

**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](mailto: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

**АТОМ** → **ЭЛЕКТРОННАЯ ОБОЛОЧКА**

**ЯДРО**

заряд ядра атома (+Z) = порядковый № элемента (Z)

протоны  
нейтроны

уровни 1 (K) 2 (L) 3 (M) 4 (N) ...

подуровни s s p s p d s p d f

число уровней в электронной оболочке атома = № периода

максимальное число электронов:  
- на уровне =  $2n^2$  (n = номер уровня);  
- на подуровне s-2ē, p-6ē, d-10ē, f-14ē.

число подуровней = номеру уровня

орбитали

электроны ↑

Форма орбиталей:

Частица	протон p <sup>+</sup>	нейтрон n <sup>0</sup>	электрон e <sup>-</sup> • или ↑
Число частиц в атоме	Z	N	= Z
Заряд, а.е.з.	+1	0	-1
Масса, а.е.м.	1,0073	1,0087	0,0005

Массовое число атома A = Z + N

Число электронов на внешнем уровне элементов

А-групп	В-групп
равно номеру группы	Pd - 0; Cr, Cu, Nb, Mo, Ru, Rh, Ag, Pt, Au - 1; остальных - 2.

Валентные электроны (ē) элементов

s и p	d
ē внешнего уровня	ē внешнего + d-ē предвнешнего уровня

Атомы, у которых число протонов Z одинаково, число нейтронов N различно - **изотопы**

**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.

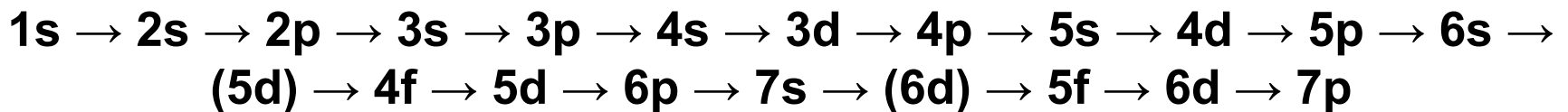
Волновая функция при определенных значениях трех квантовых чисел  **$(n, l, m)$**  описывает состояние электрона, характеризующееся так называемой **атомной электронной орбиталью (АО)**.



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

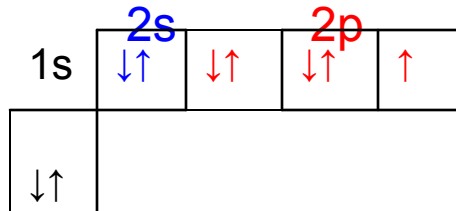
где  $n$  – главное квантовое число,  $\ell$  – орбитальное квантовое число (вместо него указывают соответствующее буквенное значение – s, p, d, f),  $x$  – число электронов в данном подуровне (орбитали).

Последовательность заполнения энергетических уровней и подуровней происходит в следующем порядке:

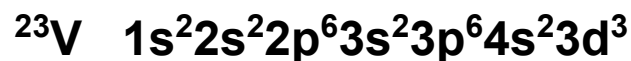


Например, строение атома фтора выражается электронной формулой:  ${}^9\text{F}$   
 $1s^2 2s^2 2p^5$

и электронно-графической формулой:

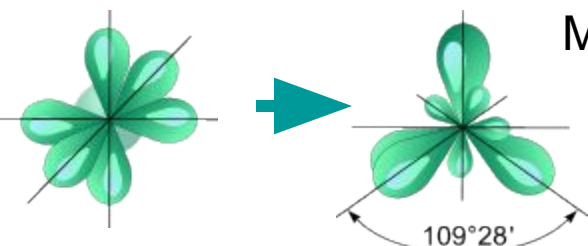


Для d-подуровня сразу обозначают ряд из пяти квантовых ячеек (размещаются 10  $\bar{e}$ ), а для f-подуровня сразу обозначают ряд из семи квантовых ячеек (размещаются 14  $\bar{e}$ ).



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

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

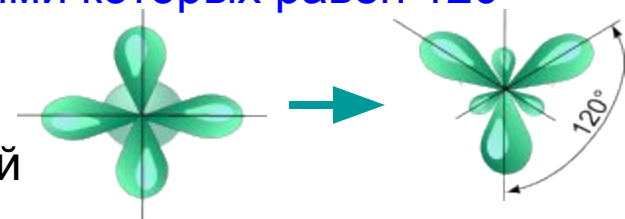


Молекулы имеют тетраэдрическую геометрию ( **$CH_4$ ,  $NH_3$** )

**В  $sp^2$ - Гибридикация** Одна s- орбиталь и две p- орбитали превращаются в три одинаковые "гибридные" орбитали, угол между осями которых равен  $120^\circ$

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

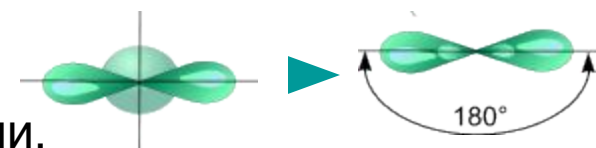
Если орбитали перекрываются **вне** линии, соединяющей ядра, то образуется **p-связь**.



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  $sp^2$ -гибридикация, имеют **плоскую геометрию**.

**С  $sp$ - Гибридикация.** Одна s- орбиталь и одна p- орбиталь превращаются в две одинаковые "гибридные" орбитали, угол между осями которых равен  $180^\circ$

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  $sp$ -гибридикация, 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	а	б	а			
1	1	<b>H</b> водород 1,008															<b>He</b> гелий 4,003	2	
2	2	<b>Li</b> литий 6,941	<b>Be</b> бериллий 9,0122	<b>B</b> бор 10,811	<b>C</b> углерод 12,011	<b>N</b> азот 14,007	<b>O</b> кислород 15,999	<b>F</b> фтор 18,998									<b>Ne</b> неон 20,179	10	
3	3	<b>Na</b> натрий 22,99	<b>Mg</b> магний 24,305	<b>Al</b> алюминий 26,98154	<b>Si</b> кремний 28,086	<b>P</b> фосфор 30,974	<b>S</b> сера 32,064	<b>Cl</b> хлор 35,453									<b>Ar</b> аргон 39,948	18	
4	4	<b>K</b> калий 39,102	<b>Ca</b> кальций 40,08	<b>Sc</b> скандий 44,956	<b>Ti</b> титан 47,956	<b>V</b> ванадий 50,941	<b>Cr</b> хром 51,996	<b>Mn</b> марганец 54,938	<b>Fe</b> железо 55,849	<b>Co</b> кобальт 58,933	<b>Ni</b> никель 58,7							<b>Kr</b> криптон 83,8	36
	5	<b>Cu</b> медь 63,546	<b>Zn</b> цинк 65,37	<b>Ga</b> галлий 69,72	<b>Ge</b> германий 72,59	<b>As</b> мышьяк 74,922	<b>Se</b> селен 78,96	<b>Br</b> бром 79,904											
5	6	<b>Rb</b> рубидий 85,468	<b>Sr</b> стронций 87,62	<b>Y</b> иттрий 88,906	<b>Zr</b> цирконий 91,22	<b>Nb</b> ниобий 92,906	<b>Mo</b> молибден 95,94	<b>Tc</b> технеций (99)	<b>Ru</b> рутений 101,07	<b>Rh</b> родий 102,906	<b>Pd</b> палладий 106,4								
	7	<b>Ag</b> серебро 107,868	<b>Cd</b> кадмий 112,41	<b>In</b> индий 114,82	<b>Sn</b> олово 118,69	<b>Sb</b> сурьма 121,75	<b>Te</b> теллур 127,6	<b>I</b> йод 126,905										<b>Xe</b> ксенон 131,3	54
6	8	<b>Cs</b> цезий 132,905	<b>Ba</b> барий 137,34	<b>71-72</b> лантаноиды	<b>Hf</b> гафний 178,49	<b>Ta</b> тантал 180,948	<b>W</b> вольфрам 183,85	<b>Re</b> рений 186,207	<b>Os</b> осмий 190,2	<b>Ir</b> иридий 192,22	<b>Pt</b> платина 195,09								
	9	<b>Au</b> золото 196,967	<b>Hg</b> ртуть 200,59	<b>Tl</b> таллий 204,37	<b>Pb</b> свинец 207,19	<b>Bi</b> висмут 208,98	<b>Po</b> полоний (210)	<b>At</b> астат (210)											<b>Rn</b> радон (222)
7	10	<b>Fr</b> франций (223)	<b>Ra</b> радий (226)	<b>89-103</b> актиноиды	<b>Rf</b> резерфордий (261)	<b>Db</b> дубний (262)	<b>Sg</b> сигборгий (263)	<b>Bh</b> борий (262)	<b>Hs</b> хассий (265)	<b>Mt</b> мейтнерий (268)	<b>Ds</b> дармштадтий (271)								
		ВЫСШИЕ ОКСИДЫ	$R_2O$	$RO$	$R_2O_3$	$RO_2$	$R_2O_5$	$RO_3$	$R_2O_7$		$RO_4$								
		ЛЕТУЧИЕ ВОДОРОДНЫЕ СОЕДИНЕНИЯ				$RH_4$	$RH_3$	$H_2R$	$HR$										



