



ТОМСКИЙ  
ПОЛИТЕХ

**«ЗАКОНОМЕРНОСТИ  
ИЗМЕНЕНИЯ СВОЙСТВ  
ПРОСТЫХ ВЕЩЕСТВ В  
ЗАВИСИМОСТИ ОТ  
ПОЛОЖЕНИЯ В  
ПЕРИОДИЧЕСКОЙ СИСТЕМЕ  
(НА ПРИМЕРЕ МЕТАЛЛОВ,  
ГАЛОГЕНОВ,  
ХАЛЬКОГЕНОВ)»**

---

**ЛЕКЦИЯ № 4**

Дисциплина «Химия 2.6»  
для студентов очного отделения

Лектор: К.Т.Н., Мачехина Ксения Игоревна

# ПЛАН ЛЕКЦИИ



ТОМСКИЙ  
ПОЛИТЕХ

---

1. Металлы.

2. Галогены.

3. Халькогены.

# 1. МЕТАЛЛЫ

**Li, Na, K, Rb, Cs, Fr**

## Щелочные металлы

Валентные электроны	$ns^1$	
Ковалентность атомов	1	
Степени окисления	<b>0</b>	<b>+1</b>
Примеры соединений	Химически активные Me: Li, Na и т.д.	$Na_2O$ $K_2O$ NaCl

# 1. МЕТАЛЛЫ

## Li, Na, K, Rb, Cs, Fr

### Основные природные источники

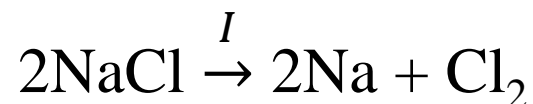
Элемент	Соединения
<b>Na</b>	NaCl (галит), $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ (мирабилит)
<b>K</b>	KCl (сильвин), $\text{KCl} \cdot \text{MgCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ (карналлит)
<b>Li, Rb, Cs</b>	Рассеянные элементы: алюмосиликаты (сподумен (Li), лепидолит (Rb), поллуцит (Cs))
<b>Fr</b>	Продукт радиоактивного распада урана, содержится в урановых рудах

# 1. МЕТАЛЛЫ

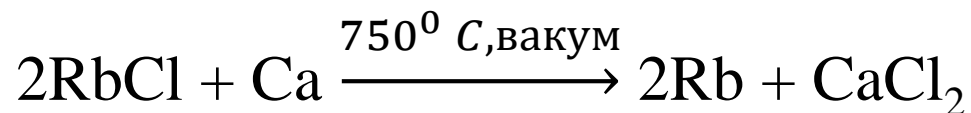
**Li, Na, K, Rb, Cs, Fr**

## Методы получения (промышленные)

1. Электролиз расплавов (Li, Na, K):



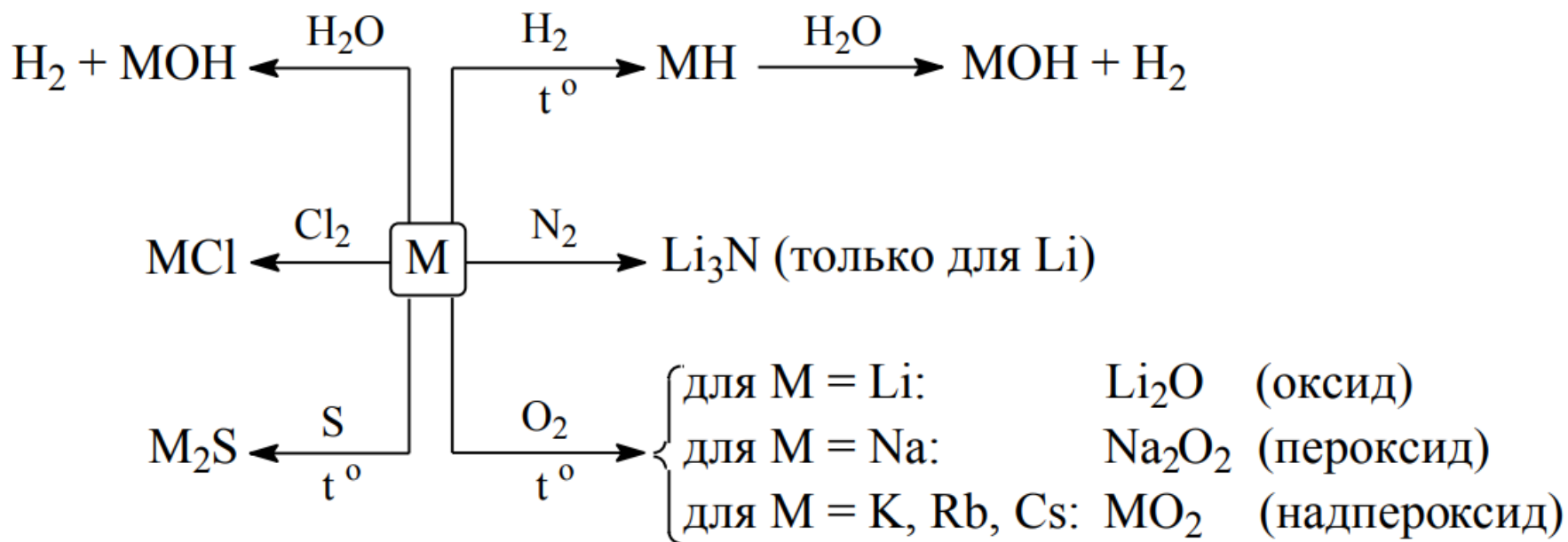
2. Взаимодействие с кальцием (Rb, Cs):



# 1. МЕТАЛЛЫ

## Li, Na, K, Rb, Cs, Fr

### Химические свойства



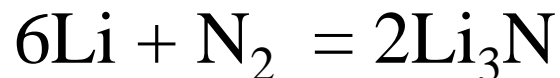
# 1. МЕТАЛЛЫ

**Li, Na, K, Rb, Cs, Fr**

## Химические свойства

**Li – похож на Mg (диагональное сходство):**

1. Взаимодействует с  $N_2$  (только Li)



2. Образует плохо растворимые соли:  $Li_2CO_3$

# 1. МЕТАЛЛЫ

— Be, Mg, Ca, Sr, Ba, Ra

## Щелочноземельные металлы

Валентные электроны	$ns^2$	
Ковалентность атомов	2	
Степени окисления	0	+2
Примеры соединений	Me: Mg, Ca и т.д.	CaO BaCl <sub>2</sub>



# 1. МЕТАЛЛЫ

Be, Mg, Ca, Sr, Ba, Ra

## Основные природные источники

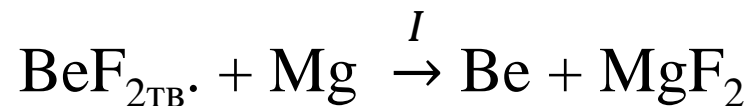
Элемент	Соединения
Be	$3\text{BeO} \cdot \text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 6\text{SiO}_2$ (берилл)
Mg	$\text{CaCO}_3 \cdot \text{MgCO}_3$ (доломит)
Ca	$\text{CaCO}_3$ (кальцит), $\text{CaSO}_4$ (ангидрит), $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ (гипс)
Sr	$\text{SrCO}_3$ (стронцианит), $\text{SrSO}_4$ (целестин)
Ba	$\text{BaCO}_3$ (витерит), $\text{BaSO}_4$ (барит)
Ra	Продукт радиоактивного распада урана, содержится в урановых рудах

# 1. МЕТАЛЛЫ

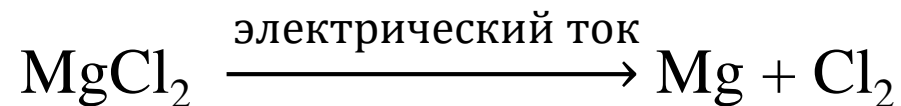
Be, Mg, Ca, Sr, Ba, Ra

## Методы получения (промышленные)

1. Магнийтермическое восстановление (Be):



