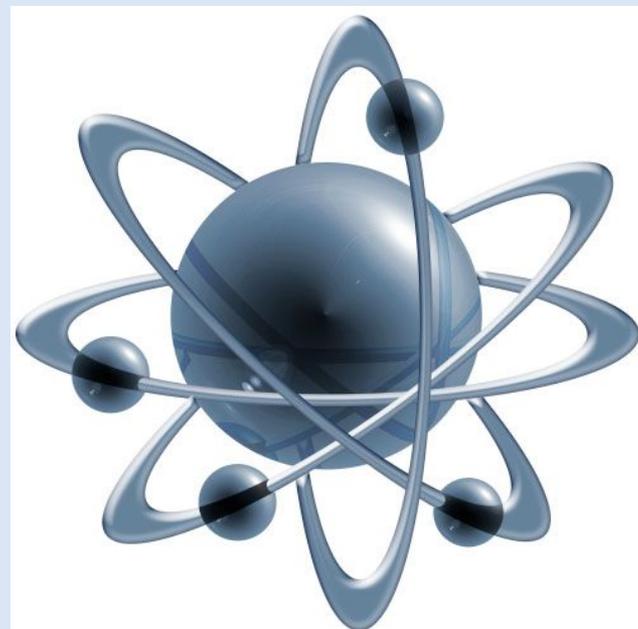
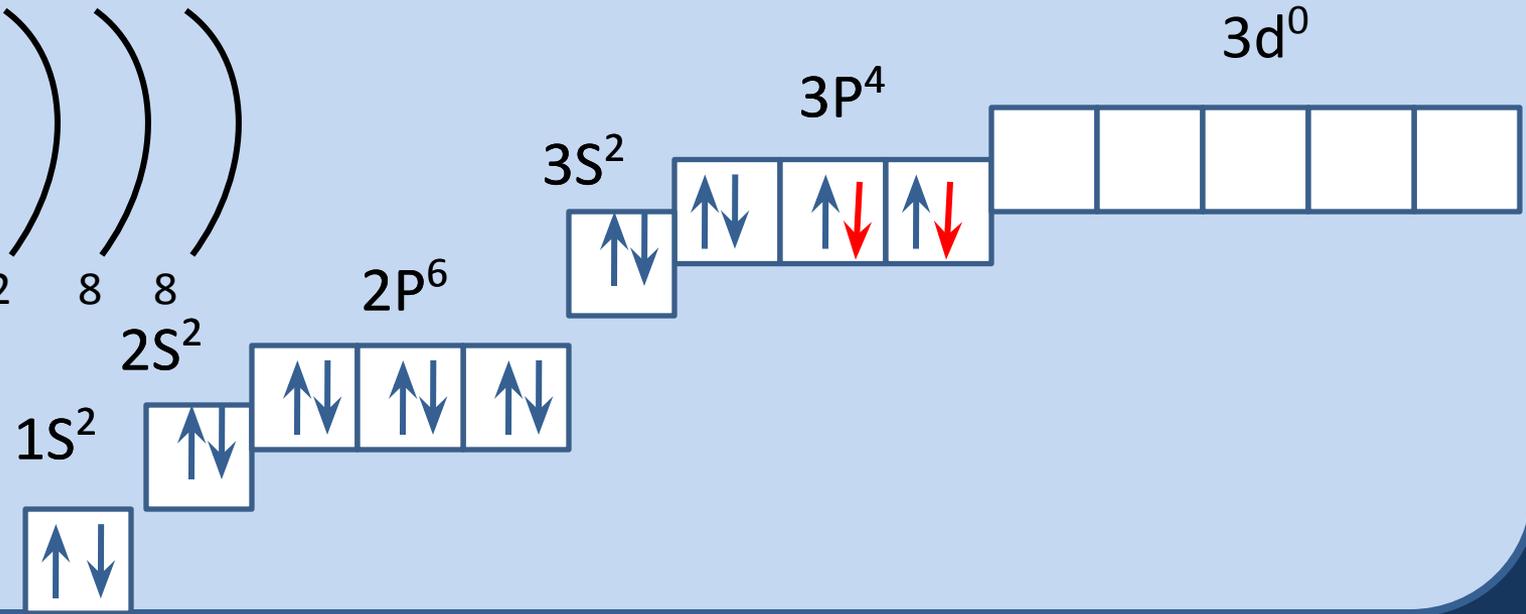
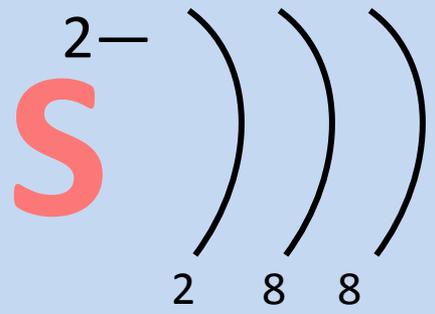
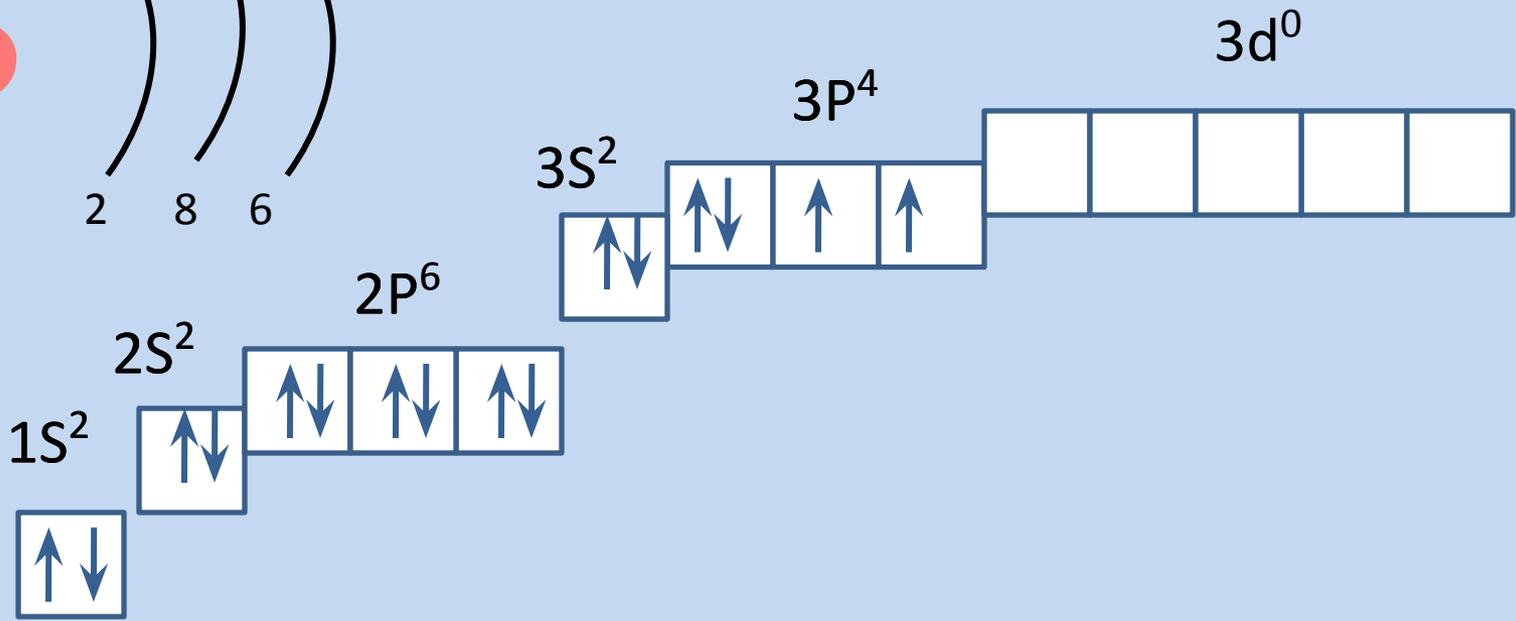
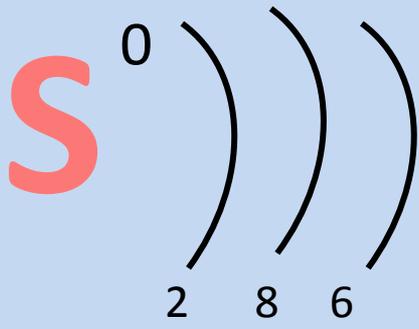