Д.И.Менделеев  
1834-1907



РАСПРЕДЕЛЕНИЕ  
ЭЛЕКТРОНОВ  
ПО СЛОЯМ

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

## ЛАНТАНОИДЫ

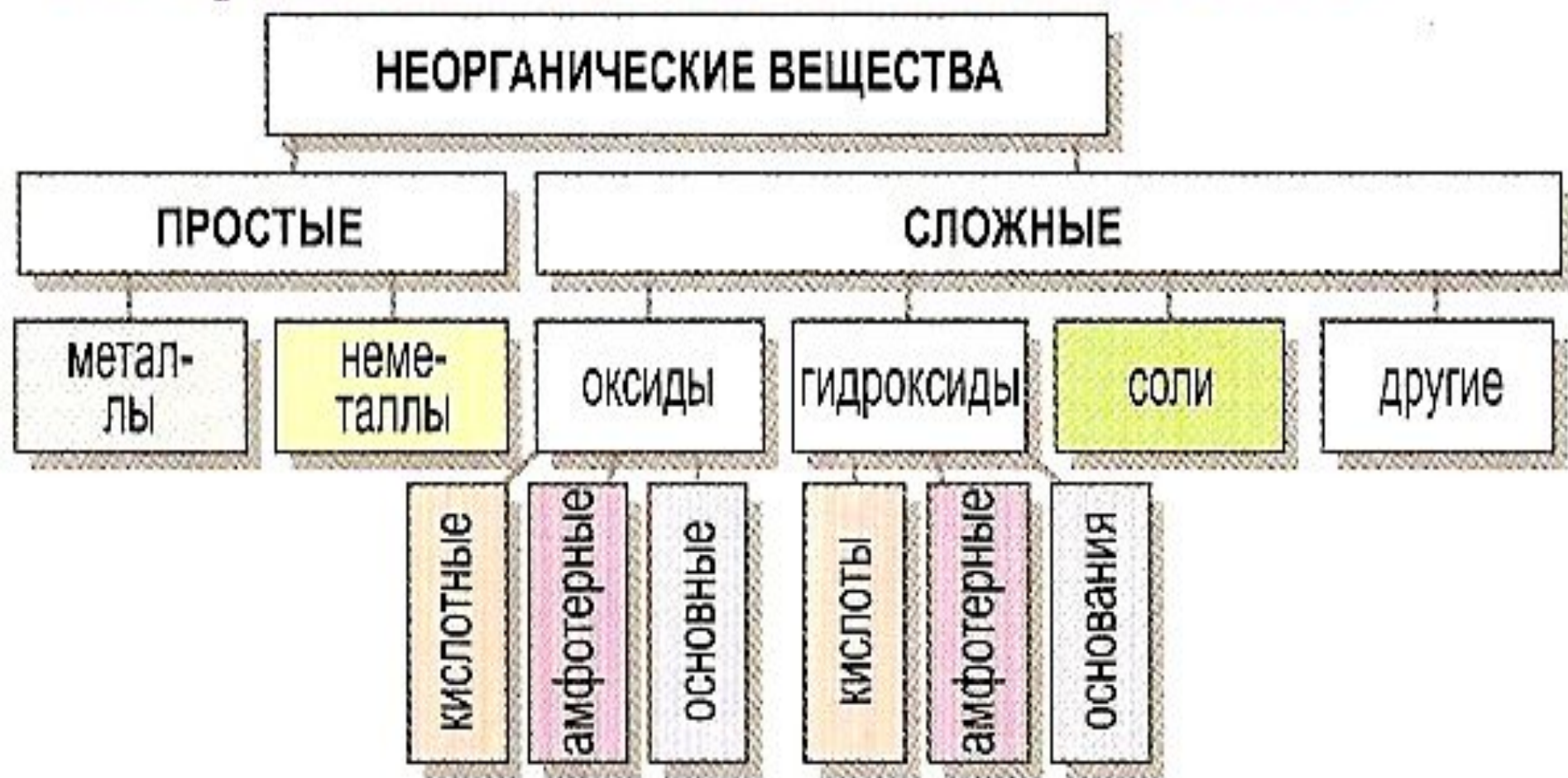
57 <b>La</b> лантан 138,906	58 <b>Ce</b> церий 140,12	59 <b>Pr</b> празеодим 140,908	60 <b>Nd</b> неодим 144,24	61 <b>Pm</b> прометий (145)	62 <b>Sm</b> самарий 150,4	63 <b>Eu</b> европий 151,96	64 <b>Gd</b> гадолиний 157,25	65 <b>Tb</b> тербий 158,928	66 <b>Dy</b> диспрозий 162,5	67 <b>Ho</b> гольмий 164,93	68 <b>Er</b> эрбий 167,26	69 <b>Tm</b> тулий 168,934	70 <b>Yb</b> иттербий 173,04	71 <b>Lu</b> лютеций 174,97
-----------------------------------	---------------------------------	--------------------------------------	----------------------------------	-----------------------------------	----------------------------------	-----------------------------------	-------------------------------------	-----------------------------------	------------------------------------	-----------------------------------	---------------------------------	----------------------------------	------------------------------------	-----------------------------------

## АКТИНОИДЫ

89 <b>Ac</b> актиний (227)	90 <b>Th</b> торий 232,038	91 <b>Pa</b> протактиний (231)	92 <b>U</b> уран 238,29	93 <b>Np</b> нептуний (237)	94 <b>Pu</b> плутоний (244)	95 <b>Am</b> амерций (243)	96 <b>Cm</b> кюрий (247)	97 <b>Bk</b> берклий (247)	98 <b>Cf</b> калфорний (251)	99 <b>Es</b> эйшттейний (254)	100 <b>Fm</b> фермий (257)	101 <b>Md</b> менделеевий (258)	102 <b>No</b> нобеллий (259)	103 <b>Lr</b> лоуренсий (260)
----------------------------------	----------------------------------	--------------------------------------	-------------------------------	-----------------------------------	-----------------------------------	----------------------------------	--------------------------------	----------------------------------	------------------------------------	-------------------------------------	----------------------------------	---------------------------------------	------------------------------------	-------------------------------------

