

ФЕДЕРАЛЬНОЕ АГЕНТСТВО ПО ОБРАЗОВАНИЮ

Федеральное государственное образовательное учреждение
высшего профессионального образования



Сибирский федеральный университет Кафедра химии



Красноярск, 2008

900igr.net

Неорганическая химия

The background features a solid blue upper section. Below this, there are two overlapping geometric shapes: a grey triangle on the left and an orange triangle on the right, both pointing downwards. The bottom edge of the slide is a dark grey horizontal bar.

Авторы:

С. Д. Кирик, Г. А. Королева, Н. М. Вострикова, Н. Н. Головнев, С. В. Сайкова

Электронный учебно-методический комплекс по дисциплине «Неорганическая химия» подготовлен в рамках реализации в 2007 г. программы развития ФГОУ ВПО «Сибирский федеральный университет» на 2007–2010 гг. по разделу «Модернизация образовательного процесса».

Рецензенты:

Красноярский краевой фонд науки;

Экспертная комиссия СФУ по подготовке учебно-методических комплексов дисциплин

Н52

Неорганическая химия. Презентационные материалы. Версия 1.0 [Электронный ресурс] : наглядное пособие / С. Д. Кирик, Г. А. Королева, Н. М. Вострикова и др. – Электрон. дан. (6 Мб). – Красноярск : ИПК СФУ, 2008. – (Неорганическая химия : УМКД № 265-2007 / рук. творч. коллектива С. Д. Кирик). – 1 электрон. опт. диск (DVD). – Систем. требования : *Intel Pentium* (или аналогичный процессор других производителей) 1 ГГц ; 512 Мб оперативной памяти ; 6 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 978-5-7638-1497-2 (комплекса)

ISBN 978-5-7638-1498-9 (пособия)

Номер гос. регистрации в ФГУП НТЦ «Информрегистр» 0320802707 от 22.12.2008 г. (комплекса)

Номер гос. регистрации в ФГУП НТЦ «Информрегистр» 0320802736 от 20.12.2008 г. (пособия)

Настоящее издание является частью электронного учебно-методического комплекса по дисциплине «Неорганическая химия», включающего учебную программу, курс лекций, лабораторный практикум, методические указания по самостоятельной работе, контрольно-измерительные материалы «Неорганическая химия. Банк тестовых заданий».

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

Предназначено для студентов направлений подготовки бакалавров 150100.62 «Металлургия», 280200.62 «Защита окружающей среды» укрупненных групп 150000 «Металлургия, машиностроение, металлообработка», 280000 «Безопасность жизнедеятельности, природообустройство и защита окружающей среды».

© 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 01.09.2008

Объем 6 Мб

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

Оглавление

Общие сведения

Модуль 1. Общетеоретические основы неорганической химии

- Раздел 1. Общие закономерности химических процессов
- Раздел 2. Строение атома и периодическая система
- Раздел 3. Химическая связь
- Раздел 4. Растворы и дисперсные системы

Модуль 2. Химия элементов и их соединений

- Раздел 6. Общая характеристика химических элементов

Модуль 3. Химическая идентификация и анализ вещества

Общие сведения

Цели курса

- Развитие компетенций, способствующих формированию выпускника нового поколения.
- Формирование у студентов химического мышления путем освоения основных закономерностей и общих методов химии как науки для решения различных химических проблем.
- Формирование творческих способностей будущих специалистов-бакалавров с помощью предметного содержания обучения и соответствующей организацией познавательной деятельности по его усвоению (лабораторный практикум, решение задач, как лабораторно-практического, так и теоретического направления).
- Овладение студентами теоретических основ и навыков современных химических и физико-химических методов, применяемых в аналитических лабораториях предприятий и научно-исследовательских институтах цветной металлургии.

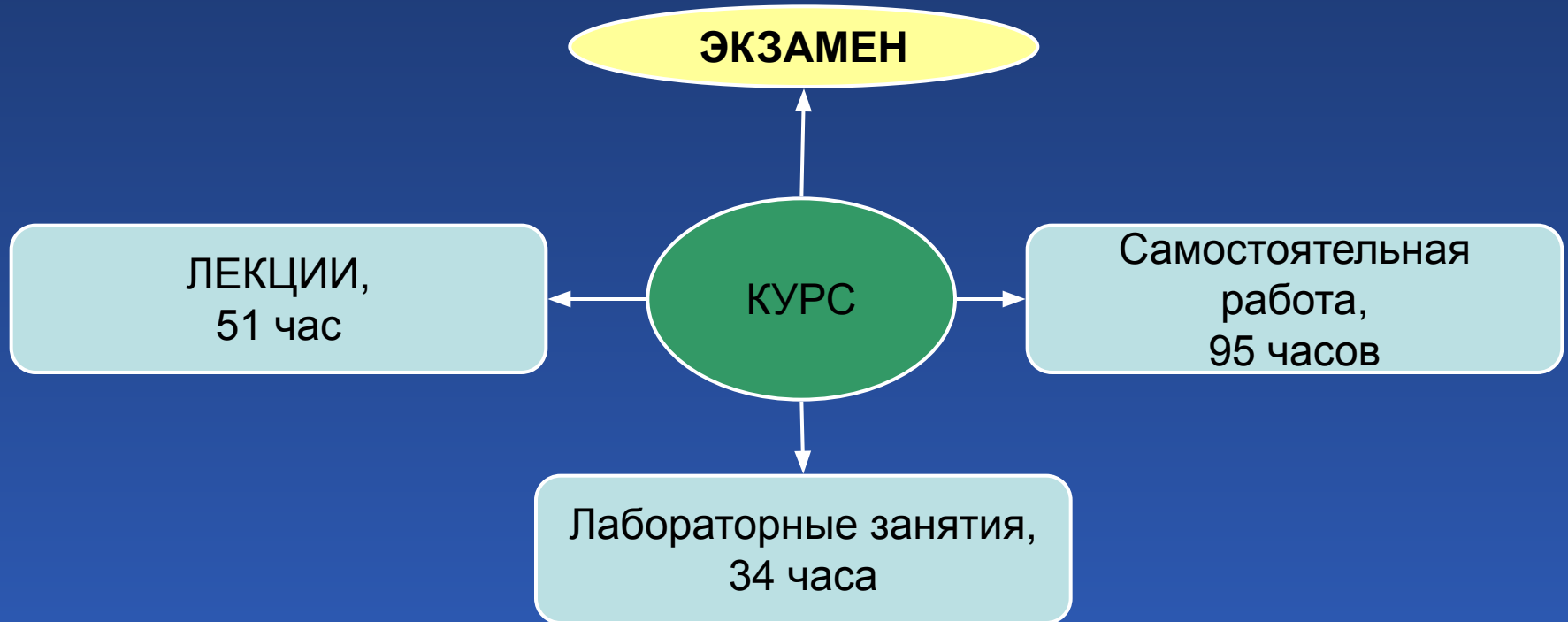
Задачи курса

- Научить понимать природу химических реакций, используемых в металлургии цветных, редких и благородных металлов.
- Использовать общие закономерности протекания химических реакций, современное представление о строении атома, положения элементов в периодической системе и теорию химической связи.
- Научить прогнозировать и определять свойства соединений и направление химической реакции.
- Осуществлять анализ свойств неорганических веществ, исходя из строения атома элемента и положения его в периодической системе Д. И. Менделеева.

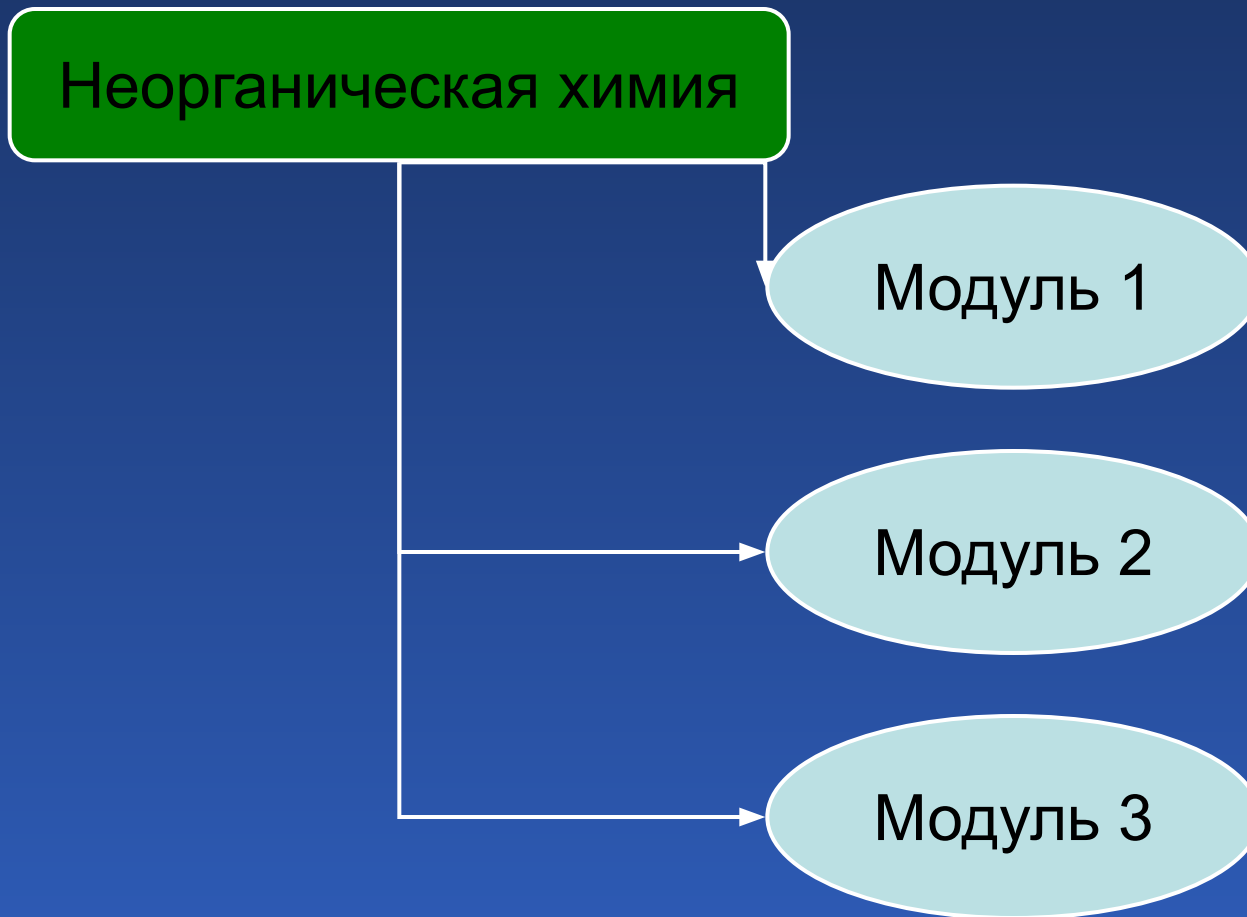
Межпредметная связь



Компоненты курса



Содержание курса



Библиографический список

1. Коржуков, Н. Г. Неорганическая химия: учеб. пособие для вузов / Под науч. ред. Г. М. Курдюмова – М. : МИСИС, 2004. – 512с.
2. Ахметов, Н. С. Общая и неорганическая химия / Н. С. Ахметов. – М. : Высш. шк., 2001. – 743с.
3. Глинка, Н. Л. Общая химия / Н. Л. Глинка. – М. : Интеграл-Пресс, 2002. – 780с.
4. Коровин, Н. В. Общая химия / Н. В. Коровин. – М. : Высш. школа, 2002. – 558с.
5. Понамарев, В. Д. Аналитическая химия (в двух частях). Ч. 1. Теоретические основы. Качественный анализ – М. : Высш. шк., 1982 – 288с.
6. Основы аналитической химии в 2-х кн., Книга 2. Методы химического анализа: учеб. для вузов под ред. А. Ю. Золотова. 2-е изд., перераб. и доп. – М. : Высш. шк., 1999 – 494с.

Модуль 1

Общетеоретические основы неорганической химии

Раздел 1

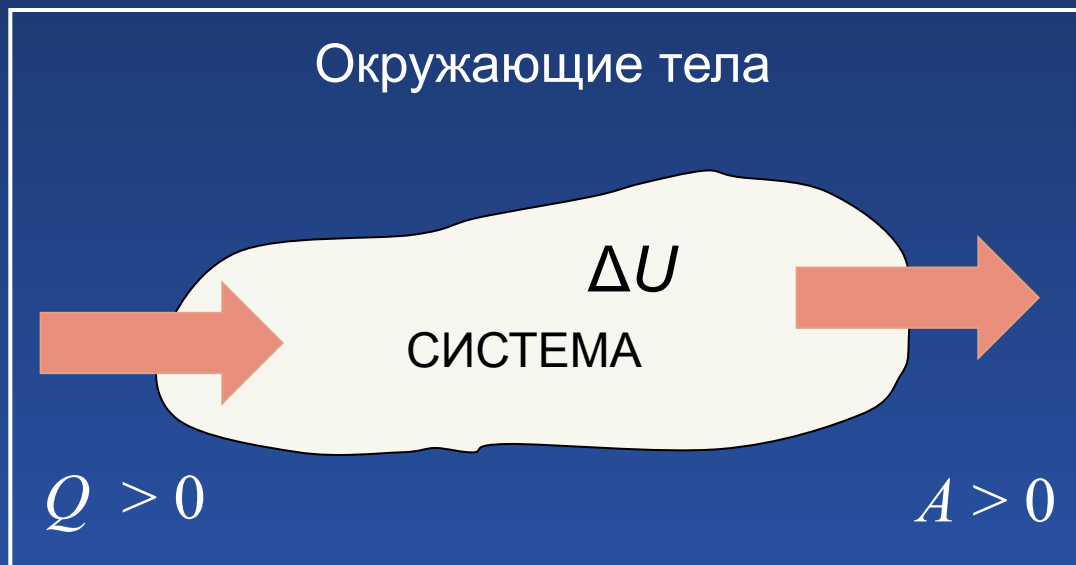
Общие закономерности химических процессов

Типы систем



Первый закон термодинамики

Энергия изолированной системы постоянна.



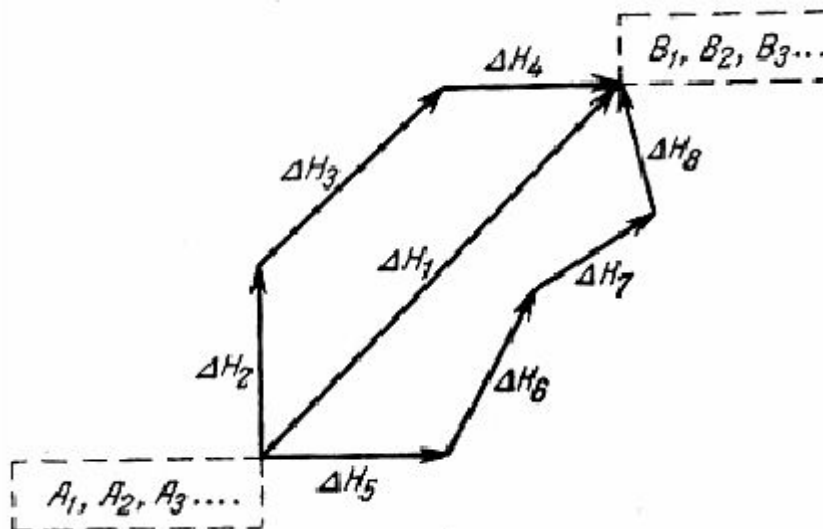
$$dU = \delta Q - \delta A$$

Изменение внутренней энергии системы (dU) равно количеству теплоты (δQ), перешедшей от системы к внешней среде (или наоборот), за вычетом всех видов работ (δA), совершенных системой над внешней средой (или наоборот).

Закон Гесса

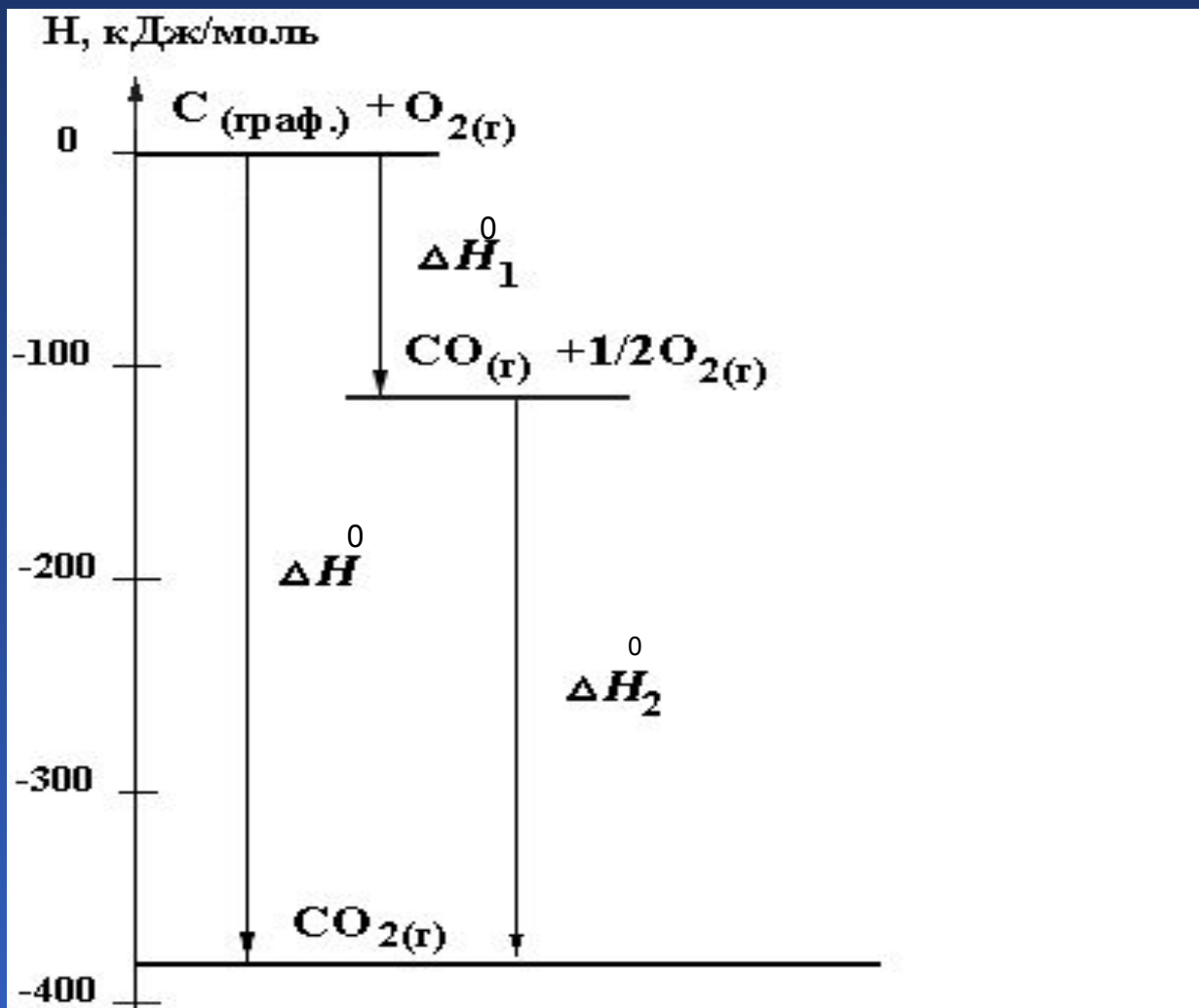
Тепловой эффект химических реакций зависит только от вида и состояния исходного вещества и конечных продуктов, но не зависит от пути перехода.

Г. И. Гесс (1836 г.) –
проф. Горного Института
(Петербург)

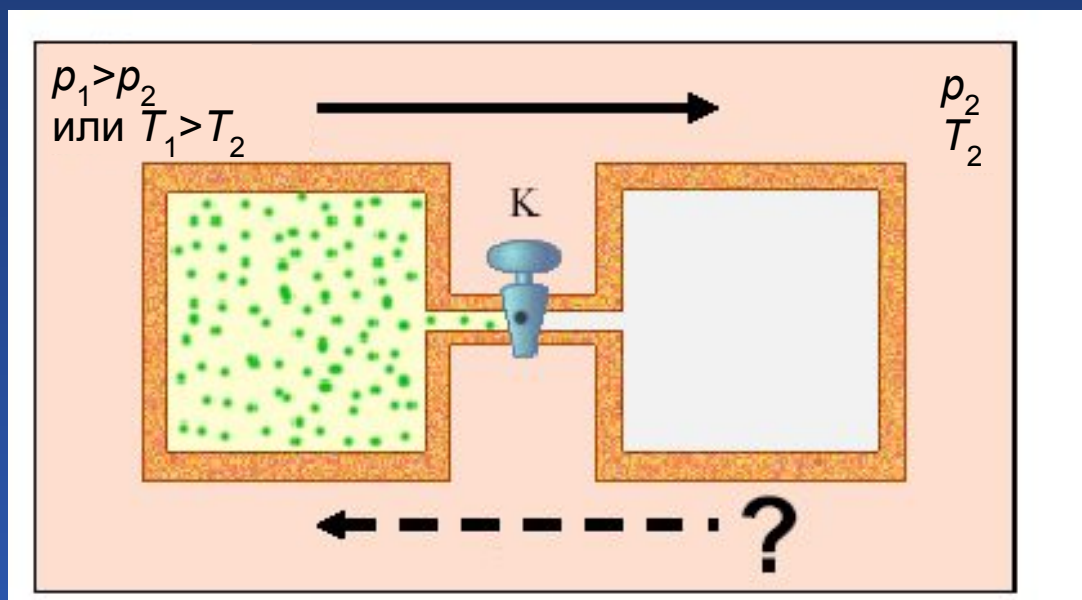


Следствие: тепловой эффект реакции равен разности между теплотами образования всех веществ, указанных в правой части уравнения (продуктами), и теплотами образования всех веществ в левой части (реагентами), взятых со стехиометрическими коэффициентами (для теплоты сгорания – наоборот!).

Энтальпийная диаграмма окисления графита

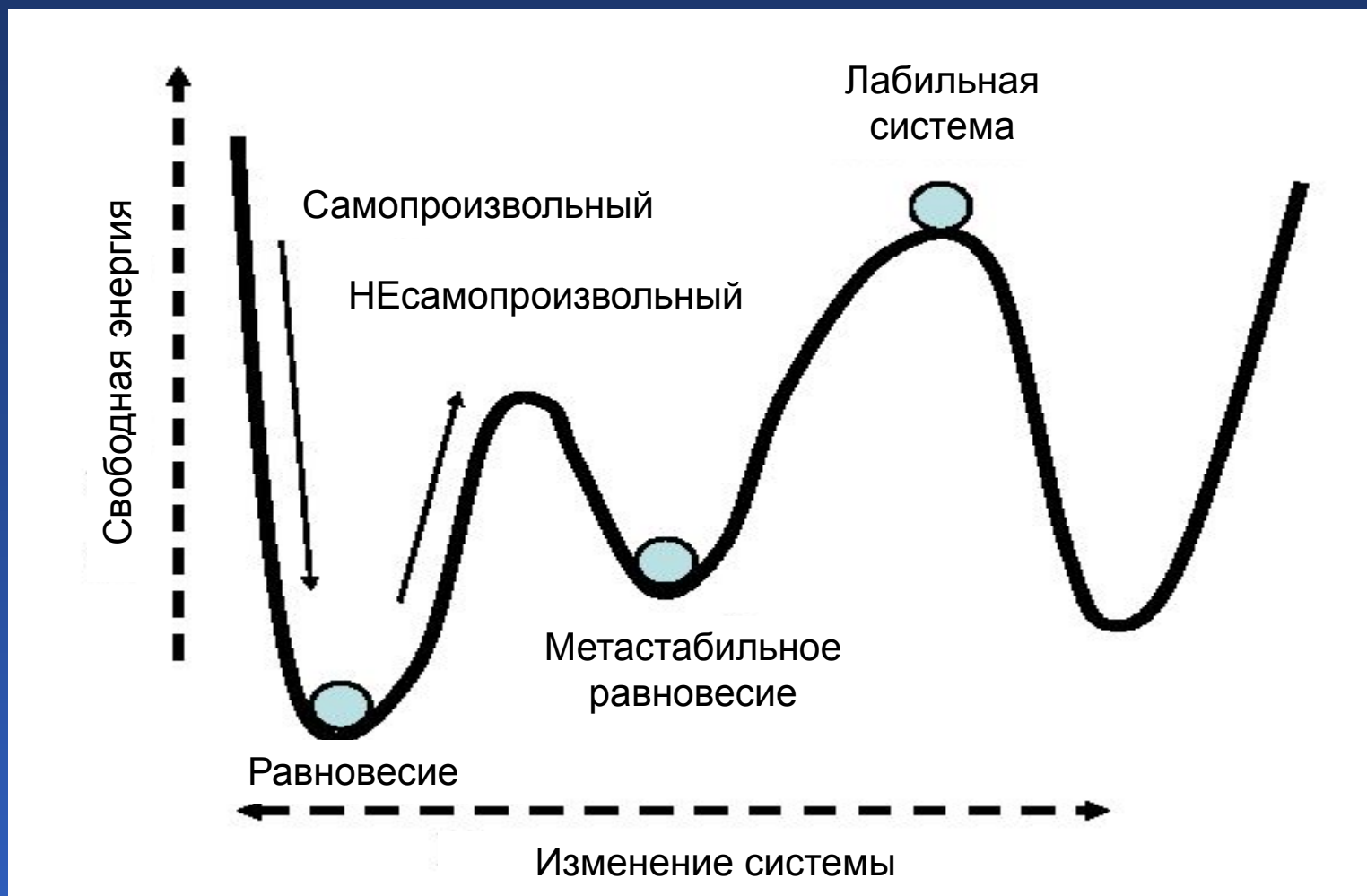


Самопроизвольные процессы

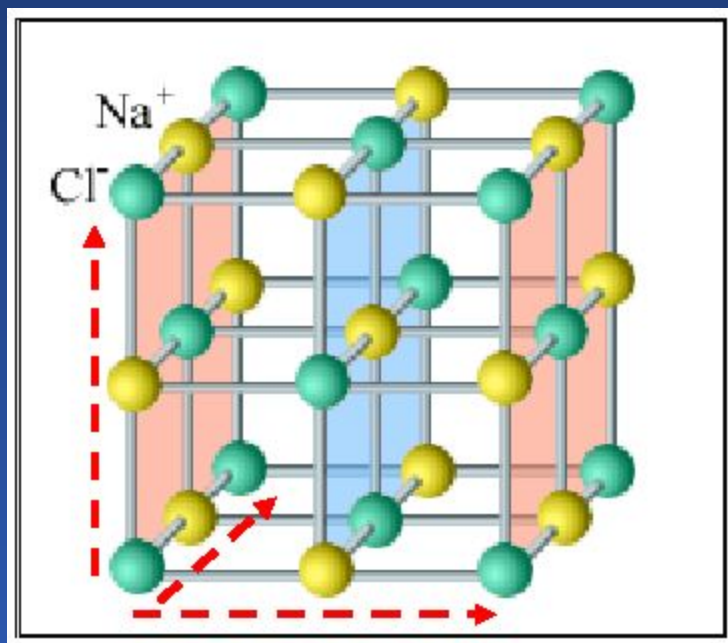


Перемешивание газов

Направление процессов

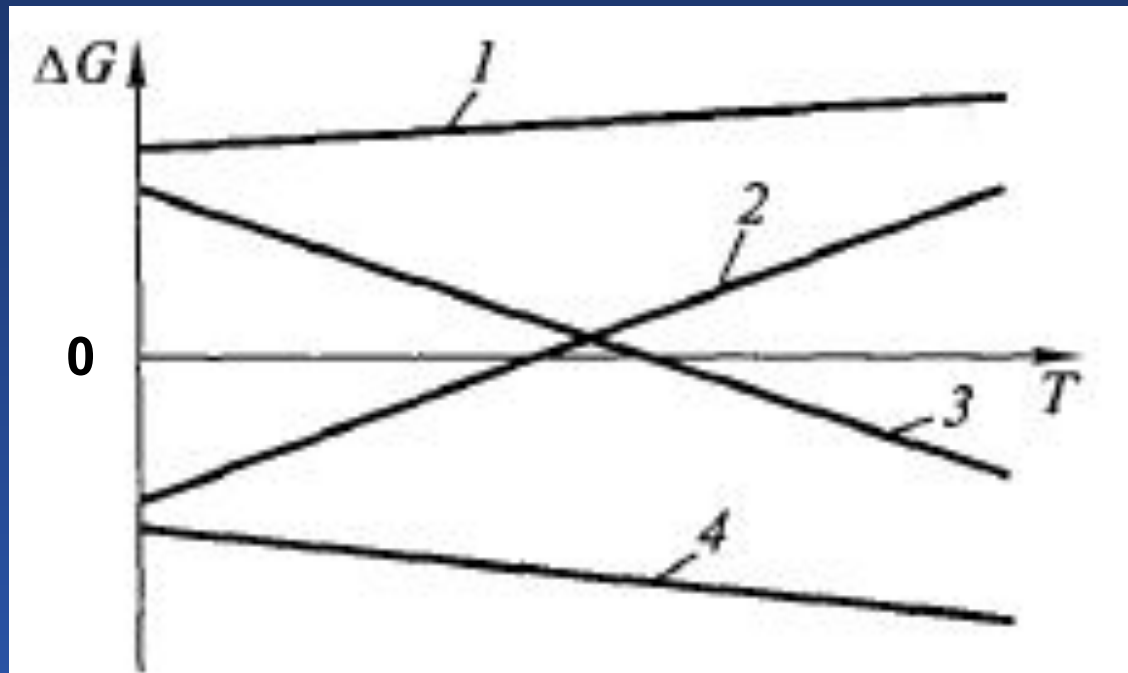


Третий закон термодинамики

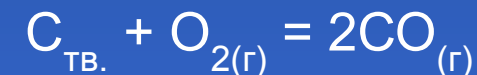
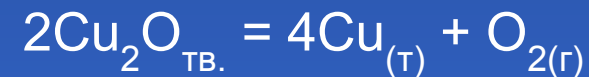
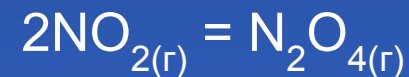
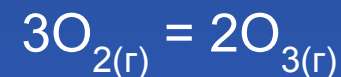


Энтропия идеального кристалла чистого вещества при абсолютном нуле равна нулю.
Планк (1911 г.)

