



Химия элементов VIIA группы

Что читать?

- Ахметов Н.С. «Общая и неорганическая химия».
- Карапетьянц М.Х., Дракин С.И. «Общая и неорганическая химия».
- Глинка Н.Л. «Общая химия»
- Коттон Ф., Уилкинсон Дж. «Основы неорганической химии»
- Гринвуд Н., Эршно А. «Химия элементов»

Периодическая система элементов Д. И. Менделеева (длинная форма)

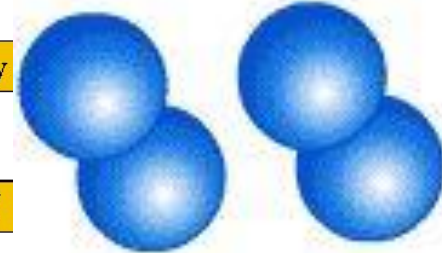
Периоды	Группы элементов																	
	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
	IA	IIA	IIIB	IVB	VB	VIB	VIIB	VIIIB			IB	IIB	IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA	VIIIA
1	(1H)												Полностью				1H	2He
2	3Li	4Be			+ электрон								заполненный уровень				9F	10Ne
3	11Na	12Mg										13Al	14Si	15P	16S	17Cl	18Ar	
4	19K	20Ca	21Sc	22Ti	23V	24Cr	25Mn	26Fe	27Co	28Ni	29Cu	30Zn	31Ga	32Ge	33As	34Se	35Br	36Kr
5	37Rb	38Sr	39Y	40Zr	41Nb	42Mo	43Tc	44Ru	45Rh	46Pd	47Ag	48Cd	49In	50Sn	51Sb	52Te	53I	54Xe
6	55Cs	56Ba	57La*	72Hf	73Ta	74W	75Re	76Os	77Ir	78Pt	79Au	80Hg	81Tl	82Pb	83Bi	84Po	85At	86Rn
7	87Fr	88Ra	89Ac**	104Db	105Jl	106Rf	107Bh	108Hn	109Mt	110Ds	111Nh	112Fl						
	s ¹	s ²	d ¹	d ²	d ³	d ⁴	d ⁵	d ⁶	d ⁷	d ⁸	d ⁹	d ¹⁰	p ¹	p ²	p ³	p ⁴	p ⁵	p ⁶
	s		d										p					
	S ² P ⁵												H ₂ , F ₂ , Cl ₂ , Br ₂ , I ₂					

*Лантаноиды

58Ce	59Pr	60Nd	61Pm	62Sm	63Eu	64Gd	65Tb	66Dy	70Yb	71Lu
------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------

**Актиноиды

90Th	91Pa	92U	93Np	94Pu	95Am	96Cm	97Bk	98Cf	102No	103Lr
------	------	-----	------	------	------	------	------	------	-------	-------



Двухатомная молекула, как и других галогенов:

Сравним водород с элементами первой и седьмой группы

- $H^+ + e = 1/2H_2 \quad E^\circ = 0$
- $H_2 + 2e = 2H^- \quad E^\circ = -2.1$
- $Li^+ + e = Li \quad E^\circ = -3.0$

Элемент	Энергия ионизации (кДж/моль)	Сродство к электрону (кДж/моль)	E°
H	1312	-73	0
Li	520	-57	-3.0
Na	495	-33	-2.8
K	420	-49	-2.1
F	1681	-327	
Cl	1251	-348	
Br	1142	-324	

