

Химические процессы и промышленная экология
(кафедра)

Общая химия
(дисциплина)

Периодический закон Д.И. Менделеева. Структура
периодической системы химических элементов.

2-Лекция

Сейткалиева Нургуль Жарылкагановна

(ФИО преподавателя)

Периодический закон Д.И. Менделеева.

Современная формулировка периодического закона Д.И. Менделеева: **Свойства элементов и их соединений находятся в периодической зависимости от заряда ядра (порядкового номера) элемента.** В классической формулировке - от атомного веса.

Графическое изображение периодического закона – это периодическая система химических элементов.

Положение элемента в периодической системе однозначно связано с его электронным строением

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	б			
1	1																	He 2 Гелий 4,003	
2	2	Li 3 Литий 6,941	Be 4 Бериллий 9,0122	B 5 Бор 10,811	C 6 Углерод 12,011	N 7 Азот 14,007	O 8 Кислород 15,999	F 9 Фтор 18,998	малые								Ne 10 Неон 20,183		
3	3	Na 11 Натрий 22,989	Mg 12 Магний 24,304	Al 13 Алюминий 26,981	Si 14 Кремний 28,086	P 15 Фосфор 30,974	S 16 Сера 32,064	Cl 17 Хлор 35,453									Ar 18 Аргон 39,948		
4	4	K 19 Калий 39,102	Ca 20 Кальций 40,08	Sc 21 Скандий 44,956	Ti 22 Титан 47,956	V 23 Ванадий 50,941	Cr 24 Хром 51,996	Mn 25 Марганец 54,938	Fe 26 Железо 55,849	Co 27 Кобальт 58,933	Ni 28 Никель 58,7						Kr 36 Криптон 83,8		
	5	Cu 29 Медь 63,546	Zn 30 Цинк 65,37	Ga 31 Галлий 69,72	Ge 32 Германий 72,59	As 33 Мышьяк 74,922	Se 34 Селен 78,96	Br 35 Бром 79,904											
5	6	Rb 37 Рубидий 85,468	Sr 38 Стронций 87,62	Y 39 Иттрий 88,906	Zr 40 Цирконий 91,22	Nb 41 Ниобий 92,906	Mo 42 Молибден 95,94	Tc 43 Технеций [98]	Ru 44 Рутений 101,07	Rh 45 Родий 102,906	Pd 46 Палладий 106,4								
	7	Ag 47 Серебро 107,868	Cd 48 Кадмий 112,41	In 49 Индий 114,82	Sn 50 Олово 118,69	Sb 51 Сурьма 121,75	Te 52 Теллур 127,6	I 53 Иод 126,905									большая		
6	8	Cs 55 Цезий 132,905	Ba 56 Барий 137,34	57–71 лантаноиды		Hf 72 Гафний 178,49	Ta 73 Тантал 180,948	W 74 Вольфрам 183,85	Re 75 Рений 186,207	Os 76 Осмий 193,2	Ir 77 Иридий 192,22	Pt 78 Платина 195,09							
	9	Au 79 Золото 196,967	Hg 80 Ртуть 200,59	Tl 81 Таллий 204,37	Pb 82 Свинец 207,19	Bi 83 Висмут 208,98	Po 84 Полоний [210]	At 85 Астат [210]									Rn 86 Радон [222]		
7	10	Fr 87 Франций [223]	Ra 88 Радий [226]	89–103 актиноиды		Rf 104 Резерфордий [261]	Db 105 Дубний [262]	Sg 106 Сиборгий [263]	Bh 107 Борий [262]	Hn 108 Ханий [265]	Mt 109 Мейтнерий [268]								
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



