

ГАЛОГЕНИ

	F	Cl	Br	J	At
I, eВ	17,42	12,97	11,81	10,45	9,2
E, eВ	3,5	3,61	3,37	3,08	2,8
EH	4,1	3,0	2,8	2,4	2,2
$r_{\text{ат}}, \text{пм}$	64	99	114	133	—
$r_{\text{иона}} \Gamma^-$ пм	133	181	169	220	230

	F_2	Cl_2	Br_2	I_2	At_2
$E_{зв.} \Gamma_2$ кДЖ/МОЛЬ	159	243	192	151	109
Агрег. стан за ст. умов	Світло- зелений газ	Жовто- зелений газ	Черво- но-бура рідина	Чорно- фіоле- тові криста ли	Чорно -сині криста ли
$t_{пл}, ^\circ C$	-219,7	-101,0	-7,2	113,6	244
$t_{кип}, ^\circ C$	-188,2	-34,1	59,2	184,35	309

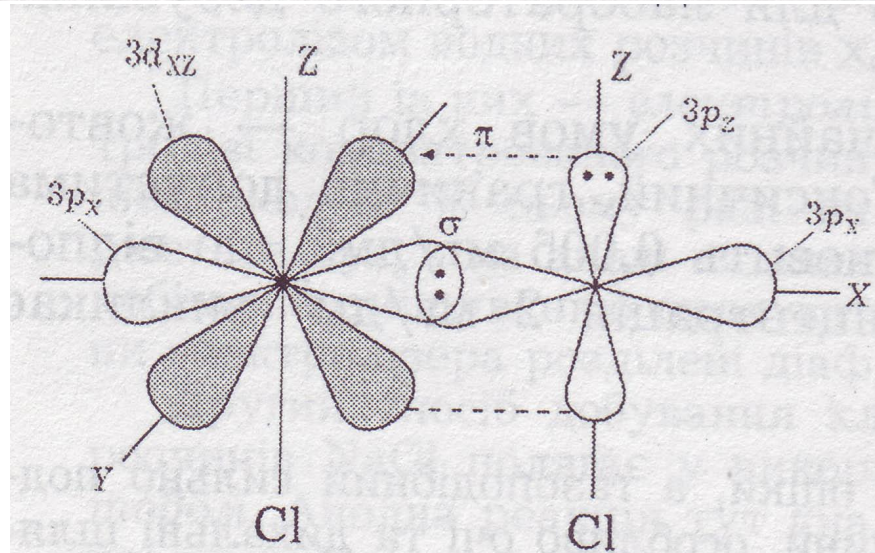
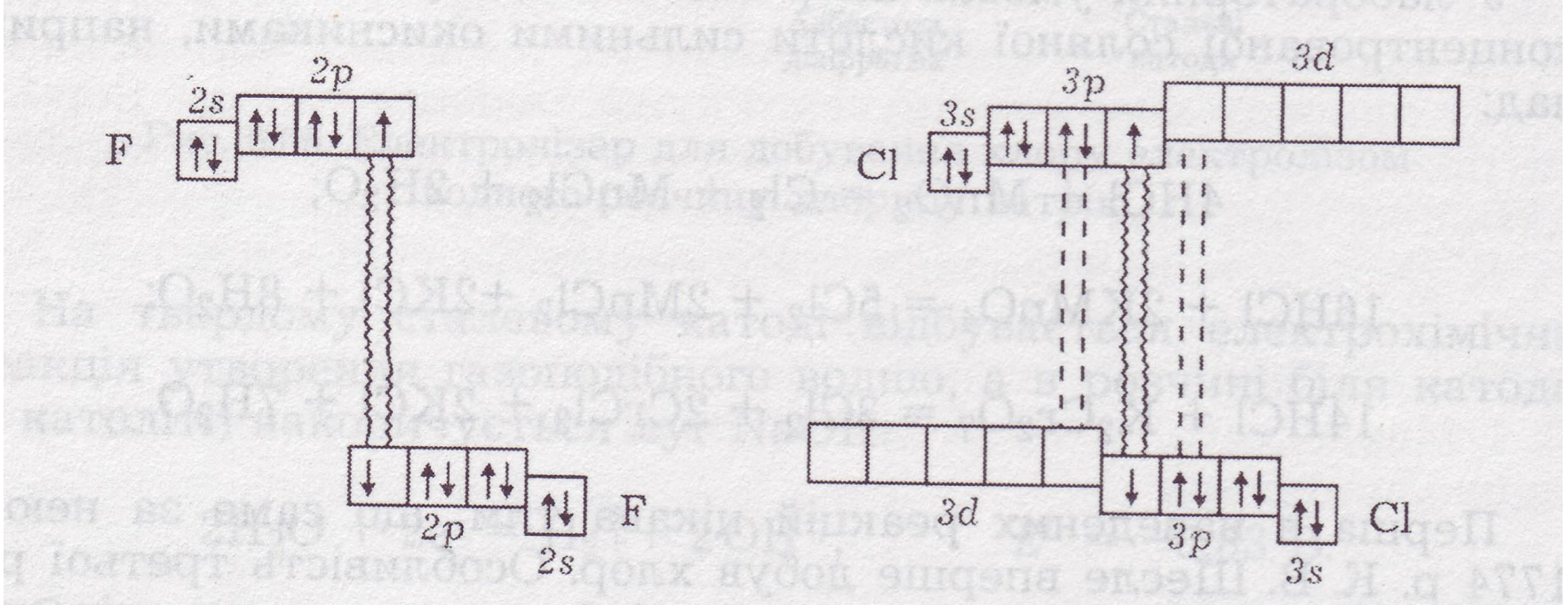


Схема перекривання d -
і p -орбіталей атомів хлору

Знаходження в природі

	F	Cl	Br	J	At
ат.%	$2,8 \cdot 10^{-2}$	$2,6 \cdot 10^{-2}$	$1,5 \cdot 10^{-5}$	$4 \cdot 10^{-6}$	—

CaF_2 – флюорит (плавиковий шпат)

$3\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 \cdot \text{CaF}_2$ – апатит

$\text{Na}_3[\text{AlF}_6]$ – кріоліт

Основні запаси цього мінералу в Гренландії майже повністю вичерпані

Склад емалі зубів наближується до



Добова потреба організму у F становить 1 мг, оптимальна концентрація у питній воді 1 мг/л

NaCl – кам'яна сіль (галіт)

KCl - сильвін

NaCl·KCl - сильвініт

KCl·MgCl₂·6H₂O - карналіт

MgCl₂·6H₂O – бішофіт

Хлоридів(особливо NaCl) багато в соляних озерах, соляних відкладеннях.

HCl – шлунковий сік

NaCl – клітинна рідина

Бром та йод досить поширені, але власних покладів мінералів вони не мають, а супроводжують хлор.

Морська вода містить $\sim 7 \cdot 10^{-3} \% \text{ Br}$ і $\sim 5 \cdot 10^{-6} \% \text{ I}$.

Деякі морські водорості накопичують йод.

