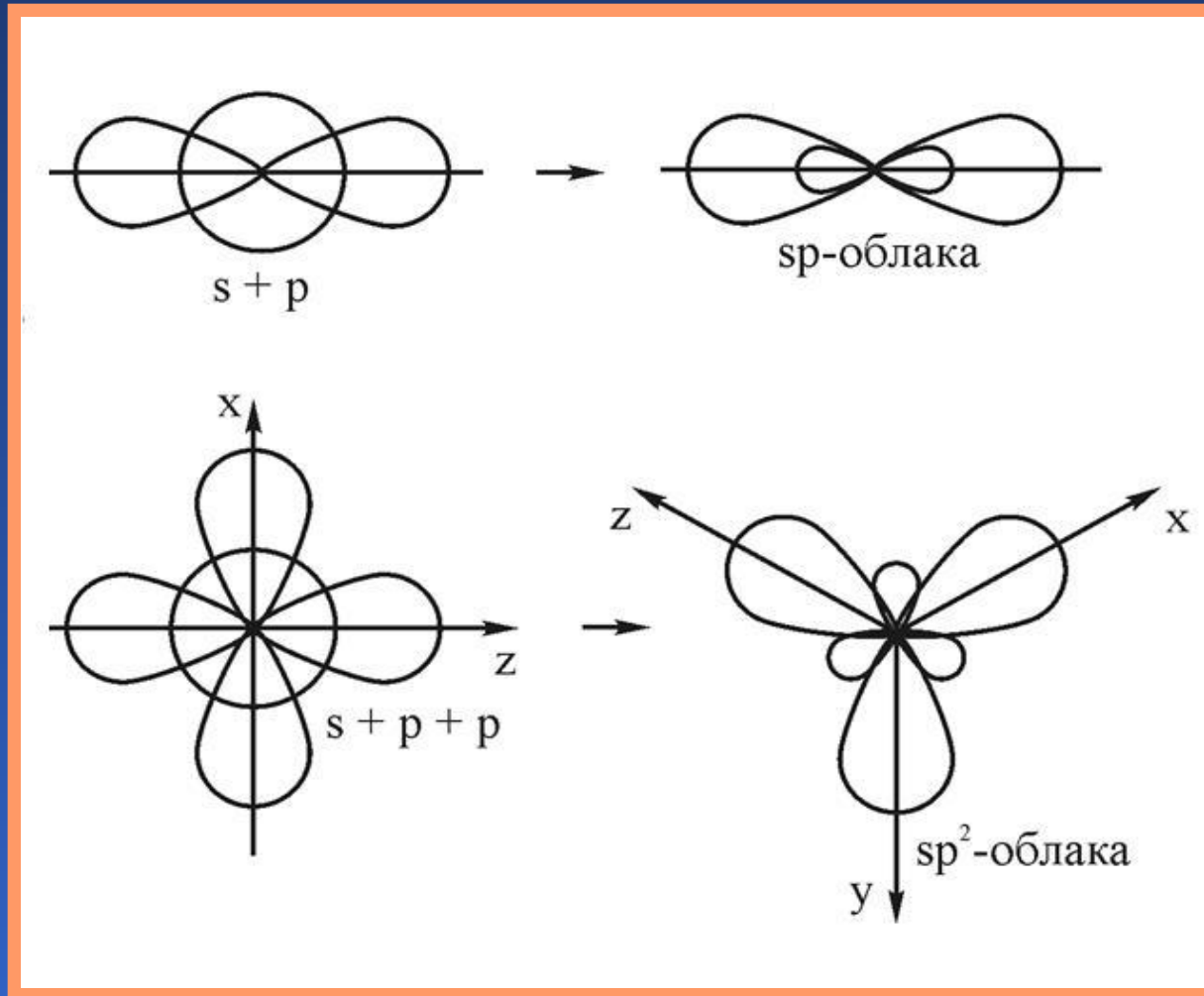


# Образование $\delta$ - и $\pi$ -связи в молекуле $O_2$

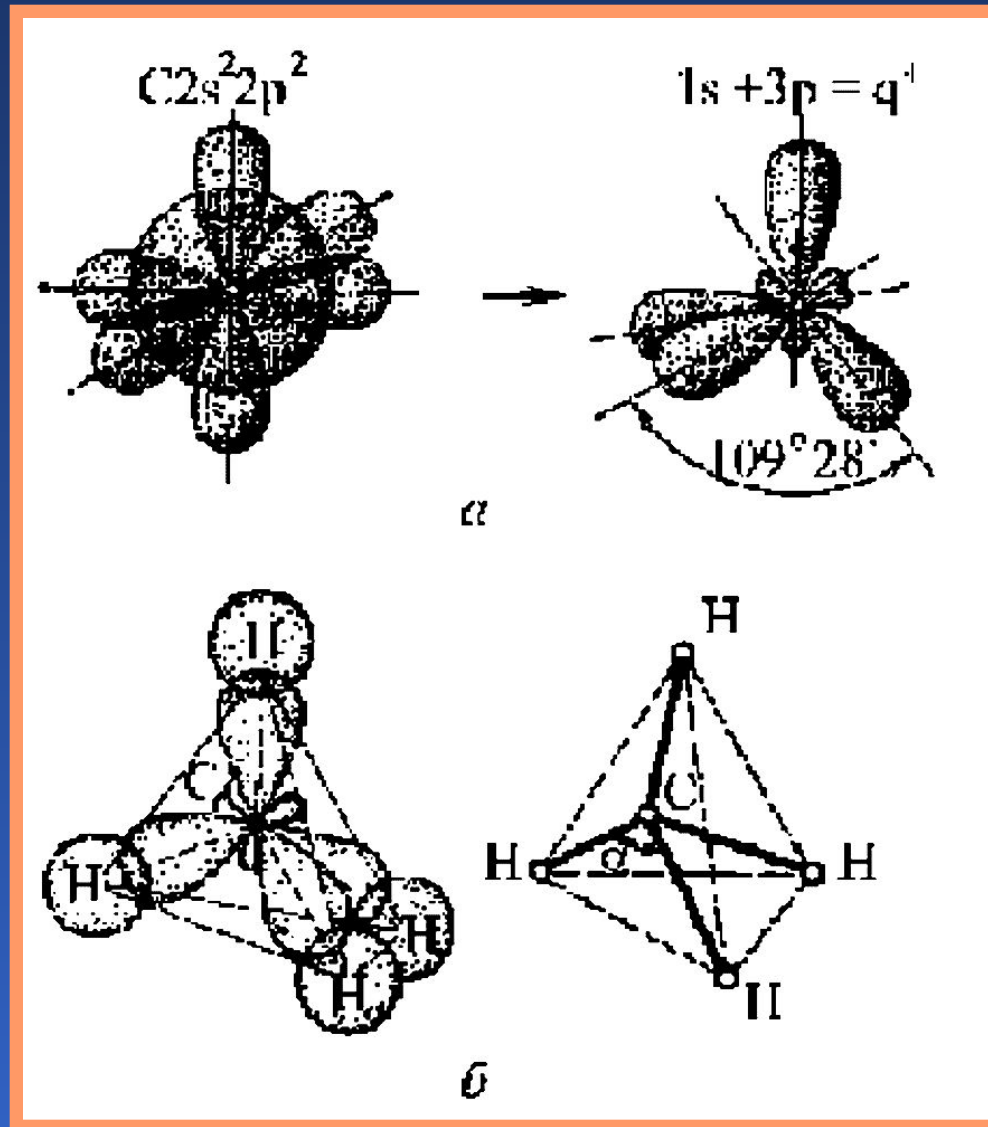


# Гибридизация

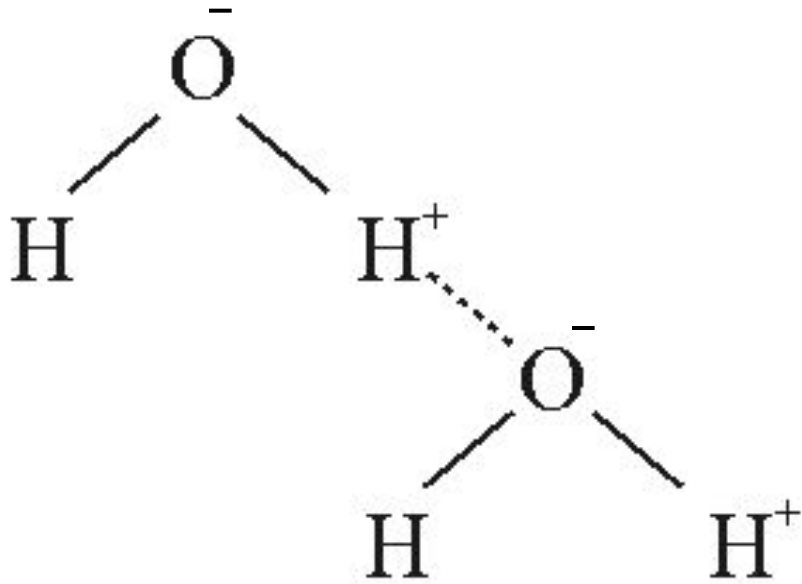
Гибридизация – смешивание электронных облаков разной формы с получением облаков новой, но уже одинаковой формы.



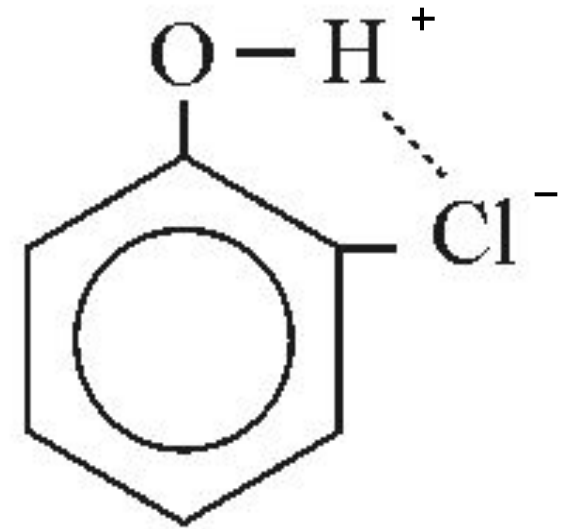
# $sp^3$ -гибридизация



# Водородная связь



Межмолекулярная



Внутримолекулярная

# Межмолекулярное взаимодействие (силы Ван-дер-Ваальса, $E$ )

$$E = E_{\text{ориент.}} + E_{\text{инд.}} + E_{\text{дисп.}}$$

$E$  – энергия ориентационного, индукционного и дисперсионного взаимодействия молекул.



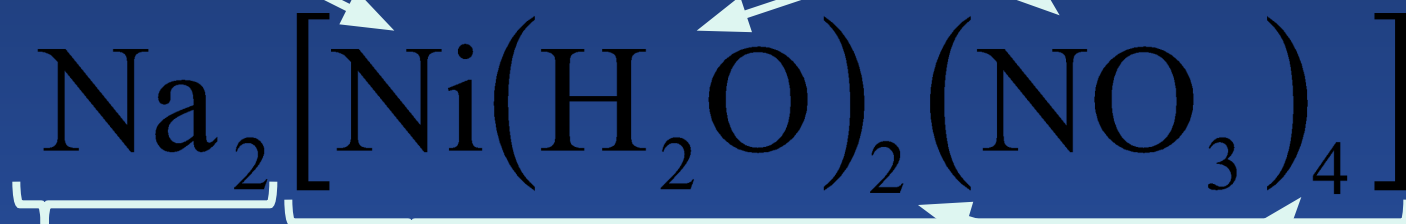


# Комплексные соединения

# Комплексные соединения (строение)

Центральный атом (ц.а.)  
или комплексообразователь

Лиганды



Внешняя  
сфера

Внутренняя сфера  
или комплексный ион

Координационное  
число (к.ч.)

Ц. а. – металлы:  $\text{Fe}^{2+}$ ,  $\text{Co}^{2+}$ ,  $\text{Pt}^{2+}$ ,  $\text{Cu}^{2+}$ ,  $\text{Hg}^{2+}$  ...

неметаллы:  $\text{N}^{3+}$ ,  $\text{B}^{3+}$ ,  $\text{P}^{5+}$ ,  $\text{Si}^{4+}$ ,  $\text{S}^{6+}$  ...

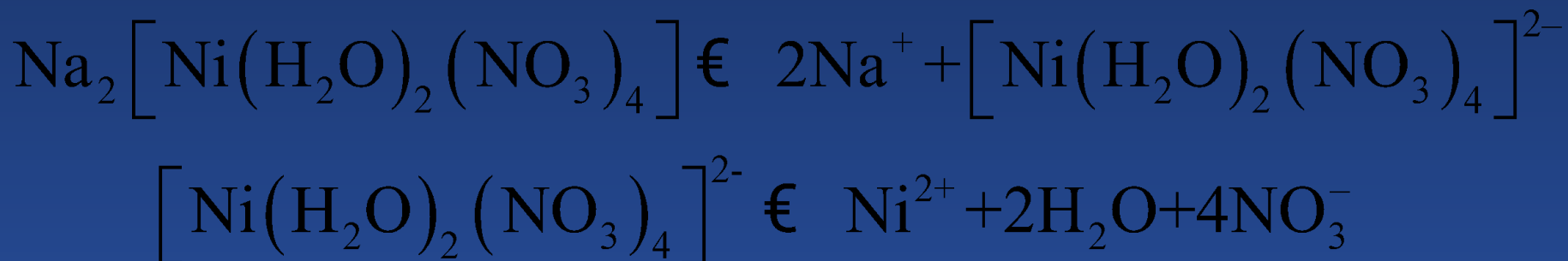
Лиганды – нейтральные молекулы:  $\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{NH}_3$ ,  $\text{CO}$  ...

ионы:  $\text{Cl}^-$ ,  $\text{Br}^-$ ,  $\text{SO}_4^{2-}$ ,  $\text{CN}^-$ ,  $\text{F}^-$ ,  $\text{I}^-$  ...

К.ч. – 1, 2, 3, 4, 5, 6, 7, 8, 9, 12, чаще всего: 4 и 6.