Изменение энергии Гиббса в зависимости от температуры



- 1 – $\Delta H > 0, \Delta S < 0$ не самопроизвольно
- 2 – $\Delta H < 0, \Delta S < 0$ возможен при низких T
- 3 – $\Delta H > 0, \Delta S > 0$ возможен при высоких T
- 4 – $\Delta H < 0, \Delta S > 0$ самопроизвольно протекает



Химическая кинетика



- Природа веществ
- Концентрация
- Температура
- Давление
- Катализатор

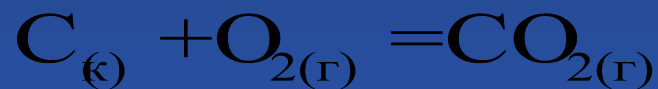
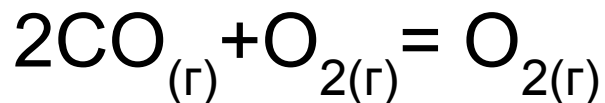
Закон действия масс

Закон Вант-Гоффа
Теория активированного комплекса

Закон действующих масс



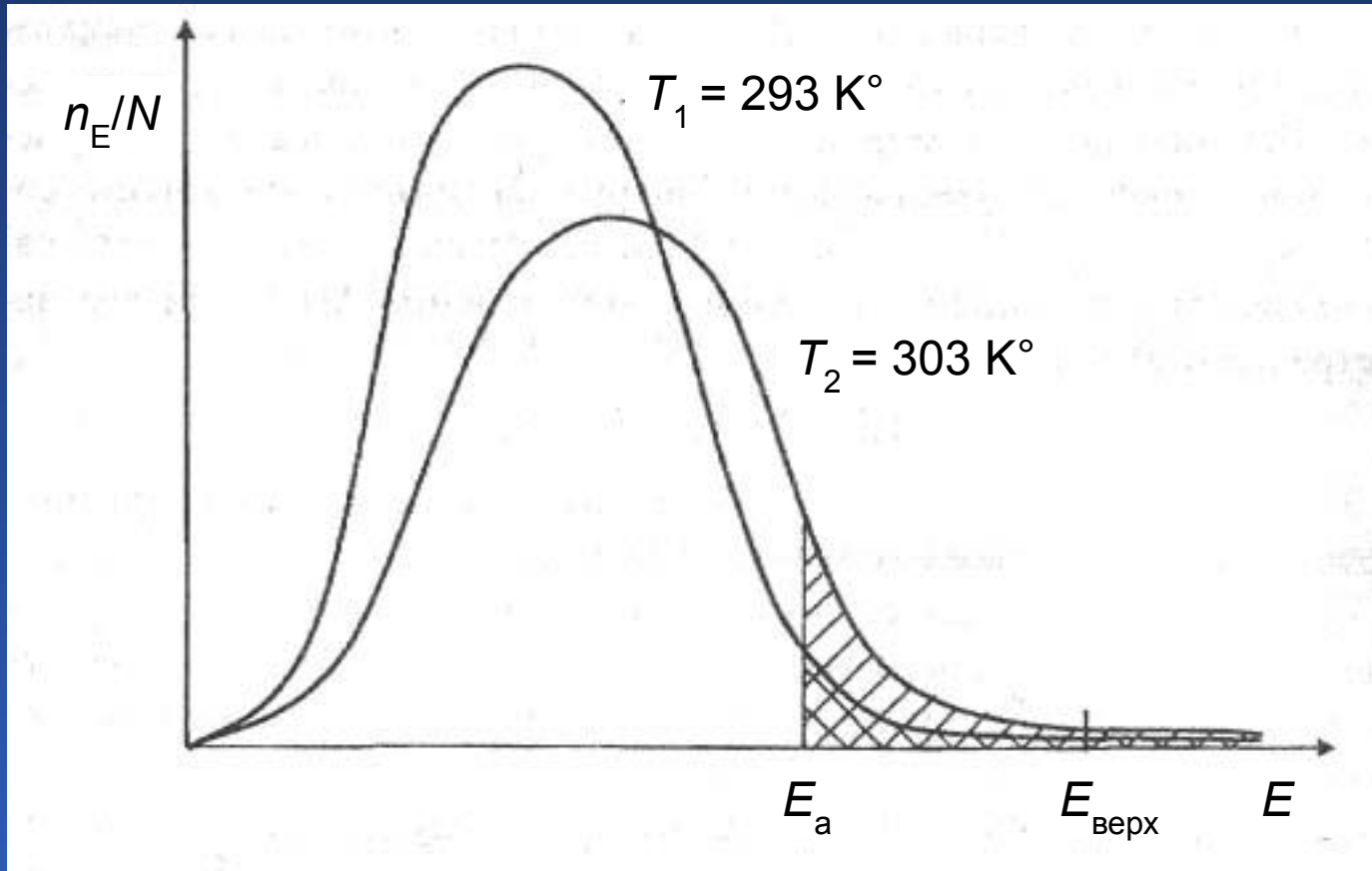
$$v = k \cdot C_A^{n_A} \cdot C_B^{n_B}$$



$$V_{\text{ГОМ}} = k \cdot C_{\text{CO}}^2 \cdot C_{\text{O}_2}$$

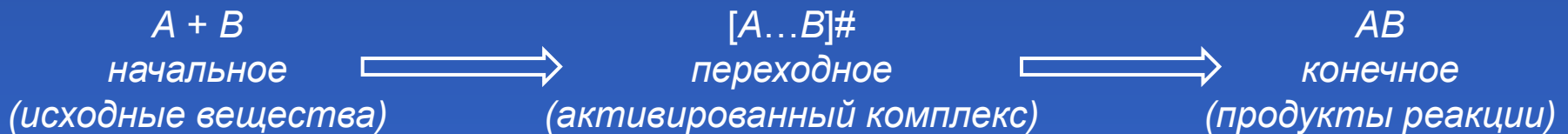
$$V_{\text{ГЕТ}} = k \cdot P_{\text{O}_2}$$

Зависимость скорости реакции от температуры

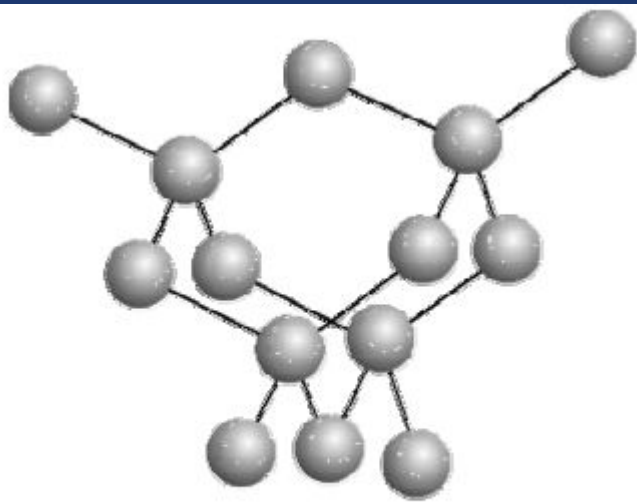


Изменение вида кривой распределения при повышении температуры

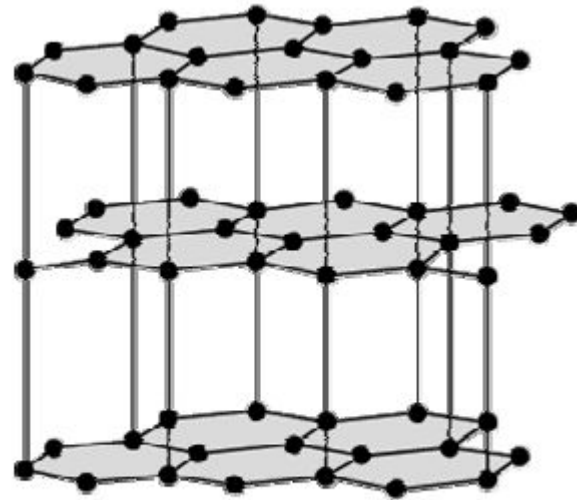
Энергетическая диаграмма хода реакции с образованием активированного комплекса



Графит и алмаз



Алмаз
а



Графит
б



Катализатор



Высокие p , T

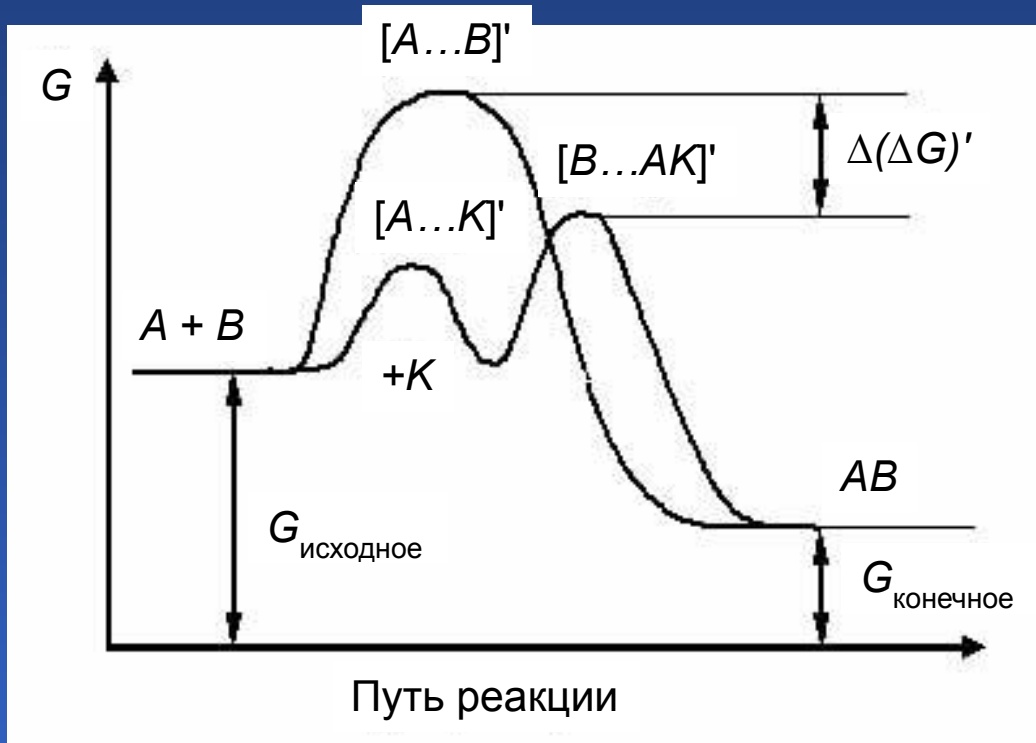


Катализ

Положительный

Отрицательный

Автокатализ

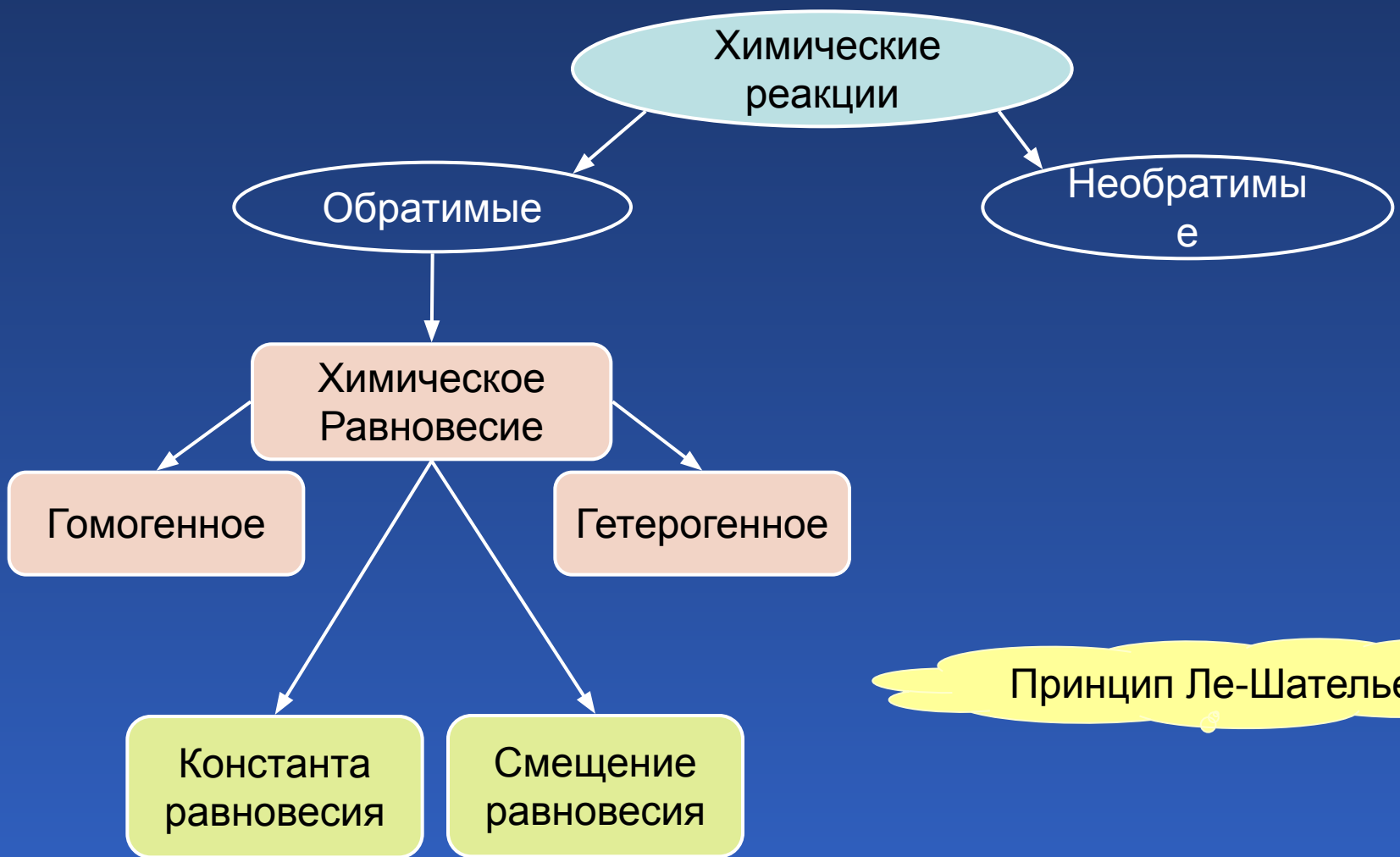


Каталитические яды – вещества, ухудшающие действие катализаторов.

Промоторы – вещества, усиливающие действие катализаторов.

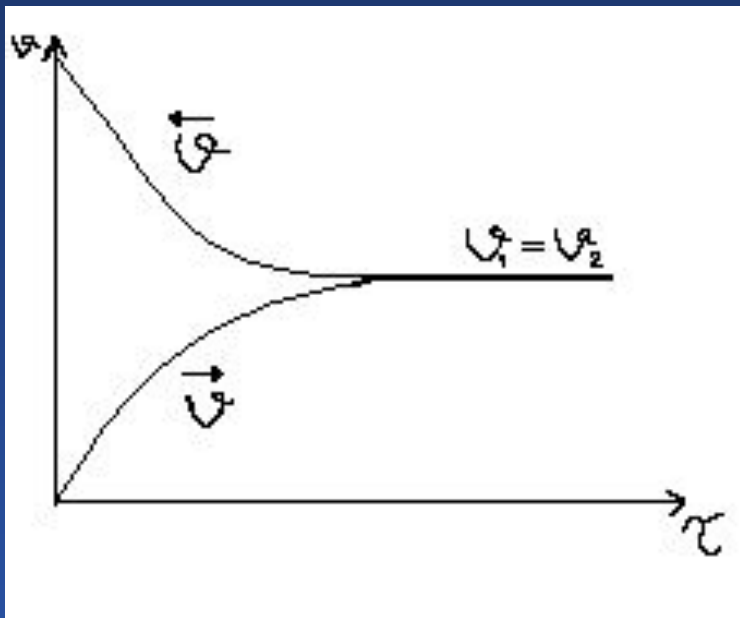
Ингибиторы – вещества, уменьшающие скорость реакции.

Химическое равновесие

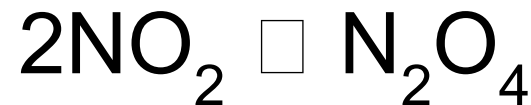


Принцип Ле-Шателье

Химическое равновесие в гомогенных системах



$$\Delta G^0 = -RT \ln K_p$$



$$\vec{V}_1 = \vec{V}_2$$

$$\vec{k}[\text{NO}_2]^2 = \overleftarrow{k}[\text{N}_2\text{O}_4]$$

$$K_p = \frac{\vec{k}}{\overleftarrow{k}}$$

$$K_p = \frac{[\text{N}_2\text{O}_4]}{[\text{NO}_2]^2}$$

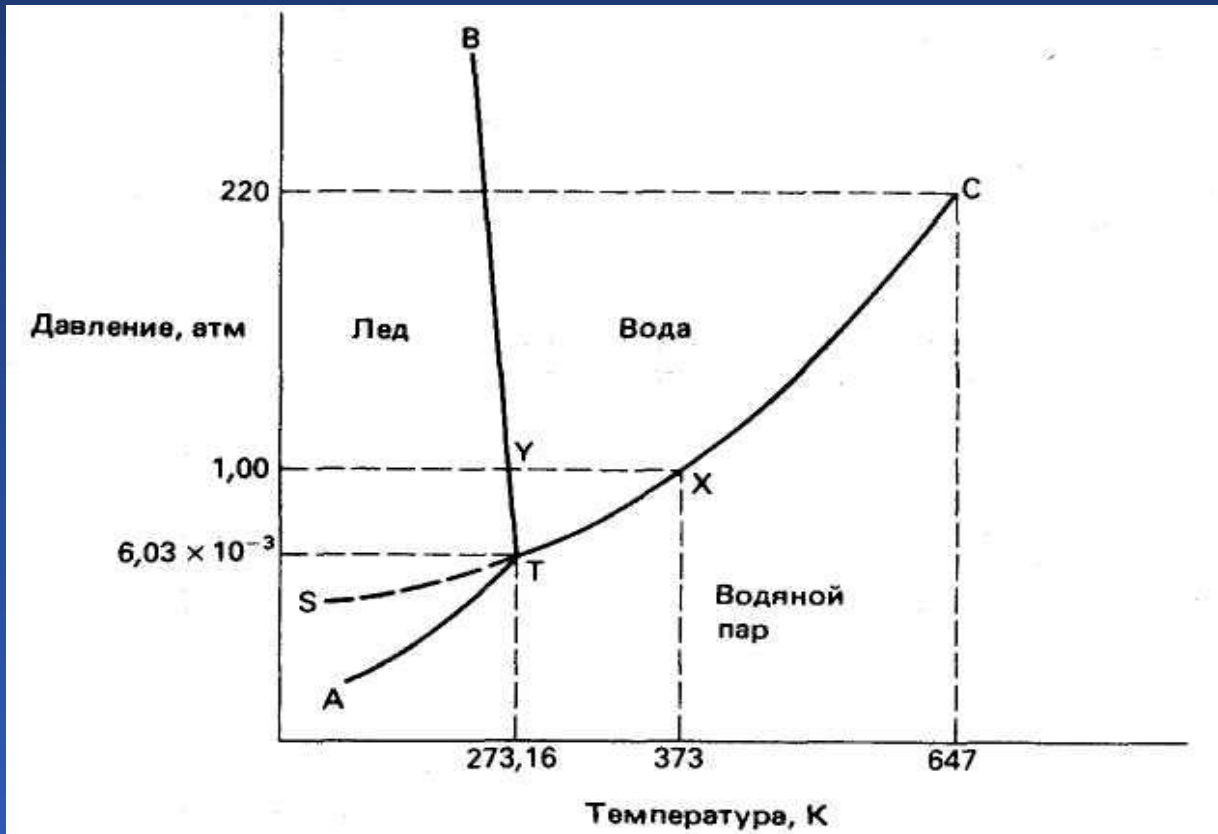
Смещение химического равновесия



Анри-Луи Ле-Шателье
(1850–1936)

Принцип Ле-Шателье:
если находящаяся
в химическом равновесии
система подвергается
внешнему воздействию,
то в ней возникают процессы,
стремящиеся ослабить это
воздействие.

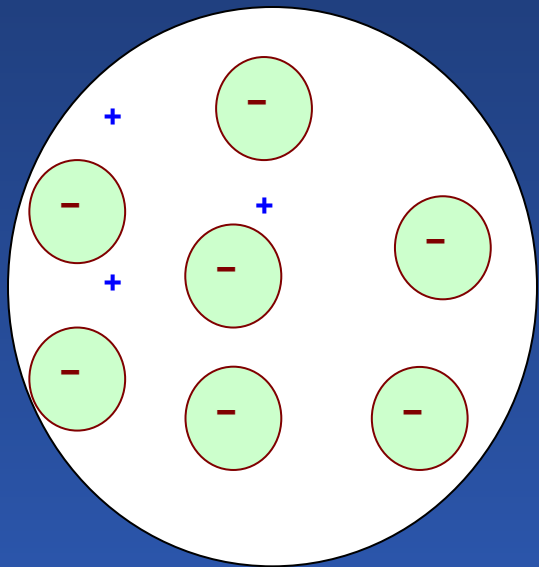
Фазовая диаграмма воды



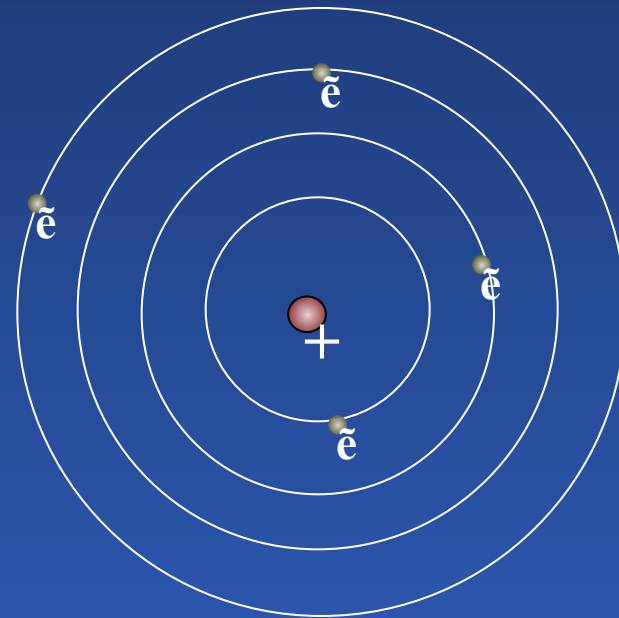
Раздел 2

Строение атома и периодическая система

Модель Томсона

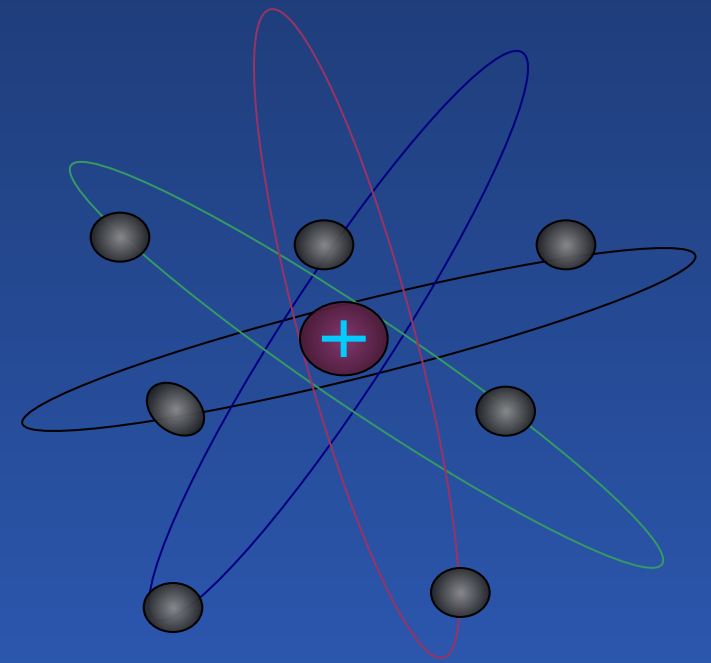
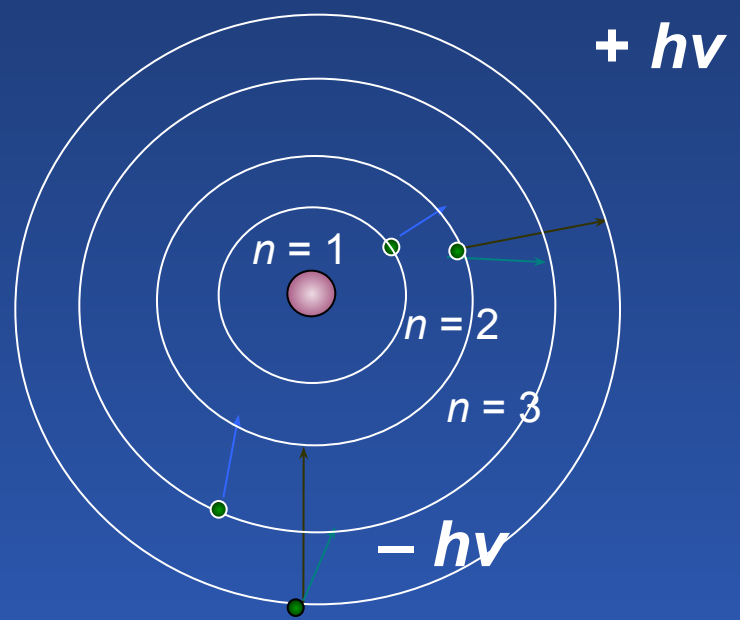


Модель Резерфорда



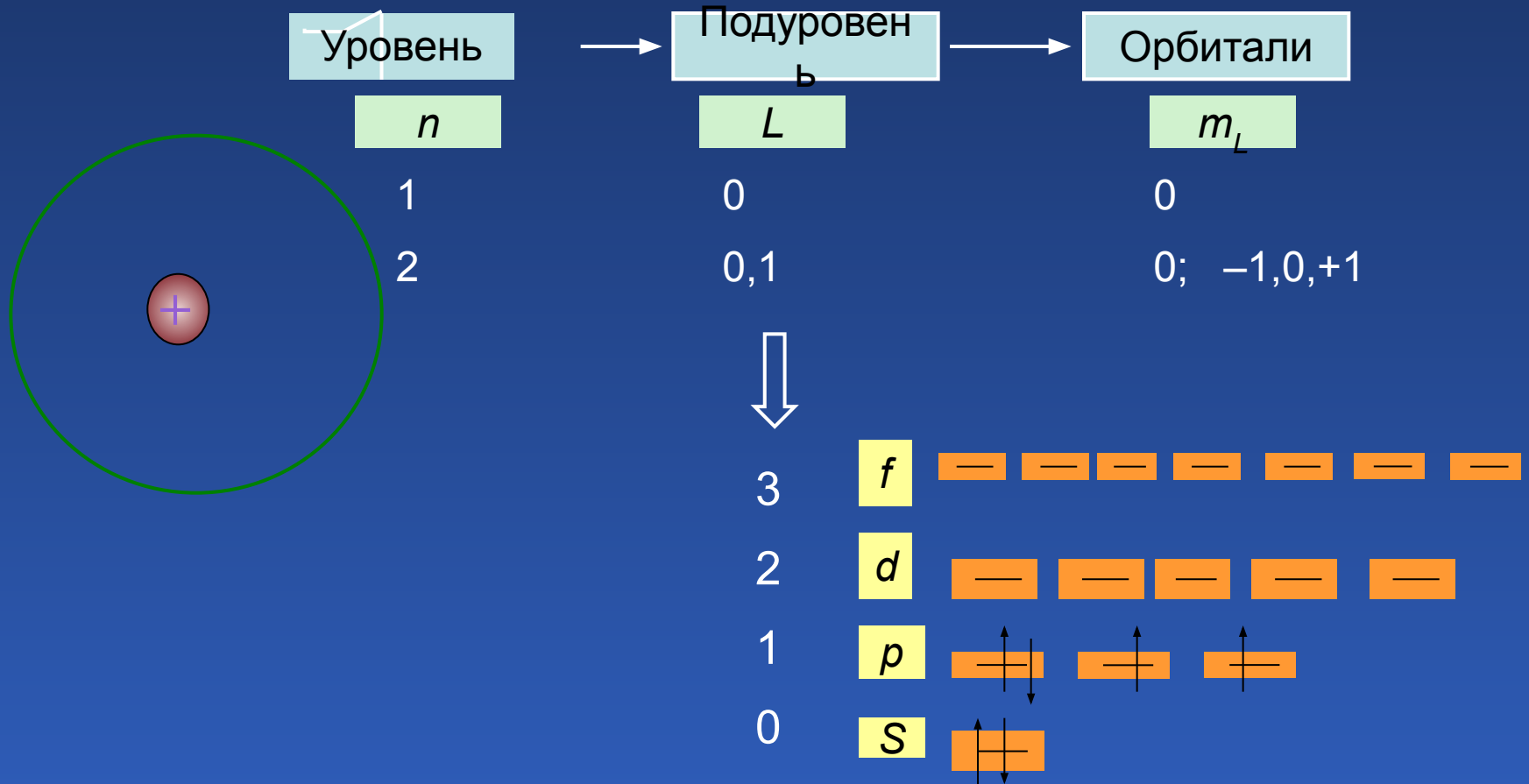
Модель Бора

Модель Зоммерфельда



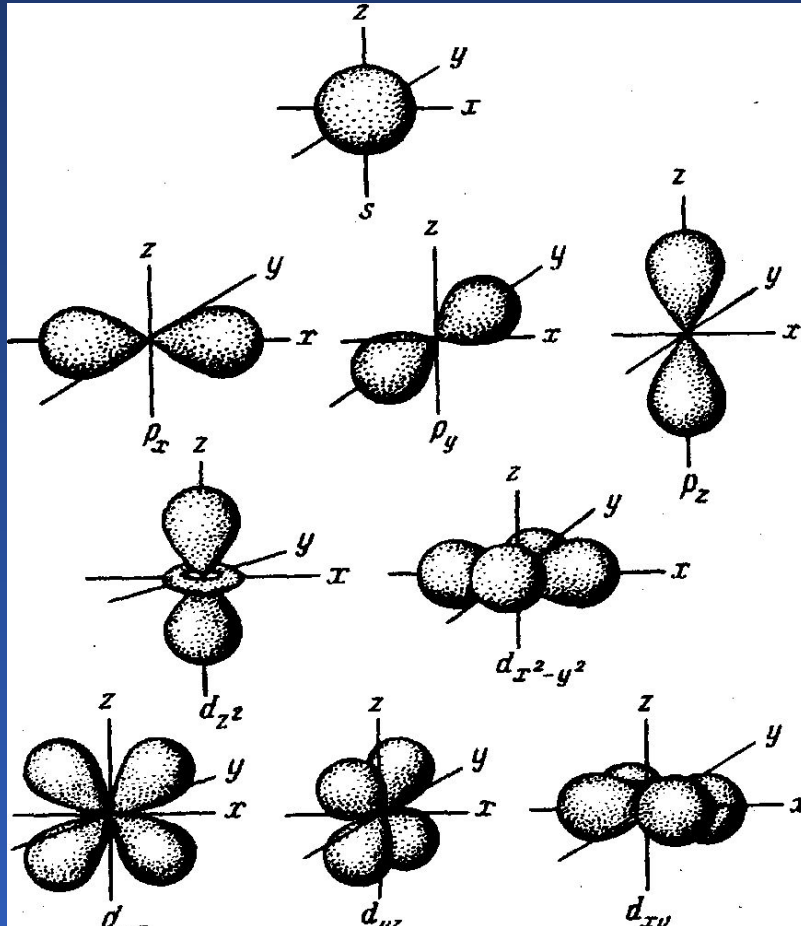
$$E = E_n - E_{(n-1)} = hv$$

Многоэлектронные атомы



$1s < 2s < 2p < 3s < 3p < 4s \approx 3d < 4p < 5s \approx 4d < 5p < 6s \approx 4f \approx 5d < 6p < 7s$ и т. д.