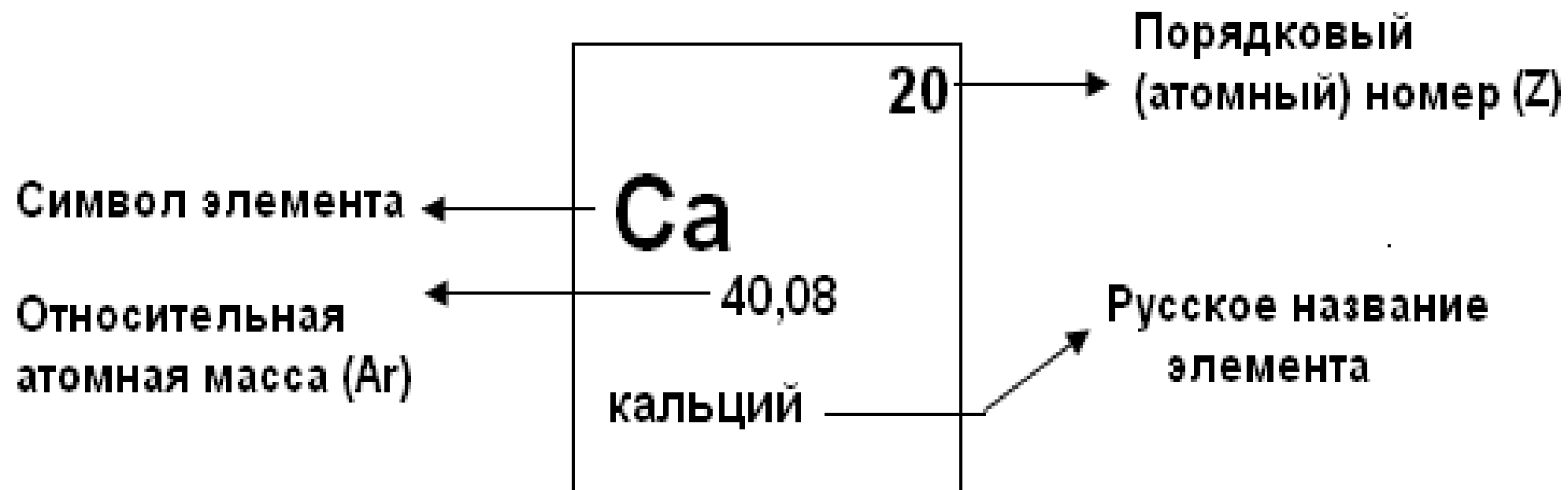
- s-элементы
- p-элементы
- d-элементы
- f-элементы

Л А Н Т А Н О И Д Ы

57 La Лантан 138,906	58 Ce Церий 140,12	59 Pr Празеодим 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 158,926	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 238,029	93 Np Нептуний [237]	94 Pu Плутоний [244]	95 Am Америций [243]	96 Cm Кюрий [247]	97 Bk Берклий [247]	98 Cf Калифорний [251]	99 Es Эйнштейний [254]	100 Fm Фермий [257]	101 Md Менделевий [258]	102 No Нобелий [259]	103 Lr Лоуренсий [260]
---------------------------	---------------------------	-------------------------------	-------------------------	----------------------------	----------------------------	----------------------------	-------------------------	---------------------------	------------------------------	------------------------------	---------------------------	-------------------------------	----------------------------	------------------------------



Периодическая система химических элементов

2. Каждый период начинается с **s-элемента** (заполняется s-подуровень).

3. Номер группы для элементов главных подгрупп соответствует числу электронов на внешнем уровне (**т. к. максимальное число электронов на внешнем уровне = 8, число групп в системе 8**).

Структура периодической системы

Периодическая система состоит из **семи периодов**, **десяти рядов** и **восьми групп**.

Период – это последовательность элементов, атомы которых имеют одинаковое число электронных слоев.

Номер периода совпадает со значением главного квантового числа *n* внешнего уровня.

Периоды ÷ на:

малые (1-3), большие (4-7).

Отдельно выведены два ряда: **лантаноиды** (св-ва сходны с лантаном и между собой); **актиноиды** (св-ва сходны с актинием и между собой).

7 периодов

Номер периода	Заполняемые энергетические подуровни	Максимальное число элементов
1	1s	2
2	2s 2p	8
3	3s 3p	8
4	4s 3d 4p	18
5	5s 4d 5p	18
6	6s 4f 5d 6p	32
7	7s 5f 6d 7p	32

Номер периода совпадает со значением главного квантового числа *n* внешнего уровня.

