Министерство образования и науки РФ

Федеральное государственное бюджетное образовательное учреждение

высшего профессионального образования

«Новгородский государственный университет

имени Ярослава Мудрого»

Институт сельского хозяйства и природных ресурсов

Кафедра фундаментальной и прикладной химии

**Щелочные металлы**

***Методические указания к лабораторной работе***

Великий Новгород

2013

Щелочные металлы. Методические указания к лабораторной работе / Составители: В.П. Кузьмичёва, В.А. Исаков – НовГУ, Великий Новгород, 2013 г. – 11 с.

Методические указания предназначены для изучения дисциплины «Неорганическая химия»

**СОДЕРЖАНИЕ**

|  |  |  |
| --- | --- | --- |
| ВВЕДЕНИЕ | | 4 |
| 1 | ЦЕЛЬ РАБОТЫ | 4 |
| 2 | ОСНОВНЫЕ ТЕОРЕТИЧЕСКИЕ ПОЛОЖЕНИЯ | 4 |
|  | 2.1 Простые вещества | 4 |
|  | 2.2 Химические свойства | 5 |
|  | 2.3 Соединения лития (I), натрия (I), калия (I), рубидия (I) и цезия (I) | 6 |
|  |  |  |
| 3 | ТРЕБОВАНИЯ ТЕХНИКИ БЕЗОПАСНОСТИ | 8 |
| 4 | ЭКСПЕРИМЕНТАЛЬНАЯ ЧАСТЬ | 8 |
|  | 4.1 Взаимодействие щелочных металлов с водой | 8 |
|  | 4.2 Гидролиз солей щелочных металлов | 9 |
|  | 4.3 Получение соды по аммиачному способу  4.4 Получение калийной селитры  4.5 Получение гидроксида калия из карбоната калия  4.6 Окрашивание пламени солями щелочных металлов | 9  9  9  10 |
| 5 | ТРЕБОВАНИЯ К ОФОРМЛЕНИЮ И СОДЕРЖАНИЮ ОТЧЕТА | 10 |
| 6 | ВОПРОСЫ И ЗАДАНИЯ ДЛЯ САМОКОНТРОЛЯ | 10 |
| ЛИТЕРАТУРА | | 11 |

**ВВЕДЕНИЕ**

Элементы литий, натрий, калий, рубидий, цезий и франций, входящие в IА подгруппу, называются ***щелочными.*** Это название связано с тем, что гидроксиды двух представителей этой подгруппы (натрия и калия) издавна были известны под названием «щелочи».

Строение внешнего электронного слоя атомов элементов IА подгруппы: ns1.

Атомы элементов подгруппы IА имеют, по сравнению с атомами элементов других подгрупп, наибольшие размеры и самые низкие энергии ионизации, уменьшающиеся при переходе по подгруппе сверху вниз. Ослабление связи электрона с ядром вызывается ростом радиуса атома и экранированием заряда ядра предшествующими внешнему электрону оболочками. Поэтому данные элементы легко образуют катионы Э+. Эти ионы имеют устойчивую структуру соответствующего благородного газа. Легкость отдачи внешних электронов характеризует рассматриваемые элементы как наиболее типичные представители металлов.

Атомы рассматриваемых элементов практически всегда проявляют степень окисления +1. Только для некоторых из них (Li, Na, К) получены соединения, в которых они проявляют степень окисления -1.

**1 ЦЕЛЬ РАБОТЫ**

Ознакомиться с химическими свойствами простых веществ и соединений щелочных металлов.

**2 ОСНОВНЫЕ ТЕОРЕТИЧЕСКИЕ ПОЛОЖЕНИЯ**

**2.1 Простые вещества**

Все щелочные элементы, кристаллизуясь, образуют простые вещества – металлы. Они обладают металлическим блеском, который можно наблюдать на свежем разрезе металла. Щелочные металлы не имеют запрещенной зоны в электронной структуре, обладают высокой электропроводностью и теплопроводностью. Они характеризуются незначительной твердостью, малой плотностью и низкими температурами плавления и кипения. Наименьшую плотность имеет литий, самую низкую температуру плавления – франций (табл. 1).