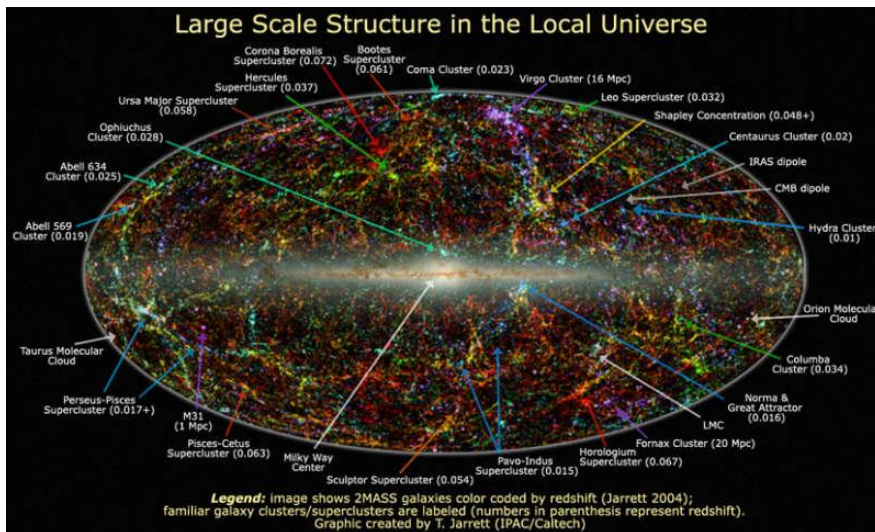
Стандартный электродный потенциал в растворе!

Сродство к электрону и энергия ионизации → в вазе!

• $I_2 + 2e = 2I^- \quad E^\circ = 0.6$

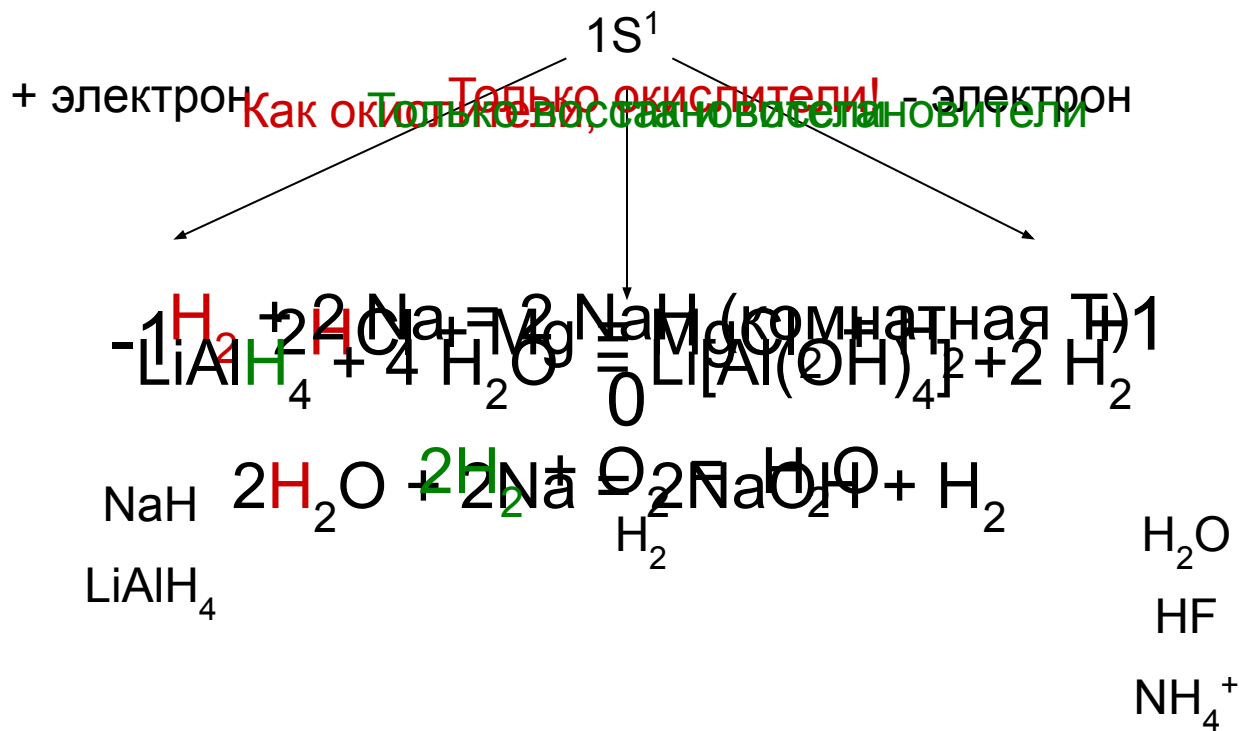
Распространение водорода ат. %

- Во вселенной
- Н – 88.6%
- He – 11.3%
- Остальное – 0,1%
- На Земле
- O – 54.2%
- Si – 15.8%
- Н – 17.0%