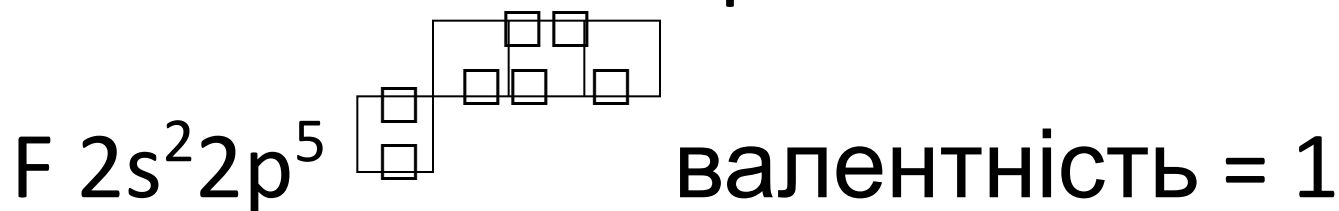
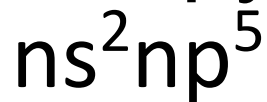
Попіл ламінарії містить до 0,5% йоду.
 KIO_3 (в покладах селітри в Чілі та Болівії)

Найбільше йоду в бурових водах
(до $3 \cdot 10^{-3} \%$)

Організм людини містить близько
35 мг йоду, з них – 15 мг в щитовидній
залозі.

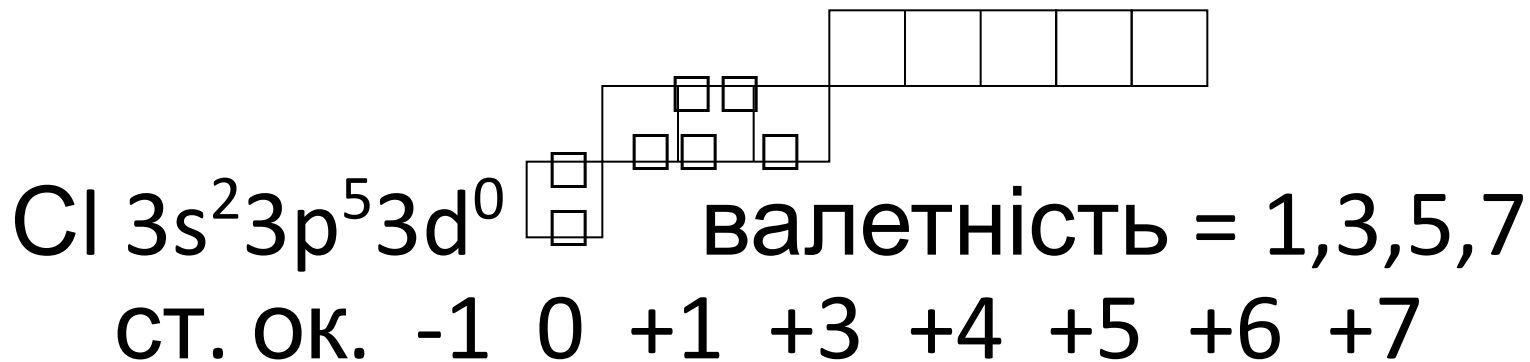
At (від грецького *astatos* – нестійкий)
радіоактивний елемент, відомо понад 20
ізоотопів, жодного стабільного. Загальний
вміст в земній корі товщиною 1,6 км \sim 70мг.
(Максимальна маса At, з якою мали справу
дослідники - $2 \cdot 10^{-9}$ г)

Головна підгрупа VII гр.



ст. ок. 0, -1

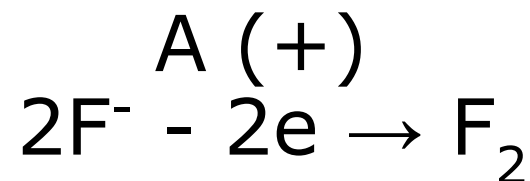
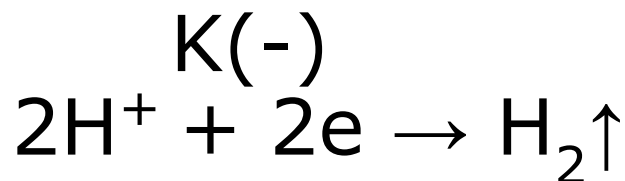
ЕН = 4,1



Добування

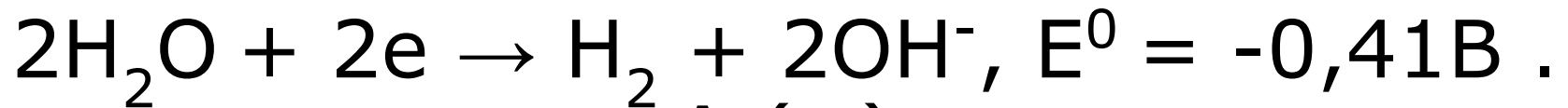
У всіх випадках це процес окислення

F_2 – добувають електролізом розплаву
 $KF \cdot 2HF$

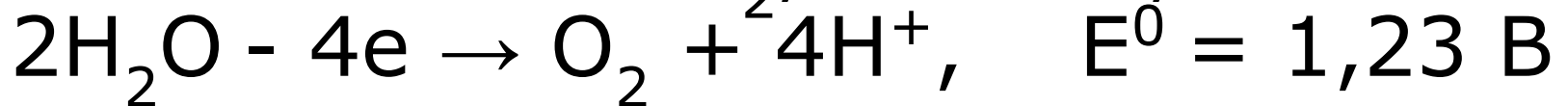
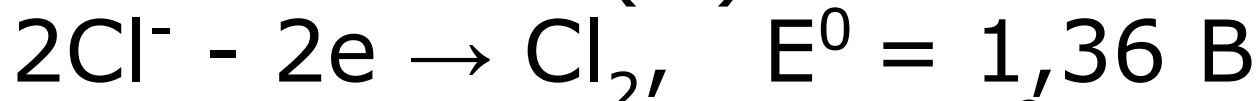


