

9. Седма А група елементи

(2 часа)

VIII група елементи (халогени елементи)

флуор (F)

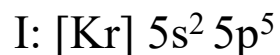
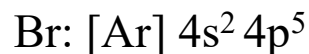
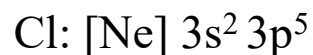
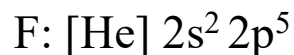
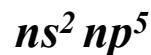
хлор (Cl)

бром (Br)

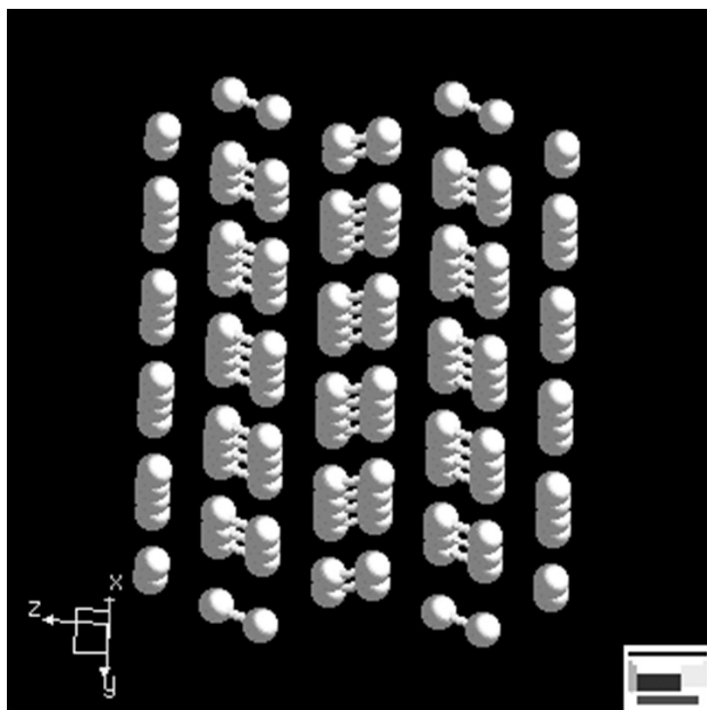
јод (I)

астат (At)

- Елементите во оваа група покажуваат голема сличност во нивното хемиско однесување.
- Заедничка електронска конфигурација на валентните електрони:



Флуор



Распоред на атомите во кристалната решетка на цврстиот флуор.

✓ Флуор е најреактивниот и најелектронегативниот елемент во природата.

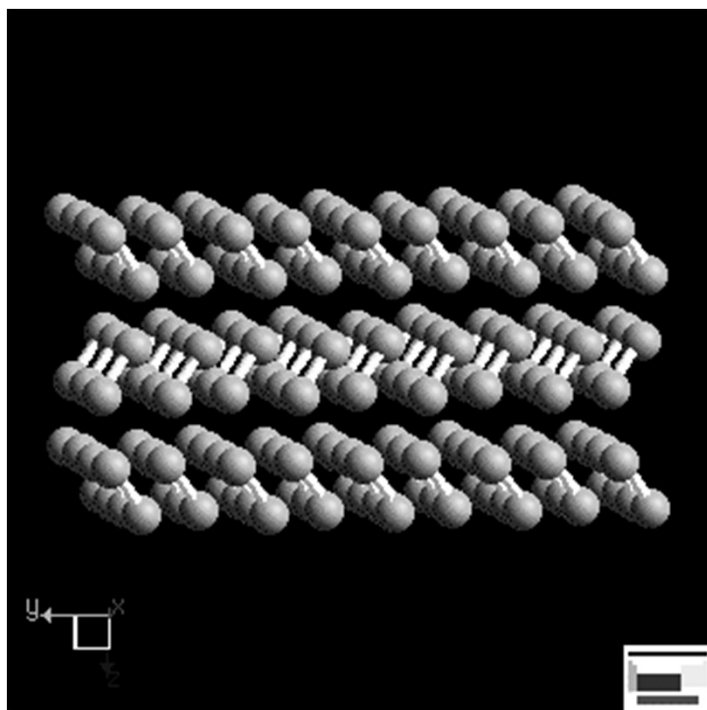
✓ Тој е бледо жолт гас што реагира со сите елементи.

✓ Fino иситнети метали, стакло, керамика, јаглерод, а дури и вода, горат со блескав пламен во атмосфера на флуор.

✓ Производството на атомски бомби после втората светска војна ја наметна потребата од индустриско производство на големи количини флуор, бидејќи е неопходен во постапката за сепарирање на различните изотопи на уранот.

✓ Флуорот како и флуоридниот јон се многу токсични супстанции.

