

Н. Г. Никитина, В. И. Гребенькова

# **ОБЩАЯ И НЕОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ**

## **Часть 2**

### **Химия элементов**

УЧЕБНИК И ПРАКТИКУМ ДЛЯ СПО

2-е издание, переработанное и дополненное

*Рекомендовано Учебно–методическим отделом среднего профессионального образования в качестве учебника и практикума для студентов образовательных учреждений среднего профессионального образования*

Книга доступна в электронной библиотечной системе  
[biblio-online.ru](http://biblio-online.ru)

Москва ■ Юрайт ■ 2017

УДК 546(075.32)  
ББК 24.2я723  
Н62

**Авторы:**

**Никитина Нина Георгиевна** — кандидат химических наук, доцент кафедры общей и физической химии факультета интеллектуальных технических систем Национального исследовательского университета «Московский институт электронной техники»;

**Гребенькова Валентина Иосифовна** — кандидат технических наук, профессор кафедры общей и физической химии факультета интеллектуальных технических систем Национального исследовательского университета «Московский институт электронной техники».

**Рецензенты:**

*Алехин А. П.* — доктор технических наук, профессор, заведующий кафедрой общей химии Московского физико-технического института;

*Минаев В. С.* — доктор химических наук, профессор, сотрудник Научно-исследовательского института материаловедения.

**Никитина, Н. Г.**

Н62      Общая и неорганическая химия. В 2 ч. Часть 2. Химия элементов : учебник и практикум для СПО / Н. Г. Никитина, В. И. Гребенькова. — 2-е изд., перераб. и доп. — М. : Издательство Юрайт, 2017. — 322 с. — (Серия : Профессиональное образование).

ISBN 978-5-534-03677-0 (ч. 2)

ISBN 978-5-534-03421-9

Учебник предназначен для студентов, изучающих общую и неорганическую химию. В первой части курса рассмотрены теоретические основы химической термодинамики, кинетики, свойства растворов, теория строения атома и химической связи, окислительно-восстановительные реакции и электрохимические процессы, свойства комплексных соединений. Во второй части учебника рассмотрены свойства элементов и их соединений, их получение, применение, токсичность и экологическая опасность. Каждая глава учебника сопровождается контрольными вопросами и тестовыми заданиями. Приведенные лабораторные работы с индивидуальными заданиями полезны для закрепления знаний и выработки практических навыков, а также для освоения приемов работы с получаемыми данными.

Соответствует актуальным требованиям Федерального государственного образовательного стандарта среднего профессионального образования и профессиональным требованиям.

*Для студентов образовательных учреждений среднего профессионального образования.*

УДК 546(075.32)

ББК 24.2я723



Все права защищены. Никакая часть данной книги не может быть воспроизведена в какой бы то ни было форме без письменного разрешения владельцев авторских прав. Правовую поддержку издательства обеспечивает юридическая компания «Дельфи».

ISBN 978-5-534-03677-0 (ч. 2)  
ISBN 978-5-534-03421-9

© Никитина Н. Г., Гребенькова В. И., 2008  
© Никитина Н. Г., Гребенькова В. И.,  
2017, с изменениями  
© ООО «Издательство Юрайт», 2017

## Оглавление

Предисловие ко второй части.....	7
----------------------------------	---

### Раздел I ХИМИЯ s-ЭЛЕМЕНТОВ

<b>Глава 1. Элементы подгруппы IA .....</b>	<b>11</b>
1.1. Водород.....	11
1.2. Литий. Натрий. Подгруппа калия.....	15
1.3. Образцы решения задач.....	22
<i>Контрольные вопросы и задания.....</i>	<i>23</i>
<i>Тесты.....</i>	<i>24</i>
<b>Глава 2. Элементы подгруппы IIA .....</b>	<b>26</b>
2.1. Бериллий. Магний. Подгруппа кальция.....	27
2.2. Образцы решения задач.....	33
<i>Контрольные вопросы и задания.....</i>	<i>34</i>
<i>Тесты.....</i>	<i>35</i>
<i>Лабораторные работы «Химические свойства s-элементов и их соединений».....</i>	<i>36</i>

### Раздел II ХИМИЯ p-ЭЛЕМЕНТОВ

<b>Глава 3. Элементы подгруппы IIIA .....</b>	<b>43</b>
3.1. Бор.....	44
3.2. Алюминий. Подгруппа галлия.....	49
3.3. Образцы решения задач.....	56
<i>Контрольные вопросы и задания.....</i>	<i>58</i>
<i>Тесты.....</i>	<i>60</i>
<b>Глава 4. Элементы подгруппы IVA .....</b>	<b>62</b>
4.1. Углерод.....	63
4.2. Кремний.....	69
4.3. Подгруппа германия.....	75
4.4. Образцы решения задач.....	84
<i>Контрольные вопросы и задания.....</i>	<i>86</i>
<i>Тесты.....</i>	<i>88</i>
<b>Глава 5. Элементы подгруппы VA .....</b>	<b>89</b>
5.1. Азот.....	90
5.2. Фосфор. Подгруппа мышьяка.....	98

5.3. Образцы решения задач .....	107
<i>Контрольные вопросы и задания</i> .....	109
<i>Тесты</i> .....	110
<b>Глава 6. Элементы подгруппы VIA .....</b>	<b>112</b>
6.1. Кислород.....	113
6.2. Сера. Подгруппа селена .....	118
6.3. Образцы решения задач .....	132
<i>Контрольные вопросы и задания</i> .....	133
<i>Тесты</i> .....	134
<b>Глава 7. Элементы подгруппы VIIA .....</b>	<b>136</b>
7.1. Фтор. Хлор. Подгруппа брома .....	137
7.2. Образцы решения задач .....	150
<i>Контрольные вопросы и задания</i> .....	152
<i>Тесты</i> .....	153
<b>Глава 8. Элементы подгруппы VIIIA .....</b>	<b>155</b>
8.1. благородные газы.....	156
8.2. Образцы решения задач .....	161
<i>Контрольные вопросы и задания</i> .....	161
<i>Тесты</i> .....	162
<i>Лабораторные работы «Химические свойства p-элементов и их соединений»</i> .....	163

### Раздел III ХИМИЯ d-ЭЛЕМЕНТОВ

<b>Глава 9. Элементы подгруппы IIIB .....</b>	<b>187</b>
9.1. Скандий, иттрий, лантан, актиний.....	188
9.2. Образцы решения задач .....	191
<i>Контрольные вопросы и задания</i> .....	193
<i>Тесты</i> .....	193
<b>Глава 10. Элементы подгруппы IVB .....</b>	<b>195</b>
10.1. Титан, цирконий, гафний .....	196
10.2. Образцы решения задач.....	201
<i>Контрольные вопросы и задания</i> .....	202
<i>Тесты</i> .....	203
<b>Глава 11. Элементы подгруппы VB.....</b>	<b>206</b>
11.1. Ванадий, ниобий, тантал.....	206
11.2. Образцы решения задач.....	215
<i>Контрольные вопросы и задания</i> .....	216
<i>Тесты</i> .....	216
<b>Глава 12. Элементы подгруппы VIB .....</b>	<b>218</b>
12.1. Хром, молибден, вольфрам.....	219
12.2. Образцы решения задач.....	227
<i>Контрольные вопросы и задания</i> .....	230
<i>Тесты</i> .....	230