Cl₂ добувають електролізом розчину
NaCl

K (-)
Na⁺



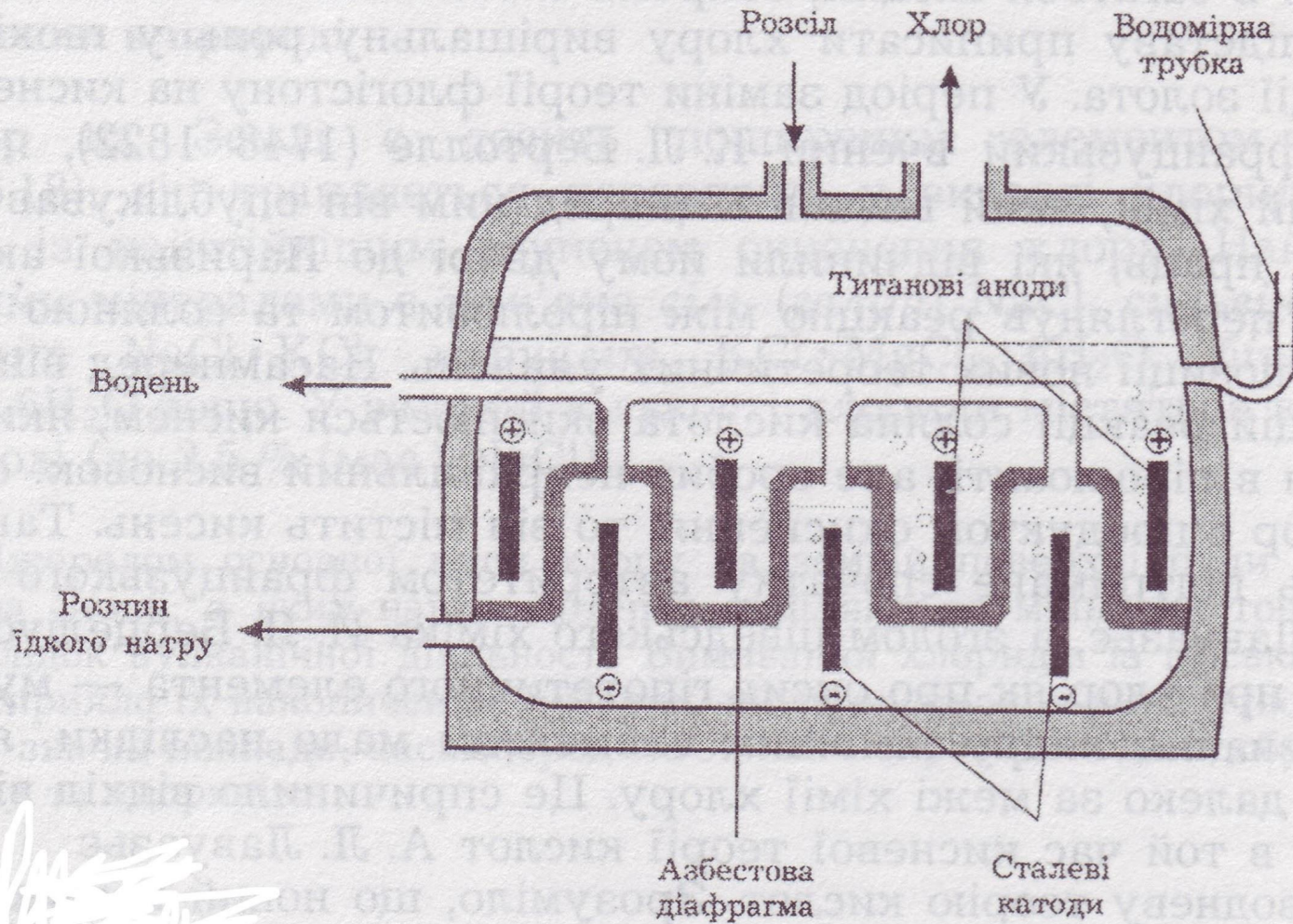
A (+)



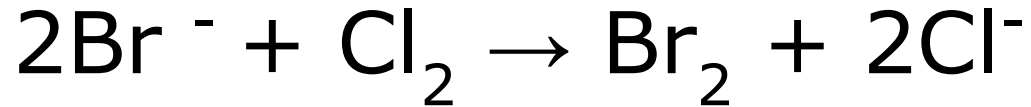
Рівновагу в бік виділення Cl₂ зміщують

1) підвищуючи [Cl⁻]

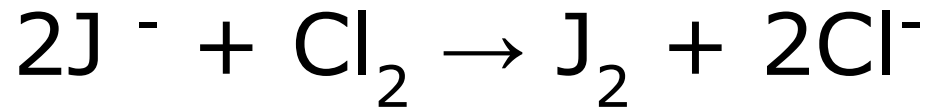
2) створюючи перенапругу виділенню
O₂



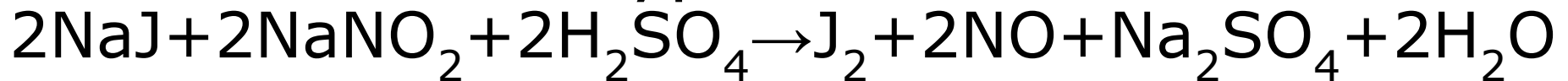
Електролізер для добування хлору електролізом водного розчину хлориду натрію



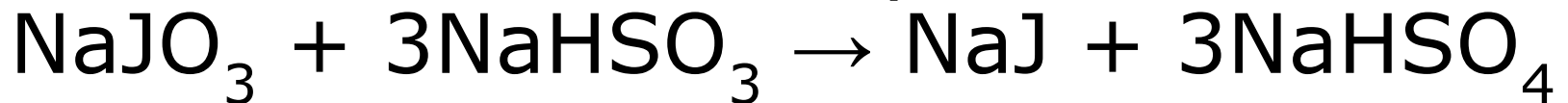
Br_2 відганяють струменем водяної пари та повітря



з бурових вод



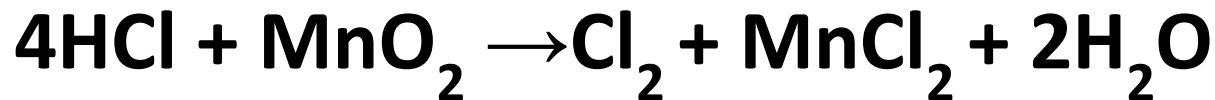
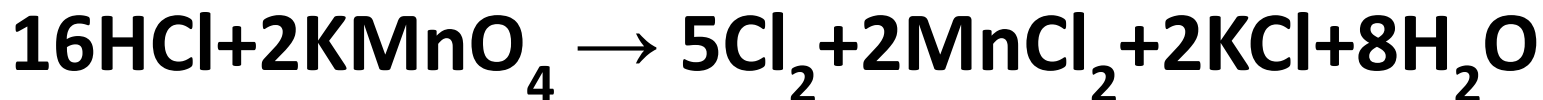
з селітри

