**Калий**

Калий (лат. Kalium), K (читается «калий»), химический элемент с атомным номером 19, атомная масса 39,0983.

Калий встречается в природе в виде двух стабильных нуклидов: 39К (93,10% по массе) и 41К (6,88%), а также одного радиоактивного 40К (0,02%). Период полураспада калия-40 Т1/2 примерно в 3 раза меньше, чем Т1/2 урана-238 и составляет 1,28 миллиарда лет. При bраспаде калия-40 образуется стабильный кальций-40, а при распаде по типу электронного захвата образуется инертный газ аргон-40.

Калий принадлежит к числу щелочных металлов. В периодической системе Менделеева калий занимает место в четвертом периоде в подгруппе IА. Конфигурация внешнего электронного слоя 4s1, поэтому калий всегда проявляет степень окисления +1 (валентность I).

Атомный радиус калия 0,227 нм, радиус иона K+ 0,133 нм. Энергии последовательной ионизации атома калия 4,34 и 31,8 эВ. Электроотрицательность калия по Полингу 0,82, что говорит о его ярко выраженных металлических свойствах.

В свободном виде — мягкий, легкий, серебристый металл.

Физические и химические свойства: металлический калий мягок, он легко режется ножом и поддается прессованию и прокатке. Обладает кубической объемно центрированной кубической решеткой, параметр а = 0,5344 нм. Плотность калия меньше плотности воды и равна 0,8629 г/см3. Как и все щелочные металлы, калий легко плавится (температура плавления 63,51°C) и начинает испаряться уже при сравнительно невысоком нагревании (температура кипения калия 761°C).

Калий, как и другие щелочные металлы, химически очень активен. Легко взаимодействует с кислородом воздуха с образованием смеси, преимущественно состоящей из пероксида К2О2 и супероксида KO2 (К2О4):

2K + O2 = K2O2, K + O2 = KO2.

При нагревании на воздухе калий сгорает фиолетово-красным пламенем. С водой и разбавленными кислотами калий взаимодействует с взрывом (воспламеняется образующийся водород (H)):

2K + 2H2O = 2KOH + H2

Кислородсодержащие кислоты при таком взаимодействии могут восстанавливаться. Например, атом серной кислоты восстанавливается до S, SO2 или S2–:

8К + 4Н2SO4 = K2S + 3K2SO4 + 4H2O.

При нагревании до 200-300°C калий реагирует с водородом (H) с образованием солеподобного гидрида КН:

2K + H2 = 2KH

С галогенами калий взаимодействует с взрывом. Интересно отметить, что с азотом (N) калий не взаимодействует.

Как и другие щелочные металлы, калий легко растворяется в жидком аммиаке с образованием голубых растворов. В таком состоянии калий используют для проведения некоторых реакций. При хранении калий медленно реагирует с аммиаком с образованием амида KNH2:

2K + 2NH3 жидк. = 2KNH2 + H2

Важнейшие соединения калия: оксид К2О, пероксид К2О2, супероксид К2О4, гидроксид КОН, иодид KI, карбонат K2CO3 и хлорид KCl.

Оксид калия К2О, как правило, получают косвенным путем за счет реакции пероксида и металлического калия:

2K + K2O2 = 2K2O

Этот оксид проявляет ярко выраженные основные свойства, легко реагирует с водой с образованием гидроксида калия КОН:

K2O + H2O = 2KOH

Гидроксид калия, или едкое кали, хорошо растворим в воде (до 49,10% массе при 20°C). Образующийся раствор — очень сильное основание, относящееся к щелочам. КОН реагирует с кислотными и амфотерными оксидами:

SO2 + 2KOH = K2SO3 + H2O,

Al2O3 + 2KOH + 3H2O = 2K[Al(OH)4] (так реакция протекает в растворе) и

Al2O3 + 2KOH = 2KAlO2 + H2O (так реакция протекает при сплавлении реагентов).

В промышленности гидроксид калия KOH получают электролизом водных растворов KCl или K2CO3 с применением ионообменных мембран и диафрагм:

2KCl + 2H2O = 2KOH + Cl2+ H2,

или за счет обменных реакций растворов K2CO3 или K2SO4 с Ca(OH)2 или Ba(OH)2:

K2CO3 + Ba(OH)2 = 2KOH + BaCO3

Попадание твердого гидроксида калия или капель его растворов на кожу и в глаза вызывает тяжелые ожоги кожи и слизистых оболочек, поэтому работать с этими едкими веществами следует только в защитных очках и перчатках. Водные растворы гидроксида калия при хранении разрушают стекло, расплавы — фарфор.