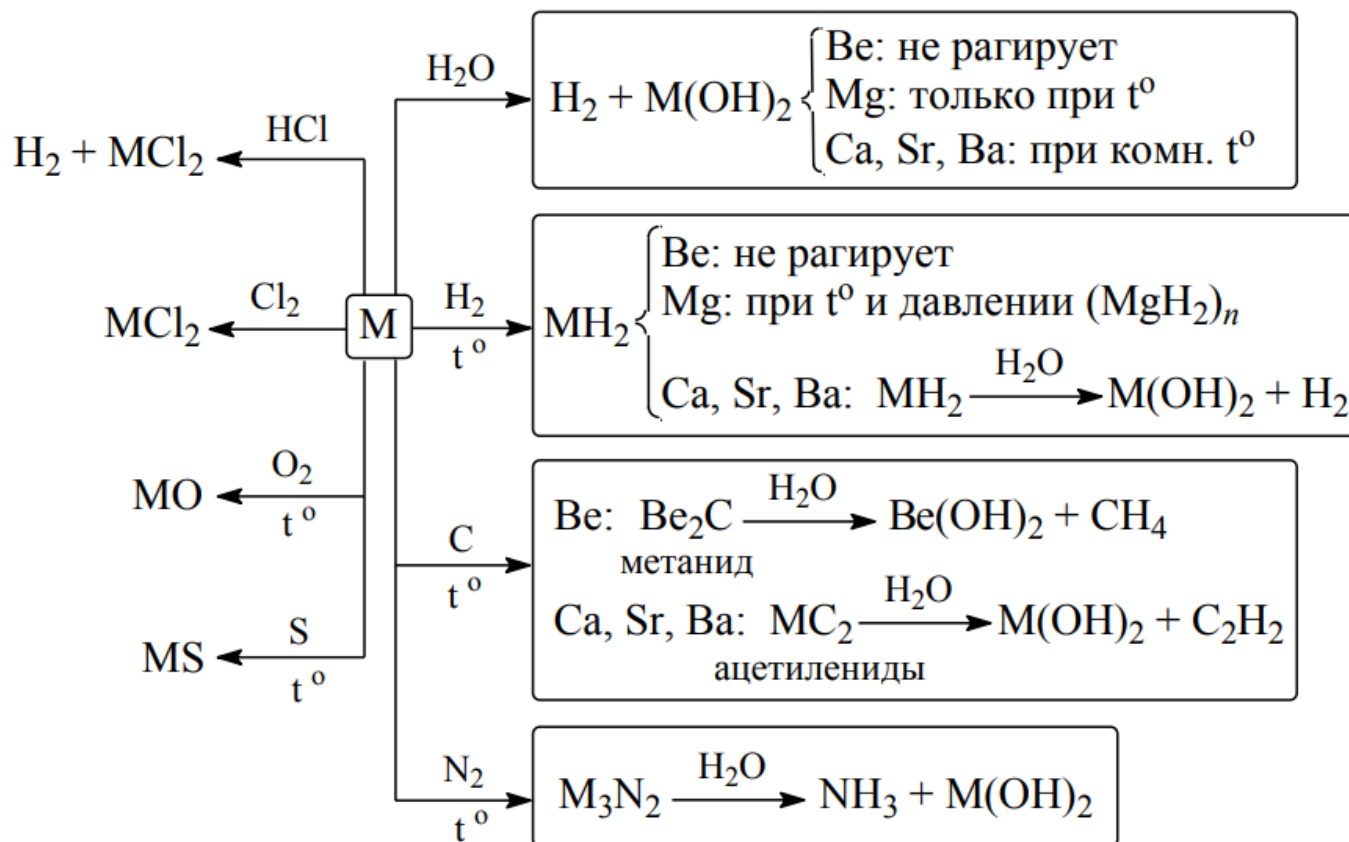
2. Электролиз расплавов хлоридов (Mg, Ca, Sr, Ba):



# 1. МЕТАЛЛЫ

Be, Mg, Ca, Sr, Ba, Ra

Химические свойства

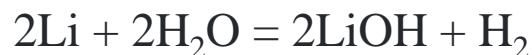


# 1. МЕТАЛЛЫ

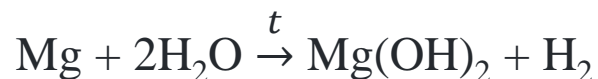
## Химические свойства

### 1. Взаимодействие с водой

Все металлы I A и II A группы реагируют с водой:

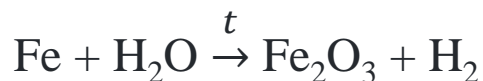
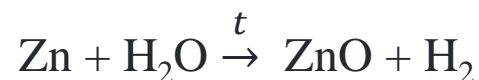
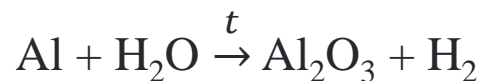


При нагревании (Mg):



Кроме: Be (есть оксидная пленка)

Металлы средней активности (Me нагрет *до высоких температур*)



Неактивные металлы с водой не взаимодействуют

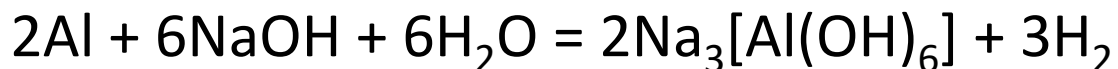
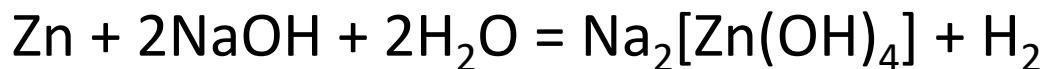
# 1. МЕТАЛЛЫ

## Химические свойства

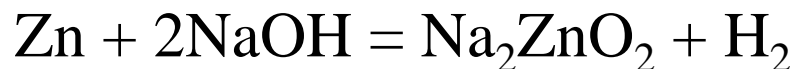
### 2. Взаимодействие со щелочами.

Со щелочами взаимодействуют амфотерные металлы (Zn, Al, Be, Cr, Sn, Ga)

**В растворе щелочи:**



**При сплавлении:**

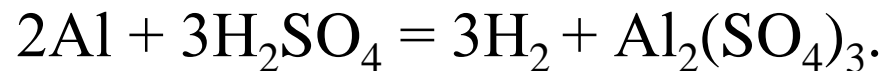
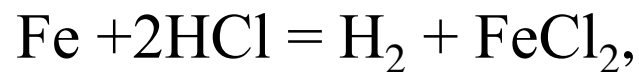