Формы электронных орбиталей



Формы s-, p- и d-электронных облаков (орбиталей)

Названия предложены из анализа видов спектров:

s – «резкая, отчетливая» (sharp);

p – «главная» (principal);

d – «диффузная, размытая» (diffuse);

f – «основная» (fundamental);

g – следующий за «f».

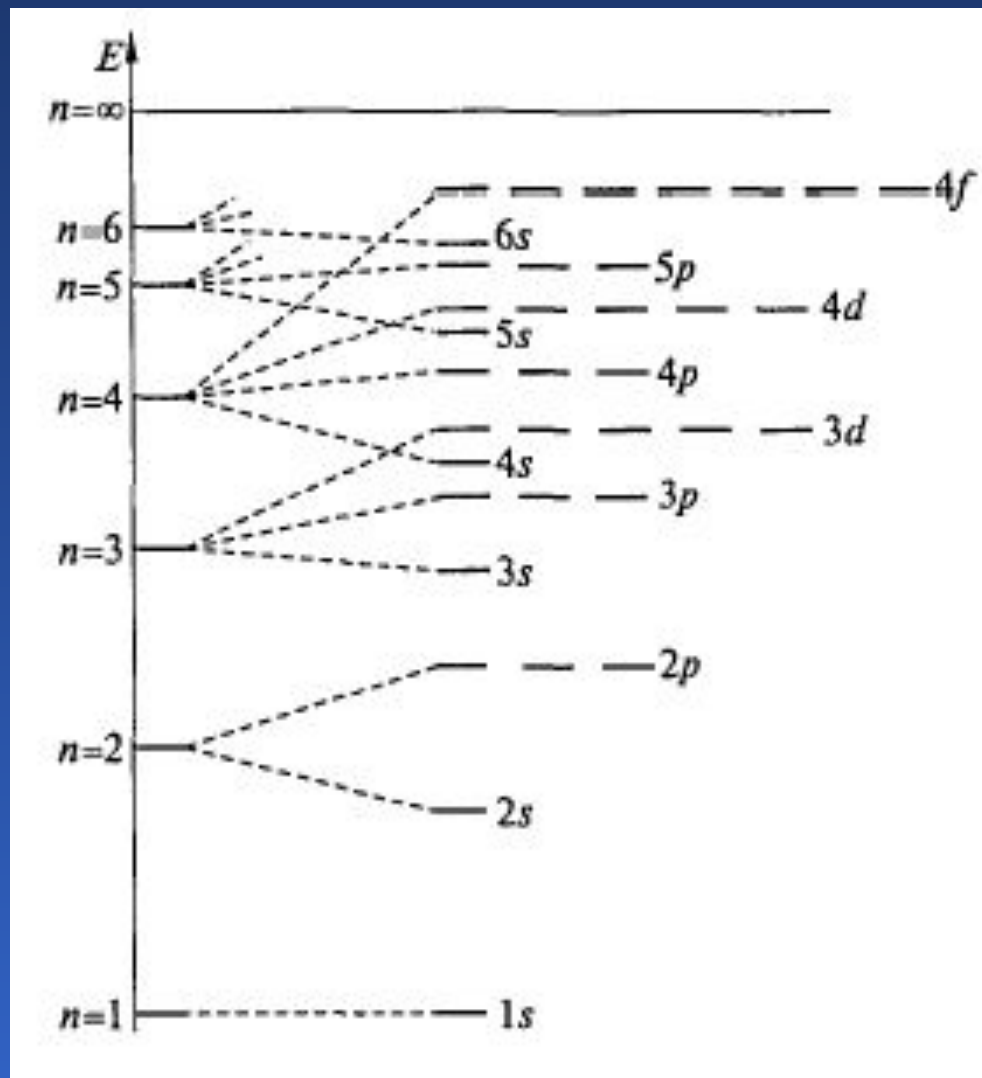
Квантовые числа

Уравнение Шредингера

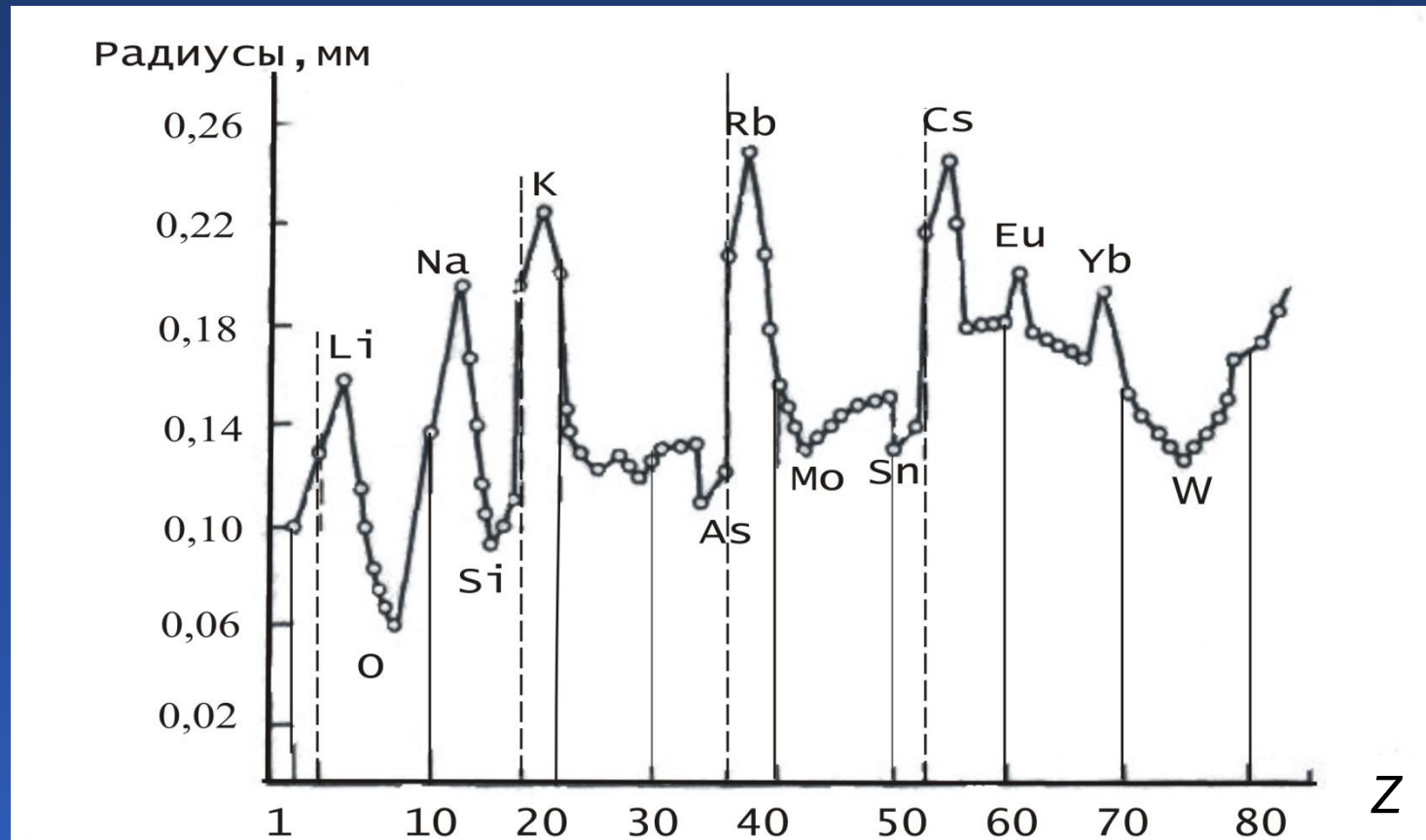
$$\frac{\partial^2 \psi}{\partial x^2} + \frac{\partial^2 \psi}{\partial y^2} + \frac{\partial^2 \psi}{\partial z^2} + \frac{8\pi^2 m}{h} (E - U) \psi = 0$$

Квантовое число	Принимаемые значения	Характеризуемое свойство	Примечание
Главное (n)	1, 2, 3, ..., ∞	Энергия (E) уровня. Среднее расстояние (r) от ядра	$n = \infty$ — отсутствие взаимодействия с ядром, $E = 0$
Орбитальное (l)	0, 1, ..., ($n - 1$) всего n значений для данного n	Орбитальный момент количества движения – расположение орбитали в пространстве	Обычно используют буквенные символы: $L: 0 \ 1 \ 2 \ 3 \ 4$ $s \ p \ d \ f \ g$
Магнитное (m_l)	$-l, \dots, 0, \dots, l$ всего $2l + 1$ значений для данного l	Ориентация собственного магнитного момента	При помещении в магнитное поле орбитали с различными m_l имеют разную энергию
Спиновое (m_s)	$\pm \frac{1}{2}$ не зависит от свойств орбитали	Проекция собственного момента количества движения	Обозначают \uparrow и \downarrow

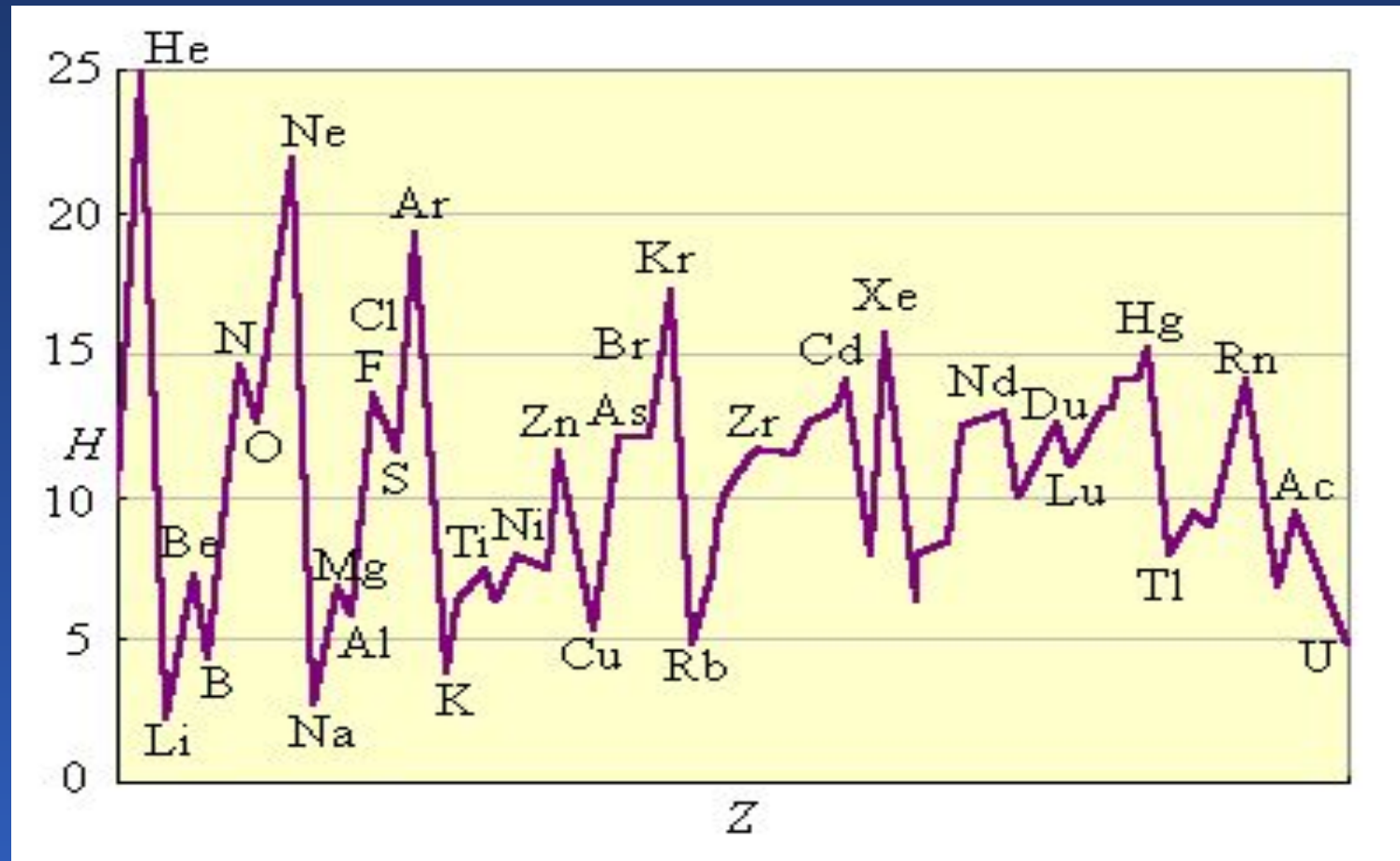
Энергетические уровни водородоподобного атома



Зависимость радиусов атомов от зарядов их ядер Z



Изменение потенциала ионизации



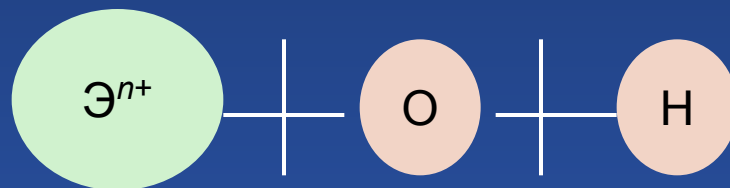
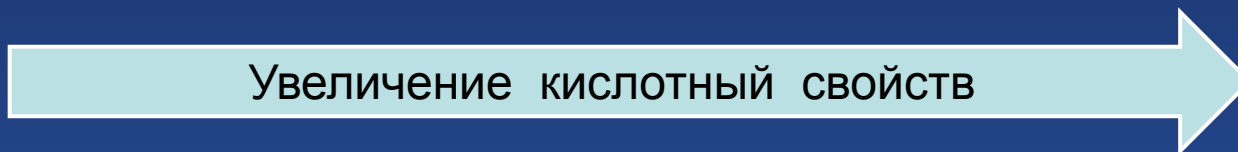
Электроотрицательность элементов

Шкала электроотрицательности элементов (Л. Полинг)

	I	II	III	IV	V	VI	VII
1	H 2,1						
2	Li 1,0	Be 1,5	B 2,0	C 2,5	N 3,0	O 3,5	F 4,0
3	Na 0,9	Mg 1,2	Al 1,5	Si 1,8	P 2,1	S 2,5	Cl 3,0
4	K 0,8						Br 2,8
5	Rb 0,8						I 2,5

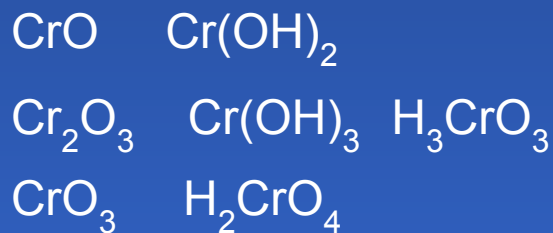
Относительная электроотрицательность подчиняется периодическому закону: в периоде она растет с увеличением номера элемента, в группе - уменьшается.

Кисотно-основные свойства соединений химических элементов



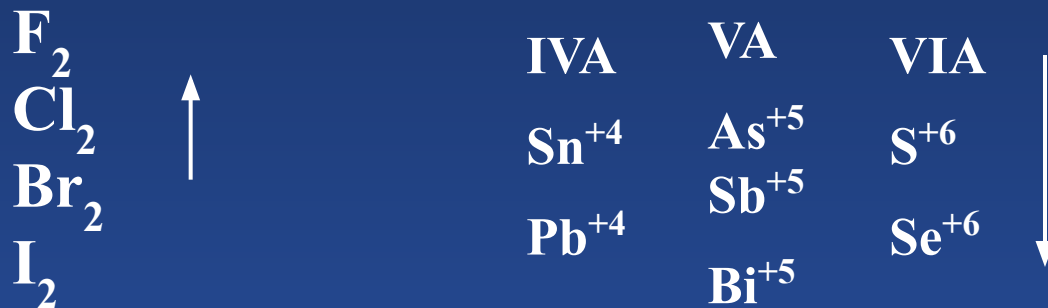
Радиус ↓, заряд ядра ↑

+	2	– основной
+	3	– амфотерный
+	6	– кислотный

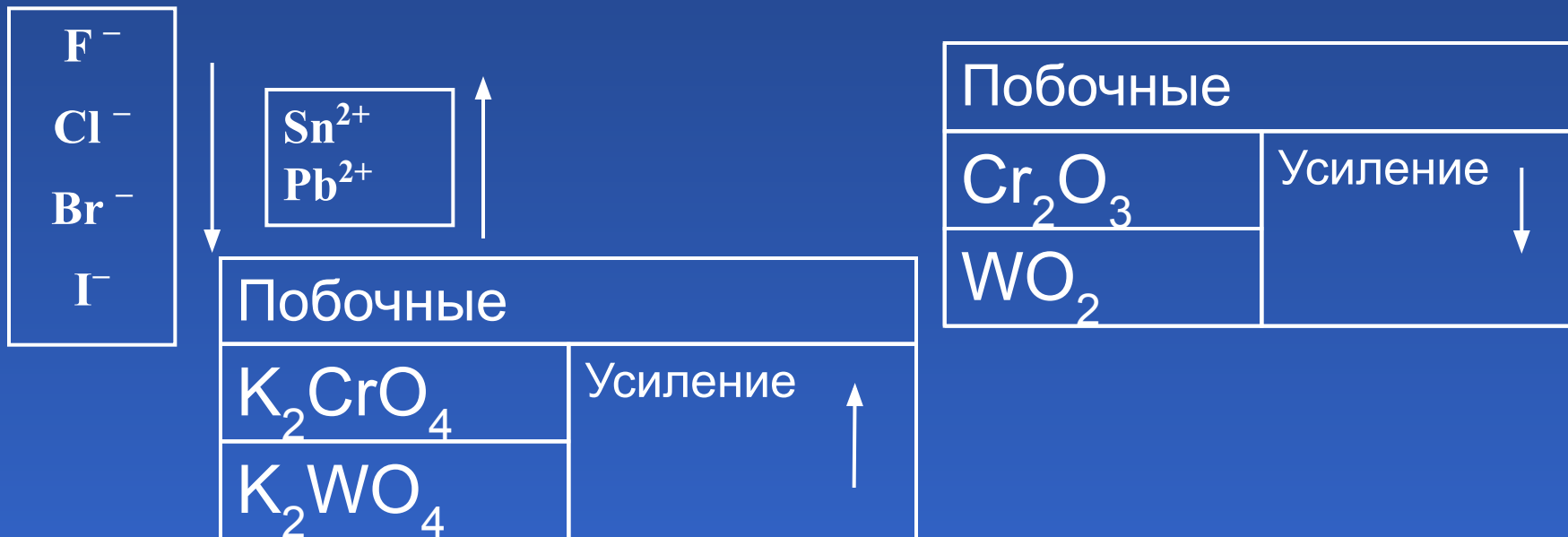


ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫЕ СВОЙСТВА СОЕДИНЕНИЙ ЭЛЕМЕНТОВ

Окислительные свойства



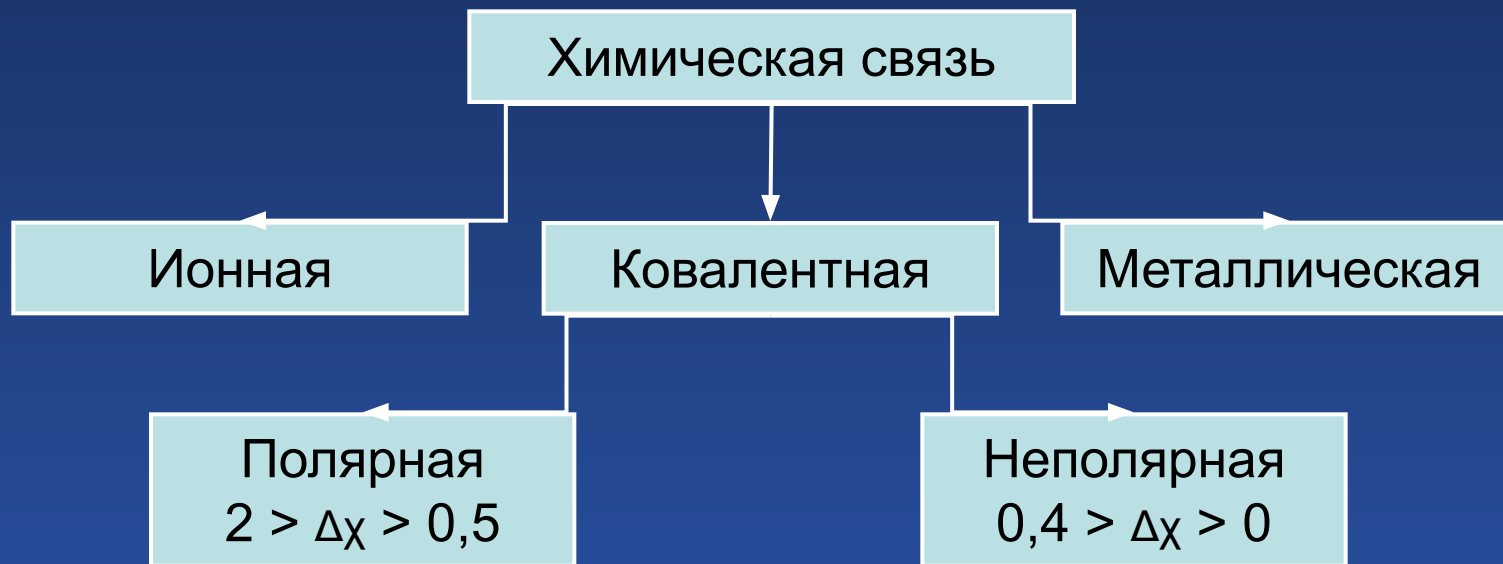
Восстановительные свойства



Раздел 3

Химическая связь

Основные типы химической связи



Ковалентная связь.

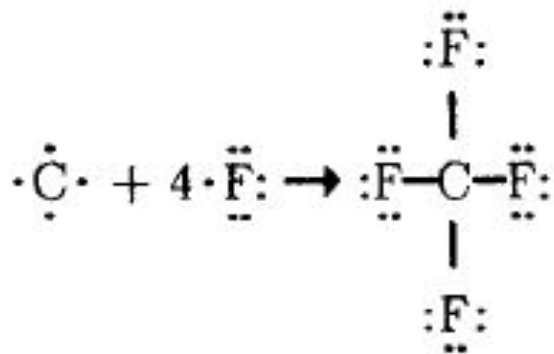
Механизмы образования связи:

- насыщаемость;
- направленность;
- типы гибридизации АО;
- метод молекулярных орбиталей.

Межмолекулярное взаимодействие

Механизмы образования ковалентной связи

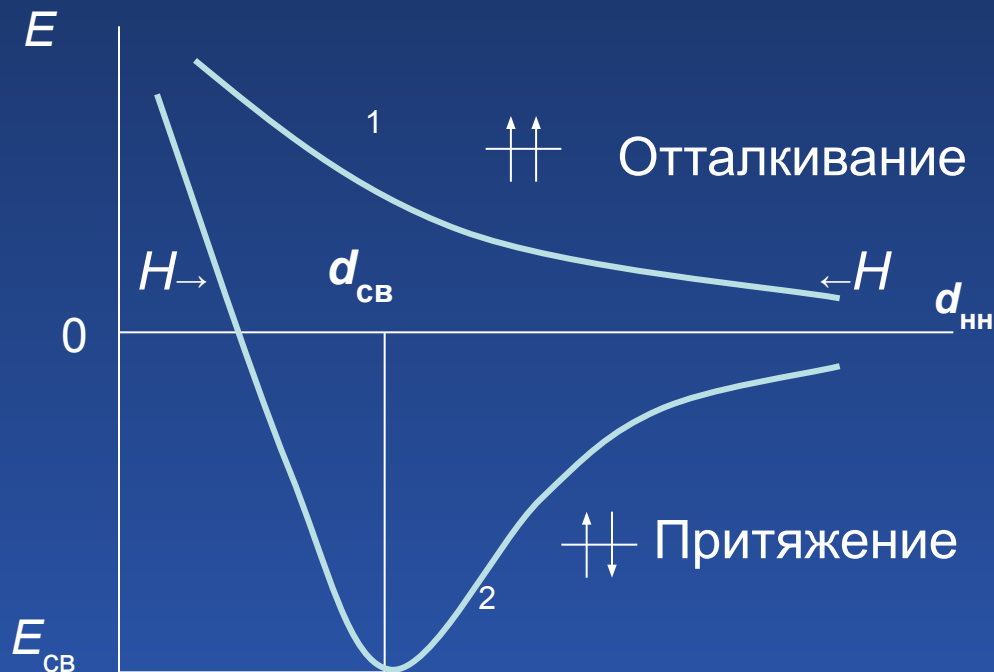
Обменный механизм



Донорно-акцепторный механизм

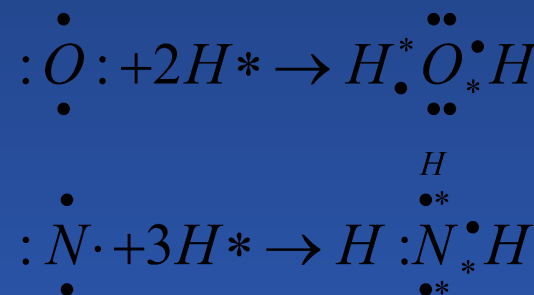
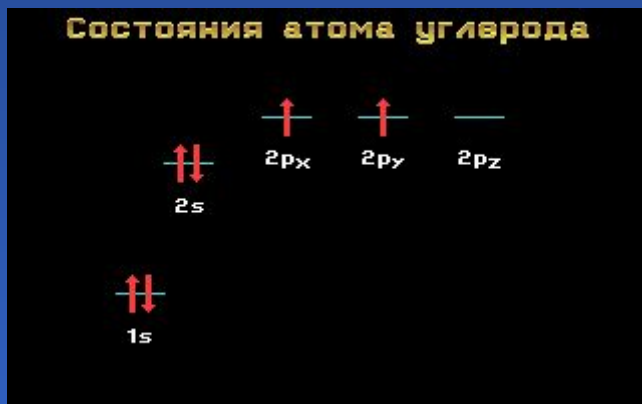
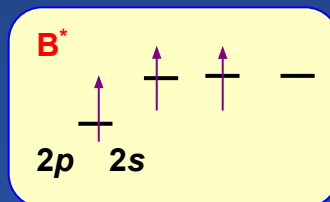
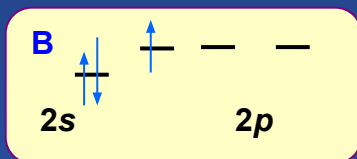
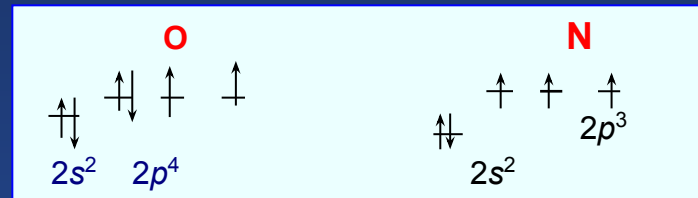
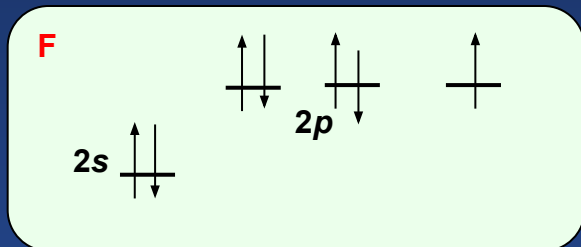


