|  |  |
| --- | --- |
| ***Дисциплина*** | *Химия* |
| ***Группа*** | *ЛАБ19* |
| ***Тема занятия*** | **Подгруппа алюминия. Алюминий. Амфотерность его соединений** |
| ***Срок выполнения*** | ***20.09-22.09.21*** |
| ***Критерии оценивания*** | ***Своевременность выполнения задания,***  ***Точность ответов на вопросы,***  ***Качество конспекта.*** |

***ОТВЕТЫ сдать преподавателю на следующем уроке,***

***или (ФОТО (кроме формата heic) либо СКАН (формат JPG или PDF) отправить на электронную почту*** [***So-nata-2020@yandex.ru***](mailto:So-nata-2020@yandex.ru)

***Переписать всё, что выделено цветом, ответить на контрольные вопросы***

ТЕМА: **Подгруппа алюминия**. **Алюминий. Амфотерность его соединений**

ПОДГРУППА АЛЮМИНИЯ Свойства элементов подгруппы алюминия

|  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- |
| Атомный номер | Название | Электронная конфигурация | r г/см3 | t°пл. °C | t°кип. °C | ЭО | ПИ эВ | Атомный радиус, нм | Степень окисления |
| 5 | Бор B | [He] 2s22p1 | 2,35 | 2300 | 2550 | 2,0 | 8,3 | 0,095 | +3 |
| 13 | Алюминий Al | [Ne] 3s23p1 | 2,70 | 660 | 2467 | 1,47 | 6,0 | 0,143 | +3 |
| 31 | Галлий Ga | [Ar] 3d10 4s24p1 | 5,91 | 30 | 2227 | 1,6 | 6,0 | 0,122 | +3 |
| 49 | Индий In | [Kr] 4d10 5s2 5p1 | 7,30 | 156 | 2047 | 1.7 | 5,8 | 0,162 | +1,+2,+3 |
| 81 | Таллий Tl | [Xe]4f145d106s26p1 | 11,85 | 303 | 1457 | 1,8 | 6,1 | 0,167 | +1,+3 |

Физические свойства

1. С увеличением атомной массы усиливается металлический характер элементов (В – неметалл; остальные – металлы).
2. Бор значительно отличается по свойствам от других элементов (высокие т.пл., т.кип., твердость; инертность). Остальные элементы – легкоплавкие металлы, In и Tl - очень мягкие.

Химические свойства

1. Все элементы трехвалентны, но с повышением атомной массы приобретает значение валентность, равная единице (Tl в основном одновалентен).
2. Основность гидроксидов R(OH)3 возрастает с увеличением атомной массы (H3BO3 - слабая кислота, Al(OH)3 и Ga(OH)3 - амфотерные основания, ln(OH)3 и Tl(OH)3 -типичные основания, TlOH - сильное основание).
3. Металлы подгруппы алюминия (Al, Ga, In, Tl) химически достаточно активны (реагируют с кислотами, щелочами (Al, Ga), галогенами).
4. Соли элементов подгруппы алюминия в большинстве случаев подвергаются гидролизу по катиону. Устойчивы лишь соли одновалентного таллия.
5. Al и Ga защищены тонкой оксидной пленкой; Tl разрушается при действии влажного воздуха, (хранят в керосине).

**Алюминий**

Открыт Х.К.Эрстедом в 1825 г.

Четвертый по распространённости элемент в земной коре.

Физические свойства

Серебристо-белый металл, (ρ=2,7 г/см3), пластичный, высокая тепло- и электропроводность.  
t°пл.= 660°C.

Нахождение в природе

Бокситы – Al2O3• H2O (с примесями SiO2, Fe2O3, CaCO3),  
нефелины – KNa3[AlSiO4]4,  
алуниты - KAl(SO4)2• 2Al(OH)3 и  
глиноземы (смеси каолинов с песком SiO2, известняком CaCO3, магнезитом MgCO3).

**Получение**

Электролиз расплава Al2O3 (в присутствии криолита Na3[AlF6]):

2Al2O3 🡪4Al + 3O2­

Химические свойства

Al – покрыт тонкой и прочной оксидной пленкой (не реагирует с простыми веществами: с H2O (t°); O2, HNO3 (без нагревания)).

Al – активный металл-восстановитель.