# 1. МЕТАЛЛЫ

## Химические свойства

### 3. Взаимодействие с разбавленными кислотами

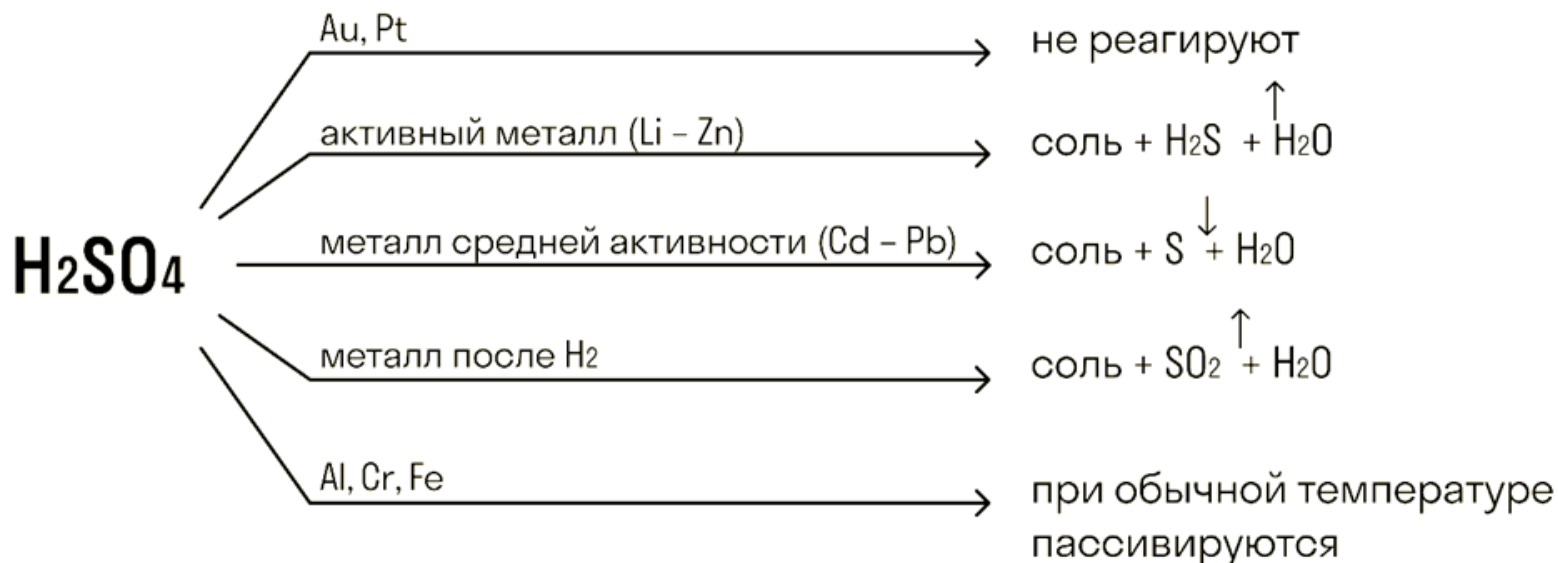
(HCl и H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>)



# 1. МЕТАЛЛЫ

## Химические свойства

### 4. Взаимодействие с концентрированной $H_2SO_4$

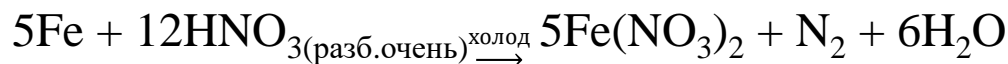
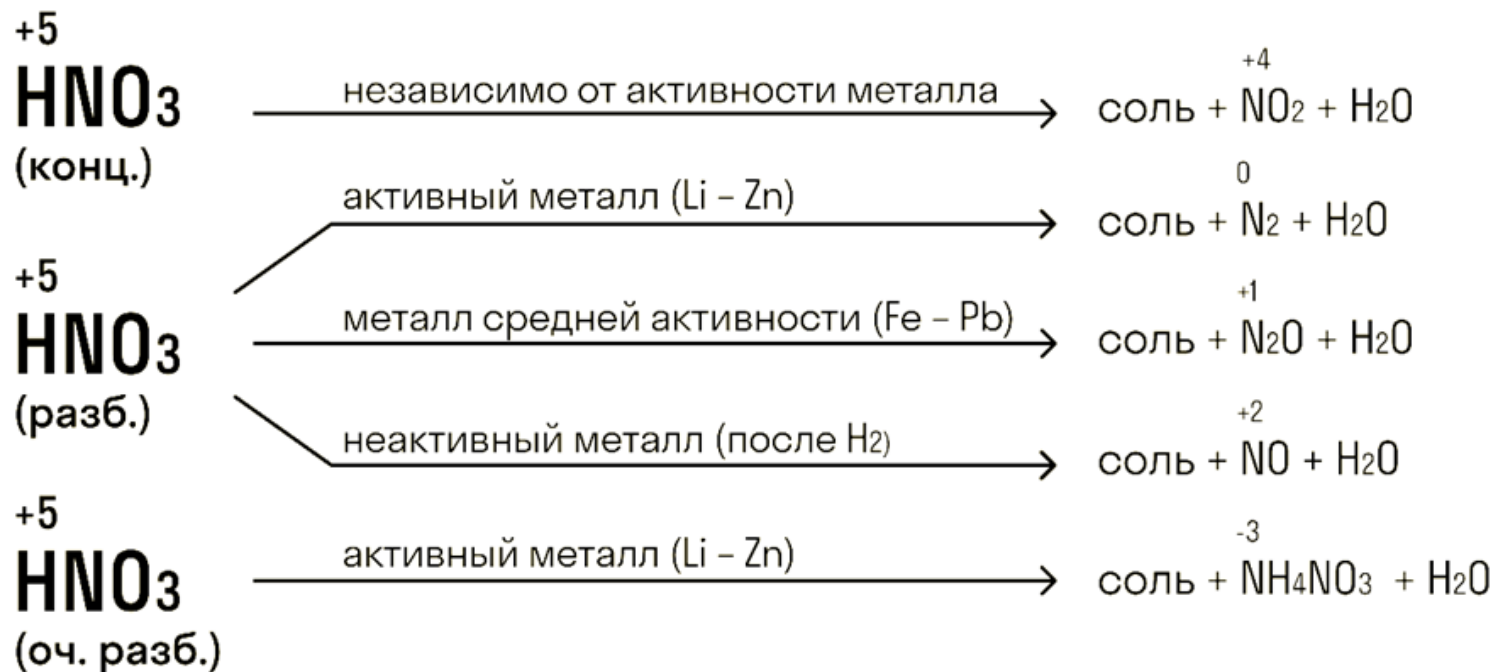


**Запомнить:**  $Pb + 3H_2SO_4(\text{конц.}) = Pb(HSO_4)_2 + SO_2\uparrow + 2H_2O.$

# 1. МЕТАЛЛЫ

## Химические свойства

### 5. Взаимодействие с разб./конц. $\text{HNO}_3$

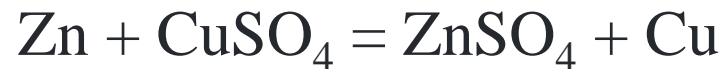




# 1. МЕТАЛЛЫ

## Химические свойства

### **6. Взаимодействие с солями**



#### **Три условия:**

1. Me не реагирует с водой;
2. Соль растворима;
3. Me (Zn) более активный чем Me (входящий в состав соли - Cu).

## 2. ГАЛОГЕНЫ

**F, Cl, Br, I, At** – (1811 г.) Дж. Швайгер

Фтор	Хлор	Бром	Йод	Астат
				
Бледно-зеленый газ	Зелено-желтый газ	Бурая жидкость	Темно-фиолетовые кристаллы	Чёрно-синие кристаллы

## 2. ГАЛОГЕНЫ

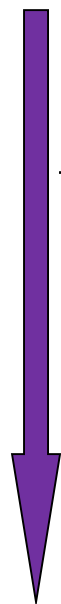
**F, Cl, Br, I, At**

Валентные электроны	$ns^2np^5$					
Ковалентность атомов	1 – для всех 3, 5, 7 (только для Cl, Br, I)					
Степени окисления	<b>-1</b>	<b>0</b>	<b>+1</b>	<b>+3</b>	<b>+5</b>	<b>+7</b>
Примеры соединений	NaCl	Cl <sub>2</sub>	NaClO	NaClO <sub>2</sub>	NaClO <sub>3</sub>	NaClO <sub>4</sub>

