

ФЕДЕРАЛЬНОЕ АГЕНТСТВО ЖЕЛЕЗНОДОРОЖНОГО ТРАНСПОРТА
федеральное государственное бюджетное образовательное учреждение
высшего образования
«МОСКОВСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ УНИВЕРСИТЕТ ПУТЕЙ
СООБЩЕНИЯ ИМПЕРАТОРА НИКОЛАЯ II»
(МГУПС (МИИТ))

ХИМИЯ

Лекция

(вебинар)

доцент, канд. тех. наук Журавлева Маргарита Анатольевна

Кафедра «Высшая математика и естественные науки»

Последовательность занятий студента

1. Лекция-вебинар;
2. Лекция-конференция;
3. Выполнение виртуальных лабораторных работ;
4. Конференция по лабораторным работам;
5. Оформление по лабораторным работам отчета, который отсылается по электронной почте math@rgotups.ru тема: **Журавлева**; Файл
называется: **ЛР Химия, группа, Фамилия студента.**
6. Выполнение контрольной работы;
7. Оформление по контрольной работе отчета, который отсылается по электронной почте преподавателю; **Титул.**
8. Получение допуска к экзамену: а) если подтверждена преподавателем правильность выполнения лабораторных работ и контрольной работы по электронной почте; б) **успешно выполнено тестирование по защите контрольной работы и тестирование КСР (результаты высылаются только файлами PDF на электронную почту тема: Журавлева)**
9. Консультация к экзамену в форме вебинара.
0. Экзамен. Тестирование. Ответы на вопросы преподавателя в форме вебинара или СДО «Космос».

На почту преподавателю высылается блок документов в сроки, которые указаны деканатом (до экзаменационного тестирования):

- 1. Отчет по лабораторной работе №1**
- 2. Отчет по лабораторной работе №2**
- 3. Контрольная работа**
- 4. PDF-файл Отчет по прохождению тестирования КСР**
- 5. PDF-файл Отчет по прохождению тестирования по защите контрольной работы**

При отсутствии хотя бы одного документа (правильного решенного и оформленного) или отправленного после экзамена - преподаватель не будет рассматривать и утверждать экзаменационное тестирование.

Если студент не укладывается в указанные деканатом сроки, то он может воспользоваться возможностью сдать экзамен лично преподавателю в аудитории 510 по вторникам (12.00-17.00 ч) при наличии всего блока документов в распечатанном виде.

Требования к оформлению контрольной работы

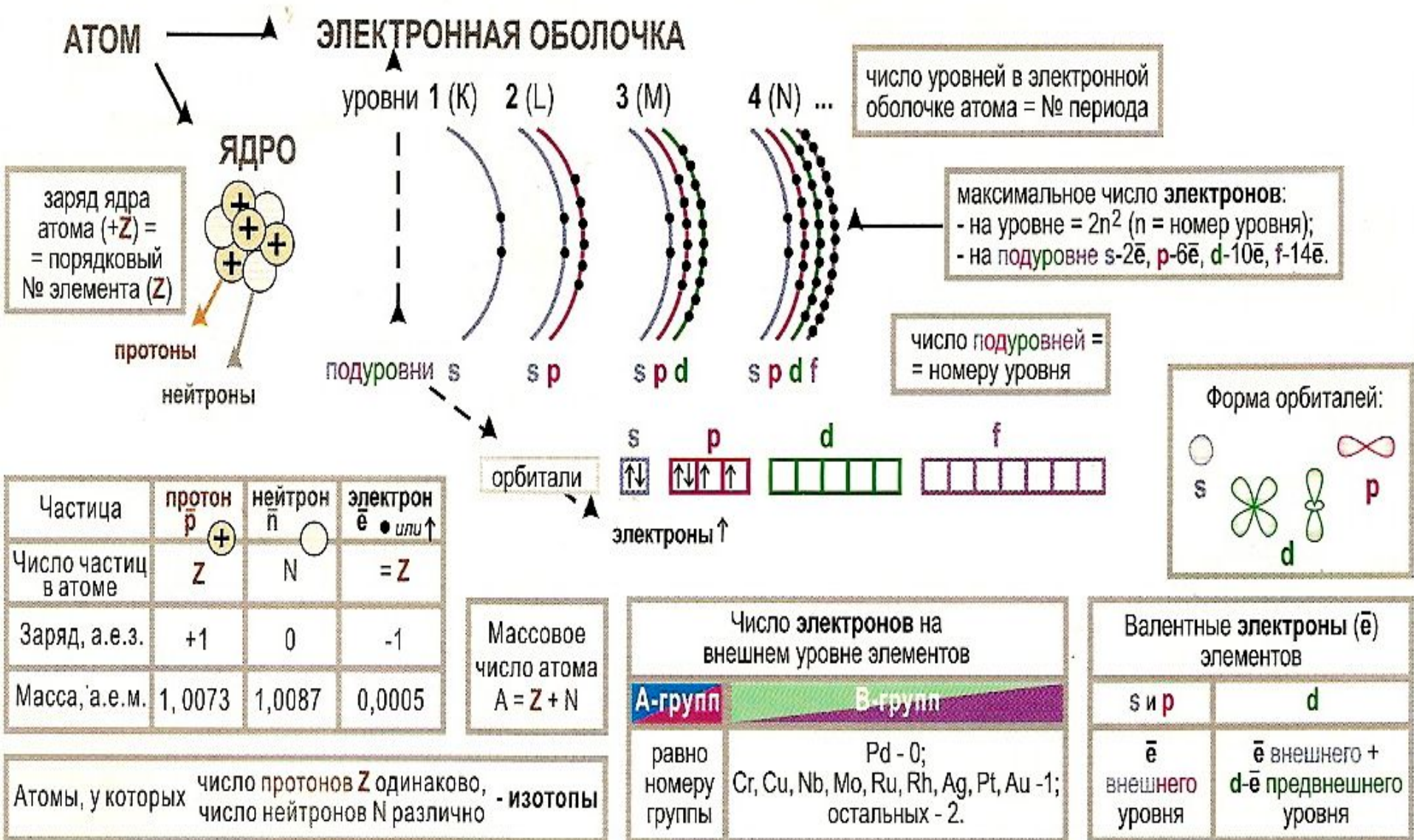
- 1. Все задания выполняются в одном файле WORD!!!!**
- 2. Условия задач указываются (полный текст) перед решением**
- 3. Каждая задача имеет оригинальную нумерацию**
- 4. Не должны быть ссылки из Интернета в тексте решения**
- 5. Табличные данные для решения выбираются из Приложения к заданию на контрольную работу**
- 6. Необходимо научиться пользоваться верхним и нижним индексами для написания химических формул, а также редактором формул для математического оформления.**

Требования к оформлению отчета по лабораторным работам

- 1. Весь отчет выполняется в одном файле WORD!!!! Там же выполняется работа над ошибками;**
- 2. Условие каждого задания в лабораторной работе записывается перед ответом на это задание;**
- 3. Точность расчетов должна соответствовать уровню табличных данных по электродным потенциалам (табл. 3 в Приложении к КР – 3 знака после запятой)**
- 4. Исправления преподавателя в тексте не убирать**

РАЗДЕЛ 1. СТРОЕНИЕ ВЕЩЕСТВА

СТРОЕНИЕ АТОМА И ПЕРИОДИЧЕСКАЯ СИСТЕМА ЭЛЕМЕНТОВ Д.И. МЕНДЕЛЕЕВА



Квантовые числа: n – главное, l – побочное или орбитальное, m – магнитное, s – спиновое

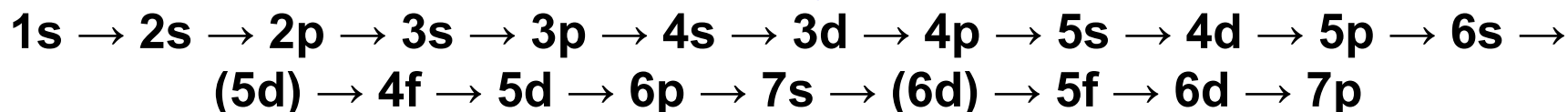
1. **Главное квантовое число n** – определяет общую энергию и номер **энергетического уровня**, на котором находится электрон (т.е. допустимые уровни энергии электрона) и может принимать целочисленные значения, совпадающие с номерами периодов в таблице Д.И. Менделеева, в которых расположены внешние электроны элемента.
2. **Побочное или Орбитальное квантовое число l** – определяет форму электронного облака и энергетический **подуровень** (т.е. квантование вытянутости эллиптической орбиты) и может принимать значения от 0 до $(n - 1)$. Для $l = 0$ форма электронного облака сфера и подуровень обозначается буквой (s), при $l = 1$ – подуровень (p), при $l = 2$ – подуровень (d), при $l = 3$ – подуровень (f). Максимальное число электронов на подуровне рассчитывается по формуле $K_{\max} = 2 \cdot (2l + 1)$.
3. **Магнитное квантовое число m_l** – определяет пространственную ориентацию данного электронного облака и отчасти его форму (т.е. ориентацию электронных облаков в пространстве) и принимает значения в пределах $(-l \dots 0 \dots +l)$.
4. **Спиновое квантовое число s** – характеризует собственный момент импульса и связанный с ним магнитный момент (т.е. вращение электрона вокруг собственной оси), и может принимать только два значения вращения $(-1/2)$ и $(+1/2)$, которые условно обозначаются стрелками $\uparrow$ и $\downarrow$, т.е. вращение электрона в противоположных направлениях.

Волновая функция при определенных значениях трех квантовых чисел **(n, l, m)** описывает состояние электрона, характеризующееся так называемой **атомной электронной орбиталью (АО)**.

Электронная конфигурация (формула) обозначается группами символов $n\ell^x$ (например, **$3d^9$**)

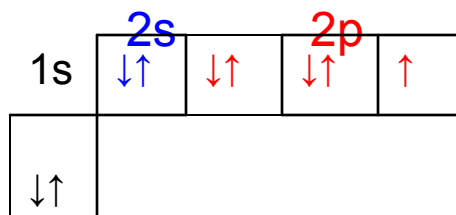
где **n** – главное квантовое число, **ℓ** – орбитальное квантовое число (вместо него указывают соответствующее буквенное значение – s, p, d, f), **x** – число электронов в данном подуровне (орбиталях).

Последовательность заполнения энергетических уровней и подуровней происходит в следующем порядке:

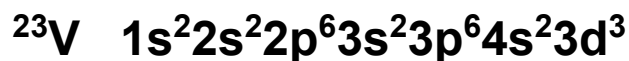


Например, строение атома фтора выражается электронной формулой: **9F**
 $1s^2 2s^2 2p^5$

и электронно-графической формулой:

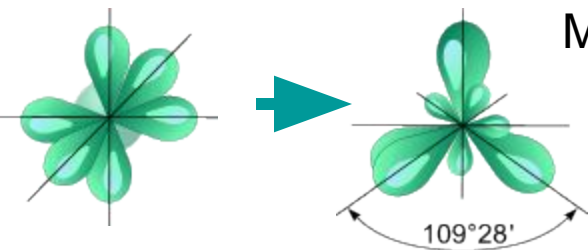


Для d-подуровня сразу обозначают ряд из пяти квантовых ячеек (размещаются 10 $\bar{e}$), а для f-подуровня сразу обозначают ряд из семи квантовых ячеек (размещаются 14 $\bar{e}$).



ГИБРИДИЗАЦИЯ ОРБИТАЛЕЙ - это изменение формы некоторых орбиталей при образовании ковалентной связи для достижения более эффективного перекрывания орбиталей.