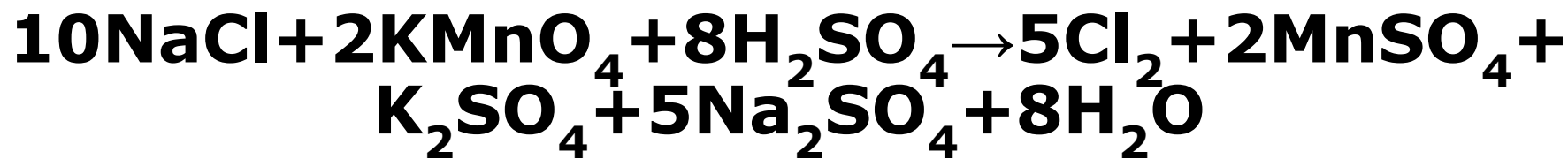


I_2 адсорбують активованим вугіллям або екстрагують

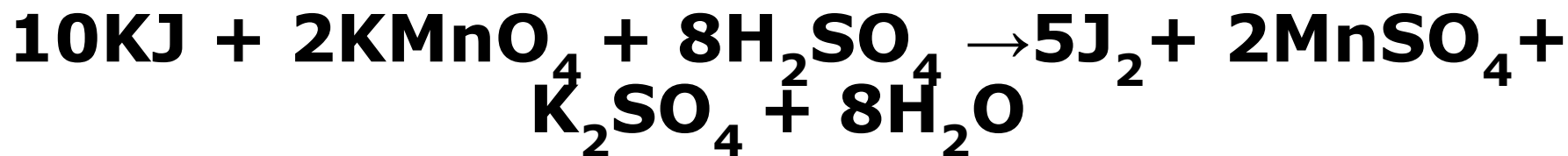
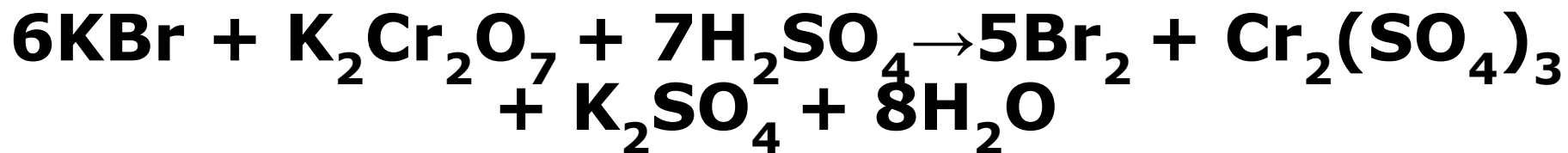
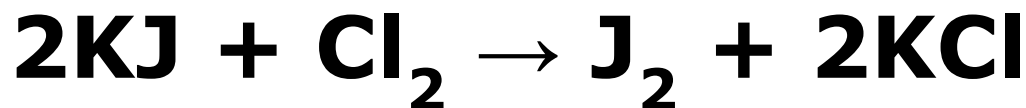
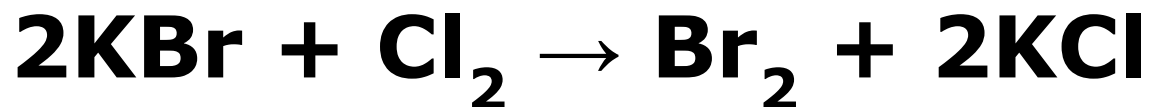
Лабораторні способи добування

Дія окисників на HCl або на NaCl





Br_2 і J_2 отримують із солей



Властивості

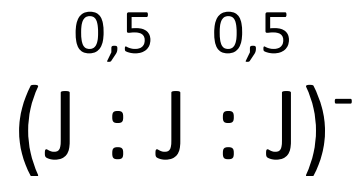
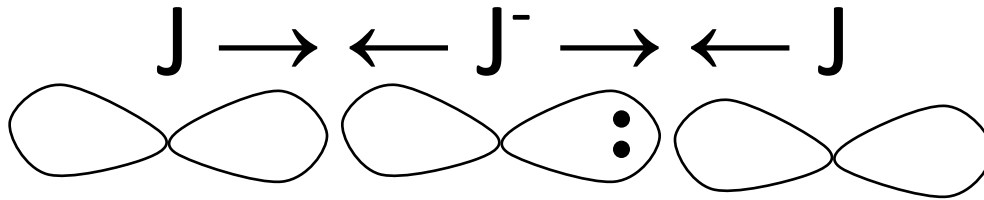
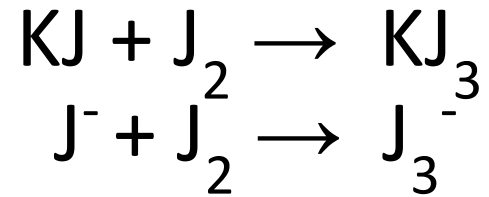


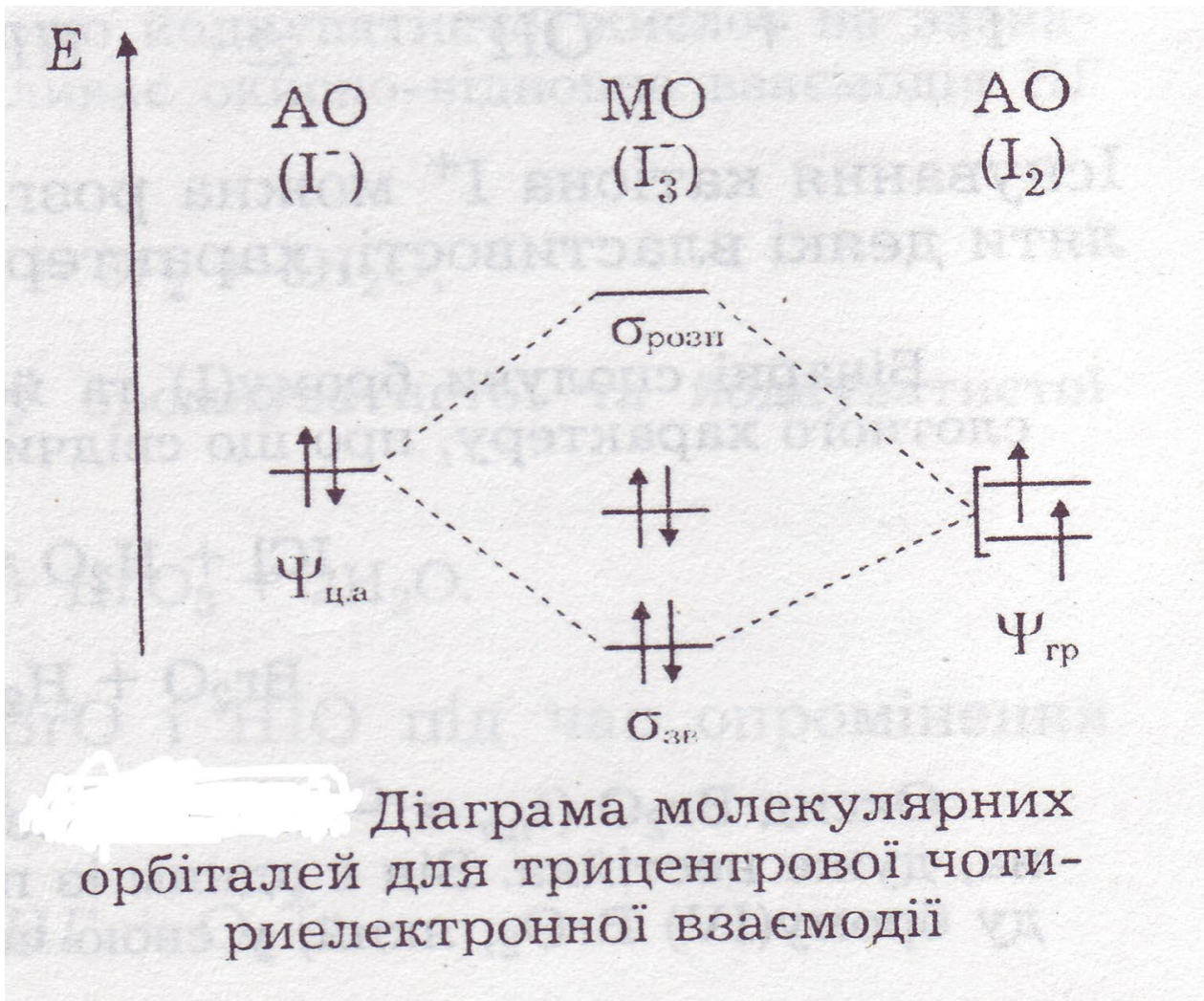
Енергія дисперсійної взаємодії

$T_{\text{кипіння}}$
розчинність у воді

найвища у Br_2

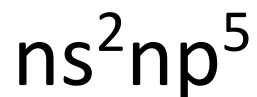
J_2 розчиняється погано, але в присутності KI – розчинність J_2 зростає



