**Фтор**

Атом, молекула, ядерные свойства

Строение атома фтора.

В центре атома находится положительное заряженное ядро. Вокруг вращаются 9 отрицательно заряженных электронов.

Электронная формула: 1s2;2s2;2p5

m прот. = 1,00783 (а.е.м.)

m нейтр.= 1,00866 (а.е.м.)

m протона = m электрона

Изотопы фтора.

Изотоп: 18F

Краткая характеристика: Распространённость в природе: 0 %

Число протонов в ядре - 9. Число нейтронов в ядре - 9. Число нуклонов - 18.Е связи = 931,5(9\*m пр.+9\*m нейтр-М(F18)) = 138,24 (МЭВ)Е удельн. = Е связи/N нуклонов = 7,81 (МЭВ/нукл.)

Альфа-распад невозможенБета минус-распад невозможенПозитронный распад: F(Z=9,M=18)-->O(Z=8,M=18)+e(Z=+1,M=0)+0,28(Мэв)Электронный захват: F(Z=9,M=18)+e(Z=-1,M=0)-->O(Z=8,M=18)+1,21(Мэв)

Изотоп: 19F

Краткая характеристика: Распространённость в природе: 100 %

**Молекула фтора.**

Свободный фтор состоит из двухатомных молекул. С химической стороны фтор может быть охарактеризован как одновалентный неметалл, и притом самый активный из всех неметаллов. Обусловлено это рядом причин, в том числе легкостью распада молекулы F2 на отдельные атомы - необходимая для этого энергия составляет лишь 159 кДж/моль (против 493 кДж/моль для О2 и 242 кДж/моль для С12). Атомы фтора обладают значительным сродством к электрону и сравнительно малыми размерами. Поэтому их валентные связи с атомами других элементов оказываются прочнее аналогичных связей прочих металлоидов (например, энергия связи Н-F составляет - 564 кДж/моль против 460 кДж/моль для связи Н-О и 431 кДж/моль для связи Н-С1).

Связь F-F характеризуется ядерным расстоянием 1,42 А. Для термической диссоциации фтора расчетным путем были получены следующие данные:

Температура, °С 300 500 700 900 1100 1300 1500 1700

Степень диссоциации, % 5·10-3 0,3 4,2 22 60 88 97 99

Атом фтора имеет в основном состоянии структуру внешнего электронного слоя 2s22p5 и одновалентен. Связанное с переводом одного 2р-элсктрона на уровень 3s возбуждение трехвалентного состояния требует затраты 1225 кДж/моль и практически не реализуется. Сродство нейтрального атома фтора к электрону оценивается в 339 кДж/моль. Ион F- характеризуется эффективным радиусом 1,33 А и энергией гидратации 485 кДж/моль. Для ковалентного радиуса фтора обычно принимается значение 71 пм (т. е. половина межъядерного расстояния в молекуле F2).

Химические свойства фтора.

Так как фтористые производные м е т а л л о и д н ы х элементов обычно легколетучи образование их не предохраняет поверхность металлоида от дальнейшего действия фтора. Поэтому взаимодействие часто протекает значительно энергичнее, чем со многими металлами. Например, кремний, фосфор и сера воспламеняются в газообразном фторе. Аналогично ведет себя аморфный углерод (древесный уголь), тогда как графит реагирует лишь при температуре красного каления. С азотом и кислородом фтор непосредственно не соединяется.

От водородных соединений других элементов фтор отнимает водород. Большинство оксидов разлагается им с вытеснением кислорода. В частности, вода взаимодействует по схемеF2 + Н2О --> 2 НF + O

причем вытесняемые атомы кислорода соединяются не только друг с другом, но частично также с молекулами воды и фтора. Поэтому, помимо газообразного кислорода, при этой реакции всегда образуются пероксид водорода и оксид фтора (F2О). Последняя представляет собой бледно-желтый газ, похожий по запаху на озон.

Окись фтора (иначе - фтористый кислород - ОF2) может быть получена пропусканием фтора в 0,5 н. раствор NаОН. Реакция идет по уравнению:2 F2 + 2 NаОН = 2 NаF + Н2О + F2ОТак же для фтора характерны следующие реакции:

H2 + F2 = 2HF (со взрывом)

Cl2 + F2 = 2ClF