А sp^3 - Гибридизация Одна s- орбиталь и три p- орбитали превращаются в четыре одинаковые "гибридные" орбитали.

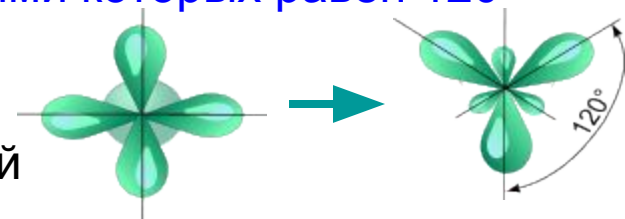


Молекулы имеют тетраэдрическую геометрию (CH_4 , NH_3)

В sp^2 - Гибридизация Одна s- орбиталь и две p- орбитали превращаются в три одинаковые "гибридные" орбитали, угол между осями которых равен 120°

При перекрывании орбиталей **по** линии, соединяющей ядра атомов образуется **s-связь**.

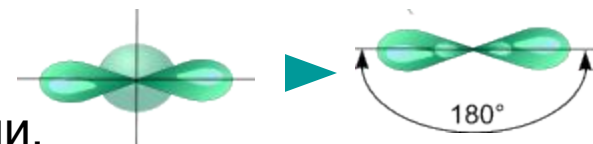
Если орбитали перекрываются **вне** линии, соединяющей ядра, то образуется **p-связь**.



Три sp^2 - орбитали могут образовывать три s-связи (BF_3 , $AlCl_3$). Еще одна связь (p-связь) может образоваться, если на p-орбитали, не участвующей в гибридизации находится электрон (этилен C_2H_4). Молекулы, в которых осуществляется sp^2 -гибридизация, имеют **плоскую геометрию**.

С sp - Гибридизация. Одна s- орбиталь и одна p- орбиталь превращаются в две одинаковые "гибридные" орбитали, угол между осями которых равен 180°

Две sp - орбитали могут образовывать две s- связи (BeH_2 , $ZnCl_2$). Еще две p- связи могут образоваться, если на двух p- орбиталях, не участвующих в гибридизации, находятся электроны (ацетилен C_2H_2). Молекулы, в которых осуществляется sp - гибридизация, имеют **линейную геометрию**.



ПЕРИОДИЧЕСКАЯ СИСТЕМА ХИМИЧЕСКИХ ЭЛЕМЕНТОВ Д.И.МЕНДЕЛЕЕВА

Периоды	Ряды	Г Р У П П Ы Э Л Е М Е Н Т О В																Энергетический уровень
		I		II		III		IV		V		VI		VII		VIII		
		а	б	а	б	а	б	а	б	а	б	а	б	б		а		
1	1	H водород 1,008															He гелий 4,003	2
2	2	Li литий 6,941	Be бериллий 9,0122	B бор 10,811	C углерод 12,011	N азот 14,007	O кислород 15,999	F фтор 18,998									Ne неон 20,179	10
3	3	Na натрий 22,99	Mg магний 24,305	Al алюминий 26,98154	Si кремний 28,086	P фосфор 30,974	S сера 32,064	Cl хлор 35,453									Ar аргон 39,948	18
4	4	K калий 39,102	Ca кальций 40,08	Sc скандий 44,956	Ti титан 47,956	V ванадий 50,941	Cr хром 51,996	Mn марганец 54,938	Fe железо 55,849	Co кобальт 58,933	Ni никель 58,7							
	5	Cu медь 63,546	Zn цинк 65,37	Ga галлий 69,72	Ge германий 72,59	As мышьяк 74,922	Se селен 78,96	Br бром 79,904									Kr криптон 83,8	36
5	6	Rb рубидий 85,468	Sr стронций 87,62	Y иттрий 88,906	Zr цирконий 91,22	Nb ниобий 92,906	Mo молибден 95,94	Tc технеций (99)	Ru рутений 101,07	Rh родий 102,906	Pd палладий 106,4							
	7	Ag серебро 107,868	Cd кадмий 112,41	In индий 114,82	Sn олово 118,69	Sb сурьма 121,75	Te теллур 127,6	I йод 126,905									Xe ксенон 131,3	54
6	8	Cs цезий 132,905	Ba барий 137,34	57 - 71 лантаноиды		Hf гафний 178,49	Ta тантал 180,948	W вольфрам 183,85	Re рений 186,207	Os осмий 190,2	Ir иридий 192,22	Pt платина 195,09						
	9	Au золото 196,967	Hg ртуть 200,59	Tl таллий 204,37	Pb свинец 207,19	Bi висмут 208,98	Po полоний (210)	At астат (210)									Rn радон (222)	86
7	10	Fr франций (223)	Ra радий (226)	89 - 103 актиноиды		Rf резерфордий (261)	Db дубний (262)	Sg сигборгий (263)	Bh борий (262)	Hs хассий (265)	Mt мейтнерий (268)	Ds дармштадтий (271)						
ВЫСШИЕ ОКСИДЫ		R ₂ O	RO	R ₂ O ₃	RO ₂	R ₂ O ₅	RO ₃	R ₂ O ₇				RO ₄						
ЛЕТУЧИЕ ВОДОРОДНЫЕ СОЕДИНЕНИЯ					RH ₄	RH ₃	H ₂ R	HR										



Д.И.Менделеев
1834-1907

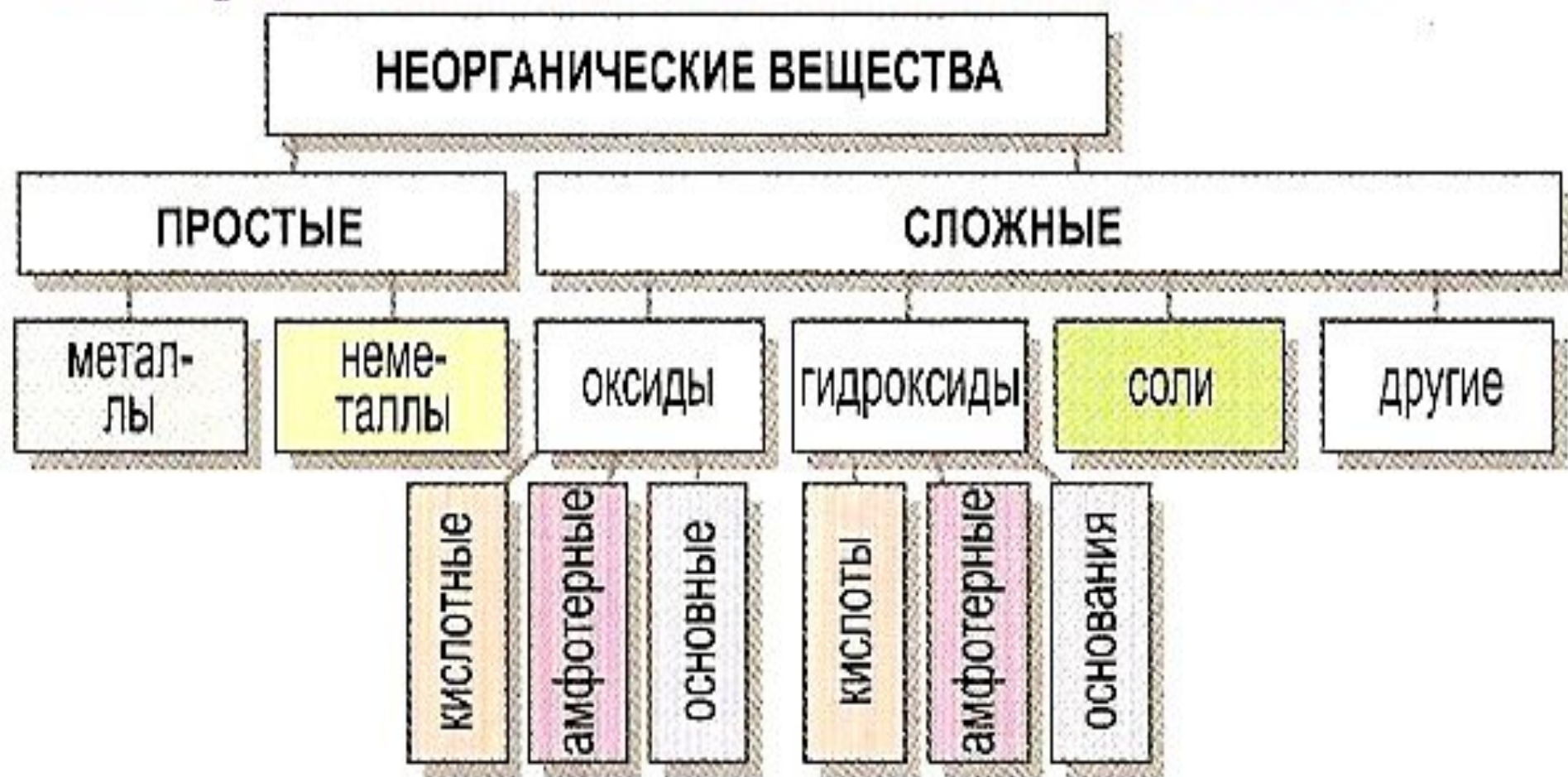


- s-элементы
- p-элементы
- d-элементы
- f-элементы

ЛАНТАНОИДЫ														
57 La ЛАНТАН 138,906	58 Ce ЦЕРИЙ 140,12	59 Pr ПРАЗЕДИМ 140,908	60 Nd НЕОДИМ 144,24	61 Pm ПРОМЕТИЙ [145]	62 Sm САМАРИЙ 150,4	63 Eu ЕВРОПИЙ 151,96	64 Gd ГАДОЛИНИЙ 157,25	65 Tb ТЕРБИЙ 158,928	66 Dy ДИСПРОЗИЙ 162,5	67 Ho ГОЛЬМИЙ 164,93	68 Er ЭРБИЙ 167,26	69 Tm ТУЛИЙ 168,934	70 Yb ИТТЕРБИЙ 173,04	71 Lu ЛЮТЕЦИЙ 174,97