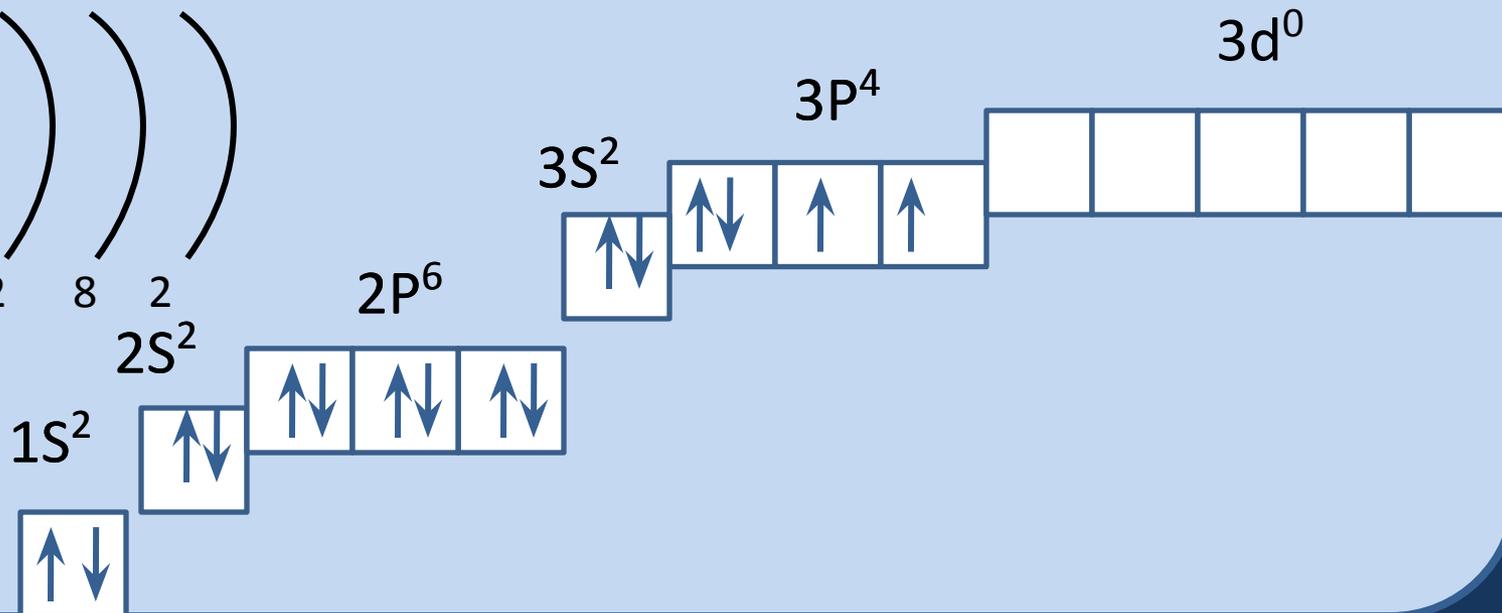
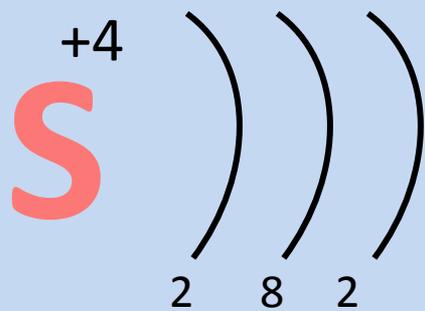
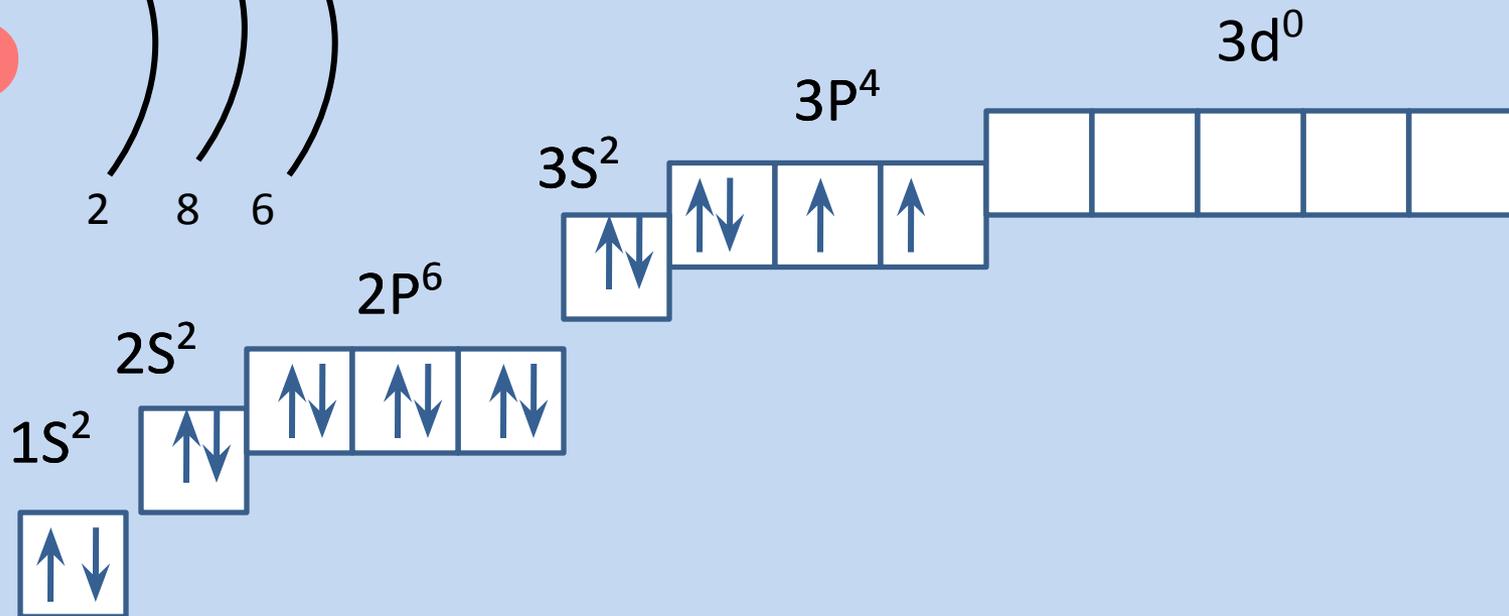
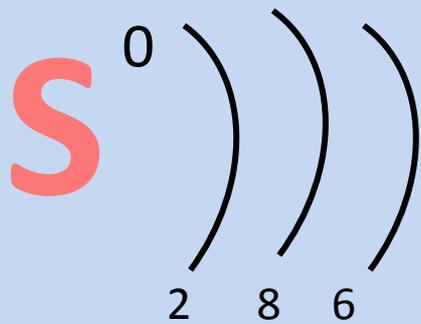
Консулства 2022