В парах металлов IА подгруппы образуется небольшое количество двухатомных молекул Э2, возникающих за счет перекрывания s-орбиталей атомов. Они подобны молекулам Н2, но значительно менее прочны из-за большого размера атомов. Пары щелочных металлов интенсивно окрашивают пламя газовой горелки в характерные цвета. Это используется для их идентификации с помощью пламенной фотометрии.

*Таблица 1*

**Некоторые свойства атомов и простых веществ элементов IА подгруппы**

|  |  |  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- |
| Свойство | **Li** | **Na** | **К** | **Rb** | **Cs** | **Fr** |
| Радиус атома, пм\* | 155 | 189 | 236 | 248 | 267 | 280 |
| Энергия ионизации,  Э0 → Э+ + е-, эВ | 5,39 | 5,14 | 4,34 | 4,18 | 3,89 | 3,99 |
| Плотность, г/см3 | 0,53 | 0,97 | 0,86 | 1,53 | 1,90 | 2,20 |
| Температура плавления, °С | 180,5 | 97,9 | 63,5 | 39,3 | 28,5 | ~20 |
| Температура кипения, °С | 1340 | 886 | 771 | 690 | 672 | 650 |
| Стандартный электродный потенциал процесса,  Э+ + е- → Э0, В  Э\* + ё = Э°,В | -3,05 | -2,71 | -2,93 | -2,93 | -2,92 |  |

\* Пм – пикометр, единица длины. 1 пм = l·10-12 м.

**2.2 Химические свойства**

Щелочные металлы относятся к числу наиболее активных в химическом отношении элементов. Их высокая химическая активность обусловлена, в первую очередь, низкими значениями энергии ионизации, которая уменьшается при переходе от лития к францию. Восстановительная способность при этом возрастает.

Все щелочные элементы имеют отрицательные стандартные электродные потенциалы, большие по абсолютной величине. Иначе говоря, они очень сильные восстановители. Однако по химической активности литий уступает остальным элементам, несмотря на то, что его стандартный электродный потенциал наиболее отрицателен (табл. 1). Такое значение обусловлено значительной энергией гидратации маленьких ионов Li+ по сравнению с ионами других щелочных металлов.

Все щелочные металлы энергично взаимодействуют с кислородом. При этом на воздухе литий образует оксид, натрий – пероксид, остальные – надпероксиды, например:

4Li(кр) + O2(г) = 2Li2О(кр)

2Na(кр) + О2(г) = Na2О2(кр)

К(кр) + О2(г) → КО2(кр)

Не менее энергично они взаимодействуют с галогенами, особенно с хлором и фтором, образуя галогениды ЭГ, например:

2Na(кр) + F2(г) = 2NaF(кр)

2К(кр) + С12(г) = 2КС1(кр)

С серой щелочные металлы образуют сульфиды Э2S, например:

2Li(кр) + S(кр) = Li2S(кр)

Непосредственно с азотом щелочные металлы, за исключением лития, не реагируют. С водородом эти металлы образуют при нагревании гидриды ЭН.

Все щелочные металлы непосредственно взаимодействуют с водой, образуя гидроксиды ЭОН, например:

2К(кр) + 2Н**2**О(ж) → 2КОН(кр) + Н**2**(г)↑

Интенсивность взаимодействия с водой значительно увеличивается в подгруппе при переходе от Li к Cs. Причиной этого является снижение температуры плавления (см. табл. 1). Количества выделяющейся теплоты хватает для плавления металла, которое приводит к его разбрызгиванию и дальнейшему ускорению реакции из-за роста поверхности взаимодействия.