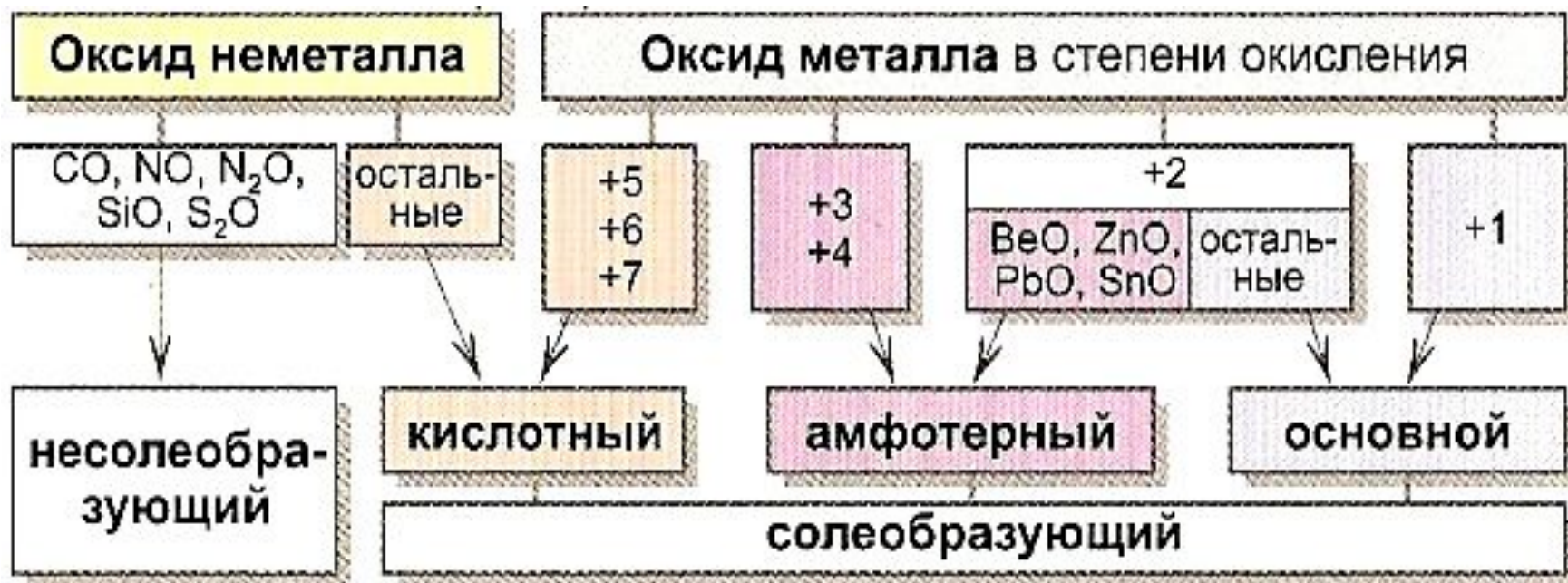
А К Т И Н О И Д Ы														
89 Ac АКТИНИЙ (227)	90 Th ТОРИЙ 232,038	91 Pa ПРОТАКТИНИЙ (231)	92 U УРАН 238,29	93 Np НЕПТУНИЙ (237)	94 Pu ПЛУТОНИЙ (244)	95 Am АМЕРИГИЙ (243)	96 Cm КУРИЙ (247)	97 Bk БЕРКЛИЙ (247)	98 Cf КАЛФОРНИЙ (251)	99 Es ЭЙЗЕНШТЕЙНИЙ (254)	100 Fm ФЕРМИЙ (257)	101 Md МЕНДЕЛЕВИЙ (258)	102 No НОБЕЛИЙ (259)	103 Lr ЛОУРЕНСИЙ (260)

Классификация неорганических веществ



Неметаллы - He, Ne, Ar, Kr, Xe, Rn, F, Cl, Br, I, At, O, S, Se, Te, N, P, As, C, Si, B, H. Остальные элементы - металлы.

ОКСИДЫ – соединения двух элементов, один из которых кислород в степени окисления (с.о.) - 2



Солеобразующие оксиды (кислотные, основные, амфотерные) образуют соли при взаимодействии с кислотами и/или щелочами, им соответствуют гидроксиды (кислоты, основания или амфотерные), содержащие элемент в той же степени окисления.

Несолеобразующие оксиды не образуют солей, безразличны к кислотам и щелочам.

КИСЛОТЫ

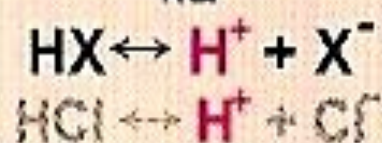
ОСНОВАНИЯ

АМФОТЕРНЫЕ гидроксиды

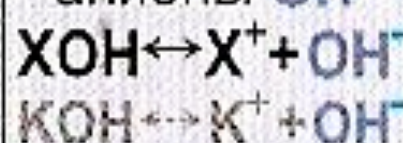
СОЛИ (средние)

- вещества, которые при растворении в воде распадаются на

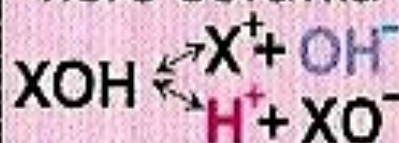
катионы H^+ и
анионы кис-
лотного остат-
ка



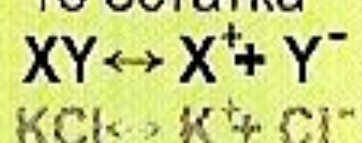
катионы ме-
талла Me^+ или
аммония NH_4^+ и
анионы OH^-



катионы H^+ и
 Me^+ , анионы
 OH^- и кислот-
ного остатка

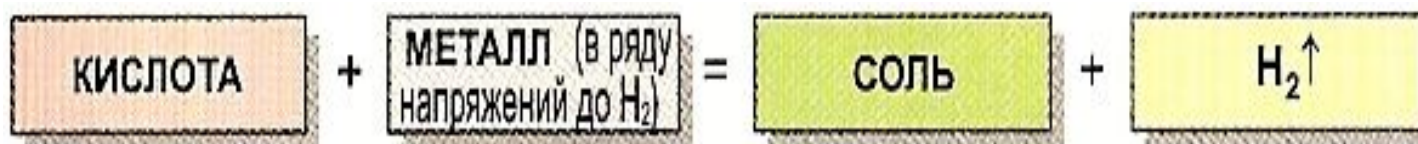
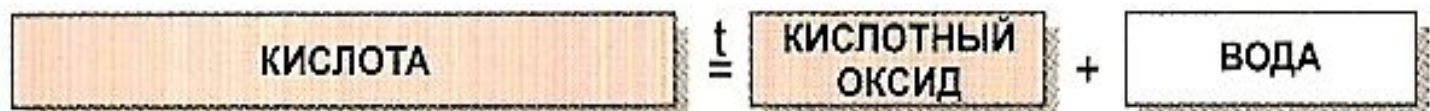
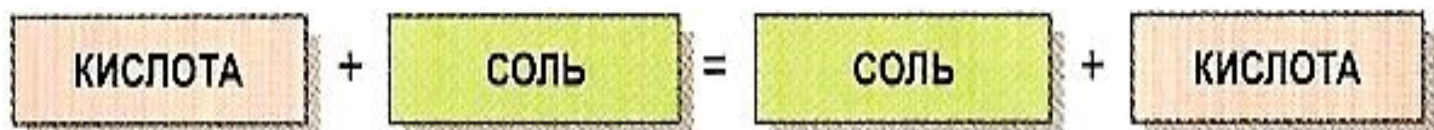
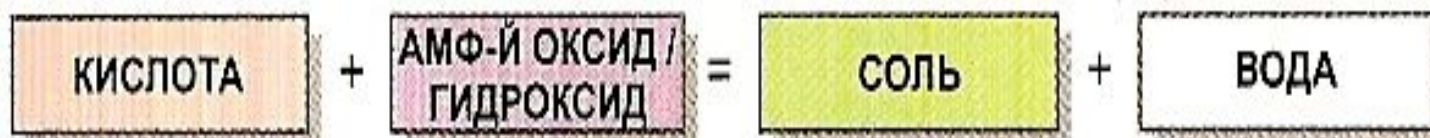
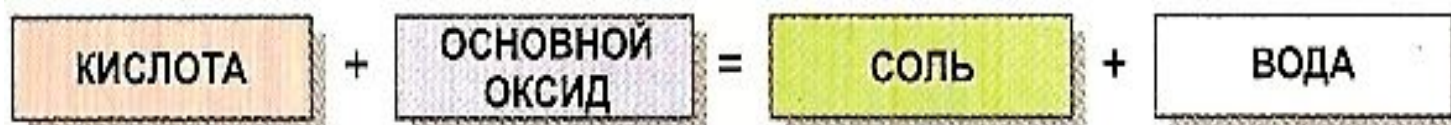
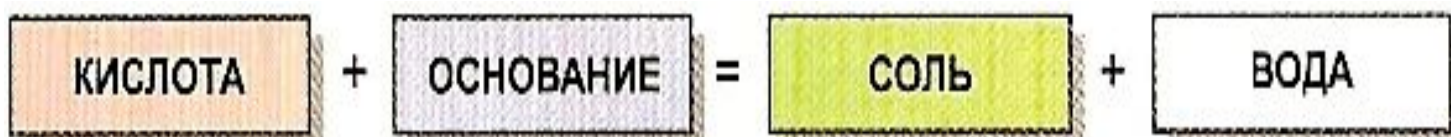


катионы Me^+
или NH_4^+ и ани-
оны кислотно-
го остатка

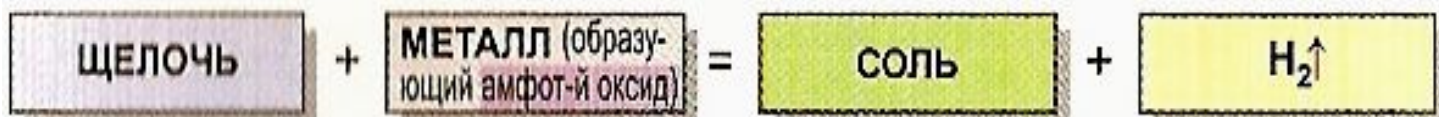
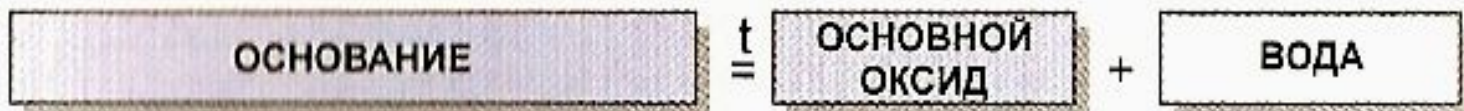
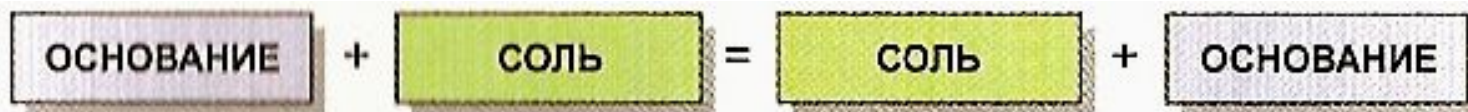
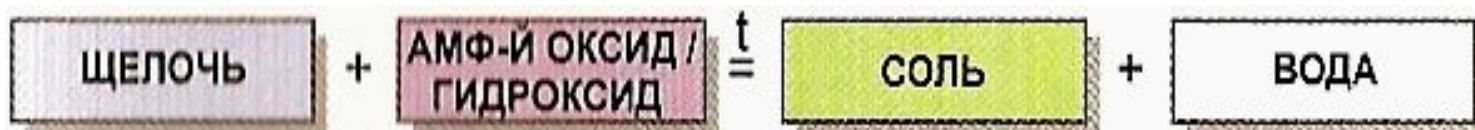
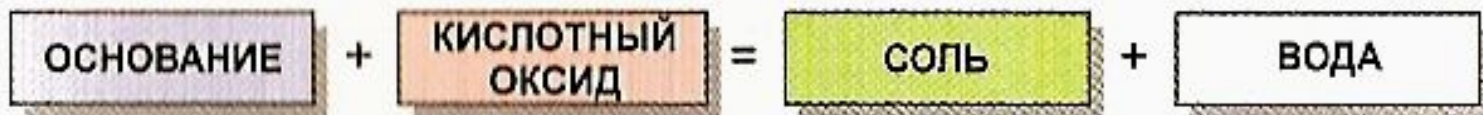
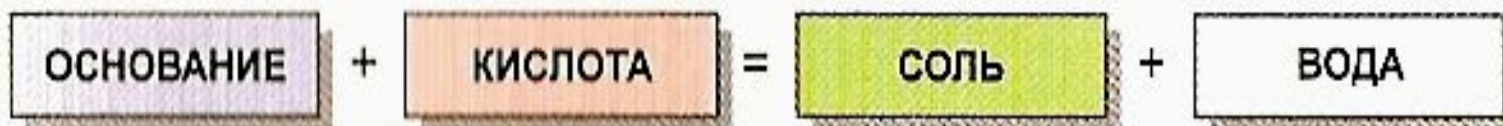


Амфотерные оксиды и гидроксиды при взаимодействии с кислотами и кислотными оксидами проявляют свойства основных, а при взаимодействии с основаниями и основными оксидами проявляют свойства кислотных.