Периоды

• В зависимости от того, какой энергетический подуровень заполняется электронами последним, различают четыре электронных семейства s-, p-, d-, f- элементов:

- 1) s- элементы — последним заполняется s- подуровень внешнего энергетического уровня;
- 2) p- элементы — p- подуровень внешнего энергетического уровня;
- 3) d- элементы — d- подуровень предпоследнего энергетического уровня;
- 4) f- элементы — f- подуровень третьего снаружи уровня.

- Каждый из **периодов** (исключая первый) начинается **типичным металлом** (металл щелочной группы) и заканчивается **благородным газом**, которому предшествует неметалл, т.е. в периоде с увеличением заряда ядра атомов наблюдается постепенное изменение свойств от металлических к типично неметаллическим.

Периоды

- Первые три периода (малые) содержат только s- и p- элементы, у которых наиболее отчетливо проявляются отличия в свойствах.
- Остальные 4 периода называются большими (двухрядными в короткой 8-клеточной)
- Четвертый и пятый периоды содержат вставные декады из 10d-элементов каждая, называемая переходными
 - (соответственно элементы Sc ÷ Zn Y)
Порядк.номер : 21 30 39 48

- Шестой период, кроме переходных металлов $6s^25d^{1-10}$ имеет вторую вставку из 14 f-элементов, именуемых лантаноидами ($_{58}\text{Ce} \div _{71}\text{Lu}$), т.е. после $_{57}\text{La}$ идет застройка электронами 4 подуровня.
- Седьмой период содержит неполную декаду d-элементов (они представлены лишь началом вставки), а есть вставки 14 f-элементов, называемых актиноидами ($_{90}\text{Th} \div _{103}\text{Lr}$), т.е. после $_{89}\text{Ac}$ в седьмом периоде идет застройка электронами 5f-подуровня.
- Лантаноиды и актиноиды обычно выносятся за пределы таблицы.

1. **Возрастает:** →

I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII
Li	Be	B	C	N	O	F	Ne
+3	+4	+5	+6	+7	+8	+9	+10
2 1	2 2	2 3	2 4	2 5	2 6	2 7	2 8

✓Заряд

✓Число электронов на внешнем уровне

✓Высшая степень окисления Li^{+1} Be^{+2} B^{+3} C^{+4} N^{+5}

✓Электроотрицательность

✓Неметаллические (окислительные) свойства

Группа

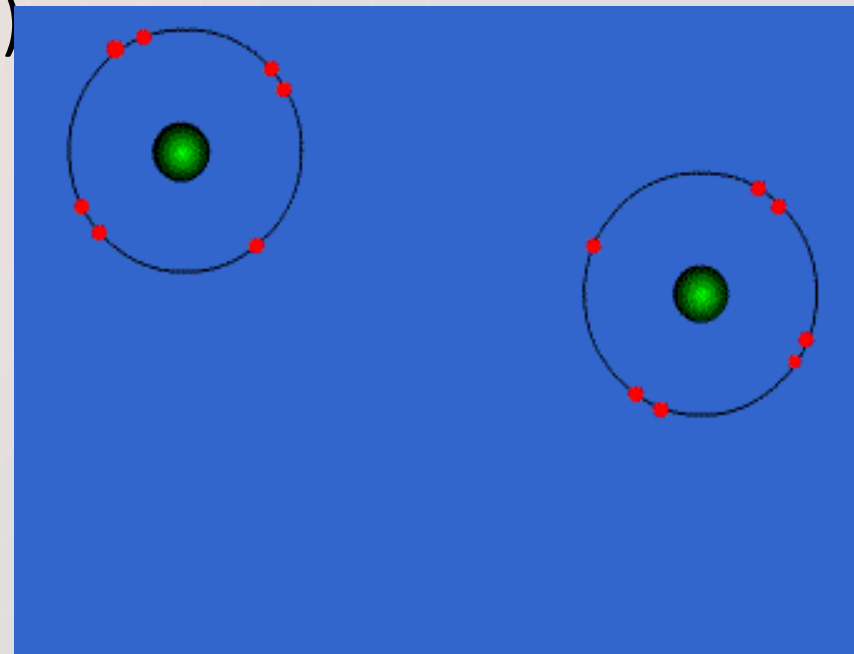
- Группа - вертикальный ряд, в котором друг под другом расположены **сходные** между собой **элементы**. Выделяют **главные** и **побочные** под-группы:
- **главные** образованы элементами малых периодов и сходными с ними по свойствам элементами больших периодов;
- **побочные** подгруппы - элементами больших периодов.
- Положение в группах **s**- и **p**- элементов определяется общим числом электронов внешнего энергетического уровня.
- Например, P ($3s^2 3p^3$), имеющий на внешнем уровне 5e, относится к **V** группе; Ar ($3s^2 3p^6$) – к **VIII** группе; Ca ($4s^2$)- к **II** группе и т.д.