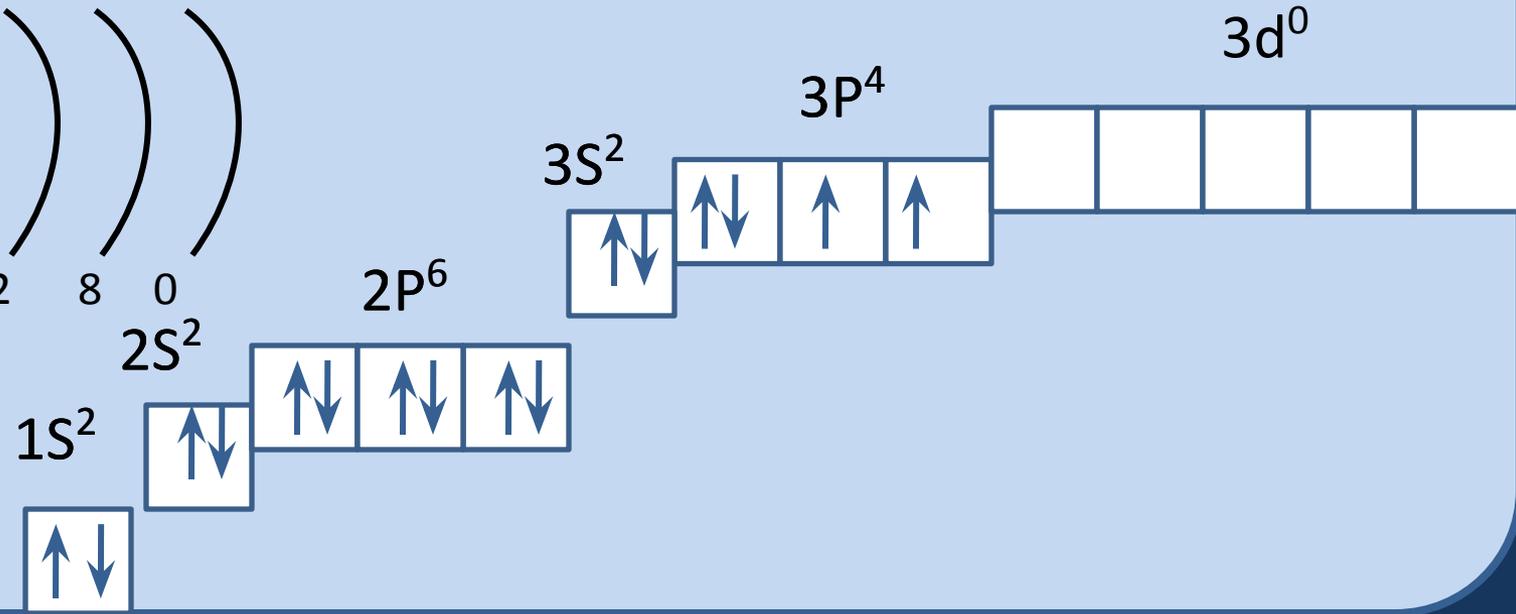
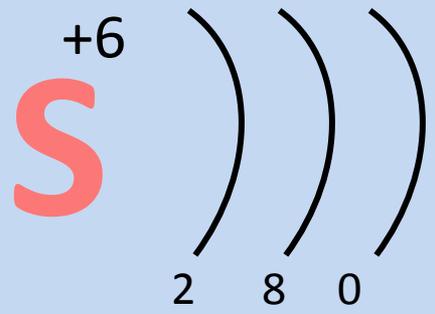
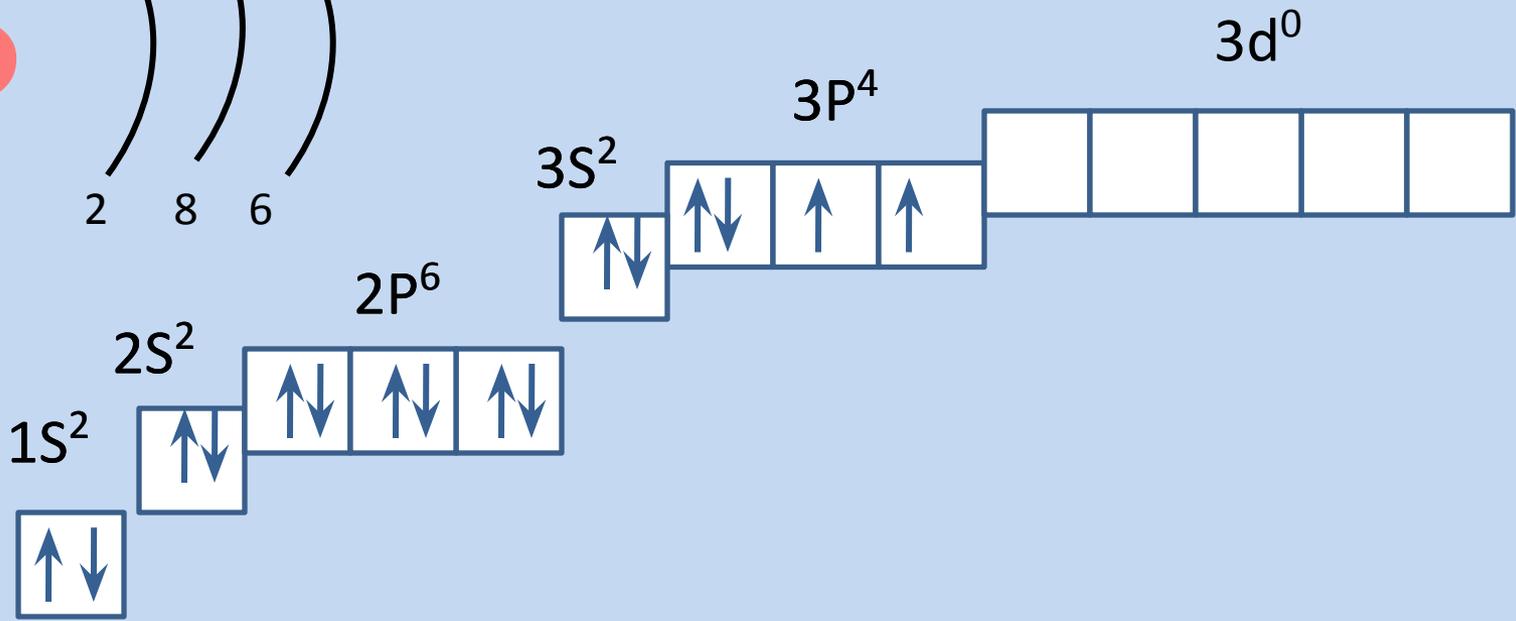
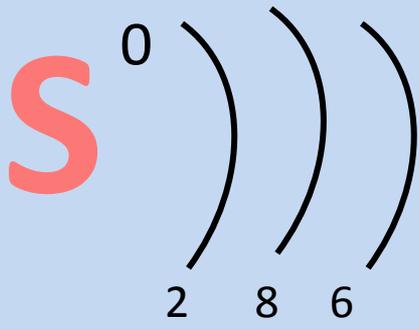
*Периодическая система
Закономерности изменения свойств*