**2.3 Соединения лития (I), натрия (I), калия (I), рубидия (I) и цезия (I)**

***Оксиды.***

Все оксиды, кроме Li**2**О, получают косвенным путем, например:

Na2О2 + 2Na → 2Na2О

2NaOH + 2Na → 2Na2О + H2

Оксиды щелочных металлов – кристаллические вещества, очень реакционноспособные, с ярко выраженными основными свойствами, усиливающимися от Li к Cs. Энергично взаимодействуют с водой:

Э2О + Н2О → 2ЭОН

Оксиды этих металлов взаимодействуют с амфотерными и кислотными оксидами, растворами кислот. При этом образуются соли, например:

Li2О+Al2О3 → 2LiA1О2 (при сплавлении)

Na2О + SО2 → Na2SО3

Li2О + CО2 → Li2CО3

K2О + H2SО4 → К2SO4 + H2O

***Пероксиды*** **и** ***надпероксиды.***

Пероксид натрия образуется при сгорании натрия на воздухе. Пероксиды калия, рубидия и цезия Э2О2 получают косвенным путем, они менее устойчивы, чем Na2О2.

К, Rb, Cs при сгорании образуют надпероксиды ЭО2.

Пероксиды и надпероксиды щелочных металлов – сильные окислители, например:

2Na2О2(кр) + 2СО2(г) → 2Na2CО3(кр) + О2(г)

2КО2 + S → K2SО4↓

Водой они легко разлагаются, например:

Na2О2 + 2Н2О → 2NaOH + Н2О2

2КО2 + 2Н2О → 2КОН + Н2О2 + О2

***Гидроксиды.***

Гидроксиды щелочных металлов Э(ОН) – бесцветные кристаллические вещества. Они сравнительно легкоплавкие. Хорошо растворимы в воде (за исключением LiOH) и являются сильными электролитами, т. е. существуют в растворах только в виде ионов. В ряду Li-Cs растворимость гидроксидов и их основные свойства усиливаются.

Гидроксиды активно поглощают из воздуха Н2О и СО**2** (гигроскопичны).

Гидроксиды элементов IА подгруппы проявляют все характерные свойства оснований, взаимодействуя со многими неметаллами, кислотными и амфотерными оксидами, амфотерными гидроксидами, кислотами и солями, например:

6КОН + 3S → 2K2S + K2SО3 + 3Н2О

NaOH + СО2 → NaHCО3

2NaOH + ZnO → Na2ZnО2 + H2О

KOH + Al(OH3) → K[Al(OH4)]

КОН + HC1 → KC1 + H2О

2RbOH + CuCl2 → Cu(OH)2↓ + 2RbCl

В промышленности гидроксиды Э(ОН) обычно получают электролизом водных растворов их солей.

Твердые гидроксиды и их концентрированные растворы разрушают живые ткани вследствие обезвоживания и щелочного гидролиза белков. Поэтому работа с ними требует мер предосторожности (резиновые перчатки, защитные очки.)

***Соли.***

Металлы подгруппы IА образуют соли с большинством известных кислот. С многоосновными кислотами образуются средние соли (Э**2**СО3, Э**2**SО3, Э**2**SО4, Э3РО4 и др.) и кислые (ЭHSО4, ЭН2РО4, Э**2**НРО4, ЭНСО3, ЭHS и др.).

Кислых солей щелочных металлов известно очень много, а у других элементов они встречаются довольно редко. Склонность к образованию этих солей и их термическая устойчивость увеличиваются в ряду Li-Cs.

Большинство солей щелочных металлов хорошо растворимы в воде. Исключение составляют некоторые соли лития (Li**2**CО3, LiF, Li**3**PО**4** и др.).

Be соли щелочных металлов характеризуются высокими температурами плавления, электрической проводимостью растворов и расплавов.

В водных растворах соли слабых кислот подвергаются гидролизу. Например:

Na2CО3 + Н2О ↔ NaHCО3 + NaOH

K2S + Н2О ↔ KHS + КОН

Летучие соединения щелочных металлов, так же как и пары самих металлов, окрашивают бесцветное пламя в характерные цвета (натрий – желтый, калий – фиолетовый и т. д.). Это широко используется в аналитической химии для идентификации таких соединений.