# Комплексные соединения

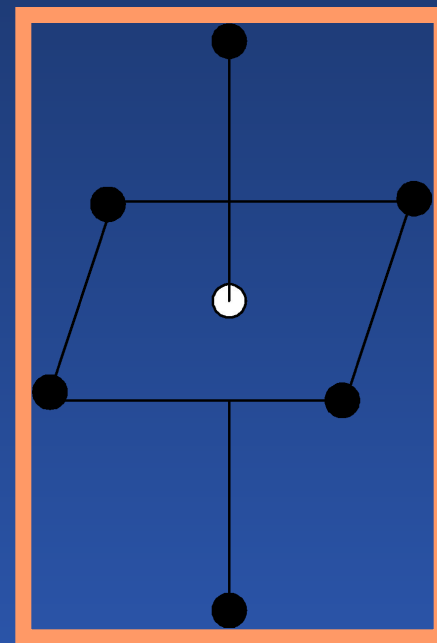
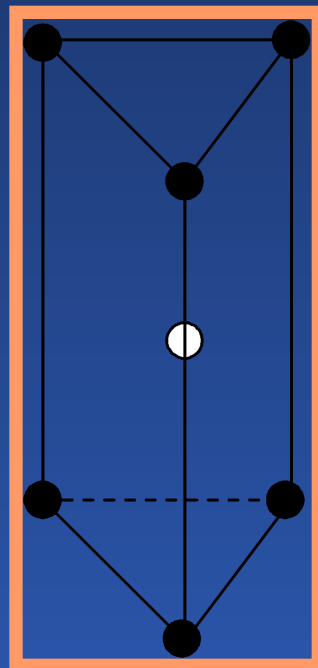
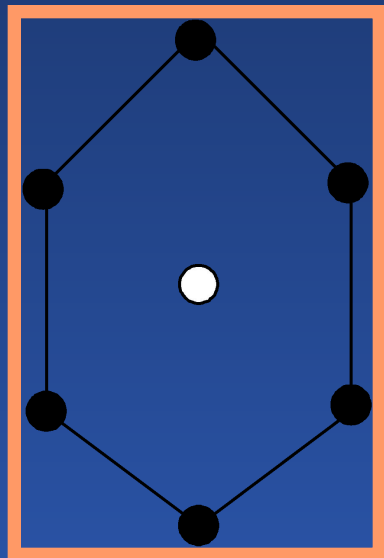
## Константа нестойкости



$$K_{\text{нест}} = \frac{[\text{Ni}^{2+}] \cdot [\text{H}_2\text{O}]^2 \cdot [\text{NO}_3^-]^4}{\left[ \left[ \text{Ni}(\text{H}_2\text{O})_2 (\text{NO}_3)_4 \right]^{2-} \right]}$$

# Комплексные соединения

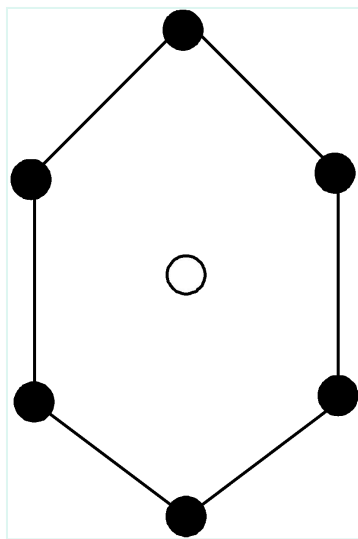
## Модели строения молекул при к.ч.= 6



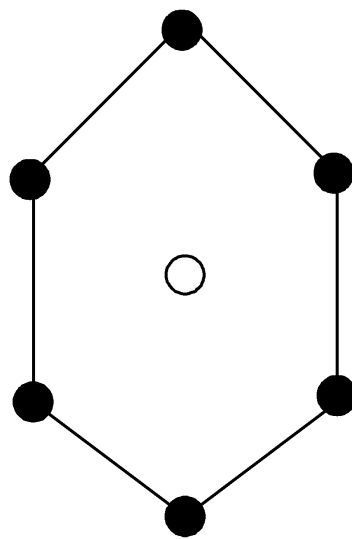
● – лиганды,      ○ – центральный атом

# Комплексные соединения

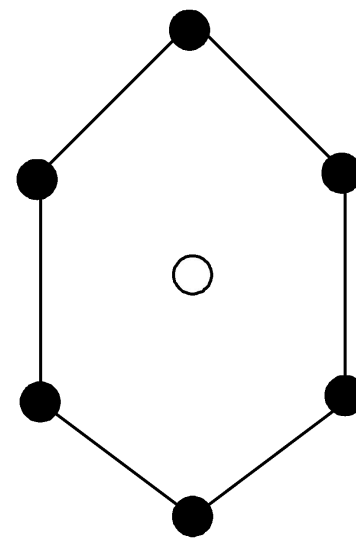
о-, м-, п-изомеры, к.ч. = 6



орто-



мета-

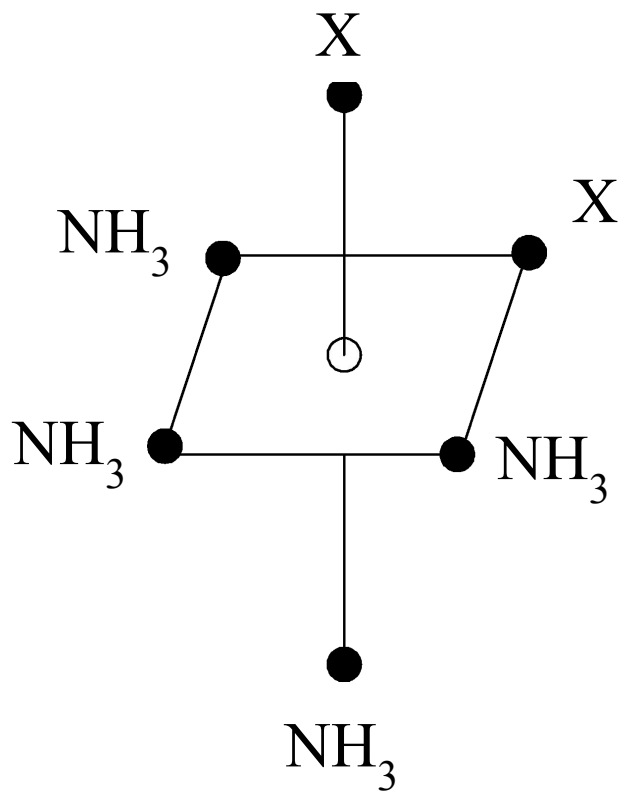


пара-

$\text{NH}_3$ , X – лиганды,  $\circ$  – центральный атом

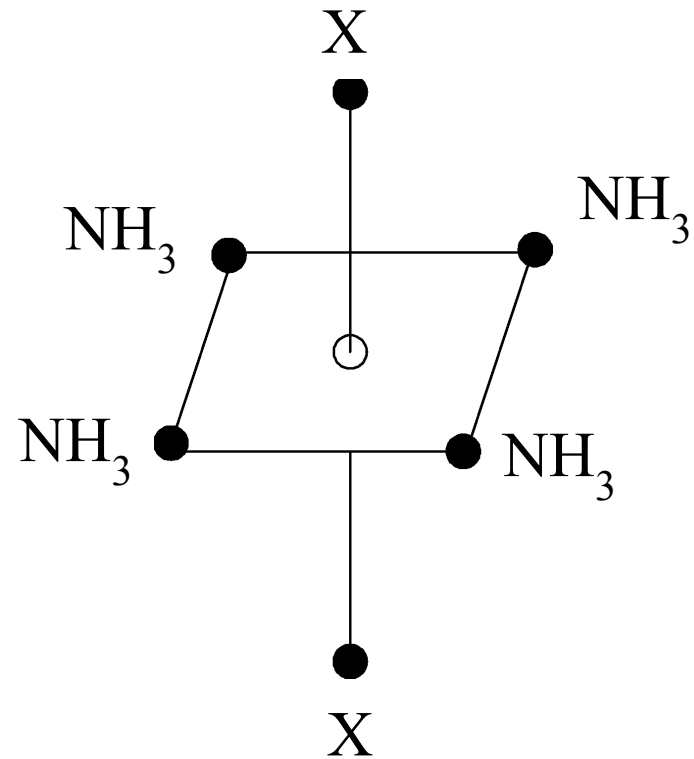
# Комплексные соединения

цис- и трансизомеры октаэдрической модели строения, к. ч. = 6



цис-

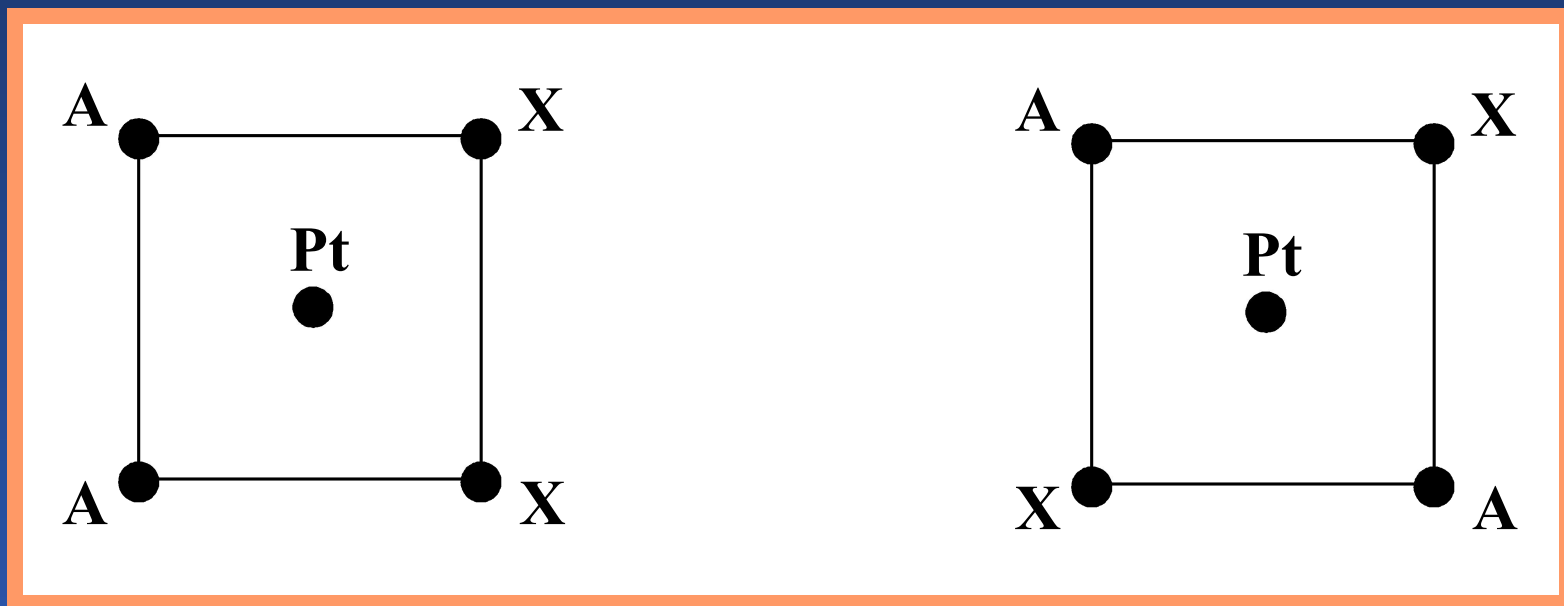
NH<sub>3</sub>, X – лиганды



транс-

○ – центральный атом

# Цис- и трансизомеры комплексных соединений с к.ч. = 4



цис-

транс-

Pt – центральный атом      A, X – лиганды



# Энергетика химических процессов



# Внутренняя энергия ( $U$ )

$$U = U_1 + U_2 + U_3 + U_4 + U_5,$$

где  $U_1$  – энергия поступательного движения молекул;

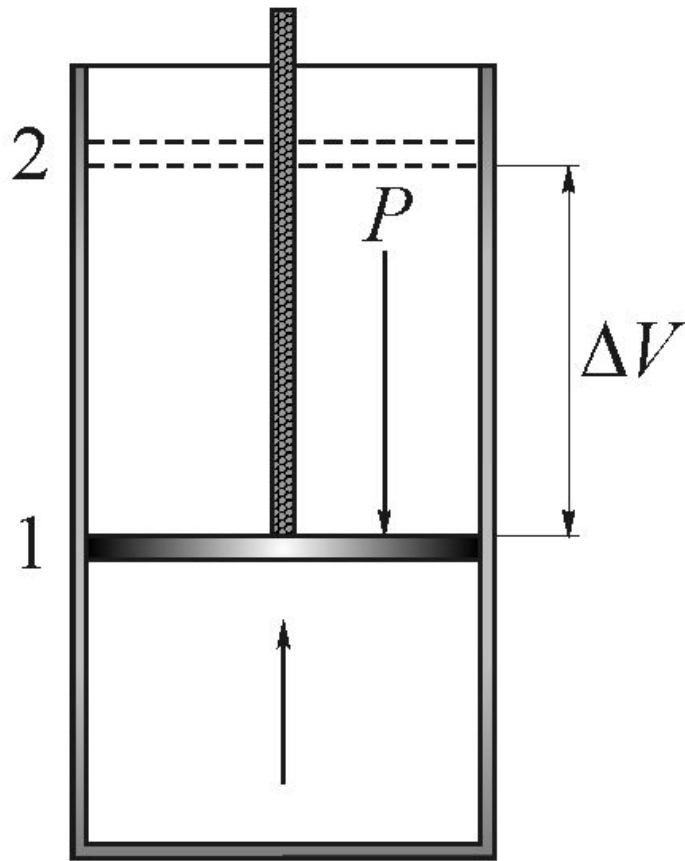
$U_2$  – энергия вращательного движения молекул;

$U_3$  – энергия движения электронов;

$U_4$  – внутриядерная энергия;

$U_5$  – энергия внутримолекулярных колебаний электронов.

# Работа расширения газа



$$\Delta H = PV + \Delta U$$

# Энтальпия ( $\Delta H$ ), кДж/моль

$$\Delta H_{\text{хим.р-ции}} = \sum_{\text{В-В}} \Delta H_{\text{конечн.}} - \sum_{\text{В-В}} \Delta H_{\text{исходных}}$$

$\Delta H_{\text{обр},298}^0$  – стандартная энтальпия образования вещества.

$\Delta H_{\text{обр},298}^0$  простых веществ = 0  
( $\text{O}_2, \text{H}_2, \text{Cl}_2, \text{N}_2 \dots$ )

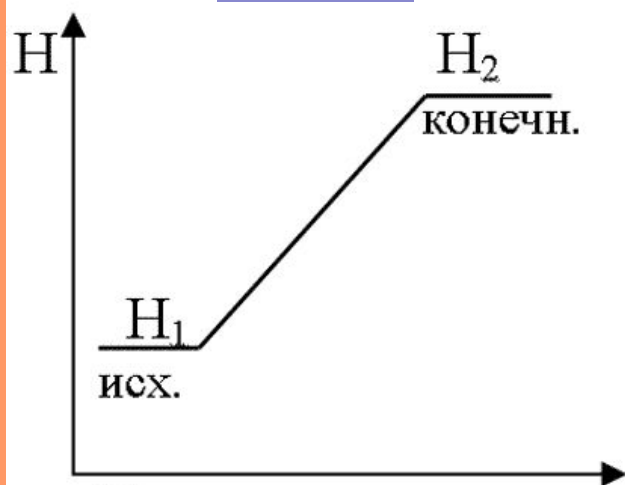
$\Delta H < 0$  экзотермических реакциях,

$\Delta H > 0$  эндотермических реакциях.