Карбонат калия K2CO3 (обиходное название поташ) получают при нейтрализации раствора гидроксида калия углекислым газом:

2KOH + CO2 = K2CO3 + Н2О.

В значительных количествах поташ содержится в золе некоторых растений.

Название: от арабского "аль-кали поташ" (давно известное соединение калия, добывающееся из древесной золы).

История открытия: соединения калия, как и его ближайшего химического аналога — натрия (Na), были известны с древности и находили применение в различных областях человеческой деятельности. Однако сами эти металлы были впервые выделены в свободном состоянии только в 1807 году в ходе экспериментов английского ученого Г. Дэви. Дэви, используя гальванические элементы как источник электрического тока, провел электролиз расплавов поташа и каустической соды и таким образом выделил металлические калий и натрий , которые назвал «потассием» (отсюда сохранившееся в англоязычных странах и Франции название калия — potassium) и «содием». В 1809 английский химик Л. В. Гильберт предложил название «калий» (от арабского аль-кали поташ).

Нахождение в природе: содержание калия в земной коре 2,41% по массе, калий входит в первую десятку наиболее распространенных в земной коре элементов (7-е место). Основные минералы, содержащие калий: сильвин KСl (52,44% К), сильвинит (Na,K)Cl (этот минерал представляет собой плотно спрессованную механическую смесь кристалликов хлорида калия KCl и хлорида натрия (Na) NaCl), карналлит KCl·MgCl2·6H2O (35,8% К), различные алюмосиликаты, содержащие калий, каинит KCl·MgSO4·3H2O, полигалит K2SO4·MgSO4·2CaSO4·2H2O, алунит KAl3(SO4)2(OH)6. В морской воде содержится около 0,04% калия .

Получение: в настоящее время калий получают при взаимодействии с жидким натрием (Na) расплавленных KOH (при 380-450°C) или KCl (при 760-890°C):

Na + KOH = NaOH + K

Калий также получают электролизом расплава KCl в смеси с K2CO3 при температурах, близких к 700°C:

2KCl = 2K + Cl2

От примесей калий очищают вакуумной дистилляцией.

Применение: металлический калий — материал для электродов в химических источниках тока. Сплав калия с другим щелочным металлом — натрием (Na) находит применение в качестве теплоносителя в ядерных реакторах.

В гораздо больших масштабах, чем металлический калий, находят применение его соединения. Калий — важный компонент минерального питания растений (на это уходит около 90% добываемых солей калия), он необходим им в значительных количествах для нормального развития, поэтому широкое применение находят калийные удобрения: хлорид калия КСl, нитрат калия, или калийная селитра, KNO3, поташ K2CO3 и другие соли калия. Поташ используют также при производстве специальных оптических стекол, как поглотитель сероводорода при очистке газов, как обезвоживающий агент и при дублении кож.

В качестве лекарственного средства находит применение иодид калия KI. Иодид калия используют также в фотографии и в качестве микроудобрения. Раствор перманганата калия КMnO4 («марганцовку») используют как антисептическое средство.

По содержанию в горных породах радиоактивного 40К определяют их возраст.

Биологическая роль: калий — один из важнейших биогенных элементов, постоянно присутствующий во всех клетках всех организмов. Ионы калия К+ участвуют в работе ионных каналов и регуляции проницаемости биологических мембран, в генерации и проведении нервного импульса, в регуляции деятельности сердца и других мышц, в различных процессах обмена веществ. Содержание калия в тканях животных и человека регулируется стероидными гормонами надпочечников. В среднем организм человека (масса тела 70 кг) содержит около 140 г калия. Поэтому для нормальной жизнедеятельности с пищей в организм должно поступать 2-3 г калия в сутки. Богаты калием такие продукты, как изюм, курага, горох и другие.

Особенности обращения с металлическим калием: металлический калий может вызвать очень сильные ожоги кожи, при попадании мельчайших частичек калия в глаза возникают тяжелые поражения с потерей зрения, поэтому работать с металлическим калием можно только в защитных перчатках и очках. Загоревшийся калий заливают минеральным маслом или засыпают смесью талька и NaCl. Хранят калий в герметично закрытых железных контейнерах под слоем обезвоженного керосина или минерального масла.