## 2. ГАЛОГЕНЫ

### F, Cl, Br, I, At

Усиление **металлических** свойств



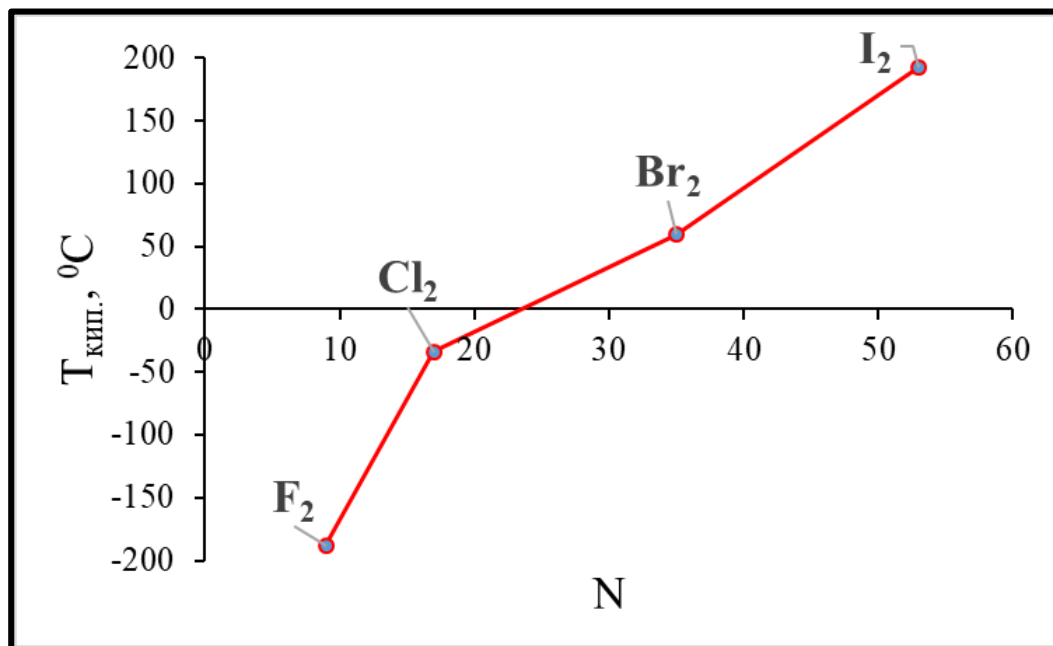
Элемент	Вал. электроны	$R_{ат}$ , нм	$E_{ион}$ , эВ	$\chi$
F	$2s^2 2p^5$	0,064	17,4	4,0
Cl	$3s^2 3p^5$	0,099	13,0	3,0
Br	$4s^2 4p^5$	0,114	11,8	2,8
I	$5s^2 5p^5$	0,133	10,5	2,5
At	$6s^2 6p^5$	0,145	9,5	2,2

**F - Cl - Br - I - At - Ts (теннессин)**  
**Неметаллы**

## 2. ГАЛОГЕНЫ

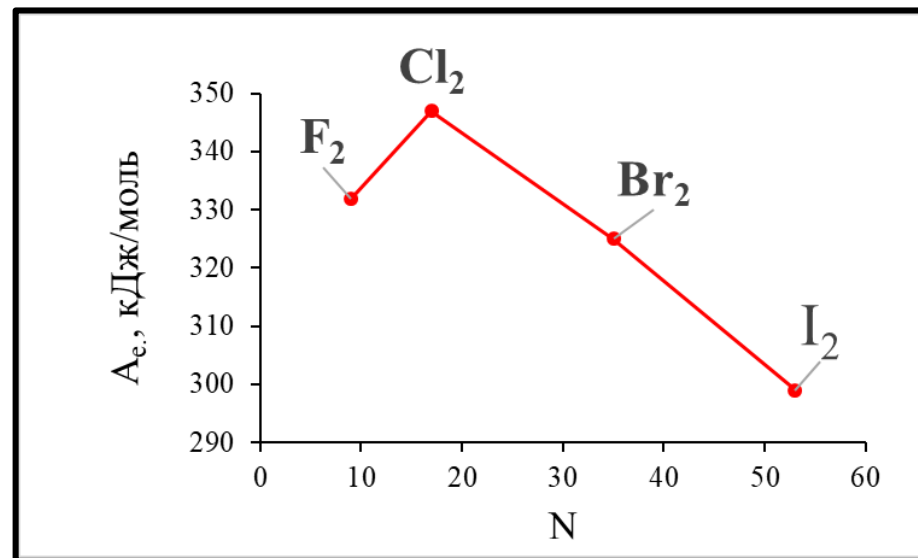
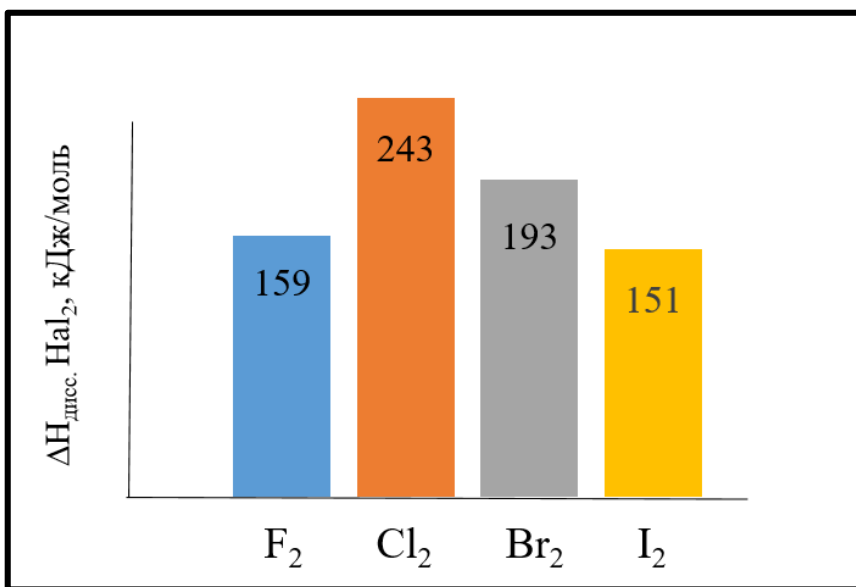
### F, Cl, Br, I

	$F_2$	$Cl_2$	$Br_2$	$I_2$
$T_{кип.}, ^\circ C$	-188,1	-34,0	59,5	192,8 (субл.)