Степени окисления водорода

Окислительно-восстановительные свойства



ПРИМЕРЫ

Протонные кислоты и основания

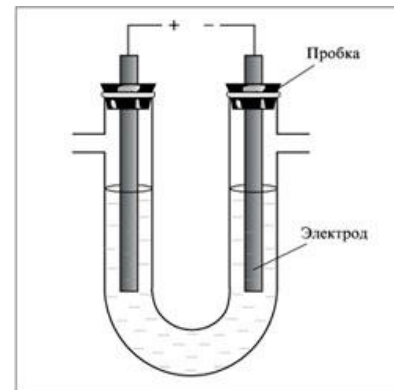
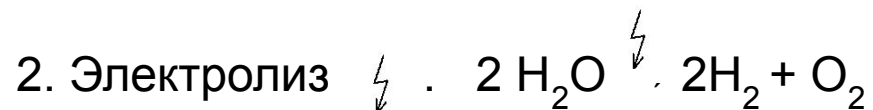
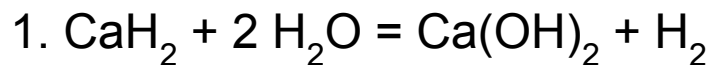
- (по Брэнстэду)
- $\text{H}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} = \text{H}_3\text{O}^+ + \text{OH}^-$
- $\text{H}_2\text{S} = \text{H}^+ + \text{HS}^-$
- $\text{NH}_4^+ = \text{NH}_3 + \text{H}^+$

- (по Льюису)
- $\text{H}^- + \text{AlH}_3 = \text{AlH}_4^+$

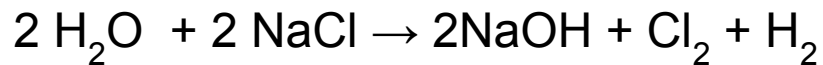
Получение водорода

Лабораторные способы:

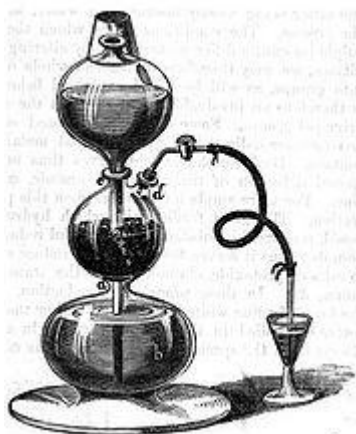
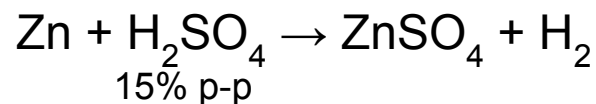
Основаны на ОВР



