

ХИМИЯ ЭЛЕМЕНТОВ

Характеристика элементов главной подгруппы 3 группы

Работу выполнили:
Студентки Естественнонаучного факультета,
611 группы
Андреева Юлия
Бакунина Евгения
Целищева Олеся



НОМЕР ГРУППЫ И ПОДГРУППЫ. НАЗВАНИЕ ГРУППЫ

- Группа периодической системы — последовательность атомов по возрастанию заряда ядра, включающая один или несколько столбцов в таблице Менделеева.
 - Подгруппы бывают **главные** и **побочные**. Главная подгруппа слева, а побочная — справа. То есть, если элемент выровнен по левому краю, то группа главная, а если по правому — то побочная.
- 3А группа, главная подгруппа, неметалл-бор, металлы- алюминий, индий, талий, галий.

ПЕРЕЧЕНЬ ЭЛЕМЕНТОВ И ИХ СИМВОЛЫ

5

БОР



Ионы бора окрашивают пламя в зеленый цвет.

B

12

АЛЮМИНИЙ



Алюминий сильный, но легкий металл. Часто встречается в банках с газировкой.

Al

31

ГАЛЛИЙ



Ложки, сделанные из галлия, плавятся в горячих напитках.

Ga

49

ИНДИЙ



Индий, при быстром сгибании, издает громкий визгливый звук.

In

81

ТАЛЛИЦІ



ПОВЕРХНОСТЬ ТАЛЛИЦІ ПОСТОЯННО
РАЗЪЕДАЕТСЯ, КАК ЗМЕЯ СБРАСЫВАЕТ
СВОЮ КОЖУ

ТІ

ДИНАМИЧЕСКИЕ ИЗМЕНЕНИЯ СВОЙСТВ В ГРУППЕ

Слева направо по периоду :

- Металлические свойства простых веществ уменьшаются;
- неметаллические свойства увеличиваются;
- радиус атома уменьшается;
- электроотрицательность элементов возрастает;
- восстановительные свойства уменьшаются;
- окислительные свойства увеличиваются;
- основные свойства оксидов и гидроксидов уменьшаются;
- кислотные свойства оксидов и гидроксидов усиливаются;
- идет увеличение числа электронов на внешнем уровне;
- увеличивается максимальная валентность элементов.

Сверху вниз по группе (для главной подгруппы):

- ☐ Металлические свойства простых веществ увеличиваются;
- ☐ неметаллические свойства уменьшаются;
- ☐ радиус атома увеличивается;
- ☐ электроотрицательность элементов уменьшается;
- ☐ основные свойства оксидов и гидроксидов усиливаются;
- ☐ кислотные свойства оксидов и гидроксидов убывают;
- ☐ число электронов на внешнем уровне не меняется.


ОВР ДИНАМИЧЕСКИЙ РЕДОКС

- Окислительно-восстановительный потенциал (редокс-потенциал) — мера способности химического вещества присоединять электроны (восстанавливаться).
- Бор, алюминий, галлий, индий и таллий составляют главную подгруппу III группы элементов периодической системы. Атомы их на внешнем электронном слое содержат по три электрона. В связи с этим присоединение электронов для этих элементов, как и для металлов I и II групп, не характерно и отрицательной валентности они в своих соединениях не проявляют.
- Окислительные свойства бор проявляет образуя бориды в реакции с активными металлами (при нагревании), например Mg_3B_2 .
- При сильном нагревании бор способен восстановить кремний из его оксида: $SiO_2 + 4B \rightarrow Si + B_2O_3$.
- Практически во всех химических реакциях алюминий проявляет восстановительные свойства.


РАЗНООБРАЗИЕ ПРЕДСТАВИТЕЛЕЙ КЛАССОВ В СОЕДИНЕНИЯХ В ПРЕДЕЛАХ ГРУППЫ

Оксиды— это неорганические соединения, состоящие из двух химических элементов, одним из которых является кислород в степени окисления -2.

- B_2O_3 - кислотный оксид
- Al_2O_3 - амфотерный оксид
- Ga_2O_3 - амфотерный оксид
- In_2O_3 - основной оксид
- Tl_2O_3 - основной оксид



Кислоты - сложные вещества, состоящие из одного или нескольких атомов водорода, способных замещаться на атома металлов, и кислотных остатков.

- H_3BO_3 - ортоборная кислота
 - H_2BO_2 -метаборная кислота
 - H_3AlO_3 -ортоалюминиевая кислота
- 

Основания (гидроксиды)-соединения оксидов химических элементов с водой.