Изменение энергии в молекуле водорода

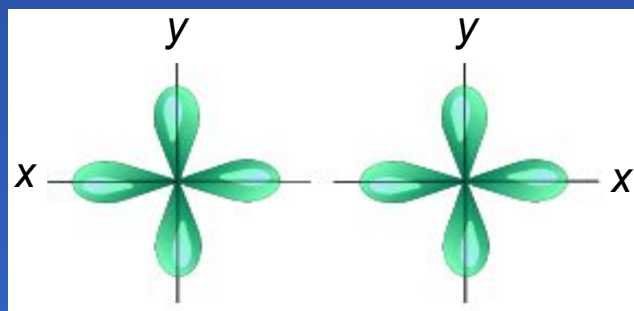
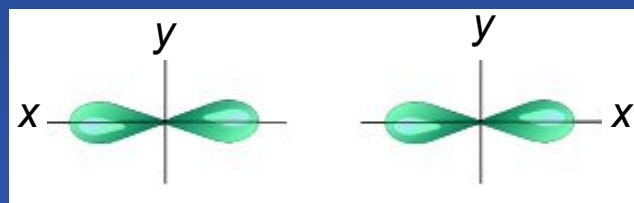
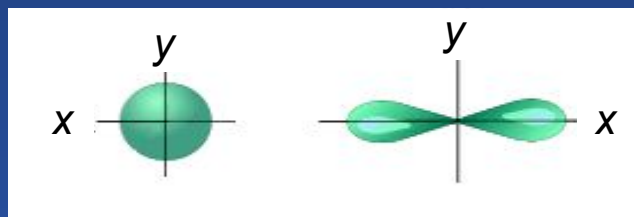
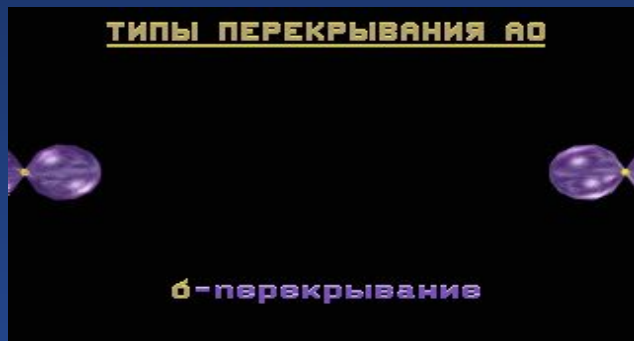


Изменение средней потенциальной энергии взаимодействия двух сближающихся атомов водорода

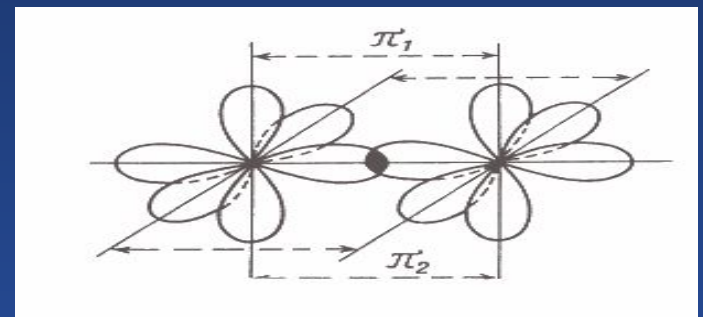
Насыщаемость ковалентной связи



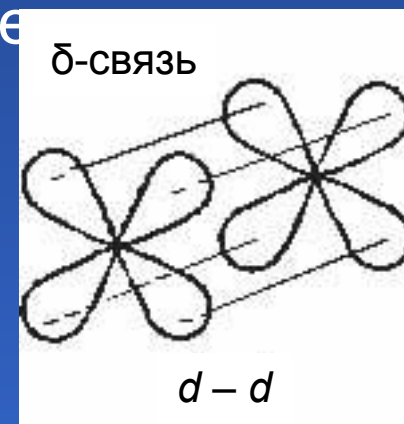
Направленность ковалентной связи



π -перекрывание



δ - π -связь

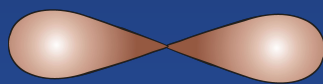


Типы гибридизаций АО

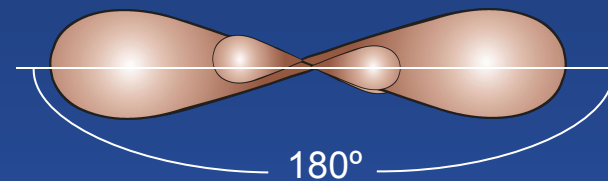
sp



S

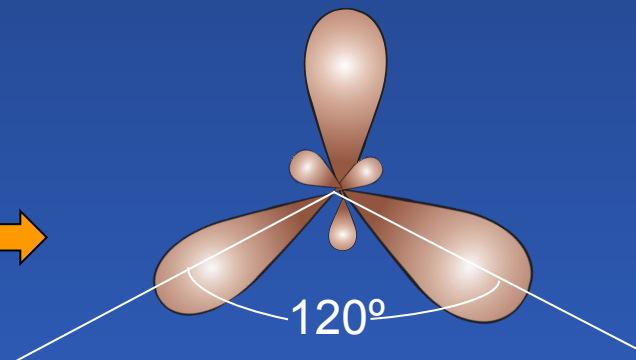
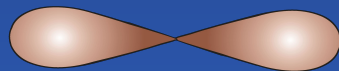


P



Хлорид бериллия

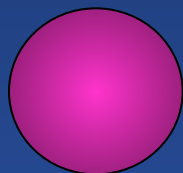
sp^2



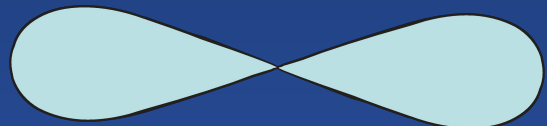
Хлорид бора

Типы гибридизаций

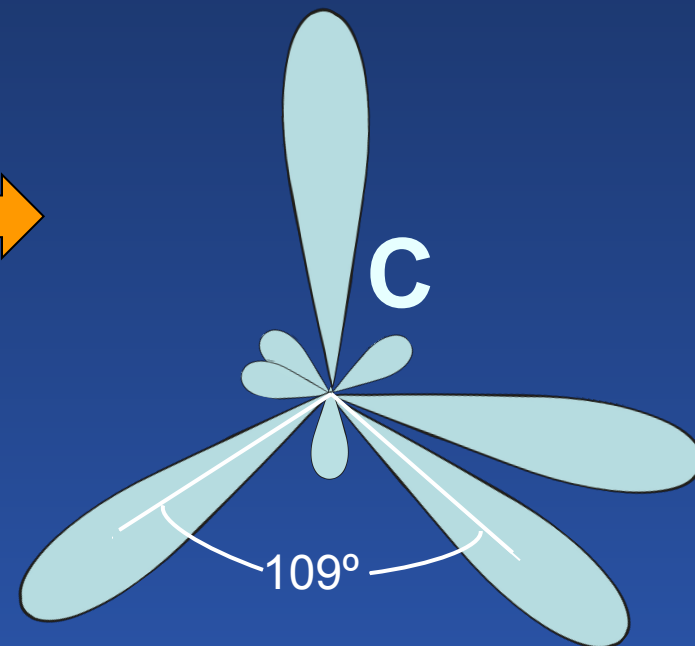
sp^3



S



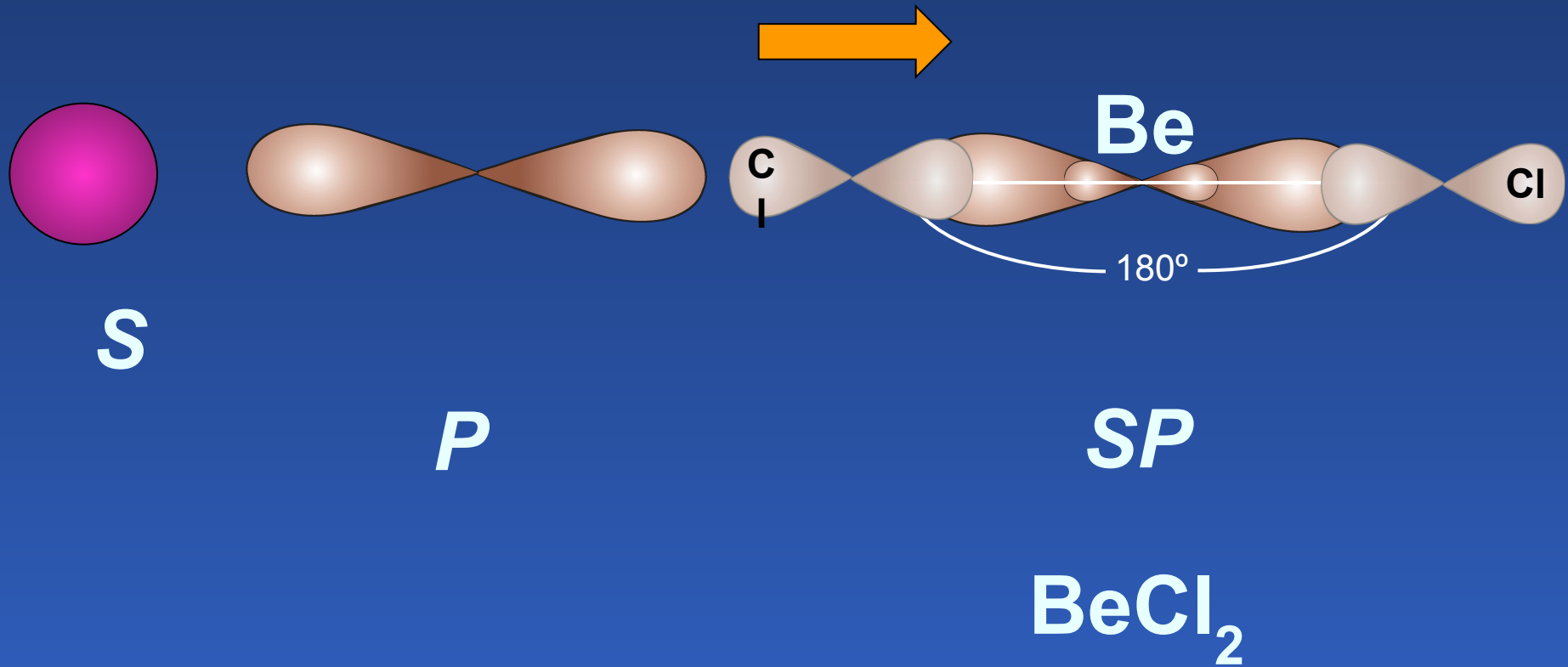
P



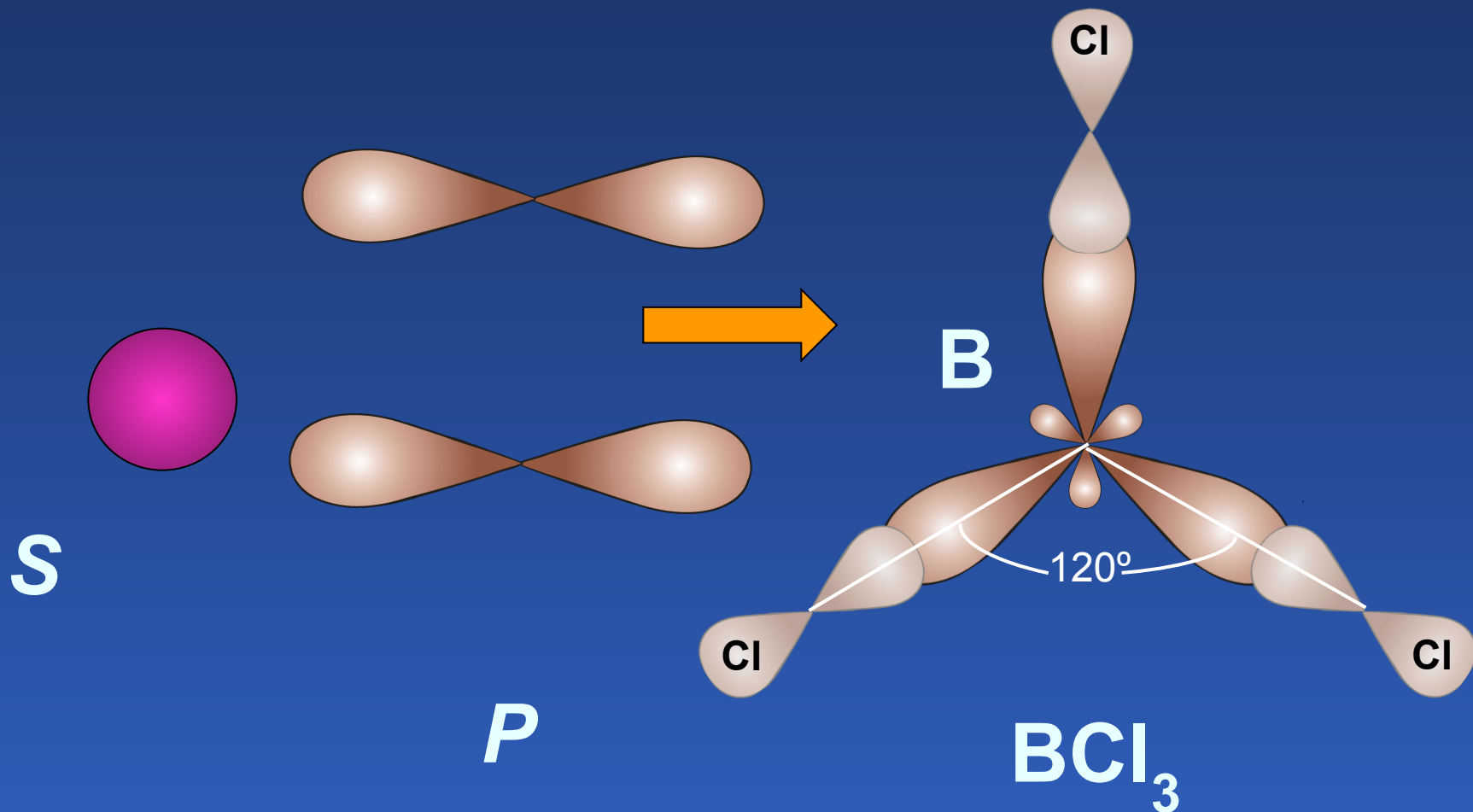
sp^3

Метан

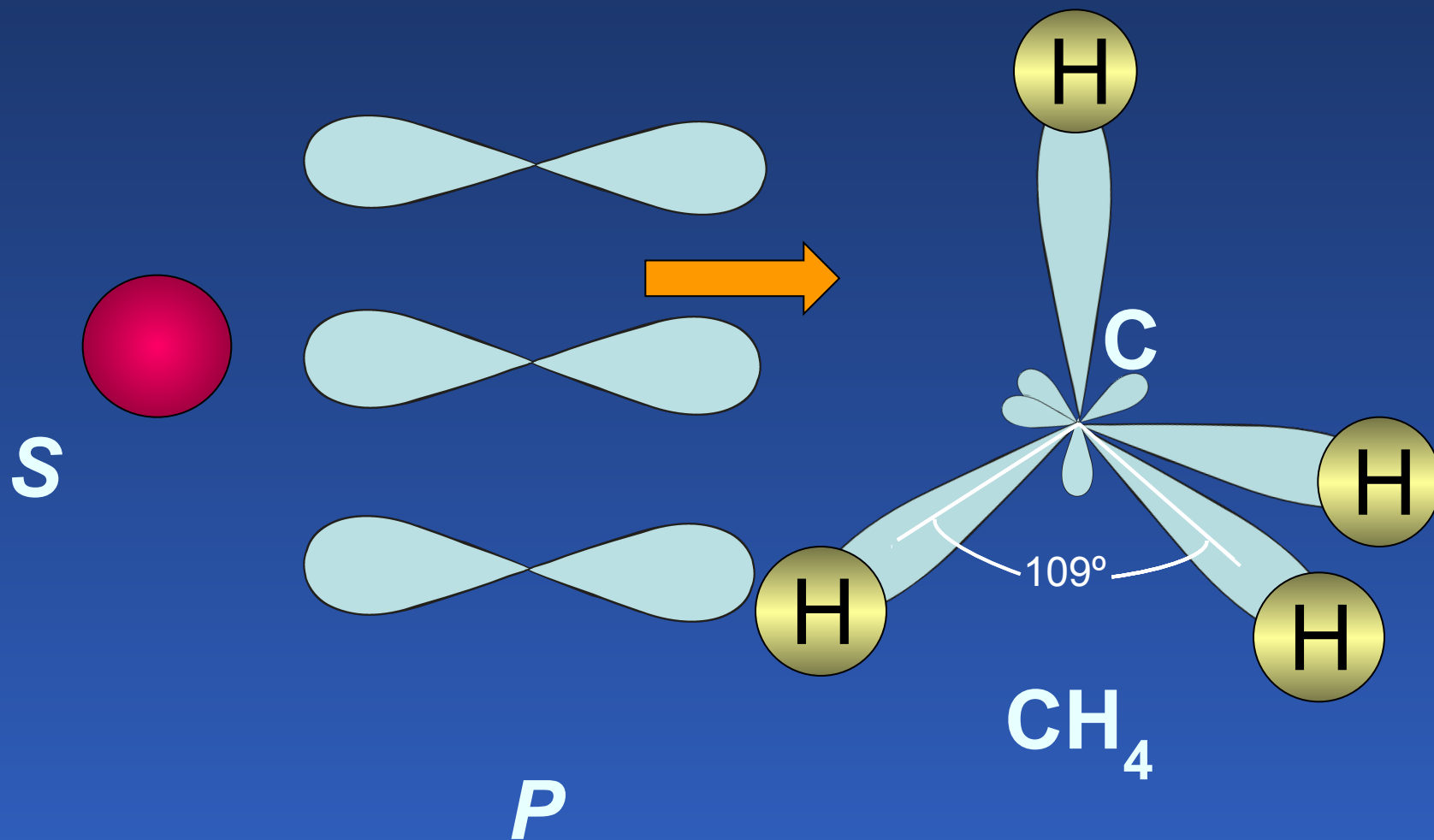
Тема 5. Химическая связь
Хлорид бериллия



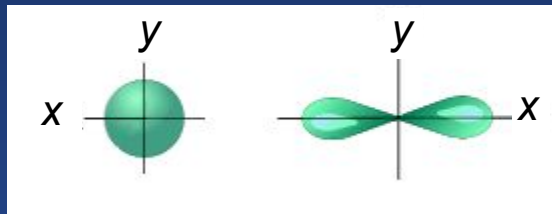
Хлорид бора



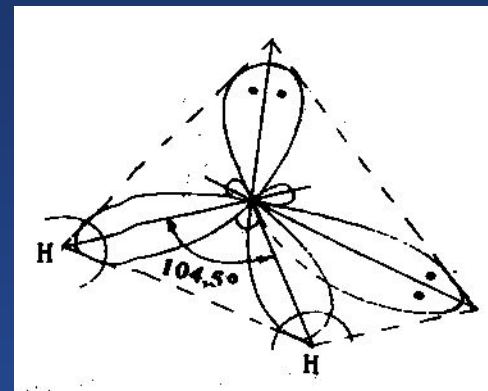
Строение молекулы метана



Примеры молекул



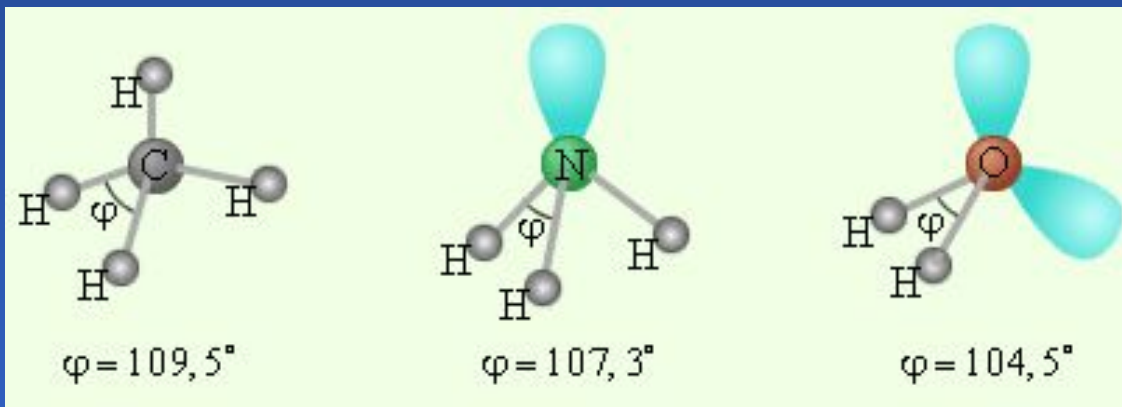
HCl



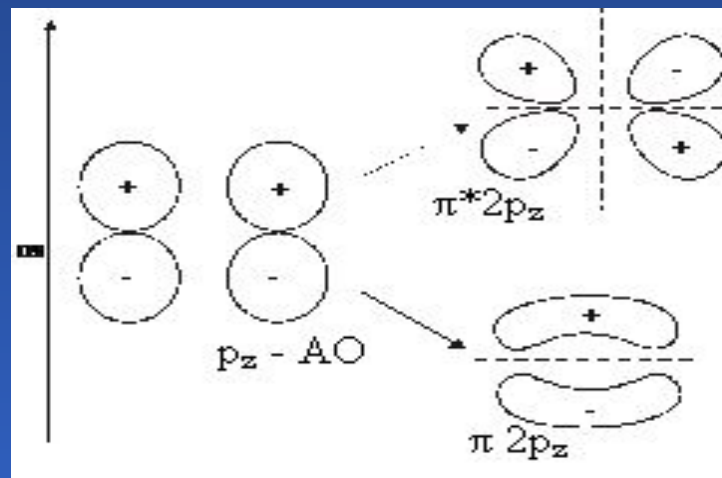
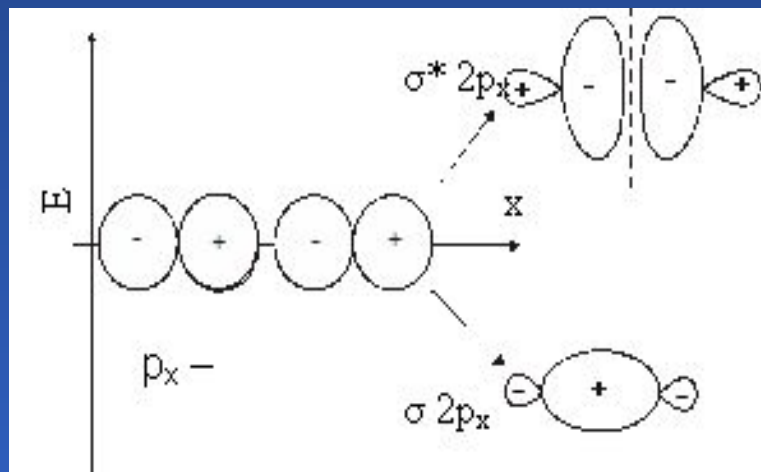
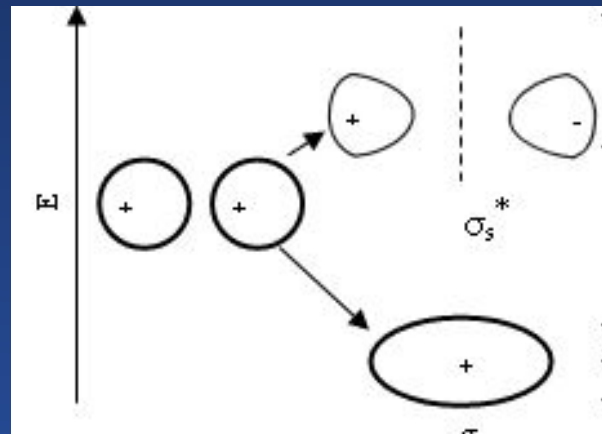
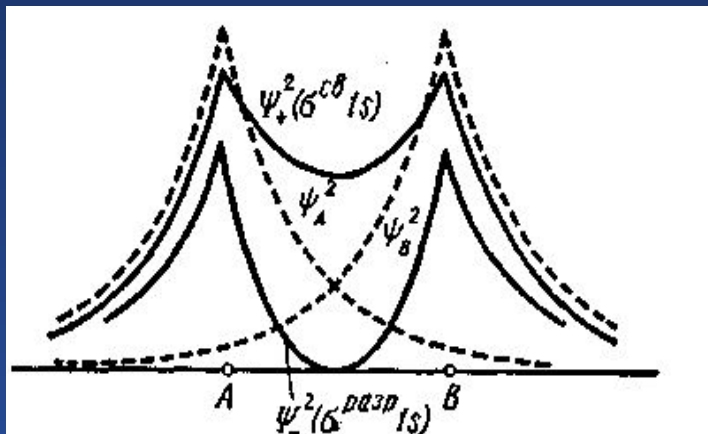
CH₄

NH₃

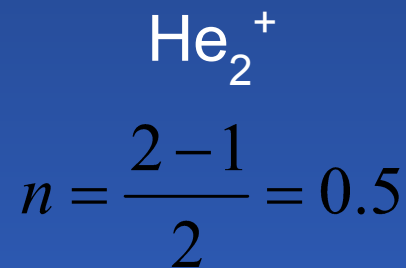
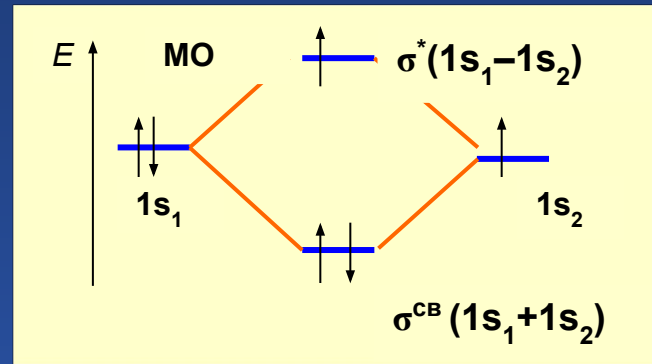
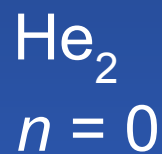
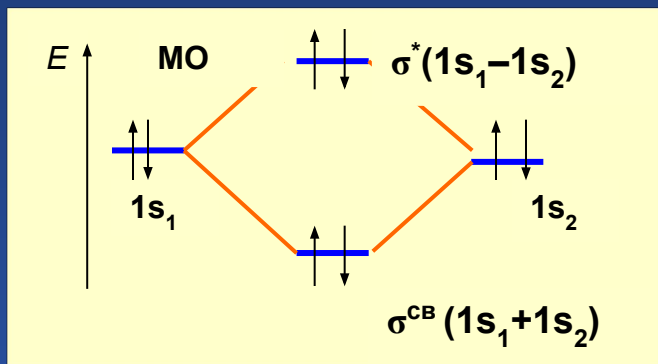
H₂O



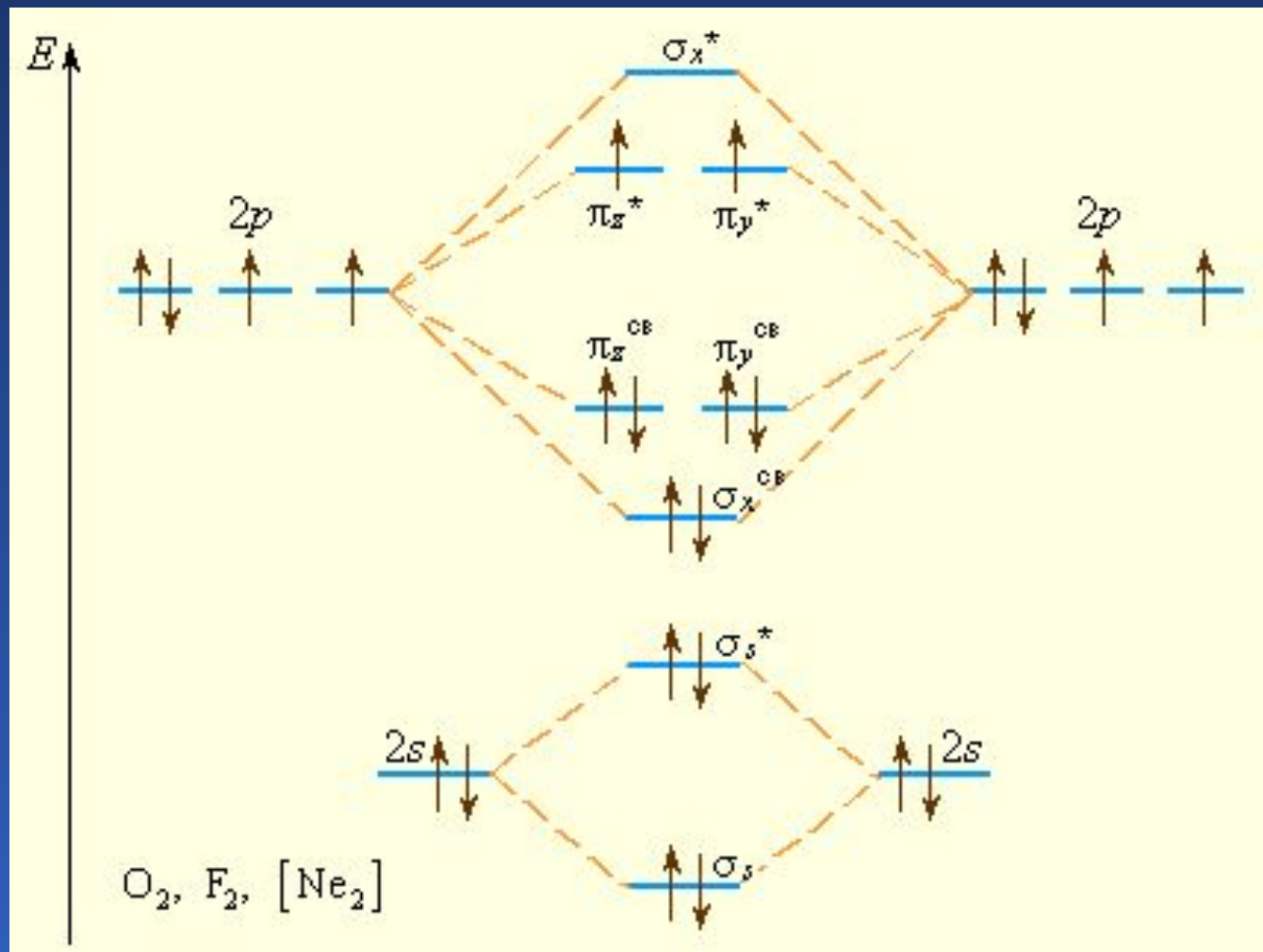
Метод молекулярных орбиталей



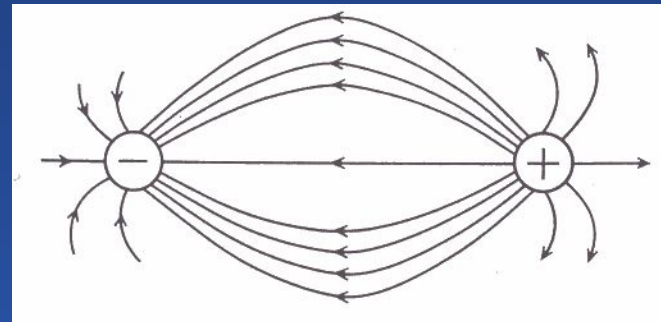
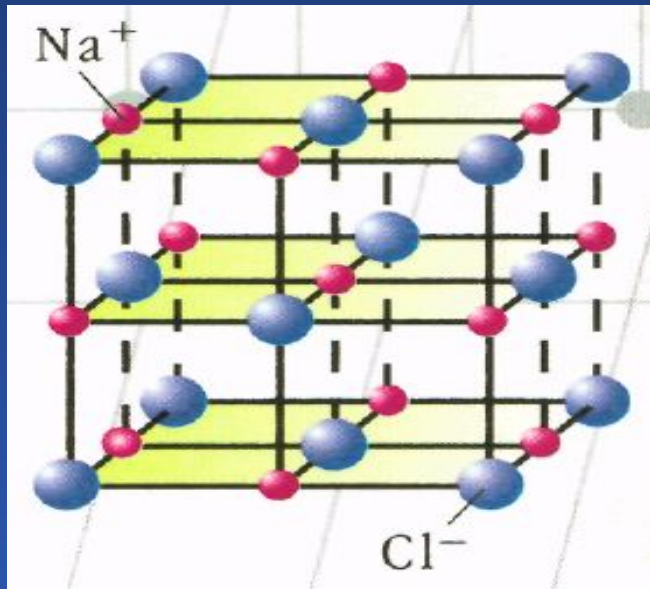
Двухатомные гомоядерные молекулы 1-го периода