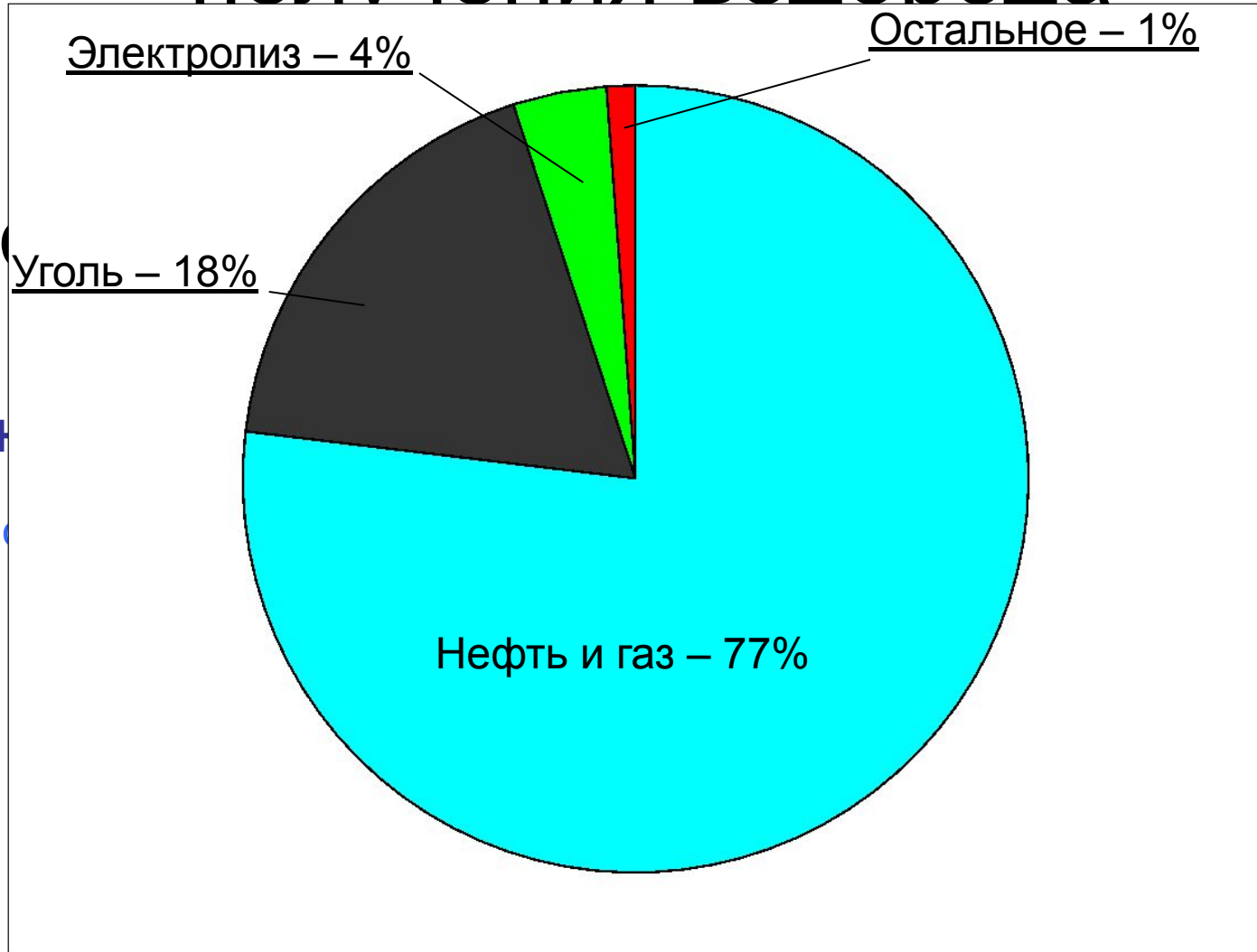
Дорогой способ, но его используют в промышленности как попутный при получении хлора и щелочи.



Катод Анод



Промышленные способы получения водорода



CO +
«водяно

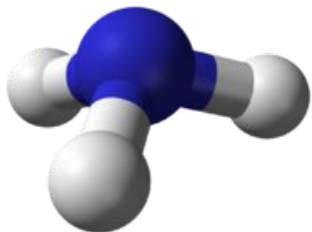


ми

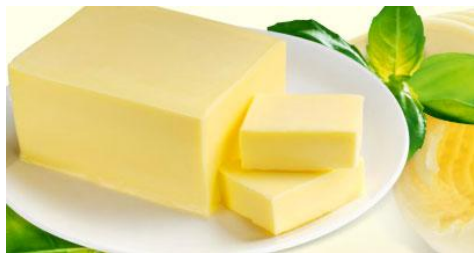
Использование водорода



NH_3 - аммиак



Маргарин



Органические
реактивы



Металлургия
Mo, W



Водородная энергетика

аккумуляция, транспортировка



Водородная энергетика — направление аккумуляции, транспортировки энергии человека, преобразования энергии в виде водорода в качестве топлива, транспортировки, транспортной инфраструктуры, транспортной индустрии.



Город. Различные формы производства энергии.

Водород выбран как наиболее распространенный элемент на поверхности земли и в космосе, теплота

сгорания водорода наиболее высока, а продуктом

сгорания водорода является вода. Транспорт водородной энергии.



