



ФТОР

Авторы: Э. Г. Раков

ФТОР (лат. Fluorum), F, химич. элемент VII группы короткой формы (17-й группы длинной формы) периодич. системы; относится к *галогенам*; ат. н. 9, ат. м. 18,9984032. В природе один стабильный изотоп ^{19}F ; получены радиоизотопы с массовыми числами 14–18, 20–31; как источник позитронов применение находит ^{18}F ($T_{1/2}$ 109,77 мин, электронный захват).

Распространённость в природе

Содержание Ф. в земной коре 0,065% по массе. Встречается только в связанном состоянии. Осн. пром. минерал – *флюорит*. Пром. значение как источники Ф. имеют также *апатит* и *фосфориты*.

Историческая справка. Впервые соединение Ф. (плавиковая кислота) получено К. *Шееле* в 1771. Название неизвестный элемент, входящий в состав плавиковой кислоты, получил в 1810 от назв. флюорита, которое происходит от лат. fluor – течение, поток (благодаря способности минерала легко плавиться). В свободном виде элемент выделен А. *Муассаном* в 1886 при электролизе смеси KF и HF (открытие удостоено в 1906 Нобелевской пр.). Рус. назв. «Ф.» происходит от греч. φθόρος – разрушение (по свойствам плавиковой кислоты).

Свойства

Конфигурация внешней электронной оболочки атома Ф. $2s^2 2p^5$; степень окисления –1; электроотрицательность по Полингу 3,98. Радиус атома 73 пм, радиус иона 133 пм, ковалентный радиус 72 пм. Свойства ядра атома Ф. позволяют получать спектры ЯМР химич. соединений с высоким разрешением. Молекула Ф. двухатомна, имеет значительно более низкую по сравнению с др. галогенами энергию диссоциации.

Ф. – желтоватый газ с сильным запахом; $t_{пл}$ –219,62 °С, $t_{кип}$ –188,14 °С; плотность газа 1,693 кг/м³, жидкости 1516 кг/м³ (–188 °С). Стандартный электродный потенциал 2,87 В.

Ф. неограниченно смешивается с жидкими O₂ и O₃, растворяется в некоторых фторорганич. жидкостях (перфтордекалин и др.). Является одним из сильнейших окислителей и фторирующих реагентов, энергично взаимодействует с H₂, галогенами, многими др. простыми и водородсодержащими веществами (H₂O, NH₃, N₂H₄, HCl и др.), с графитом образует фториды графита, с графеном – фториды графена. Мн. вещества реагируют с Ф. с выделением большого количества теплоты и возникновением пламени. Ряд простых веществ при взаимодействии с Ф. образует соединения в высших степенях окисления (напр., XeF₆ и его производные, AuF₅, ReF₇). Некоторые массивные металлы (Ni, Cu) в атмосфере Ф. покрываются тонкой плёнкой фторидов и проявляют устойчивость к дальнейшему взаимодействию. Оксиды металлов (массивный алунд, монокристаллич. сапфир и др.), а также соли могут быть более устойчивыми к действию Ф., чем простые вещества.

Ф. относится к [микроэлементам](#). В небольших количествах входит в состав живых организмов (в организме человека ок. 2,6 г на 70 кг массы тела), участвует в процессах образования костной ткани, обмене веществ, активации некоторых ферментов. При недостаточном (менее 0,5 мг/л) или избыточном (более 1,0 мг/л) содержании Ф. в питьевой воде могут развиваться кариес и флюороз зубов.

Получение

Ф. получают электролитич. разложением [фтороводорода](#) HF в расплаве гидрофторидов калия KHF_2 (70–120 °С, среднетемпературный процесс) или KHF_2 (245–310 °С, высокотемпературный процесс) с использованием угольных анодов и стальных катодов. Для удаления из получаемого газа примесей HF используют сорбцию на гранулированных фторидах щелочных металлов. Небольшие партии Ф. поставляют в баллонах в чистом виде или в смесях с азотом. В ряде случаев применяют сжижение Ф. и его очистку ректификацией. Объём произ-ва свободного Ф. в мире ок. 20 тыс. т/год.

Применение

Значит. часть свободного Ф. идёт на получение разнообразных фторсодержащих материалов (электролитов, растворителей, лаков, ПАВ, смазочных жидкостей, инсектицидов, пестицидов, заменителей крови, фармацевтич. препаратов и др.). Ф. используют в произ-ве гексафторида урана UF_6 , трифторида бора BF_3 , фторидов графита CF_n и др. элементов (WF_6 , NF_3 , SF_6 , CF_4 , SbF_5 , XeF_6 и др.). Применяют в эксимерных лазерах на ArF^* или KrF^* .

Ф. высокотоксичен. Раздражает кожу, слизистые оболочки носа и глаз; вызывает дерматиты, ожоги кожи, конъюнктивиты, отёк лёгких.

Литература

Лит.: Раков Э. Г. Химия и технология неорганических фторидов. М., 1990; Gmelins handbook of inorganic chemistry. System-№ 5: F: Fluorine. Suppl. B., 1980. Vol. 2: The element; Advanced inorganic fluorides: synthesis, characterization and applications / Ed. T. Nakajima, B. Žemva, A. Tressaud. Amst.; N. Y., 2000; Fluorine: Chemistry, analysis, function and effects / Ed. V. R. Preedy. Camb., 2015.