- Положение в группах **d-элементов** обуславливается *общим числом s-электронов внешнего и d-электронов предвнешнего уровней.*
- По этому признаку первые 6 элементов каждого семейства d-элементов располагаются в одной из соответствующих групп: **Sc ($4s^23d^1$)**, в III группе; **Mn ($4s^23d^5$)** в VII группе; **Fe ($4s^23d^6$)** в VIII группе и т.д. **Zn ($4s^23d^{10}$)**, у которого предвнешний уровень завершен и внешними являются $4s^2$ - электроны, относятся во II группе.

- **s-** и **p-** элементы составляют главную подгруппу или подгруппу **A**,
- **d-** элементы побочную или подгруппу **B**. Элементы, размещенные на одной вертикали в подгруппе, являются аналогами, а в группе – неполными аналогами.
- Элементы **I A** подгруппы называются щелочными металлами, а **II A** (кроме Be) –щелочно-земельными.

Группы

- Номер группы соответствует числу валентных электронов и равен высшей валентности и высшей степени окисления атомов в возбужденном состоянии (*исключение составляют O, F, Br, At, Po, Fe, Cu, Ag, Au и большинство благородных газов*).
- У s- и p- элементов валентными являются электроны внешнего уровня n, у d- электронов s- электроны внешнего уровня n и d- электроны предвнешнего уровня (n-1)



- **Степень окисления** - это условный заряд атома в молекуле, исходя из предположения, что молекула состоит из ионов.
- Итак максимальная степень окисления соответствует **номеру группы** , а минимальная степень для неметаллов равна $-(8 - \text{номер группы})$.

- возбужденное + E

- 1) $\uparrow\downarrow\uparrow\downarrow\uparrow\uparrow\uparrow$ - - - -
- $3s$ $3p$ $3d$