Легко реагирует с простыми веществами:

* 1. С кислородом: 4Al0 + 3O2 🡪 2Al+32O3
  2. С галогенами: 2Al0 + 3Br20 🡪 2Al+3Br3
  3. С другими неметаллами (азотом, серой, углеродом) реагирует при нагревании:

2Al0 + 3S –t°🡪 Al2+3S3(сульфид алюминия)

2Al0 + N2 –t°🡪 2Al+3N(нитрид алюминия)

4Al0 + 3С 🡪 Al4+3С3(карбид алюминия)

Сульфид и карбид алюминия полностью гидролизуются:

Al2S3 + 6H2O 🡪 2Al(OH)3¯ + 3H2S­

Al4C3 + 12H2O 🡪 4Al(OH)3¯+ 3CH4­

Со сложными веществами:

* 1. С водой (после удаления защитной оксидной пленки):

2Al0 + 6H2O 🡪 2Al+3(OH)3 + 3H2­

* 1. Со щелочами: 2Al0 + 2NaOH + 6H2O 🡪 2Na[Al+3(OH)4](тетрагидроксоалюминат натрия) + 3H2↑
  2. Легко растворяется в соляной и разбавленной серной киcлотах:

2Al + 6HCl 🡪 2AlCl3 + 3H2­

2Al + 3H2SO4(разб) 🡪 Al2(SO4)3 + 3H2­

При нагревании растворяется в кислотах - окислителях:

2Al + 6H2SO4(конц) 🡪Al2(SO4)3 + 3SO2­ + 6H2O

Al + 6HNO3(конц) 🡪 Al(NO3)3 + 3NO2­ + 3H2O

* 1. Восстанавливает металлы из их оксидов (алюминотермия):

8Al0 + 3Fe3O4 🡪 4Al2O3 + 9Fe

2Al + Cr2O3 🡪 Al2O3 + 2Cr

Применение

Основа легких и прочных сплавов. Раскислитель стали. Используется для получения ряда металлов алюминотермией.

**Оксидалюминия**

**Al2O3 O=Al–O–Al=O**

Глинозем, корунд, окрашенный – рубин (красный), сапфир (синий).

Твердое тугоплавкое (t°пл.=2050°С) вещество; существует в нескольких кристаллических модификациях (a – Al2O3, g – Al2O3).

Получение

4Al + 3O2 🡪 2Al2O3

2Al(OH)3 🡪 Al2O3 + 3H2O

*Амфотерный* оксид с преобладанием основных свойств; с водой не реагирует.

1. Реагирует с кислотами и растворами щелочей:

Как основной оксид:

Al2O3 + 6HCl 🡪 2AlCl3 + 3H2O

Как кислотный оксид:

Al2O3 + 2NaOH + 3H2O 🡪2Na[Al(OH)4]

1. Сплавляется со щелочами или карбонатами щелочных металлов:

Al2O3 + Na2CO3🡪2NaAlO2(алюминат натрия) + CO2­

Al2O3 + 2NaOH 🡪 2NaAlO2 + H2O­

**Гидроксид алюминия** **Al(OH)3**

Получение

1. Осаждением из растворов солей щелочами или гидроксидом аммония:

AlCl3 + 3NaOH 🡪 Al(OH)3¯ + 3NaCl

Al2(SO4)3 + 6NH4OH 🡪 2Al(OH)3¯ + 3(NH4)2SO4

Al3+ + 3OH- 🡪 Al(OH)3¯(белый студенистый)

1. Слабым подкислением растворов алюминатов:

Na[Al(OH)4] + CO2 🡪 Al(OH)3¯ + NaHCO3

*Амфотерный гидроксид:*

Как основание Al(OH)3 + 3HCl 🡪 AlCl3 + 3H2O

Как кислота Al(OH)3 + NaOH 🡪 Na[Al(OH)4](тетрагидроксоалюминат натрия)

**Вопросы для студентов**

1. Почему алюминий встречается в природе только в виде соединений? Обоснуйте ответ. Приведите примеры природных соединений алюминия.
2. На каких физических и химических свойствах алюминия основано применение алюминия и его сплавов в технике?
3. Почему, несмотря на способность алюминия активно реагировать с водой, он используется для изготовления кухонной посуды?
4. Почему в алюминиевой посуде не рекомендуется хранить кислые и щелочные растворы?
5. Поясните, почему при получении гидроксида алюминия следует приливать щёлочь к раствору соли алюминия осторожно, по каплям?