<b>Глава 13. Элементы подгруппы VIIВ</b> .....	<b>233</b>
13.1. Марганец, технеций, рений.....	234
13.2. Образцы решения задач.....	243
<i>Контрольные вопросы и задания</i> .....	246
<i>Тесты</i> .....	247
<b>Глава 14. Элементы подгруппы VIIIВ</b> .....	<b>249</b>
14.1. Элементы семейства железа. Железо, кобальт, никель .....	250
14.2. Платиновые металлы.....	259
14.3. Образцы решения задач.....	265
<i>Контрольные вопросы и задания по элементам семейства железа</i> ... 268	
<i>Тесты по элементам семейства железа</i> .....	269
<i>Контрольные вопросы и задания по платиновым металлам</i> .....	271
<i>Тесты по платиновым металлам</i> .....	272
<b>Глава 15. Элементы подгруппы IB</b> .....	<b>274</b>
15.1. Медь, серебро, золото .....	275
15.2. Образцы решения задач.....	283
<i>Контрольные вопросы и задания</i> .....	286
<i>Тесты</i> .....	287
<b>Глава 16. Элементы подгруппы IIB</b> .....	<b>289</b>
16.1. Цинк, кадмий, ртуть .....	290
16.2. Образцы решения задач.....	297
<i>Контрольные вопросы и задания</i> .....	299
<i>Тесты</i> .....	301
<i>Лабораторные работы «Химические свойства d-элементов и их соединений»</i> .....	302
<b>Ответы к контрольным вопросам и заданиям</b> .....	<b>318</b>
<b>Ответы к тестам</b> .....	<b>319</b>
<b>Дополнительная литература</b> .....	<b>320</b>
<b>Новые издания по дисциплине «Общая и неорганическая химия»</b> .....	<b>321</b>



## Предисловие ко второй части

Изучение материала, изложенного в части 2, позволит студентам на основании выработанных компетенций освоить:

### ***трудовые действия***

- владение методами и приемами постановки и выполнения эксперимента для изучения химических свойств и качественного анализа различных веществ в лабораторных условиях;
- владение основными приемами обработки и представления экспериментальных данных в части химических процессов;
- владение методами безопасного обращения с химическими реагентами с учетом их физических и химических свойств и соблюдения норм экологической безопасности;

### ***необходимые умения***

- связывать физические и химические свойства элементов и их соединений с положением элементов в периодической таблице Д. И. Менделеева;
- проводить качественный анализ простых и сложных веществ на основе знания их специфических свойств и признаков реакций с их участием;
- использовать знание свойств химических элементов, соединений и материалов на их основе для решения задач в будущей профессиональной деятельности;

### ***необходимые знания***

- химические свойства элементов на основе теоретического и экспериментального изучения их свойств;
- промышленные и лабораторные способы получения простых и сложных веществ;
- существующие и перспективные области применения химических веществ и материалов на их основе;
- токсикологические свойства изученных химических элементов и их соединений.



# Раздел I

## ХИМИЯ *s*-ЭЛЕМЕНТОВ



**Общая характеристика *s*-элементов.** *s*-Элементы расположены в IA- и IIA-подгруппах периодической таблицы Д. И. Менделеева, и только гелий (инертный газ) — в VIIIA-подгруппе. В периодической системе находится всего 14 *s*-элементов.

Атомы элементов IA-подгруппы имеют на внешнем электронном уровне по одному *s*-электрону ( $ns^1$ ), а атомы элементов IIA-подгруппы — по два *s*-электрона ( $ns^2$ ). *s*-Элементы обеих подгрупп обладают сходными свойствами. В свободном состоянии они (за исключением водорода и гелия) — типичные металлы с высокой химической активностью, сильные восстановители. У этих элементов валентными являются исключительно *s*-электроны.



# Глава 1

## ЭЛЕМЕНТЫ ПОДГРУППЫ IA

**Общая характеристика элементов подгруппы IA.** Элементы подгруппы IA — водород H, литий Li, натрий Na, калий K, рубидий Rb, цезий Cs и франций Fr. Элемент водород H занимает особое место в периодической системе. У него нет химических аналогов, он проявляет металлические (при низких температурах в твердом состоянии) и неметаллические при нормальных условиях (н.у.) свойства, поэтому часто в периодической системе его помещают одновременно и в IA, и в VIIA-подгруппы. Остальные элементы — щелочные металлы.

### 1.1. Водород

**Распространение в природе и получение.** На Земле водород — третий по распространенности химический элемент. Известно три изотопа: легкий водород (протий)  ${}^1\text{H}$ , тяжелый (дейтерий)  ${}^2\text{H}$  (D) и сверхтяжелый (тритий)  ${}^3\text{H}$  (T). Протий и дейтерий — стабильные изотопы, а тритий радиоактивен (период полураспада 12,34 года). В природе преобладает легкий водород (99,985%).

Встречается преимущественно в связанном виде (вода, живые организмы, нефть, уголь, минералы), атомная доля водорода составляет 15,52%. *В промышленности* получают из природного газа при 800–900°C в присутствии катализатора (Ni, Fe):



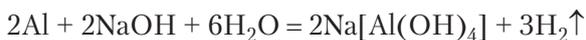
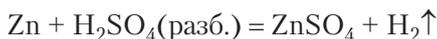
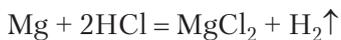
а также из коксового газа и газообразных продуктов переработки нефти путем глубокого охлаждения. При этом все газы, кроме водорода, сжижаются. Наряду с этим, водород получают из воды путем электролиза водных растворов кислот, щелочей и некоторых солей:



и восстановлением водяного пара раскаленным коксом:



В лабораторных условиях его получают электролизом водных растворов щелочей, а также вытеснением из растворов кислот или из воды (в щелочной среде) активными металлами в аппарате Киппа:



Вначале выделяется атомарный водород H, который затем уже соединяется в молекулы ( $2\text{H} = \text{H}_2\uparrow$ ).

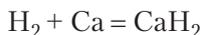
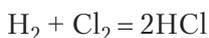
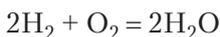
**Физические и химические свойства.** Водород — самый легкий из газов ( $\rho = 0,09$  г/л при н.у.), бесцветный, без запаха и вкуса, практически не растворяется в воде. При  $-240^\circ\text{C}$  и давлении сжижается. При быстром испарении жидкого водорода образуется твердое вещество в виде прозрачных кристаллов. Из всех газообразных веществ он обладает наибольшей теплопроводностью (в 7 раз выше теплопроводности воздуха). Особенностью водорода является способность проникать в структуру многих *d*-металлов (Pd, Pt, Ni, Ti и др.). В одном объеме палладия растворяется до 700 объемов водорода. Катион водорода (протон)  $\text{H}^+$  обладает сильной проникающей способностью в электронные оболочки атомов других элементов, образуя специфический вид связи — водородную связь. В водном растворе он соединяется с одной молекулой воды и образует катион оксония  $\text{H}_3\text{O}^+$ .

Характерные степени окисления:

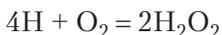
- +1 (в соединениях с неметаллами):  $\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{H}^+(\text{H}_3\text{O}^+)$ ,  $\text{OH}^-$ ,  $\text{HCl}$ ,  $\text{H}_2\text{S}$ ,  $\text{NaHS}$ ,  $\text{NH}_3$ ,  $\text{NH}_4\text{Cl}$ ,  $\text{NaOH}$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_4$  и др.;
- 0 (в свободном молекулярном и атомарном состоянии):  $\text{H}_2$  и  $\text{H}^0$ ;
- -1 (в соединениях с металлами):  $\text{NaNH}_2$ ,  $\text{CaH}_2$ ,  $\text{AlH}_3$ ,  $\text{SnH}_4$  — гидриды.

**Взаимодействие с простыми веществами.** Водород образует двухатомную молекулу  $\text{H}_2$  с очень прочной ковалентной связью ( $E_{\text{св}} = 436$  кДж/моль). При н.у.  $\text{H}_2$  малоактивен и способен взаимодействовать с фтором, а при освещении — с хлором. С другими неметаллами, металлами и сложными веществами он реагирует только при нагревании. В частности, с кислородом водород при н.у. не взаимодействует, но при  $700^\circ\text{C}$  реакция протекает практически мгновенно со взрывом с образованием воды.