Много букв



Галогены

- $\alpha\lambda\varsigma$ – морская соль
- $\gamma\epsilon\nu$ – рождают
- Солероды
- F, Cl, Br, I, At



VIIA
${}_1\text{H}$
${}_9\text{F}$
${}_{17}\text{Cl}$
${}_{35}\text{Br}$
${}_{53}\text{I}$
${}_{85}\text{At}$
P^5

Распространение в природе

Минералы

F

Cl

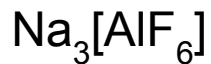
Br

I

At



флюорит



криолит



фторапатит

Во всех водах



галит



силвит



сильвинит

В окружающих и нефтяных водах



**Радиоактивные
руды**

Происхождение названий элементов и первооткрыватели

F Cl Br I At

Разрушительный
Текучий

Желто-зеленый

Зловонный

Фиолетовый

Неустойчивый



1886

АНРИ МУАССАН



1774

КАРЛ ШЕЕЛЕ



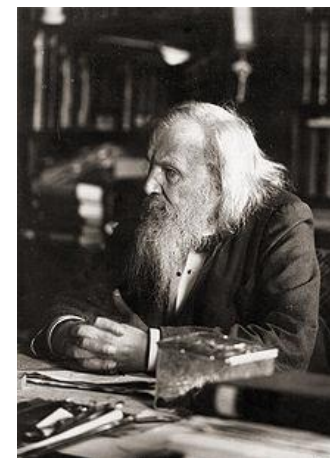
1826

АНТУАН БАЛАР



1811

Берна́рд Куртуа́



Предсказан
Д.И. Менделеевым
Обнаружен физиками
США, 1940

Физические свойства

F Cl Br I At

Температуры кипения и плавления (°C)

-220 -101 -7 117 244

-188 -34 60 184 309

плавится при $p(I_2) \geq 1$ расч.

Газ Газ Жидкость Твердое Тв.

Стандартные электродные потенциалы, В

2,8 1,4 1,1 0,6 0,5

Самый *Сильные окислители* *Окислители*

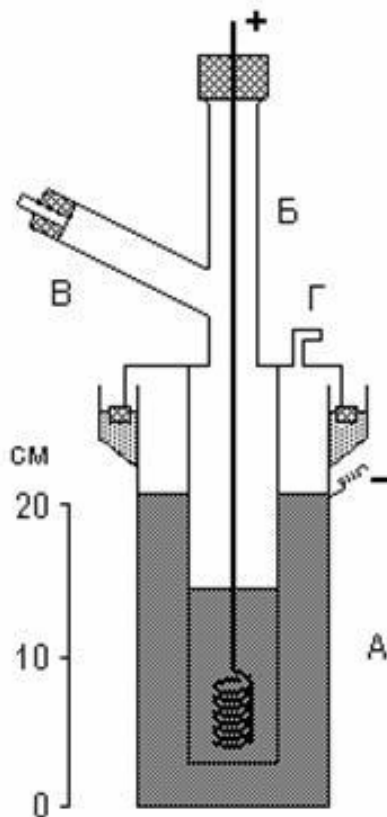
Сильный

Окислитель

Получение

F₂

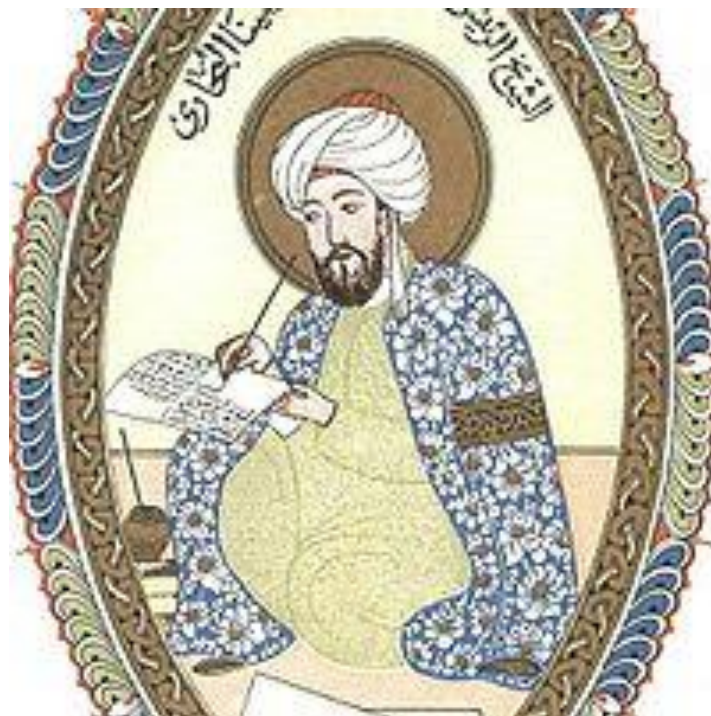
Только электролиз!!!