СТРОЕНИЕ ЭЛЕКТРОННЫХ ОБОЛОЧЕК У ИОНОВ







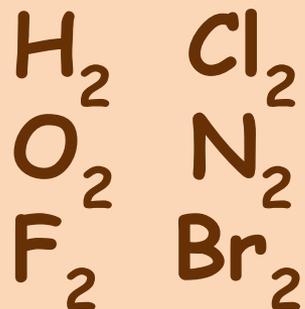


Виды химической связи

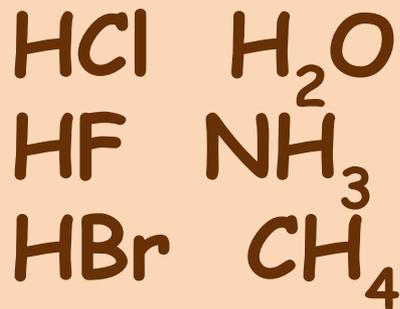
Ковалентная связь

Ионная связь

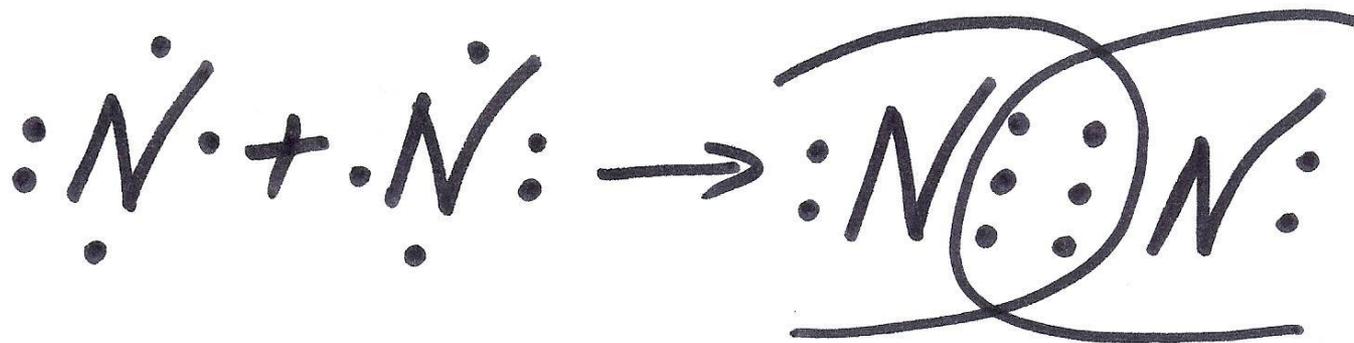
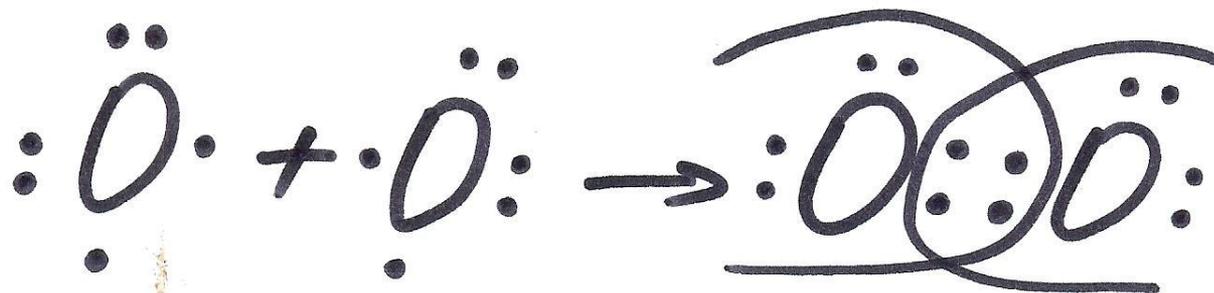
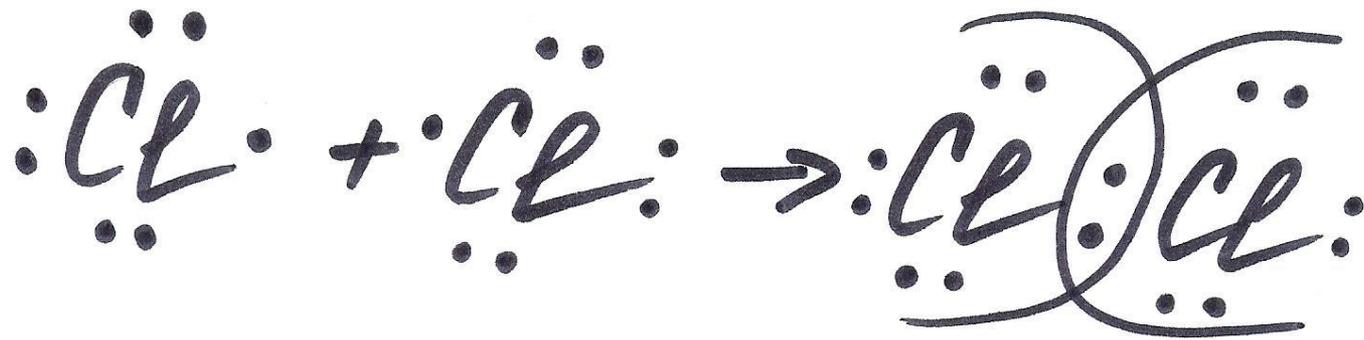
Ковалентная
неполярная
связь



Ковалентная
полярная
связь



Ковалентная неполярная связь



+ 1	I гр. гл/ <u>подгр.</u> (Li, Na, K, <u>Rb</u> , <u>Cs</u> , Fr) + Ag ; H (<u>искл.</u> гидриды металлов)
+ 2	II гр. <u>гл/подгр.</u> (Be, Mg, Ca, <u>Sr</u> , <u>Ba</u> , Ra) + Zn
+ 3	B ; Al
- 1	F
- 2	O (<u>искл.</u> OF ₂ ; H ₂ O ₂ ; Na ₂ O ₂)

Степень окисления



Классификация неорганических веществ.

```
graph TD; A[Классификация неорганических веществ.] --> B[Простые.]; A --> C[Сложные.]; B --> D[Металлы]; B --> E[Неметаллы]; C --> F[Оксиды]; C --> G[Основания]; C --> H[Кислоты]; C --> I[Соли];
```

Простые.

Металлы

Неметаллы

Сложные.

Оксиды

Основания

Кислоты

Соли

ОКСИДЫ

ОСНОВНЫЕ

Основные оксиды - это оксиды металлов с валентностью I и II (исключение Zn, Be)

амфотерные