При взаимодействии с различными веществами водород обладает как восстановительными (с неметаллами), так и окислительными (с металлами) свойствами, например:



*Атомарный водород*  $\text{H}^0$ , образующийся в момент выделения, очень сильный восстановитель. Уже при н.у. он восстанавливает многие оксиды металлов, непосредственно соединяется с серой, азотом и фосфором, а с кислородом образует пероксид водорода  $\text{H}_2\text{O}_2$ :



*Соединения водорода с неметаллами* представляют собой газообразные, легколетучие жидкие или твердые ковалентные вещества ( $\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{H}_2\text{S}$ ,  $\text{HCl}$ ,  $\text{NH}_3$ ,  $\text{SiH}_4$  и др.). Некоторые из них (галогено- и халькогеноводороды) при растворении в воде образуют сильные ( $\text{HCl}$ ,  $\text{HBr}$ ,  $\text{HI}$ ), средней силы ( $\text{HF}$ ) и слабые ( $\text{H}_2\text{S}$ ,  $\text{H}_2\text{Se}$ ,  $\text{H}_2\text{Te}$ ) кислоты.

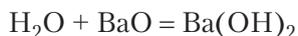
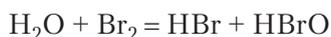
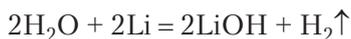
*Соединения с кислородом.* Вода  $\text{H}_2\text{O}$  является наиболее распространенным и важным соединением водорода. В больших количествах она содержится в атмосфере и земной коре, составляет больше половины массы всех живых организмов. Известна изотопная разновидность воды — тяжелая вода  $\text{D}_2\text{O}$ . Она ядовита, замедляет биологические процессы в живых организмах. В ней вещества растворяются хуже, чем в обычной воде. Свойства тяжелой воды  $\text{D}_2\text{O}$  отличаются от свойств обычной воды ( $t_{\text{пл}} = 3,8^\circ\text{C}$ ,  $t_{\text{кип}} = 101,4^\circ\text{C}$ ,  $\rho = 1,105$  г/мл).

Вода при н.у. не имеет цвета, вкуса и запаха, толстые слои воды (более 5 м) имеют голубую окраску. Полярные молекулы воды образуют между собой водородные связи, что обуславливает аномалию температур плавления и кипения воды (они значительно выше, чем у ее химических аналогов  $\text{H}_2\text{S}$ ,  $\text{H}_2\text{Se}$  и  $\text{H}_2\text{Te}$ ).

Температура кипения воды —  $100^\circ\text{C}$ , а замерзания (лед) —  $0^\circ\text{C}$ . Переход в твердое состояние сопровождается увеличением объема на 9%, т.е. лед легче жидкой воды (вторая аномалия воды). Наибольшую плотность ( $\rho = 1,00$  г/мл) вода имеет не при  $0^\circ\text{C}$ , а при  $4^\circ\text{C}$  (третья аномалия воды).

Вода — очень слабый электролит и практически не проводит электрический ток.

По химическим свойствам вода — активное вещество, в определенных условиях она реагирует со многими металлами и неметаллами, основными и кислотными оксидами, образуя кислоты и основания, например:



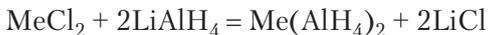
В ней растворяются и диссоциируют многие вещества типа оснований, кислот и солей. Она способствует протеканию огромного числа обменных и окислительно-восстановительных реакций между веществами (хлор взаимодействует с металлами, фтороводород разъедает стекло, гремучая смесь взрывается и т.д. только в присутствии воды), но иногда она затрудняет протекание реакций, может выступать в качестве каталитического яда (при синтезе аммиака на железном катализаторе и др.). Со многими безводными солями вода образует кристаллогидраты. Например, белый сульфат меди(II)  $\text{CuSO}_4$  во влажной атмосфере превращается в голубой кристаллогидрат (медный купорос)  $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ .

*Соединения с металлами.* Водородные соединения большинства *s*-металлов (т.е. щелочных и щелочноземельных металлов) образуют твердые ионные солеобразные гидриды типа  $\text{NaNH}_2$  или  $\text{CaH}_2$ . Это ионные соединения постоянного состава. При их электролизе на аноде выделяется водород, что свидетельствует о наличии в них иона  $\text{H}^-$ .

Взаимодействие *d*-металлов с водородом часто сопровождается образованием нестехиометрических соединений («переменного» состава), содержание водорода в которых зависит от природы металла, температуры и давления. Например, очень чистый металлический титан не поглощает водород до  $300\text{--}400^\circ\text{C}$ , но при нагревании его до  $900^\circ\text{C}$  с последующим охлаждением в атмосфере водорода до  $300\text{--}400^\circ\text{C}$  он поглощает водород вплоть до состава  $\text{TiH}_2$ . Очень большую активность по отношению к водороду проявляет палладий. Один объем палладия при обычной температуре поглощает более 700 объемов водорода. Металл при этом заметно деформируется, становится хрупким, поверхность покрывается трещинками. Он сохраняет свою кристаллическую структуру, но несколько изменяет параметры решетки. Такие гидриды называются металлообразными, или металлическими, они обладают электропроводностью, металлическим блеском и другими характерными признаками металлов.

Некоторые переходные металлы практически не поглощают водород. Их гидриды могут быть получены косвенным путем, например при взаимодействии галогенида металла с алюмогидри-

дом лития в эфирном растворе с последующей термической диссоциацией  $\text{Me}(\text{AlH}_4)_2$ :



В настоящее время таким способом получены гидриды почти всех переходных металлов, при этом состав их близок к стехиометрическому. Они термически неустойчивы и при небольшом повышении температуры разлагаются на металл и водород. Это, например, гидриды:  $\text{NiH}_2$ ,  $\text{CoH}_2$ ,  $\text{FeH}_2$ ,  $\text{CrH}_3$ ,  $\text{ZnH}_2$ ,  $\text{CdH}_2$ .

**Применение.** Водород применяют для получения аммиака, галогеноводородов, металлов, различных органических веществ. Гидриды *d*-элементов используют в качестве восстановителей. Путем их термического разложения получают покрытия из соответствующего металла.

Вода играет особую роль в процессах жизнедеятельности живых организмов и окружающего мира, а также в практической деятельности человека. Непрерывный рост потребления воды требует рационализации ее использования, охраны водных ресурсов, очистки сточных вод, борьбы с загрязнениями природных водоемов промышленными отбросами.

## 1.2. Литий. Натрий. Подгруппа калия

**Общая характеристика металлов IA-подгруппы.** Элементы IA-подгруппы (за исключением лития Li) называются щелочными металлами. Это название они получили из-за того, что гидроксиды некоторых из них издавна известны как щелочи. На внешнем электронном уровне их атомов имеется по одному электрону ( $s^1$ ), сильно удаленному от ядра, благодаря чему для них характерны низкие потенциалы ионизации и сильные восстановительные свойства.

Наиболее чувствительным методом качественного определения этих металлов является фотометрия. При внесении в пламя горелки соли щелочного металла она разлагается, и пары освободившегося металла окрашивают пламя в характерный для каждого металла цвет:

$\text{Li}^+$	$\text{Na}^+$	$\text{K}^+$	$\text{Rb}^+$	$\text{Cs}^+$
темно-красный	желтый	фиолетовый	пурпурно-красный	синий

Свойства металлов и некоторые физические константы представлены в табл. 1.1.