# Изменение энтальпии

## в экзо- и эндотермических реакциях

Эндо-

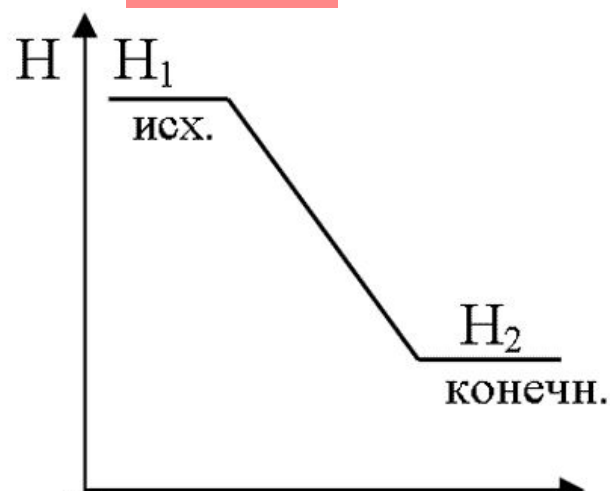


Ход реакции

$$H_2 > H_1, \quad \Delta H = H_2 - H_1 > 0,$$

т. е.  $\Delta H > 0$ .

Экзо-

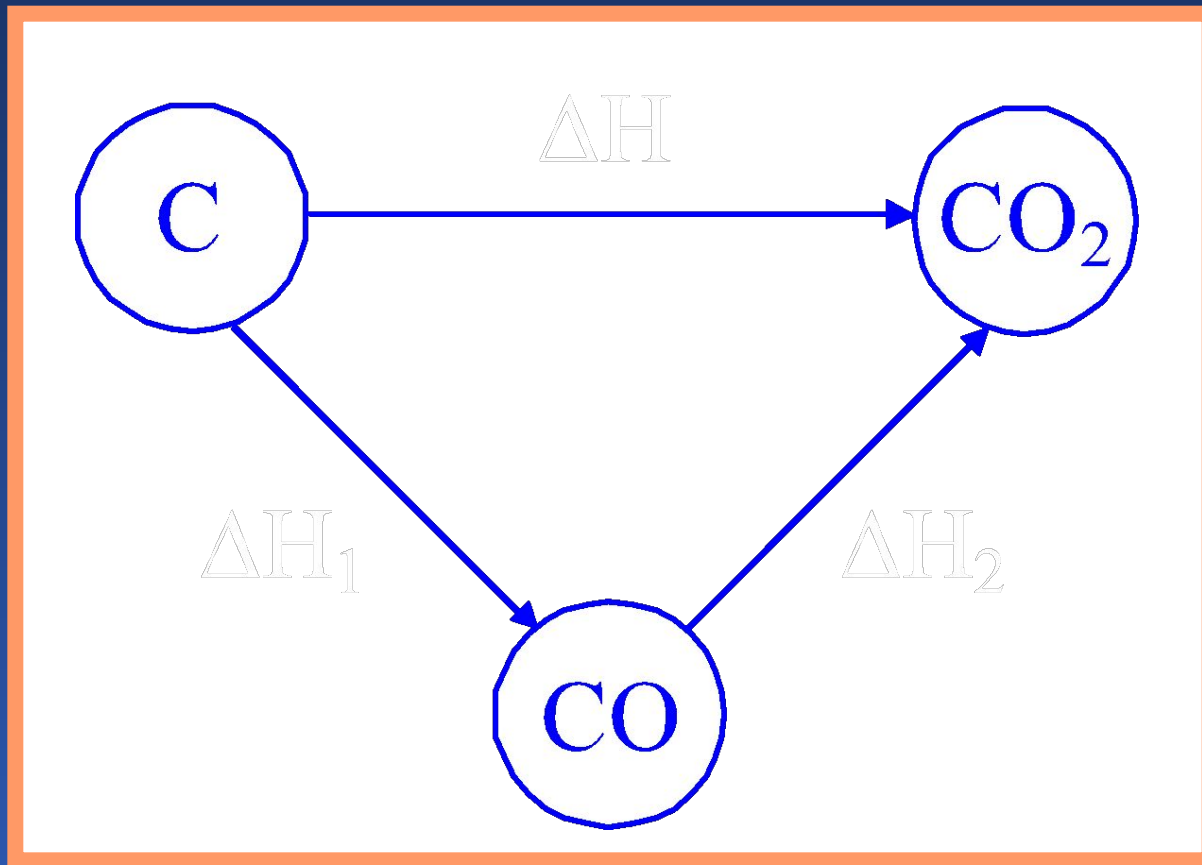


Ход реакции

$$H_2 < H_1, \quad \Delta H = H_2 - H_1 < 0,$$

т. е.  $\Delta H < 0$ .

# Закон Гесса (1840 г.)



$$\Delta H = \Delta H_1 + \Delta H_2 \text{ или}$$

$$\Delta H_1 + \Delta H_2 + (-\Delta H) = 0$$

# Следствие из закона Гесса

$$\Delta H_{\text{х.р.}} = \sum \Delta H_{\text{конечн. в-в}} - \sum \Delta H_{\text{исх. в-в}}$$

$$\Delta S_{\text{х.р.}} = \sum S_{\text{конечн. в-в}} - \sum S_{\text{исх. в-в}}$$

$$\Delta G_{\text{х.р.}} = \sum \Delta G_{\text{конечн. в-в}} - \sum \Delta G_{\text{исх. в-в}}$$

# Энтропия ( $S$ ), Дж/моль · К

$$\Delta S_{\text{х.р.}} = \sum S_{\text{конечн. в-в}} - \sum S_{\text{исх. в-в}},$$

$S_{298}^0$  – стандартная энтропия.

Стандартные условия:

$$T = 298 \text{ К}, \quad P = 101,3 \text{ кПа} = 1 \text{ атм.}$$

# Энергия Гиббса ( $\Delta G$ )

(изобарно-изотермический потенциал)

$$\Delta G = \Delta H - T \Delta S, \quad \frac{\text{кДж}}{\text{моль}},$$

$$\Delta G_{\text{х.р.}} = \sum \Delta G_{\text{конечн. в-в}} - \sum \Delta G_{\text{исх. в-в}},$$

$$\Delta G_{\text{обр},298}^0 \text{ простых веществ} = 0$$

( $\text{O}_2, \text{H}_2, \text{Cl}_2, \text{N}_2 \dots$ )

$\Delta G_{\text{обр},298}^0$  – стандартная энергия Гиббса образования вещества.



# Направленность химических реакций

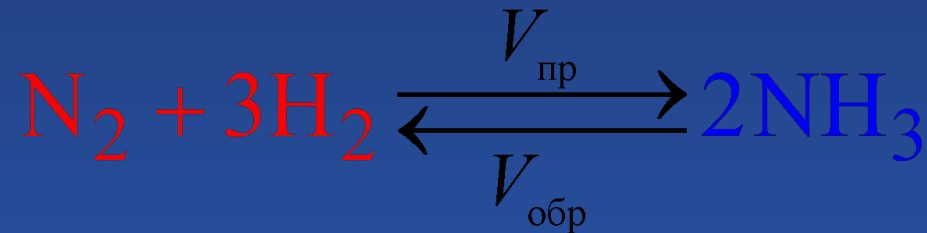
1. При  $\Delta G < 0$  возможна прямая реакция.
2. При  $\Delta G > 0$  невозможно протекание прямой реакции, но возможна обратная.
3. При  $\Delta G = 0$  состояние химического равновесия, т. е.  $\Delta H = T\Delta S$ .



# Химическая кинетика и равновесие

# Закон действия масс

При постоянной температуре скорость реакции прямо пропорциональна произведению концентраций реагирующих веществ в степенях, равных их стехиометрическим коэффициентам.



$$V_{\text{пр}} = K_1 [\text{N}_2][\text{H}_2]^3,$$

$$V_{\text{обр}} = K_2 [\text{NH}_3]^2,$$

где  $K_1$  и  $K_2$  – константы скорости реакции.

# Влияние температуры на скорость химической реакции

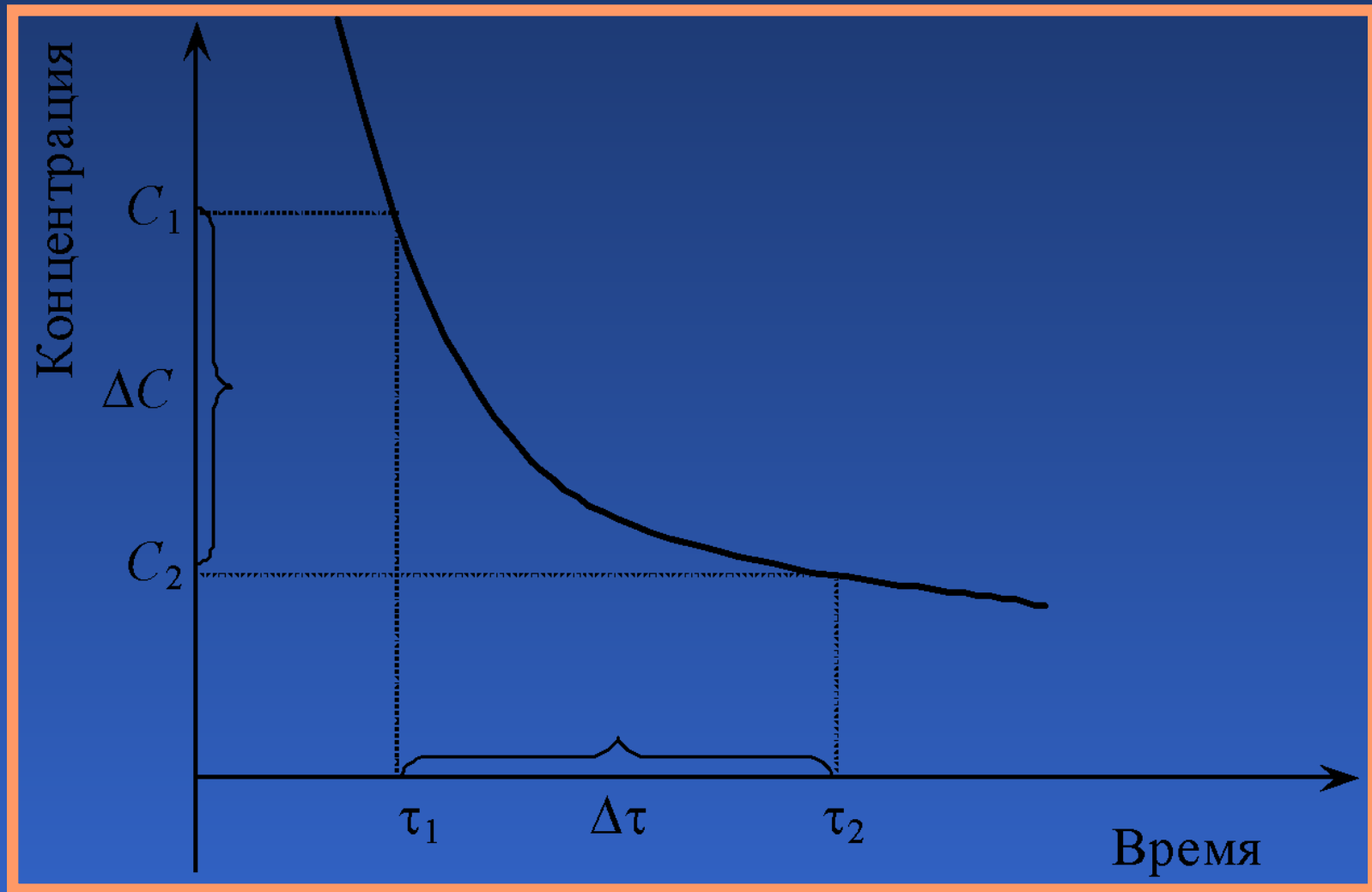
## Правило Вант-Гоффа

При повышении температуры на каждые 10 градусов скорость реакции возрастает в 2–4 раза:

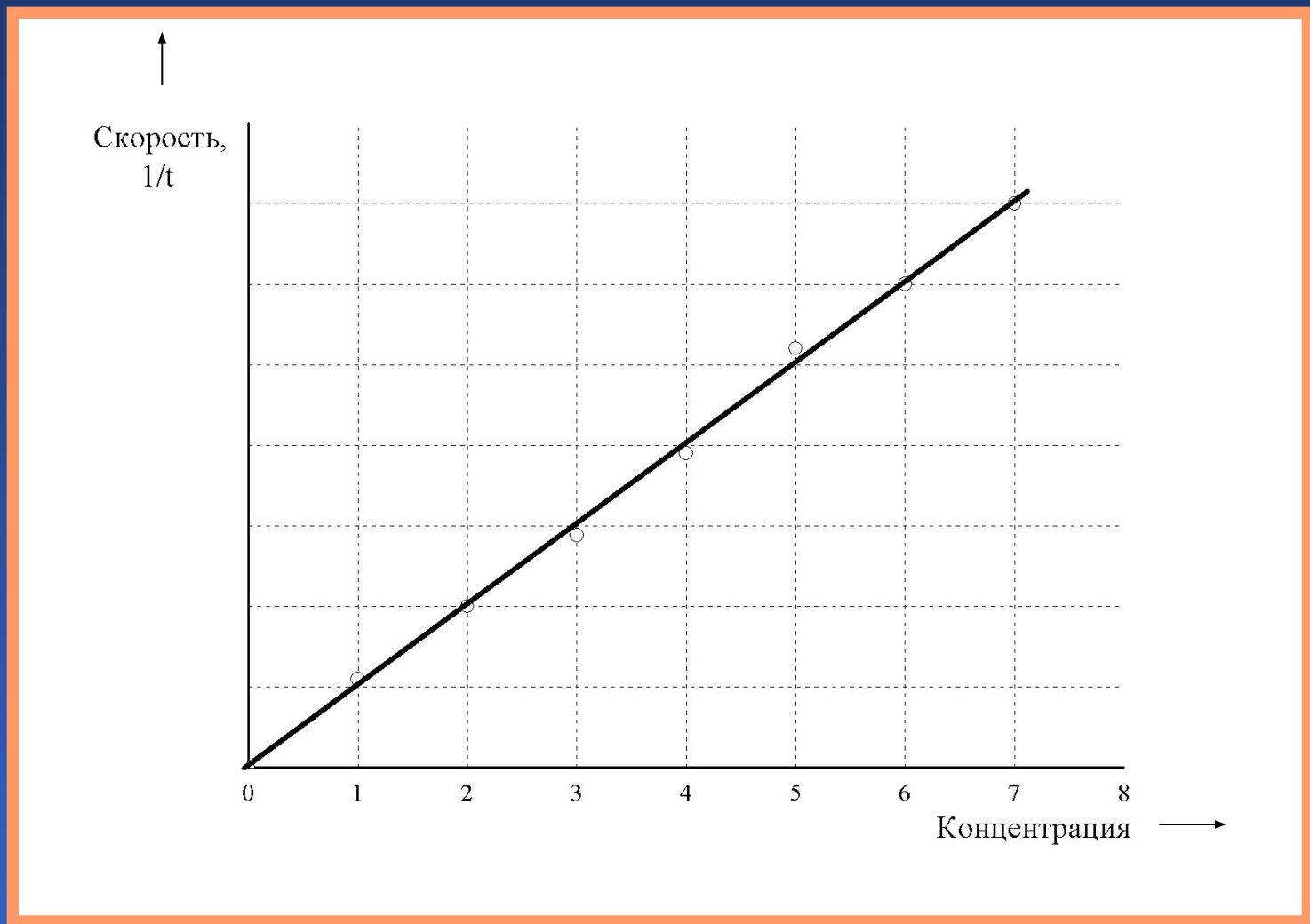
$$\gamma = 2 - 4, \quad V_{t_2} = V_{t_1} \cdot \gamma^{\frac{t_2 - t_1}{10}},$$

где  $\gamma$  – температурный коэффициент;  
 $V$  – скорость реакции.