Амфотерные оксиды - это оксиды некоторых металлов с валентностью III и IV

ZnO
BeO

Al_2O_3
 Fe_2O_3
 Cr_2O_3

КИСЛОТНЫЕ

Кислотные оксиды - это оксиды неметаллов.

(исключение CO, NO, N₂O)

К ним относятся также оксиды металлов с валентностью V, VI, VII

Основны́е оксиды

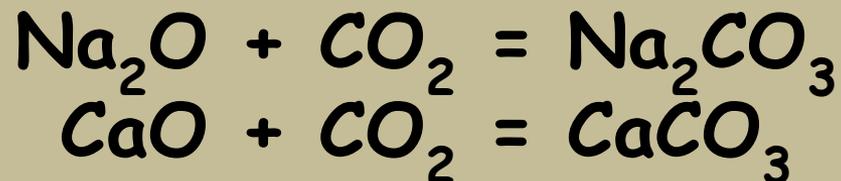
Основны́й оксид + вода =
основание



Основной оксид + кислота
= соль + вода



Основной оксид + кислотный оксид = соль

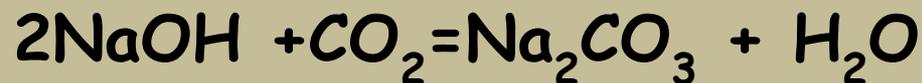


Кислотны́е оксиды

Кислотный оксид + вода =
кислота



Кислотный оксид + щелочь
= соль + вода



Генетический ряд металлов.

Металл



Основной оксид



Основание



Соль

Генетический ряд неметаллов.

неМеталл



Кислотный оксид



Кислота



Соль

Металл



Основной оксид



Основание



Соль

неМеталл



Кислотный оксид



Кислота



Соль

Нерастворимые в воде основания _____ ↓

1) Растворяются в кислоте



2) При нагревании разлагаются:



СОЛИ

- 1) Взаимодействие с металлами
- 2) Взаимодействие с растворимыми в воде основаниями
- 3) Взаимодействие с растворимыми в воде кислотами
- 4) Взаимодействие с растворимыми в воде солями

Галогены

Химические свойства.