Хлор



Распоред на атомите во кристалната решетка на цврстиот хлор.

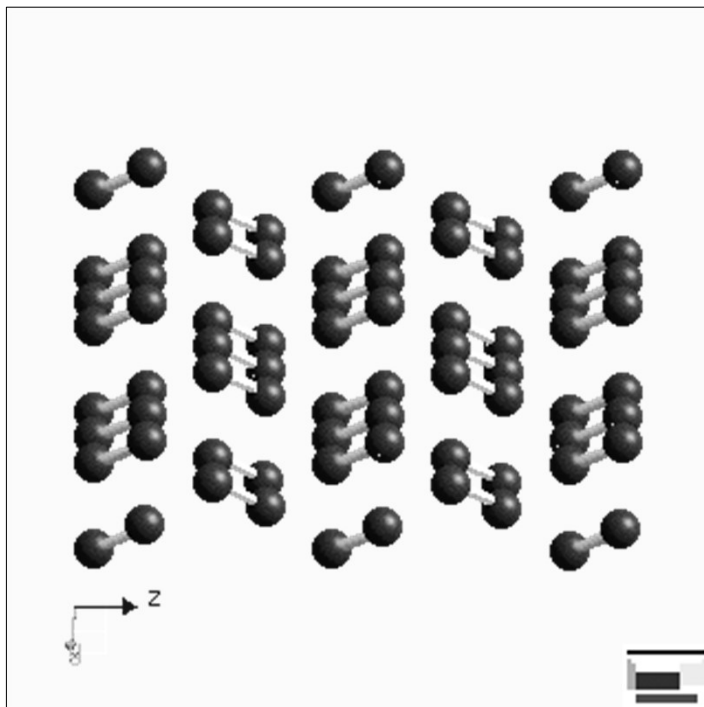
✓Хлорот е жолтозелен отровен гас што реагира практично со сите елементи.

✓Ја надразнува кожата и дишните патишта.

✓Во 1915 бил користен како боен отров.

✓Во природата не се среќава слободен туку најчесто во облик на NaCl .

Бром



Распоред на атомите во кристалната решетка на цврстиот бром.

✓ Бромот е единствен неметал во течна состојба.

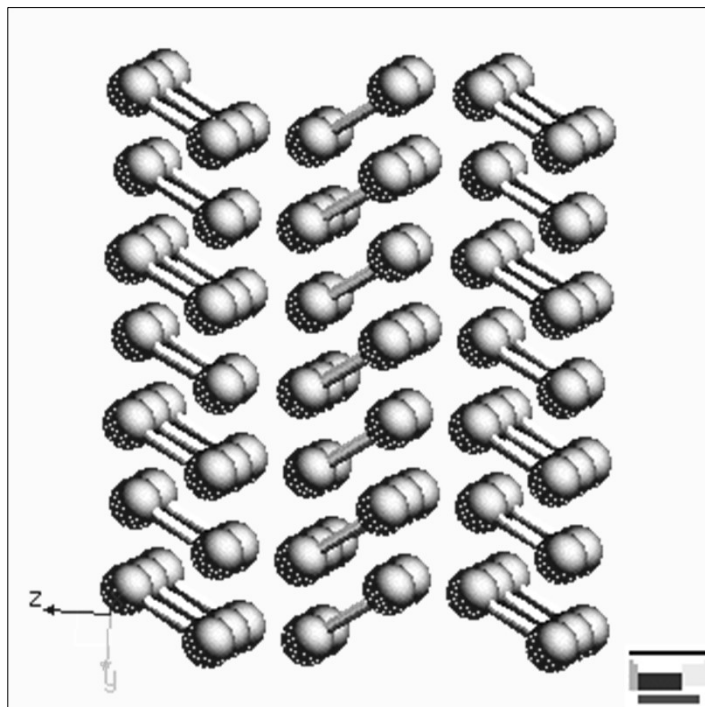
✓ Бромот е тешка, испарлива, подвижна, црвенокафеава и опасна течност.

✓ Неговите пари имаат темнокафеава боја, со мирис сличен на хлорот, што ги иритираат очите и дишните патишта.

✓ На кожата предизвикува рани што многу тешко се лечат.

✓ Неопходна е исклучителна претпазливост при работата со бромот.

Јод



Распоред на атомите во
кристалната решетка на јод.

✓ Јодот е темновиолетова кристална супстанца со метален сјај.

✓ На обична температура испарува во убави виолетови пари со надразнувачки мирис.

✓ Реагира со многу елементи но сепак неговата хемиска активност е послаба во споредба со другите халогени елементи.

✓ Во вода слабо се растворува, но има добра растворливост во органски растворувачи.

✓ Особено е корисен во медицината и фармацијата.