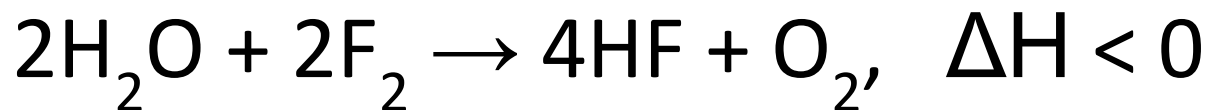
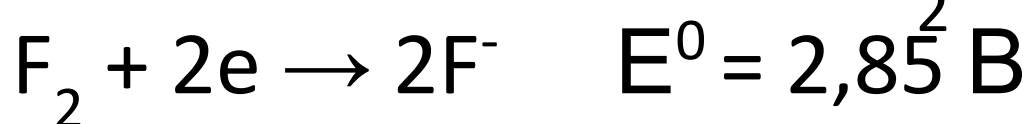


$$\text{Кр.зв.}(I_3^-) = \frac{2-0}{2} = 1$$

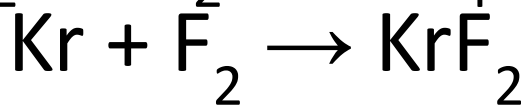
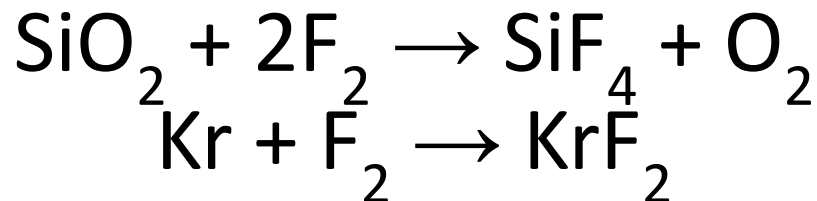
Галогени – типові окисники

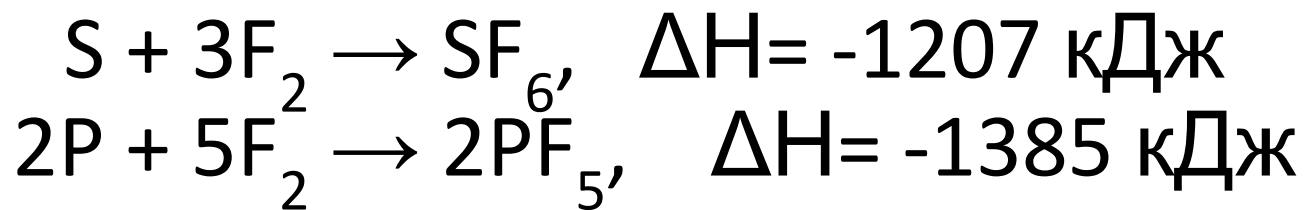
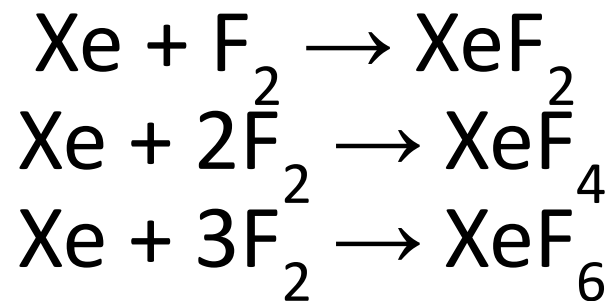


Самий сильний - F₂

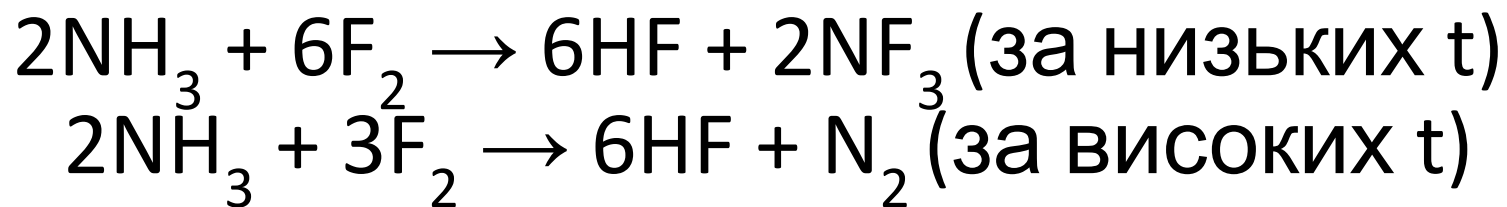


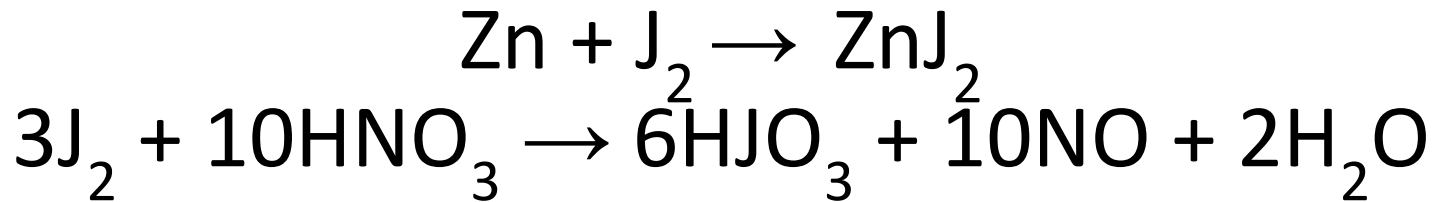
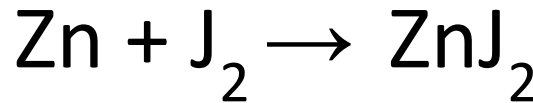
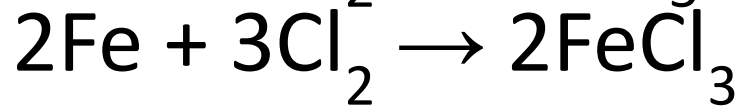
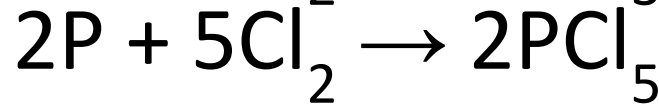
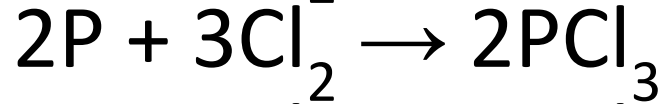
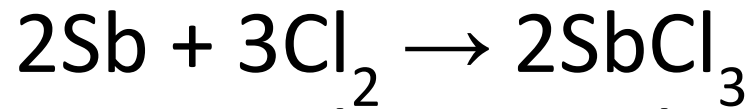
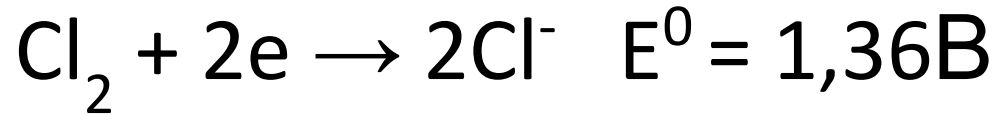
пісок, асбест спалахують в атмосфері
фтору