Молекула кислорода ММО

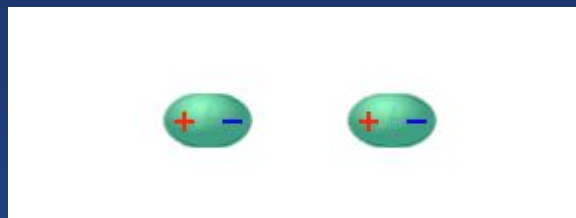


Ионная связь

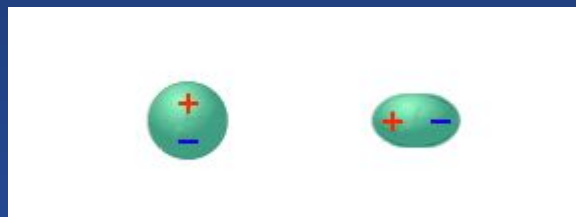


Межмолекулярное взаимодействие

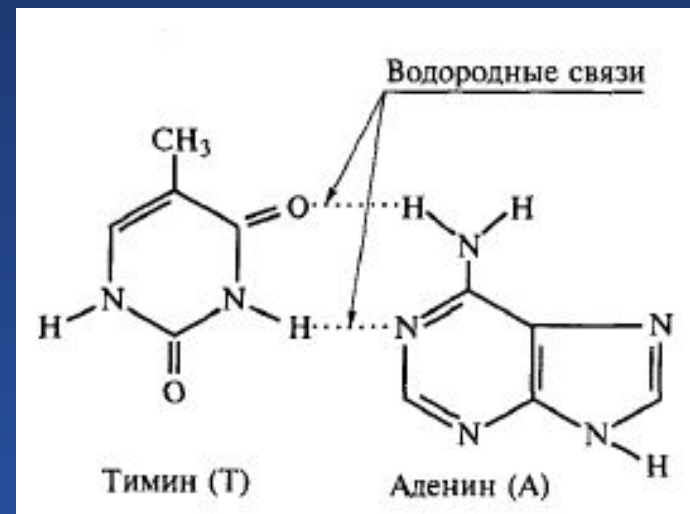
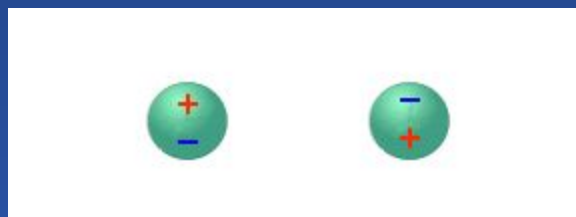
Ориентационное



Индукционное



Дисперсионное



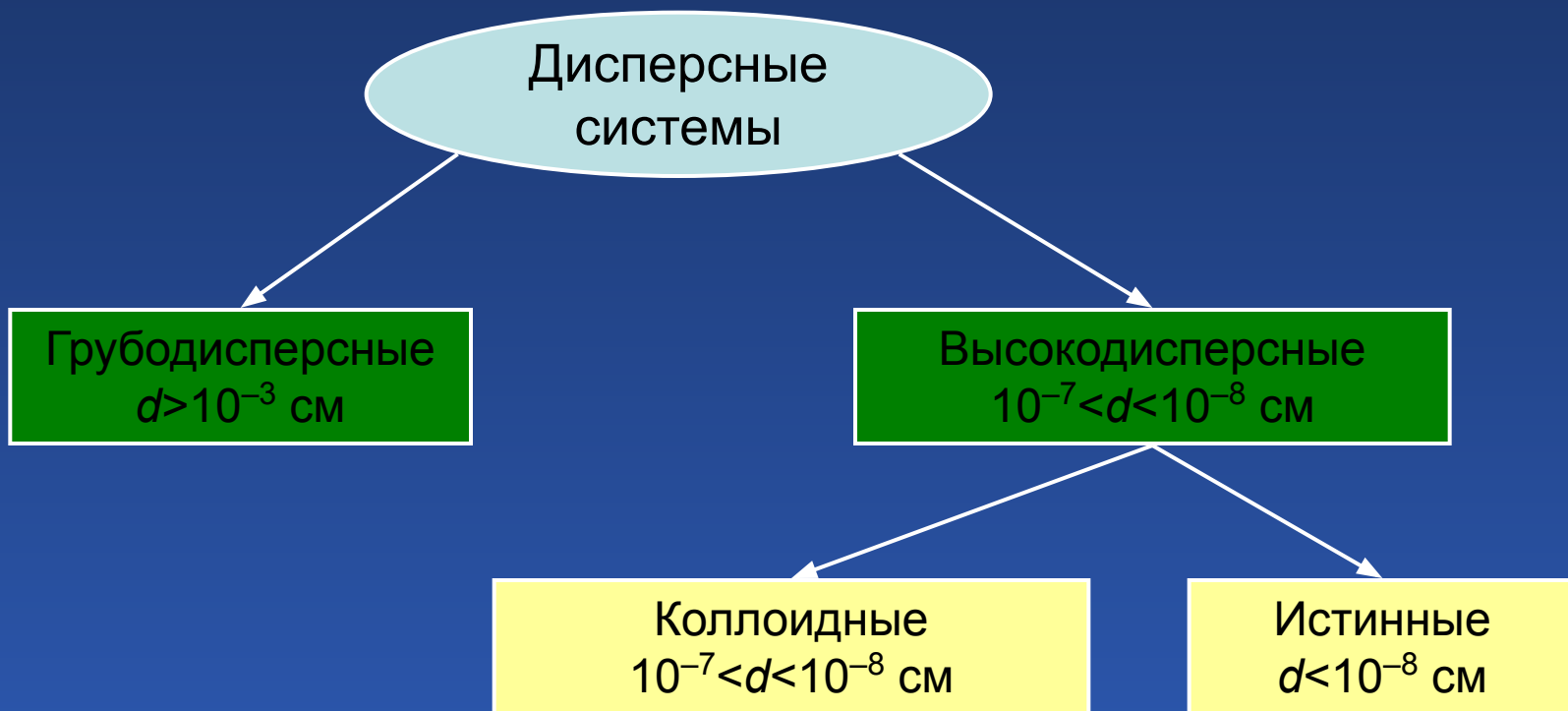
Водородная связь



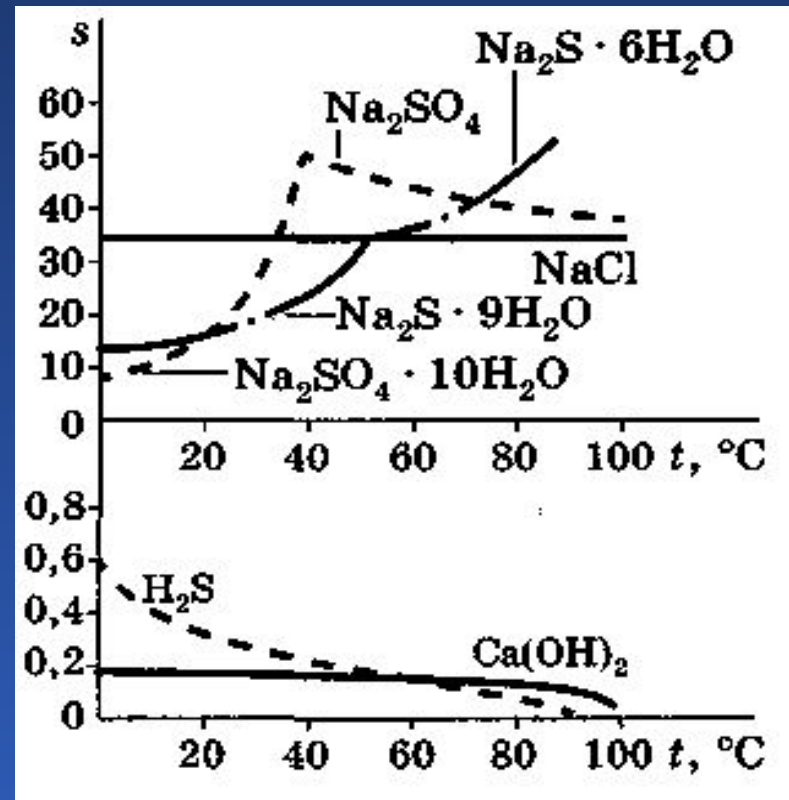
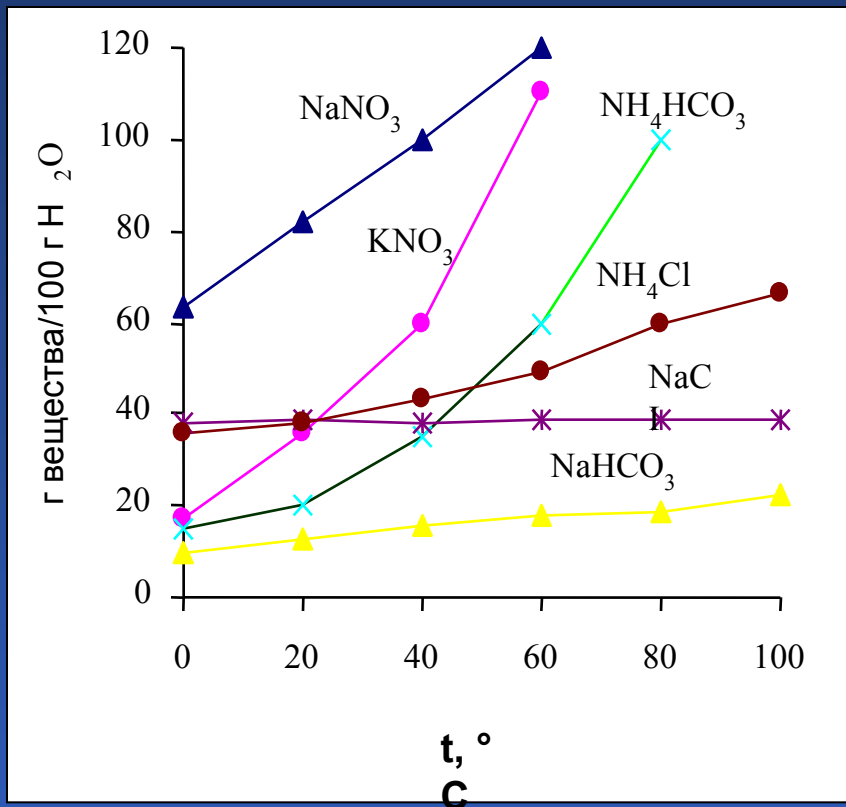
Раздел 4

Растворы и дисперсные системы

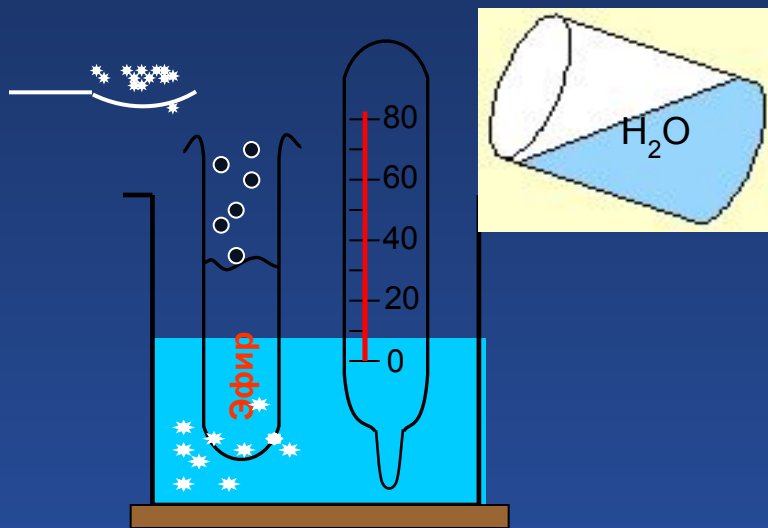
Дисперсные системы



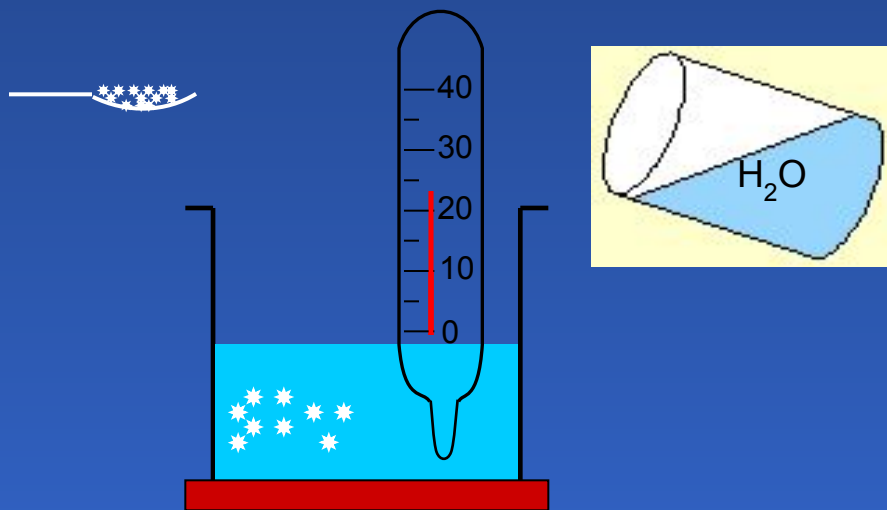
Кривые растворимости



Тепловые эффекты растворения



Экзотермическая
 $Q > 0$, $\Delta H < 0$



Эндотермическая
 $Q < 0$, $\Delta H > 0$

Концентрация растворов

Массовая доля $\omega = \frac{m_x}{m_{\text{р-ра}}} \cdot 100, \%$

$$M(f_{\text{ЭКВ}X} \cdot M_{(X)}) = f_{\text{ЭКВ}(X)} * M_{(X)}$$

Молярная концентрация $C = \frac{m}{M \cdot V}$ МОЛЬ/Л.

Молярная концентрация эквивалента $C_{(f_{\text{ЭКВ}(X)} \cdot X)} = \frac{n(f_{\text{ЭКВ} \cdot (X)} \cdot X)}{V}$

Количество эквивалентов вещества X $n(f_{\text{ЭКВ}(X)} \cdot X) = \frac{m_{(X)}}{M(f_{\text{ЭКВ}(X)} \cdot M_{(X)})}$

Молярная масса эквивалента вещества X $M(f_{\text{ЭКВ}X} \cdot M_{(X)}) = f_{\text{ЭКВ}(X)} \cdot M_{(X)}$

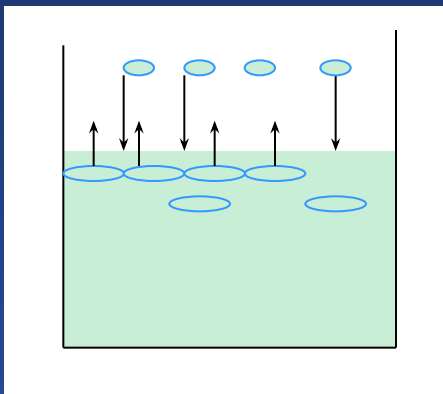
Фактор эквивалентности

Коллигативные свойства

Вант-Гофф

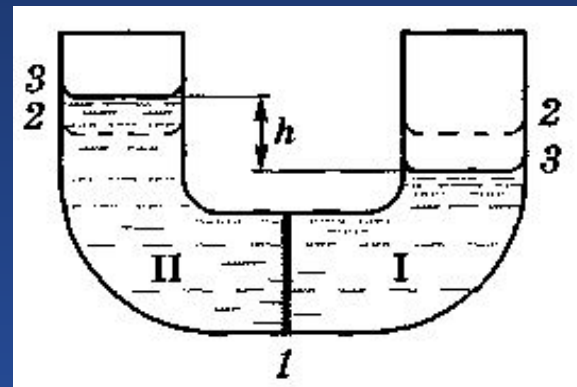
Давление пара над раствором

Осмотическое давление



1 закон Рауля:

$$\frac{P_1^0 - P_1}{P_1^0} \text{ или } \frac{\Delta P}{P_0} = X_2.$$



Температуры кипения и кристаллизации растворов

$$\Delta t_{\text{кип}} = E \cdot C_m$$

– 2 закон Рауля.

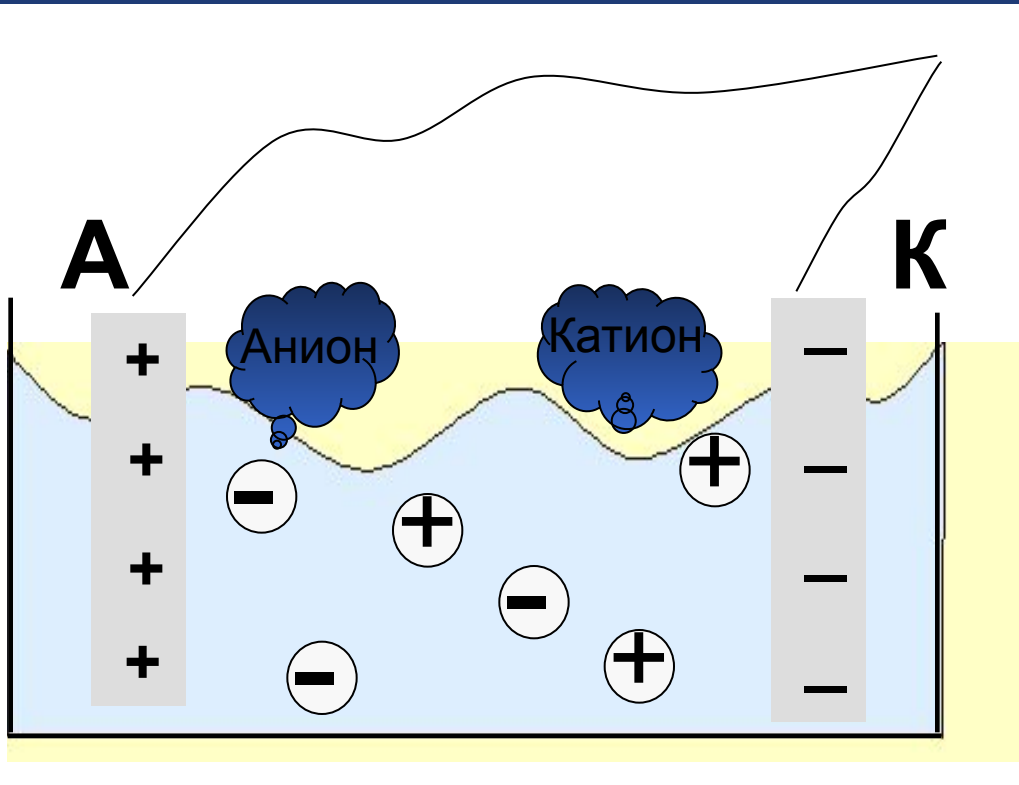
$$\Delta t_{\text{крис}} = K \cdot C_m$$

E – эбулиоскопическая;
 K – криоскопическая постоянная растворителя;
 C_m – моляльная концентрация раствора.

Схема возникновения осмоса:
 1 – полупроницаемая перегородка;
 2 – начальный уровень растворов I и II ($C_{II} > C_I$);
 3 – равновесный уровень растворов.

$$P_{\text{осм}} = C_M \cdot R \cdot T.$$

Электролиты

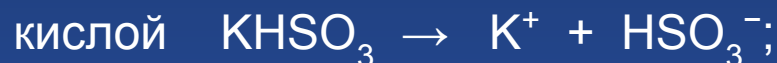


Это растворы:

- щелочей;
- солей;
- неорганических кислот в воде;
- растворы ряда солей в органических растворителях.

Теория электролитической диссоциации

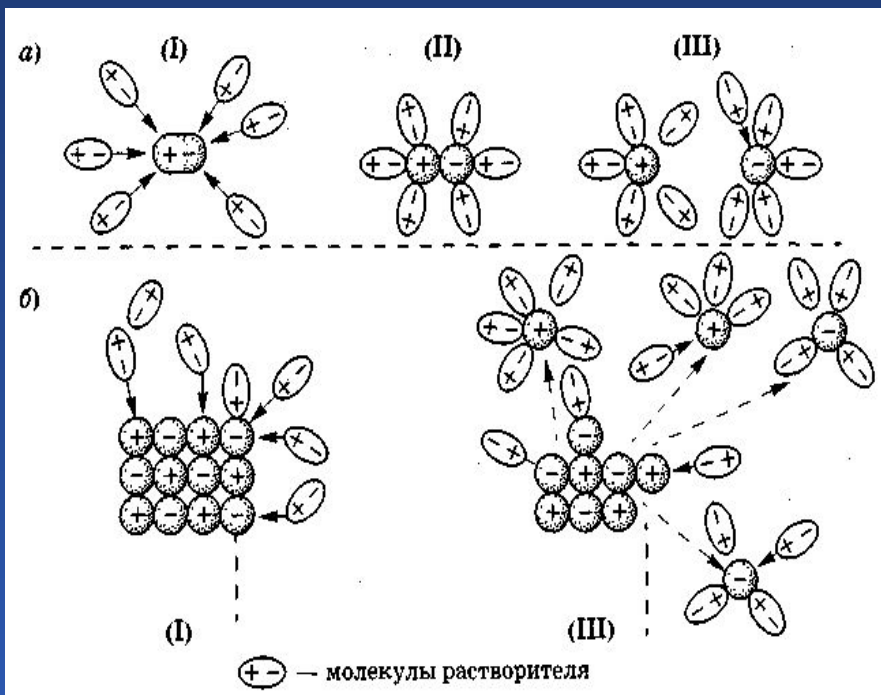
Диссоциация солей с ионной связью:



Диссоциация полярных молекул:



Слабый электролит:



Этапы электролитической диссоциации полярных молекул (а) и ионных кристаллов (б):

I – сольватация; II – ионизация;

III – диссоциация.

Классификация электролитов в воде

Сильные

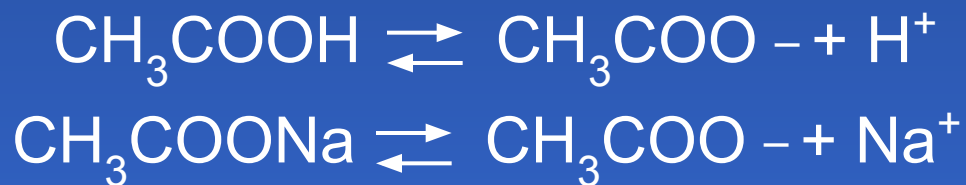
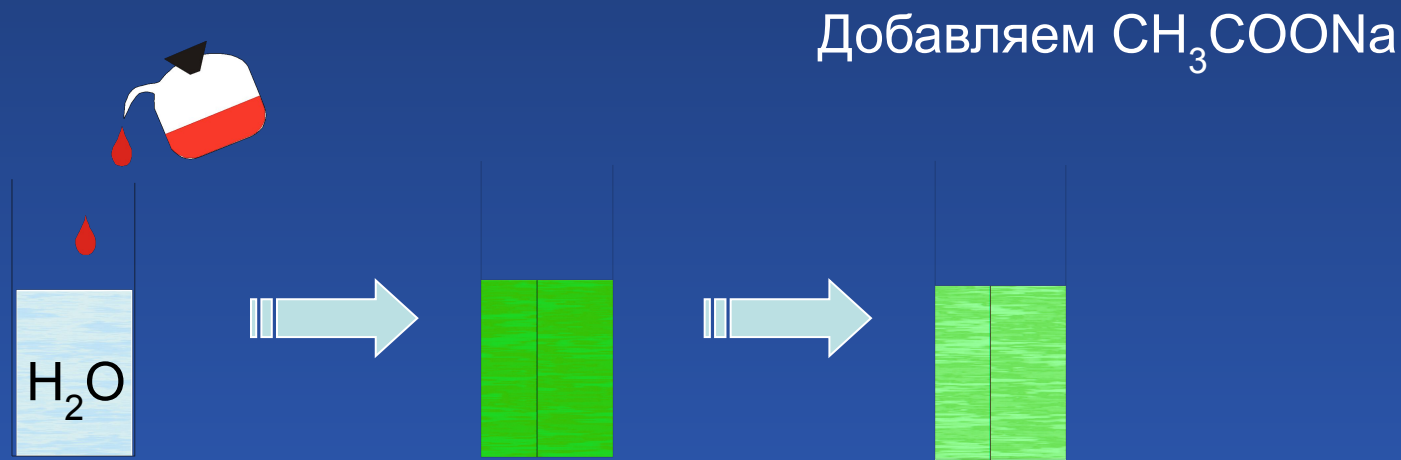
Соли	Основания	Кислоты
Практически все	Гидроксиды щелочных и щелочноземельных металлов: от LiOH к CsOH, Ba(OH) ₂	HCl, HBr, HI
		H ₂ SO ₄ , HNO ₃ , HClO ₃ , HClO ₄

Слабые

Соли	Основания	Кислоты
Некоторых металлов: HgCl ₂ , CdJ ₂ , Fe(CNS) ₃	Водный раствор аммиака, нерастворимые, амфотерные: Mg(OH) ₂ , Be(OH) ₂ .	HF, H ₂ S, HCN,
		H ₂ SO ₃ , HNO ₂ , H ₂ CO ₃ , H ₃ PO ₄ , H ₃ PO ₃ , H ₂ SiO ₃ , CH ₃ COOH

Смещение равновесия слабого электролита

В пробирку с водой добавляем CH_3COOH + МЕТИЛ ОРАНЖ –
цвет красный.



Растворы слабых электролитов

Диссоциация:

- $\text{H}_3\text{PO}_4 \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{H}_2\text{PO}_4^-$, $K_1 = 7,1 \cdot 10^{-3}$,
 $\alpha = 27\%$;
- $\text{H}_2\text{PO}_4^- \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{HPO}_4^{2-}$, $K_2 = 6,2 \cdot 10^{-8}$,
 $\alpha = 0,15\%$;
- $\text{HPO}_4^{2-} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{PO}_4^{3-}$, $K_3 = 5,0 \cdot 10^{-13}$,
 $\alpha = 0,005\%$.