# Изменение концентрации ИСХОДНЫХ ВЕЩЕСТВ

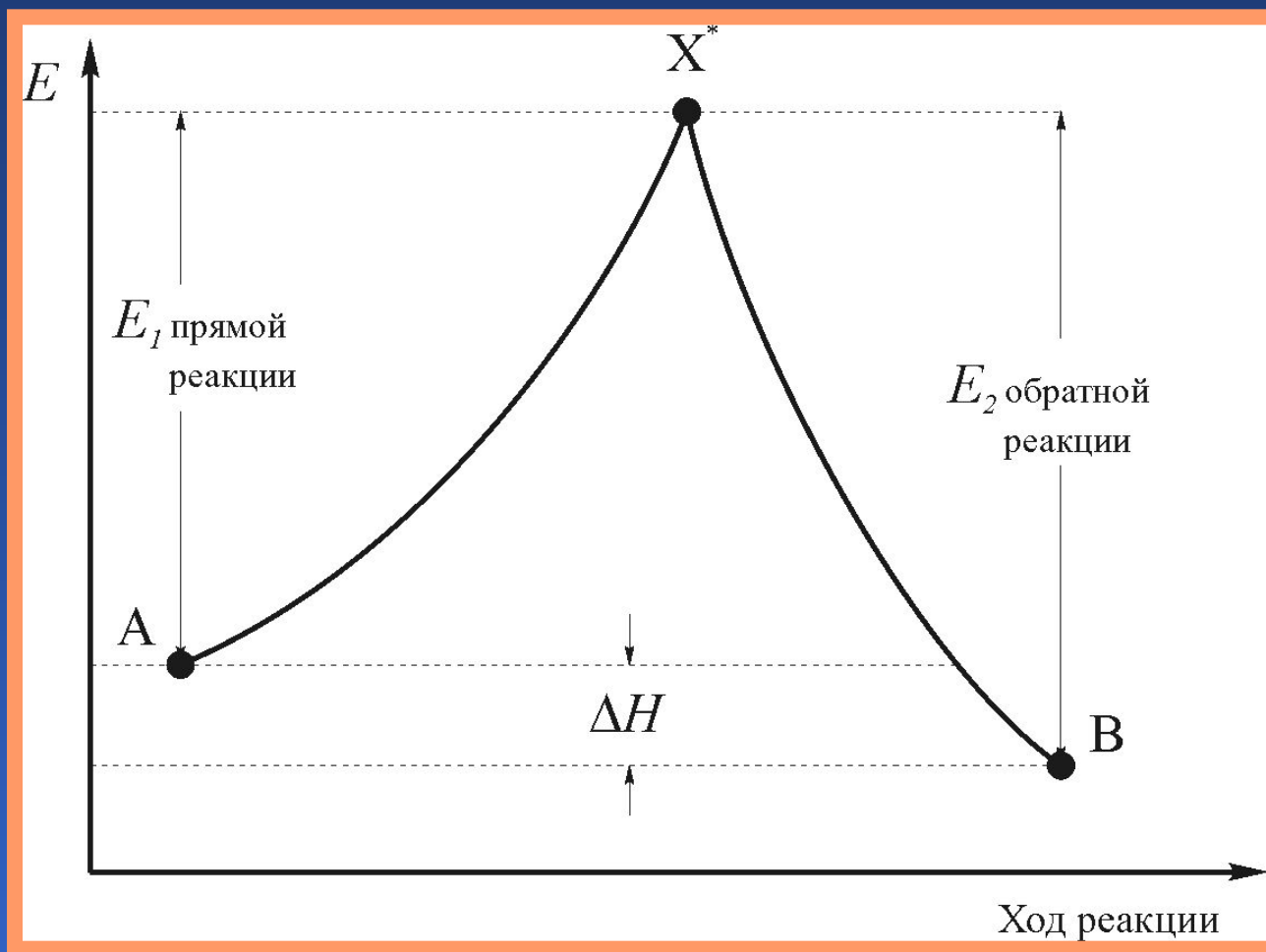


# Зависимость скорости реакции от концентрации веществ

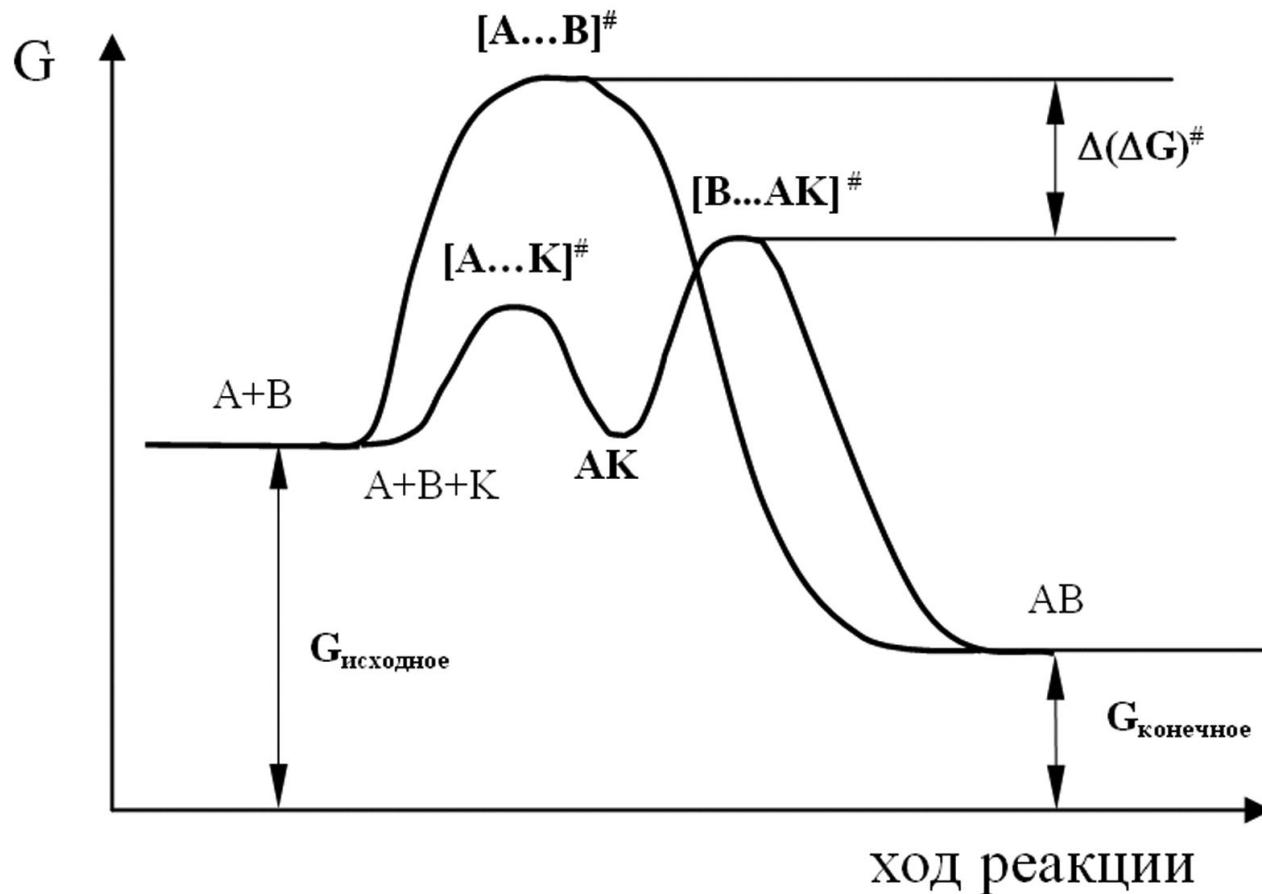


# Энергия активации ( $E$ ), ккал/моль

А € X\* € В  
Исходные вещества    Активные молекулы    Конечные вещества



# Влияние катализатора на скорость реакции





# Химическое равновесие

## Константа равновесия

Гомогенная реакция:  $2\text{H}_2(\text{г}) + \text{O}_2(\text{г}) \leftrightarrow 2\text{H}_2\text{O}(\text{пар})$

$$K_{\text{равн}} = \frac{[\text{H}_2\text{O}]^2}{[\text{H}_2]^2 \cdot [\text{O}_2]}$$

Гетерогенная реакция:



Концентрации  $[\text{CaCO}_3]$  и  $[\text{CaO}]$  при состоянии равновесия постоянны.

$$K_{\text{равн}} = [\text{CO}_2]$$

# Фазовые равновесия



Правило фаз Гиббса:

$$C = k - f + n,$$

- где  $k$  – число независимых компонентов;  
 $f$  – число фаз;  
 $n$  – число внешних параметров, влияющих на состояние фазового равновесия;  
 $C$  – число степеней свободы, т. е. число параметров, которые можно менять, не изменяя число фаз в системе.



# Растворы

# Растворы

Разбавленные      Концентрированные      Насыщенные

## Виды концентрации растворов

1.  $\omega$  – массовая доля вещества, % или доли единицы.
2.  $C_M$  – молярная концентрация, моль/л.
3.  $C_m$  – моляльная концентрация, моль/кг.
4.  $C_H$  – нормальная или эквивалентная концентрация, моль/л.
5.  $T$  – титр раствора, г/мл  
и др.

# Растворы

## Способы выражения их концентрации

1. Массовая доля вещества ( $\omega$ ) показывает, какая масса растворенного вещества содержится в 100 г раствора:

$$\omega = \frac{m_{\text{в-ва}}}{m_{\text{р-ра}}} \cdot 100 \% \quad \text{или в долях единицы.}$$

2. Молярная концентрация ( $C_M$ ) определяется количеством ( $n$ ) моль растворенного вещества в 1 л раствора:

$$C_M = \frac{n}{V} = \frac{m_{\text{в-ва}} \cdot 1000}{M \cdot V}, \quad M - \text{молярная масса в-ва.}$$

# Растворы

## (продолжение)

3. Нормальная или эквивалентная концентрация ( $C_H$ ) равна количеству ( $n_{\text{Э}}$ ) эквивалентов растворенного вещества в 1 л раствора:

$$C_H = \frac{n_{\text{Э}}}{V} = \frac{m_{\text{в-ва}} \cdot 1000}{M_{\text{Э}} \cdot V}$$

$M_{\text{Э}}$  – молярная масса эквивалента растворенного вещества.

5. Титр раствора ( $T$ ) соответствует числу грамм растворенного вещества в 1 мл раствора:

$$T = \frac{m_{\text{в-ва}}}{V}, \frac{\text{Г}}{\text{мл}}$$

# Молярные массы эквивалентов ( $M_{\text{Э}}$ )

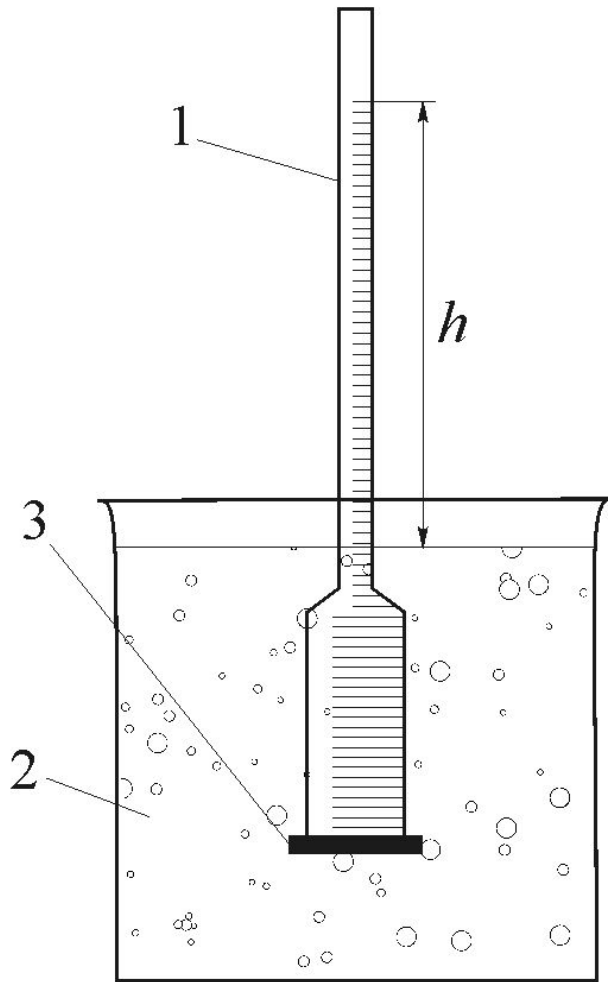
$$M_{\text{Э,кислоты}} = \frac{M_{\text{кислоты}}}{\text{Основность кислоты}}, \quad M_{\text{Э,H}_2\text{SO}_4} = \frac{98}{2} = 49 \text{ г/моль},$$

$$M_{\text{Э,основания}} = \frac{M_{\text{основания}}}{\text{Кислотность основания}}, \quad M_{\text{Э,Al(OH)}_3} = \frac{78}{3} = 26 \text{ г/моль}.$$

$$M_{\text{Э,соли}} = \frac{M_{\text{соли}}}{\text{Число атомов Me} \times \text{Валентность Me}}, \text{ г/моль},$$

$$M_{\text{Э,оксида}} = \frac{M_{\text{оксида}}}{\text{Число атомов элемента} \times \text{Валентность элемента}}, \text{ г/моль}.$$

# Осмотическое давление (прибор для его определения)

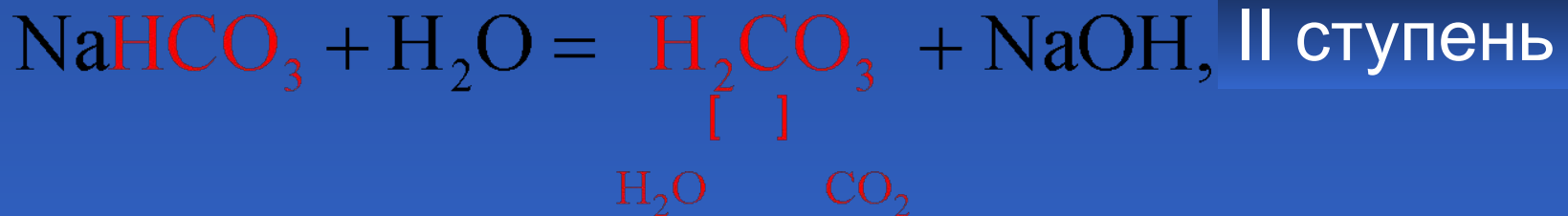


- 1 – сосуд с раствором сахара;
- 2 – полупроницаемая мембрана;
- 3 – сосуд с водой.