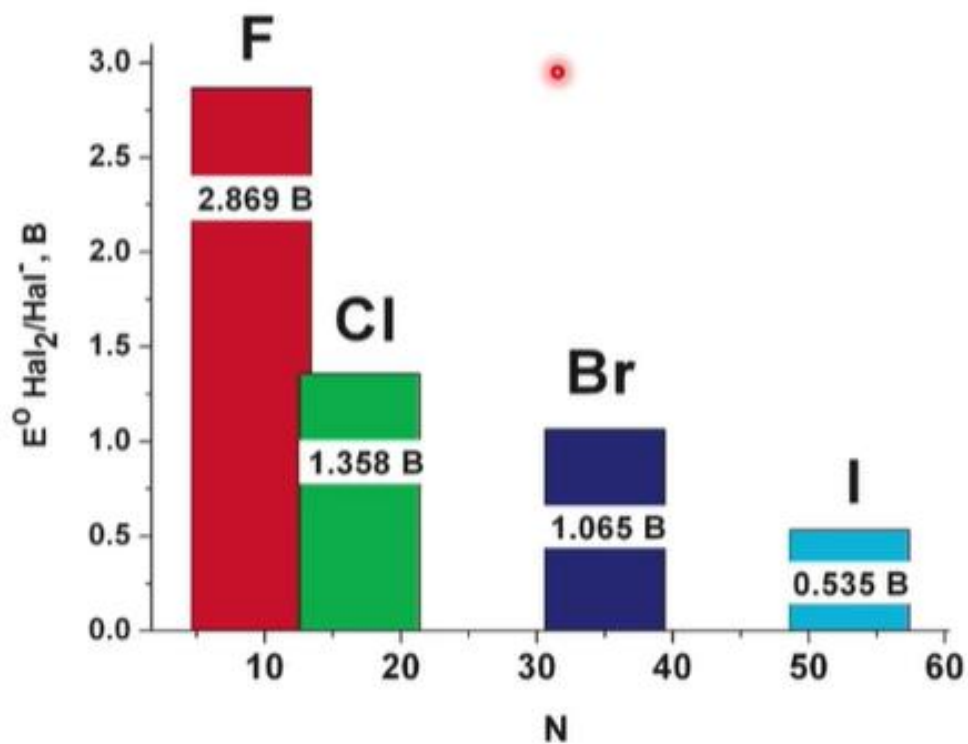
## 2. ГАЛОГЕНЫ

### F, Cl, Br, I



## 2. ГАЛОГЕНЫ

**F, Cl, Br, I**



## 2. ГАЛОГЕНЫ

**F, Cl, Br, I, At**

### Основные природные источники

Элемент	F	Cl	Br, I
Соединение	$\text{CaF}_2$ (флюорит)	$\text{NaCl}$ (галит) $\text{KCl}$ (сильвин)	$\text{NaBr}$ , $\text{NaI}$ , $\text{NaIO}_3$ В природных водах и морских водорослях

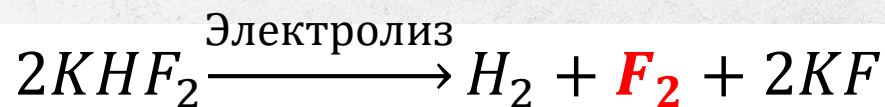


## 2. ГАЛОГЕНЫ

### F, Cl, Br, I, At

#### Получение

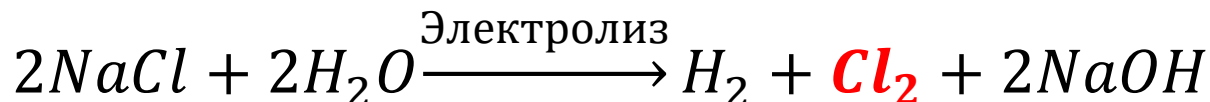
**ФТОР:**



**ХЛОР:**



Электролизом раствора NaCl (промышленный способ):



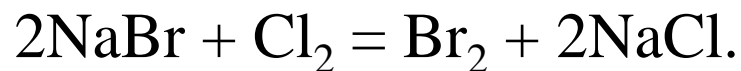
## 2. ГАЛОГЕНЫ

**F, Cl, Br, I, At**

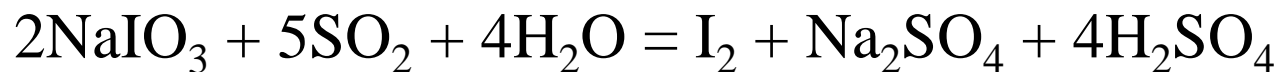
**Получение**

**БРОМ и ЙОД (в промышленности):**

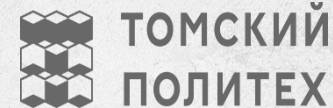
**1. Хлорирование рассолов:**



**2. Восстановление йодатов:**



## 2. ГАЛОГЕНЫ **F, Cl, Br, I**



### Фтор

- ✓ химический синтез (получение HF)
- ✓ холодильное дело (получение фреона ( $\text{CF}_2\text{Cl}_2$ ))
- ✓ ядерная промышленность ( $\text{UF}_6$  используется для производства топлива ядерных реакторов)

### Хлор

- получение медикаментов, пластмасс, красителей (ПВХ)
- отбеливание тканей и бумаги
- обеззараживание питьевой воды

### Бром

- ✓ получение различных лекарств для лечения нервных заболеваний
- ✓ изготовление фотобумаги ( $\text{AgBr}$ ).

### Иод

- ✓ используют в медицине для борьбы с заболеваниями щитовидной железы и получения йодной настойки (5-10% р-ра иода в спирте)
- ✓ пищевые добавки ( $\text{NaI}$ )

## 2. ГАЛОГЕНЫ F, Cl, Br, I

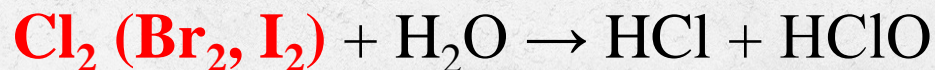
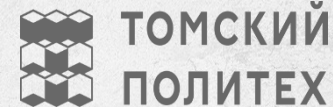


### Химические свойства

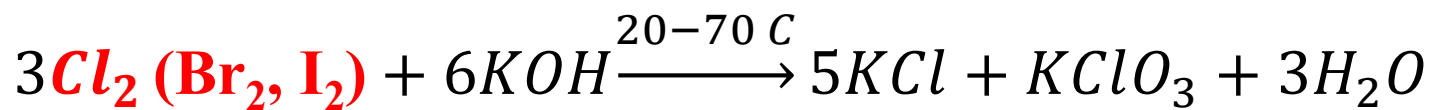
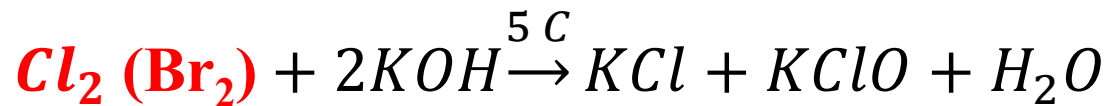
	F <sub>2</sub>	Cl <sub>2</sub>	Br <sub>2</sub>	I <sub>2</sub>
1. Окислители	ослабление окислительных свойств $\longrightarrow$			
2. Взаимодействие с водой	H <sup>+</sup> + F <sup>-</sup> + [O]	8.2 г/л	35 г/л	0.15 г/л
3. Реакция с H <sub>2</sub>	взрыв при 20К = HF	очень бурно = HCl	бурно  = HBr	обратимо  $\rightleftharpoons$ HI
4. Взаимодействие с металлами	бурное	бурное	спокойное	не все реагируют
<i>Пример: Fe</i>	FeF <sub>3</sub>	FeCl <sub>3</sub>	FeBr <sub>2</sub> , FeBr <sub>3</sub>	FeI <sub>2</sub> , Fe <sub>3</sub> I <sub>8</sub>
5. Взаимодействие с неметаллами	кроме He, Ne, Ar, O <sub>2</sub>	кроме N <sub>2</sub> , C, O <sub>2</sub> , Ng	галогены халькогены P, As, H <sub>2</sub>	только галогены P, As, H <sub>2</sub>
6. Реакции с окислителями	—	F <sub>2</sub>	F <sub>2</sub> , Cl <sub>2</sub>	HNO <sub>3</sub> (б/в)

## 2. ГАЛОГЕНЫ **F, Cl, Br, I**

### Химические свойства



2. Со щелочами:



3. Реакции с окислителями:



## 2. ГАЛОГЕНЫ **F, Cl, Br, I**

### **Общие закономерности:**

1. Все элементы существуют в виде 2х-атомных молекул.  
Изменение т.пл и т.кип. указывает на ван-дер-ваальсово взаимодействие между молекулами.
2. Проявляют свойства типичных неМе.
3. Галогены – окислители. Окислительная способность падает вниз по группе.