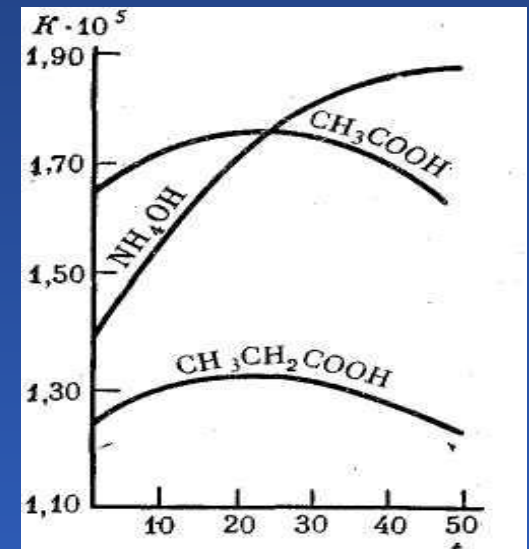
Константа равновесия:



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

Закон разбавления Оствальда:

$$\alpha = \sqrt{\frac{K}{C_M}}$$

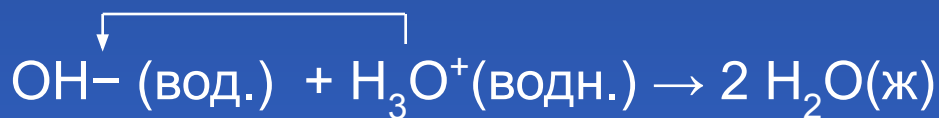
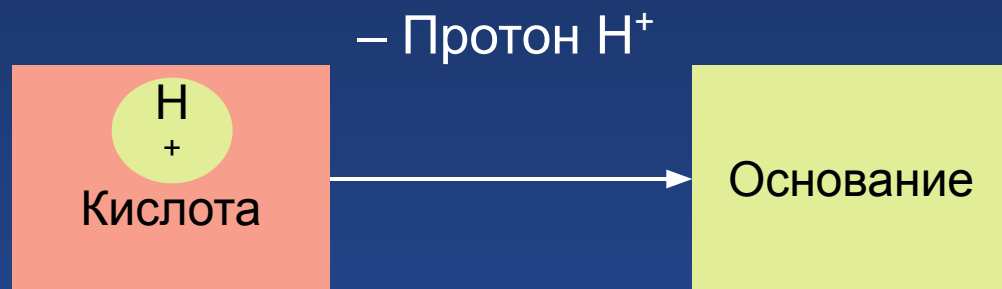


Зависимости K_d некоторых слабых электролитов в водных растворах от температуры

Индикаторы



Протолитическая теория кислот и оснований



Кислота – донор катионов водорода:



Основание – акцептор катионов водорода:



Ионнообменные реакции

Необратимые реакции

Образуется осадок (↓)



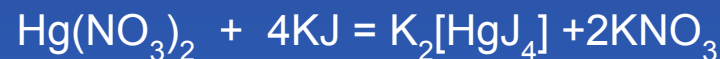
Выделяются газообразные вещества



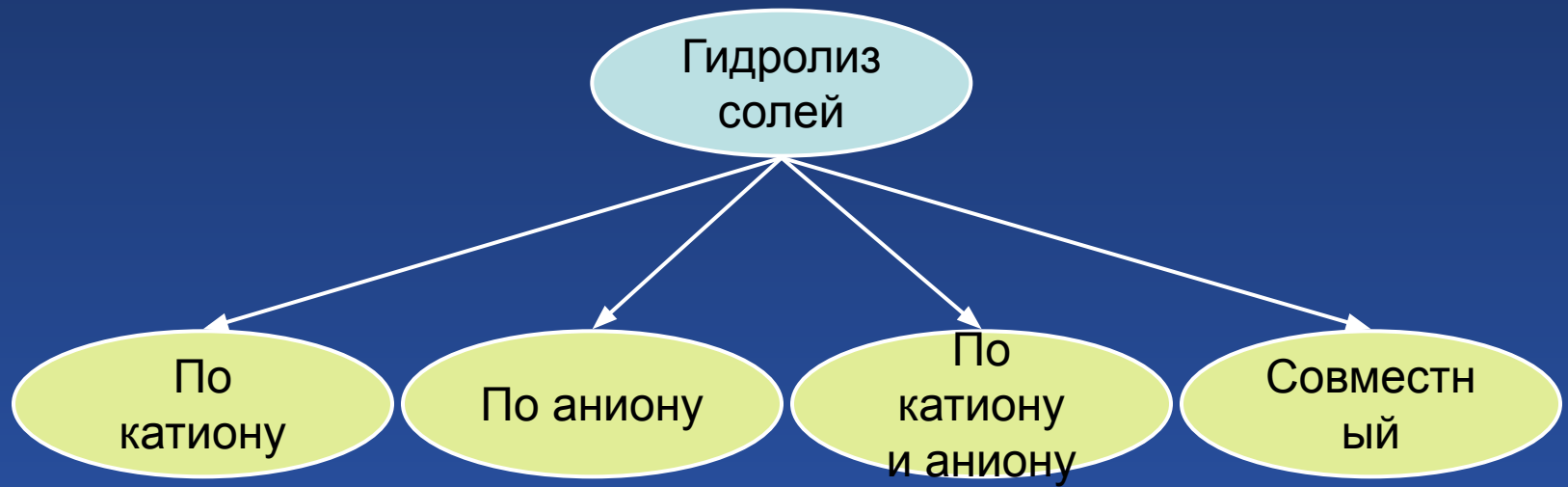
Образуется слабый электролит



Образуются комплексные соединения



Гидролиз солей



Гидролиз по катиону

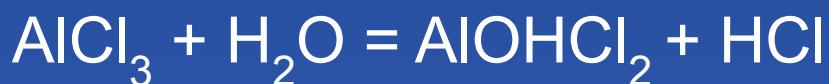


Катион однозаряден:

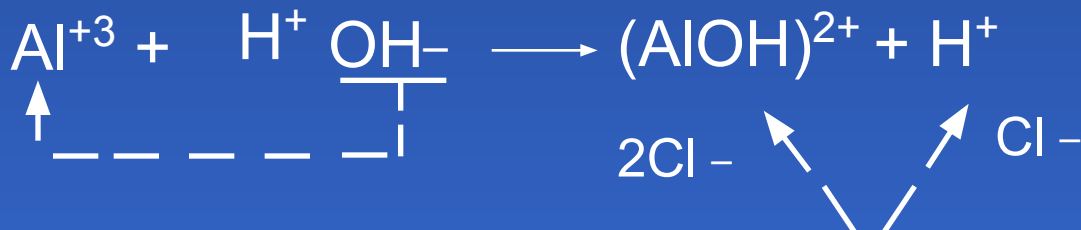


Среда кислая
pH < 7

Катион многозаряден:

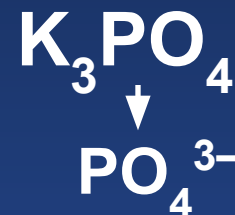
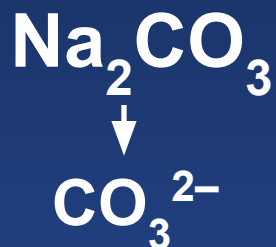


Гидроксохлорид алюминия

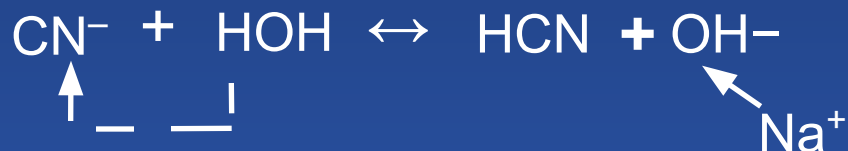


Среда кислая
pH < 7

Гидролиз по аниону



Однозарядный анион :



Среда щелочная
 $\text{pH} > 7$

Многозарядный анион:



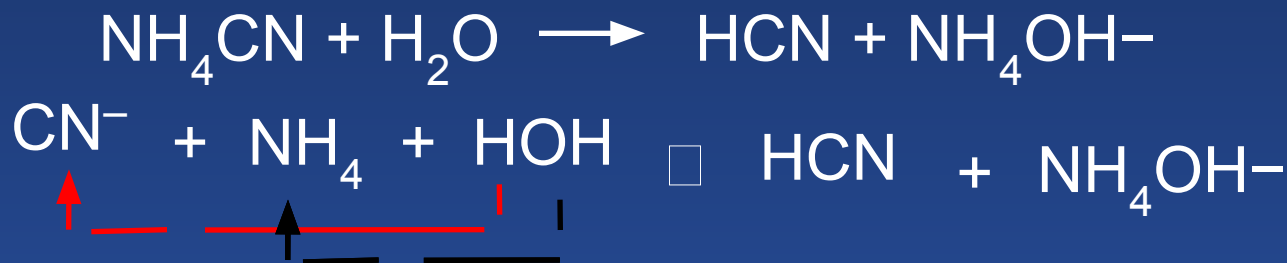
Гидросульфит натрия



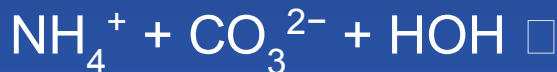
Среда щелочная
 $\text{pH} > 7$

Гидролиз по катиону и аниону

Однозарядный катион и анион :



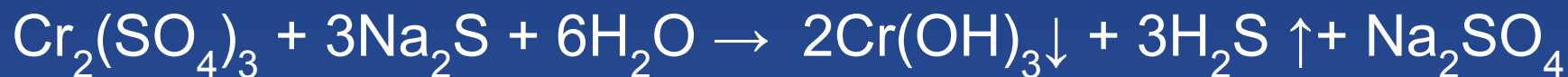
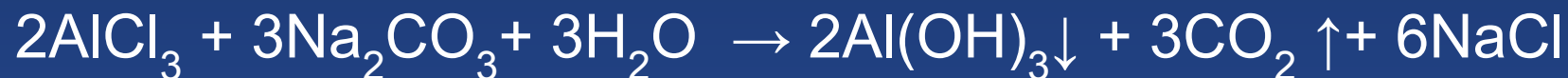
Однозарядный катион и многозарядный анион :



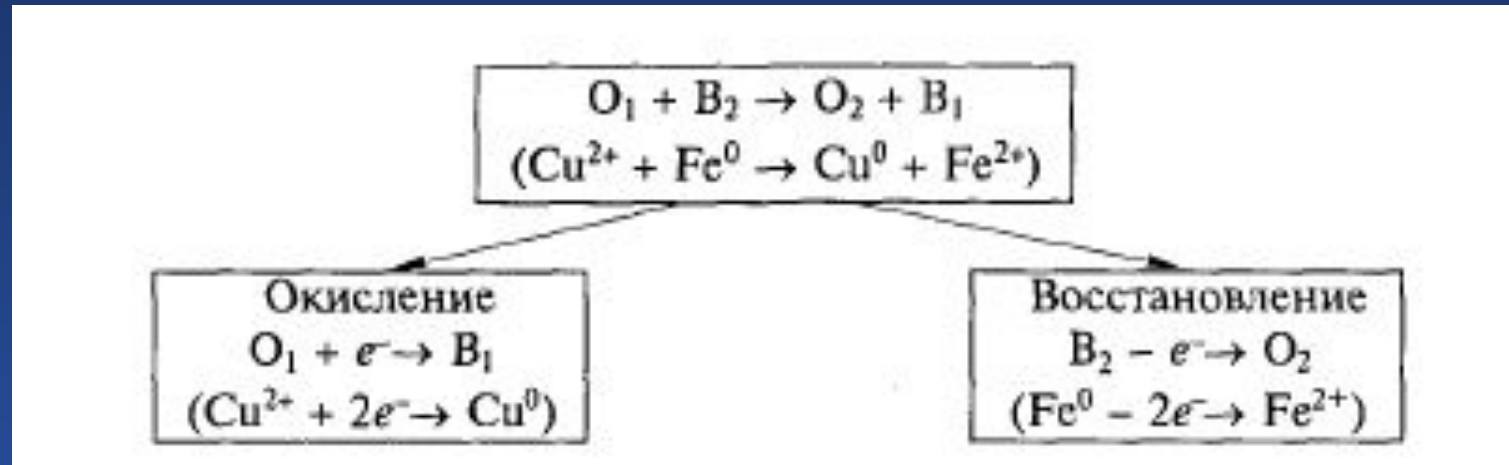
Многозарядный катион и однозарядный анион :



Реакции обмена, сопровождающиеся гидролизом



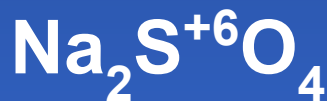
Окислительно-восстановительные реакции



В любой окислительно-восстановительной реакции принимают участие две сопряженные пары «окислитель-восстановитель» – O_1, B_1 и O_2, B_2 .

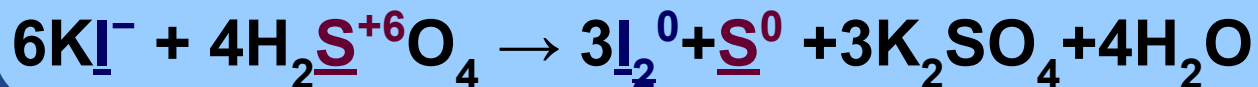
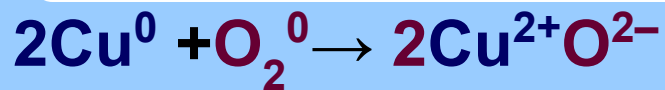
Хотя окисление без восстановления невозможно, сами процессы можно записать отдельно.

Элементы в промежуточной степени окисления

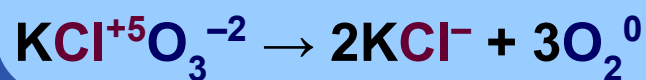
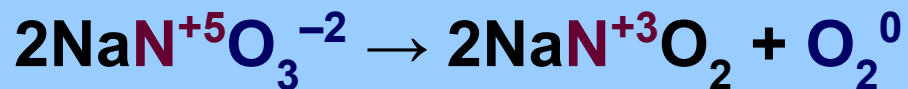
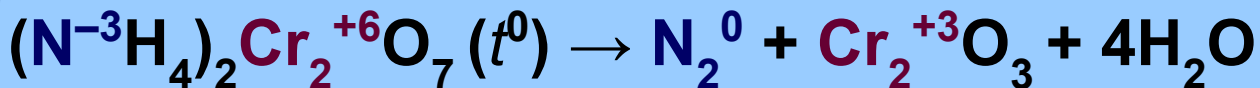


Типы ОВР

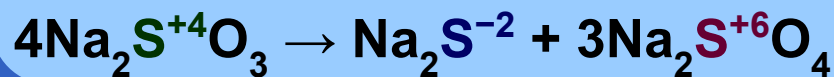
Межмолекулярные



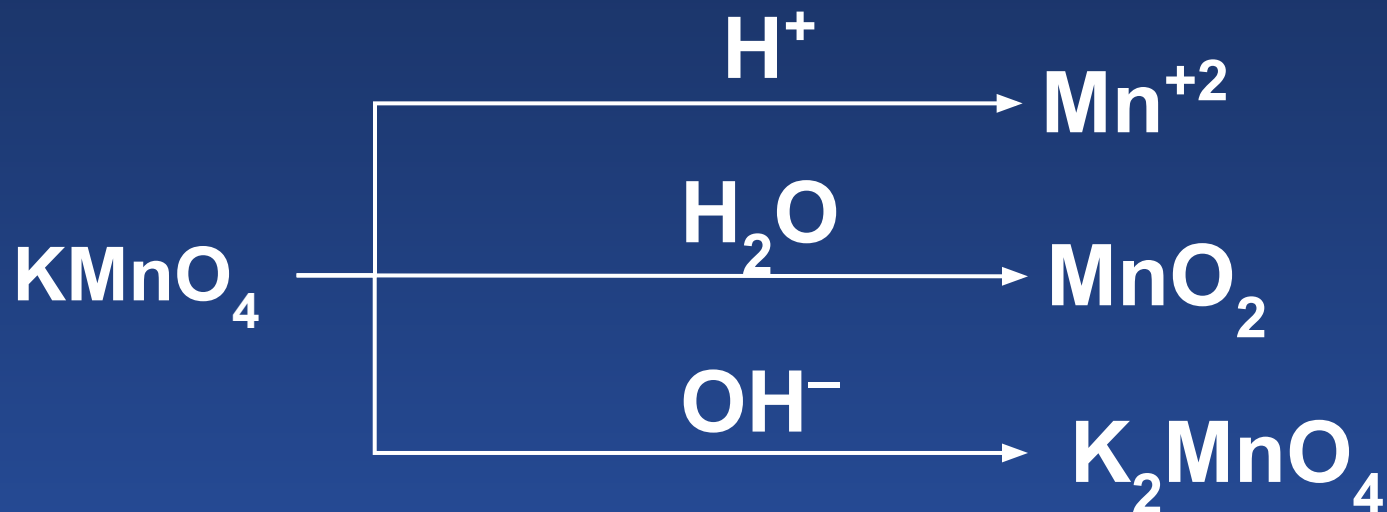
Внутримолекулярные



Диспропорционирование



Перманганат калия

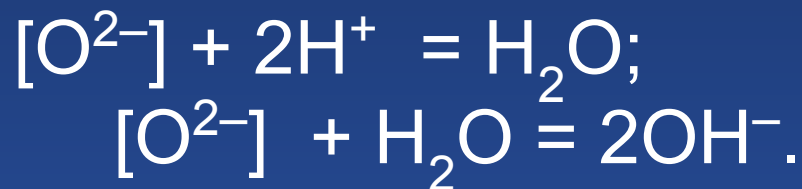


Ионно-электронный метод



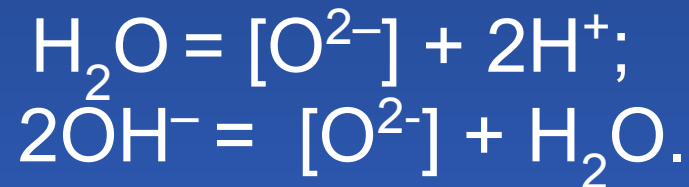
а) кислая среда

б) щелочная и нейтральная среды



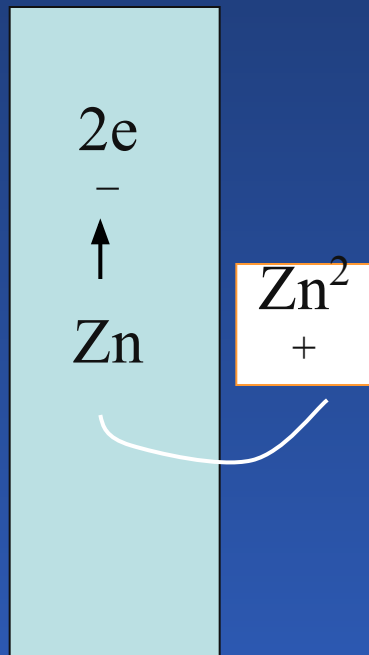
а) кислая и нейтральная среды

б) щелочная среда

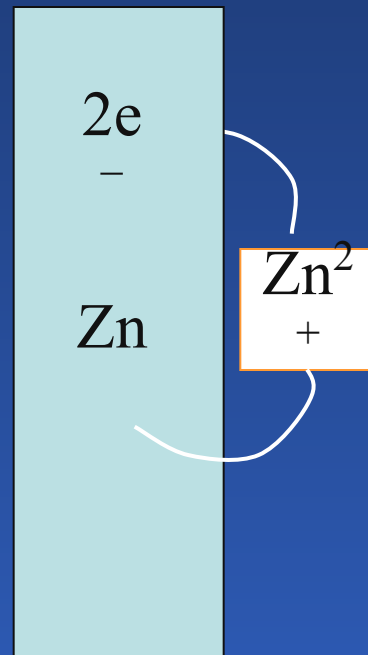


Электродные процессы

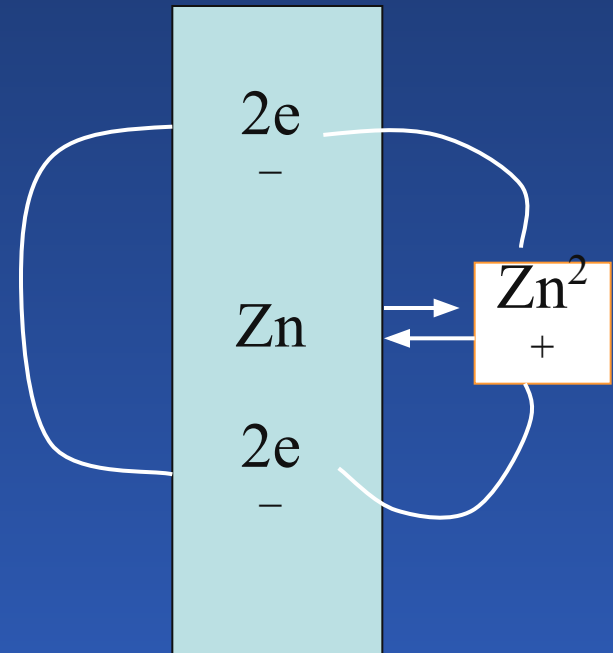
Окисление



Восстановление

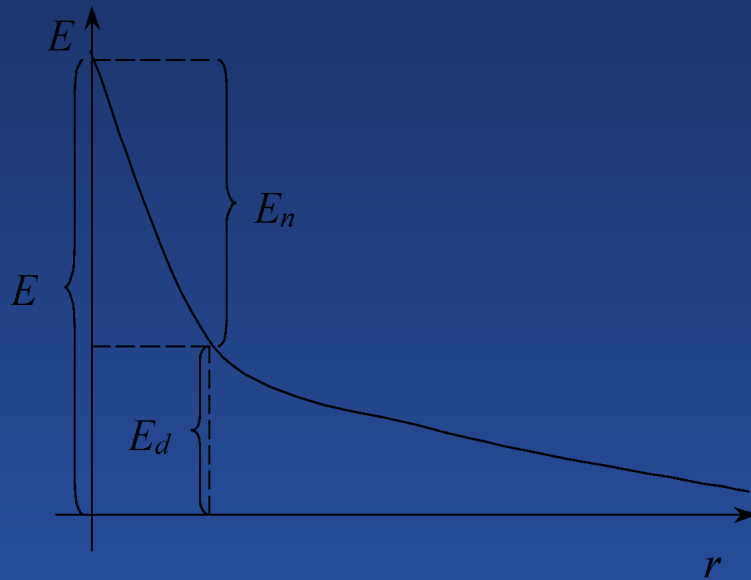


Равновесный потенциал



$$E_{\text{окисл/восст}} = E^0_{\text{окисл/восст}} + \frac{RT}{nF} \ln \frac{C_{\text{окисл}}}{C_{\text{восст}}}$$

Двойной электрический слой



Распределение потенциала в двойном электрическом слое: r — расстояние от поверхности металла

Два случая формирования потенциала: а — активный металл, отрицательный потенциал; б — малоактивный металл, положительный потенциал

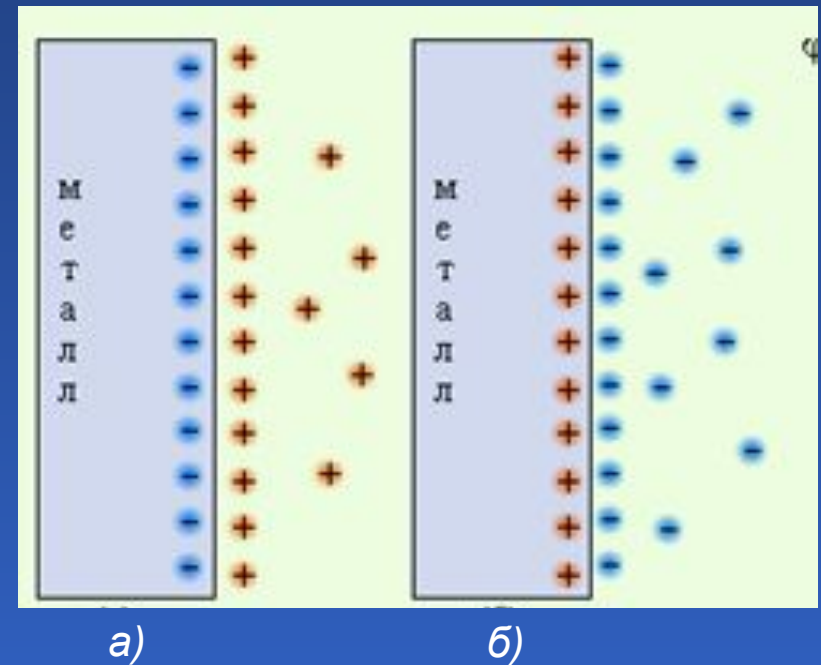
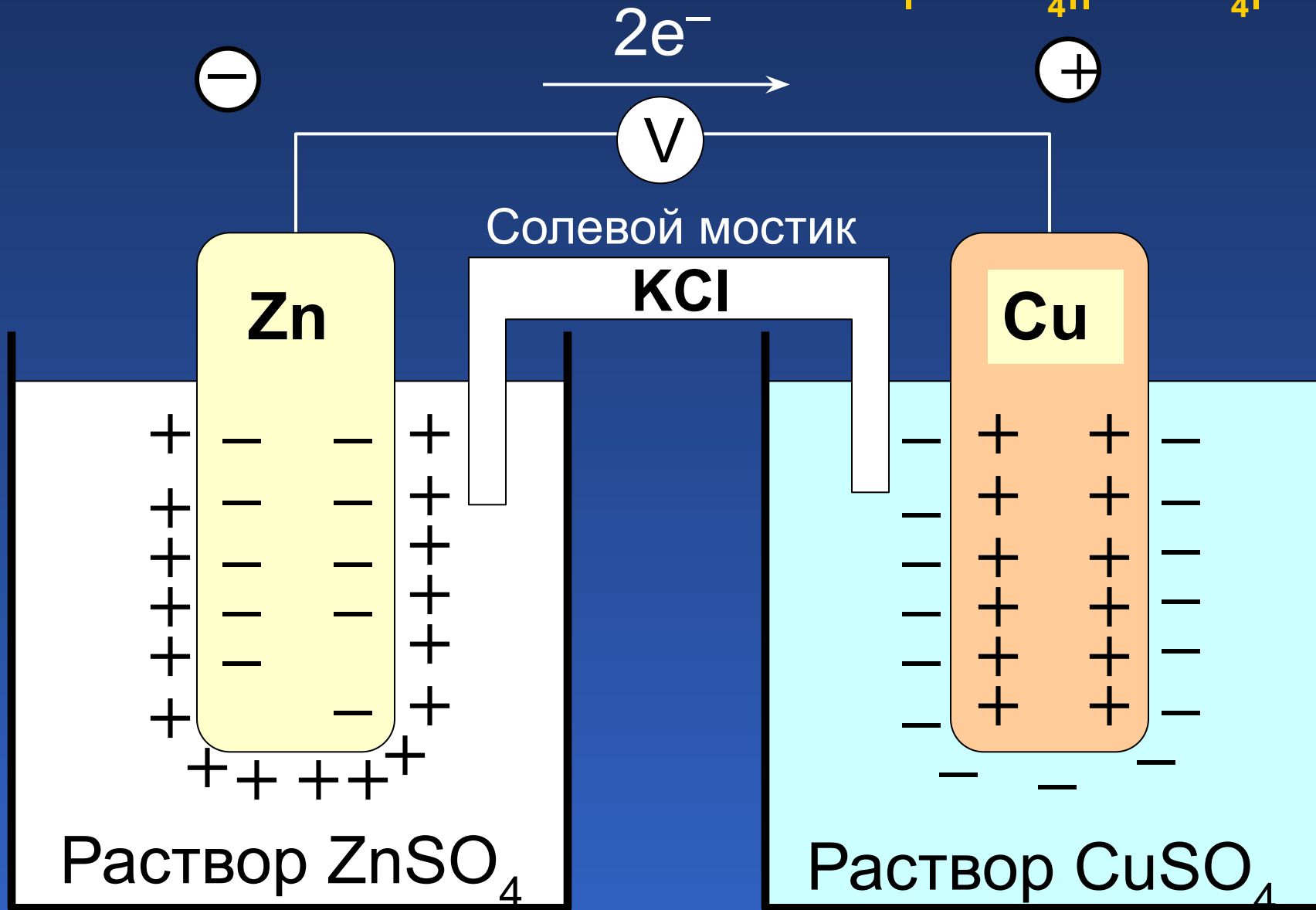


Схема гальванического элемента $Zn^0|ZnSO_4||CuSO_4|Cu^0$



Процессы на аноде и катоде

Анод



Катод



окисление



восстанов-

ление



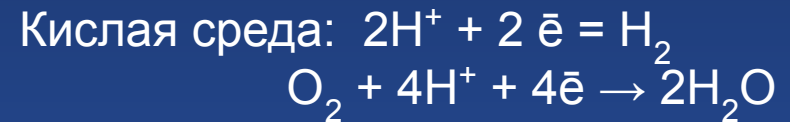
$$E^0 = \phi_K^0 - \phi_A^0$$

$$E_{\text{Cu-Zn}}^0 = 0,34 - (-0,76) = 1,1 \text{ В.}$$

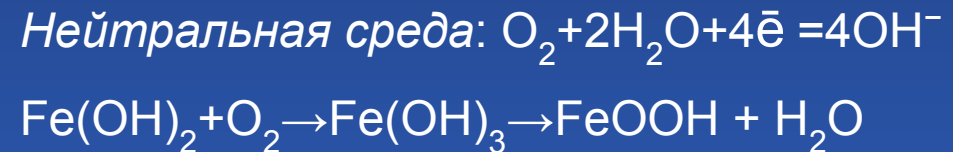
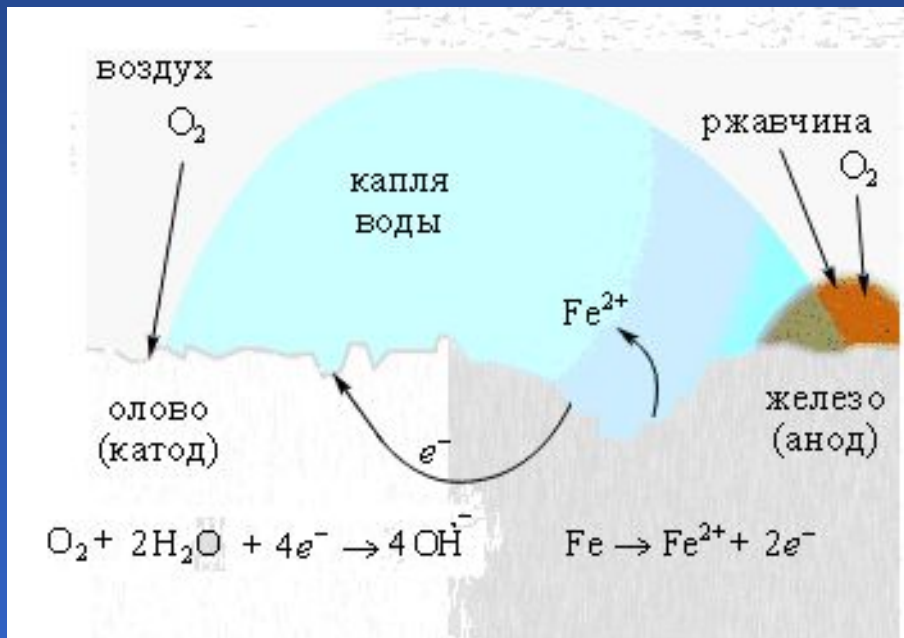
Коррозия металлов