- 3) ↑ ↑↑ ↑↑↑ --
- 3s 3p 3d

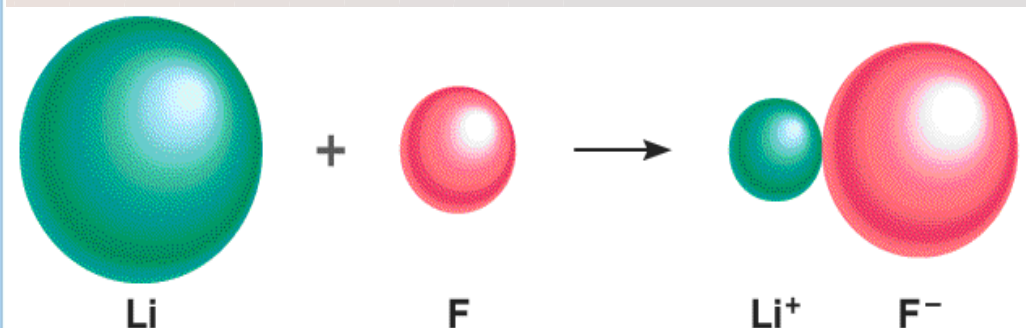
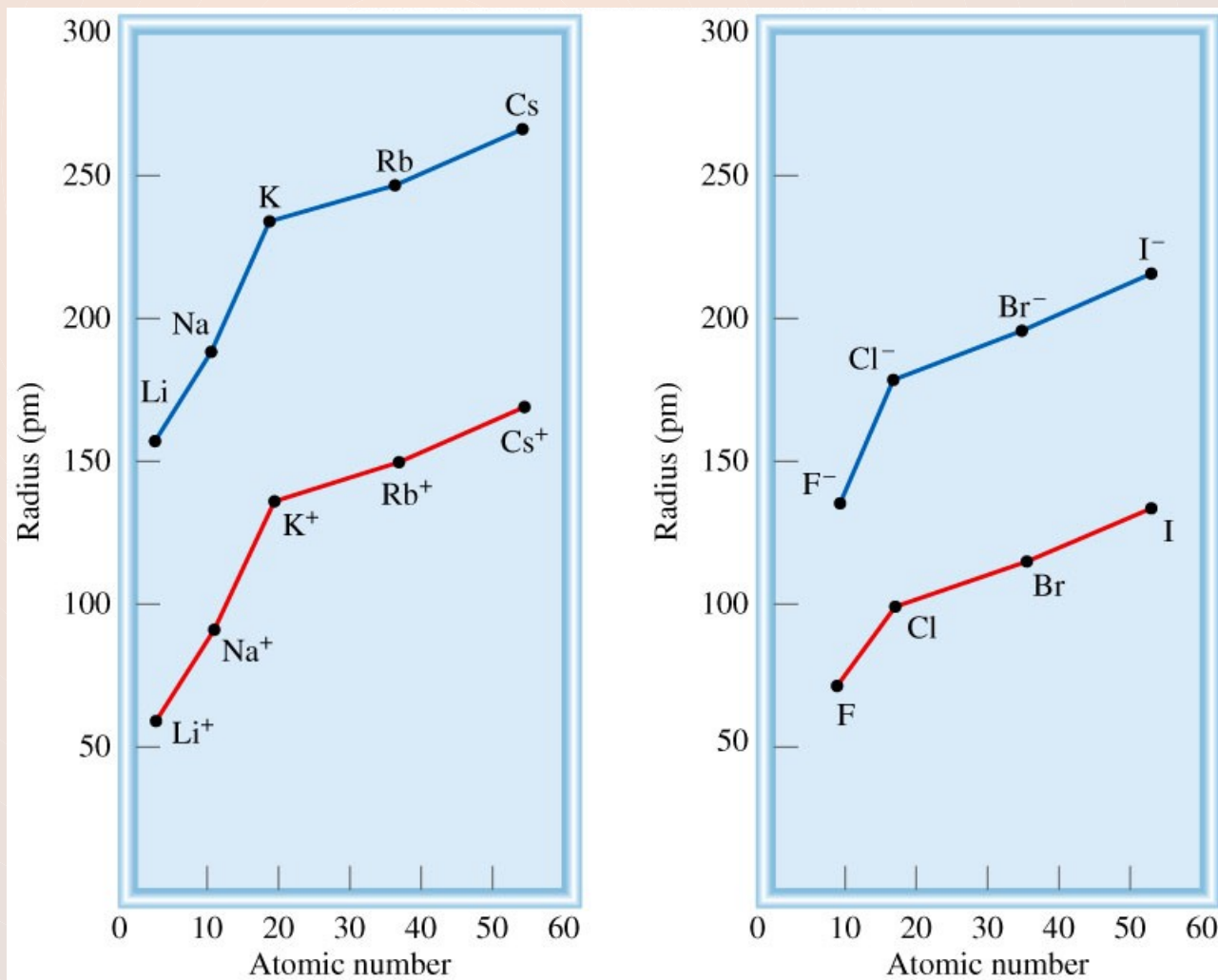
- Периодическая зависимость элементов от заряда ядра атомов распространяется на самые разнообразные химические и физические характеристики элементов: *атомные и ионные радиусы, ионизационные потенциалы, сродство к электрону, электроотрицательность, степень окисления, окислительно-восстановительные свойства* и др.