### 3. ХАЛЬКОГЕНЫ

## O, S, Se, Te, Po

Валентные электроны	$ns^2np^4$
Ковалентность атомов	2 – для всех 4 и 6 (только для S, Se, Te)


### Кислород

Степень окисления	-2	-1	0	+1	+2
Примеры соединений	H <sub>2</sub> O, оксиды, оксокислоты	пероксиды (H <sub>2</sub> O <sub>2</sub> , Na <sub>2</sub> O <sub>2</sub> )	аллотропные модификации O <sub>2</sub> и O <sub>3</sub>	O <sub>2</sub> F <sub>2</sub>	OF <sub>2</sub>

### 3. ХАЛЬКОГЕНЫ

## O, S, Se, Te, Po

Усиление **металлических** свойств



Элемент	Вал. электроны	$R_{ат}$ , нм	$E_{ион}$ , эВ	$\chi$
O	$2s^2 2p^4$	0,073	13,6	3,5
S	$3s^2 3p^4$	0,102	10,4	2,5
Se	$4s^2 4p^4$	0,117	9,8	2,4
Te	$5s^2 5p^4$	0,136	9,0	2,1
Po	$6s^2 6p^4$	0,146	8,4	1,8

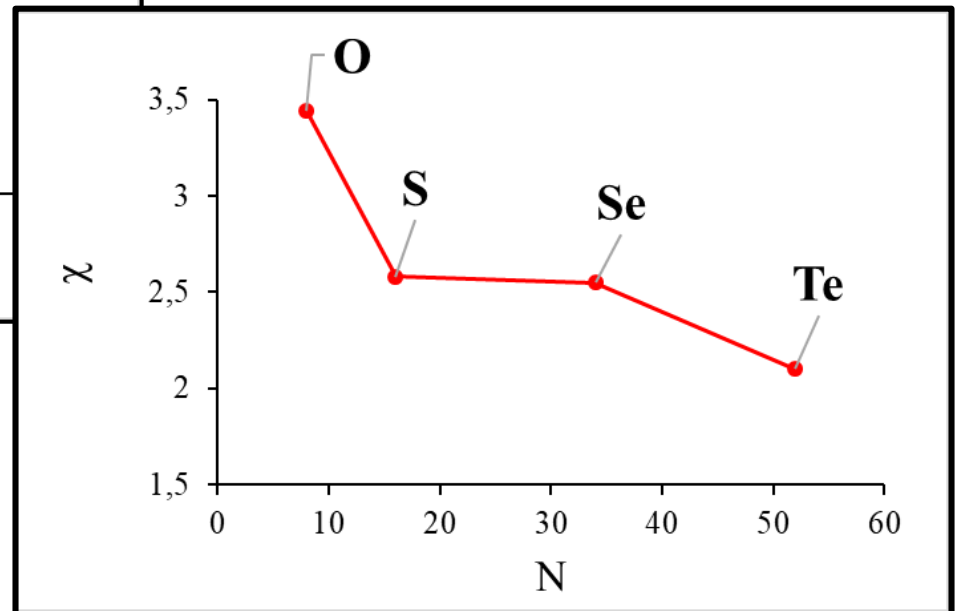
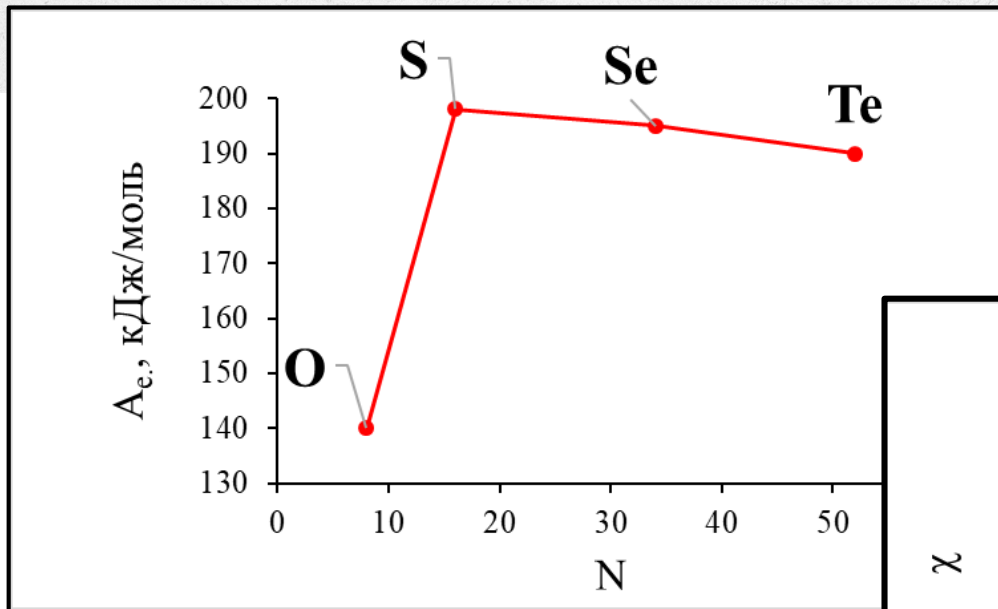
**O - S - Se - Te - Po**