**3 ТРЕБОВАНИЯ ТЕХНИКИ БЕЗОПАСНОСТИ**

Следует аккуратно работать с реактивами: внимательно читать этикетки, держать склянки с растворами закрытыми, не путайте пробки, не выливайте обратно в склянки неиспользованные растворы реактивов. Строго соблюдайте рекомендации по проведению опытов.

Опыты с концентрированными растворами кислот и щелочей проводить только в вытяжном шкафу. Остатки кислот и щелочей сливать в специальную емкость.

При нагревании растворов в пробирке пользоваться держателем и всегда держать пробирку так, чтобы её отверстие было направлено в сторону от работающего и его соседей по рабочему столу.

1. **ЭКСПЕРИМЕНТАЛЬНАЯ ЧАСТЬ**

**4.1 Взаимодействие щелочных металлов с водой**

*(Работу проводить за стеклом вытяжного шкафа)*

Возьмите три фарфоровые чашки с водой. Отрежьте по маленькому кусочку лития, натрия и калия и, обсушив их фильтровальной бумагой, бросьте каждый в отдельную чашку с водой.

Наблюдайте за ходом реакции через стекло вытяжного шкафа. Защита стеклом необходима ввиду разбрызгивания раствора, происходящего в конце реакции. Отметьте, какой из металлов наиболее активно взаимодействует с водой. Какой газ выделяется? Испытайте индикатором полученные растворы. Напишите уравнения реакций.

**4.2 Гидролиз солей щелочных металлов**

В четыре пробирки положите порознь по нескольку кристалликов KNО3, Na2S, КС1 и К2СО3. Прилейте по 2-3 мл дистиллированной воды.

Какие соли должны подвергаться гидролизу? Доказать это опытным путем.

Написать уравнения реакций гидролиза в молекулярной и ионной формах.

**4.3 Получение соды по аммиачному способу**

В 100 мл воды растворите 30 г NaCl. К полученному раствору добавьте 25 г (NH4)2CО3, растворенного в возможно малом количестве воды. Смесь перелейте в высокий стеклянный цилиндр и пропустите в него сильный ток СО2.

Примерно через 15 мин жидкость начинает мутнеть, а затем из нее выделяется обильный осадок NaHCО3.

Осадок отфильтруйте на воронке Бюхнера, соединенной с водоструйным насосом, и промойте на фильтре небольшим количеством холодной воды. Перенесите осадок в предварительно взвешенную фарфоровую чашку или тигель, высушите, а затем прокалите до постоянной массы.

Определив массу полученной кальцинированной соды, вычислите ее выход в процентах от теоретического.

**4.4 Получение калийной селитры**

В стакан, содержащий 20 мл воды, внесите 7,5 г КС1 и растворите при нагревании, затем добавьте 8,5 г измельченного NaNО3. Содержимое стаканчика кипятите в течение нескольких минут, после чего быстро отфильтруйте жидкость от образовавшегося осадка NaCl, пользуясь укороченной стеклянной воронкой (с отрезанной трубкой) и воронкой для горячего фильтрования. Дайте раствору охладиться и наблюдайте выделение кристаллов KNO3. Отделите кристаллы на воронке Бюхнера и высушите их между листами фильтровальной бумаги.

Объясните явления, наблюдаемые при опыте, исходя из растворимости солей, которые могут образоваться в растворе.

**4.5 Получение гидроксида калия из карбоната калия**

Налейте в стакан 10 мл воды и растворите в ней 10 г карбоната калия. Нагрейте раствор до кипения и прибавляйте к нему небольшими порциями при помешивании 8-10 г хорошо измельченной гашеной извести. Полученный раствор кипятите, прибавляя воду так, чтобы объем жидкости оставался приблизительно одним и тем же до окончания реакции. Убедитесь, что реакция дошла до конца. С этой целью надо взять часть жидкости в пробирку и подействовать на нее НС1. По окончании реакции дайте раствору остыть и отделите декантацией прозрачную жидкость от осадка. Напишите уравнение реакции взаимодействия поташа с гашеной известью.