Фтор нужен для получения UF₆.
Развитие фторной химии началось с
«Манхетонского проекта» в 40 гг. XX
века.
HF — плохой проводник

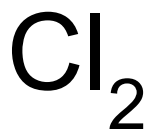
KHF₂ t = 239 °C
Фтор жизненно необходимый элемент
для живых организмов.
KF·4HF t = 73 °C

«Все есть яд, все есть лекарство –
всему цена мера.»



Абу Али Хусейн ибн Абдаллах ибн Сина
«Авиценна»

Получение



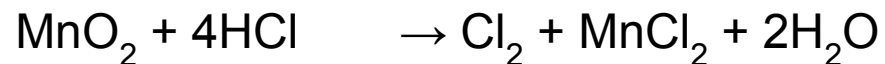
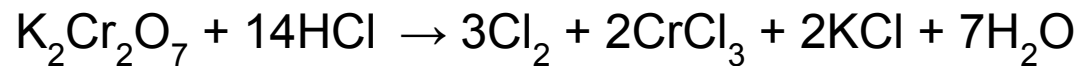
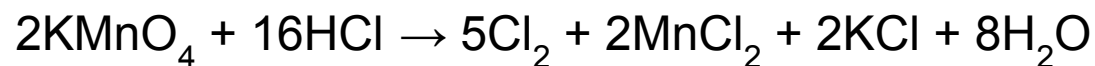
Все тот же электролиз.

Промышленный способ.



Электролиз водных растворов: $2 \text{H}_2\text{O} + 2 \text{NaCl} \rightarrow 2\text{NaOH} + \text{Cl}_2 + \text{H}_2$

Окисление хлорид-ионов



Получение

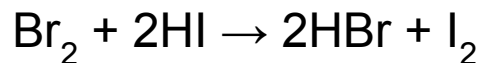
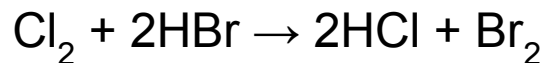
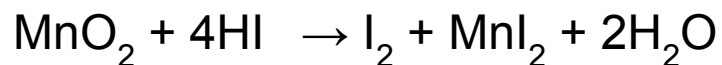
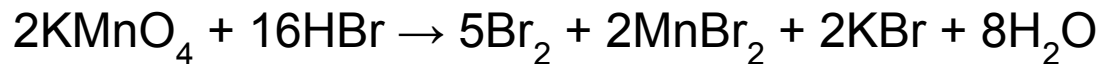


Электролиз.

Промышленный способ.



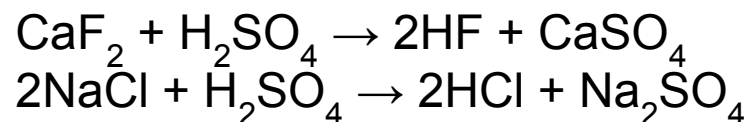
Окисление галогенид-ионов



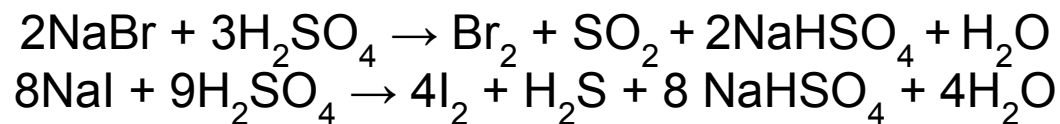
Промышленные способы

Получение галогеноводородов

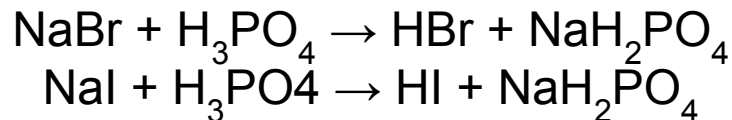
Реакция замещения



Реакции с серной кислотой неприемлемы в случае брома и иода



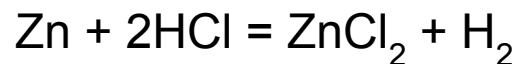
Реакция замещения с кислотой не окислителем