- Гидроксид бора $B(OH)_3$ часто представляют как трехосновную борную кислоту H_3BO_3 .
- Гидроксид алюминия — неорганическое вещество, щелочь алюминия, формула $Al(OH)_3$.
- Гидроксид галлия — неорганическое соединение, гидроксид металла галлия с формулой $Ga(OH)_3$, белое аморфное вещество, не растворяется в воде.
- Гидроксид индия — неорганическое соединение, гидроксид металла индия с формулой $In(OH)_3$, белое аморфное вещество, не растворяется в воде.
- Гидроксид таллия — неорганическое соединение, гидроксид металла таллия с формулой $TlOH$, жёлтые кристаллы, хорошо растворимые в воде.

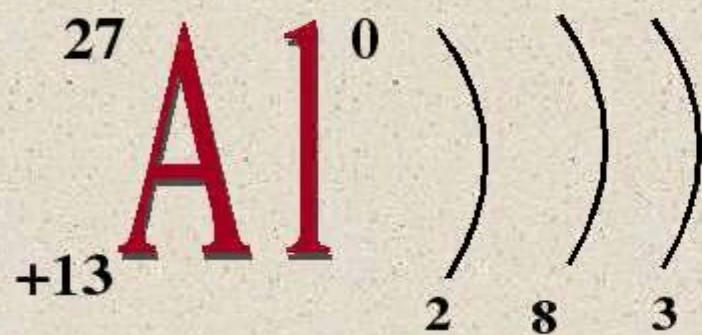
Соли - это сложные вещества, состоящие из атомов металлов и кислотных остатков.

- Средние соли – продукт полного замещения атомов водорода в кислоте на металл. Примеры : TL_2SO_4 , $ALCL_3$.
- Кислые соли – продукт неполного замещения атомов водорода в кислоте на металл. Пример: $AlHSO_3$,
- Основные соли – продукт неполного замещения OH групп основания на кислотный остаток. Примеры: $AlOHSO_4$
- Двойные соли – содержат два разных металла и один кислотный остаток. Пример: $KAl(SO_4)_2$
- Комплексные соли – это соли в которых хотя бы одна связь образована по донорно-акцепторному механизму. Пример: $Na_3[Al(OH)_6]$

ЭЛЕКТРОННОЕ СТРОЕНИЕ ЭЛЕМЕНТОВ В СОСТАВЕ ГРУППЫ. ЭЛЕКТРОННЫЕ ФОРМУЛЫ.



Алюминий



$$P = 13$$

$$\bar{e} = 13$$

$$N = 14$$

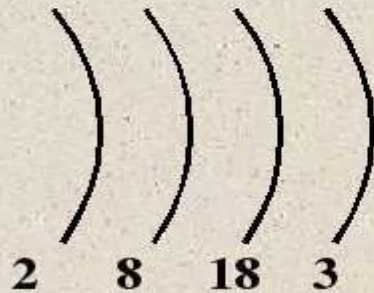
Электронная формула: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$

Галлий

70

Ga

+31



$P = 31$

$\bar{e} = 31$

$N = 39$

Электронная формула: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^1$

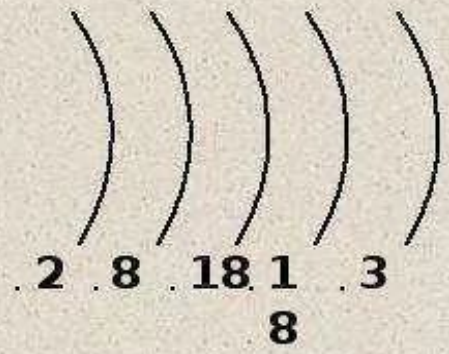
Индий

115

I

+49

n



P = 49

$\bar{e} = 49$

N = 66

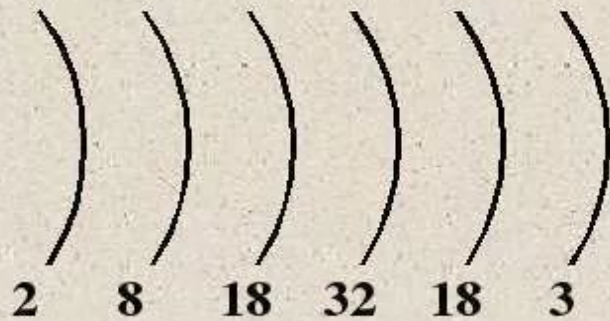
Электронная формула: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d_{10}^1 4s^2 4p^4 4d_{10}^1 5s^2 5p^1$