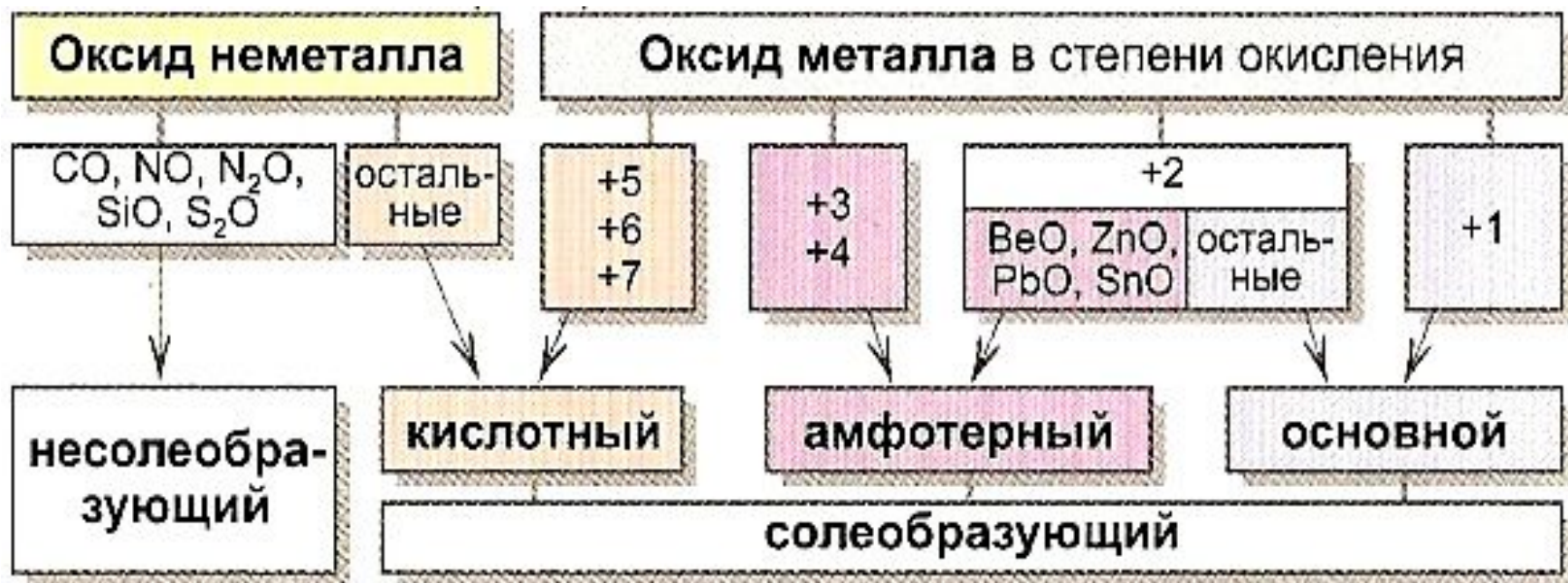


# Классификация неорганических веществ



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

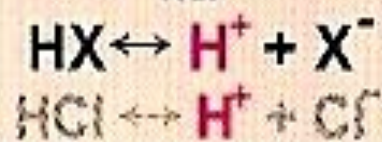
ОСНОВАНИЯ

АМФОТЕРНЫЕ  
гидроксиды

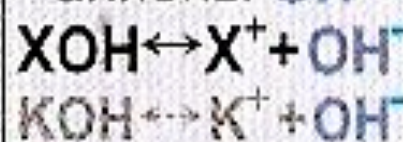
СОЛИ  
(средние)

- вещества, которые при растворении в воде распадаются на

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



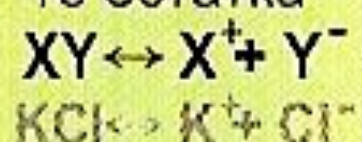
катионы ме-  
талла  $Me^+$  или  
аммония  $NH_4^+$  и  
анионы  $OH^-$



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



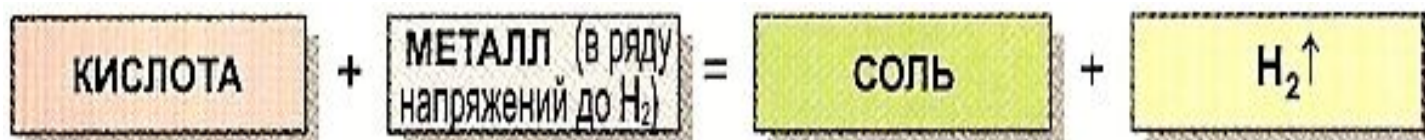
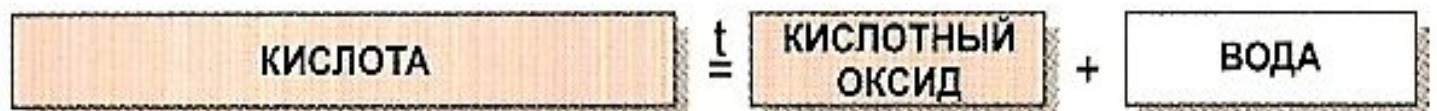
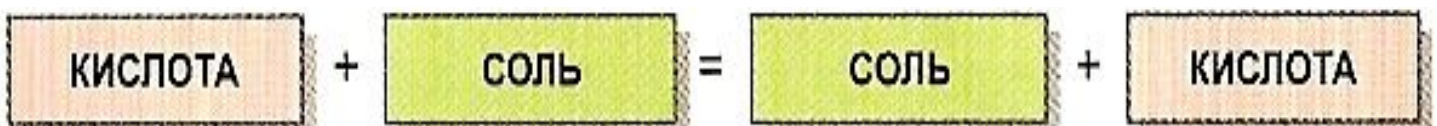
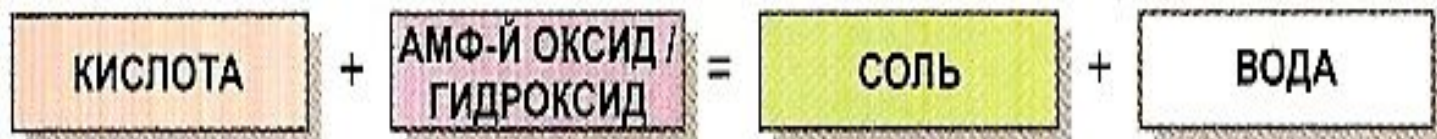
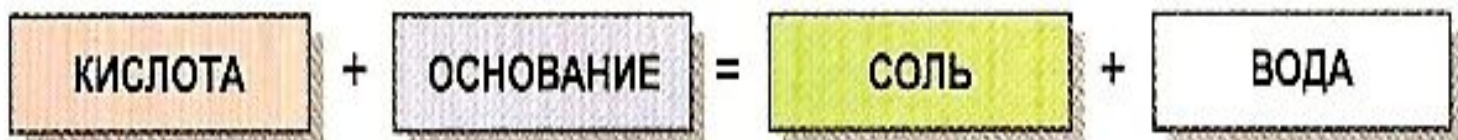
катионы  $Me^+$   
или  $NH_4^+$  и ани-  
оны кислотно-  
го остатка