# Гидролиз солей

## по аниону



# Гидролиз солей

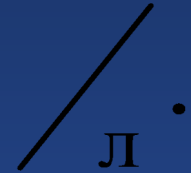
## по катиону



# Жесткость воды

$$Ж_{\text{общ.}} = Ж_{\text{врем.}} + Ж_{\text{пост.}}$$

~~Ж~~ВОЛЬ



Соли временной жесткости воды:



Соли постоянной жесткости воды:



# Способы устранения жесткости воды

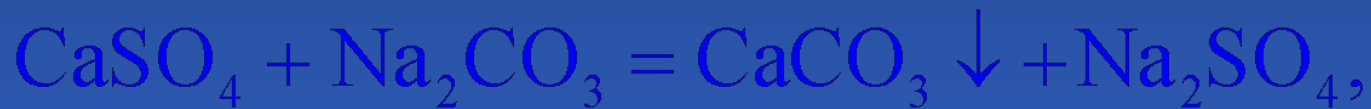
Термический:



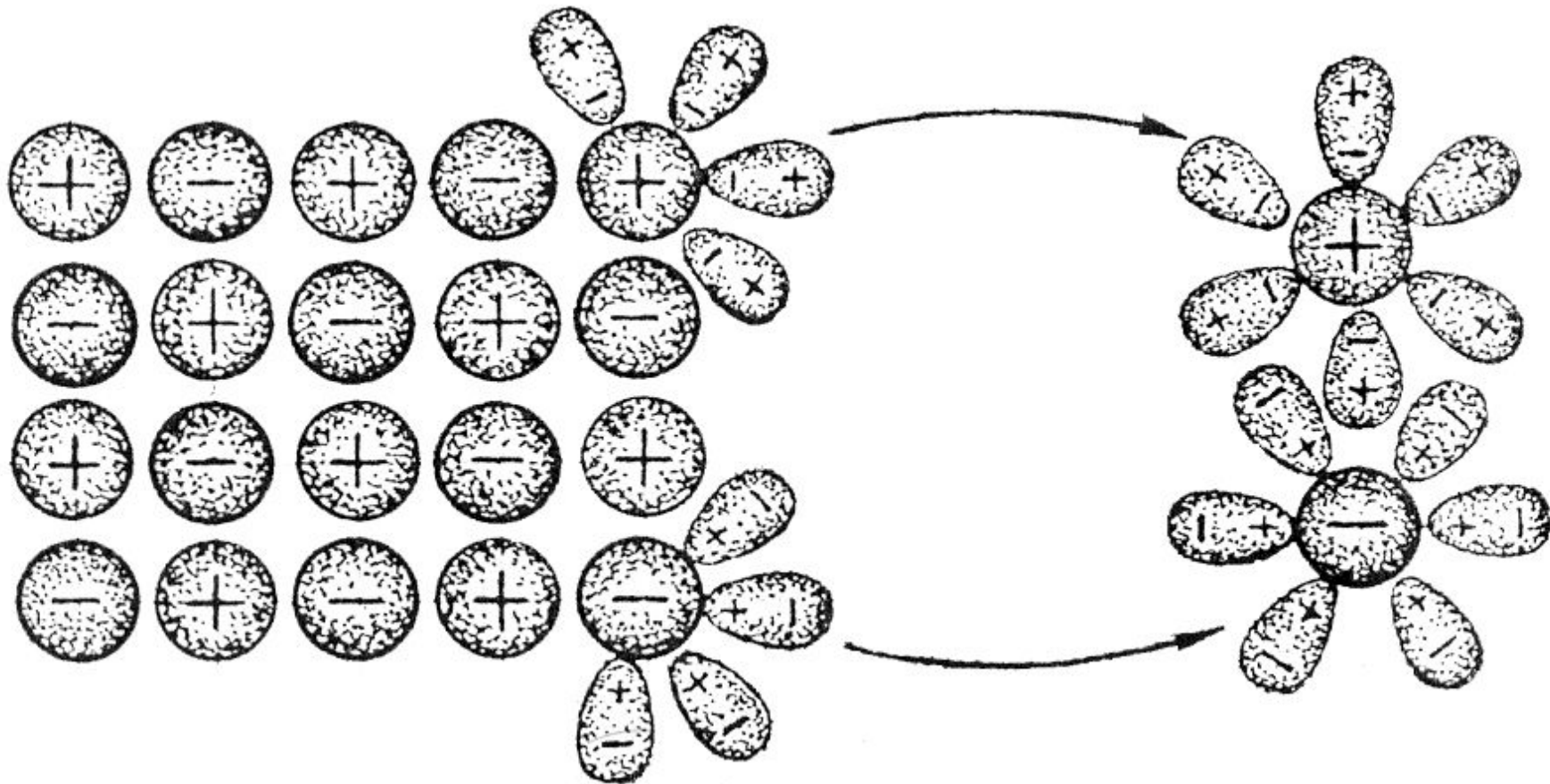
Реакция катионирования:



Реагентный:



# Схема растворения ионного кристалла





# Дисперсные системы

# Классификация дисперсных частиц

Название системы	Характер и размеры частиц, м	Гетерогенность и устойчивость
Грубодисперсные системы (суспензии, эмульсии, аэрозоли)	Крупные частицы, $10^{-5} - 10^{-7}$	Гетерогенны, неустойчивы
Коллоидно-дисперсные системы (золи)	Коллоидные частицы, $10^{-7} - 10^{-9}$	Микрогетерогенны, довольно устойчивы
Истинные растворы	Молекулы, ионы, $10^{-10}$	Гомогенны, устойчивы

# Строение мицеллы



$m[\text{AgJ}]$  – агрегат;

$m[\text{AgJ}] \cdot n\text{J}^-$  – ядро;

$\{m[\text{AgJ}] \cdot n\text{J}^- \cdot (n-x)\text{K}^+\}$  – коллоидная частица.







# Электрохимические системы

# Окислительно-восстановительные реакции



Процесс окисления,

$\text{H}_2\text{SO}_4$  — восстановитель.

Процесс восстановления,

$\text{Z}^{2+}$  — окислитель.

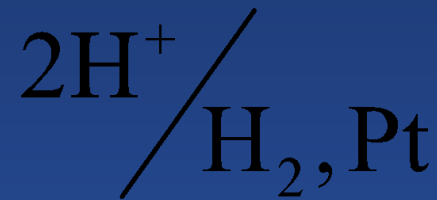
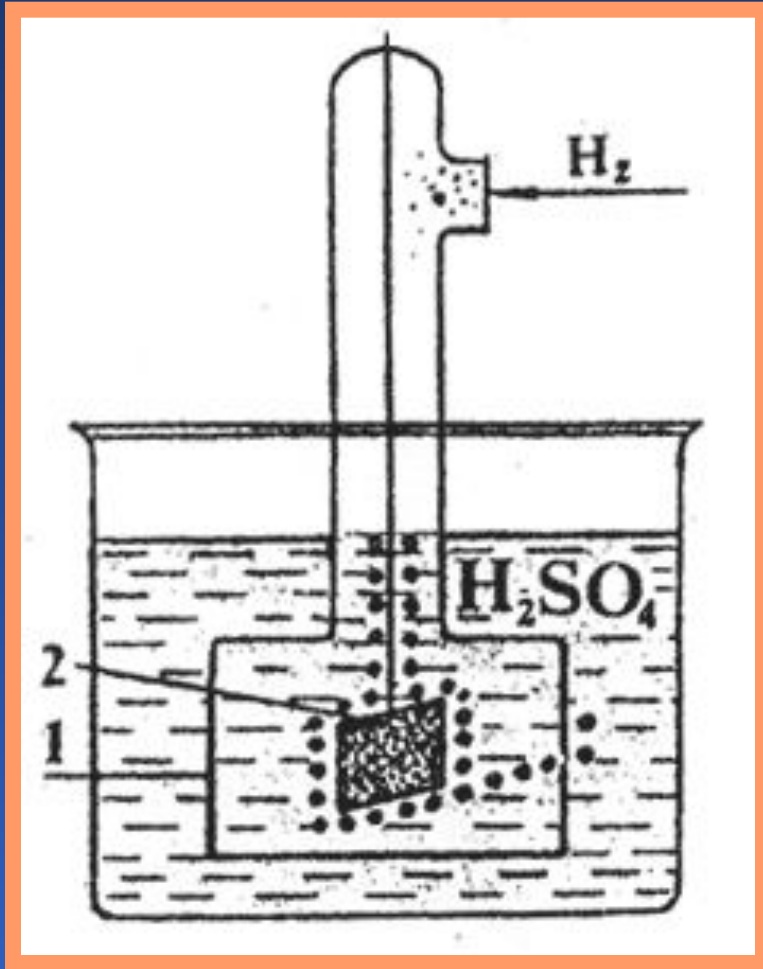
**Окисление** — процесс отдачи электронов атомом или ионом.

**Восстановление** — процесс присоединения электронов атомом или ионом.

# Окислительно-восстановительные свойства металлов



# Водородный электрод



При  $[\text{H}^+] = 1 \frac{\text{МОЛЬ}}{\text{Л}}$

$R = 1 \text{ атм}, t = 298$

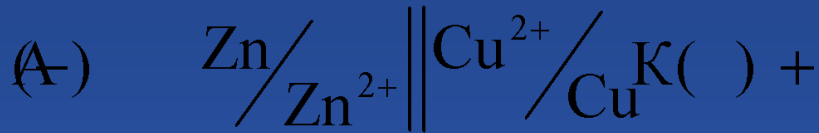
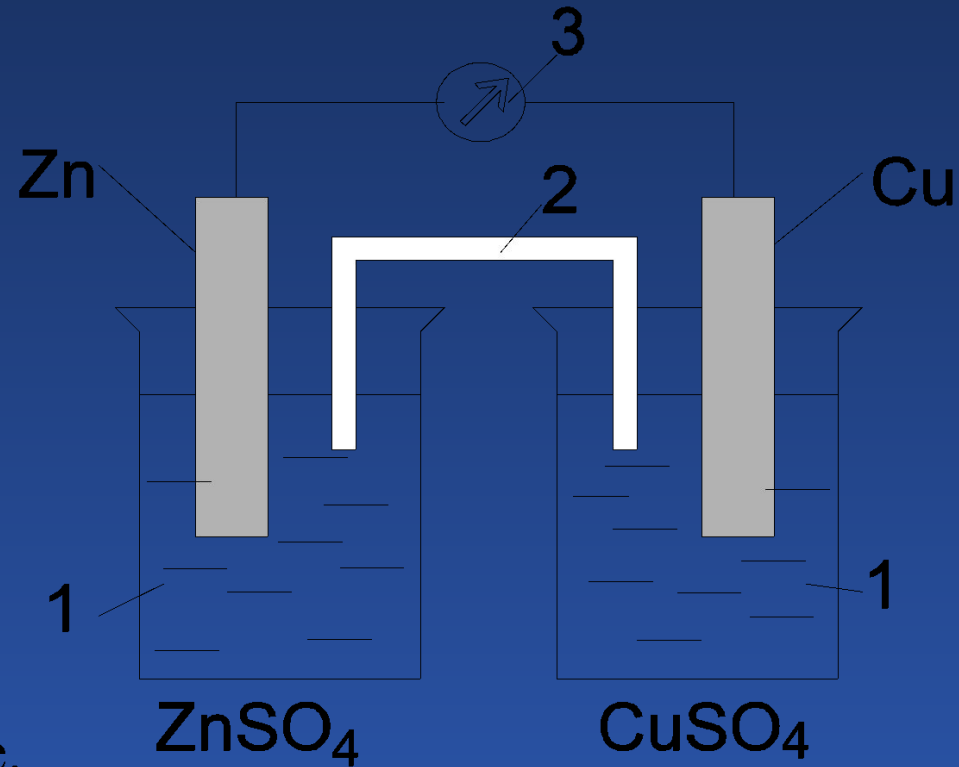
$$\text{ЭДС} = 0$$

# Химическая активность металлов

Значения $E^0$ , В	Металлы	Химическая активность
от $-3,045$ до $-1,662$	Li–Al	Активные металлы
от $-1,628$ до $0$	Ti до H	Металлы средней активности
от $+0,337$ до $+1,691$	Cu–Au	Неактивные металлы

$E^0$  – стандартный электродный потенциал, В.

# Гальванические элементы



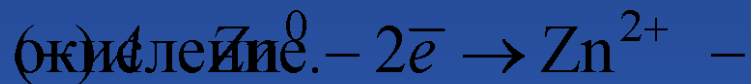
$$\text{ЭДС} = E_{\text{Катода}} - E_{\text{Анода}}, \text{ В.}$$

$$\text{ЭДС}^0 = E_{\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}}^0 - E_{\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}}^0, \text{ В.}$$

# Уравнение Нернста

$$E_{\text{Me}^{n+}/\text{Me}} = E_{\text{Me}^{n+}/\text{Me}}^0 + \frac{0,059}{n} \lg C_{\text{Me}^{n+}}$$

## Концентрационный гальванический элемент



$$E_{\text{к.г.э.}} = \frac{0,059}{n} \lg \frac{C_{\text{Me}^{n+}(\text{к})}}{C_{\text{Me}^{n+}(\text{в})}} = \frac{0,059}{n} \lg \frac{0,1}{0,001} = 0,59 \text{ В.}$$

# Электролиз

## Закон Фарадея

$$m = \frac{M_{\text{Э}} \cdot I \cdot \tau}{F} = \frac{M_{\text{Э}} \cdot I \cdot \tau}{96494}.$$

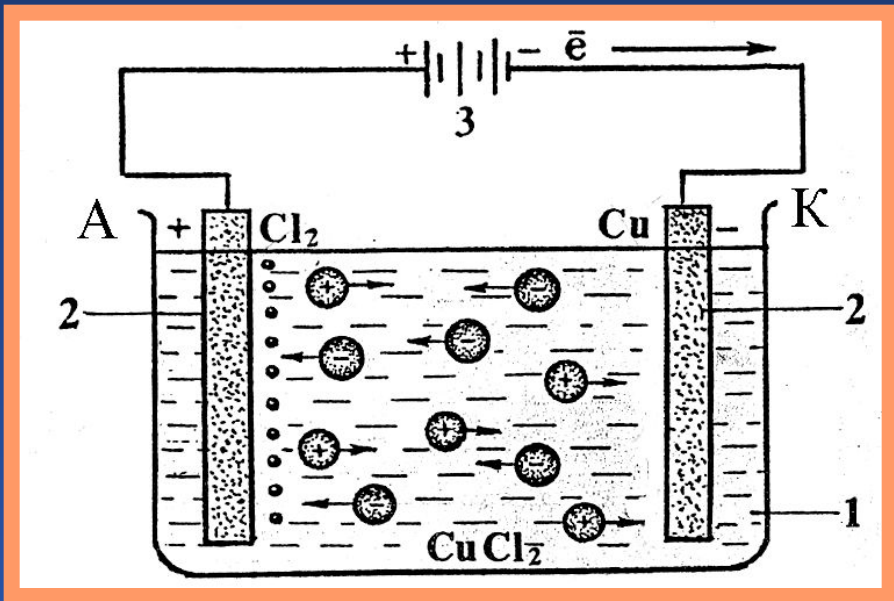
## Перенапряжение ( $E_n$ )

$$V_n = E_{\text{разл. (практ.)}} - E_{\text{разл. (теор.)}},$$

$E_{\text{разл.}}$  – потенциал разложения вещества, В.