Таллий

204

Tl

+81

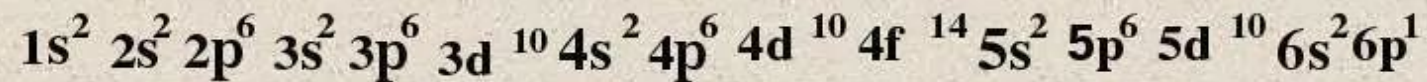


$P = 81$

$\bar{e} = 81$

$N = 123$


Электронная формула:



ВАЛЕНТНЫЕ ЭЛЕКТРОНЫ И ИХ КОЛИЧЕСТВО ДЛЯ ВСЕХ ЭЛЕМЕНТОВ ДАННОЙ ГРУППЫ

Валентные электроны

- **Валентные электроны** – это электроны внешнего уровня и незавершенного предвнешнего подуровня.
- Именно эти электроны определяют химические свойства соединений
- Именно эти электроны участвуют в образовании химических связей.
- ***Число валентных электронов*** показывается **номером группы** в периодической системе элементов (ПСЭ) Менделеева.



Элементы третьей группы главной подгруппы имеют три валентных электрона.

- Валентность Бора (В) равна -3, +3
- Валентность Алюминия (Al) равна +3
- Валентность Галлия (Ga) равна (+2), +3
- Валентность Индия (In) равна (+1), (+2), +3
- Валентность Талия (Tl) равна +1, (+2), +3

примеры +3 – B_2O_3 , H_3BO_3 , Al_2O_3 , $Al(OH)_3$, In_2O_3 , Ca_2O_3 .

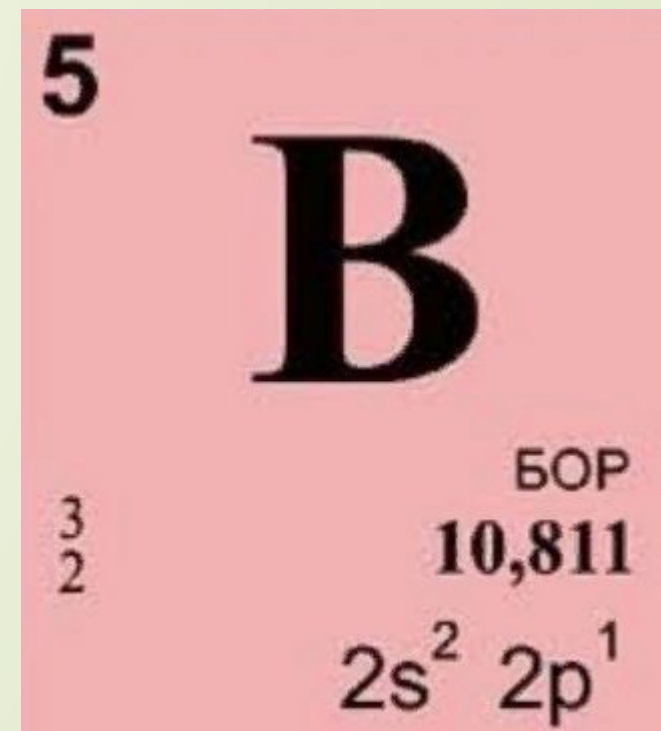
примеры +2 – CaO , InO , TlO .

примеры +1- In_2O , Tl_2O

примеры -3 - Mg_3B_2 .