Таблица 1.1

**Свойства элементов IA-подгруппы**

Свойства	${}^3\text{Li}$	${}^{11}\text{Na}$	${}^{19}\text{K}$	${}^{37}\text{Rb}$	${}^{55}\text{Cs}$	${}^{87}\text{Fr}$
Металлический радиус атома, Å	1,55	1,89	2,36	2,48	2,68	2,80
Радиус иона $\text{Э}^+$ , Å	0,68	0,98	1,33	1,49	1,65	1,75
$\Delta H_{\text{гидр}} \text{Э}^+$ , кДж/моль	-500	-390	-305	-280	-246	-
Потенциал ионизации, В $\text{Э}^0 \rightarrow \text{Э}^+$	5,39	5,14	4,34	4,18	3,89	3,98
Относительная электроотрицательность	0,98	0,93	0,82	0,82	0,79	-
Плотность, г/см <sup>3</sup>	0,534	0,968	0,862	1,520	1,870	2,100
Температура плавления, °С	179,0	97,8	63,6	39,0	28,0	23,0
Температура кипения, °С	1331	882,9	760	696	685	615
Наличие в земной коре, % (мас.)	0,0065	2,4	2,60	0,031	0,0007	-

**Распространение в природе и получение.** Литий достаточно широко распространен в земной коре (0,0065%). Наибольшую ценность имеют минералы *сподумен*  $\text{LiAl}(\text{SiO}_3)_2$ , *амблигонит*  $\text{LiAl}(\text{PO}_4)\text{F}$  и *лепидолит*  $\text{Li}_2\text{Al}_2(\text{SiO}_3)_3(\text{F}, \text{OH})_2$ .

*Получают* литий вакуум-термическим восстановлением сподумена или оксида лития, используя в качестве восстановителя кремний или алюминий, а также электролизом расплава эвтектической смеси  $\text{LiCl} - \text{KCl}$ . Особо чистый литий получают электролизом расплава эвтектической смеси хлорида и бромиды лития. Его хранят под слоем вазелина или парафина в запаянных сосудах.

*Натрий* — один из наиболее распространенных элементов на Земле (2,4%). Он обнаружен в атмосфере Солнца и в межзвездном пространстве. Огромное количество солей натрия находится в гидросфере. Важнейшие минералы натрия:  $\text{NaCl}$  (*каменная соль*, *галит*),  $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$  (*мирабилит*, *глауберова соль*),  $\text{Na}_3\text{AlF}_6$  (*криолит*),  $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$  (*бура*) и др. В сочетании с другими элементами он входит в состав многих природных силикатов и алюмосиликатов. Соединения натрия содержатся в растительных и животных организмах.

*Получают* натрий электролизом расплавов  $\text{NaCl}$  или  $\text{NaOH}$ . Натрий хранят под керосином или в запаянных сосудах.

*Калий*, как и натрий, относится к довольно распространенным элементам (2,6%). Наиболее важными минералами являются: *сильвин* KCl, *сильвинит* NaCl·KCl, *карналлит* KCl·MgCl<sub>2</sub>·6H<sub>2</sub>O, *каинит* KCl·MgSO<sub>4</sub>·3H<sub>2</sub>O.

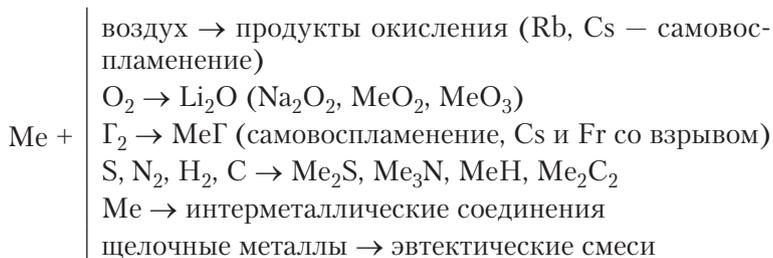
*Рубидий и цезий* содержатся в минералах калия.

В технике калий *получают* натрий-термическим методом из расплавленного гидроксида или хлорида, рубидий и цезий — методами металлотермии и термическим разложением соединений. Калий и его аналоги хранят в запаянных сосудах. Калий, кроме того, можно хранить в керосине.

*Франций* радиоактивен, стабильных изотопов не имеет. Содержание его в продуктах радиоактивного распада урана ничтожно мало ( $4 \cdot 10^{-28}$  г на 1 г природного урана). Его получают искусственно. Наиболее долгоживущий изотоп <sup>212</sup>Fg ( $T_{1/2} = 20$  мин) образуется при облучении урана протонами. Свойства его изучены недостаточно.

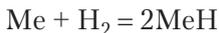
**Физические и химические свойства.** В виде простых веществ металлы IA-подгруппы — блестящие серебристо-белые (за исключением золотисто-желтого цезия) вещества. Основные физические свойства этих металлов приведены в табл. 1.1. Как видно из приведенных данных, это довольно легкие металлы (Li, Na и K легче воды), температуры плавления и кипения невысокие. Эти металлы очень мягкие и легко режутся ножом. Характерно, что от лития к натрию и далее к калию значения большинства констант меняются довольно резко.

Взаимодействие с простыми веществами представлено на схеме:



Щелочные металлы обладают высокой химической активностью, которая возрастает от лития к цезию. На воздухе окисляются: литий образует оксид Li<sub>2</sub>O (темно-серый налет), натрий — пероксид Na<sub>2</sub>O<sub>2</sub>, а калий, рубидий и цезий — надпероксиды MeO<sub>2</sub> и озониды MeO<sub>3</sub> (рыхлые продукты взаимодействия).

Восстановительная способность этих металлов настолько велика, что они восстанавливают даже атомы водорода до H<sup>-</sup>:



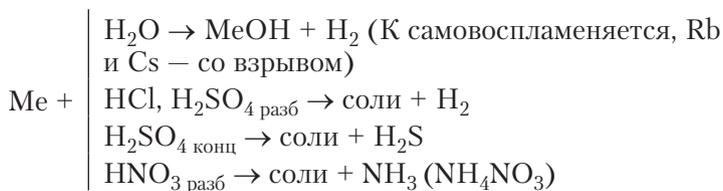
В атмосфере галогенов (фтора и хлора, а также в парах брома и иода) они самовоспламеняются при обычных условиях, цезий и франций — со взрывом. При нагревании непосредственно соединяются с серой, углеродом, водородом и другими неметаллами, образуя бинарные соединения: *сульфиды*  $\text{Me}_2\text{S}$ , *нитриды*  $\text{Me}_3\text{N}$ , *карбиды* (*ацетилениды*)  $\text{Me}_2\text{C}_2$  и *гидриды*  $\text{MeH}$ . При сплавлении натрия с серой образуются персульфиды типа  $\text{Na}_2\text{S}_2$ ,  $\text{Na}_2\text{S}_3$ ,  $\text{Na}_2\text{S}_4$  и  $\text{Na}_2\text{S}_5$ . Сульфид, селенид, теллурид натрия образуются при непосредственном взаимодействии компонентов в вакууме.

С большинством металлов образуют интерметаллические соединения, с магнием, алюминием, цинком и с некоторыми другими — ограниченные твердые растворы, а с щелочными металлами — эвтектические смеси. Эвтектический сплав 24% Na и 76% K в обычных условиях представляет собой жидкость ( $t_{\text{пл}} = -12,6^\circ\text{C}$ ).

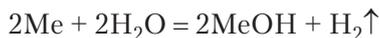
Литий при температуре выше  $200^\circ\text{C}$  загорается.

По химической активности литий уступает некоторым металлам, хотя значение его стандартного электродного потенциала наиболее отрицательное ( $E^\circ_{298} = -3,05\text{ В}$ ). Это обусловлено большой энтальпией гидратации иона  $\text{Li}^+$ .

*Отношение к воде и кислотам.* Взаимодействие с водой и кислотами представлено на схеме:



Все щелочные металлы энергично разлагают воду, выделяя из нее водород:

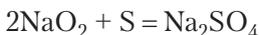
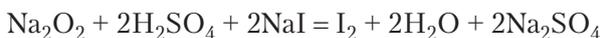
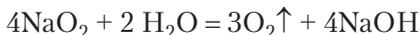
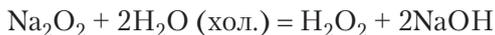


Взаимодействие калия с водой сопровождается самовоспламенением выделяющегося водорода, а взаимодействие Rb и Cs — даже взрывом.