**Неметаллы**      **Металлоид**



# 3. ХАЛЬКОГЕНЫ

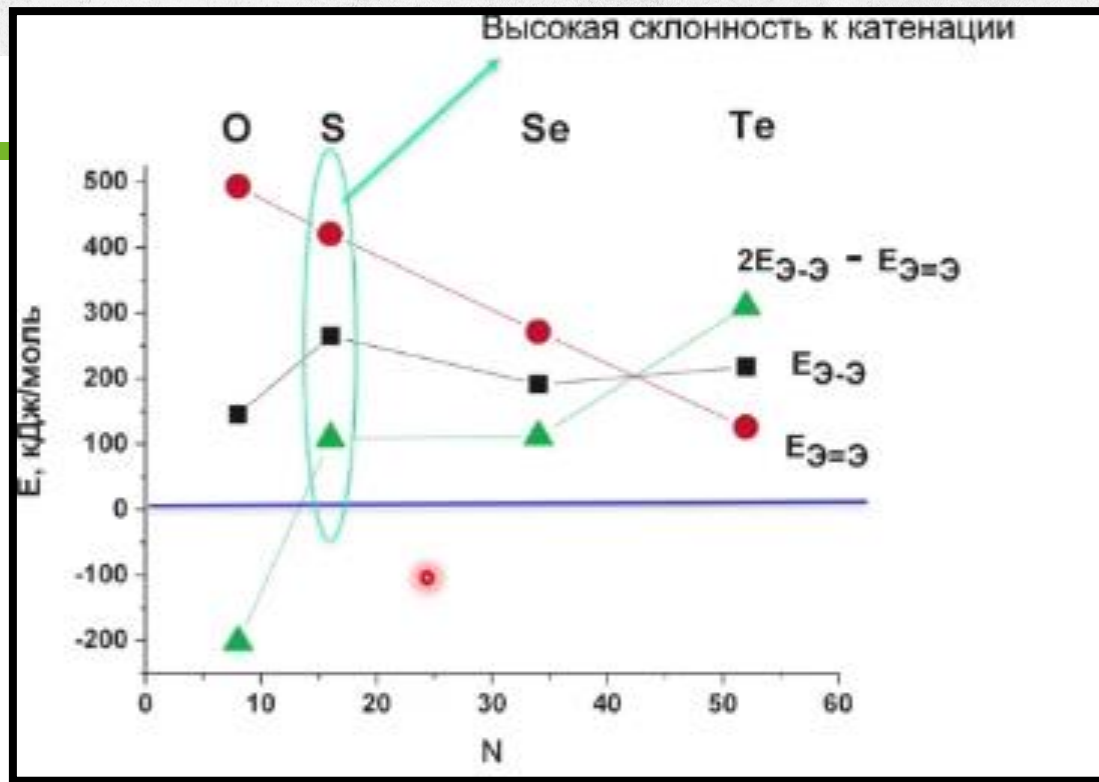
## O, S, Se, Te, Po



# 3. ХАЛЬКОГЕНЫ

## O, S, Se, Te, Po

**Катенация** — способность атомов элементов соединяться в цепи и кольца



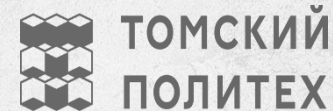
**Выводы:**

Кислород — отсутствие цепочек, а существует в виде O=O

Сера — высокая склонность образования связей —S-S-

# 3. ХАЛЬКОГЕНЫ

## O, S, Se, Te, Po



**Кислород** – самый распространенный элемент на земле.

**Физические свойства:**

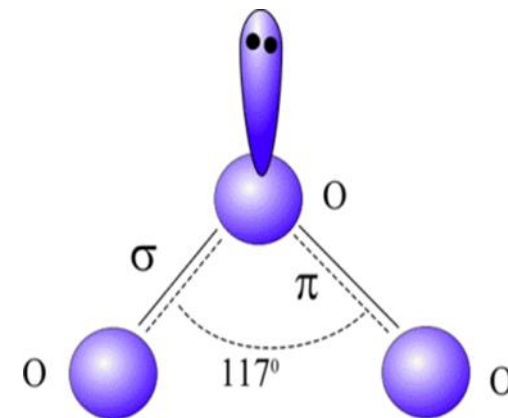
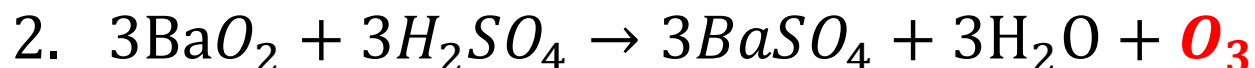
$$t_{\text{пл}} = -219^{\circ}\text{C} \quad t_{\text{кип}} = -183^{\circ}\text{C}$$

Молекула  $\text{O}_2$  парамагнитна.

Энергией связи  $E_{\text{св}} = 498$  кДж/моль.

### **$\text{O}_3$ – озон**

Озон получается:



# 3. ХАЛЬКОГЕНЫ

## O, S, Se, Te, Po

Сера имеет несколько **аллотропных** модификаций:

- при  $T < 95,5$  °С устойчива ромбическая сера ( $\alpha$ -форма) лимонно-желтого цвета;



- при  $T > 95,5$  °С устойчива моноклинная сера ( $\beta$ -форма) более темного цвета;



- пластическая сера



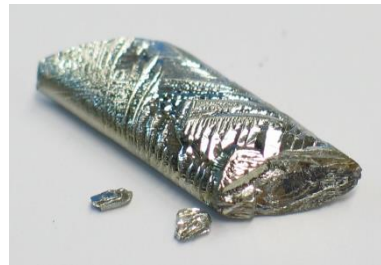
### 3. ХАЛЬКОГЕНЫ

## O, S, Se, Te, Po

**Селен** - похож на серу по строению.



**Теллур** – серебристо-белое металлоподобное кристаллическое вещество, хрупкое, легко растирается в порошок.



**Полоний** – мягкий металл серебристо-белого цвета.



### 3. ХАЛЬКОГЕНЫ

**O, S, Se, Te, Po**

## Основные природные источники

Элемент	O	S	Se, Te
Соединения	O <sub>2</sub> воздуха, H <sub>2</sub> O, алюмосиликаты (NaAlSi <sub>3</sub> O <sub>8</sub> , KAlSi <sub>3</sub> O <sub>8</sub> , CaAl <sub>2</sub> Si <sub>2</sub> O <sub>8</sub> и др.)	самородная S, сульфидные минералы (пирит (FeS <sub>2</sub> ), халькопирит (CuFeS <sub>2</sub> ) и др.)	редкие; встречаются в виде примесей к сульфидным минералам

# 3. ХАЛЬКОГЕНЫ

## O, S, Se, Te, Po

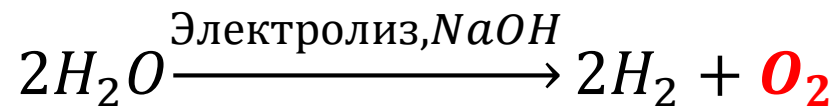
### Получение

#### КИСЛОРОД:

1. Фракционная перегонка жидкого воздуха

<i>Компоненты воздуха, содержание в об. %</i>	N <sub>2</sub> , 78	O <sub>2</sub> , 21	Ar, 0,9
<i>Температура кипения, °C</i>	-196	-183	-186

2. Электролиз воды



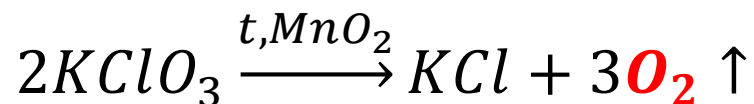
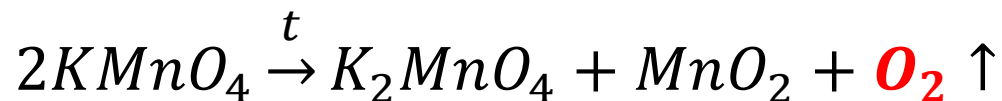
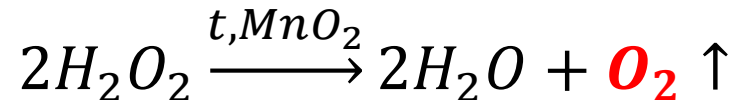
### 3. ХАЛЬКОГЕНЫ

## O, S, Se, Te, Po

### Получение

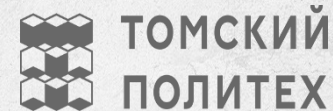
**КИСЛОРОД:**

В лаборатории:





### 3. ХАЛЬКОГЕНЫ

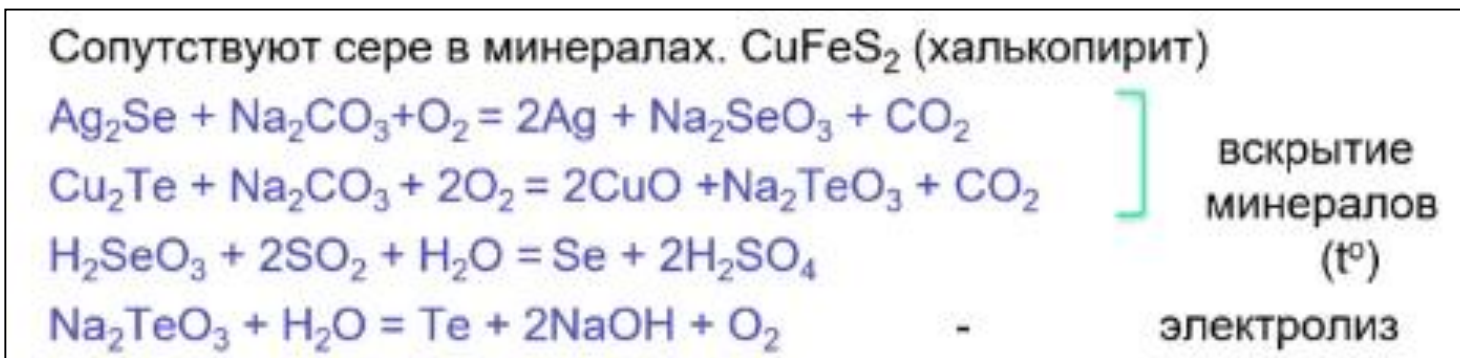


## O, S, Se, Te, Po

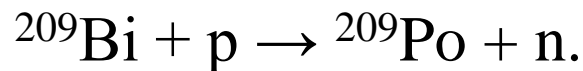
#### СЕРА:

- нагреванием самородной серы с водой при 160 °С и 20 атм.
- реакция Вакенродера:  $2\text{H}_2\text{S} + \text{O}_2 \xrightarrow{\text{C}\backslash\text{Al}} 2\text{S} + 2\text{H}_2\text{O}$

**СЕЛЕН и ТЕЛЛУР** - из отходов сульфидных руд цветных металлов.



**ПОЛОНИЙ** синтезируют искусственно при облучении того же изотопа висмута протонами по реакции:



### 3. ХАЛЬКОГЕНЫ

**O, S, Se, Te, Po**

#### Применение:

**O<sub>2</sub>** - в металлургии (получении чугуна и стали), в медицине, окислитель ракетного топлива.

**O<sub>3</sub>** - для обработки питьевой воды, для отбеливания бумаги.

**H<sub>2</sub>O<sub>2</sub>** - для отбеливания шелка, шерсти, меха, в медицине.

**Na<sub>2</sub>O<sub>2</sub>** - для регенерации воздуха в подводных лодках и на космических станциях.

# 3. ХАЛЬКОГЕНЫ

**O, S, Se, Te, Po**

## Применение

**Сера** применяется для получения серной кислоты и вулканизации резина, при производстве моющих средств, лекарственных препаратов, пороха.