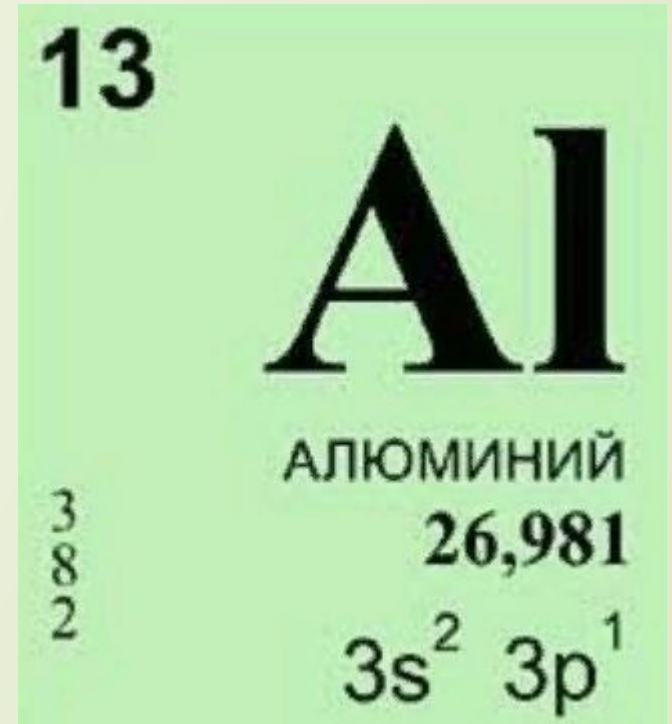
ИЗОТОПНЫЙ СОСТАВ ГРУППЫ

- В природе бор находится в виде двух изотопов ^{10}B и ^{11}B .
- Кроме двух стабильных, известно ещё 12 радиоактивных изотопов бора, из них самым долгоживущим является ^8B



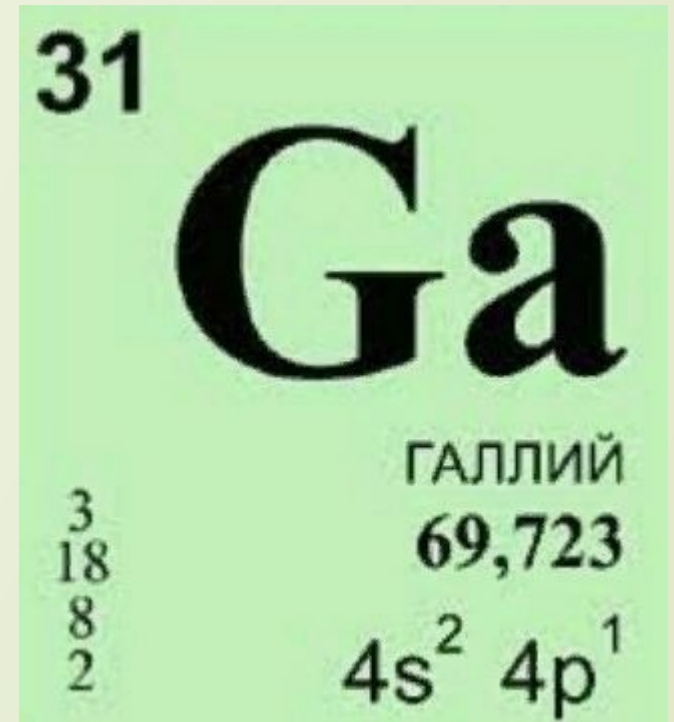
Изотопы алюминия

- Природный алюминий состоит практически полностью из единственного стабильного изотопа ^{27}Al с ничтожными следами ^{26}Al .



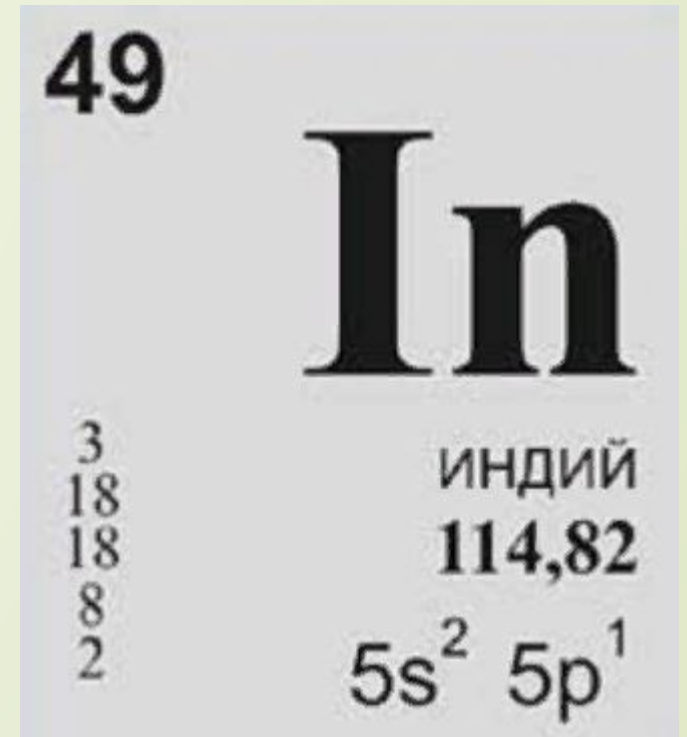
Изотопы галлия

- Природный галлий состоит из двух стабильных изотопов ^{69}Ga и ^{71}Ga . Наиболее долгоживущие радиоактивные изотопы галлия — это ^{67}Ga и ^{72}Ga



Изотопы индия

- Природный индий состоит из двух изотопов — стабильного ^{113}In и бета-радиоактивного ^{115}In .