Еще легче они взаимодействуют с кислотами, вытесняя водород из разбавленных кислот (кроме азотной). Концентрированную серную и разбавленную азотную кислоты они восстанавливают до  $\text{H}_2\text{S}$  и  $\text{NH}_3$  ( $\text{NH}_4\text{NO}_3$ ) соответственно.

**Свойства соединений металлов подгруппы IA. Соединения с кислородом. Пероксиды.** В ряду  $\text{Li} \rightarrow \text{Na} \rightarrow \text{K} \rightarrow \text{Rb} \rightarrow \text{Cs}$  возрастает тенденция к образованию пероксидных соединений (см. выше).

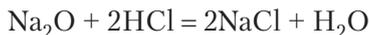
Для лития известен пероксид  $\text{Li}_2\text{O}_2$ , а для натрия — озонид, но устойчивость их существенно ниже, чем для K, Rb и Cs. Все пероксидные соединения легко разлагаются водой и являются очень сильными окислителями:



*Оксиды Э<sub>2</sub>O.* Оксид лития  $\text{Li}_2\text{O}$  и натрия  $\text{Na}_2\text{O}$  — белые твердые вещества.  $\text{Li}_2\text{O}$  получается взаимодействием простых веществ. Оксиды  $\text{Na}_2\text{O}$  и  $\text{K}_2\text{O}$ , желтый  $\text{Rb}_2\text{O}$  и оранжевый  $\text{Cs}_2\text{O}$  получают косвенным путем — восстанавливая пероксиды металлами:



В ряду  $\text{Li}_2\text{O} \rightarrow \text{Na}_2\text{O} \rightarrow \text{K}_2\text{O} \rightarrow \text{Rb}_2\text{O} \rightarrow \text{Cs}_2\text{O}$  активность возрастает. Это типичные основные оксиды. С кислотами, кислотными и амфотерными оксидами образуют соли:



Взаимодействуют с водой, образуя гидроксиды:



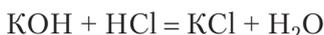
*Гидроксиды MeOH* — бесцветные гигроскопические вещества, хорошо растворимые в воде с выделением большого количества тепла. В водных растворах MeOH являются самыми сильными

основаниями — щелочами (NaOH, KOH, RbOH, CsOH). Из них наибольшее значение в технике имеют гидроксиды натрия (едкий натр или *каустическая сода*) NaOH и калия (едкое кали) KOH. Их получают электролизом водных растворов NaCl и KCl.

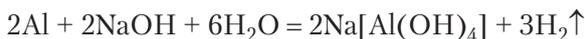
LiOH по растворимости и силе уступает остальным гидроксидам. При накаливании, в отличие от гидроксидов других щелочных металлов, LiOH разлагается:



Гидроксиды щелочных металлов, как и оксиды, энергично растворяются в кислотах, образуя соответствующие соли:



Растворы щелочей разъедают стекло, образуя силикаты  $\text{Me}_2\text{SiO}_3$ , а также поверхность алюминия с образованием алюминатов  $\text{Me}[\text{Al}(\text{OH})_4]$  и водорода  $\text{H}_2$ :

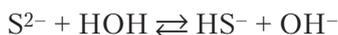
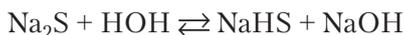


Гидроксид натрия NaOH — белые кристаллы, легко поглощают влагу и углекислый газ из воздуха (образуется гидрокарбонат  $\text{NaHCO}_3$ ):

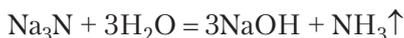


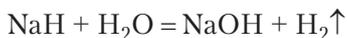
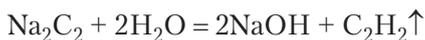
Большинство солей лития и щелочных металлов хорошо растворимы в воде. Трудно растворимыми являются  $\text{LiF}$ ,  $\text{Li}_3\text{PO}_4$ , и гидрокарбонат  $\text{NaHCO}_3$ , перхлораты  $\text{KClO}_4$ ,  $\text{RbClO}_4$ ,  $\text{CsClO}_4$ , а также некоторые комплексные соли: гексанитристокобальтат(III) натрия  $\text{Na}_3[\text{Co}(\text{NO}_2)_6]$  и гексахлороплатинаты(VI) калия и рубидия  $\text{K}_2[\text{PtCl}_6]$ ,  $\text{Rb}_2[\text{PtCl}_6]$ .

**Соединения с неметаллами** представляют собою бинарные соединения — бесцветные кристаллические вещества. Они являются солями или солеподобными соединениями. Соли слабых кислот в водных растворах гидролизуются:

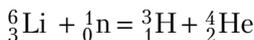


Солеподобные соединения (нитриды, карбиды, гидриды и др.) разлагаются водой:





**Применение.** Важнейшей областью применения лития является атомная энергетика. Его используют как источник получения трития, а также в качестве теплоносителя в атомных реакторах:



*Литий* придает сплавам ряд ценных физико-химических свойств. Например, у сплавов алюминия с содержанием до 1% Li повышаются механическая прочность и коррозионная стойкость, введение 2% Li в техническую медь значительно увеличивает ее электрическую проводимость и т.д. Гидроксид лития LiOH применяется в качестве электролита в аккумуляторах. Минералы и искусственные соединения лития (алюминат, титанат, карбонат, силикат, молибдат и др.) применяются при производстве эмалей, специальных стекол, пропускающих ультрафиолетовые лучи, и др.

Металлорганические соединения лития широко применяются в органическом синтезе.

*Натрий* используется в качестве теплоносителя в ядерных энергетических установках, в металлотермии, а также в клапанах авиационных двигателей, в химических производствах, где требуется равномерный обогрев в пределах 450—650°С. Металлический натрий и его жидкий сплав с калием используются в органическом синтезе. Амальгама натрия часто применяется как восстановитель. Гидроксид натрия используется при производстве мыла, красок, целлюлозы и др., входит в состав растворителей неактивных металлов, а также элементарных и сложных полупроводниковых материалов.

Хлорид натрия является основой для целого ряда важнейших производств, таких как производство натрия, едкого натра, соды, хлора и др.

Карбонаты натрия применяются во многих отраслях промышленности: химической, мыловаренной, бумажной, текстильной, пищевой и др.

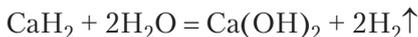
Около 90% добываемых солей *калия* (в виде  $\text{KNO}_3$ ,  $\text{KCl}$ ,  $\text{K}_2\text{SO}_4$  и др.) используются в качестве удобрений, при производстве стекол, мыла и др. Соединения калия, *рубидия*, *цезия* и *франция* используются в медицине.

**Токсичность элементов.** Практически опасность представляют лишь щелочные металлы и их гидроксиды, вызывая ожоги кожи. Особенно опасно попадание даже самых малых количеств щелочей в глаза.

### 1.3. Образцы решения задач

**Пример 1.** В результате реакции взаимодействия гидрида кальция с водой выделилось 5,6 л газа (н.у.). Рассчитайте массу гидрида кальция, вступившего в реакцию.

*Решение.* Напишем уравнение соответствующей реакции:



Согласно условию задачи выделилось 5,6 л газа.

Из уравнения реакции следует, что если в реакцию вступает 1 моль, т.е. 42 г гидрида кальция, выделяется 2 моля газа, т.е. 44,8 л  $\text{H}_2$ .

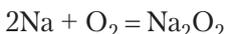
Отсюда

$$m(\text{CaH}_2) = \frac{42 \cdot 5,6}{44,8} = 5,25 \text{ г.}$$

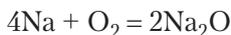
*Ответ:* 5,25 г.