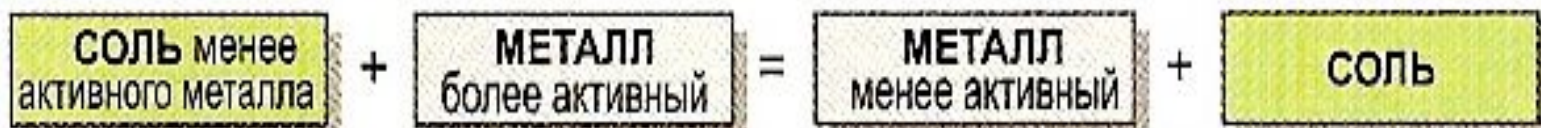
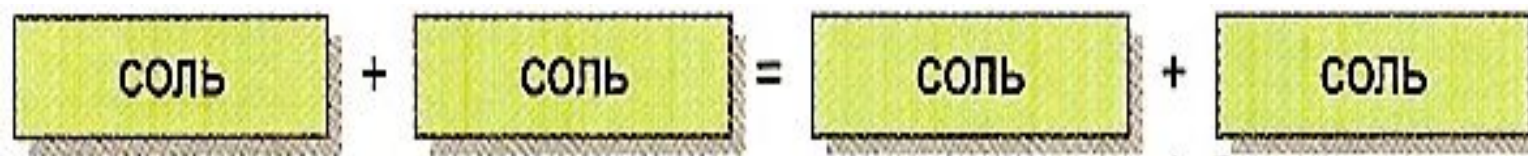
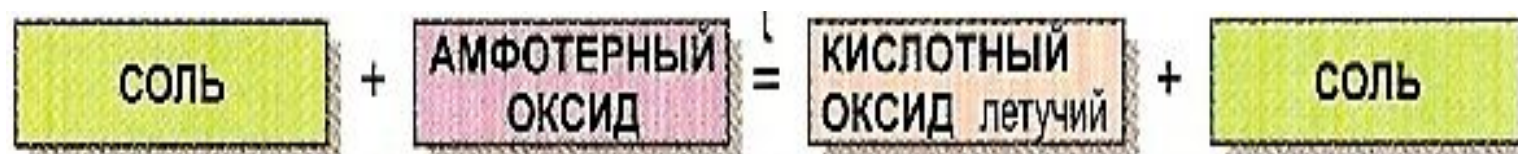
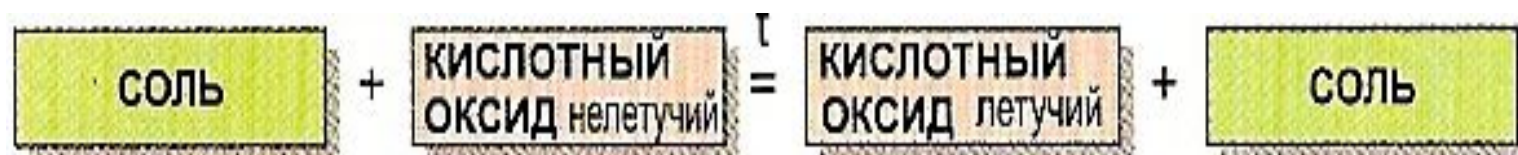
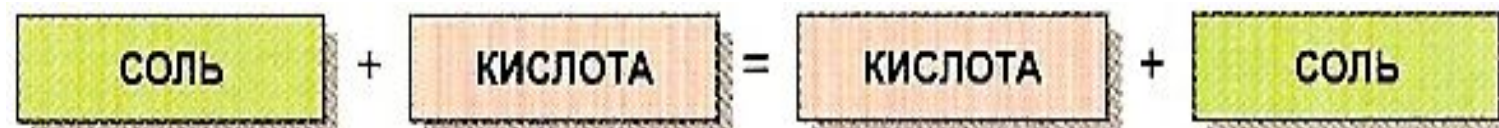
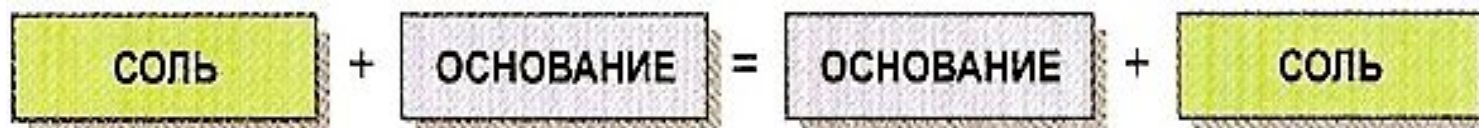
Кислоты



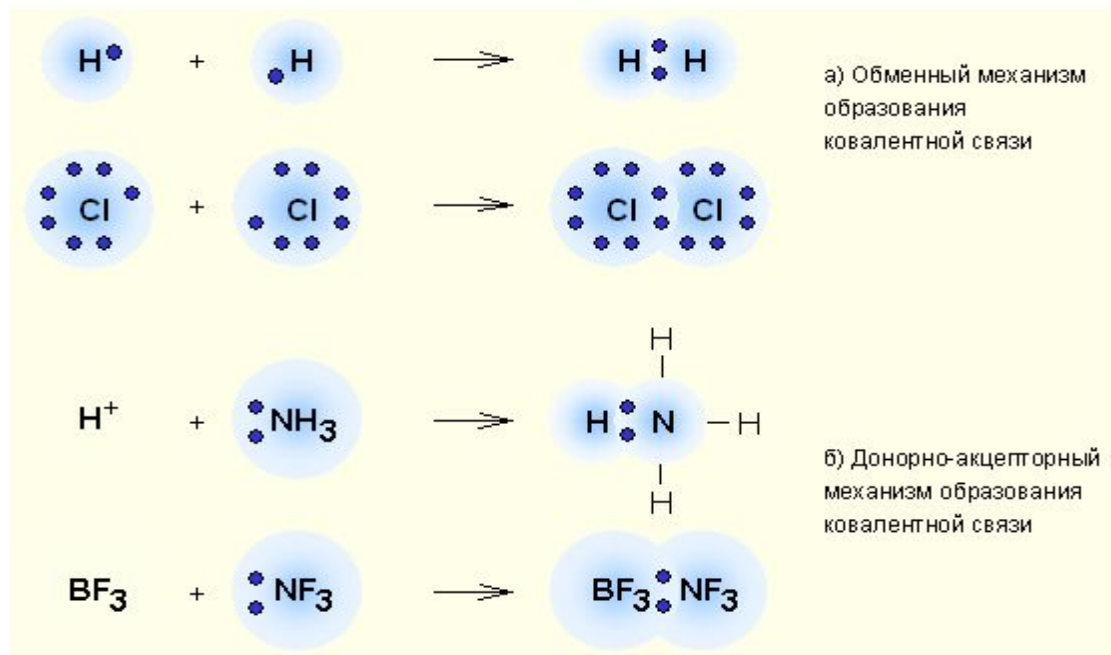
ОСНОВАНИЯ



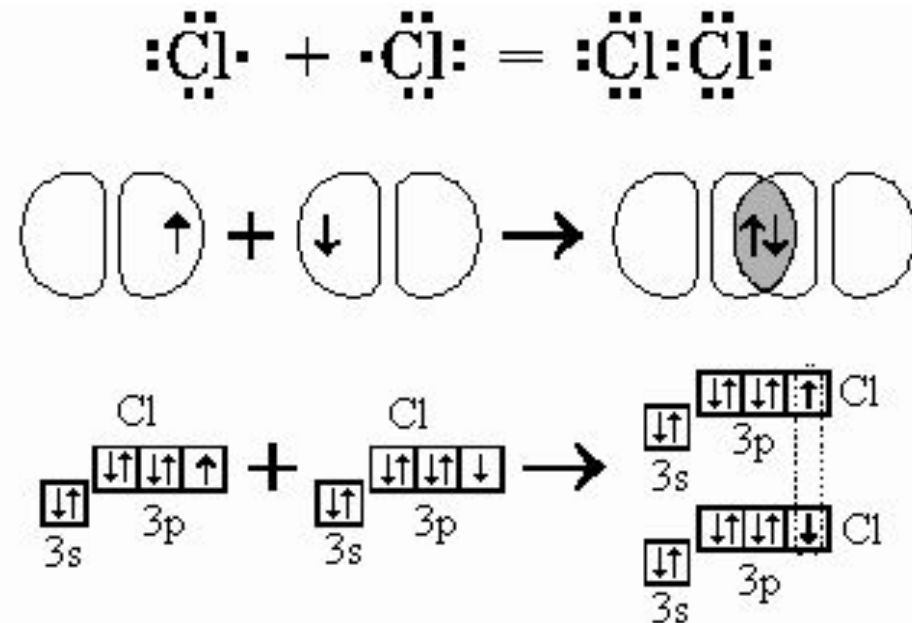
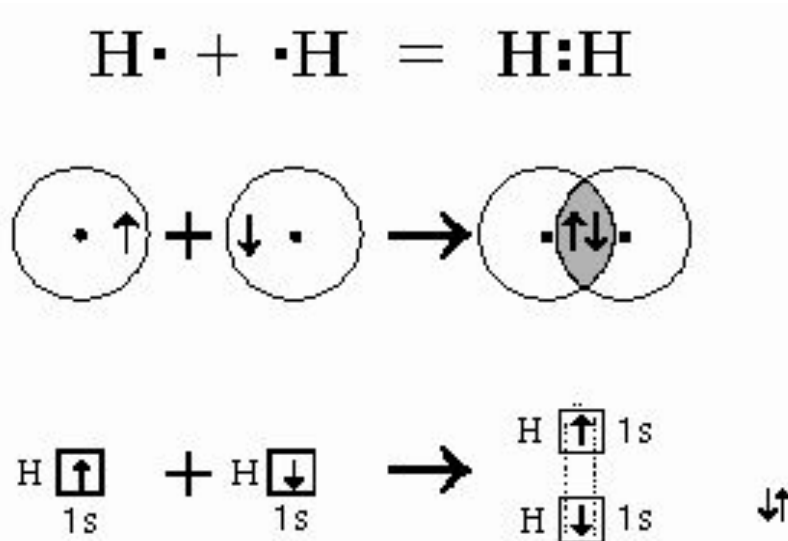
СОЛИ



Ковалентная СВЯЗЬ

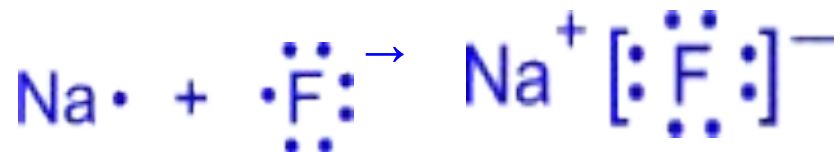


Обменный а) и донорно-акцепторный б) механизмы образования ковалентной связи.



ИОННАЯ СВЯЗЬ

Ионы - это заряженные частицы, в которые превращаются атомы в результате отдачи или присоединения электронов.