Электрохимическая коррозия

Водородная деполяризация



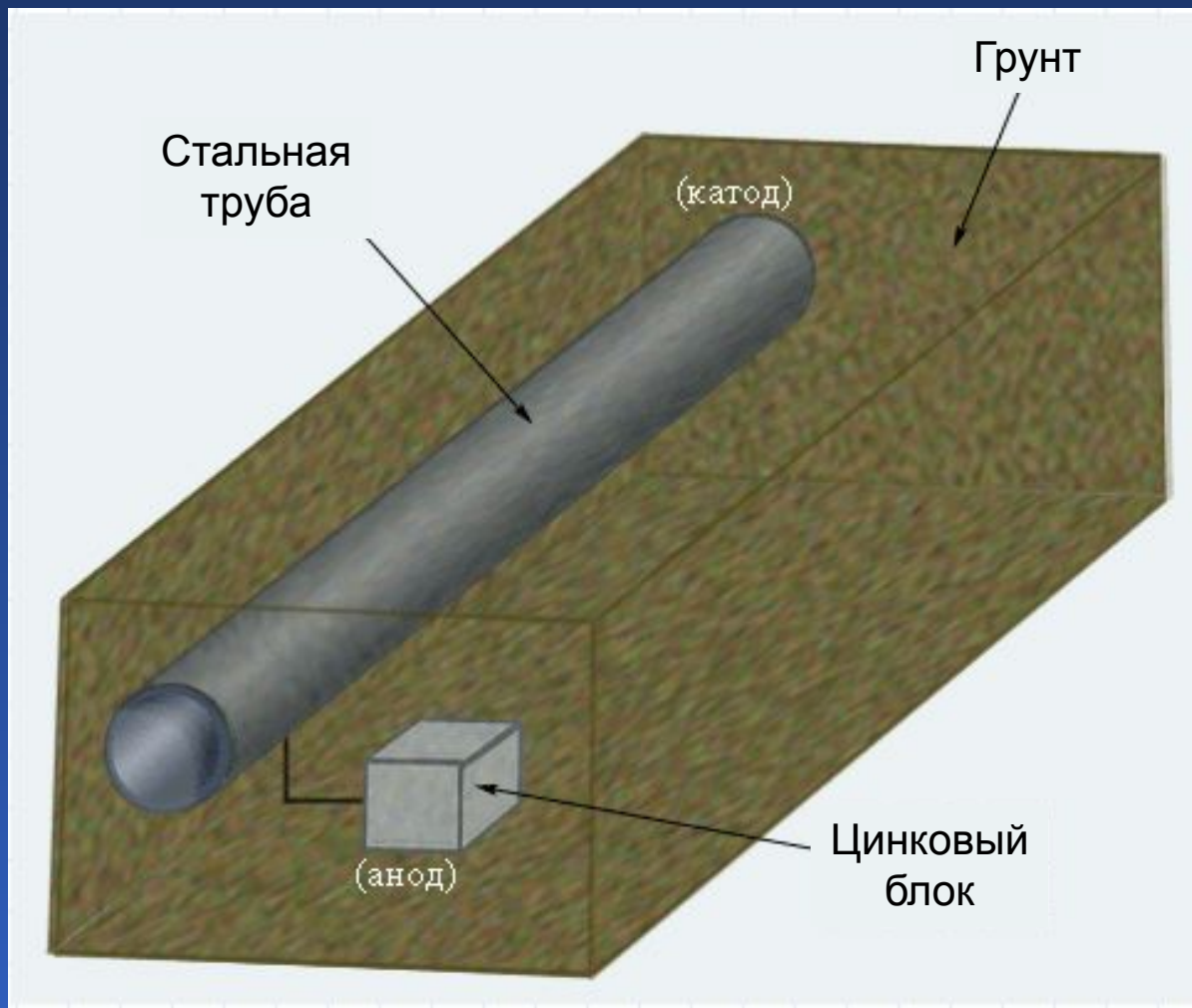
Кислородная деполяризация



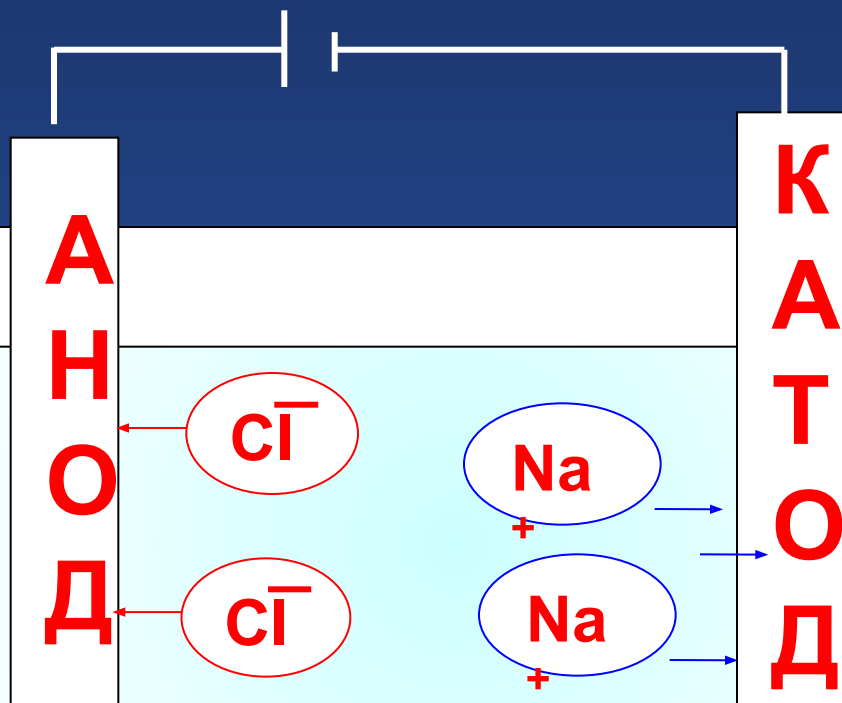
Защита от коррозии



Протекторная защита



Электролиз расплава



Электролиз водных растворов

Катодные процессы

Li Rb K Ba Ca Na Mg	Al Mn Zn Cr Fe Co	Sn Pb H Cu Hg Ag Pt Au
Восстанавливается: $2\text{H}_2\text{O} + 2\text{e}^- = \text{H}_2 + 2\text{OH}^-$ или $2\text{H}^+ + 2\text{e}^- = \text{H}_2$	Совместное восстановление: $\text{Me}^{n+} + z\text{e}^- = \text{Me}^0$ $2\text{H}_2\text{O} + 2\text{e}^- = \text{H}_2 + 2\text{OH}^-$	Восстанавливается: металл $\text{Me}^{n+} + n\text{e}^- = \text{Me}^0$

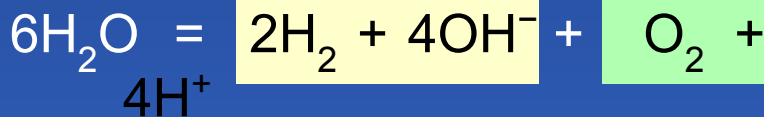
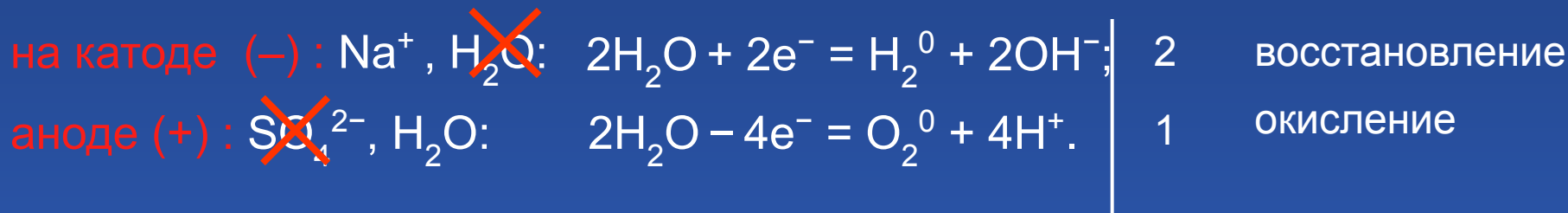
Анодные процессы

Водные растворы		Щелочные растворы
Окисляются анионы: $\text{R-COO}^- < \text{Cl}^- < \text{Br}^- < \text{I}^- < \text{S}^{2-}$ $2\text{Cl}^- - 2\text{e}^- = \text{Cl}_2$ $2\text{R-COO}^- - 2\text{e}^- = 2\text{CO}_2\uparrow + \text{R-R}$	Не окисляются анионы: $\text{F}^- < \text{SO}_4^{2-} < \text{NO}_3^- < \text{CO}_3^{2-} < \text{PO}_4^{3-}$, а окисляются молекулы воды: $2\text{H}_2\text{O} - 4\text{e}^- = \text{O}_2 + 4\text{H}^+$	Окисляются: $4\text{OH}^- - 4\text{e}^- = \text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$

Схема электролиза раствора

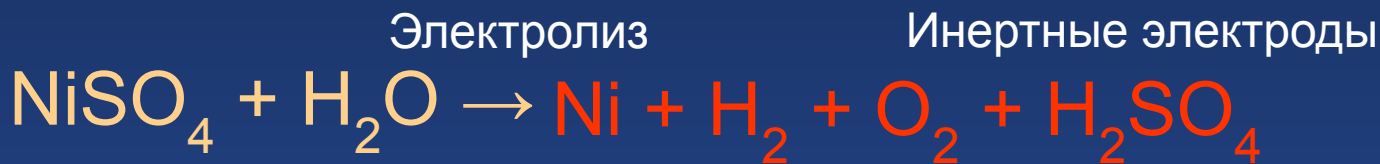


Процессы, протекающие

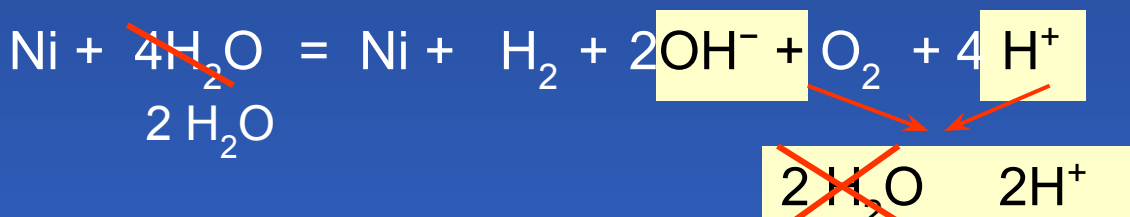
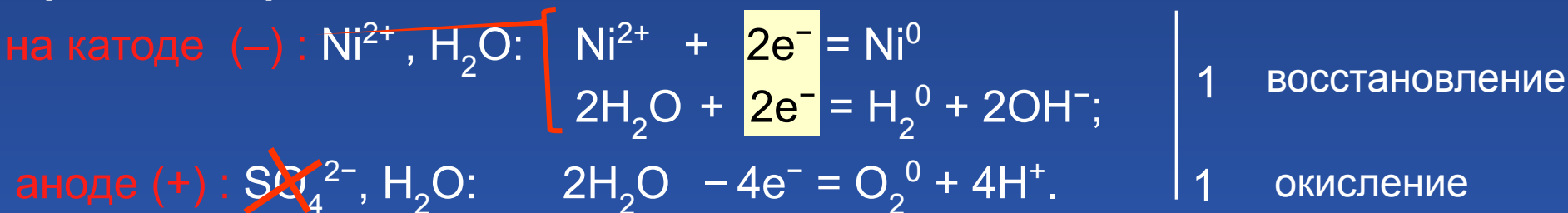


Продукты **на катоде**: H_2 , NaOH ;
на аноде: O_2 , H_2SO_4 .

Схема электролиза раствора



Процессы, протекающие



Общее уравнение электролиза

Продукты на катоде: Ni, H₂;
 на аноде: O₂, H₂SO₄.

Законы Фарадея



$$m = \frac{I \cdot t \cdot \mathcal{E}}{F}$$

где m – масса образовавшегося или подвергнувшегося превращению вещества;

\mathcal{E} – эквивалентная масса вещества;

I – сила тока, А;

t – время, с;

F – постоянная Фарадея: 96500 Кл/моль.

При превращении одного моля эквивалентов вещества на электроде через него проходит 96500 Кл (А·с).

Модуль 2

Химия элементов
и их соединений

Раздел 6

Общая характеристика ХИМИЧЕСКИХ ЭЛЕМЕНТОВ

Изменение свойств неметаллов

Уменьшение радиуса атомов.

Увеличение: сродства к электрону; окислительной активности.

Ослабление металлических свойств.



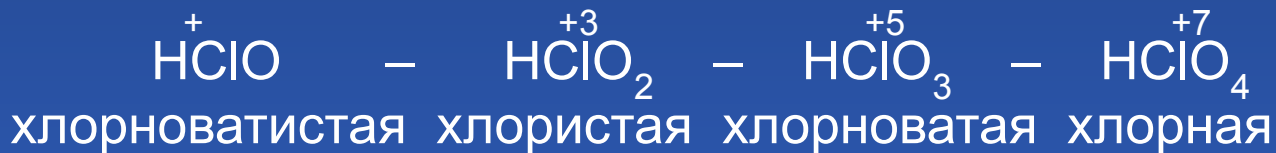
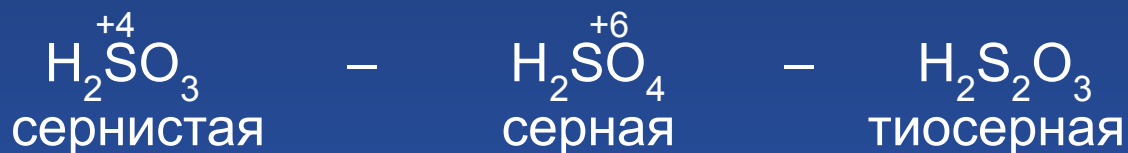
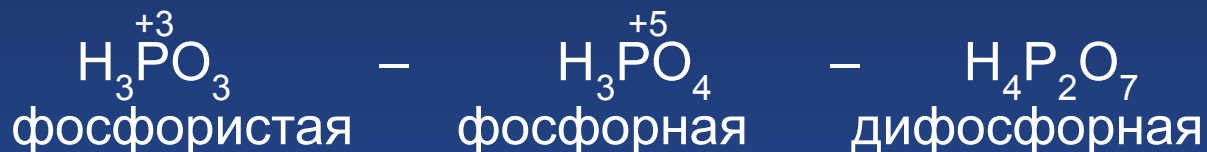
Период	Группа					
	IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA	VIIIA
n						
1					H	He
2	B	C	N	O	F	Ne
3	Al	Si	P	S	Cl	Ar
4	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
5	In	Sn	Sb	Te	I	Xe
6	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn
7	p ¹	p ²	p ³	p ⁴	p ⁵	p ⁶



Увеличение
радиуса атомов

Уменьшение:
сродства к электрону;
окислительной активности

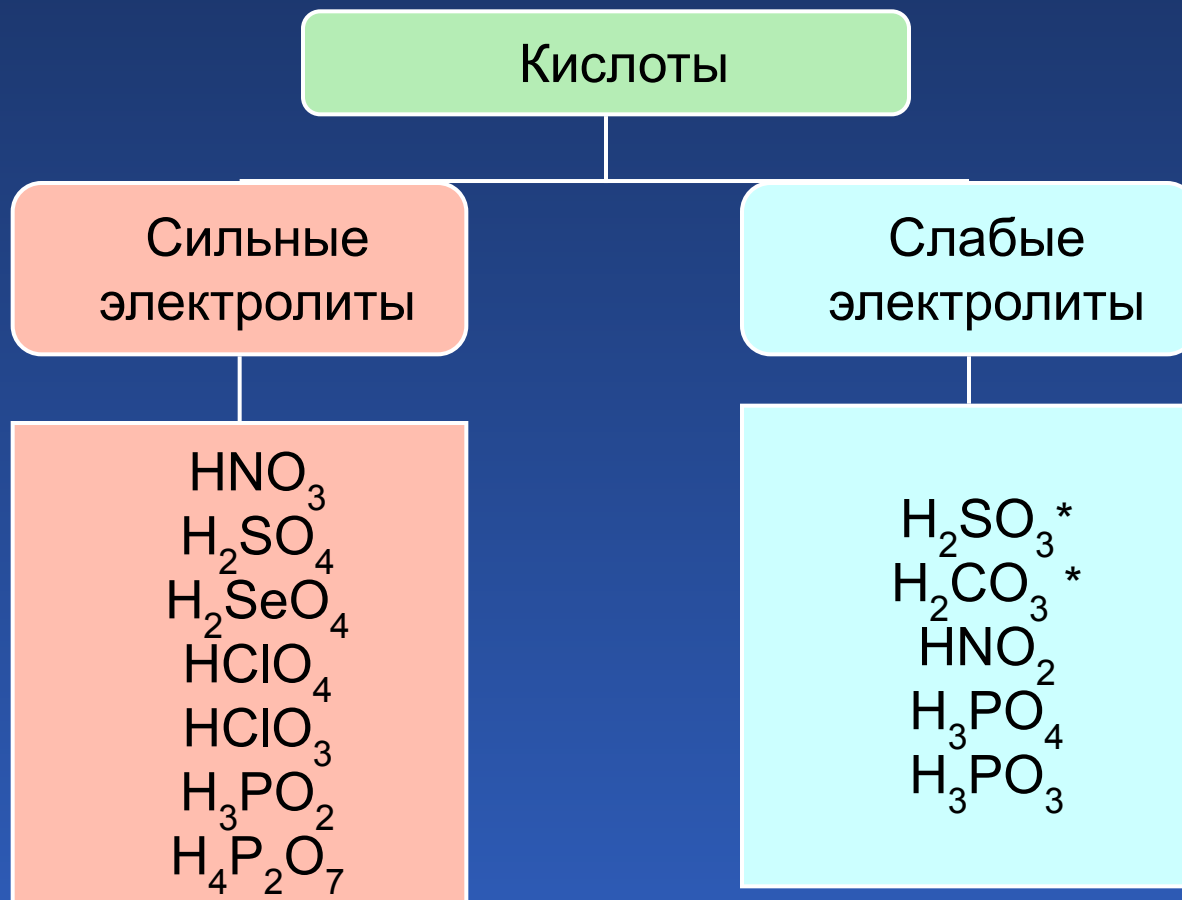
Изменение кислотных свойств соединений неметаллов



Усиление кислотных свойств

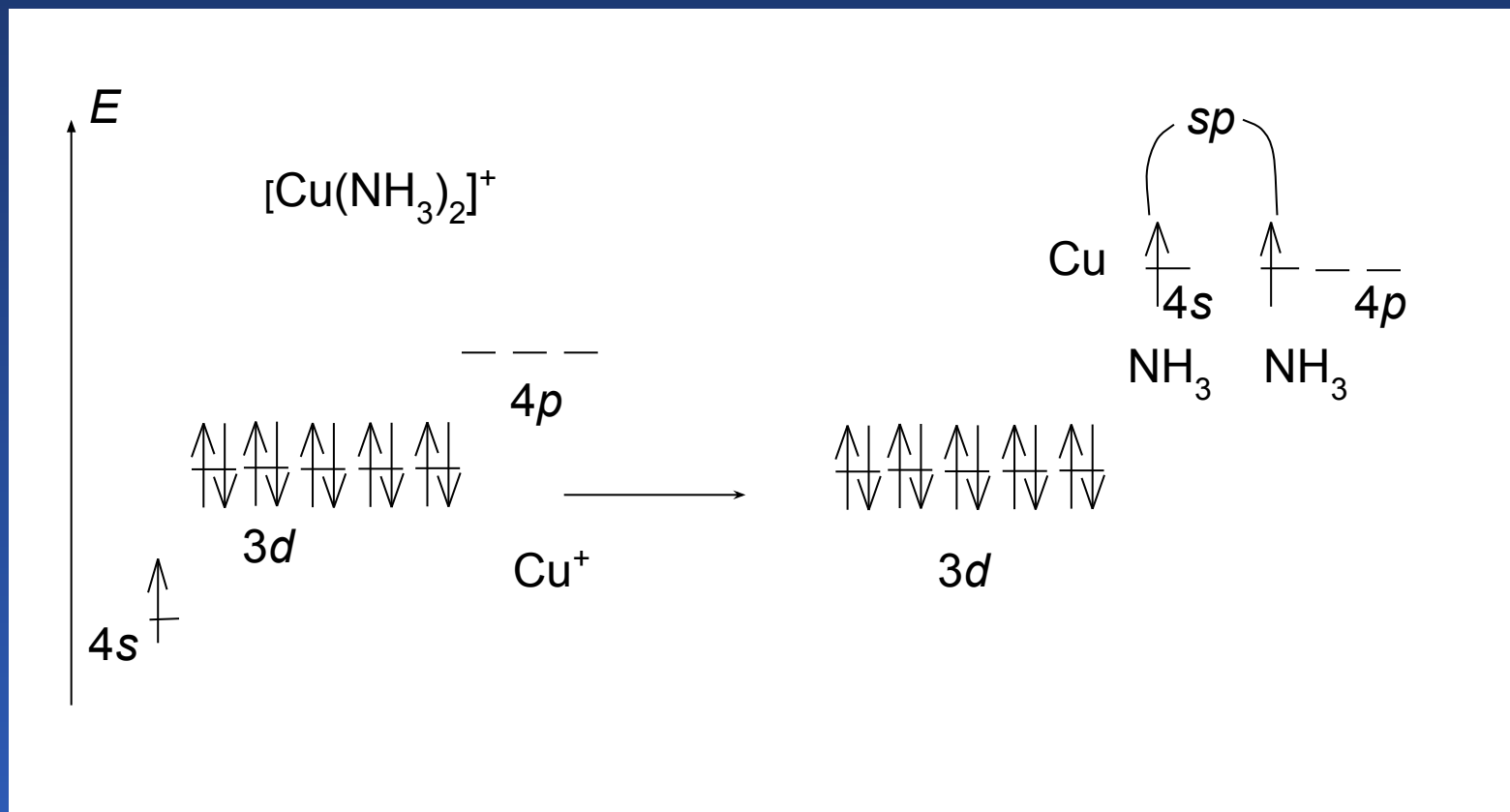


Кислоты неметаллов



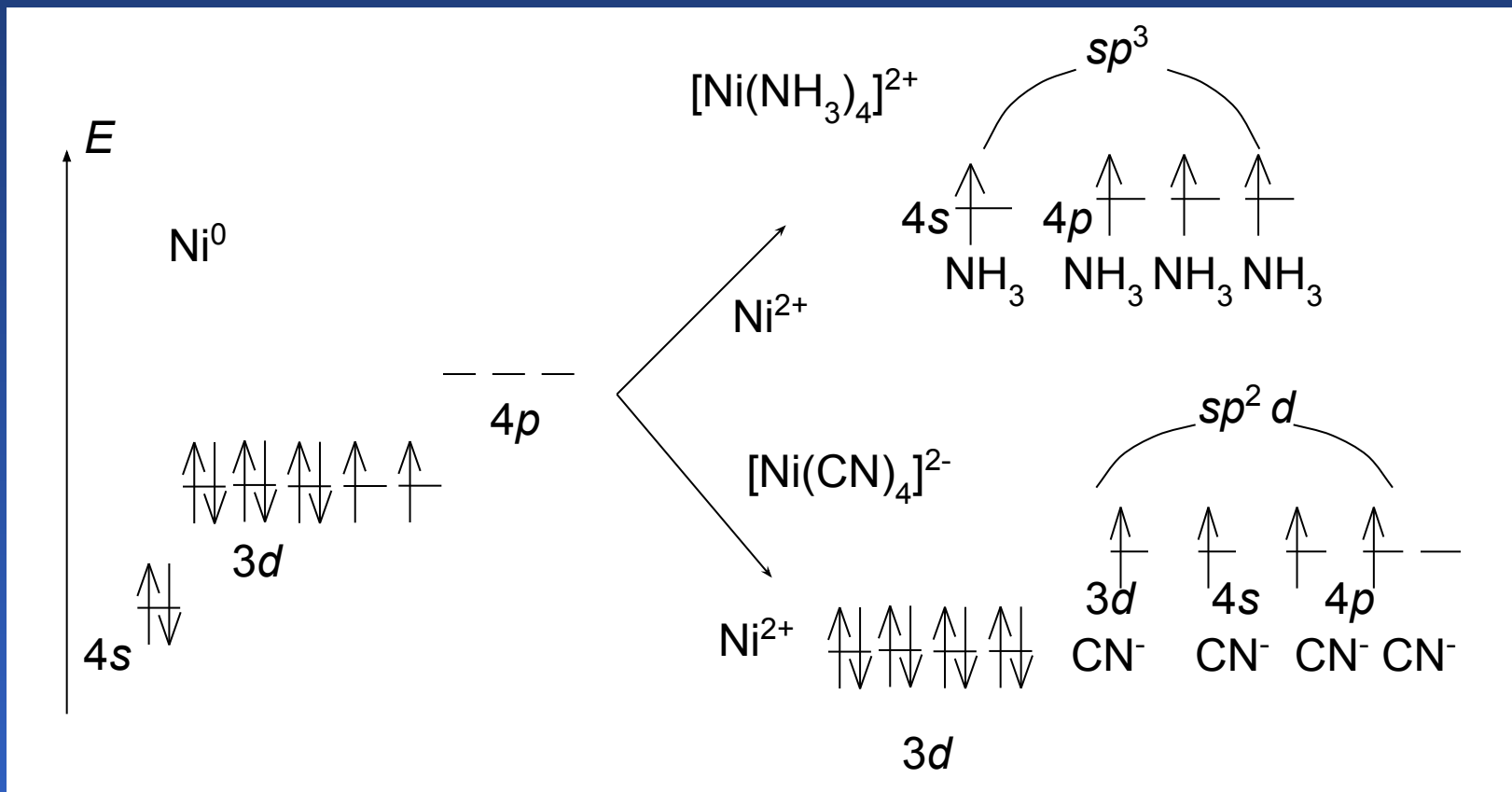
* – неустойчивые кислоты

Структура катиона $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_2]^+$



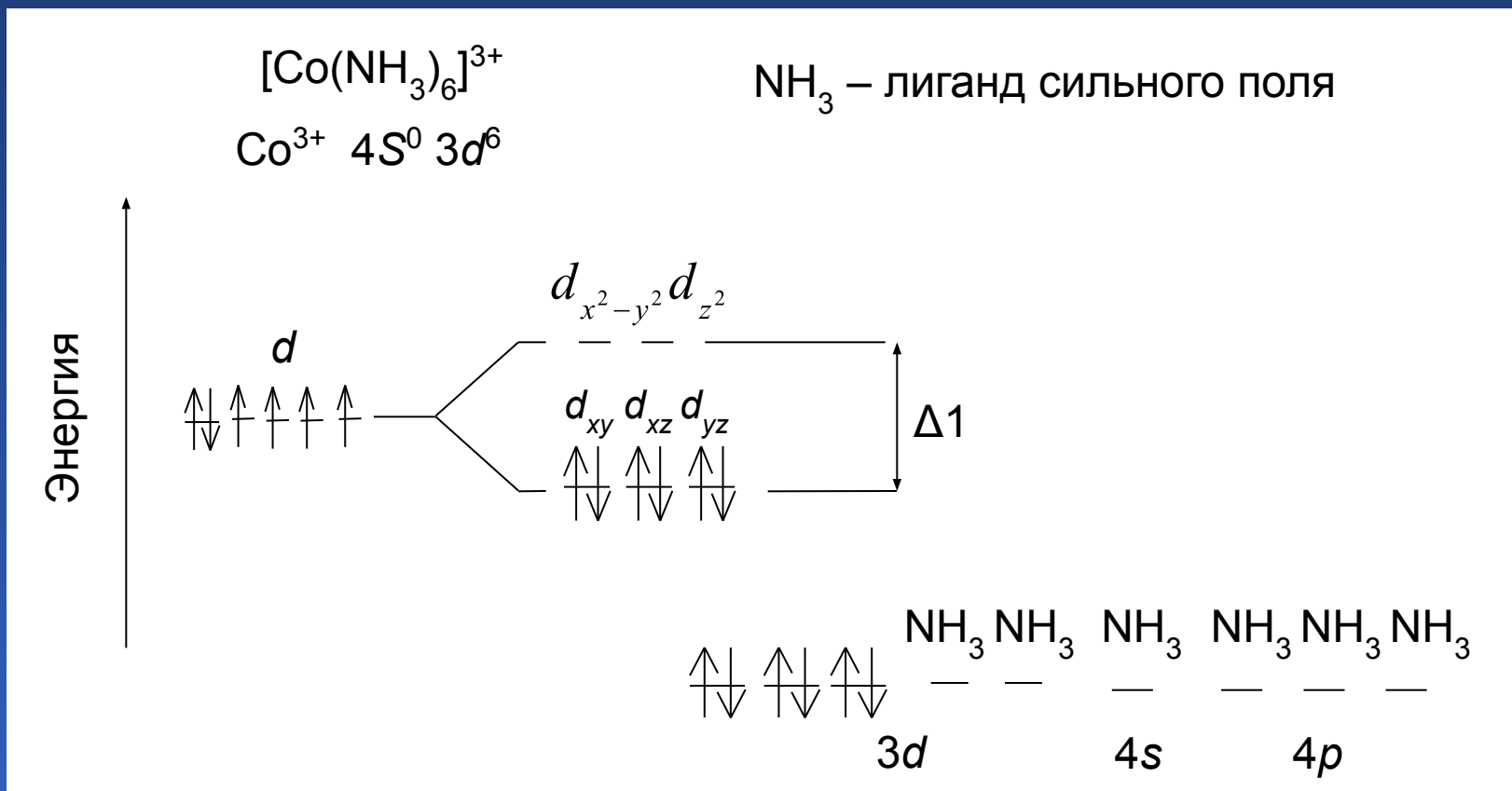
Комплексные соединения Ni^{+2}

Гибридизация атомных орбиталей при образовании пара- и диамагнитных комплексных ионов Ni^{+2}