**Пример 2.** Напишите уравнения реакций, протекающих при горении натрия и взаимодействии натрия с кислородом воздуха на холоде и во влажном воздухе.

*Решение.* При горении натрия образуется пероксид:



При взаимодействии с кислородом воздуха на холоде образуется оксид:



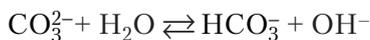
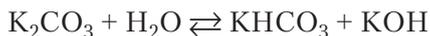
Во влажном воздухе образуется гидроксид натрия:



**Пример 3.** Какую реакцию среды имеют растворы нитрата и карбоната калия? Напишите уравнения соответствующих реакций в молекулярном и ионно-молекулярном виде.

*Решение.* Нитрат калия образован сильным основанием и сильной кислотой и гидролизу не подвергается. Реакция среды нейтральная,  $\text{pH} = 7$ .

Карбонат калия образован сильным основанием и слабой кислотой. Соль гидролизуеться по аниону, в результате образуются щелочь и кислая соль. Реакция среды щелочная,  $\text{pH} > 7$ . Соответствующие уравнения:



## Контрольные вопросы и задания

1. Из представленных веществ выпишите те, которые соответствуют гидридам. Сделанный выбор мотивируйте.



2. Укажите, какую роль в окислительно-восстановительных реакциях могут выполнять:

а) молекулы  $\text{H}_2$ ;

б) ионы  $\text{H}^+$  ( $\text{H}_3\text{O}^+$ );

в) ионы  $\text{H}^-$ .

Напишите уравнения соответствующих реакций.

3. Напишите электронные паспорта калия и цезия. Какой из этих металлов является более сильным восстановителем? Почему?

4. Как в группах  $s$ -элементов изменяются радиусы атомов, энергия ионизации, сродство к электрону, электроотрицательность?

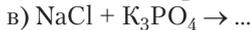
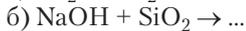
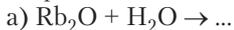
5. Напишите названия следующих веществ:  $\text{Na}_2\text{S}$ ,  $\text{K}_2\text{O}_2$ ,  $\text{NaO}_2$ ,  $\text{RbO}_3$ .

6. Напишите формулы следующих веществ: надпероксид цезия; гидроортофосфат цезия; гидросульфид лития.

7. Напишите формулы следующих веществ: ацетиленид лития; нитрид рубидия; гидрокарбонат рубидия.

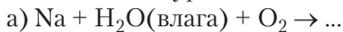
8. Определите изменение рН среды при обработке натрия водой и разбавленной бромоводородной кислотой. Ответ подтвердите уравнениями соответствующих реакций.

9. Напишите уравнения следующих реакций, протекающих в водном растворе:



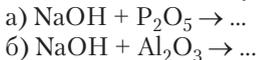
10. Через раствор гидроксида калия пропускают газы: диоксид серы, сероводород, иодоводород, хлор. Напишите уравнения возможных реакций.

11. Напишите уравнения окислительно-восстановительных реакций:





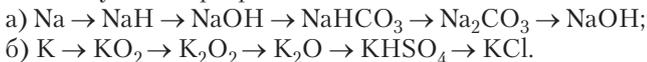
12. Напишите молекулярные и ионные уравнения реакций:



13. Укажите реакцию среды (кислая, щелочная) в растворах солей  $\text{Cs}_2\text{CO}_3$ ,  $\text{KNO}_3$ ,  $\text{RbF}$ ,  $\text{Li}_2\text{S}$ ,  $\text{K}_2\text{SO}_3$ . Напишите уравнения соответствующих реакций.

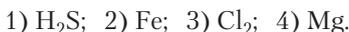
14. К соединениям  $\text{Na}_3\text{N}$ ,  $\text{Li}_2\text{C}_2$  и  $\text{RbH}$  (по отдельности) добавляют воду. Напишите уравнения соответствующих реакций.

15. Напишите уравнения реакций, при помощи которых можно осуществить следующие превращения:

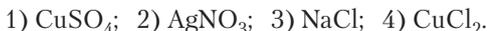


## Тесты

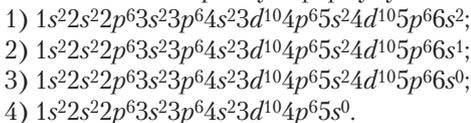
1. Укажите, по отношению к какому веществу атомарный водород проявляет восстановительные свойства:



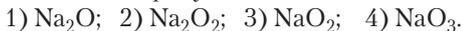
2. Укажите, электролизом водного раствора какого вещества можно получить водород:



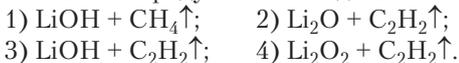
3. Укажите электронную формулу иона  $\text{Cs}^+$ :



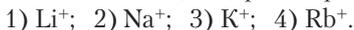
4. Укажите продукты взаимодействия натрия с кислородом воздуха:



5. Укажите продукты взаимодействия карбида лития с водой:



6. Укажите ион, который окрашивает пламя в желтый цвет:



7. Укажите продукты взаимодействия раствора едкого натра с алюминием:

- 1)  $\text{Al}(\text{OH})_3 + \text{Na}_2\text{O}$ ;    2)  $\text{NaAlO}_2 + \text{H}_2\text{O}$ ;  
3)  $\text{Al}_2\text{O}_3 + \text{NaH}$ ;        4)  $\text{Na}[\text{Al}(\text{OH})_4] + \text{H}_2\uparrow$ .

8. Укажите продукты взаимодействия сульфида лития с водой:

- 1)  $\text{LiOH} + \text{H}_2\text{S}$ ;        2)  $\text{Li}_2\text{O} + \text{H}_2\text{S}$ ;  
3)  $\text{LiOH} + \text{LiHS}$ ;        4) не взаимодействует.

9. Укажите продукты взаимодействия калия с кислородом воздуха:

- 1)  $\text{K}_2\text{O}$ ;    2)  $\text{KO}_3$ ;    3)  $\text{K}_2\text{O}_2$ ;    4)  $\text{KO}_2$ .

10. Укажите продукты взаимодействия калия с концентрированной серной кислотой:

- 1)  $\text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2$ ;        2)  $\text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{S}$ ;  
3)  $\text{K}_2\text{SO}_4 + \text{S}$ ;        4)  $\text{K}_2\text{SO}_4 + \text{SO}_2$ .

## Глава 2

### ЭЛЕМЕНТЫ ПОДГРУППЫ IIA

**Общая характеристика элементов подгруппы IIA.** *s*-Элементами II группы периодической системы Д. И. Менделеева являются типические элементы — бериллий Be, магний Mg, а также элементы подгруппы кальция — кальций Ca, стронций Sr, барий Ba, радий Ra. Атомы всех этих элементов имеют на внешнем электронном уровне по два электрона ( $s^2$ ) и проявляют степень окисления +2. Элементы подгруппы кальция имеют групповое название «щелочноземельные металлы», так как их гидроксиды обладают щелочными свойствами, а оксиды сходны с оксидами алюминия и тяжелых металлов (так называемых земель).

Бериллий и, отчасти, магний существенно отличаются от остальных металлов.

Катионы  $Ca^{2+}$ ,  $Sr^{2+}$  и  $Ba^{2+}$  окрашивают пламя газовой горелки в различные цвета:

$Ca^{2+}$	$Sr^{2+}$	$Ba^{2+}$
кирпично-красный	карминово-красный	желтовато-зеленый

Некоторые физические константы и свойства элементов IIA-подгруппы представлены в табл. 2.1.