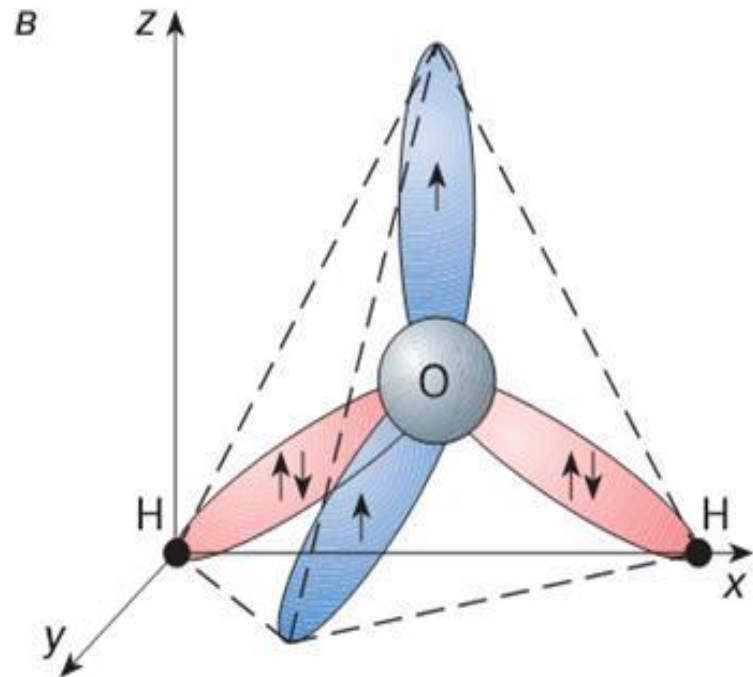
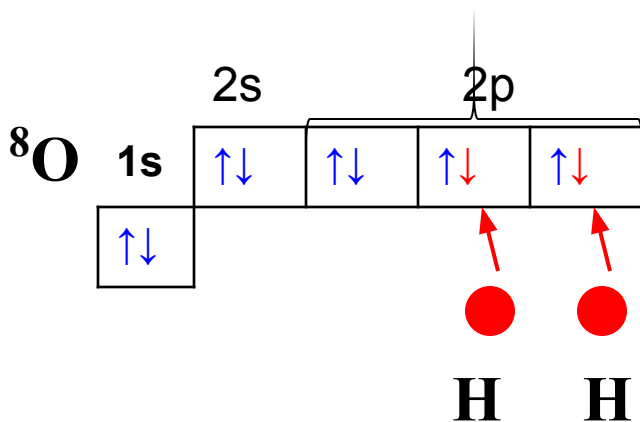
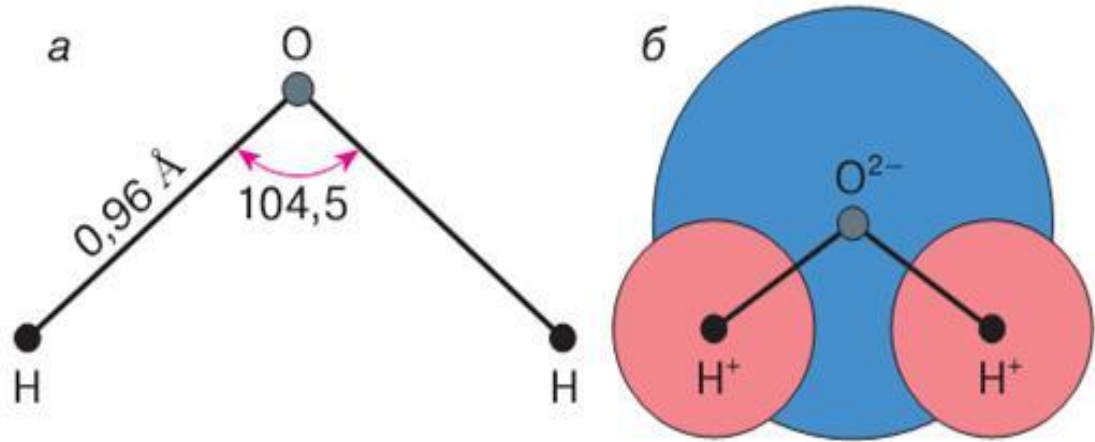
(фторид натрия состоит из ионов натрия Na^+ и фторид-ионов F^-)

Если разность электроотрицательностей атомов велика, то электронная пара, осуществляющая связь, переходит к одному из атомов, и оба атома превращаются в ионы.

Химическая связь между ионами, осуществляемая за счет **электростатического притяжения**, называется **ионной связью**

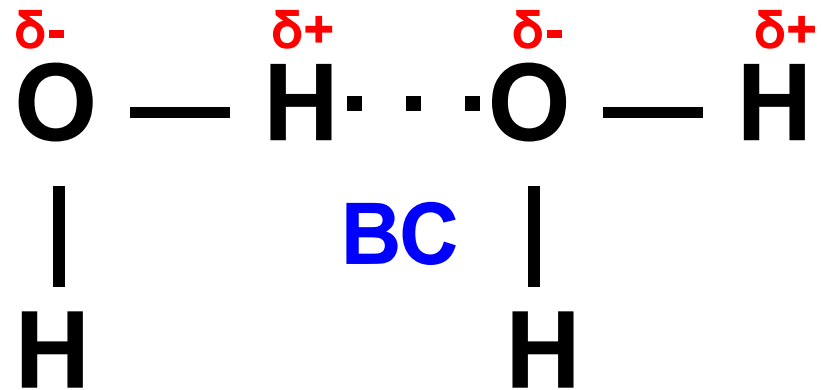
Вода

- Вода имеет угловое строение
- Связь О – Н ковалентная полярная (0,095 нм или 0,9584 Å)
- Расстояние между атомами водорода 0,154 нм
- Угол НОН равен 104,45°
- Угол близок к тетраэдрическому 109,5°



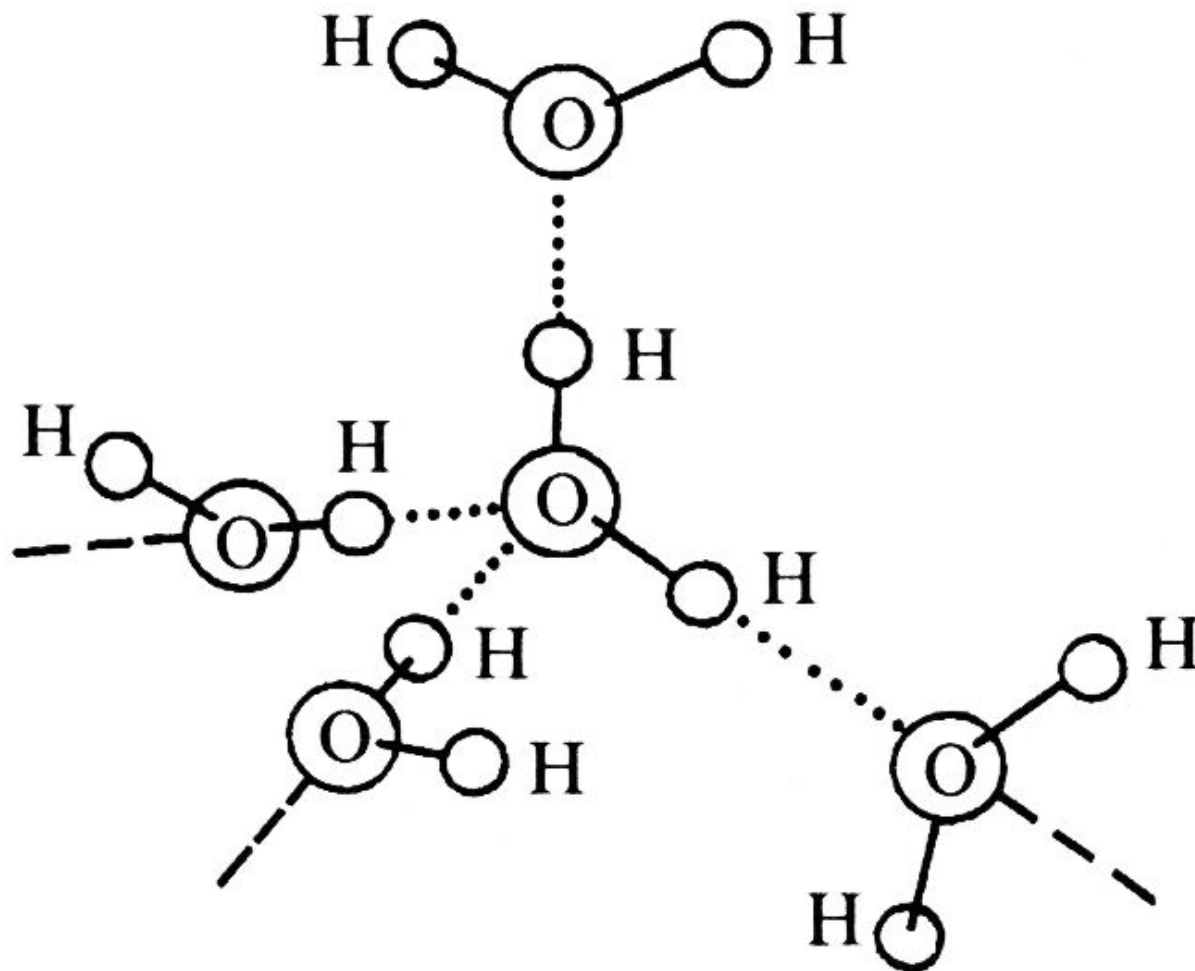
Водородная связь

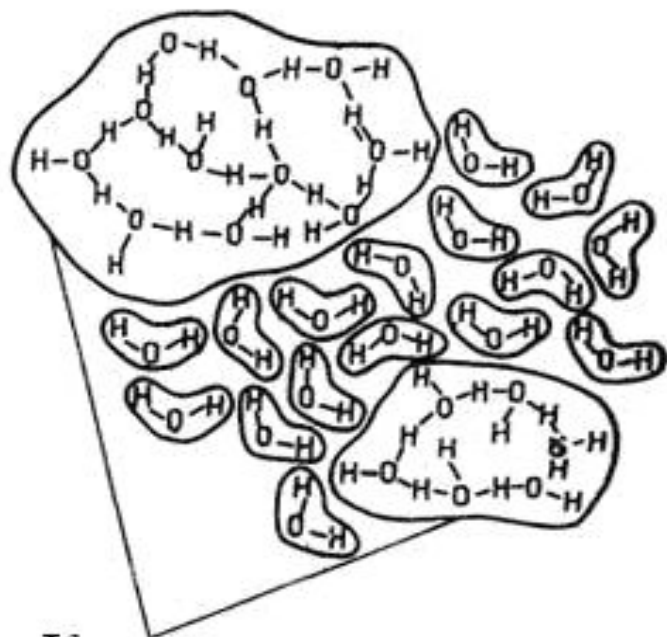
- По прочности водородная связь в **15 – 20 раз слабее** ковалентной связи, но превосходит взаимодействие Ван-дер-Ваальсовых сил.
- При нагревании воды часть теплоты затрачивается на разрыв водородных связей (**энергия разрыва водородной связи в воде составляет 25 кДж / моль**). Этим объясняется высокая теплоемкость воды.
- Водородные связи между молекулами полностью **разрываются** только при переходе **воды в пар**.