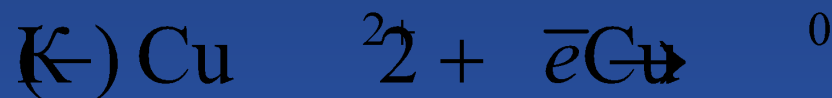
# Электролиз раствора $\text{CuCl}_2$



1 – раствор  $\text{CuCl}_2$ , 2 – электроды (+) и (-),  
3 – источник постоянного тока



Анод графитовый



# Электролиз. Процессы на катоде

1. *Катионы активных металлов на катоде не восстанавливаются, вместо них выделяется водород из воды по уравнению*



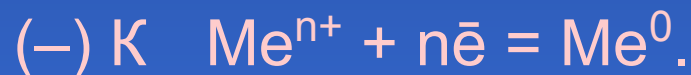
2. *Катионы металлов средней активности – восстанавливаются одновременно с молекулами воды:*



и



3. *Катионы малоактивных металлов сами восстанавливаются на катоде:*



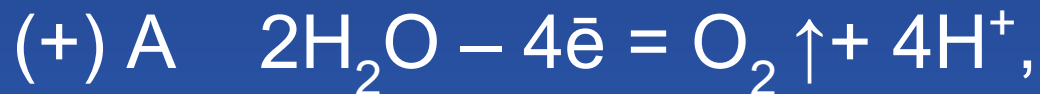
# Электролиз. Процессы на аноде

## *Нерастворимый анод*

1. *Бескислородные* кислотные остатки окисляются на аноде:



2. *Кислородсодержащие* кислотные остатки НЕ ОКИСЛЯЮТСЯ на аноде, выделяется кислород из воды:



или



## *Растворимый анод*



# Электролиз расплава NaCl



Катод (—)

Анод (+)



# Электролиз водного раствора NaCl



Катод (−)

Анод (+)

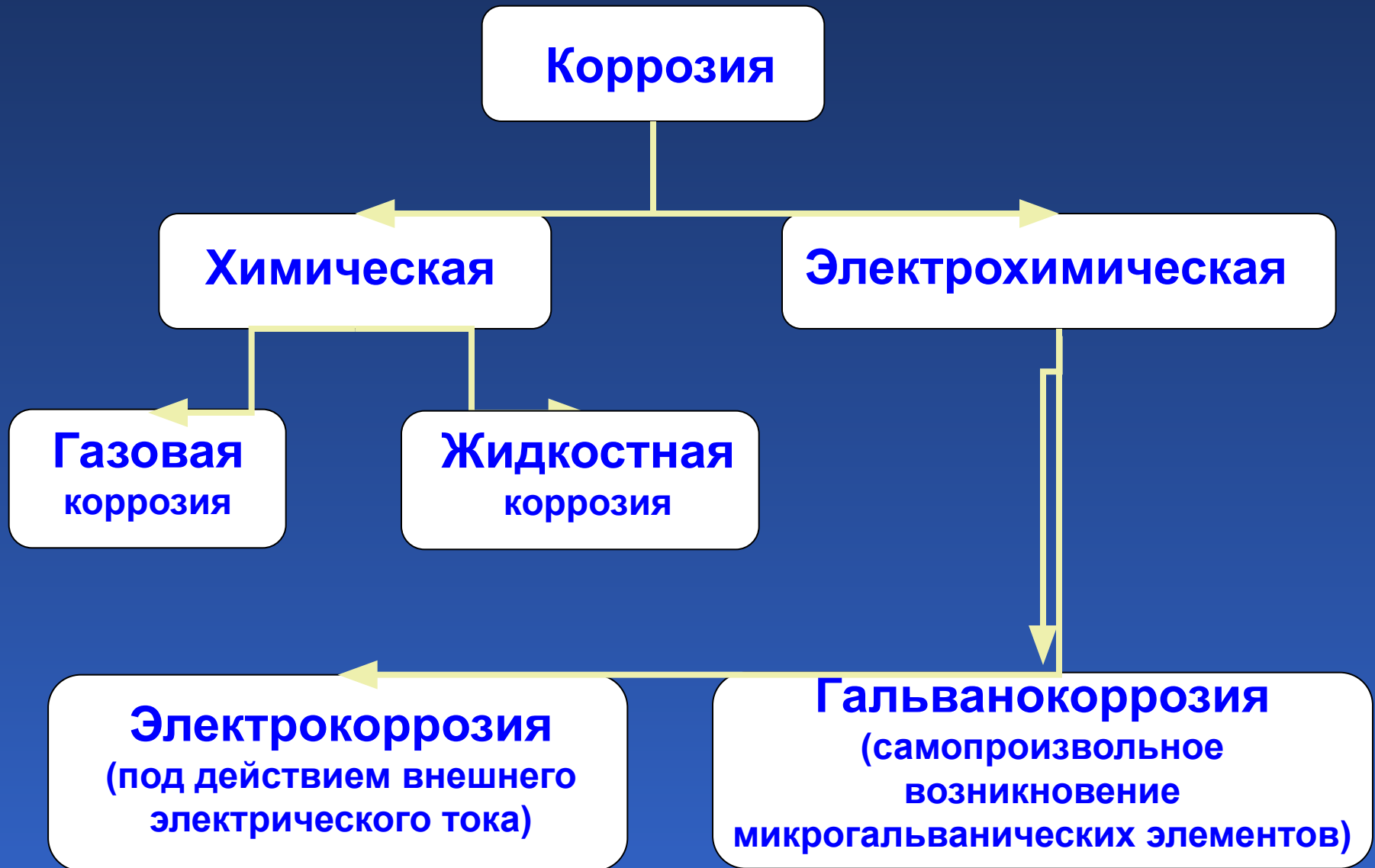


*В растворе:*  $\text{Na}^+ + \text{OH}^- \rightleftharpoons \text{NaOH}.$

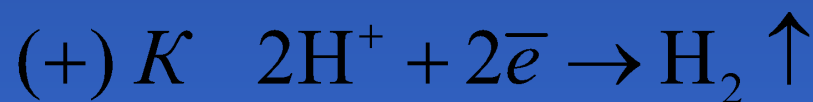
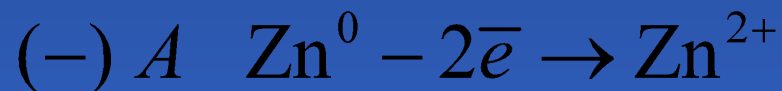
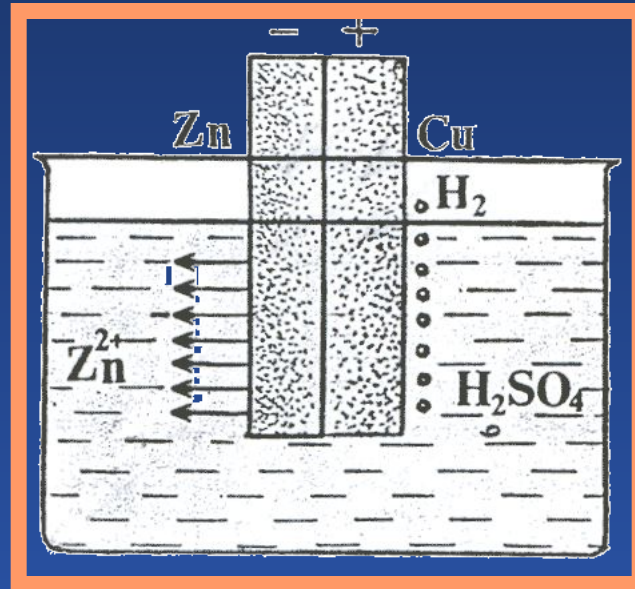


# Коррозия металлов

# Виды коррозии



# Контактная электрохимическая коррозия



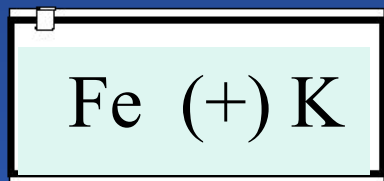


# Анодное покрытие

Анодное покрытие – металл покрытия более активен (-А),  
чем защищаемый металл (+К).

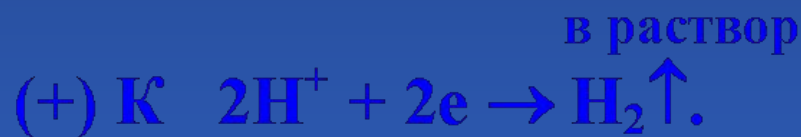
Оцинкованное железо

Zn (-) А



в кислой среде

$$E^0_{\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}} = -0,76\text{В} \quad E^0_{\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}} = -0,44\text{В}$$



# Катодное покрытие

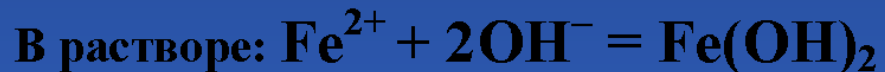
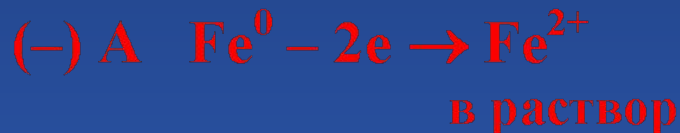
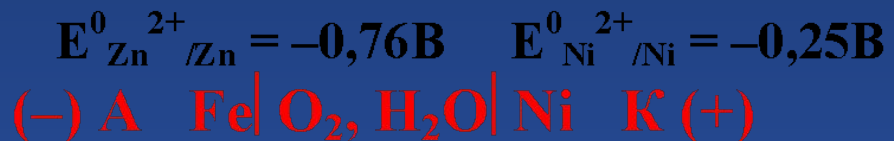
Катодное покрытие – металл покрытия МЕНЕЕ АКТИВЕН(+К), чем защищаемый металл (-А).

Никелированное железо

Ni (+) К

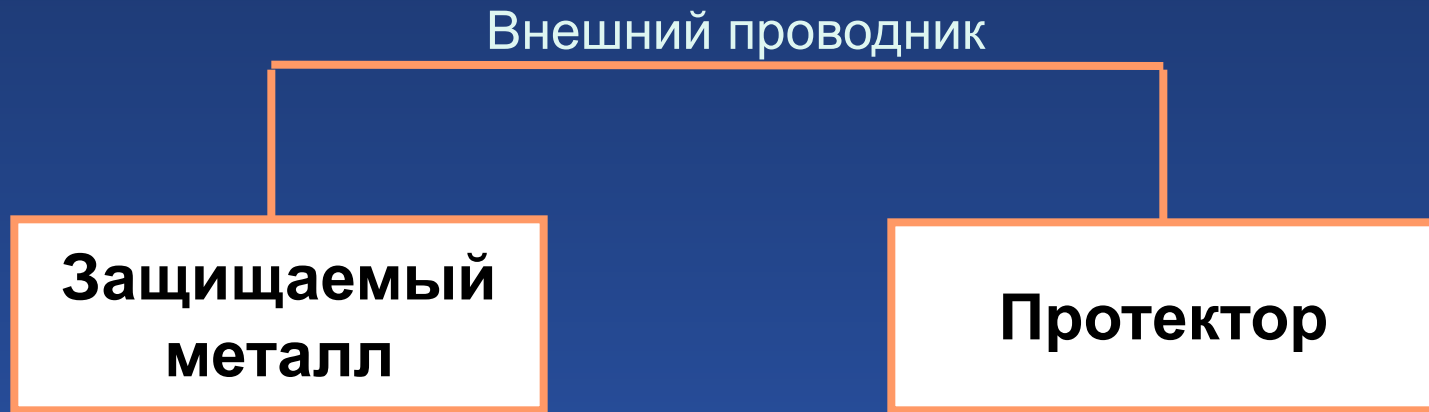
Fe (-) А

в щелочной  
или нейтральной среде



# Протекторная защита

Протектор-металл более активный,  
чем защищаемый металл



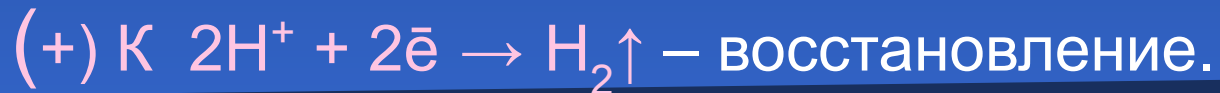
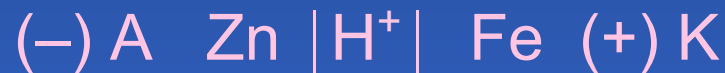
Fe

В кислой среде

Zn

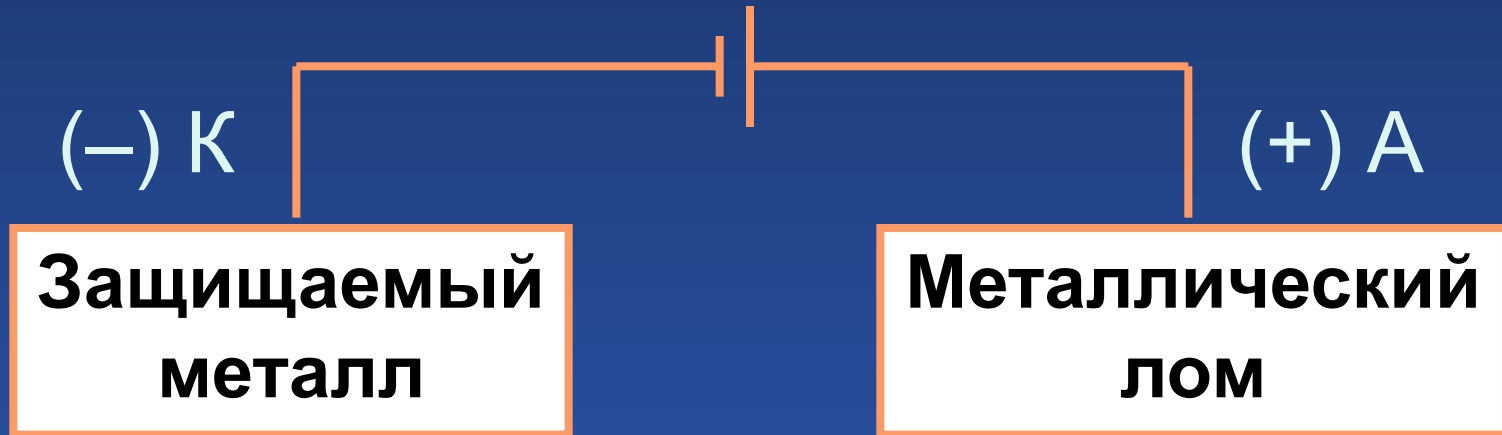
$$E_{\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}}^0 = -0,44 \text{ В}$$

$$E_{\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}}^0 = -0,76 \text{ В}$$



# Электрозащита

Для защиты металла от коррозии применяется электрический ток.