*Таблица 2.1*

**Свойства металлов IIA-подгруппы**

Свойства	${}_4\text{Be}$	${}_{12}\text{Mg}$	${}_{20}\text{Ca}$	${}_{38}\text{Sr}$	${}_{56}\text{Ba}$	${}_{88}\text{Ra}$
Радиус атома, Å	1,13	1,60	1,97	2,15	2,21	2,35
Радиус иона $\text{Э}^{2+}$ , Å	0,34	0,74	1,04	1,20	1,33	1,44
Энергия ионизации, В: $\text{Э}^0 \rightarrow \text{Э}^+$ $\text{Э}^+ \rightarrow \text{Э}^{2+}$	9,32 18,21	7,65 15,03	6,11 11,87	5,69 11,03	5,21 10,00	5,28 10,15
Относительная электроотрицательность	1,57	1,31	1,00	0,95	0,89	0,90
Плотность, г/см <sup>3</sup>	1,86	1,74	1,54	2,60	3,76	6,00

Свойства	${}_4\text{Be}$	${}_{12}\text{Mg}$	${}_{20}\text{Ca}$	${}_{38}\text{Sr}$	${}_{56}\text{Ba}$	${}_{88}\text{Ra}$
Температура плавления, °С	1284	651	851	757	710	700
Температура кипения, °С	2474	1107	1492	1380	1637	1340
Стандартный электродный потенциал $\text{Э} \rightarrow \text{Э}^{2+} + 2\text{е}$ , В	-1,85	-2,36	-2,87	-2,89	-2,91	-2,92
Наличие в земной коре, % (мас.)	$1,2 \cdot 10^{-3}$	2,0	2,0	$1 \cdot 10^{-2}$	$5,7 \cdot 10^{-3}$	$1 \cdot 10^{-10}$

В ряду рассматриваемых элементов с увеличением порядкового номера энергия ионизации атомов уменьшается, радиусы атомов и ионов увеличиваются, металлические свойства химических элементов усиливаются. Температуры плавления и кипения изменяются нелинейно.

## 2.1. Бериллий. Магний. Подгруппа кальция

**Распространение в природе и получение.** Магний и кальций — распространенные на Земле элементы (магний — восьмой, кальций — шестой), а остальные элементы более редкие. Стронций и радий — радиоактивные элементы.

В земной коре *бериллий* находится в виде минералов: *берилл*  $\text{Be}_3\text{Al}_2(\text{SiO}_3)_6$ , *фенакит*  $\text{Be}_2\text{SiO}_4$ . Окрашенные примесями прозрачные разновидности берилла (зеленые *изумруды*, голубые *аквамарины* и др.) — драгоценные камни. Известно 54 собственно бериллиевых минералов, важнейшие из них — берилл (и его разновидности — изумруд, аквамарин, гелиодор, воробьевит, ростерит, бацит).

*Магний* входит в состав силикатных (среди них преобладает *оливин*  $\text{Mg}_2\text{SiO}_4$ ), карбонатных (*доломит*  $\text{CaMg}(\text{CO}_3)_2$ , *магнезит*  $\text{MgCO}_3$ ) и хлоридных минералов (*карналлит*  $\text{KCl} \cdot \text{MgCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ ). Большое количество магния содержится в морской воде (до 0,38%  $\text{MgCl}_2$ ) и в воде некоторых озер (до 30%  $\text{MgCl}_2$ ).

*Кальций* содержится в виде силикатов и алюмосиликатов в горных породах (граниты, гнейсы и др.), карбоната в виде *кальцита*  $\text{CaCO}_3$ , смеси кальцита и доломита (*мрамор*), сульфата (*ангидрит*  $\text{CaSO}_4$  и *гипс*  $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ ) а также фторида (*флюорит*  $\text{CaF}_2$ ) и фосфата (*апатит*  $\text{Ca}_5(\text{PO}_4)_3$ ) и др.

Важнейшие минералы *стронция* и *бария*: карбонаты (*стронцианит*  $\text{SrCO}_3$ , *витерит*  $\text{BaCO}_3$ ) и сульфаты (*целестин*  $\text{SrSO}_4$ , *барит*  $\text{BaSO}_4$ ). *Радий* встречается в урановых рудах.

В промышленности бериллий, магний, кальций, стронций и барий получают:

- 1) электролизом расплавов хлоридов  $\text{MeCl}_2$ , в которые для понижения температуры плавления добавляют  $\text{NaCl}$  или другие хлориды;
- 2) металло- и углетермическим методами при температурах 1000–1300°С.

Особо чистый бериллий получают зонной плавкой. Для получения чистого магния (99,999% Mg) технический магний многократно сублимируют в вакууме. Барий высокой чистоты получают алюминотермическим методом из  $\text{BaO}$ .

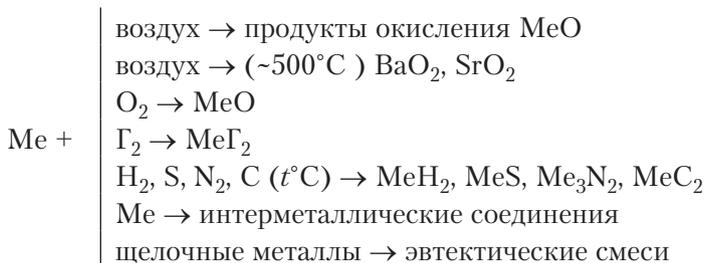
**Физические и химические свойства.** В виде простых веществ это — блестящие серебристо-белые металлы, бериллий — твердый (им можно резать стекло), но хрупкий, остальные мягкие и пластичные. Особенностью бериллия является то, что он покрывается на воздухе тонкой оксидной пленкой, защищающей металл от действия кислорода даже при высоких температурах. Выше 800°С происходит окисление бериллия, а при температуре 1200°С металлический бериллий сгорает, превращаясь в белый порошок  $\text{BeO}$ .

С увеличением порядкового номера элемента плотность, температуры плавления и кипения возрастают. Электроотрицательность элементов этой группы различна. Для Be она довольно высока ( $\chi = 1,57$ ), что обуславливает амфотерный характер его соединений.

Все металлы в свободном виде менее реакционноспособны по сравнению со щелочными металлами, но довольно активны (их также хранят под керосином в запаянных сосудах, а кальций обычно в плотно закрывающихся металлических банках).

*Взаимодействие с простыми веществами.* Химическая активность металлов увеличивается по подгруппе сверху вниз с ростом порядкового номера.

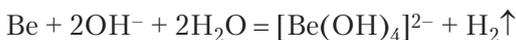
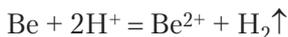
На воздухе они окисляются с образованием оксидов  $\text{MeO}$ , а стронций и барий при нагревании на воздухе до ~500°С образуют пероксиды  $\text{MeO}_2$ , которые при более высокой температуре разлагаются на оксид и кислород. Взаимодействие с простыми веществами представлено на схеме:



Все металлы активно взаимодействуют с неметаллами: с кислородом они образуют оксиды  $MeO$  ( $Me = Be - Ra$ ), с галогенами — галогениды, например хлориды  $MeCl_2$ , с водородом — гидриды  $MeH_2$ , с серой — сульфиды  $MeS$ , с азотом — нитриды  $Me_3N_2$ , с углеродом — карбиды (ацетилениды)  $MeC_2$ , и т.д.

С металлами они образуют эвтектические смеси, твердые растворы и интерметаллические соединения. Бериллий с некоторыми  $d$ -элементами образует бериллиды — соединения переменного состава  $MeBe_{12}$  ( $Me = Ti, Nb, Ta, Mo$ ),  $MeBe_{11}$  ( $Me = Nb, Ta$ ), характеризующиеся высокими температурами плавления и устойчивостью к окислению при нагревании до  $1200-1600^\circ C$ .