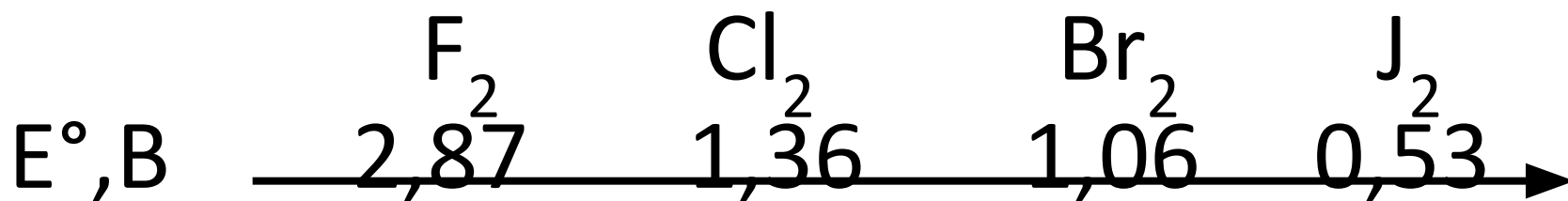




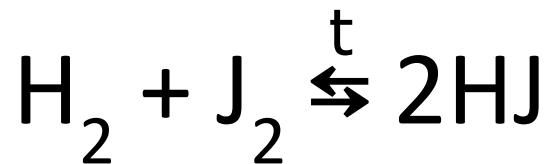
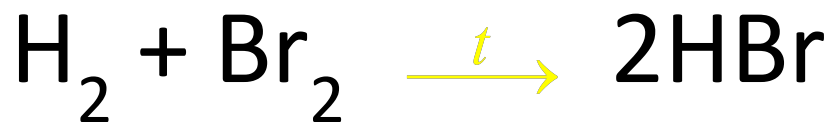
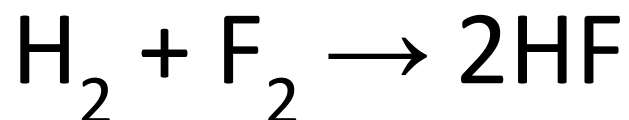
ці реакції протікають навіть за $t < 0^\circ\text{C}$

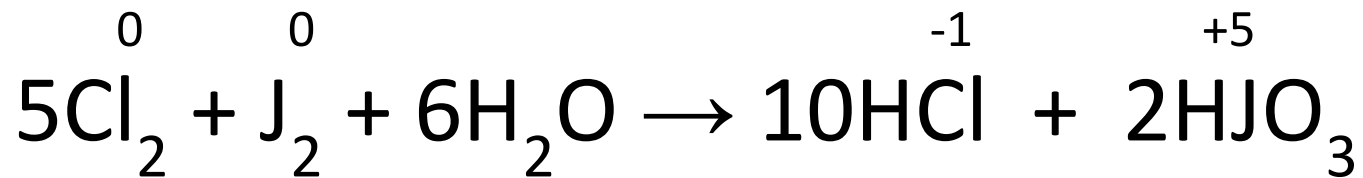
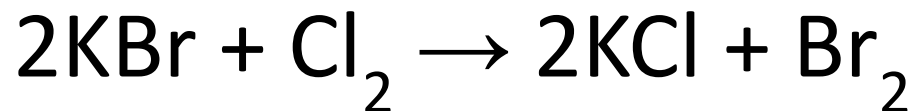
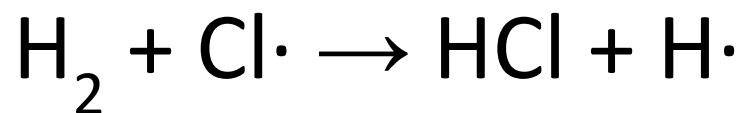
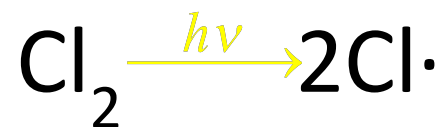