1. Взаимодействие с металлами.

При взаимодействии галогенов с металлами образуются соли - галогениды.



Химические свойства

2. Взаимодействие с водородом.

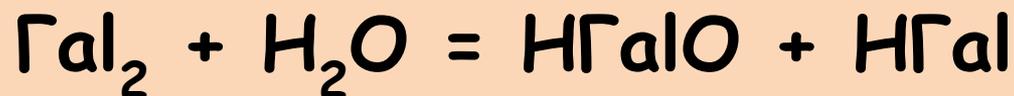
При взаимодействии галогенов с водородом образуются галогеноводороды (при растворении в воде галогеноводороды образуют кислоты)



Химические свойства

3. Взаимодействие с водой.

Cl_2 , Br_2 , I_2 взаимодействуют по схеме:



F_2 особо!

Вода горит во фторе:



Химические свойства

4. Взаимодействие со сложными веществами.

Более активный галоген вытесняет менее активный из растворов солей.

$F_2 > Cl_2 > Br_2 > I_2$ активность уменьшается



Почему для этой реакции не используют фтор?



Химические свойства.

Окислительные свойства

1. Сера взаимодействует практически со всеми металлами.



2. Со щелочными металлами сера взаимодействует без нагревания.



3. При повышенной температуре сера взаимодействует с водородом.



Восстановительные свойства

1. Сера взаимодействует с кислородом (горит)



2. Сера взаимодействует со фтором.



Химические свойства оксидов серы.

Оксид серы (IV)
 SO_2

1. Взаимодействие с водой.
2. Взаимодействие со щелочами.
3. Взаимодействие с основными оксидами.

Оксид серы (VI)
 SO_3

1. Взаимодействие с водой.
2. Взаимодействие со щелочами.
3. Взаимодействие с основными оксидами.

Химические свойства.

учебник, стр.89 - 91

1. Серная кислота диссоциирует ступенчато.
2. Разбавленная серная кислота взаимодействует с металлами (стоящими в электрохимическом ряду до водорода)
3. Серная кислота взаимодействует с основными оксидами.
4. Серная кислота взаимодействует с основаниями (и растворимыми и нерастворимыми)
5. Серная кислота взаимодействует с растворимыми солями.

Химические свойства серной кислоты

←

Общие

→

Характерные

1. Качественная реакция.
2. Концентрированная серная кислота способна отщеплять от органических веществ воду, обугливая их.
3. Концентрированная серная кислота – сильный окислитель. Она окисляет многие металлы.



Химические свойства азота

Химические свойства азота

1. Взаимодействие с металлами:



2. Взаимодействие с водородом :



3. Взаимодействие с кислородом :



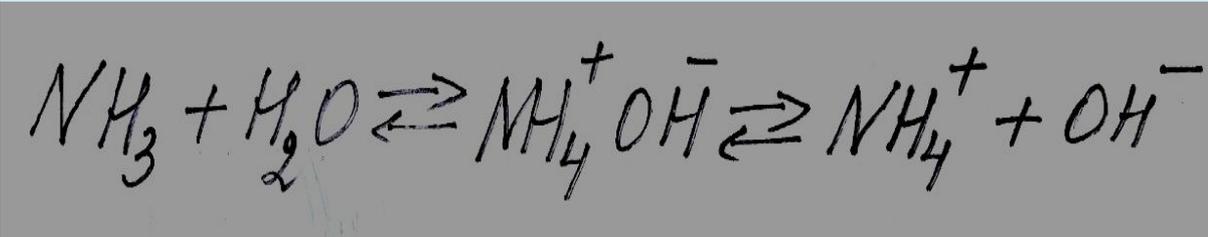
Химические свойства аммиака

1. Взаимодействие с водой:

2. Взаимодействие с кислотами:

Химические свойства аммиака

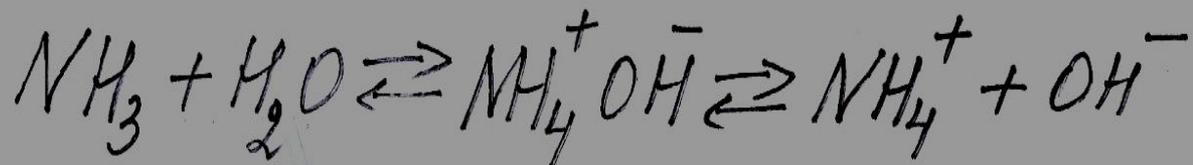
1. Взаимодействие с водой:



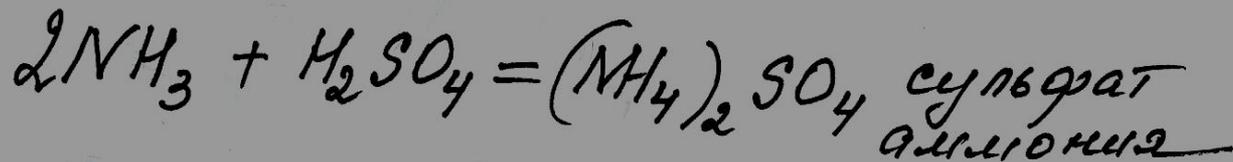
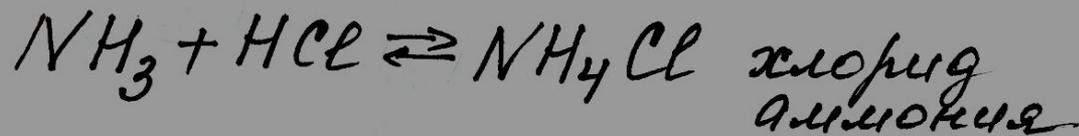
2. Взаимодействие с кислотами:

Химические свойства аммиака

1. Взаимодействие с водой:



2. Взаимодействие с кислотами:



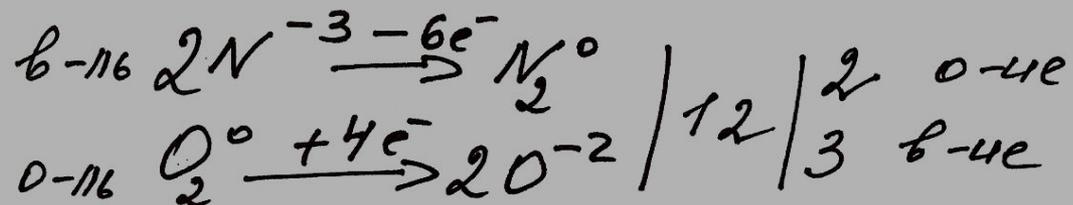
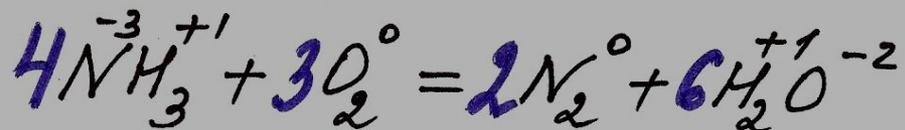
Химические свойства аммиака

3. Горение аммиака:

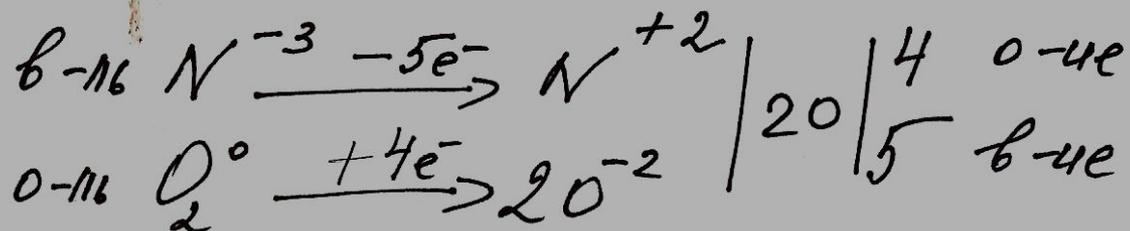
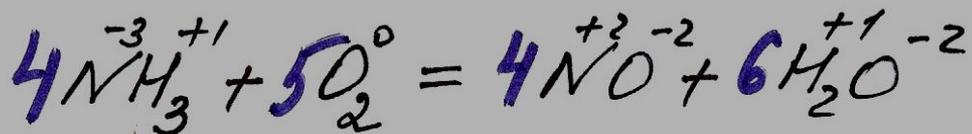
4. Каталитическое окисление аммиака:

Химические свойства аммиака

3. Горение аммиака:



4. Каталитическое окисление аммиака:

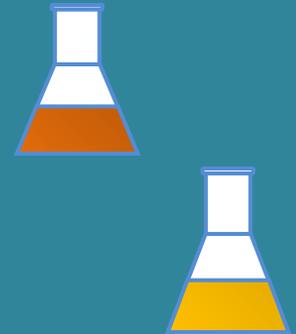


Характерные свойства:

1. При нагревании и под действием света HNO_3 разлагается:



2. Взаимодействие с белками \rightarrow
ярко-желтое окрашивание
(при попадании на кожу рук.)



3. Взаимодействие с металлами:
НИКОГДА не выделяется водород!

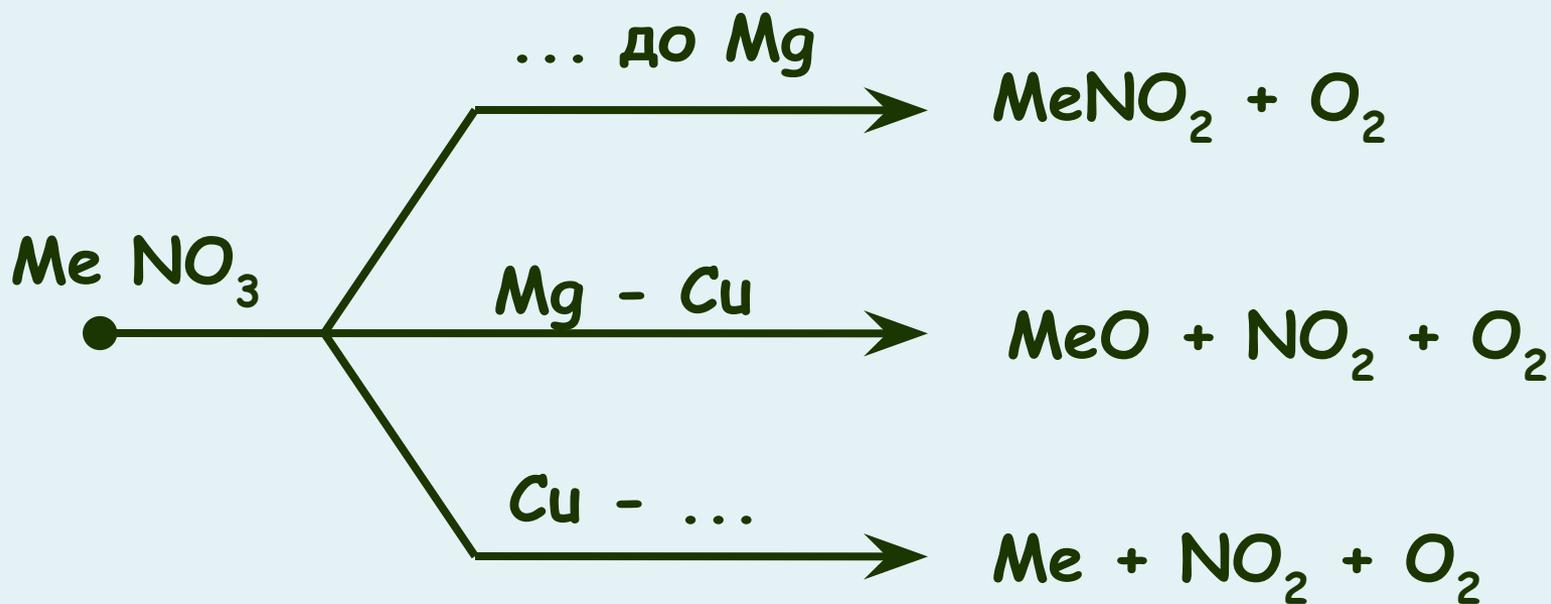


Взаимодействие азотной кислоты с металлами:

	Li	K	Ba	Ca	Na	Mg	Al	Mn	Zn	Cr	Fe	Ni	Sn	Pb	(H)	Cu	Hg	Ag	Pt	Au
HNO_3 разб.	соль + NH_3 + H_2O (NH_4NO_3)				соль + N_2 + H_2O								соль + NO + H_2O		не взаимодействуют					
HNO_3 конц.	соль + N_2O + H_2O				соль + NO + H_2O								соль + NO_2 + H_2O		не взаимодействуют					

Характерные реакции

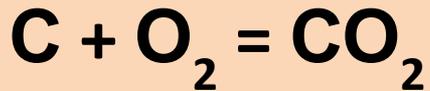
1. Соли азотной кислоты (нитраты) подвергаются реакциям разложения:



Химические свойства углерода:

Восстановительные свойства

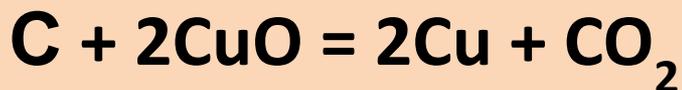
1. Горение угля:



2. Неполное сгорание углерода:



3. Восстановление металлов из оксидов:



4. Взаимодействие с оксидом углерода (IV):



Окислительные свойства

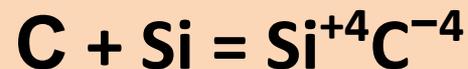
1. Взаимодействие с водородом:



2. Взаимодействие с металлами (образуются карбиды)



3. Взаимодействие с кремнием:



Нахождение металлов в природе

в виде солей
(активные металлы)

Хлориды: NaCl , KCl , $\text{KCl} \cdot \text{NaCl}$,
 MgCl_2 , $\text{KCl} \cdot \text{MgCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$
Сульфаты: $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$,
 $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$, $\text{MgSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$
Нитраты: NaNO_3 , KNO_3
Фосфаты: $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$
Карбонаты: CaCO_3 , $\text{CaCO}_3 \times$
 $\times \text{MgCO}_3$, FeCO_3 , $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$,
 $\text{Fe}(\text{HCO}_3)_2$
Силикаты: $\text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 2\text{SiO}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$,
 $\text{K}_2\text{O} \cdot \text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 6\text{SiO}_2$

в виде оксидов
и сульфидов
(металлы средней
активности)

$\text{Fe}_2\text{O}_3 \cdot n\text{H}_2\text{O}$
 Fe_3O_4 , SnO_2
 Cr_2O_3 , ZnS
 PbS , HgS

в свободном
виде
(благородные
металлы)

Ag
Pt
Au

I. Взаимодействие с простыми веществами

1) Взаимодействие с кислородом



I. Взаимодействие с простыми веществами.

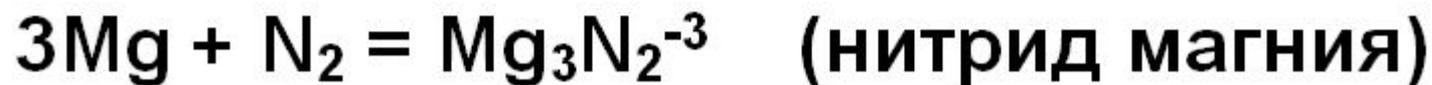
2) Взаимодействие с галогенами:



3) Взаимодействие с серой:



4) Взаимодействие с азотом:



I. Взаимодействие с простыми веществами.

5) Взаимодействие с фосфором:



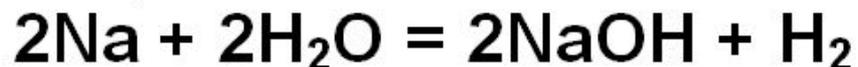
6) Взаимодействие с водородом:



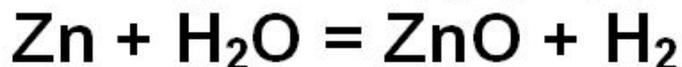
II. Взаимодействие со сложными веществами.

1) Взаимодействие с водой (H_2O)

А) Наиболее активные металлы с образованием гидроксида металла и водорода:



Б) Металлы средней активности с образованием оксида и водорода:



В) неактивные металлы не взаимодействуют

II. Взаимодействие со сложными веществами

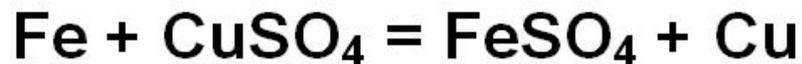
2) Взаимодействие с растворами кислот (кроме азотной и серной концентрированной кислот)

А) Металлы, стоящие в электрохимическом ряду до водорода с образованием соли и водорода



3) Взаимодействие с солями

(более активный металл вытесняет менее активный из раствора соли)



Нахождение металлов в природе

в виде солей
(активные металлы)

Хлориды: NaCl , KCl , $\text{KCl} \cdot \text{NaCl}$,
 MgCl_2 , $\text{KCl} \cdot \text{MgCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$
Сульфаты: $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$,
 $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$, $\text{MgSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$
Нитраты: NaNO_3 , KNO_3
Фосфаты: $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$
Карбонаты: CaCO_3 , $\text{CaCO}_3 \times$
 $\times \text{MgCO}_3$, FeCO_3 , $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$,
 $\text{Fe}(\text{HCO}_3)_2$
Силикаты: $\text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 2\text{SiO}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$,
 $\text{K}_2\text{O} \cdot \text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 6\text{SiO}_2$

в виде оксидов
и сульфидов
(металлы средней
активности)

$\text{Fe}_2\text{O}_3 \cdot n\text{H}_2\text{O}$
 Fe_3O_4 , SnO_2
 Cr_2O_3 , ZnS
 PbS , HgS

в свободном
виде
(благородные
металлы)

Ag
Pt
Au

К раствору карбоната калия массой 27,6 г и массовой долей 10% прилили избыток раствора нитрата кальция. Вычислите массу образовавшегося осадка.

170 г нитрата серебра смешали с избытком раствора хлорида натрия. Выпал осадок массой 8,61 г. Вычислите массовую долю соли в растворе нитрата серебра.