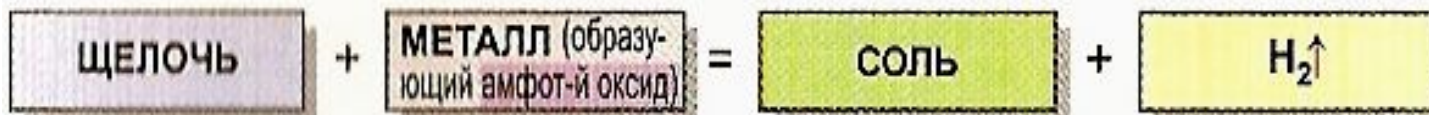
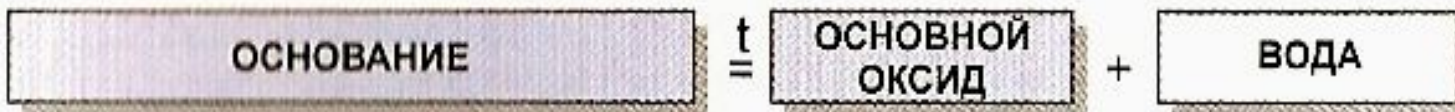
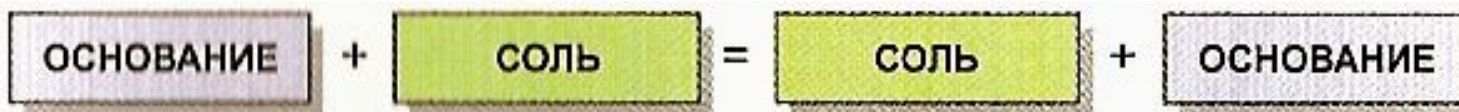
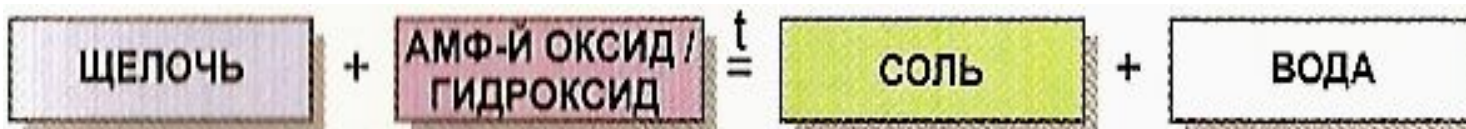
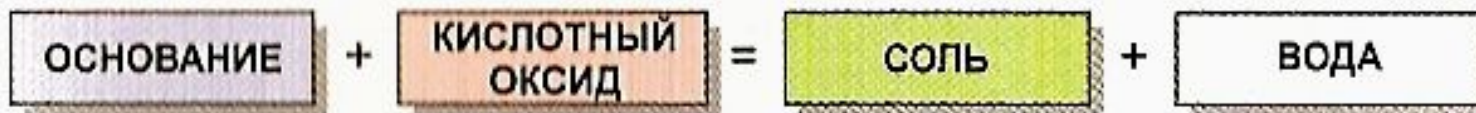
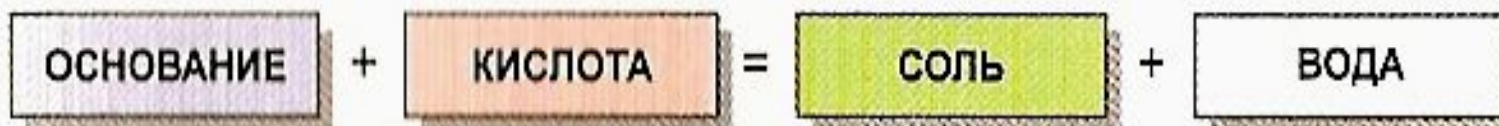
Амфотерные оксиды и гидроксиды при взаимодействии с кислотами и кислотными оксидами проявляют свойства основных, а при взаимодействии с основаниями и основными оксидами проявляют свойства кислотных.



# Кислоты

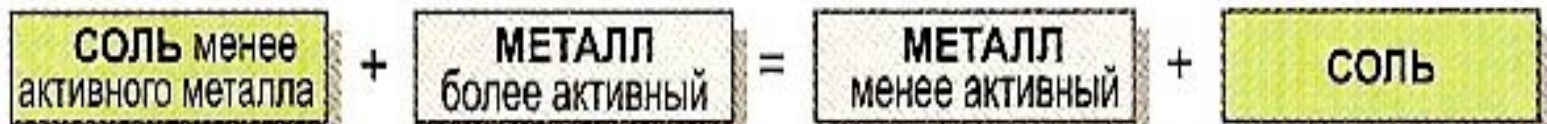
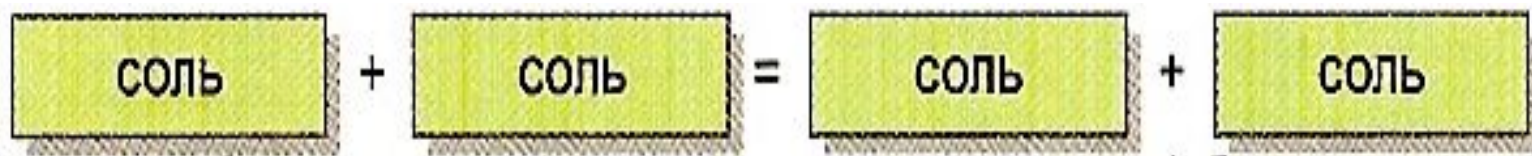
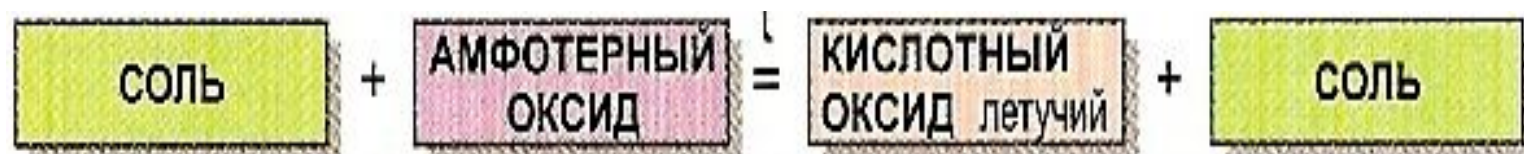
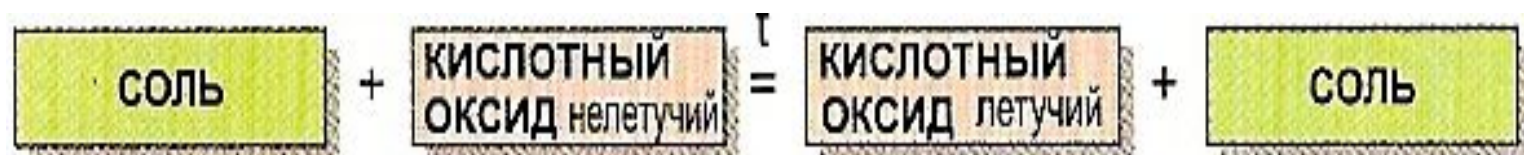
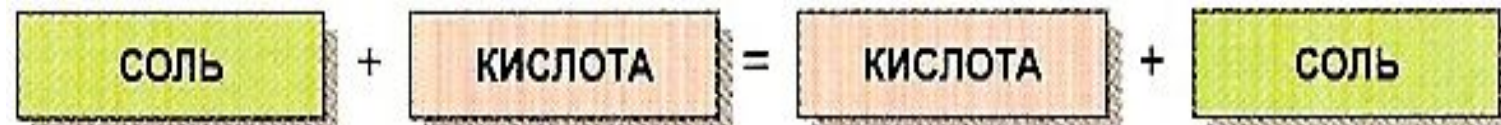
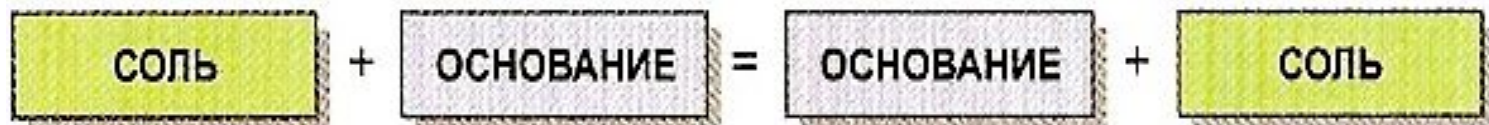