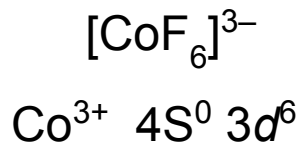


Теория кристаллического поля

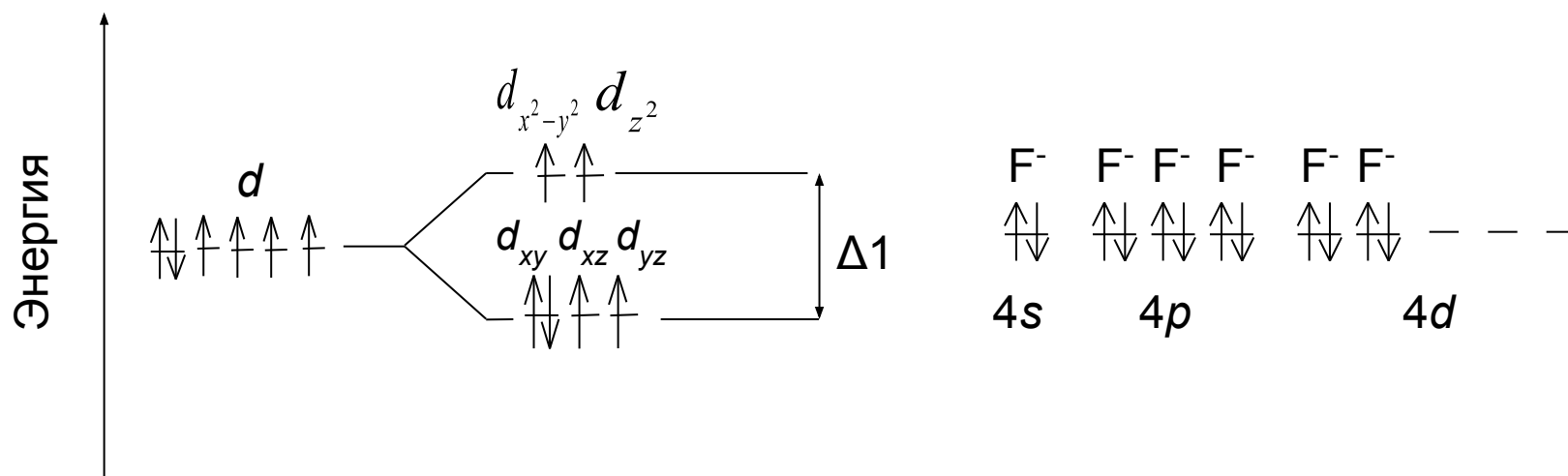
Распределение электронов по энергетическим подуровням в комплексе $[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]^{3+}$



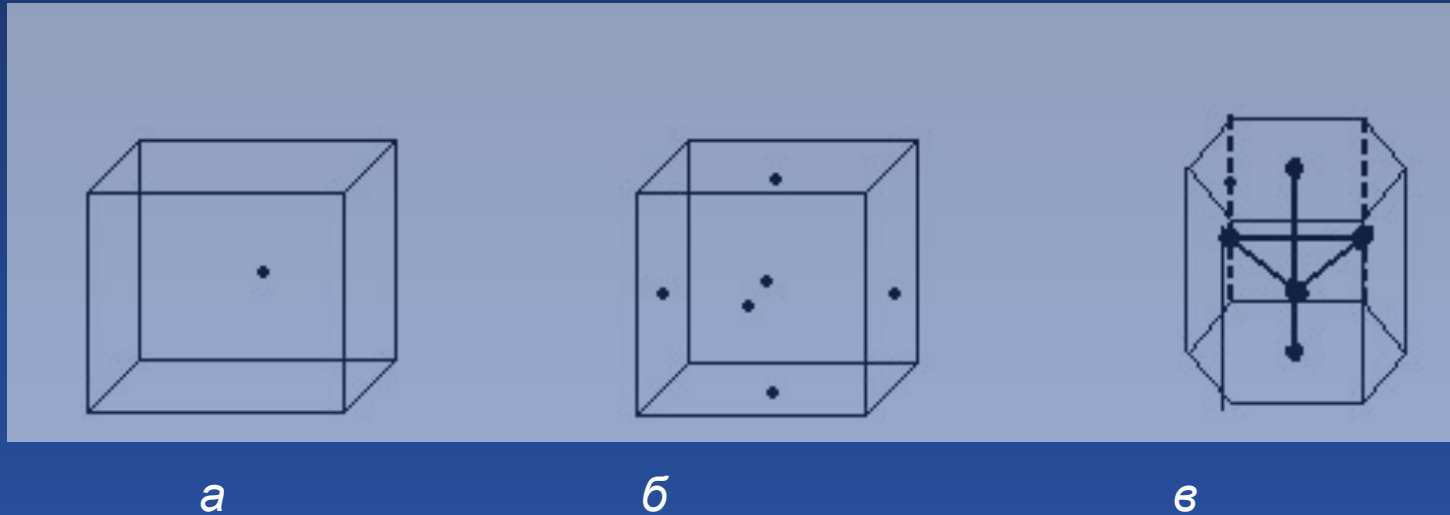
Теория кристаллического поля



F^- – лиганд слабого поля, имеющий неподеленные пары электронов

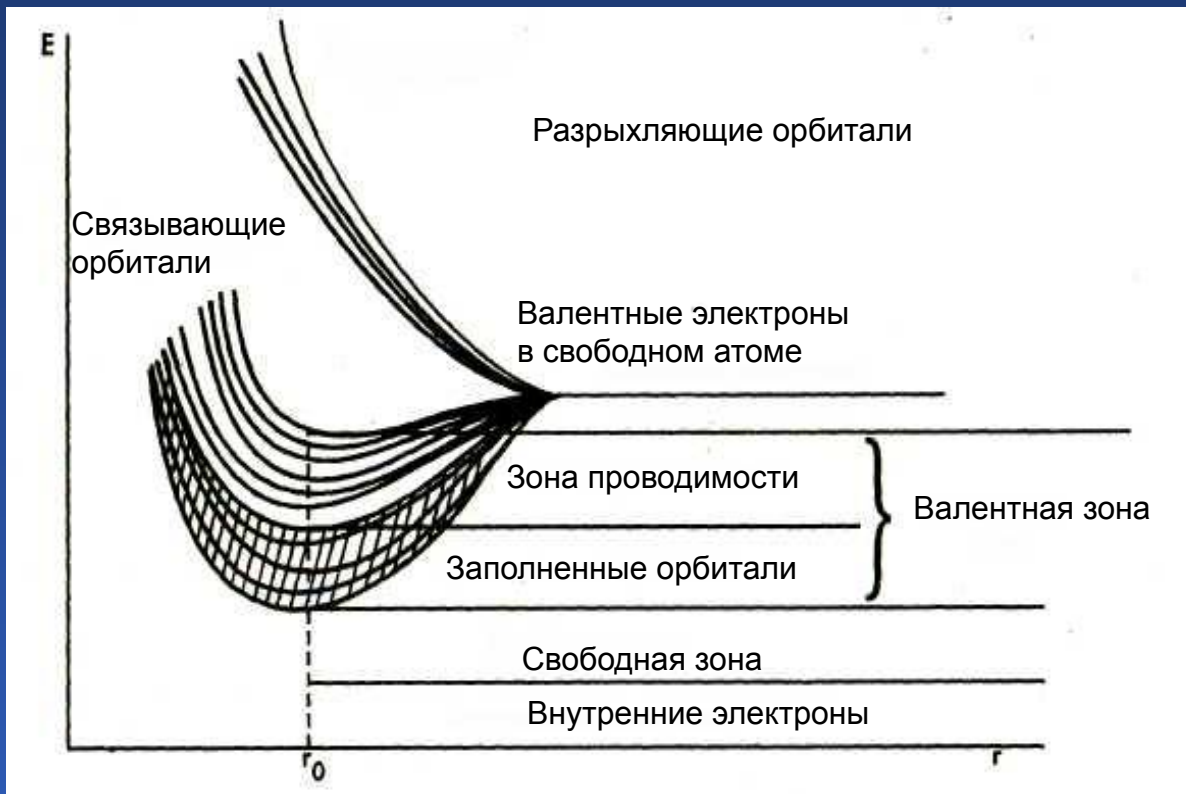


Кристаллические решетки металлов



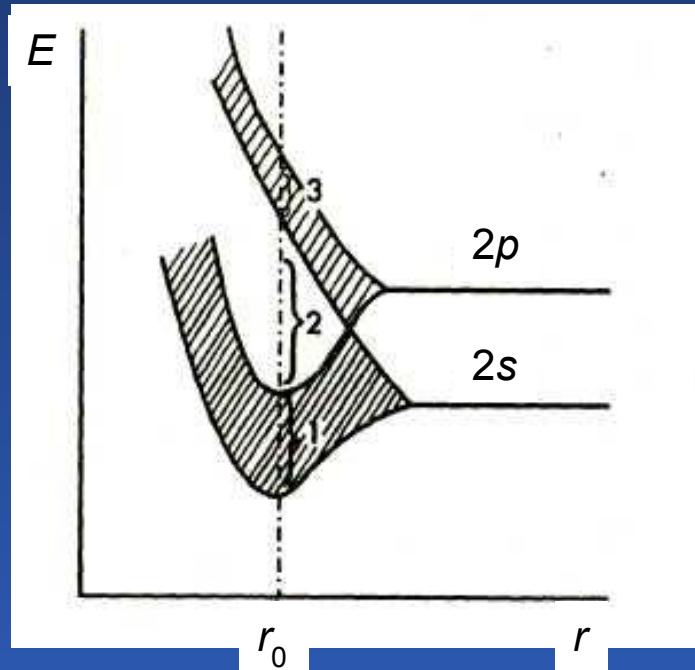
Кристаллические решетки металлов:
a – кубическая объемно центрированная;
б – кубическая гранецентрированная;
в – гексагональная

Образование энергетических зон в одновалентном металле



Образование энергетических зон
в одновалентном металле

Образование энергетических зон в кристалле диэлектрика на примере алмаза



- 1 – валентная зона;
- 2 – запрещенная зона;
- 3 – зона проводимости

Изменение энергии ионизации в подгруппах *s*- и *d*-элементов

Период	<i>s</i> - металлы	<i>I</i> , эВ/моль	<i>d</i> - металлы	<i>I</i> , эВ/моль
4	K	4,34	Cu	7,72
5	Rb	4,18	Ag	7,57
6	Cs	3,89	Au	9,22

Бинарные соединения

Оксиды – Na_2O , BaO .

Пероксиды – Na_2O_2 , BaO_2 .

Галиды – KCl , CaF_2 .

Сульфиды – MnS , Al_2S_3 .

Гидриды – LiH , CaH_2 .

Нитриды – Na_3N , AlN .

Карбиды – Be_2C , CaC_2 .

Фосфиды – Ca_3P_2 , Na_3P .

Бориды – AlB , Mg_3B_2 .

Силициды – Mg_2Si , Al_4Si_3 .

Кислотно-основные свойства оксидов и гидроксидов



Основные

Амфотерные

Кислотные

Концентрированная азотная кислота

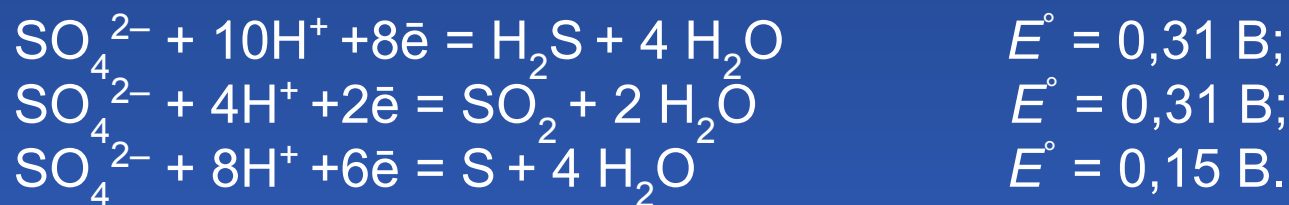
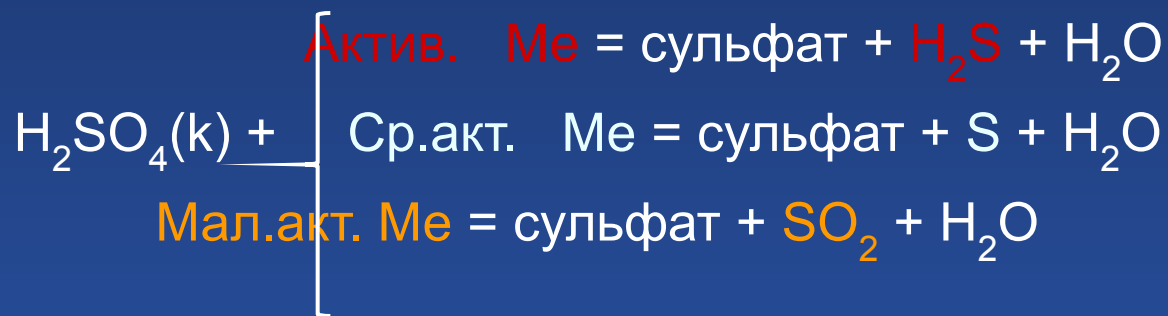
Активные Me = нитрат + NH_3 (NH_4NO_3) + H_2O

HNO_3 (разб.) + ср. акт. Me = нитрат + N_2 (N_2O , N_2O_3 , HNO_2) + H_2O

Малоакт. Me = нитрат + NO + H_2O



Концентрированная серная кислота



Руды металлов

Оксидные

Fe_2O_3 – гематит

$\text{Al}_2\text{O}_3 \cdot n\text{H}_2\text{O}$ –
боксит

Cu_2O – куприт

SnO_2 – касситерит

MnO_2 – пиролюзит

Сульфидные

PbS – галенит

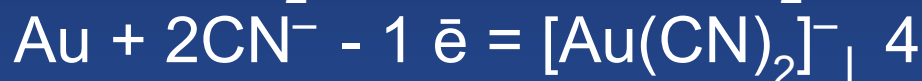
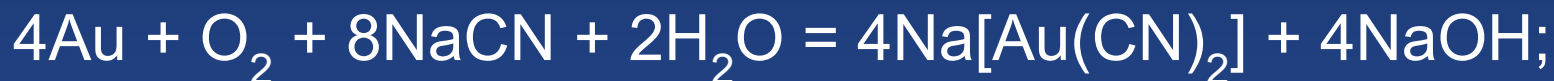
FeAsS – арсенопирит

FeS_2 – пирит

MoS_2 – молибденит

CuFeS_2 – халькопирит

Гидрометаллургический метод получения золота



1



Физико-химические характеристики S-металлов

Уменьшение энергии ионизации, $E_{\text{ион}}$
Увеличение восстановительной активности

$E_{\text{ион}}$ 520 496 419 403 375 384

кДж/моль

$\text{Э} \rightarrow \text{Э}^+$ **Li Na K Rb Cs Fr**

R_a , нм 0,155 0,189 0,236 0,248 0,268 0,280

$E_{\text{ион}}$ 899 738 590 549 503 509

кДж/моль

$\text{Э}^+ \rightarrow \text{Э}^{2+}$ **Be Mg Ca Sr Ba Ra**

R_a , нм 0,133 0,160 0,197 0,215 0,221 0,235

Увеличение радиуса атомов

нм – нанометр (1 нм = 10^{-9} м)

Минералы S-металлов

I A подгруппа

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

KCl – сильвин

$\text{KCl} \cdot \text{MgCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ – карналлит

NaCl – галит

$\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ – мирабилит

II A подгруппа

CaF_2 – флюорит

CaCO_3 – кальцит

MgCO_3 – магнезит

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

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

BaSO_4 – барит

SrSO_4 – целестин

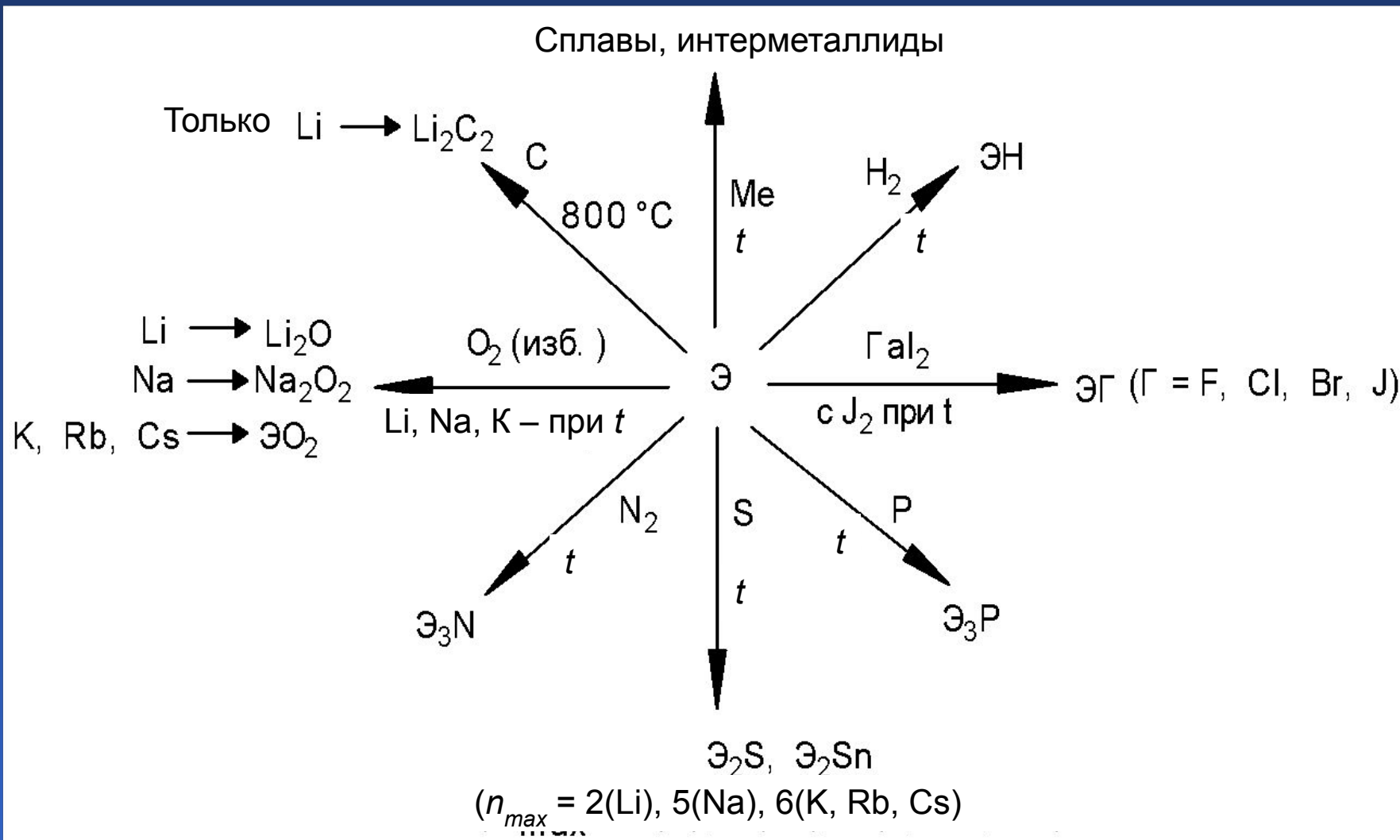
Физические свойства элементов IА-группы

Металл	Li	Na	K	Rb	Cs	Fr
t пл., °С	179,0	97,8	63,6	39,0	28,0	23,0
Плотность, г/см ³	0,53	0,97	0,86	1,53	1,9	2,2
Содержание в земной коре, %	$3,2 \cdot 10^{-3}$	2,5	2,5	$1,5 \cdot 10^{-2}$	$3,7 \cdot 10^{-4}$	Радиакт

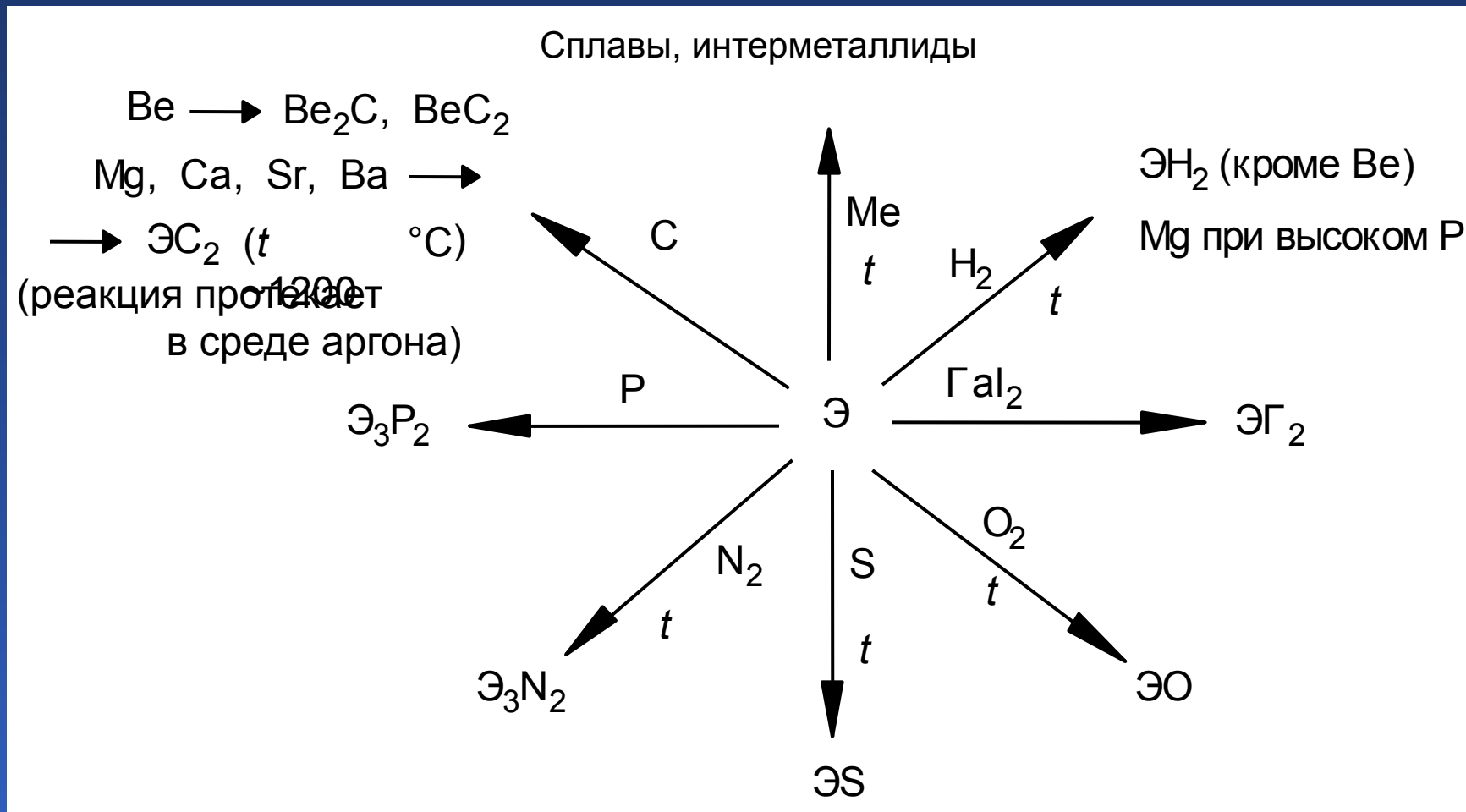
Физические свойства элементов IIА-группы

Металл	Be	Mg	Ca	Sr	Ba	Ra
t пл., °С	1284	651	851	757	710	700
Плотность, г/см ³	1,85	1,74	1,54	2,63	3,76	6,00
Содержание в земной коре, %	$6 \cdot 10^{-4}$	2,40	2,96	$4 \cdot 10^{-2}$	$5 \cdot 10^{-2}$	$1 \cdot 10^{-10}$

Взаимодействие элементов IА-группы с простыми веществами



Взаимодействие элементов IIА-группы с простыми веществами



Руды металлов

Карбонаты: CaCO_3 – кальцит (мел, мрамор, известняк);
 SrCO_3 – стронцианит; $\text{CaCO}_3 \cdot \text{MgCO}_3$ – доломит.

Сульфаты: BaSO_4 – барит
 $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ – гипс; $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ – мирабилит.

Галиды: KCl – сильвин; $\text{NaCl} \cdot \text{KCl}$ – сильвинит;
 $\text{KCl} \cdot \text{MgCl}_2 \cdot \text{H}_2\text{O}$ – карналлит;
 $3\text{NaF} \cdot \text{AlF}_3$ – криолит.

Силикаты и алюмосиликаты:

ZrSiO_4 – циркон; $3\text{BeO} \cdot \text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 6\text{SiO}_2$ – берилл;
 $\text{Na}_2\text{O} (\text{K}_2\text{O}) \cdot \text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 2\text{SiO}_2$ – нефелин.

Полиметаллические руды:

FeTiO_3 – ильменит (титанат);
 CaWO_4 – шеелит (вольфрамат); PbCrO_4 – кроксит (хромат) и др.

Кислотно-основные свойства оксидов и гидроксидов марганца

MnO	MnO_2	MnO_3	Mn_2O_7
	$\text{Mn}(\text{OH})_4$		
$\text{Mn}(\text{OH})_2$	H_4MnO_4	H_2MnO_4	HMnO_4
	H_2MnO_3		
Основные	Амфотерные	Кислотные	

Модуль 3

Химическая идентификация и анализ вещества

Раздел 7.
Химические и физико-химические
методы анализа

Основные принципы
качественного анализа

Титриметрический анализ

Общая характеристика физико-химических методов
анализа. Электрохимические методы:
потенциометрия, вольтамперометрия, кондуктометрия

Раздел 8.
Физические методы анализа

Спектральные методы анализа

Методы, основанные на взаимодействии
вещества с магнитным полем

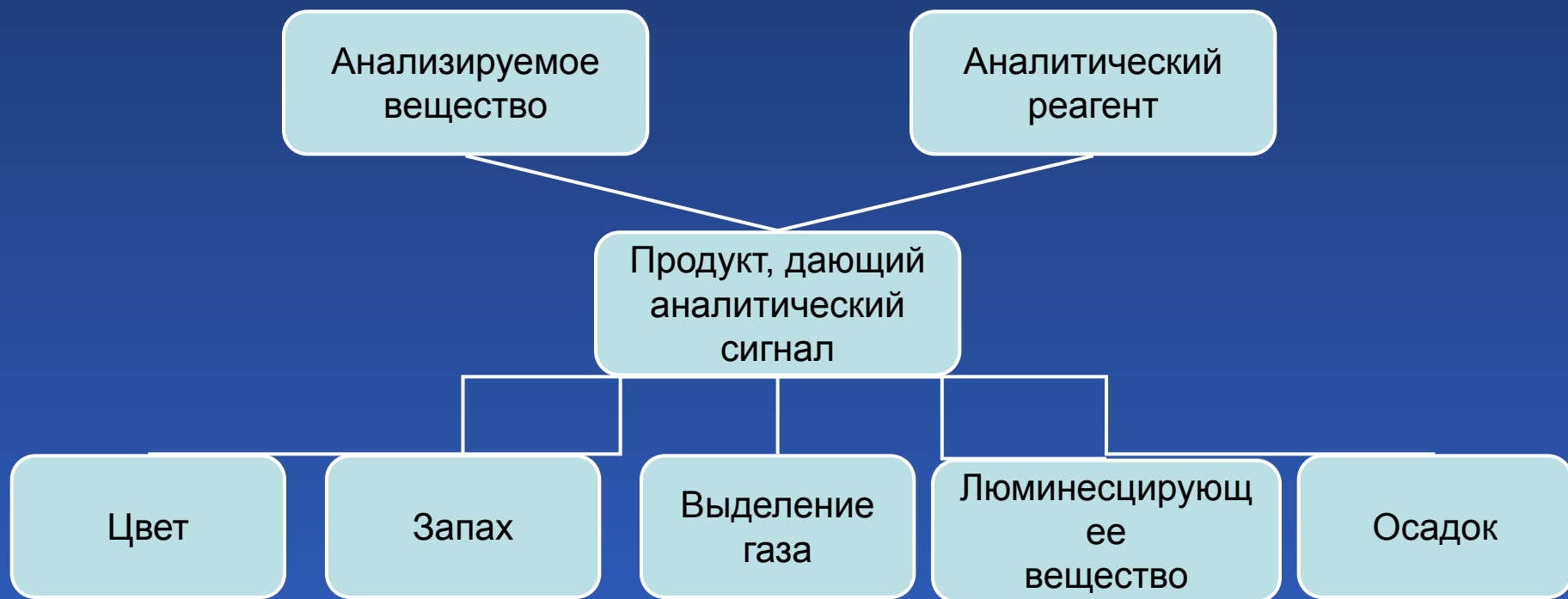
Колебательная спектроскопия

Рентгенофлуоресцентный метод

Радиоактивационный метод

Схема получения аналитического сигнала в качественном анализе

Аналитическая реакция



Классификация аналитических реагентов



Выбор способа титрования

Условия определения

Способ титрования

1. Реакция титранта с определяемым веществом: стехиометрична, протекает быстро, количественно.
2. Имеется индикатор.

Прямое титрование:
анализируемый раствор +
титрант до КТТ

1. Реакция титрования протекает медленно.
2. Определяемое вещество летучее.
3. Нет индикатора.

Обратное титрование:
анализируемый раствор +
определяемый объем стандартного
раствора; избыток стандартного
раствора + титрант до КТТ

1. Реакция титрования нестехиометрична.
2. Определяемое вещество неустойчиво.
3. Нет индикатора.

Титрование заместителя:
анализируемый раствор + избыток
вспомогательного раствора →
заместитель + титрант до КТТ