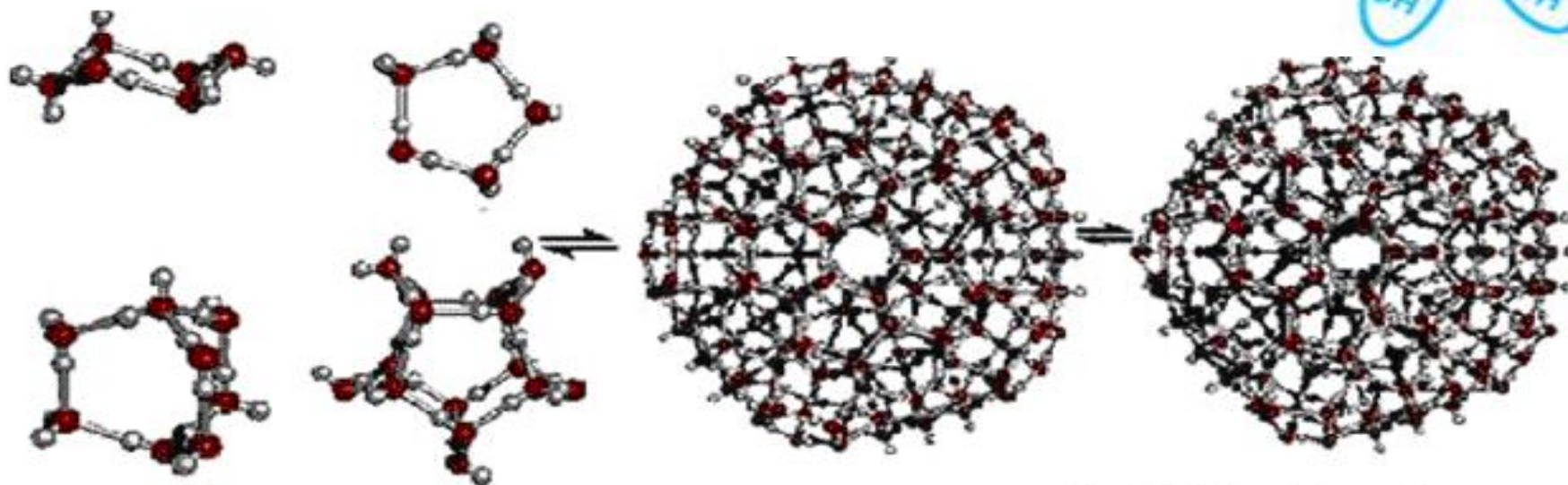
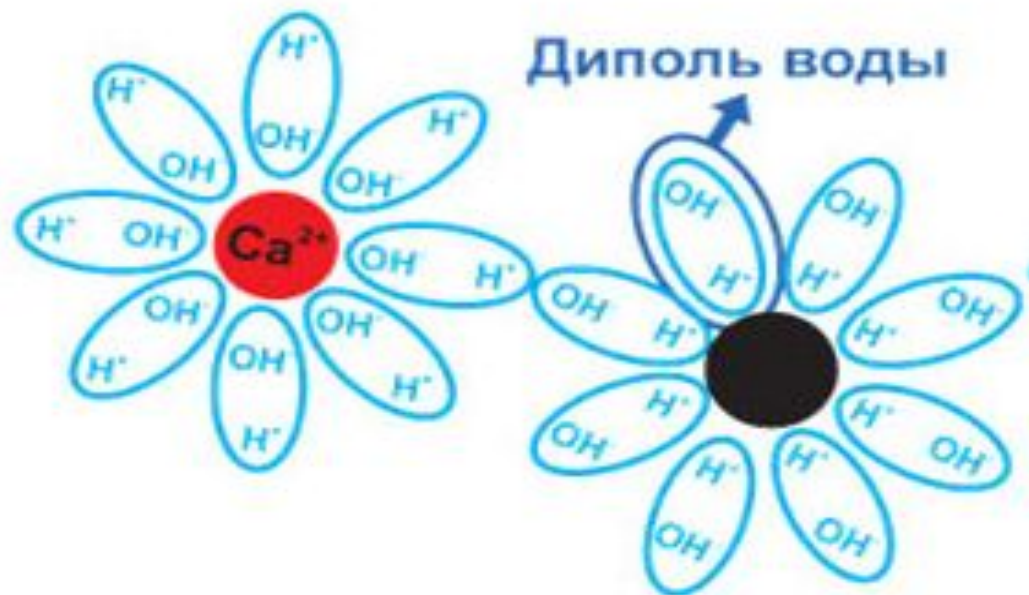
Взаимное расположение молекул в структуре льда

В КРИСТАЛЛЕ ЛЬДА
КАЖДАЯ МОЛЕКУЛА
ВОДЫ ОКРУЖЕНА
ДРУГИМИ
МОЛЕКУЛАМИ ВОДЫ,
ОБРАЗУЯ ПРИ ЭТОМ
ЧЕТЫРЕ
ВОДОРОДНЫХ СВЯЗИ.





Кластеры



Примеры структур кластеров воды (В. Л. Воейков)

ТЕМА. «РАСТВОРЫ»

Вода

- Является **дипольной частицей**, поэтому является **хорошим растворителем** для полярных соединений – следовательно, хорошо проходят гомогенные химические реакции
- Выводит из клеток продукты обмена
- Обладает **большой теплоемкостью**
4,18 Дж/(г·К)
- Имеет **максимальную плотность** при +4°C
- Имеет **аномально высокие температуры кипения и плавления**

Процентная концентрация (%) – показывает количество растворенного вещества (г), содержащегося в 100г раствора (выражается в процентах).

Молярная концентрация (**M**) – показывает количество молей растворенного вещества, содержащегося в 1 л раствора.

Моль рассчитывается суммой атомных масс из т. Менделеева

Например:

Моль $H_2SO_4 = 1(\text{масса H}) \cdot 2 + 32(\text{масса S}) + 16(\text{масса O}) \cdot 4 = 98 \text{ г}$.

Моляльная концентрация (**m**) - показывает количество молей вещества, растворенного в 1 л растворителя (H_2O).

Нормальная концентрация (**n**) – количество эквивалентов растворенного вещества, содержащегося в 1 л раствора.

Эквивалент рассчитывается делением моля вещества на определенное число в зависимости от состава вещества.

Молярная доля (N_i) – это отношение количества молей одного компонента к сумме молей всех компонентов, находящихся в растворе.

Титр (**T**) – показывает количество вещества, растворенного в 1 мл раствора

ДИССОЦИАЦИЯ ВОДЫ: $\text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{H}^+ + \text{OH}^-$

ИОННОЕ ПРОИЗВЕДЕНИЕ ВОДЫ:

$$K_w = [\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-] = 10^{-14} \text{ моль}^2/\text{л}^2 \text{ CONST}$$

ВОДОРОДНЫЙ ПОКАЗАТЕЛЬ

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

БУФЕРНЫЕ РАСТВОРЫ

ОБЕСПЕЧИВАЮТ УДЕРЖИВАНИЕ **pH** РАСТВОРОВ
НА ОПРЕДЕЛЕННОМ УРОВНЕ

РЯД АКТИВНОСТИ КИСЛОТ (при 25°C)

ФОРМУЛЫ	HI	HBr	HClO ₄	HCl	H ₂ SO ₄	HMnO ₄	HNO ₃	H ₂ CrO ₄	H ₂ SO ₃	H ₃ PO ₄	HF	HNO ₂	CH ₃ COOH	H ₂ CO ₃	H ₂ S	HClO	HCN	H ₂ SiO ₃
pKa=-lgKa	-11	-9	-8	-7	-3	-2,3	-1,6	-1	1,8	2,1	3,2	3,4	4,75	6,4	7,2	7,3	9,1	9,7
СИЛА КИСЛОТ	СИЛЬНЫЕ								СРЕДНИЕ				СЛАБЫЕ					

НАЗВАНИЯ КИСЛОТ	HI	ЙОДОВОДОРОДНАЯ	HBr	БРОМОВОДОРОДНАЯ	H ₂ SO ₃	СЕРНИСТАЯ	CH ₃ COOH	УКСУСНАЯ
	HClO ₄	ХЛОРНАЯ	H ₃ PO ₄	(ОРТО)ФОСФОРНАЯ	H ₂ CO ₃	УГОЛЬНАЯ	H ₂ S	СЕРОВОДОРОДНАЯ
	HCl	СОЛЯНАЯ	HF	ФТОРОВОДОРОДНАЯ	HClO	ХЛОРНОВАТИСТАЯ	HCN	ЦИАНОВОДОРОДНАЯ
	H ₂ SO ₄	СЕРНАЯ		(ПЛАВИКОВАЯ)	H ₂ SiO ₃	(МЕТА)КРЕМНИЕВАЯ		
	HMnO ₄	МАРГАНЦОВАЯ	HNO ₂	АЗОТИСТАЯ				
	HNO ₃	АЗОТНАЯ						
	H ₂ CrO ₄	ХРОМОВАЯ						

Водородный показатель

ИОНЫ в растворе	среда	pH
$[\text{H}^+] = [\text{OH}^-]$	нейтральная	pH=7
$[\text{H}^+] > [\text{OH}^-]$	кислая	pH<7
$[\text{H}^+] < [\text{OH}^-]$	щелочная	pH>7

Гидролиз соли – взаимодействие ионов соли с ионами воды, при котором происходит изменение водородного показателя

$$0 < \text{pH} < 14$$

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

Анионы фосфорной кислоты создают фосфатную буферную систему, поддерживающую **pH внутриклеточной среды** на уровне **6,9**. Угольная кислота и ее анионы создают бикарбонатную буферную систему и поддерживают **pH внеклеточной среды** (плазмы крови) на уровне **7,4**.

Цвета индикаторов в различных средах

ИНДИКАТОР	СРЕДА		
	H^+	H_2O	OH^-
ЛАКМУС	красный	фиолетовый	синий
МЕТИЛ-ОРАНЖ	красный	оранжевый	желтый
ФЕНОЛ-ФТАЛЕИН	бесцветный	бесцветный	розовый

Катионы

Кальций (Ca^{2+})

Магний (Mg^{2+})

Стронций (Sr^{2+})

Железо (Fe^{2+})

Марганец (Mn^{2+})

Анионы

ИОНЫ в ВОДЕ

Гидрокарбонат
(HCO_3^-)

Сульфат (SO_4^{2-})

Хлорид (Cl^-)

Нитрат (NO_3^-)

Силикат (SiO_3^{2-})

На практике стронций Sr^{2+} , барий Ba^{2+} и марганец Mn^{2+} оказывают на жесткость столь небольшое влияние, что ими, как правило, пренебрегают. Алюминий (Al^{3+}) и трехвалентное железо (Fe^{3+}) также влияют на жесткость, но при уровнях pH, встречающихся в природных водах, их растворимость и, соответственно, "вклад" в жесткость ничтожно малы.

Общая жесткость - суммарная концентрация ионов Ca^{2+} , Mg^{2+} и Fe^{2+} .

Представляет собой сумму карбонатной (**временной**) и некарбонатной (**постоянной**) жесткости.

Карбонатная жесткость. Обусловлена наличием в воде гидрокарбонатов кальция и магния. Почти полностью устраняется при кипячении воды и поэтому называется временной жесткостью. При нагреве воды гидрокарбонаты распадаются с образованием угольной кислоты и выпадением в осадок карбоната кальция и гидроксида магния.

Некарбонатная жесткость. Обусловлена присутствием кальциевых и магниевых солей сильных кислот (серной, азотной, соляной) и при кипячении не устраняется (постоянная жесткость).

Единицы измерения жесткости воды.

В мировой практике используется несколько единиц измерения жесткости, все они определенным образом соотносятся друг с другом. В России Госстандартом в качестве **единицы жесткости** воды установлен моль на кубический метр (**моль/м³**). Кроме этого в зарубежных странах широко используются такие единицы жесткости, как **немецкий градус (d°, dH)**, **французский градус (f°)**, **американский градус, ppm CaCO₃**.