# ОСНОВАНИЯ

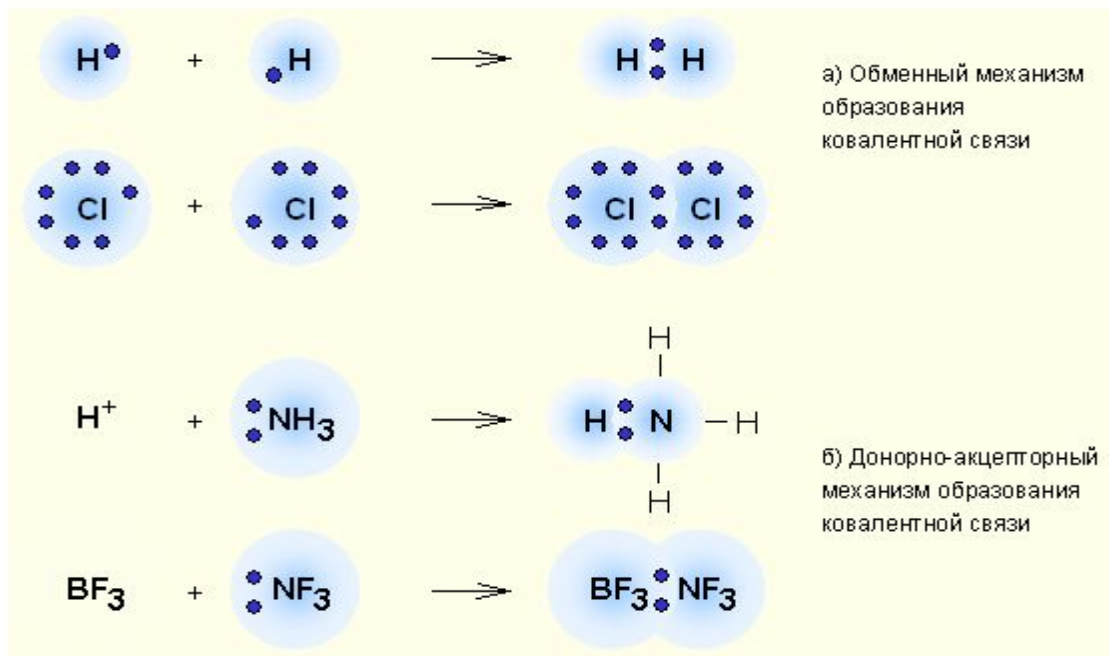




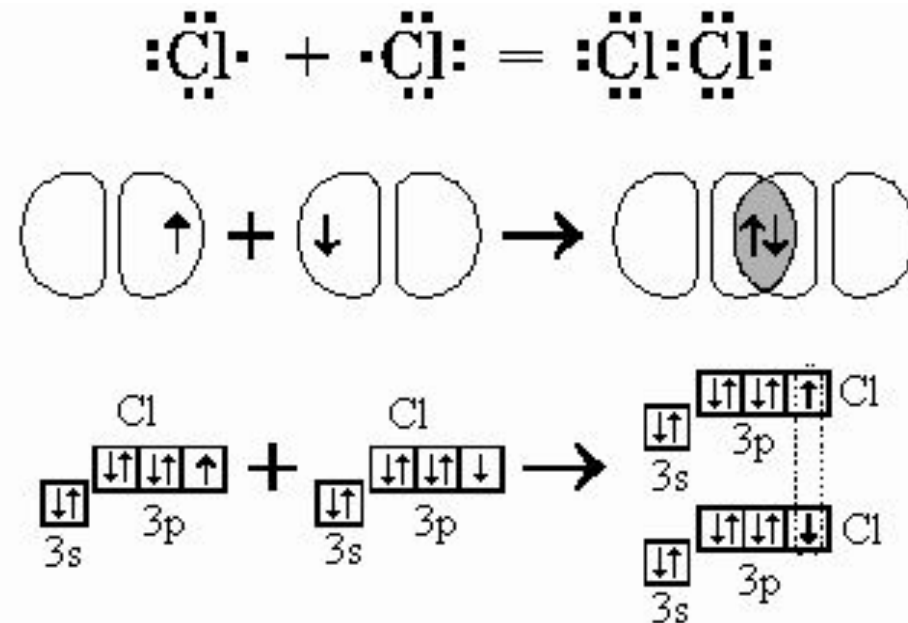
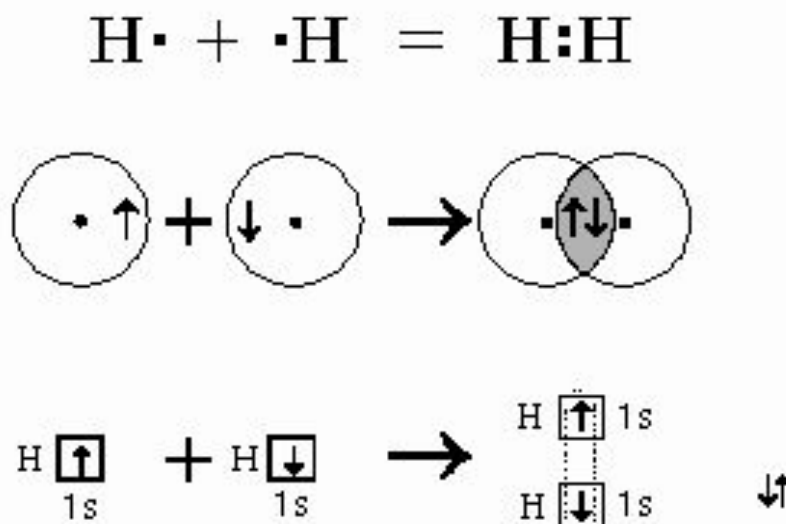
# СОЛИ



# Ковалентная СВЯЗЬ

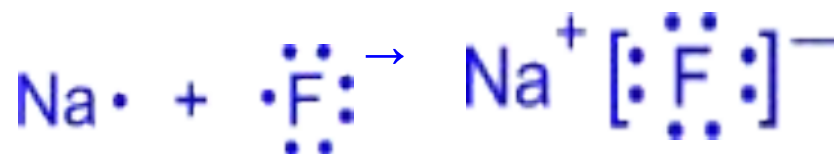


Обменный а) и донорно-акцепторный б) механизмы образования ковалентной связи.