АТОМНЫЕ И ИОННЫЕ РАДИУСЫ ЭЛЕМЕНТОВ.

- Химические свойства элемента определяются его способностью образовывать соединения с другими элементами.
- В наибольшей мере эти свойства зависят от размера атома или иона, им образованного
- Атомные радиусы $r_{\text{ат}}$ в периоде слева направо уменьшаются. Это объясняется тем, что внутри периода число электронных слоев остается постоянным, а заряд ядра атомов растет, увеличивая притяжение внешних электронной оболочки.



Сравнение атомных радиусов с Ионными Радиусами



В изменении радиусов ионов наблюдается так же периодичность, причем

$$r_{\text{аниона}} > r_{\text{атома}} > r_{\text{катиона}}$$

ЭНЕРГИЯ ИОНИЗАЦИИ (потенциал ионизации ПИ)

- **Потенциал ионизации I** - наименьшее значение энергии, необходимое для отрыва одного электрона от атома. Эта энергия увеличивается в периоде, а в группе уменьшается с ростом порядкового номера.

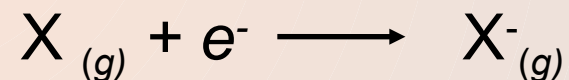


- атом эл катионы
- Например:
- $\text{Na} - e \rightarrow \text{Na}^+ - 490 \text{ кДж}$

ЭИ количественно характеризует энергию связи электрона в атоме.

СРОДСТВО К ЭЛЕКТРОНУ (энергия сродства к электрону ЭС)

- **Энергия сродства к электрону E** - энергия, которая выделяется при **присоединении e^-** к атому (выигрыш энергии), эВ, Дж (кал)/ г-атом.



Поскольку присоединять электроны способны элементы – окислители, постольку ЭС характеризует количественно окислительные свойства атомов. В периоде увеличивается, в группах уменьшается

- **Электроотрицательность (ЭО)** – условная величина, характеризующая способность атома в молекуле притягивать к себе электроны.

Элемент	K	Na	Li	Mg	H	S	C	J	Br	Cl	N	O	F
с	0.8	0.9	1.0	1.2	2.1	2.5	2.5	2.5	2.8	3.0	3.0	3.5	4.0

Чем больше электроотрицательность, тем сильнее у элемента выражены неметаллические свойства.

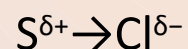
Как правило, неметаллы имеют ЭО больше двух. У металлов значение ЭО меньше двух. Некоторые элементы (*B, Si, Ge, As, Te*) со значениями электроотрицательности, близкими к 2, способны проявлять промежуточные свойства.

- С **увеличением порядкового номера** элементов ЭО изменяется периодически.
- В **периоде** она **растёт слева направо** при накоплении электронов на внешнем слое.
- В **группе** она **убывает сверху вниз** при увеличении числа электронных слоёв и увеличении атомных радиусов.
-
- Наибольшей ЭО в каждом периоде обладают самые маленькие атомы с семью внешними электронами — атомы галогенов (инертные газы соединений не образуют).
-
- Наименьшая ЭО в периоде у самого большого атома с одним внешним электроном — атома щелочного металла.

- **Обратите внимание!**
- Значения электроотрицательности элементов позволяют определить
 - заряды атомов в соединении;
 - сдвиг электронов при образовании химической связи.

- **Пример:**

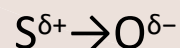
- Хлор и сера расположены в третьем периоде. Электроотрицательность по периоду возрастает слева направо. ЭО хлора больше ЭО серы, значит, электроны будут сдвинуты от серы к хлору. Заряд атома серы будет положительным, а хлора — отрицательным.



- Проверим вывод по шкале Полинга. Электроотрицательность хлора равна 3, а электроотрицательность серы — 2,5. Хлор более электроотрицательный.

