ЩЕЛОЧНЫЕ МЕТАЛЛЫ

Общая характеристика щелочных металлов:

- В Периодической системе они следуют сразу за инертными газами, поэтому особенность строения атомов щелочных металлов заключается в том, что они содержат один электрон на внешнем энергетическом уровне: их электронная конфигурация ns^1. Очевидно, что валентные электроны щелочных металлов могут быть легко удалены, потому что атому энергетически выгодно отдать электрон и приобрести конфигурацию инертного газа. Поэтому для всех щелочных металлов характерны *восстановительные* свойства. Это подтверждают низкие значения их потенциалов ионизации (потенциал ионизации атома цезия — самый низкий) и электроотрицательности (ЭО). Как следствие, в большинстве соединений щелочные металлы присутствуют в виде однозарядных катионов. Однако существуют и соединения, где щелочные металлы представлены анионами

ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА ЩЕЛОЧНЫХ МЕТАЛЛОВ:

- Из-за высокой химической активности щелочных металлов по отношению к воде, кислороду, и иногда даже и азоту (Li, Cs) их хранят под слоем керосина. Чтобы провести реакцию со щелочным металлом, кусочек нужного размера аккуратно отрезают скальпелем под слоем керосина, в атмосфере аргона тщательно очищают поверхность металла от продуктов его взаимодействия с воздухом и только потом помещают образец в реакционный сосуд.
- **1.** *Взаимодействие с водой*. Важное свойство щелочных металлов — их высокая активность по отношению к воде. Наиболее спокойно (без взрыва) реагирует с водой литий: $2\,Li + 2\,H_2O \longrightarrow 2\,LiOH + H_2\uparrow$
- При проведении аналогичной реакции натрий горит жёлтым пламенем и происходит небольшой взрыв. Калий ещё более активен: в этом случае взрыв гораздо сильнее, а пламя окрашено в фиолетовый цвет.
- **2.** *Взаимодействие с кислородом*. Продукты горения щелочных металлов на воздухе имеют разный состав в зависимости от активности металла.
- Только *литий* сгорает на воздухе с образованием оксида стехиометрического состава: $4\,Li + O_2 \longrightarrow 2\,Li_2O$
- При горении *натрия* в основном образуется пероксид Na_2O_2 с небольшой примесью надпероксида NaO_2: $2\,Na + O_2 \longrightarrow Na_2O_2$

ПОЛУЧЕНИЕ ЩЕЛОЧНЫХ МЕТАЛЛОВ

- **1.** Для получения щелочных металлов используют в основном *электролиз расплавов их галогенидов*, чаще всего — хлоридов, образующих природные минералы: $2\ LiCl \longrightarrow 2\ Li + \ Cl_2 \uparrow$
- **2.** Иногда для получения щелочных металлов проводят электролиз расплавов их гидроксидов:
  $4\ NaOH \longrightarrow 4\ Na + 2\ H_2O + \ O_2 \uparrow$
- **3.** Щелочной металл может быть восстановлен из соответствующего хлорида или бромида кальцием, магнием, кремнием и др. восстановителями при нагревании под вакуумом до 600-900 °C:
  $2\ MCl + \ Ca \longrightarrow 2\ M \uparrow + CaCl_2$
- Чтобы реакция пошла в нужную сторону, образующийся свободный щелочной металл (M) должен удаляться путём отгонки. Аналогично возможно восстановление цирконием из хромата. Известен способ получения натрия восстановлением из карбоната углём при 1000 °C в присутствии известняка.[1]
- Поскольку щелочные металлы в электрохимическом ряду напряжений находятся левее водорода, то электролитическое получение их из растворов солей невозможно; в этом случае образуются соответствующие щёлочи и водород.

Соединения щелочных металлов гидроксиды:

- **Гидроксиды**
- Для получения гидроксидов щелочных металлов в основном используют электролитические методы. Наиболее крупнотоннажным является производство гидроксида натрия электролизом концентрированного водного раствора поваренной соли: $2\ NaCl + 2\ H_2O \longrightarrow\ H_2\uparrow + Cl_2\uparrow + 2\ NaOH$
- Гидроксиды щелочных металлов — белые гигроскопичные вещества, водные растворы которых являются сильными основаниями. Они участвуют во всех реакциях, характерных для оснований — реагируют с кислотами, кислотными и амфотерными оксидами, амфотерными гидроксидами:

$$2\ LiOH + H_2SO_4 \longrightarrow Li_2SO_4 + 2\ H_2O$$
$$2\ KOH + CO_2 \longrightarrow K_2CO_3 + H_2O$$
$$KOH + Al(OH)_3 \longrightarrow K[Al(OH)_4]$$

- Гидроксиды щелочных металлов при нагревании возгоняются без разложения, за исключением гидроксида лития, который так же, как гидроксиды металлов главной подгруппы II группы, при прокаливании разлагается на оксид и воду:

$$2\ LiOH \longrightarrow\ Li_2O + H_2O$$

- Гидроксид натрия используется для изготовления мыла, синтетических моющих средств, искусственного волокна, органических соединений, например фенола.

соли

- Важным продуктом, содержащим щелочной металл, является *сода* Na_2CO_3. Основное количество соды во всём мире производят по *методу Сольве*, предложенному ещё в начале XX века. Суть метода состоит в следующем: водный раствор NaCl, к которому добавлен аммиак, насыщают углекислым газом при температуре 26 — 30 °C. При этом образуется малорастворимый *гидрокарбонат* натрия, называемый *питьевой содой*: $NaCl + NH_3 + CO_2 + H_2O \longrightarrow NaHCO_3\downarrow + NH_4Cl$
- Аммиак добавляют для нейтрализации кислотной среды, возникающей при пропускании углекислого газа в раствор, и получения гидрокарбонат-иона HCO_3^-, необходимого для осаждения гидрокарбоната натрия. После отделения питьевой соды раствор, содержащий хлорид аммония, нагревают с известью и выделяют аммиак, который возвращают в реакционную зону:

  $2\ NH_4Cl + Ca(OH)_2 \longrightarrow 2\ NH_3\uparrow + CaCl_2 + 2\ H_2O$
- При прокаливании гидрокарбоната натрия получается *кальцинированная*, или *стиральная*, сода Na_2CO_3 и диоксид углерода, используемый в процессе получения гидрокарбоната натрия: $2\ NaHCO_3 \longrightarrow Na_2CO_3 + CO_2\uparrow + H_2O$
- В отличие от малорастворимой кислой соли $NaHCO_3$, гидрокарбонат калия $KHCO_3$ хорошо растворим в воде, поэтому карбонат калия, или *поташ*, K_2CO_3 получают действием углекислого газа на раствор гидроксида калия:

  $2\ KOH + CO_2 \longrightarrow K_2CO_3 + H_2O$