# ИОННАЯ СВЯЗЬ

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



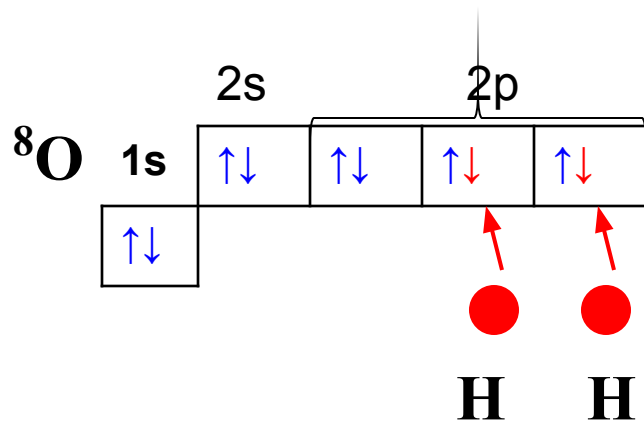
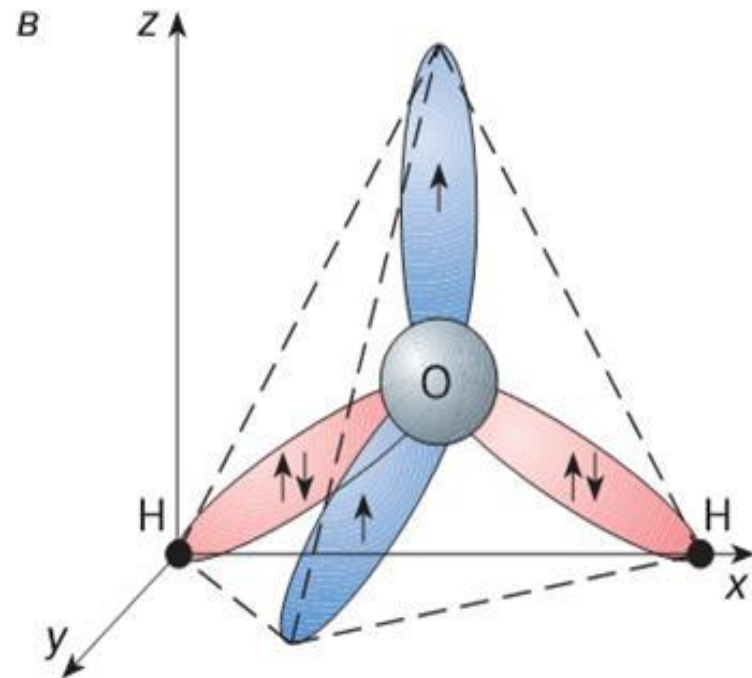
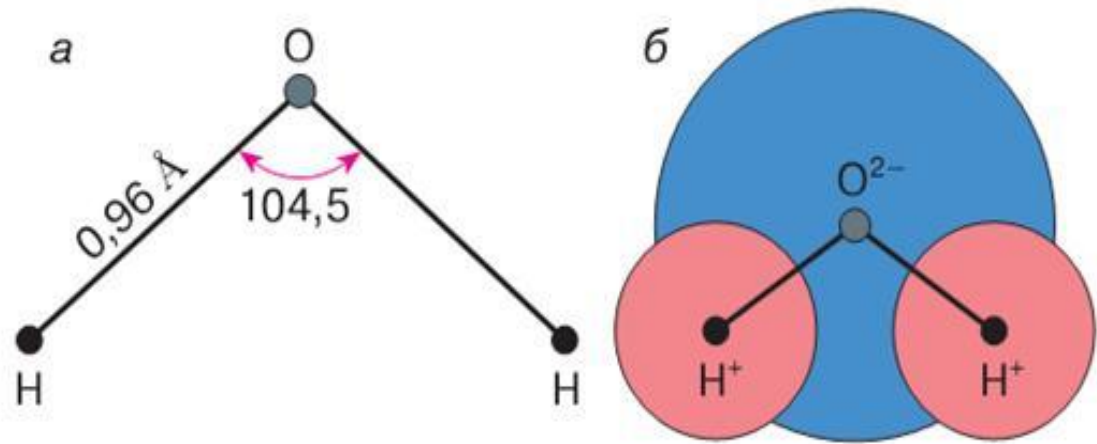
(фторид натрия состоит из ионов натрия  $\text{Na}^+$  и фторид-ионов  $\text{F}^-$ )

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**

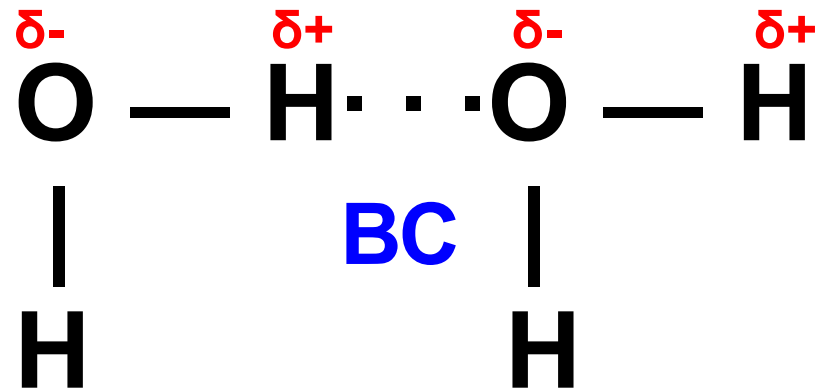
# Вода

- Вода имеет угловое строение
- Связь O – H ковалентная полярная (0,095 нм или 0,9584 Å<sup>0</sup>)
- Расстояние между атомами водорода 0,154 нм
- Угол НОН равен 104,45<sup>0</sup>
- Угол близок к тетраэдрическому 109,5<sup>0</sup>



# Водородная связь

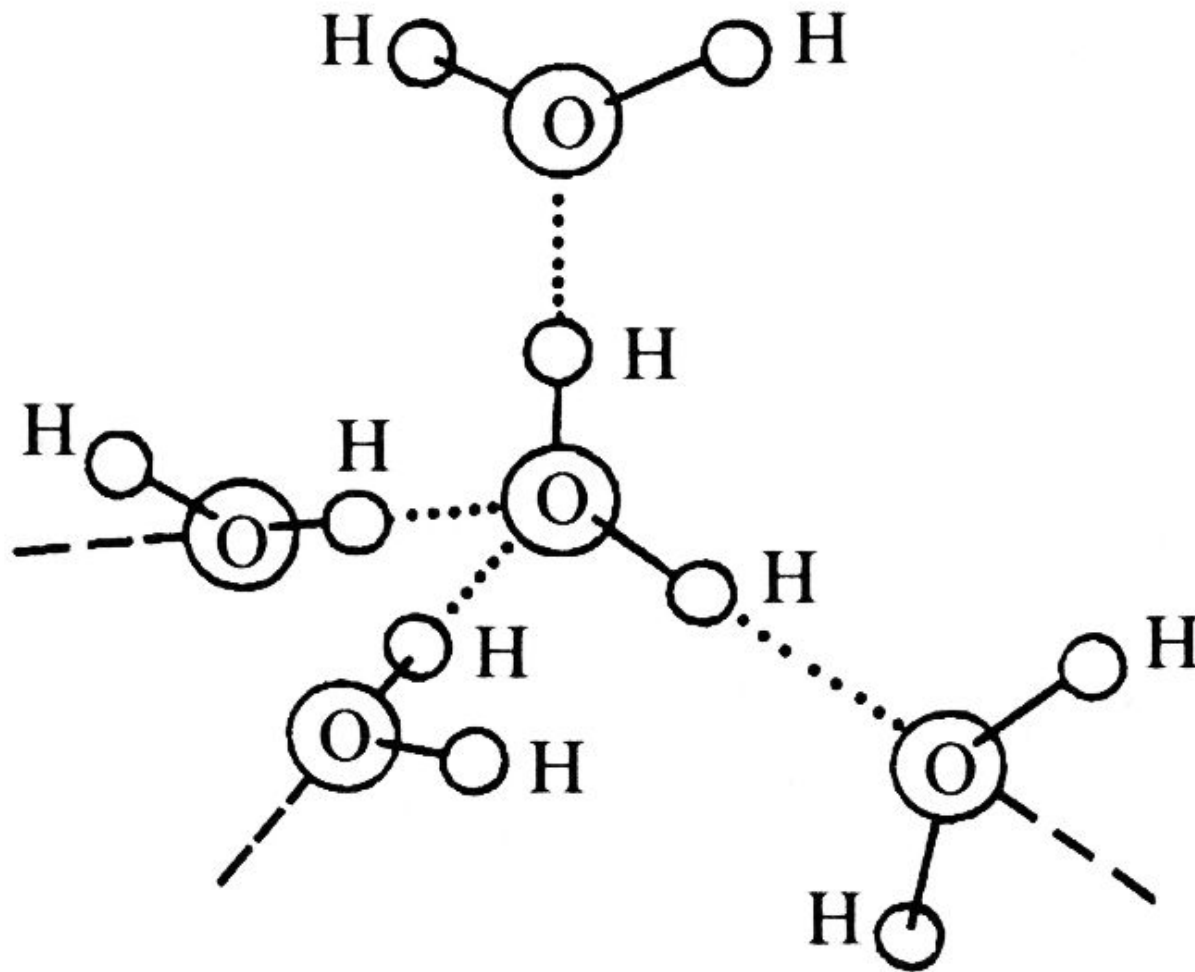
- По прочности водородная связь в **15 – 20 раз слабее** ковалентной связи, но превосходит взаимодействие Ван-дер-Ваальсовых сил.
- При нагревании воды часть теплоты затрачивается на разрыв водородных связей (энергия разрыва водородной связи в воде составляет **25 кДж / моль**). Этим объясняется высокая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