Галогеноводороды

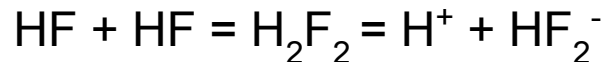
При с.у. безцветные газы, хорошо растворимые в воде.
Растворы в воде – сильные кислоты (кроме HF).

Кислоты взаимодействуют с активными металлами с образованием солей и водорода:

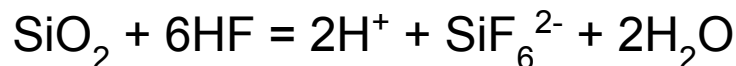


Фтороводород и плавиковая кислота отличаются от аналогов:

Фтороводород кипит при 19 °С за счет образования водородных связей:

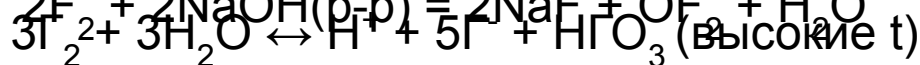
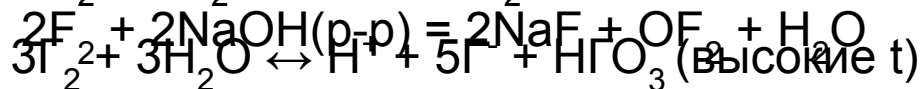
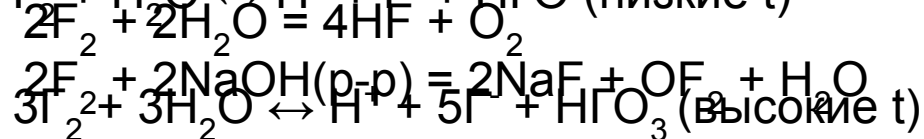
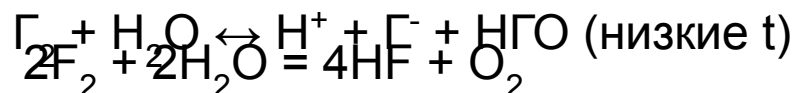


Плавиковая кислота реагирует со стеклом:

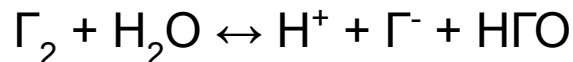


Взаимодействие галогенов с ВОДОЙ

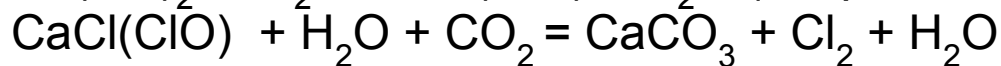
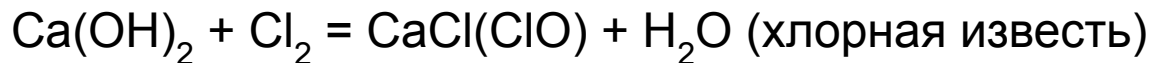
Зависимость от температуры:
Фтор – уникальный окислитель, очень сильный:



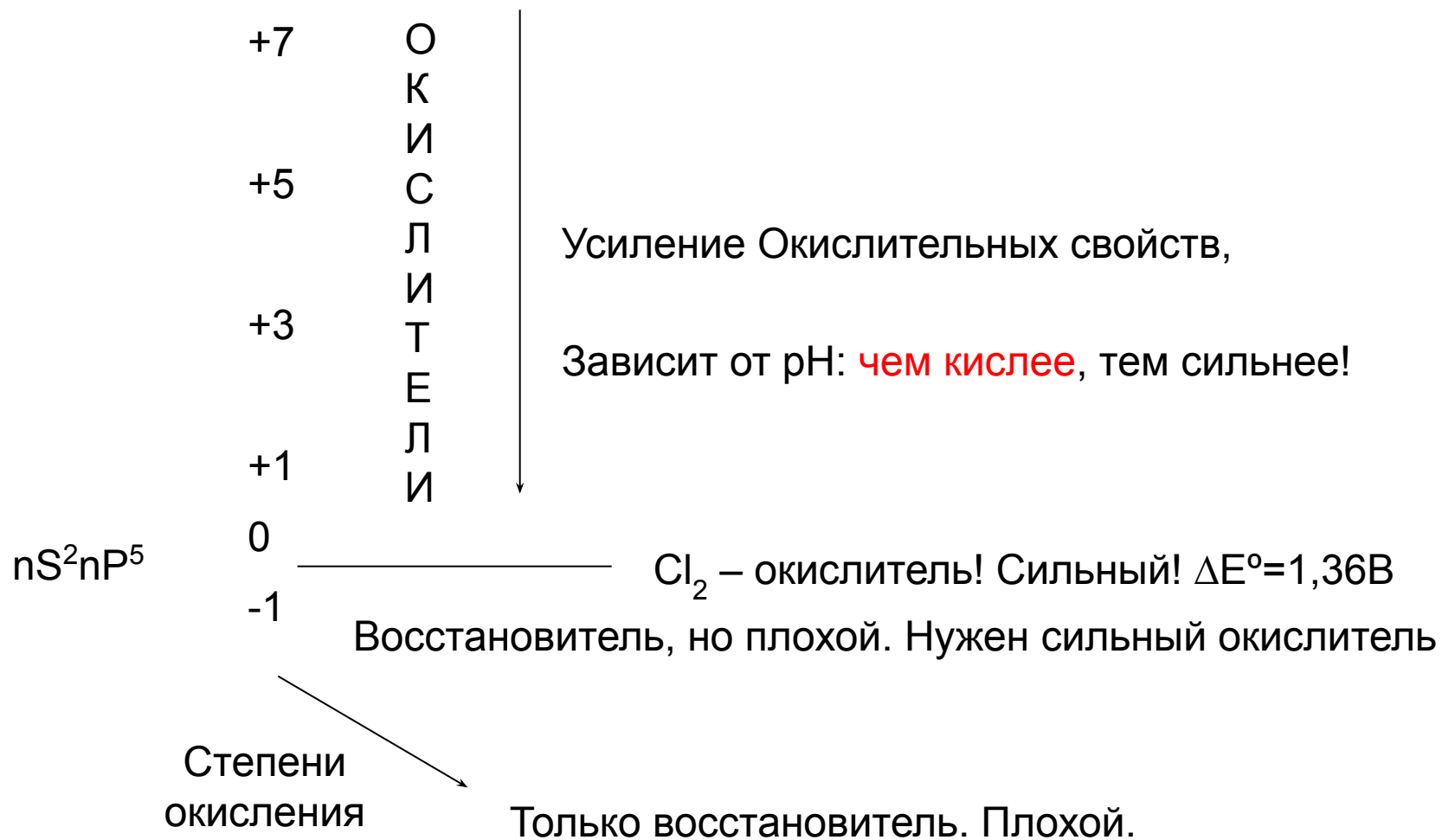
Для остальных галогенов равновесие сильно зависящее от pH:



	Cl	Br	I
ХО^-	20 °C	10 °C	0 °C
ХО_3^-	70 °C	50 °C	20 °C

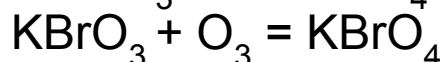
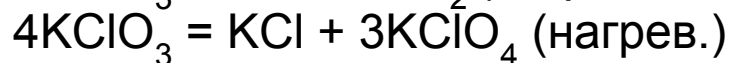


Химические свойства



Химические свойства

Примеры:



HClO_4 – сильная кислота.

ClO_4^- - не окислитель при низких температурах (кинетика)

$8\text{Al} + 3\text{KClO}_4 = 3\text{KCl} + 4\text{Al}_2\text{O}_3$ – в двигателях системы Спейс Шатл.