$Fe_K$       В среде электролита       $Fe_A$

$(+) A \quad Fe_A^0 - 2e^- \rightarrow Fe_A^{2+}$  – окисление.

$(-) K$  Восстановление – процесс, зависящий от состава электролита.



# Общая характеристика металлов

# Минералы металлов в природе

## Оксиды

$\text{Fe}_2\text{O}_3$  – гематит,  $\text{Al}_2\text{O}_3 \cdot n\text{H}_2\text{O}$  – боксит,  $\text{Cu}_2\text{O}$  – куприт

## Сульфиды

$\text{FeS}_2$  – пирит,  $\text{ZnS}$  – сфалерит,  $\text{PbS}$  – галенит

## Сульфаты

$\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$  – гипс,  $\text{BaSO}_4$  – барит

## Карбонаты

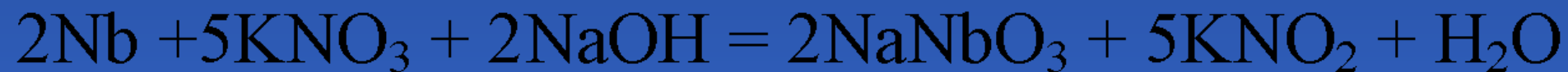
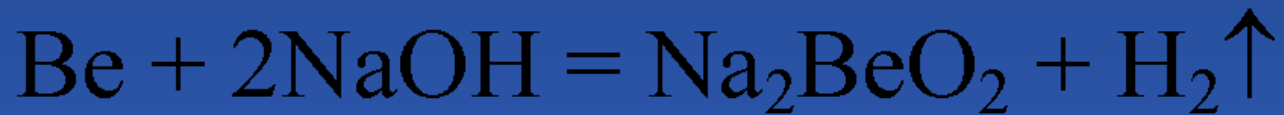
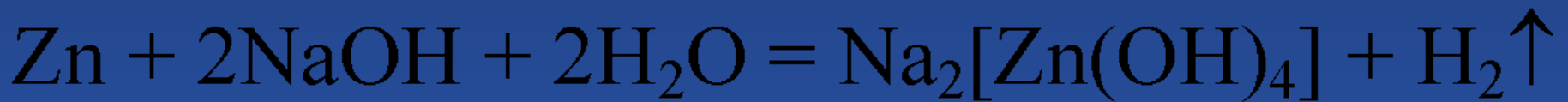
$\text{CaCO}_3$  – кальцит,  $\text{CaCO}_3 \cdot \text{MgCO}_3$  – доломит

## Хлориды

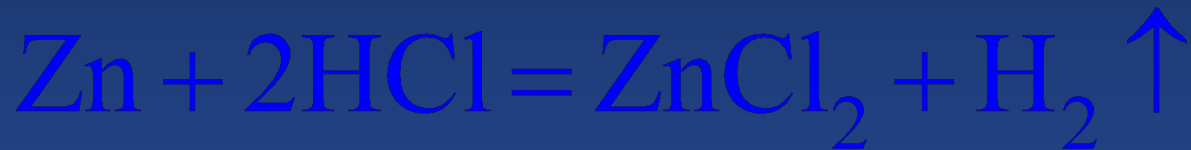
$\text{KCl}$  – сильвин,  $\text{NaCl} \cdot \text{KCl}$  – сильвинит

и другие

# Взаимодействие металлов с водой, щелочами

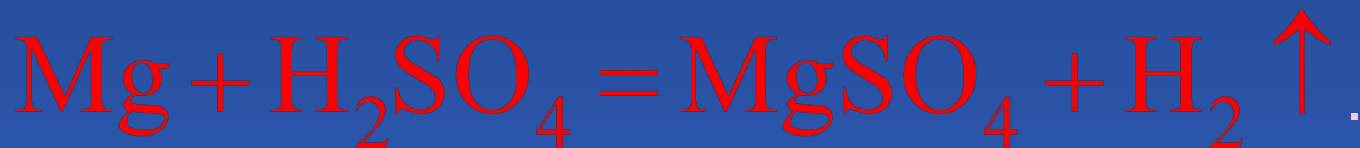


# Взаимодействие металлов с разбавленными HCl и H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>



восстановитель Zn<sup>0</sup> → окислитель Zn<sup>2+</sup> ;

окислитель H<sup>+</sup> → восстановитель H<sub>2</sub> ↑ -

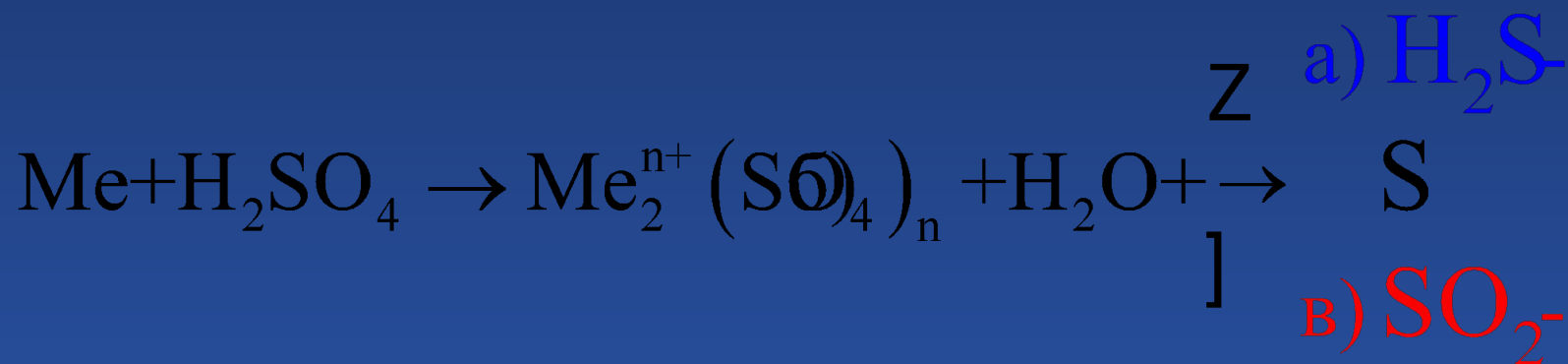


восстановитель Mg<sup>0</sup> → окислитель Mg<sup>2+</sup> ;

окислитель H<sup>+</sup> → восстановитель H<sub>2</sub> ↑ -

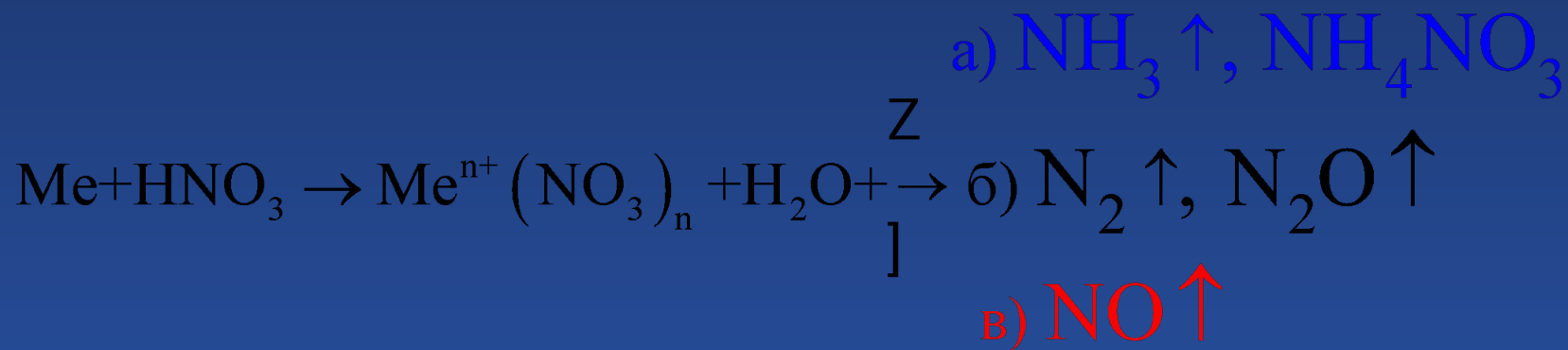


# Взаимодействие металлов с концентрированной серной кислотой



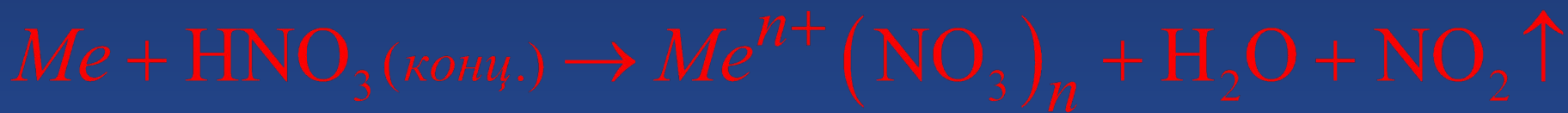
Сера изменяет степень окисления  
от +6 до: а) – 2; б) 0; в) +4.

# Взаимодействие металлов с разбавленной азотной кислотой



Азот изменяет степень окисления  
от +5 до: а)  $-3$ ; б)  $0, +1$ ; в)  $+2$ .

# Взаимодействие металлов с концентрированной азотной кислотой



восстановитель  $Cu^0$  окислитель  $N^{5+}$

окислитель  $N^{5+}$  восстановитель  $N^{4+}$

# Взаимодействие металлов с неметаллами

Оксиды –  $\text{Na}_2\text{O}$ ,  $\text{BaO}$ . Нитриды –  $\text{Na}_3\text{N}$ ,  $\text{AlN}$ .

Пероксиды –  $\text{Na}_2\text{O}_2$ ,  $\text{BaO}_2$ . Карбиды –  $\text{Be}_2\text{C}$ ,  $\text{Ca}_2\text{C}$ .

Галиды –  $\text{KCl}$ ,  $\text{CaF}_2$ . Фосфиды –  $\text{Ca}_3\text{P}_2$ ,  $\text{Na}_3\text{P}$ .

Сульфиды –  $\text{MnS}$ ,  $\text{Al}_2\text{S}_3$ . Бориды –  $\text{AlB}$ ,  $\text{Mg}_3\text{B}_2$ .

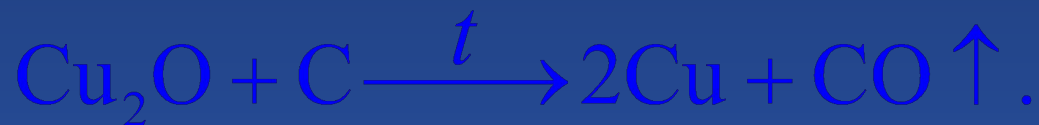
Гидриды –  $\text{LiH}$ ,  $\text{CaH}_2$ . Силициды –  $\text{Mg}_2\text{Si}$ ,  $\text{Al}_4\text{Si}_3$ .

# Способы получения металлов из руд

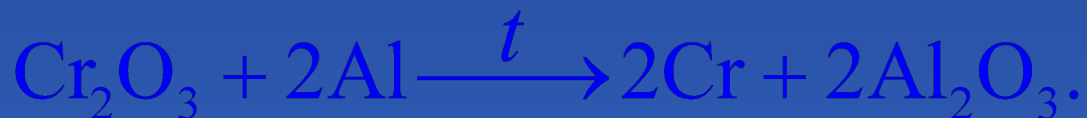
- *пирометаллургия;*
- *гидрометаллургия;*
- *электрометаллургия;*
- *химические методы.*

# Пирометаллургические способы получения металлов из руд

1. Карботермический (восстановители С и СО):



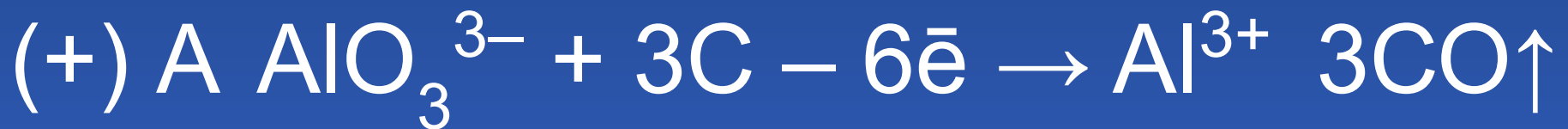
2. Металлотермический (восстановители Mg, Al, Ca...):