**Некои карактеристики на атомите и елементарните
супстанции на елементите на VIIВ група**

Симбол	Ковалентен радиус / pm	Јонски радиус X / pm	Точка на топење / °C	Точка на вриење / °C
F	0,072	0,136	-223	-187
Cl	0,099	0,181	-102	-34,6
Br	0,114	0,195	-7,3	58,78
I	0,133	0,216	114	183
At	-	-	-	-

Забелешка: Астатот е радиоактивен елемент со период на полураспад од 7,5 часа, па не е возможно да се пригоди доволна количина за да се истражат неговите својства.

Во елементарните супстанции халогените елементи постојат како двоатомски молекули. Во молекулата сите електрони се спарени. Од оваа причина, интеракциите помеѓу молекулите се слаби, односно тоа се интеракции од Van der Waals-ов тип. Со растење на радиусот на атомот расте и јачината на овие интеракции. Тие се најслаби кај F, а најјаки кај I. Од оваа причина, F и Cl се гасови, Br е течност, а I е цврста кристална супстанца.

Енергија на јонизација, коефициент на електро-негативност и стандарден редокс потенцијал на елементите од VIIБ група

Симбол	Енергија на јонизација / eV					Коефициент на електро-негативноста	Стандарден редокс потенцијал E^0 / V $X_2 \rightarrow 2X^-$
	I	II	III	IV	V		
F	17,42	35,1	55,1	87,5	-	4,0	+2,87
Cl	13,01	23,9	40	53,5	-	3,0	1,36
Br	11,88	21,6	36,3	-	-	2,8	1,09
I	10,44	19,2	-	-	-	2,5	0,54
At	-	-	-	-	-	2,	0,2

➤ Како што се очекува, енергиите на јонизација опаѓаат долж групата, меѓутоа интересно е да се забележи дека и правата енергија на јонизација, како и повисоките енергии на јонизација, се значително високи вредности. Тоа значи дека е тешко да се одземе електрон од атомите на халогените елементи, така што отпуштањето на електрон не е типично за халогените елементи.

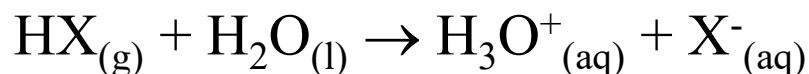
➤ Вредностите за електро-негативноста се исклучително високи. Тоа значи дека за овие елементи ќе биде карактеристично примањето на електрони. Заради ова својство халогените елементи имаа нагласена оксидациона моќ. Високата вредност за електро-негативноста укажува и на карактерот на хемиските врски што овие елементи ги образуваат со останатите елементи.

Преглед на соединенијата на халогените елементи

- Оксидациониот број на халогените елементи во нивните соединенија може да има вредност од -1 до +7.

Оксидациона состојба -1

- Халогените елементи лесно примаат еден електрон и преминуваат X^- јон. Ова е особено карактеристично при реакција со елементите на IA и IIA група.
- Овој вид соединенија може да се разгледуваат и како соли на соодветните халоген водородни киселини, HX . Имено, халогените елементи со водородот градат соодветни халогенводороди, коишто растворени во вода реагираат протолитички и покажуваат кисела реакција:



- Солите на овие киселини се викаат со општ назив ***халогениди*** (*флуориди, хлориди, бромиди и јодиди*).
- Во халогенводородите врската $H-X$ не е од јонски карактер. Таа е поларна ковалентна врска.

Некои својства на халогенводородите

халогенводород	Енергија на врска / kJ mol^{-1}	Степен на дисоцијација во раствор со $c = 0,1 \text{ mol L}^{-1} / \%$	Точка на топење / $^{\circ}\text{C}$	Точка на вриење / $^{\circ}\text{C}$
HF	564,8	8,0	<u>-83</u>	<u>+20</u>
HCl	431,0	92,6	-112	-84
HBr	359,4	93,5	-88	-67
HI	294,6	95,0	-51	-35

Забелешка: Степенот на електролитна дисоцијација се дефинира како однос на концентрацијата на дисоцираните молекули врз почетната концентрација на молекулите.

➤ Јачината на врска Н-Х опаѓа долж групата. Од оваа причина, во истата насока расте јачината на киселината, што се гледа од степенот на електролитна дисоцијација.

➤ Кај HF се забележува отстапување во вредностите за точката на вриење и топење. Имено, HF има неочекувано висока точка на вриење и топење. Причината за различното однесување на HF е постоењето на силни водородни врски, што кај другите халогенводороди отсутствуют.