- **Пример:**

- Кислород и сера расположены в шестой А группе. Электроотрицательность по группе сверху вниз уменьшается. ЭО кислорода больше ЭО серы, значит, электроны будут сдвинуты от серы к кислороду. Атом серы имеет положительный заряд, а кислорода — отрицательный.



- По шкале Полинга электроотрицательность кислорода равна 3,5, а электроотрицательность серы — 2,5. Более электроотрицательный кислород.

• <u>Характеристика</u>	<u>Период</u>	<u>Главная п/гр</u>
1. Радиус атома	←	↓
2. Потенциал ионизации	→	↑
3. Энергия сродства к e^-	→	↑
4. Электроотрицательность	→	↑
5. Неметаллические (окислительные) свойства	→	↑
6. Металлические (восстановительные) св-ва	←	↓
7. Кислотный характер оксидов	→	↑
8. Основной характер оксидов	←	↓

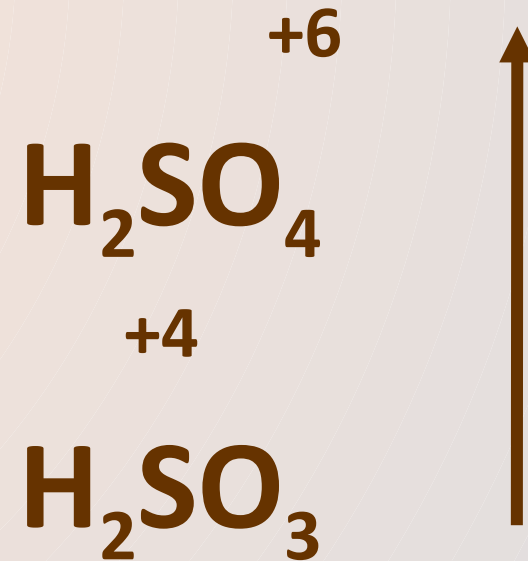
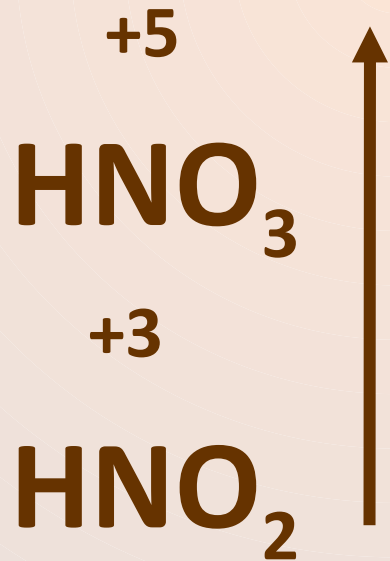
Кислотные свойства кислот, образованных элементами одного периода:



Кислотные свойства кислот, образованных элементами одной подгруппы:



Кислотные свойства кислот, образованных элементом в различных СО:



Изменение кислотно-основных свойств гидроксидов:

(3-ий период): NaOH (щел) $\rightarrow$ Mg(OH)_2 (осн) $\rightarrow$ Al(OH)_3 (амфот. гидроксид) $\rightarrow$ H_2SiO_3 (слабая к-та) $\rightarrow$ H_3PO_4 (к-та средней силы) $\rightarrow$ H_2SO_4 (сильная к-та) $\rightarrow$ HClO_4 (очень сильная к-та).

Пример. Какую высшую и низшую степень окисления (**СО**) проявляют As, Se, Br?

Высшую **СО** элемента определяет № группы в табл. Менделеева. Низшая **СО** - условный заряд, который приобретает атом при присоединении того количества e^- , которое необходимо для образования устойчивой оболочки из 8 e^-

(ns^2np^6). **As** - s^2p^3 , **Se** - s^2p^4 , **Br** - s^2p^5

• <u>Элемент</u>	<u>CO</u>		<u>Формулы соедин.</u>
	<u>высшая</u>	<u>низшая</u>	
As	+5	-3	H_3AsO_4 , H_3As
Se	+6	-2	SeO_3 , Na_2Se
Br	+7	-1	HBrO_4 , KBrO_2 , KBr