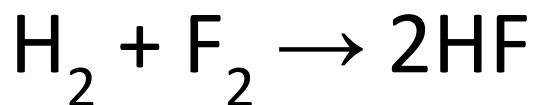
ОКИСЛЮВАЛЬНІ ВЛАСТИВОСТІ



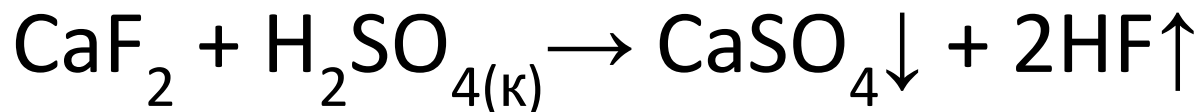


Галогеноводні

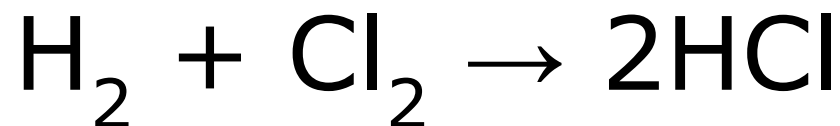
Добування



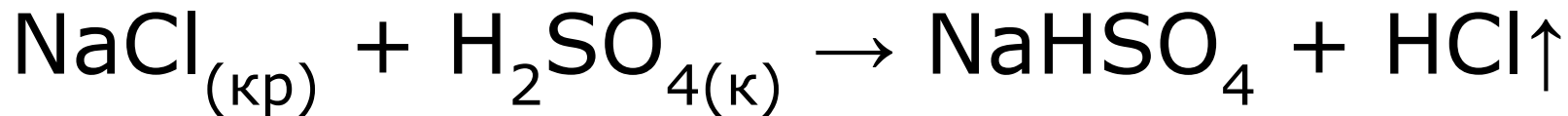
для добування не використовують

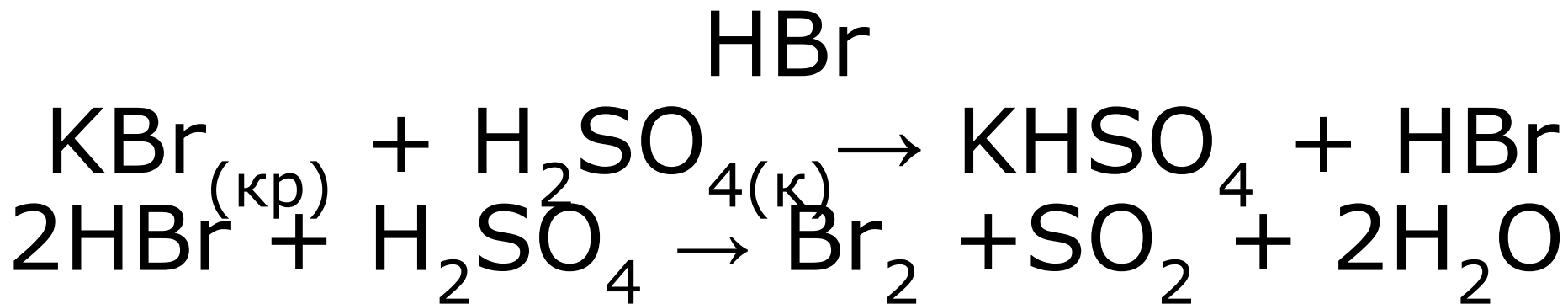


HCl

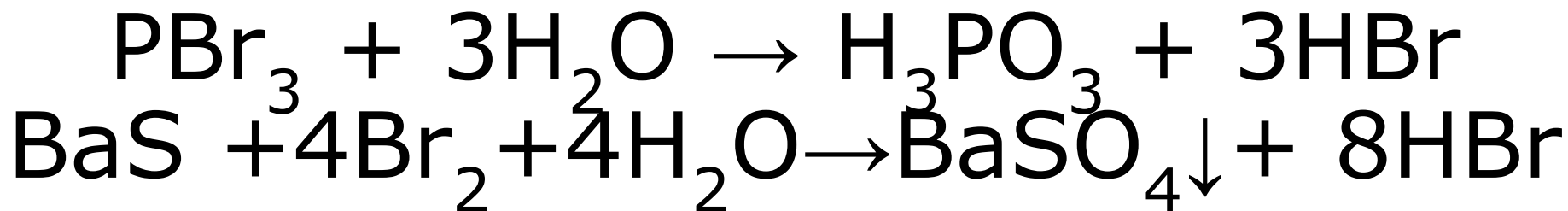
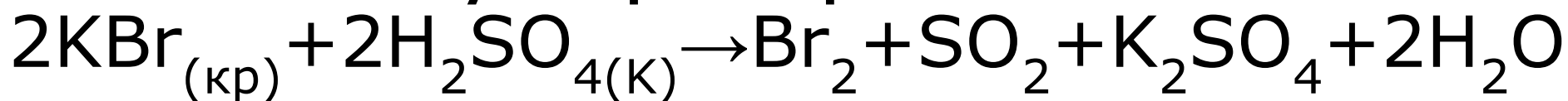


$\text{NaCl} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$ в розчині обмін
не може відбуватись, бо всі
електроліти сильні

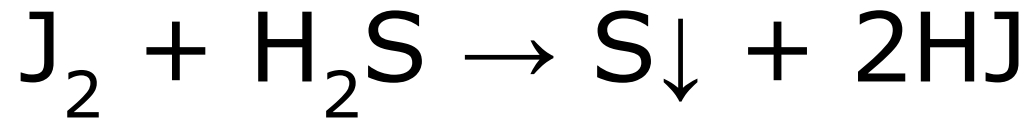
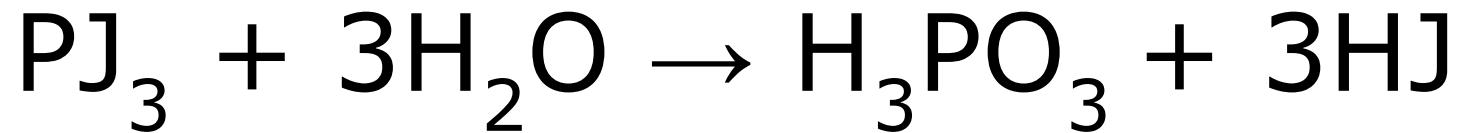
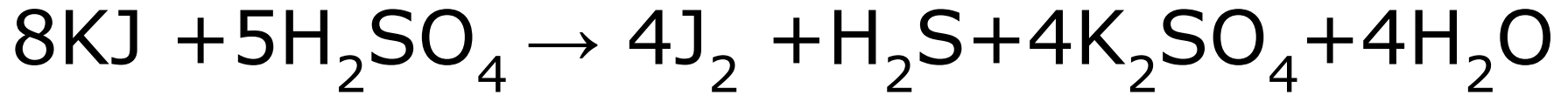





сумарна реакція



Аналогічно для HJ



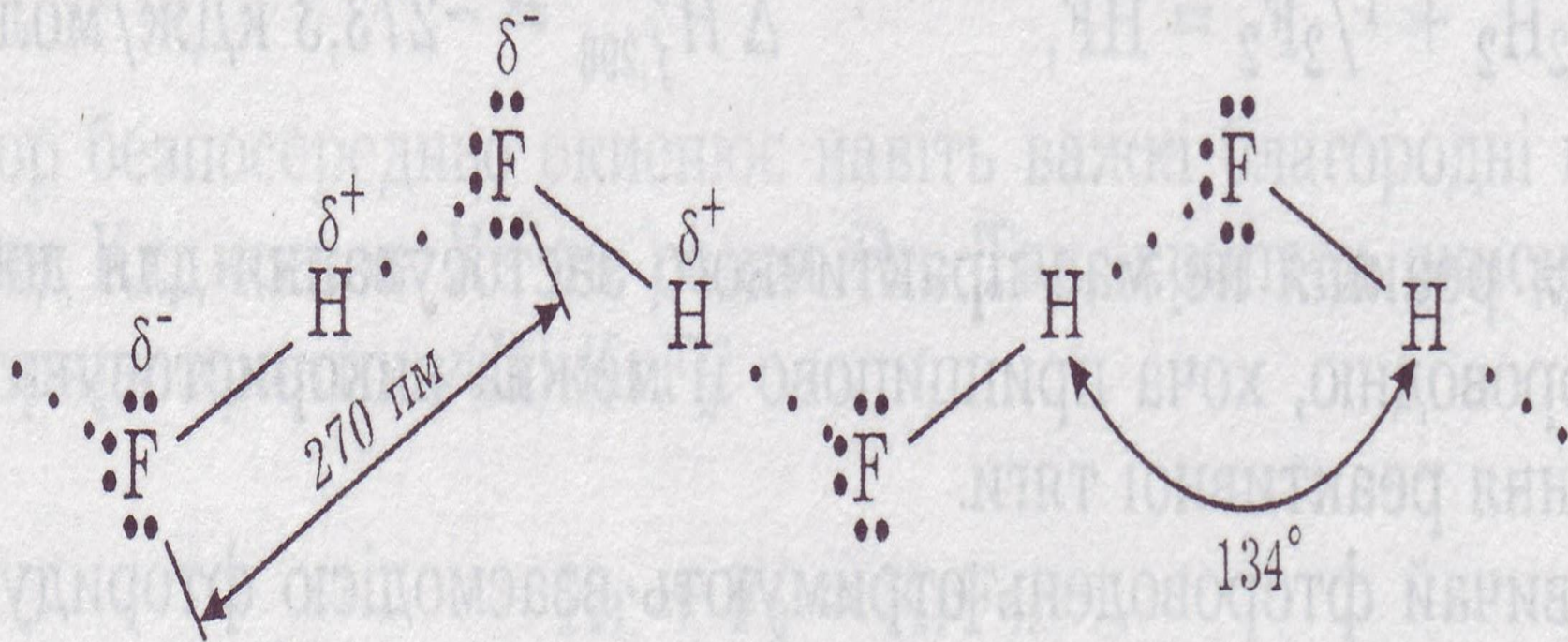
	HF	HCl	HBr	HI
$t_{\text{кип}}, ^\circ\text{C}$	19,5	-85	-67	-35