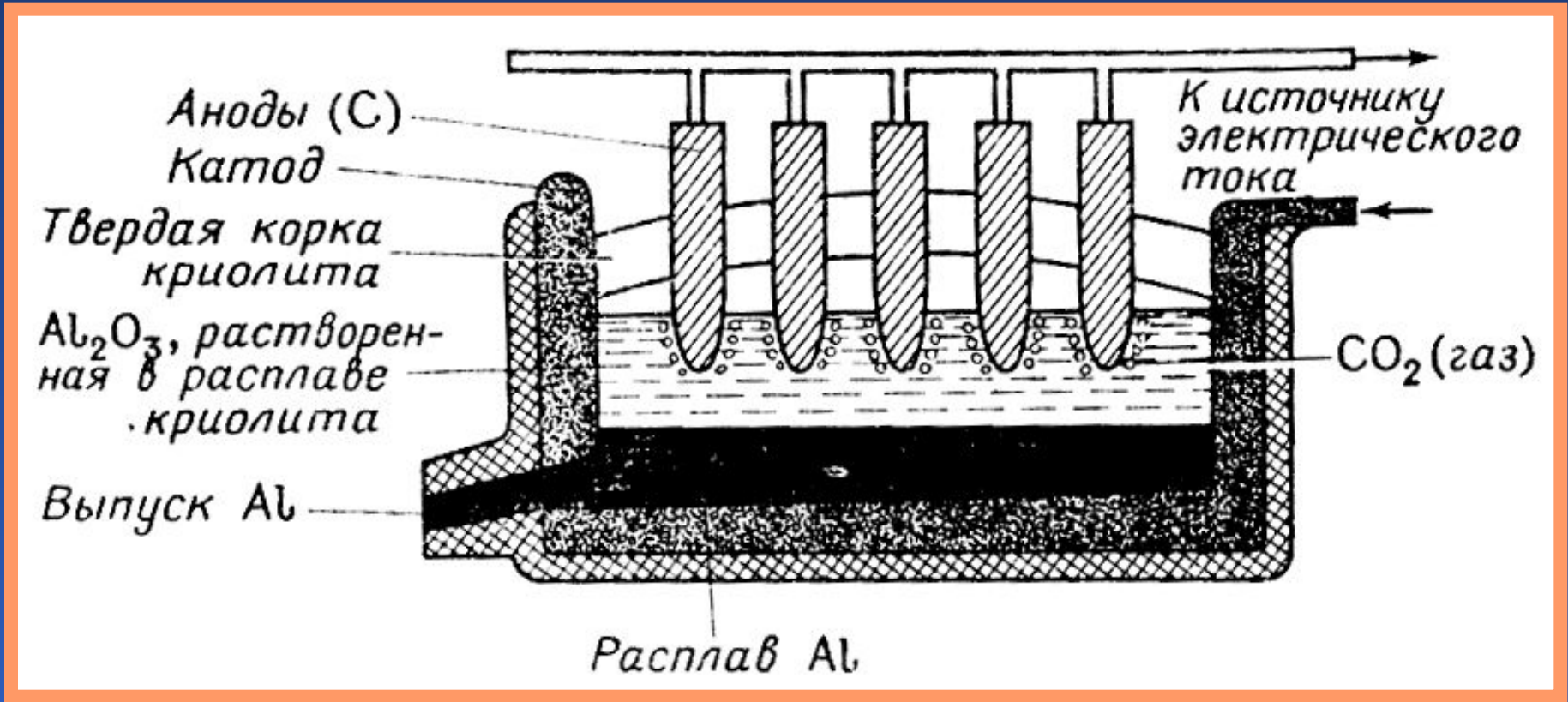
3. Силикатометрический (восстановитель Si):



# Электрометаллургический способ

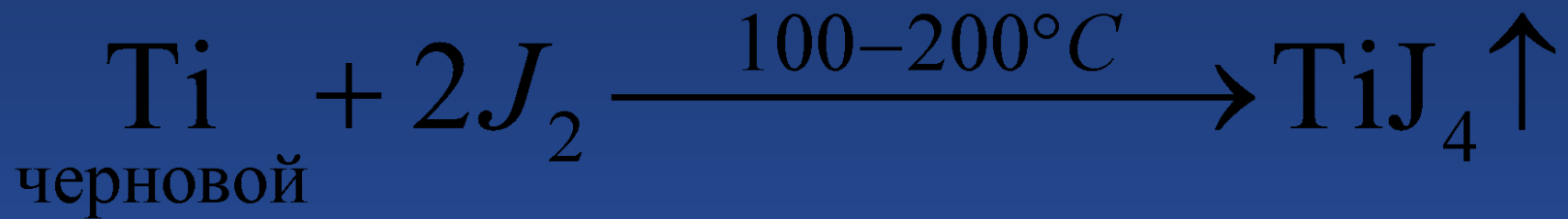


# Установка для получения алюминия из расплава $\text{Al}_2\text{O}_3$





# Химический метод очистки металлов





# Полимеры и олигомеры

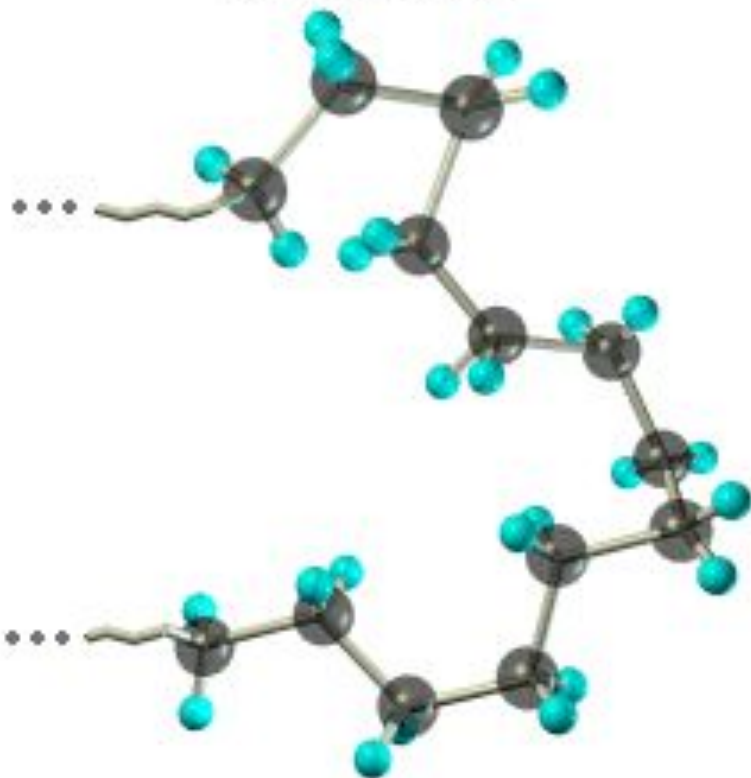
# Полимеры и олигомеры



# Полиэтилен



Фрагмент макромолекулы  
полиэтилена

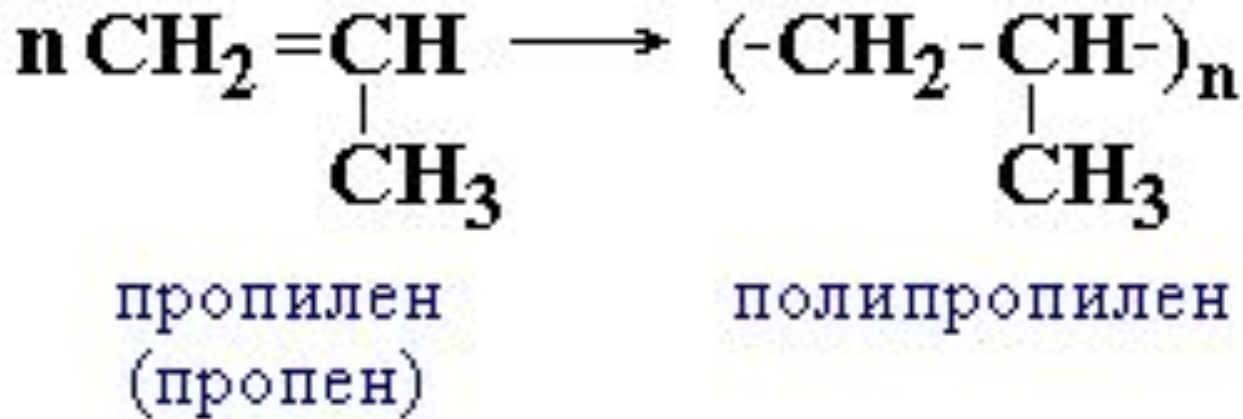


ИЛИ

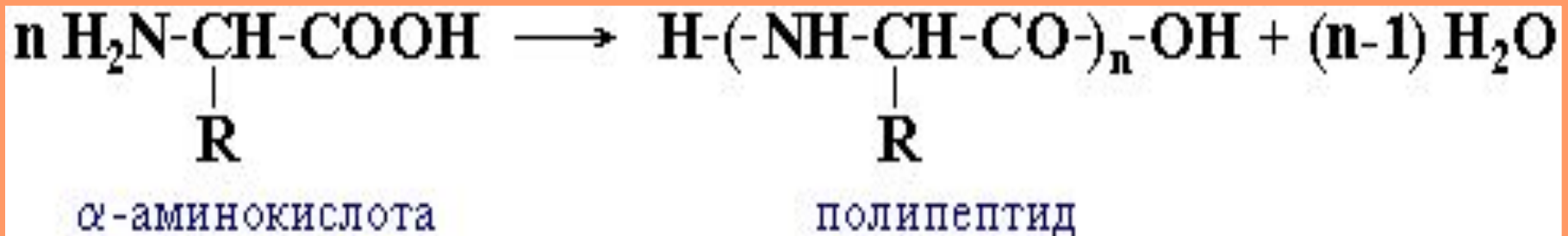


# Мономеры и полимеры

Пропилен  $\text{CH}_2=\text{CH}-\text{CH}_3$  – мономер полипропилена



$\alpha$ -аминокислоты – мономеры природных полимеров – белков (полипептидов):

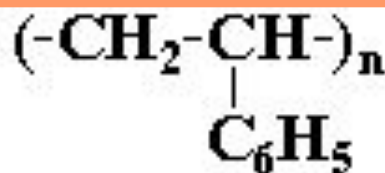


# Степень полимеризации

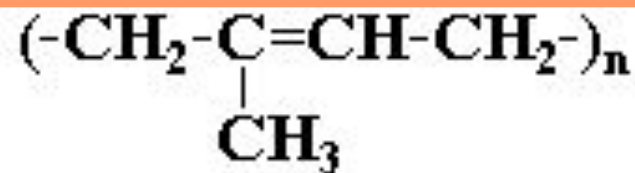
Степень полимеризации ( $n$ ) показывает, сколько молекул мономера соединилось в макромолекулу.



полиэтилен



полистирол



полиизопрен

$$n \gg 1$$

# Классификация полимеров

## По происхождению

- природные
- синтетические
- искусственные

## По геометрической форме

- линейные
- разветвленные
- сетчатые (трехмерные)

## По свойствам при нагревании

- термопластичные
- терморезистивные

## По однородности звеньев

- гомополимеры
- сополимеры

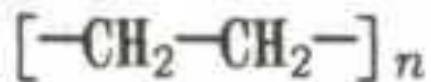
## По методу синтеза

- полимеризационные
- поликонденсационные

## По составу и химическому строению

- гомоцепные
- гетероцепные

# Гомоцепные полимеры



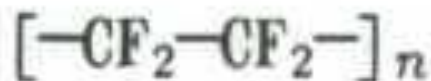
Полиэтилен



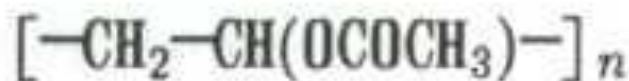
Полиизобутилен



Поливинилхлорид  
(полихлорвинил)



Политетрафтор-  
этилен



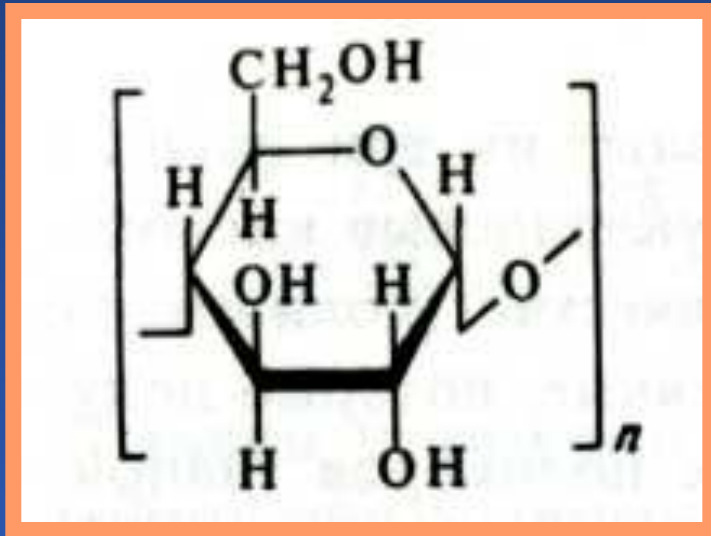
Поливинилацетат



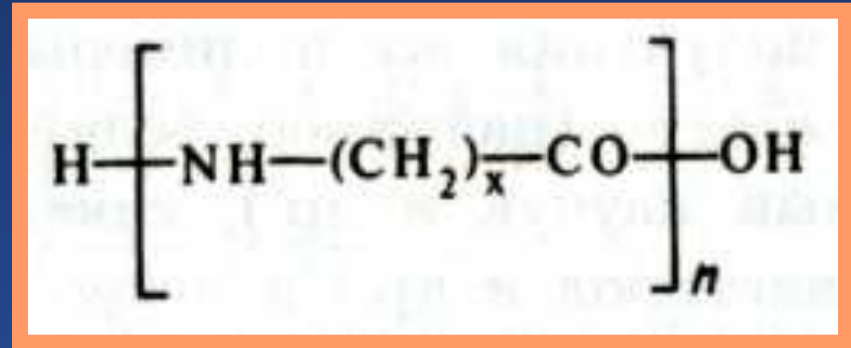
Полиакриловая  
кислота



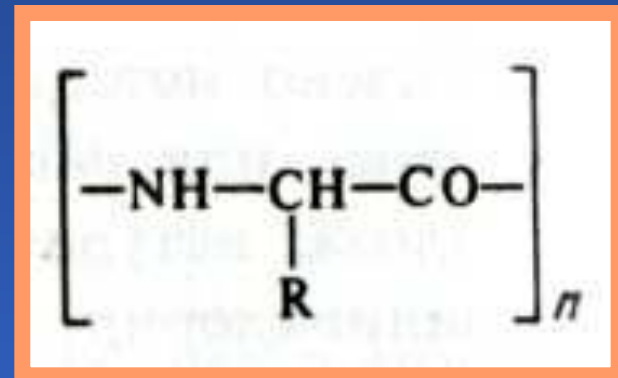
# Гетероцепные полимеры



Полисахариды



Полиамиды



Полипептиды



# Физико-химические методы анализа

# Оптические методы анализа

## 1. Атомный спектральный анализ



## 2. Молекулярный спектральный анализ



# Оптические методы анализа

(продолжение)

## 3. Люминисцентный метод анализа

Нефелометрия

Турбидиметрия

## 4. Рефрактометрический анализ

## 5. Поляриметрический метод анализа

# Классификация электрохимических методов анализа

Метод	Измеряемый параметр
Потенциометрия	Электродный потенциал $E$ , В
Кондуктометрия. Высокочастотная кондуктометрия	Удельная электропроводность $\chi$ , $\text{См} \cdot \text{см}^{-1}$
Электрогравиметрия	Масса $m$ , г
Кулонометрия	Количество электричества $Q$ , Кл
Вольтамперометрия	Сила тока $I$ , мкА

# Классификация хроматометрических методов анализа

Принцип

Сорбционный

Среда

Газовая

Жидкостная

Газожидкостная

Механизм

Молекулярная

Ионообменная

Осадочная

Распределительная

Форма применения

Колоночная

Капиллярная

Тонкослойная и бумажная