**Селен и теллур** – в качестве полупроводников, выпрямителей тока и фотоэлементов.

**Полоний** - в сплавах с бериллием и бором - нейтронных источников, для ионизации газов, в сплаве с  ${}^6\text{Li}$  - ядерным детонатором.

# 3. ХАЛЬКОГЕНЫ

## О, S, Se, Te

Химические свойства **КИСЛОРОДА**:

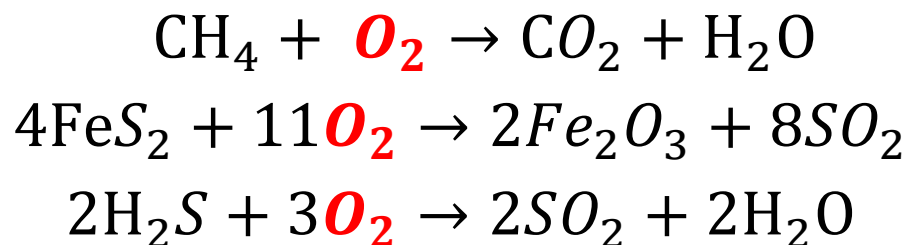
1) с неМе:



2) с Ме:



3) со сложными веществами:

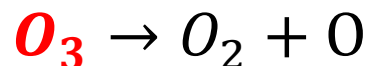


### 3. ХАЛЬКОГЕНЫ

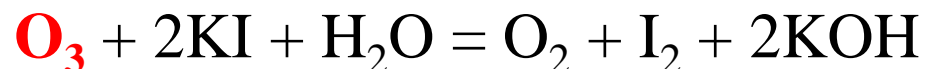
**O, S, Se, Te**

#### Химические свойства **ОЗОНА**:

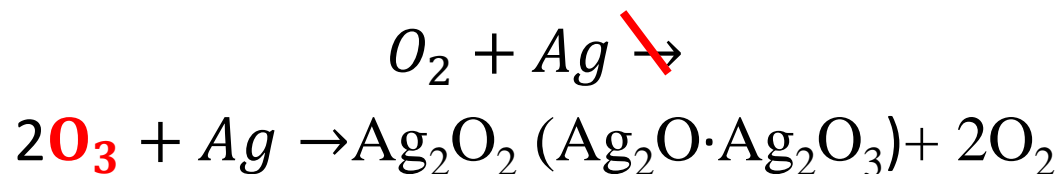
Озон неустойчив:



Качественная реакция на озон:



Сильный окислитель:



# 3. ХАЛЬКОГЕНЫ

## O, S, Se, Te

	S	Se	Te
Отношение к O <sub>2</sub>	горит → SO <sub>2</sub>	горит → SeO <sub>2</sub>	горит → TeO <sub>2</sub>
Отношение к H <sub>2</sub> O	не растворяются и не реагируют при н.у.		
Растворимость в	C <sub>6</sub> H <sub>6</sub> CS <sub>2</sub>	не растворимы	
Взаимодействие с неметаллами	кроме Ng I <sub>2</sub> , N <sub>2</sub> Se	кроме Ng I <sub>2</sub> , N <sub>2</sub> , S, C	только O <sub>2</sub> и галогены
Взаимодействие с металлами	реагируют с большинством металлов		
E <sup>0</sup> (Э <sup>0</sup> /Э <sup>2-</sup> ), В	-0.48	-0.92	-1.14

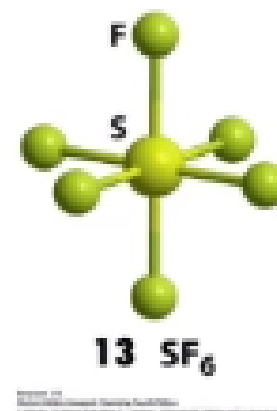
# 3. ХАЛЬКОГЕНЫ

## O, S, Se, Te

### 1. Реакции с галогенами



### 2. С кислотами и щелочами



### 3. ХАЛЬКОГЕНЫ

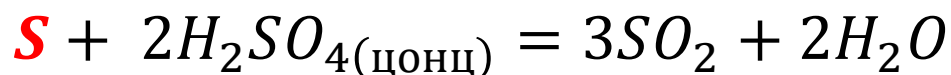
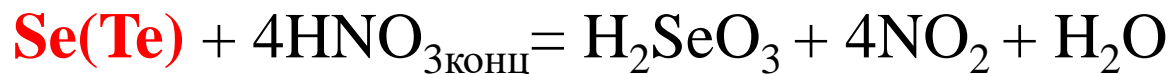
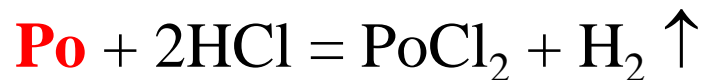
## O, S, Se, Te

#### 2. С кислотами и щелочами:



**Se(Te) + KOH = не взаимодействуют.**

с кислотами:

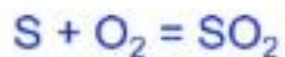




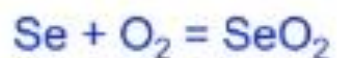
# 3. ХАЛЬКОГЕНЫ

## O, S, Se, Te

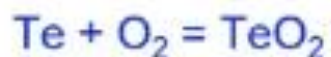
### 3. Горение



голубое пламя

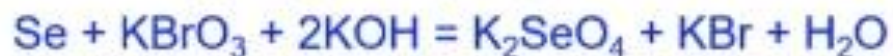


красное пламя



голубое пламя

### 4. Окисление



### 5. Восстановление



# 3. ХАЛЬКОГЕНЫ

## O, S, Se, Te, Po

### Общие закономерности:

1. Усиливаются металлические свойства.
2. Все элементы кроме Te полиморфны. Кислород образует молекулы с кратными связями, для других характерна катенация.
3. Кислород – окислитель, для других более типичны восстановительные свойства.
4. Для кислорода наиболее характерна ст. ок +2, другие элементы стабильны в положительных ст.ок.



ТОМСКИЙ  
ПОЛИТЕХ

**«ЗАКОНОМЕРНОСТИ  
ИЗМЕНЕНИЯ СВОЙСТВ  
ПРОСТЫХ ВЕЩЕСТВ В  
ЗАВИСИМОСТИ ОТ  
ПОЛОЖЕНИЯ В  
ПЕРИОДИЧЕСКОЙ СИСТЕМЕ  
(НА ПРИМЕРЕ МЕТАЛЛОВ,  
ГАЛОГЕНОВ,  
ХАЛЬКОГЕНОВ)»**

---

Лектор: К.Т.Н., Мачехина Ксения Игоревна

<http://portal.tpu.ru/SHARED/m/MACHEKHINAKSU>

**Email:** machekhinaKsu@tpu.ru

2 корпус ТПУ 212 аудитория

**ВОПРОСЫ**