Соединенија со позитивен оксидациски број

- Во оваа група не спаѓаат соединенијата на F. F не може да гради соединенија во кои би имал позитивен оксидациски број. F има најголема електронегативност од сите елементи во природата и не може да се замисли хемиска врска во која електроните на F би биле привлечени кон другиот елемент. Покрај ова, F е најсилно оксидационо средство од сите елементи, што значи дека има најсилна тенденција да прима електрони.
- Другите халогени елементи имаат помала електронегативност од кислородот, па според тоа со него градат оксиди во кои имаат позитивен оксидациски број.
- Покрај оксидите, халогените елементи градат и кислородни киселини во кои имаат позитивен оксидациски број. Се разбира, во оваа група припаѓаат и солите изведени од овие кислородни киселини.
 - HXO - ***хипохалоџенесѝа киселина*** (ваков вид киселина градат Cl, Br и I). Соодветните соли се викаат ***хипохалоџениѝи***.
Пример: HClO - хипохлореста кис., HBrO - хипоброместа кис., HIO - хипојодеста кис.
 - HXO_2 - ***халоџенесѝа киселина*** (ваков вид киселина гради само Cl). Соодветните соли се викаат ***халоџениѝи***.
Пример: HClO_2 - хлореста киселина

- HXO_3 - *халоџенатна киселина* (ваков вид киселина градат Cl, Br и I).
Соодветните соли се викаат *халоџенати*.

Примери: HClO_3 - хлорна кис., HBrO_3 - бромна кис., HIO_3 - јодна кис.

- HXO_4 - *перхалоџенатна киселина* (ваков вид киселина градат Cl, Br и I).
Соодветните соли се викаат *перхалоџенати*.

Примери: HClO_4 - перхлорна кис., HBrO_4 - пербромна кис., HIO_4 - перјодна кис.

HXO - хипохалогенестите киселини се слаби киселини, па затоа нивните соли во раствор хидролизираат.



Сите три киселини се силни оксидациски средства.

HXO_2 - халогенестите киселини се нестабилни киселини.

HXO_3 - халогенатните киселини се стабилни, јаки киселини и сите се оксидациски средства.

HXO_4 - перхалогенатните киселини, особено HClO_4 и HBrO_4 се меѓу најјаките киселини. Перхлорната киселина и нејзините соли при одредени услови (во отсуство на вода) се експлозивни супстанции.

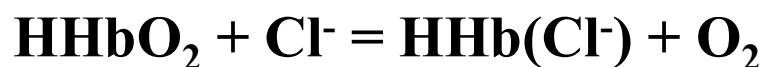
Биохемиски аспекти на халогениите елементи

Хлор

- Хлорот е присутен во организмите главно во облик на хлоридни јони. Порано ја спомнавме важноста и широката застапеност на Na^+ и K^+ катјоните. Покрај катјоните, се разбира, мора да постојат и анјони. Главен анјонски конституент се анјоните HCO_3^- и Cl^- .
- Хлоридите во крвта го регулираат **осмотскиот притисок, киселинско-базниот статус на крвта, како и дистрибуцијата на вода во организмот.**
- При болеста наречена хипохлоремија (недостаток на хлор) доаѓа до драстична загуба на хлоридни јони од крвта. Заради одржување на електронеутралноста на крвта, организмот мора да изгуби по еден Na^+ јон за секој изгубен Cl^- јон, или пак да обезбеди друг вид на анјони. Најчесто тоа се постигнува со зголемување на концентрацијата на HCO_3^- јоните, што пак од друга страна ја зголемува рН вредноста на крвта.
- Во услови на **хиперхлоремија**, доаѓа до губење на HCO_3^- јоните преку урината. Тоа доведува до намалување на рН на крвта.

Улога на хлоридните јони во деоксијенирањето на хемоглобинот: хлоридно поместување

- Хлоридните јони играат важна улога во процесот на дишење, односно на размена на кислород и CO_2 во ткивата и во белите дробови, којшто беше делумно објаснет на стр. 147-149.
- Хлоридните јони имаат својство да се сврзуваат со хемоглобинот. Хемоглобинот ги врзува поцврсто хлоридните јони, отколку што тоа го чини оксихемоглобинот. Покрај разгледаните рамнотежи на стр. 157-149, важна е следнава рамнотежна реакција, која помага во ослободувањето на кислородот од оксигемоглобинот во еритроцитите, кога крвта се наоѓа во ткивата каде што е потребен кислородот:



За ослободување на кислородот од оксихемоглобинот неопходно е во еритроцитите да навлезат хлоридни јони од крвната плазма. Но, со нивното навлегување, неопходно е HCO_3^- јоните да ги напуштат еритроцитите заради одржување на електронеутралноста. За секој влезен хлориден јон излегува еден хидрогенкарбонатен јон. Овој процес на размена на јони се вика ***хлоридно поместување***.