Изотопы таллия

- Природный таллий состоит из двух стабильных изотопов: ^{205}Tl и ^{203}Tl . В ничтожных количествах в природе встречаются также радиоактивные изотопы таллия :
- ^{206}Tl и ^{210}Tl ; ^{207}Tl ; ^{208}Tl .

81	Tl
	ТАЛЛИЙ
	204,38
3 18 32 18 8 2	$6s^2 6p^1$

ИСТОРИЯ ОТКРЫТИЯ ЭЛЕМЕНТОВ ГРУППЫ

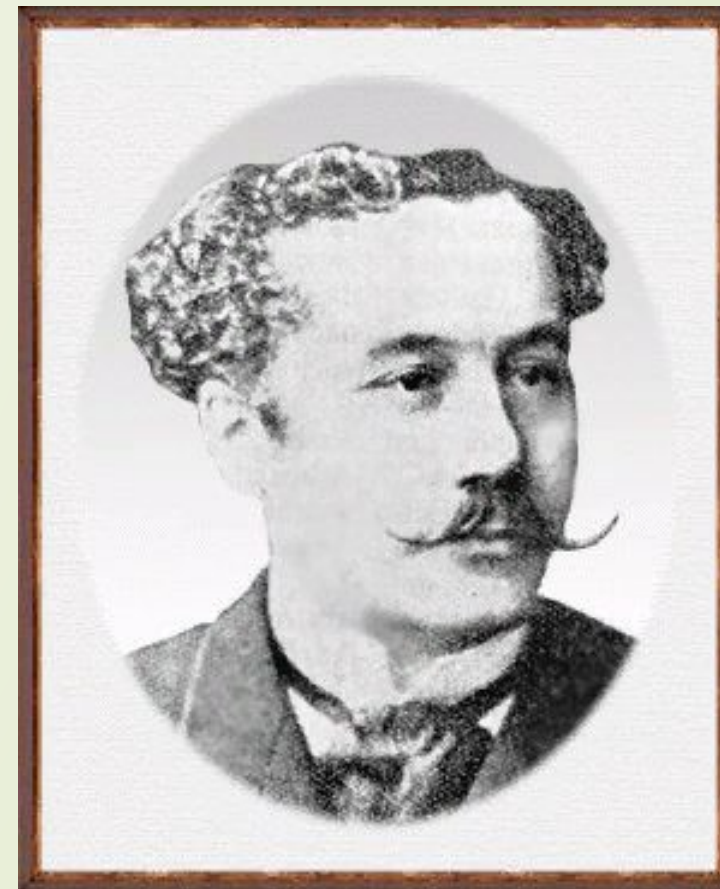
- Впервые бор был получен в 1808 году французскими химиками Ж. Гей-Люссаком и Л. Тенаром нагреванием борного ангидрида B_2O_3 с металлическим калием.



Впервые алюминий был получен датским физиком Хансом Эрстедом в 1825 году. Он восстановил хлорид этого элемента амальгамой калия при нагревании и выделил металл.



□ Галлий был открыт, выделен в виде простого вещества и изучен французским химиком Полем Эмилем Лекоком де Буабодраном. 20 сентября 1875 года.



- Индий обнаружили немецкие химики Фердинанд Райх и Теодор Рихтер в 1863 году при спектроскопическом исследовании цинковой обманки.