Соотношение этих единиц жесткости представлено в следующей таблице:

Единицы жесткости воды

Моль/м³ (мг-экв/л)	Немецкий градус, d°	Французский градус, f°	Американский градус	ppm (мг/дм³) CaCO ₃
1.000	2.804	5.005	50.050	50.050

Примечание:

- 1. Один немецкий градус соответствует 10 мг/дм³ CaO или 17.86 мг/дм³ CaCO₃ в воде.
- 2. Один французский градус соответствует 10 мг/дм³ CaCO₃ в воде.
- 3. Один американский градус соответствует 1 мг/дм³ CaCO₃ в воде.

Жесткость воды в мг-экв.	Справочник по гидрохимии /10/	Водоподготовка /9/	Германия DIN 19643	USEPA
0 - 1.5	Мягкая (0 - 4 мг-экв.)	Очень мягкая (0 - 1.5 мг-экв.)	Мягкая (0 - 1.6 мг-экв.)	Мягкая (0 - 1.5 мг-экв.)
1.5 - 1.6		Мягкая (1.5 - 3.0 мг-экв.)		Умеренно жесткая (1.5 - 3 мг-экв.)
1.6 - 2.4			Средней жесткости (1.6 -2.4 мг-экв.)	
2.4 - 3.0			Достаточно жесткая (2.4 - 3.6 мг-экв.)	
3.0 - 3.6				Жесткая (3 - 6 мг-экв.)
3.6 - 4.0		Средней жесткости (4 - 8 мг-экв.)	Очень жесткая (> 6 мг-экв.)	
4.0 - 6.0	Жесткая (6 - 9 мг-экв.)			
6.0 - 8.0		Очень жесткая (> 12 мг-экв.)		
8.0 - 9.0	Очень жесткая (> 12 мг-экв.)			
9.0 - 12.0		Очень жесткая (> 12 мг-экв.)		
Свыше 12.0	Очень жесткая (> 12 мг-экв.)			

Методы умягчения воды:

1. **Термическое умягчение воды**, основано на нагревании воды, дистилляции.
2. **Реагентное умягчение воды**, при этом способе очистки воды ионы Ca^{+2} и Mg^{+2} связываются различными веществами в нерастворимые соединения.

$$Жобщ = \frac{m_1}{V \cdot Э_1} + \frac{m_2}{V \cdot Э_2} + \frac{m_3}{V \cdot Э_3} + \dots$$

где m_1, m_2, m_3 – содержание в воде двухзарядных катионов металлов (или соответствующих им солей), мг; $Э_1, Э_2, Э_3$ – эквиваленты катионов металлов (или соответствующих им солей); V – объем воды, л; $Жобщ$ – мг-экв/л.

3. **Ионный обмен** – очистка воды фильтрованием через катионообменные смолы, которые обменивают ионы натрия Na^+ (или водорода H^+) на ионы Ca^{+2} и Mg^{+2} . Предварительно проводят выведение Fe из воды, например, методом аэрации на загрузке

4. Умягчение воды **на установках обратного осмоса и нанофильтрации**. Используются мембранные технологии.

Электромагнитное воздействие на воду не является способом снижения жесткости воды, это лишь временное не отложение солей жесткости на стенках теплообменников.

Наиболее распространенными и передовыми считаются на данный момент – ионный обмен и обратный осмос.

При небольших превышениях жесткости воды и сухого остатка в воде, применяют натрий – катионитовую смолу или другие разновидности ионообменных смол (Ионный обмен).

При прохождении жесткой воды через катионообменную смолу происходит обмен катионов Ca^{+2} и Mg^{+2} на катионы Na^{+} , которые входят в состав смолы, таким образом, катионы Ca^{+2} и Mg^{+2} остаются на смоле, а катионы Na^{+} переходят в умягчаемую воду. Со временем все катионы Na^{+} обмениваются на катионы жесткости, катионообменная смола теряет способность умягчать воду и ее необходимо регенерировать. Для этого смола промывается раствором поваренной соли NaCl , в результате чего происходит процесс, обратный умягчению: катионы натрия переходят в состав смолы, при этом вытесняя катионы кальция и магния в промывную воду, сливаемую канализацию. После этого обогащенная натрием смола становится вновь готовой к умягчению. Этот метод очистки воды применен в автоматических системах умягчения воды.

Обратный осмос применяется при значительных превышениях показателя сухого остатка в воде, т.к. концентрация минеральных солей не может быть понижена применением обычных ионообменных фильтров для воды, а применение Н-катионирования не всегда удобно из-за наличия большого количества реагентов (регенерация фильтров для воды осуществляется растворами кислот).

Установка двух параллельных фильтрующих колонн (одна в режиме «сервис», другая в положении «резерв») с инициацией регенерации от счетчика воды обеспечивает непрерывный процесс производства умягченной воды.

Включение резервной колонны в работу происходит автоматически посредством управляющего механизма. Возможно также ручное переключение.

Регенерация (восстановление обменной емкости) проводится с использованием раствора соли (NaCl) и включает пять стадий:

- 1. обратная промывка (backwash);**
- 2. пропускание солевого раствора через катионит (brine draw);**
- 3. медленная промывка (slow rinse);**
- 4. быстрая промывка (rapid rinse);**
- 5. заполнение солевого бака водой (brine tank refill).**



Промывная вода в процессе регенерации сбрасывается в канализацию. После завершения регенерации система переводится в рабочий режим (режим фильтрации).

ТЕМА. ОБЩИЕ ЗАКОНОМЕРНОСТИ ХИМИЧЕСКИХ ПРОЦЕССОВ

Химическая термодинамика

Первый закон термодинамики представляет собой закон сохранения энергии для процессов, сопровождающихся тепловыми явлениями.

1. **Тепловой эффект** при постоянном давлении в термодинамике принято обозначать ΔH . Эта величина называется изменением **энтальпии** и измеряется в кДж/моль. Так как $\Delta H = -Q$, то **эндотермические реакции** протекают с поглощением тепла Q , и величина ΔH имеет положительное значение. **Экзотермические реакции** сопровождаются выделением тепла, и ΔH имеет отрицательное значение ($\Delta H < 0$). Чем меньше энтальпия, тем более термически устойчивее вещество.

Энтальпия является той величиной, которая оценивает преобразование системы при подаче энергии, например, плавление, сгорание, образование молекулы, сублимацию, растворение и т.д. При этом необходимо учитывать агрегатное состояние исходных и конечных веществ в ходе реакции или физического изменения.

Энтальпия образования простых веществ, устойчивых в стандартных условиях $P=1$ атм, $T=298\text{K}$ (графит, сера, водород и т.д.) равна нулю (см. ΔH^0 в табл. 2 в Приложении в Задании на контрольную работу по химии).

В термодинамике используют **закон Гесса**:
тепловой эффект химической реакции зависит только от вида и состояния исходных веществ и конечных продуктов, но не зависит от пути протекания реакции.

Это означает, что тепловой эффект химической реакции $\Delta H_{\text{хим.реак.}}$ равен разности между суммой теплот (энтальпий) образования продуктов реакции и суммой теплот (энтальпий) образования исходных веществ.

$$\Delta H^0_{\text{х.р.}} = \sum \Delta H^0_{\text{прод.}} - \sum \Delta H^0_{\text{исх.}}$$

При суммировании теплот образования веществ, участвующих в реакции, необходимо учитывать стехиометрические коэффициенты.

2. **Энтропия** Дж/(моль·К) является количественной мерой неупорядоченности состояния системы и также подчиняется закону Гесса.

$$S = K \ln \omega$$

где $K = 1,38 \cdot 10^{-23}$ Дж/(моль · К) — постоянная Больцмана

ω — число микросостояний, с помощью которых осуществляется данное макросостояние вещества, называется вероятностью его состояний.

При сравнении веществ в разных агрегатных состояниях их энтропии отличаются $S(\text{г}) \gg S(\text{ж}) > S(\text{тв})$.

3. В химических реакциях чаще всего одновременно изменяются **энтальпия и энтропия**, которые связаны друг с другом термодинамической функцией, называемой **энергией Гиббса** (G , кДж/моль.)

$$\Delta G = \Delta H - T \cdot \Delta S,$$

которая также подчиняется закону Гесса.

Условием принципиальной осуществимости процессов, то есть возможности протекания реакции в прямом направлении без затраты работы является неравенство $\Delta G_{P,T} < 0$.

Таким образом, чем ΔG меньше, тем более химически устойчивее вещество.

При $\Delta G > 0$, процесс термодинамически невозможен без затраты энергии, подводимой извне.

Температура, при которой $\Delta G = 0$, называется температурой начала реакции, при этом основное уравнение имеет

вид

$$0 = \Delta H - T \Delta S$$

далее при преобразовании

$$\Delta H = T \Delta S,$$

$$T = \frac{\Delta H}{\Delta S}$$

Химическая кинетика

Скорость химической реакции – это изменение концентрации одного из реагирующих веществ в единицу времени в единице реакционного пространства.

$$v = \pm \frac{\Delta C}{\Delta t}$$

где C – молярная концентрация одного из реагирующих веществ.

Скорость реакции зависит от многих факторов:

- 1) *Природы реагирующих веществ.* В полярных растворителях скорость реакции выше, чем в неполярных.
- 2) *Физического состояния веществ.* Различают **гомогенные** и **гетерогенные** системы.

Скорость **гетерогенных** реакций зависит от площади поверхности, на которой они протекают. Увеличение площади поверхности твердого вещества путем измельчения приводит к возрастанию скорости реакции.

$$v = \pm \frac{\Delta C}{\Delta t} \frac{1}{S}, \text{ где } S - \text{площадь границы раздела фаз.}$$

- 3) *Температуры.* По **правилу Вант-Гоффа** при повышении температуры на 10 градусов скорость гомогенных химических реакций увеличивается в два-четыре раза.

$$v(T_2) = v(T_1) \cdot \gamma^{\left(\frac{T_2 - T_1}{10}\right)}$$

где $v(T_1)$ и $v(T_2)$ – скорости реакции при температурах T_1 и T_2 ; γ – «гамма» – температурный коэффициент скорости реакции, значение которого для большинства реакций лежит в интервале от 2 до 4.

4) Концентрации реагирующих веществ.

Закон действия масс. При постоянной температуре и давлении истинная скорость гомогенной химической реакции пропорциональна произведению молярных концентраций реагирующих веществ, возведенных в степени их стехиометрических коэффициентов.

Для реакции: $nA + mB = pC + qD$, скорость по закону действия масс можно выразить следующим образом:

$$v = k \cdot [A]^n \cdot [B]^m.$$

где $[A]$, $[B]$ – молярные концентрации реагирующих веществ, а коэффициент k называется константой скорости химической реакции, он зависит от природы реагирующих веществ.

5) Влияние катализаторов.

Каждая реакция характеризуется энергетическим барьером, который помогает снизить катализатор. Он изменяет скорость реакции и выделяется в конце реакции в химически неизменном состоянии.

6) Влияние инициаторов - веществ, которые легко распадаются на активные частицы (радикалы, свободные атомы, возбужденные молекулы и др.) и активируют начало некоторых химических реакций.

7) Влияние электромагнитного излучения.

Реакции, протекающие под влиянием излучения ультрафиолетового или видимого участка спектра, называются *фотохимическими*. При поглощении кванта света молекулы возбуждаются и становятся реакционноспособными.

Химическое равновесие.

Принцип Ле Шателье:

если на систему, находящуюся в состоянии равновесия, оказать какое-либо внешнее воздействие, то в системе усилится реакция (прямая или обратная), течение которой ослабляет влияние этого воздействия.