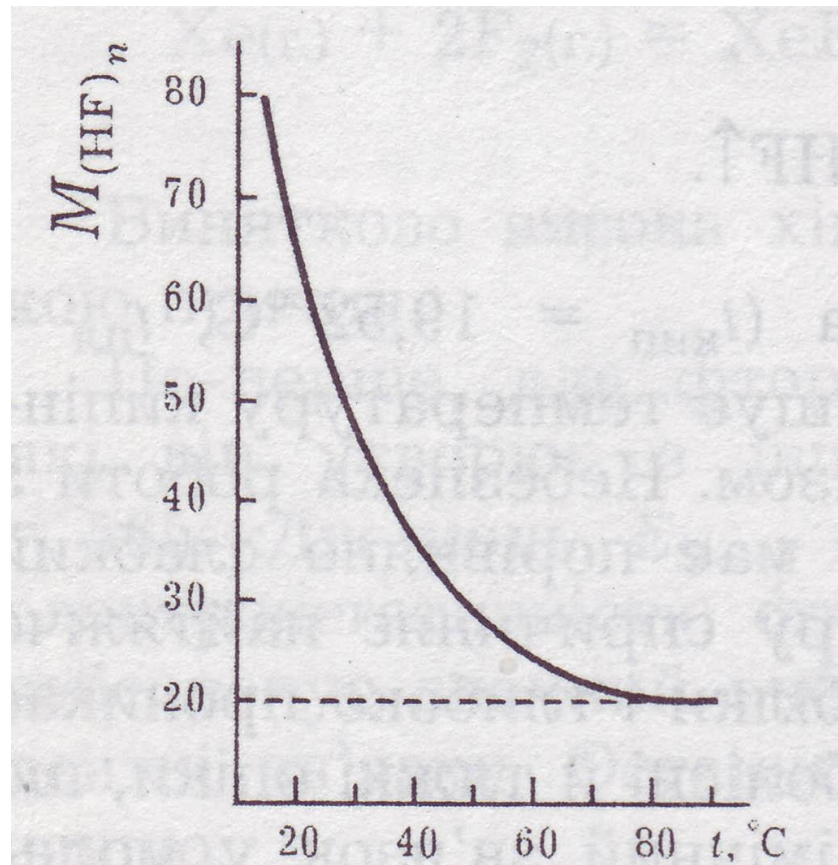


E_{MMB_3} зростає

Молекули HF асоційовані
(HF) $_n$

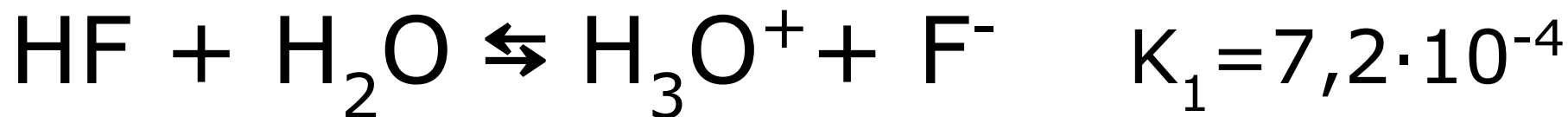
між молекулами HF водневий зв'язок





Залежність
ступеня асоціації молекул HF від температури

У водних розчинах



У розчинах плавикової кислоти
йонів HF_2^- найбільше

Відомі кислі солі KHF_2 ($\text{KF} \cdot \text{HF}$),
 KH_2F_3 ($\text{KF} \cdot 2\text{HF}$)



сильні одноосновні кислоти



Радіус атома галогену
збільшується, збільшується
довжина зв'язку,

зменшується $E_{\text{зв'язку}'}$

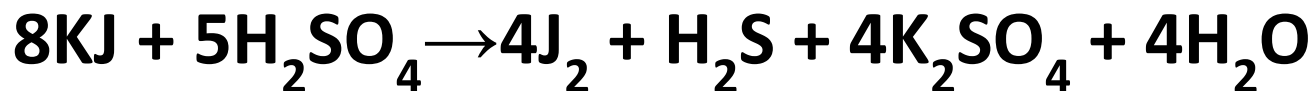
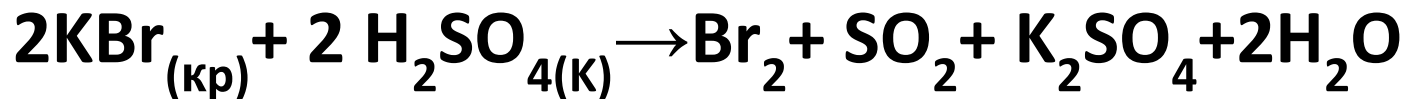
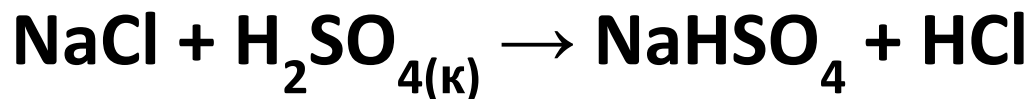
збільшується здатність зв'язку до
поляризації і під дією H_2O зв'язки
легше розриваються

	HF	HCl	HBr	HJ
Довжина зв'язку, пм	92	128	141	160
Енергія зв'язку, кДж/моль	565	431	364	297
$\mu \cdot 10^{-29}$, Кл·м	0,64	0,347	0,263	0,127
Розчинність в H ₂ O (за об'ємом), за 0°C	∞	500	600	425 (10°C)

$E^0_{\Gamma_2/\Gamma^-}$, В

HCl	HBr	HJ
Cl ⁻	Br ⁻	J ⁻
1,36	1,06	0,54

Відновні властивості



Якісні реакції на галогенід-йони