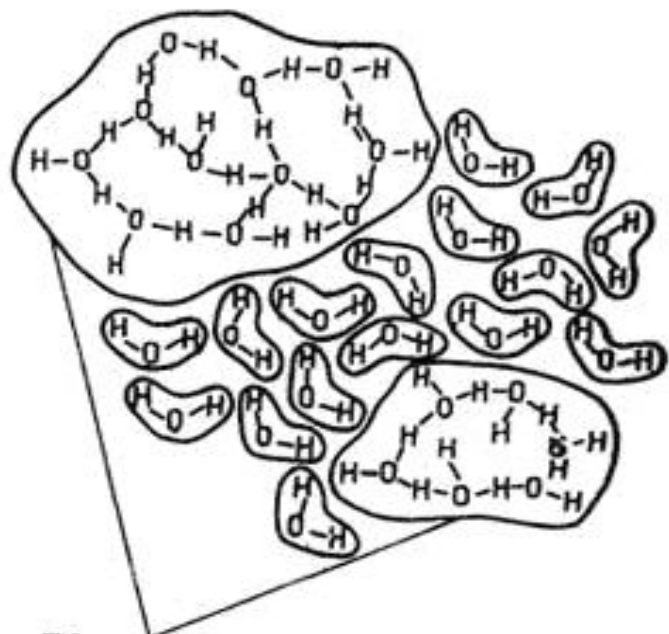


# Взаимное расположение молекул в структуре льда

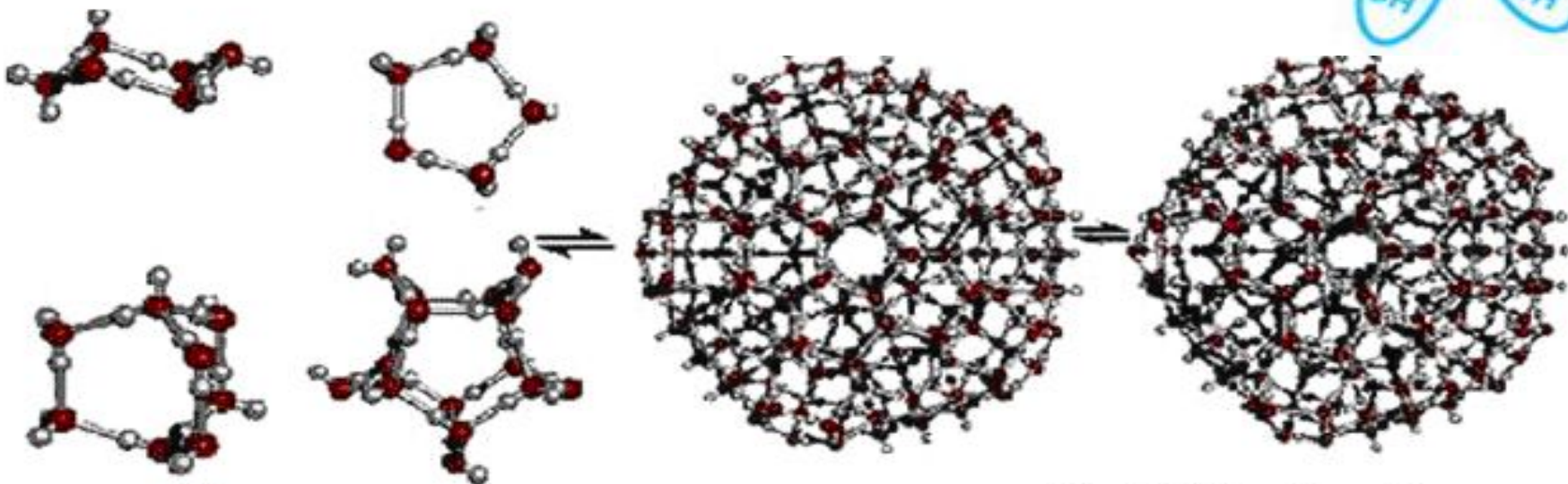
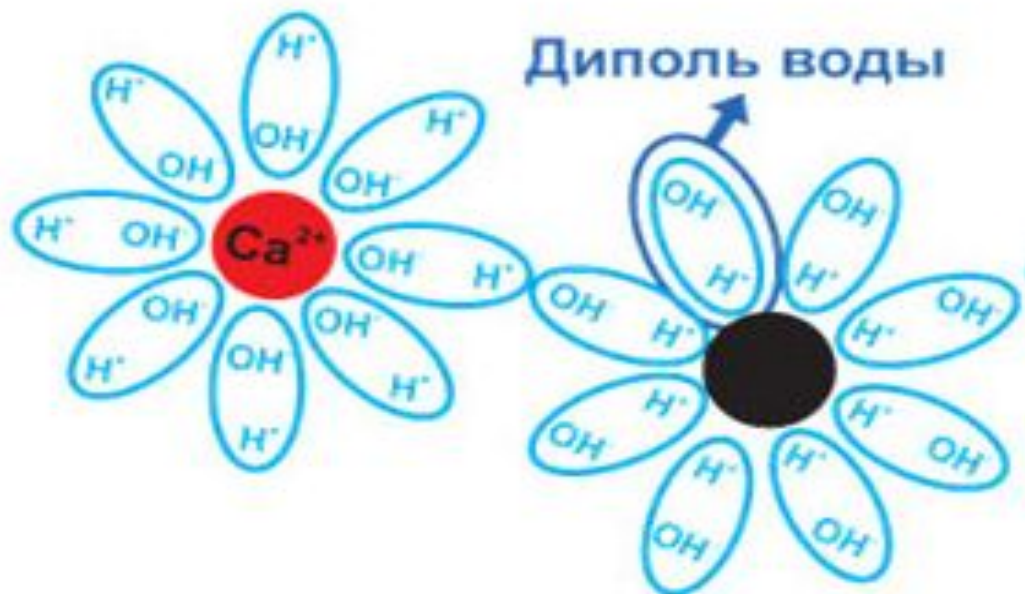
В КРИСТАЛЛЕ ЛЬДА  
КАЖДАЯ МОЛЕКУЛА  
ВОДЫ ОКРУЖЕНА  
ДРУГИМИ  
МОЛЕКУЛАМИ ВОДЫ,  
ОБРАЗУЯ ПРИ ЭТОМ  
ЧЕТЫРЕ  
ВОДОРОДНЫХ СВЯЗИ.