Химическая реакция $mA+nB \leftrightarrow pC+qD$ (где n , m , p и q – стехиометрические коэффициенты) протекает при постоянных давлении и температуре. **Химическое равновесие** это состояние системы, при котором скорость прямой реакции равна скорости обратной реакции $v_{\text{пр}} = v_{\text{обр}}$. Применяв закон действия масс для гомогенной системы, зависимость прямой и обратной реакции от концентрации реагирующих веществ определяется выражениями: $v_{\text{пр.}} = k_{\text{пр.}} [A]^m [B]^n$ и $v_{\text{обр.}} = k_{\text{обр.}} [C]^p [D]^q$.

Если $v_{\text{пр}} = v_{\text{обр}}$, то

$$\frac{k_{\text{пр.}}}{k_{\text{обр.}}} = \frac{[C]^p [D]^q}{[A]^m [B]^n} = K_p$$

Константа равновесия K_p системы представляет собой отношение констант скорости прямой и обратной реакции или отношение произведения концентрации продуктов реакции к произведению концентраций исходных веществ.

Она связана с изменением энергии Гиббса уравнением:

$$\ln K_p = - \frac{\Delta G_{p,T}}{RT}$$

Тема. ЭЛЕКТРОХИМИЧЕСКИЕ ПРОЦЕССЫ

Стандартные электродные потенциалы (ϕ^0) некоторых металлов («ряд напряжений») $T = 298\text{K}$.

Электродная полуреакция	ϕ^0 , В	Электродная полуреакция	ϕ^0 , В
$\text{Li}^+ (\text{водн.}) + 1\text{e}^- = \text{Li} (\text{тв.})$	-3.045	$\text{Cd}^{2+} (\text{водн.}) + 2\text{e}^- = \text{Cd} (\text{тв.})$	-0.403
$\text{Rb}^+ (\text{водн.}) + 1\text{e}^- = \text{Rb} (\text{тв.})$	-2.925	$\text{Co}^{2+} (\text{водн.}) + 2\text{e}^- = \text{Co} (\text{тв.})$	-0.277
$\text{K}^+ (\text{водн.}) + 1\text{e}^- = \text{K} (\text{тв.})$	-2.924	$\text{Ni}^{2+} (\text{водн.}) + 2\text{e}^- = \text{Ni} (\text{тв.})$	-0.250
$\text{Cs}^+ (\text{водн.}) + 1\text{e}^- = \text{Cs} (\text{тв.})$	-2.923	$\text{Sn}^{2+} (\text{водн.}) + 2\text{e}^- = \text{Sn} (\text{тв.})$	-0.136
$\text{Ba}^{2+} (\text{водн.}) + 2\text{e}^- = \text{Ba} (\text{тв.})$	-2.905	$\text{Pb}^{2+} (\text{водн.}) + 2\text{e}^- = \text{Pb} (\text{тв.})$	-0.126
$\text{Ca}^{2+} (\text{водн.}) + 2\text{e}^- = \text{Ca} (\text{тв.})$	-2.866	$\text{Fe}^{3+} (\text{водн.}) + 3\text{e}^- = \text{Fe} (\text{тв.})$	-0.037
$\text{Na}^+ (\text{водн.}) + \text{e}^- = \text{Na} (\text{тв.})$	-2.714	$2\text{H}^+ (\text{водн.}) + 2\text{e}^- = \text{H}_2 (\text{г.})$	0.000
$\text{Mg}^{2+} (\text{водн.}) + 2\text{e}^- = \text{Mg} (\text{тв.})$	-2.363	$\text{Sb}^{3+} (\text{водн.}) + 3\text{e}^- = \text{Sb} (\text{тв.})$	+0.200
$\text{Al}^{3+} (\text{водн.}) + 3\text{e}^- = \text{Al} (\text{тв.})$	-1.663	$\text{Bi}^{3+} (\text{водн.}) + 3\text{e}^- = \text{Bi} (\text{тв.})$	+0.215
$\text{Ti}^{2+} (\text{водн.}) + 2\text{e}^- = \text{Ti} (\text{тв.})$	-1.630	$\text{Cu}^{2+} (\text{водн.}) + 2\text{e}^- = \text{Cu} (\text{тв.})$	+0.337
$\text{Zr}^{4+} (\text{водн.}) + 4\text{e}^- = \text{Zr} (\text{тв.})$	-1.539	$\text{Cu}^+ (\text{водн.}) + \text{e}^- = \text{Cu} (\text{тв.})$	+0.520
$\text{Mn}^{2+} (\text{водн.}) + 2\text{e}^- = \text{Mn} (\text{тв.})$	-1.179	$\text{Ag}^+ (\text{водн.}) + \text{e}^- = \text{Ag} (\text{тв.})$	+0.799
$\text{V}^{2+} (\text{водн.}) + 2\text{e}^- = \text{V} (\text{тв.})$	-1.175	$\text{Hg}^{2+} (\text{водн.}) + 2\text{e}^- = \text{Hg} (\text{ж.})$	+0.850
$\text{Cr}^{2+} (\text{водн.}) + 2\text{e}^- = \text{Cr} (\text{тв.})$	-0.913	$\text{Pd}^{2+} (\text{водн.}) + 2\text{e}^- = \text{Pd} (\text{тв.})$	+0,987
$\text{Zn}^{2+} (\text{водн.}) + 2\text{e}^- = \text{Zn} (\text{тв.})$	-0.763	$\text{Pt}^{2+} (\text{водн.}) + 2\text{e}^- = \text{Pt} (\text{тв.})$	+1,188
$\text{Cr}^{3+} (\text{водн.}) + 3\text{e}^- = \text{Cr} (\text{тв.})$	-0.744	$\text{Au}^{3+} (\text{водн.}) + 3\text{e}^- = \text{Au} (\text{тв.})$	+1,498
$\text{Fe}^{2+} (\text{водн.}) + 2\text{e}^- = \text{Fe} (\text{тв.})$	-0.440	$\text{Au}^+ (\text{водн.}) + \text{e}^- = \text{Au} (\text{тв.})$	+1,692

Гальваническим элементом (ГЭ) называют устройство, в котором энергия химической реакции превращается в электрическую энергию.

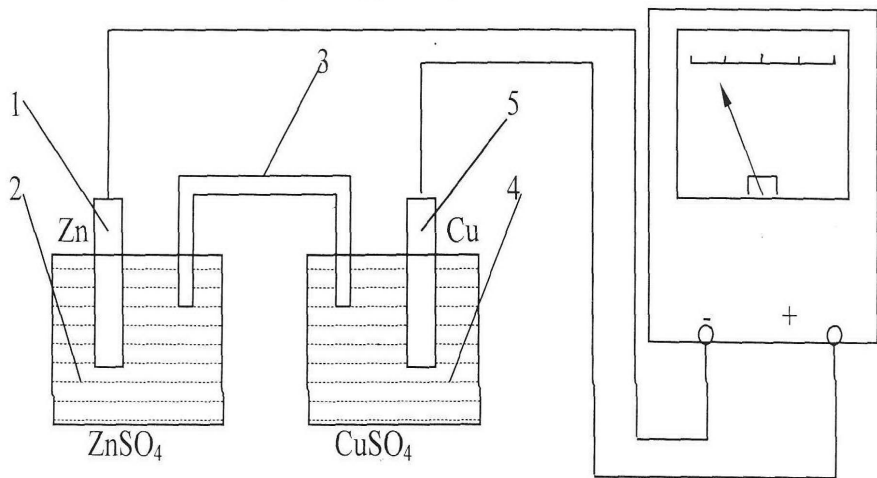


Рис. 1. Схема гальванического элемента: 1 - электрод (Zn); 2- сосуд с раствором $ZnSO_4$; 3 - солевой мостик; 4- сосуд с раствором $CuSO_4$; 5- электрод (Cu).

Концентрационный гальванический элемент (КГЭ) состоит из двух пластин одного металла, погруженных в растворы его соли, которые отличаются лишь концентрацией А
 (-) Zn^0/Zn^{2+} // Zn^{2+}/Zn^0 (+)К.

Электродвижущая сила E (ЭДС). – это разность электродных потенциалов катода и анода.

$$E = \varphi_K - \varphi_A$$

Электродный потенциал металла зависит от концентрации его ионов в растворе. Эта зависимость выражается **уравнением Нернста**:

$$\varphi = \varphi^0 + \frac{R \cdot T}{n \cdot F} \cdot \ln C$$

где φ^0 стандартный потенциал металла, R - универсальная газовая постоянная, T - абсолютная температура, n - число рабочих электронов, F - число Фарадея $1F = 96500$ Кл, C - концентрация ионов металла. Если в приведенном уравнении заменить константы R и F их численными значениями, а натуральный логарифм десятичным, то оно примет следующий вид:

$$\varphi = \varphi^0 + \frac{0,059}{n} \cdot \lg C$$

Электролиз – окислительно-восстановительная реакция, протекающая на электродах при прохождении постоянного электрического тока через раствор или расплав электролита, сопровождающийся разложением расплавленного или растворенного вещества или воды, в результате чего на электродах выделяются продукты электролиза.

Электрод, на котором происходит восстановление, называют **катодом**, а электрод, на котором происходит окисление, называют **анодом**. Катод подключен к отрицательному полюсу, и поэтому к нему движутся катионы, анод – к положительному полюсу, и к нему движутся анионы.

В зависимости от материала **аноды** могут быть **инертными** (материал не подвергается окислению) или **активными, растворимыми** (материал может окисляться в процессе электролиза $\text{Me}^0 - n\text{e}^- \rightarrow \text{Me}^{n+}$).

1. Масса образующегося при электролизе вещества пропорциональна количеству электричества, прошедшего через раствор.

2. Количество вещества m , выделившееся на электроде, подчиняется следующей зависимости:

$$m = \frac{m_{\text{Э}} \cdot I \cdot t}{F} \cdot B_i$$

где $m_{\text{Э}}$ – эквивалентная масса вещества; I – сила тока, А;
 t – продолжительность электролиза, с; F – число Фарадея, равное 96500 Кл ;
 B_i – выход по току, % .

Коррозия (от латинского *corrodere* – разъедение, разрушение) – это самопроизвольное окисление металлов и их сплавов за счет воздействия среды.

Основной причиной коррозии является термодинамическая неустойчивость металлов и сплавов в окружающей среде.

Поляризация - замедление коррозии за счет образования на поверхности металла: 1) тонкой, невидимой глазом, пленки; 2) видимого толстого слоя продуктов коррозии; 3) **пассивации** – резкого уменьшения скорости коррозии в сильных окислителях.

Депольаризация - ускорение коррозии.

1) **Водородная депольаризация** происходит в кислых средах (разбавленные кислоты HCl , H_2SO_4 , HNO_3).

Катод: $2\text{H}^+ + 2\text{e}^- \rightarrow \text{H}_2^0$, а **на аноде** – окисление металла.

2) **Кислородная депольаризация** происходит в нейтральных и слабощелочных средах (рассматриваем атмосферную коррозию)

Катод: $2\text{H}_2\text{O} + \text{O}_2 + 4\text{e}^- \rightarrow 4\text{OH}^-$, **Анод:** $\text{Fe}^0 - 2\text{e}^- \rightarrow \text{Fe}^{2+}$

Методы защиты металлов от коррозии

1. Изменение состава агрессивной среды
2. Использование ингибиторов коррозии
3. Применение неметаллических защитных покрытий.
4. Электрохимические методы
 - металлические покрытия (анодное и катодное);
 - катодная защита;
 - протекторная защита;
 - анодная защита;
5. Легирование металлов;
6. Защита от блуждающих токов;
7. Защита от микробиологической коррозии.