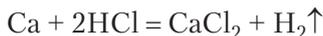
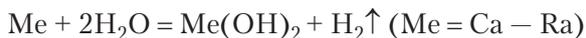
*Отношение к воде, кислотам и щелочам.* Бериллий на воздухе покрыт оксидной пленкой, которая обуславливает его пониженную химическую активность и препятствует взаимодействию его с водой. Он проявляет амфотерные свойства, реагирует с кислотами и щелочами с выделением водорода. При этом образуются соли катионного и анионного типов:



Концентрированными холодными  $HNO_3$  и  $H_2SO_4$  бериллий пассивируется.

Магний, как и бериллий, устойчив по отношению к воде. С холодной водой он взаимодействует очень медленно, так как образующийся  $Mg(OH)_2$  плохо растворим; при нагревании реакция ускоряется за счет растворения  $Mg(OH)_2$ . В кислотах он растворяется очень энергично. Исключение составляют  $HF$  и  $H_3PO_4$ , образующие с ним малорастворимые соединения. Со щелочами магний, в отличие от бериллия, не взаимодействует.

Металлы подгруппы кальция (щелочноземельные) реагируют с водой и разбавленными соляной и серной кислотами с выделением водорода и образованием соответствующих гидроксидов и солей:



Со щелочами, аналогично магнию, не взаимодействуют.

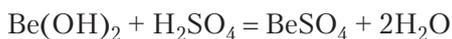
**Свойства соединений элементов подгруппы IIIA. Соединения с кислородом.** Оксид и гидроксид бериллия обладают амфотерным характером, остальные — основным. Хорошо растворимыми

в воде основаниями являются  $\text{Sr}(\text{OH})_2$  и  $\text{Ba}(\text{OH})_2$ , их относят к щелочам.

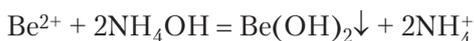
Оксид  $\text{BeO}$  тугоплавок ( $t_{\text{пл}} = 2530^\circ\text{C}$ ), обладает повышенной теплопроводностью и, после предварительно прокаливания при  $400^\circ\text{C}$ , химической инертностью. Обладает амфотерным характером, взаимодействует при сплавлении и с кислотными, и с основными оксидами, а также с кислотами и щелочами при нагревании, образуя соответственно соли бериллия и бериллаты:



Аналогичным образом ведет себя и соответствующий гидроксид бериллия  $\text{Be}(\text{OH})_2$  — не растворяясь в воде, он растворим и в кислотах, и в щелочах:



Для его осаждения применяют не щелочь, а слабое основание — гидроксид аммония:

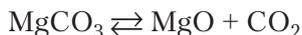


Гидролиз солей бериллия протекает с образованием осадков малорастворимых основных солей, например:



Растворимы бериллаты только щелочных металлов.

Оксид  $\text{MgO}$  (*жженная магнезия*) — тугоплавкое ( $t_{\text{пл}} = 2800^\circ\text{C}$ ) инертное вещество. В технике его получают термическим разложением карбоната:

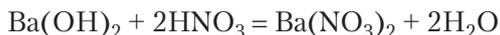


Мелкокристаллический  $\text{MgO}$ , напротив, химически активен, является основным оксидом. Он взаимодействует с водой, поглощает  $\text{CO}_2$ , легко растворяется в кислотах.

Оксиды *щелочноземельных металлов* получают в лаборатории термическим разложением соответствующих карбонатов или нитратов:



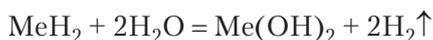
в промышленности — термическим разложением природных карбонатов. Оксиды энергично взаимодействуют с водой, образуя сильные основания, по силе уступающие лишь щелочам. В ряду  $\text{Be}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{Ca}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{Sr}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{Ba}(\text{OH})_2$  усиливается основной характер гидроксидов, их растворимость и термическая устойчивость. Все они энергично взаимодействуют с кислотами с образованием соответствующих солей:



В отличие от солей бериллия, растворимые в воде соли щелочноземельных металлов и магния гидролизу по катиону не подвергаются.

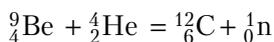
Растворимость в воде солей элементов IIА-подгруппы различна. Хорошо растворимыми являются хлориды, бромиды, иодиды, сульфиды (Са — Ва), нитраты, нитриты (Mg — Ва). Малорастворимыми и практически нерастворимыми — фториды (Mg — Ва), сульфаты (Са — Ва), ортофосфаты, карбонаты, силикаты.

**Соединения с водородом и неметаллами.** Гидриды  $\text{MeH}_2$ , нитриды  $\text{Me}_3\text{N}_2$ , карбиды (ацетилениды)  $\text{MeC}_2$  неустойчивы, разлагаются водой с образованием соответствующих гидроксидов и водорода или водородных соединений неметаллов:



**Применение.** Бериллий легко образует сплавы со многими металлами, придавая им большую твердость, прочность, жаростойкость и коррозионную стойкость. Уникальными свойствами обладают бериллиевые бронзы (сплавы меди с 1—3% бериллия). В отличие от чистого бериллия, они хорошо поддаются механической обработке, из них можно, например, изготовить ленты толщиной всего 0,1 мм. Разрывная прочность этих бронз больше, чем у многих легированных сталей. При старении их прочность возрастает. Они немагнитные, обладают высокими показателями электро- и теплопроводности. Благодаря такому комплексу свойств они широко используются в авиационной и космической технике. В атомных реакторах бериллий используется как замед-

литель и отражатель нейтронов. В смеси с препаратами радия он служит источником нейтронов, образующихся при действии на Ве альфа-частиц:



ВеО применяют в качестве химически стойкого и огнеупорного материала для изготовления тиглей и специальной керамики.

*Магний* в основном используется для производства «сверхлегких» сплавов, в металлотермии — для производства Ti, Zr, V, U и др. Наиболее важный сплав магния — *электрон* (3–10%  $\text{Al}_2\text{O}_3$ , 2–3% Zn, остальное Mg), который благодаря его прочности и малой плотности ( $1,8 \text{ г/см}^3$ ) применяют в ракетной технике и авиастроении. Смеси порошка магния с окислителями применяются для осветительных и зажигательных ракет, снарядов, в фото- и осветительной технике. Жженую магнезию MgO применяют в производстве магния, в качестве наполнителя в производстве резины, для очистки нефтепродуктов, в производстве огнеупоров, строительных материалов и др.

Хлорид  $\text{MgCl}_2$  применяется для получения магния, в производстве магниезального цемента, который получают смешиванием предварительно прокаленного MgO с 30%-ным водным раствором  $\text{MgCl}_2$ . Эта смесь постепенно превращается в белую твердую массу, устойчивую по отношению к кислотам и щелочам.

Основное применение металлического *кальция* — восстановитель при получении многих переходных металлов, урана, редкоземельных элементов (РЗЭ).

Карбид кальция  $\text{CaC}_2$  — для производства ацетилена, CaO — при получении хлорной извести,  $\text{Ca(OH)}_2$ ,  $\text{CaCO}_3$ ,  $\text{CaSO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$  — в строительстве.  $\text{Ca(OH)}_2$  (*известковое молоко, гашеная известь*) применяется в качестве дешевого растворимого основания. Природные соединения кальция широко применяются в производстве вяжущих материалов для строительных растворов, для изготовления бетона, строительных деталей и конструкций. К вяжущим веществам относятся *цементы, гипсовые материалы, известь* и др. Гипсовые материалы — это прежде всего *жженный гипс*, или *алебастр*, — гидрат состава  $2\text{CaSO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$ . Главное применение *стронция* и *бария* — газопоглотители в электровакуумных приборах. Раствор  $\text{Ba(OH)}_2$  (*баритовая вода, едкий барит*) — лабораторный реактив для качественной реакции на  $\text{CO}_2$ . Титанат бария ( $\text{BaTiO}_3$ ) — основной компонент диэлектриков, пьезо- и сегнетоэлектриков.

**Токсичность элементов.** Все соединения бериллия токсичны! Особенно опасна пыль бериллия и его соединений. Стронций