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.**

**Мольная 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



# Водородный показатель

ИОНЫ в растворе	среда	pH
$[H^+] = [OH^-]$	нейтральная	pH=7
$[H^+] > [OH^-]$	кислая	pH<7
$[H^+] < [OH^-]$	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 <sup>+</sup>	H <sub>2</sub> O	OH <sup>-</sup>
ЛАКМУС	красный	фиолетовый	синий
МЕТИЛ-ОРАНЖ	красный	оранжевый	желтый
ФЕНОЛ-ФТАЛЕИН	бесцветный	бесцветный	розовый



## Катионы

Кальций ( $\text{Ca}^{2+}$ )

Магний ( $\text{Mg}^{2+}$ )

Стронций ( $\text{Sr}^{2+}$ )

Железо ( $\text{Fe}^{2+}$ )

Марганец ( $\text{Mn}^{2+}$ )

## Анионы

### ИОНЫ в ВОДЕ

Гидрокарбонат  
( $\text{HCO}_3^-$ )

Сульфат ( $\text{SO}_4^{2-}$ )

Хлорид ( $\text{Cl}^-$ )

Нитрат ( $\text{NO}_3^-$ )

Силикат ( $\text{SiO}_3^{2-}$ )

На практике стронций  $\text{Sr}^{2+}$ , барий  $\text{Ba}^{2+}$  и марганец  $\text{Mn}^{2+}$  оказывают на жесткость столь небольшое влияние, что ими, как правило, пренебрегают. Алюминий ( $\text{Al}^{3+}$ ) и трехвалентное железо ( $\text{Fe}^{3+}$ ) 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  $\text{Ca}^{2+}$ ,  $\text{Mg}^{2+}$  и  $\text{Fe}^{2+}$ .

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/м<sup>3</sup>**). Кроме этого в зарубежных странах широко используются такие единицы жесткости, как **немецкий градус (d°, dH)**, **французский градус (f°)**, **американский градус, ppm CaCO<sub>3</sub>**.

Соотношение этих единиц жесткости представлено в следующей таблице:

### Единицы жесткости воды

Моль/м <sup>3</sup> (мг-экв/л)	Немецкий градус, d°	Французский градус, f°	Американский градус	ppm (мг/дм <sup>3</sup> ) CaCO <sub>3</sub>
1.000	2.804	5.005	50.050	50.050

Примечание:

1. Один немецкий градус соответствует 10 мг/дм<sup>3</sup> CaO или 17.86 мг/дм<sup>3</sup> CaCO<sub>3</sub> в воде.
2. Один французский градус соответствует 10 мг/дм<sup>3</sup> CaCO<sub>3</sub> в воде.
3. Один американский градус соответствует 1 мг/дм<sup>3</sup> CaCO<sub>3</sub> 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.)		
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		Умеренно жесткая (3 - 6 мг-экв.)	Жесткая (3.6 - 6 мг-экв.)	Жесткая (3 - 6 мг-экв.)
3.6 - 4.0				
4.0 - 6.0	Средней жесткости (4 - 8 мг-экв.)	Жесткая (6 - 9 мг-экв.)	Очень жесткая (> 6 мг-экв.)	Очень жесткая (> 6 мг-экв.)
6.0 - 8.0				
8.0 - 9.0	Жесткая (8 - 12 мг-экв.)			
9.0 - 12.0	Очень жесткая (> 12 мг-экв.)	Очень жесткая (> 12 мг-экв.)	Очень жесткая (> 6 мг-экв.)	Очень жесткая (> 6 мг-экв.)
Свыше 12.0				

## Методы умягчения воды:

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

$$Жобщ = \frac{m_1}{V \cdot \mathcal{E}_1} + \frac{m_2}{V \cdot \mathcal{E}_2} + \frac{m_3}{V \cdot \mathcal{E}_3} + \dots$$

где  $m_1, m_2, m_3$  – содержание в воде двухзарядных катионов металлов (или соответствующих им солей), мг;  $\mathcal{E}_1, \mathcal{E}_2, \mathcal{E}_3$  – 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  $\text{Na}^+$  (или водорода  $\text{H}^+$ ) на ионы  $\text{Ca}^{+2}$  и  $\text{Mg}^{+2}$ . Предварительно проводят выведение  $\text{Fe}$  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  $\text{Ca}^{+2}$  и  $\text{Mg}^{+2}$  на катионы  $\text{Na}^{+}$ , которые входят в состав смолы, таким образом, катионы  $\text{Ca}^{+2}$  и  $\text{Mg}^{+2}$  остаются на смоле, а катионы  $\text{Na}^{+}$  переходят в умягчаемую воду. Со временем все катионы  $\text{Na}^{+}$  обмениваются на катионы жесткости, катионообменная смола теряет способность умягчать воду и ее необходимо регенерировать. Для этого смола промывается раствором поваренной соли  $\text{NaCl}$ , 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  $\Delta H$ . 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  $\Delta H$  имеет положительное значение. **Экзотермические реакции** сопровождаются выделением тепла, и  $\Delta H$  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.  $\Delta H^0$  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

$\omega$  – 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  $\Delta G$  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  $T_2$ ;  $\gamma$  – «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 ( $\phi^0$ ) некоторых металлов («ряд напряжений»)  $T = 298\text{K}$ .

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

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

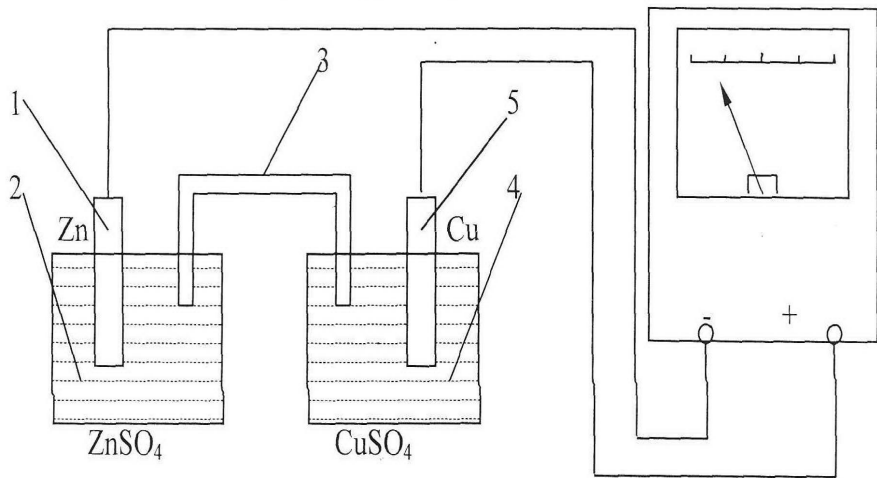


Рис. 1. Схема гальванического элемента: 1 - электрод (Zn); 2- сосуд с раствором ZnSO<sub>4</sub>; 3 - солевой мостик; 4- сосуд с раствором CuSO<sub>4</sub>; 5- электрод (Cu).

**Концентрационный гальванический элемент (КГЭ)** состоит из двух пластин одного металла, погруженных в растворы его соли, которые отличаются лишь концентрацией А (-) Zn<sup>0</sup>/Zn<sup>2+</sup> // Zn<sup>2+</sup> / Zn<sup>0</sup> (+)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  $\varphi^0$  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  $Me^0 - n\bar{e} \rightarrow Me^{n+}$ ).

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.

**Деполяризация** - ускорение коррозии.

**1) Водородная деполяризация** происходит в кислых средах (разбавленные кислоты  $\text{HCl}$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{HNO}_3$ ).

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

**2) Кислородная деполяризация** 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.**