Объясните течение этой реакции в сторону образования гидроксида калия, принимая во внимание растворимость СаСО3 и Са(ОН)2.

**4.6 Окрашивание пламени солями щелочных металлов**

Очищенную путем промывания в НС1 и прокаливания платиновую или нихромовую проволоку внесите в раствор какой-нибудь соли калия, а затем в несветящееся пламя газовой горелки. Наблюдайте окрашивание пламени. Запишите цвет пламени. То же проделайте с солями лития и натрия.

Проволоку после каждой соли промывайте НС1 и прокаливайте до полного исчезновения окрашивания пламени.

**5 ТРЕБОВАНИЯ К СОДЕРЖАНИЮ И ОФОРМЛЕНИЮ ОТЧЕТА**

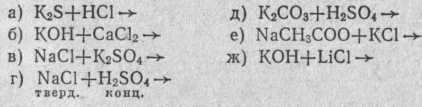
Отчет должен быть оформлен в соответствии с общими требованиями к текстовым документам (СТО 1.701-2010).

По каждому опыту необходимо описать наблюдаемые явления и сделать теоретическое объяснение в выводе.

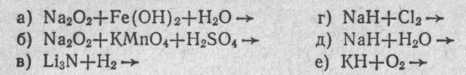
Уравнения реакций должны быть составлены в молекулярном и ионном виде (коэффициенты в уравнениях ОВР расставляйте с помощью метода ионно-электронного баланса).

**6 ВОПРОСЫ И ЗАДАНИЯ ДЛЯ САМОКОНТРОЛЯ**

1. Допишите уравнения реакций, протекающих до конца. Дайте объяснение.



1. Химически чистый хлорид натрия получают, пропуская хлороводород через насыщенный водный раствор поваренной соли. Объясните, почему таким путем удается очистить соль.
2. Чем объяснить, что растворы гидроксидов натрия и калия разъедают стекло, особенно при длительном кипячении? Напишите уравнения реакций, обусловливающих разъедание стекла.
3. Допишите уравнения реакций и расставьте коэффициенты:



1. Какой объем (при н. у.) оксида углерода (IV) теоретически необходим для получения гидрокарбоната натрия из 10 л 2 н. раствора NaOH?
2. Какой объем водорода, измеренного при 20 °С и 92 кПа, выделится при действии на воду 1 г сплава, состоящего из 30% калия и 70% натрия?
3. Определите нормальность 8%-ного раствора КОН, если плотность его раствора равна 1,065 г/см3.
4. Сколько потребуется смешать по объему 40%-ного раствора NaOH и воды для приготовления 100 л 12%-ного раствора NaOH?
5. При взаимодействии 1 г амальгамы натрия с водой был получен раствор щелочи, для нейтрализации которого израсходовалось 50 мл 0,1 н. раствора НС1. Определите содержание натрия в амальгаме.

**ЛИТЕРАТУРА**

1. Ахметов, Н.С. Общая и неорганическая химия: Учеб.для вузов / Н. С. Ахметов. – 7-е изд.,стер. – М.: Высшая школа, 2008. – 742 с.
2. Ахметов, Н.С. Лабораторные и семинарские занятия по общей и неорганической химии: Учеб.пособие для студентов ун-тов,хим.-технол.и пед.вузов / Н. С. Ахметов, М. К. Азизова, Л. И. Бадыгин. – 5-е изд.,испр. – М.: Высшая школа, 2003 (2002). – 366 с.
3. Гельфман, М.И. Неорганическая химия: Учеб.для вузов / М. И. Гельфман, В. П. Юстратов. – 2-е изд.,стер. – СПб.: Лань, 2009. – 527 с.
4. Практикум по неорганической химии: Учебное пособие для студ. высш. уч. заведений / В.А. Алешин, К.М. Дунаев, А.И. Жиров и др; под ред. Ю.Д. Третьякова. – М.: Издательский центр «Академия», 2004. – 384 с.