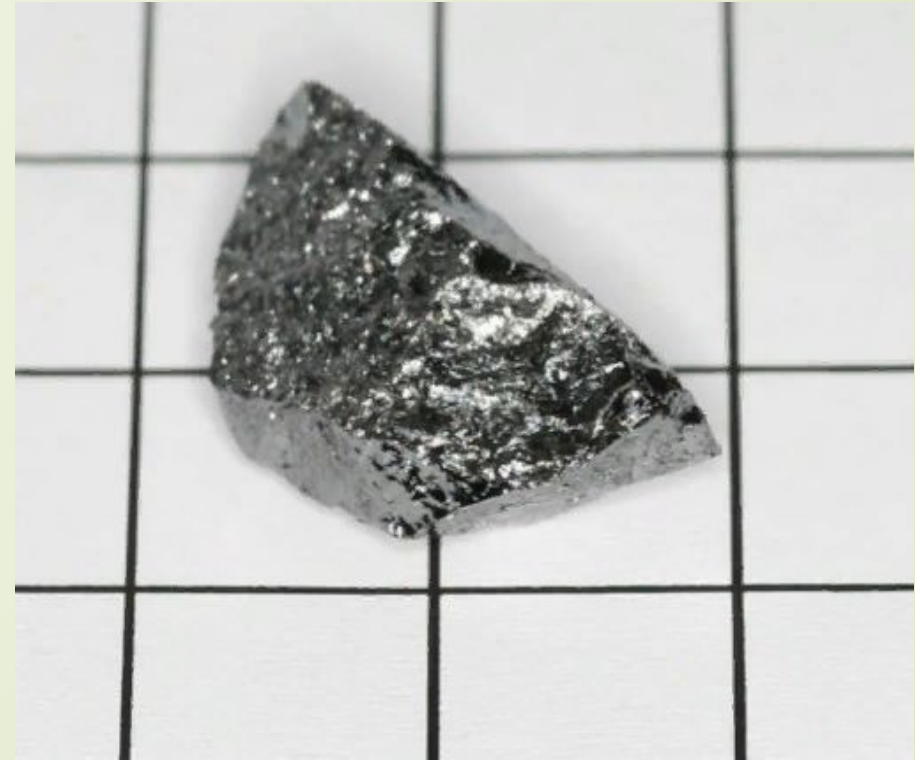
□ Таллий был открыт спектральным методом в 1861 году английским учёным Уильямом Круксом в шламах свинцовых камер сернокислотного завода вблизи города Аббероде . Металлический таллий был независимо получен Уильямом Круксом и французским химиком Клодом-Огюстом Лами в 1862 году.



ОБЩАЯ ФИЗИКО-ХИМИЧЕСКАЯ ХАРАКТЕРИСТИКА СВОЙСТВ ПРОСТЫХ ВЕЩЕСТВ

Бор

- Твёрдый металл
- температура плавления $2075 \pm 10^\circ\text{C}$; температура кипения $2500\text{—}2550^\circ\text{C}$
- Аморфный бор хорошо растворяется в азотной кислоте и в ее смеси с серной кислотой, также очень хорошо окисляется перекисью водорода; не реагирует с водой; при взаимодействии с кислородными соединениями бор ведет себя как энергичный восстановитель; С большинством металлов и их окислов бор взаимодействует при высоких температурах, образуя различные бориды.



Алюминий

- Алюминий :
- твердый, лёгкий металл
- температура плавления — $658-660^{\circ}\text{C}$, температура кипения — $2518,8^{\circ}\text{C}$.
- не реагирует с классическими окислителями: с O_2 , HNO_3 (без нагревания), H_2SO_4 (конц), но легко реагирует с HCl и H_2SO_4 (разб).
- Нерастворим в воде



Галлий

- ❑ Твердый металл
- ❑ Температура плавления - $29,76^{\circ}\text{C}$, Температура кипения - 2204°C .
- ❑ Галлий медленно реагирует с горячей водой, вытесняя из неё водород и образуя гидроксид галлия(III); При реакции с перегретым паром (350°C) образуется соединение GaOON ; Галлий взаимодействует с минеральными кислотами с выделением водорода и образованием солей; Галлий реагирует с галогенами: реакция с хлором и бромом идёт при комнатной температуре, с фтором — уже при -35°C (около 20°C — с воспламенением), взаимодействие с иодом начинается при нагревании; Галлий не взаимодействует с водородом, углеродом, азотом, кремнием и бором.



Индий

- Твердый металл
- Температура плавления 156,5985 °С; Температура кипения 2072 °С .
- При нагревании реагирует с йодом, серой (выше 620 °С), селеном, теллуrom, диоксидом серы (выше 600 °С), парами фосфора; Реагирует с хлором и бромом; Устойчив и не тускнеет в сухом воздухе при комнатной температуре, но выше 800 °С горит фиолетово-синим пламенем с образованием оксида; С растворами щелочей, даже кипящими, заметно не реагирует; Растворяется в серной и соляной кислотах, быстрее — в азотной и хлорной, с плавиковой кислотой медленно реагирует при нагревании, органические кислоты (муравьиная, уксусная, щавелевая, лимонная) постепенно растворяют индий.



Таллий

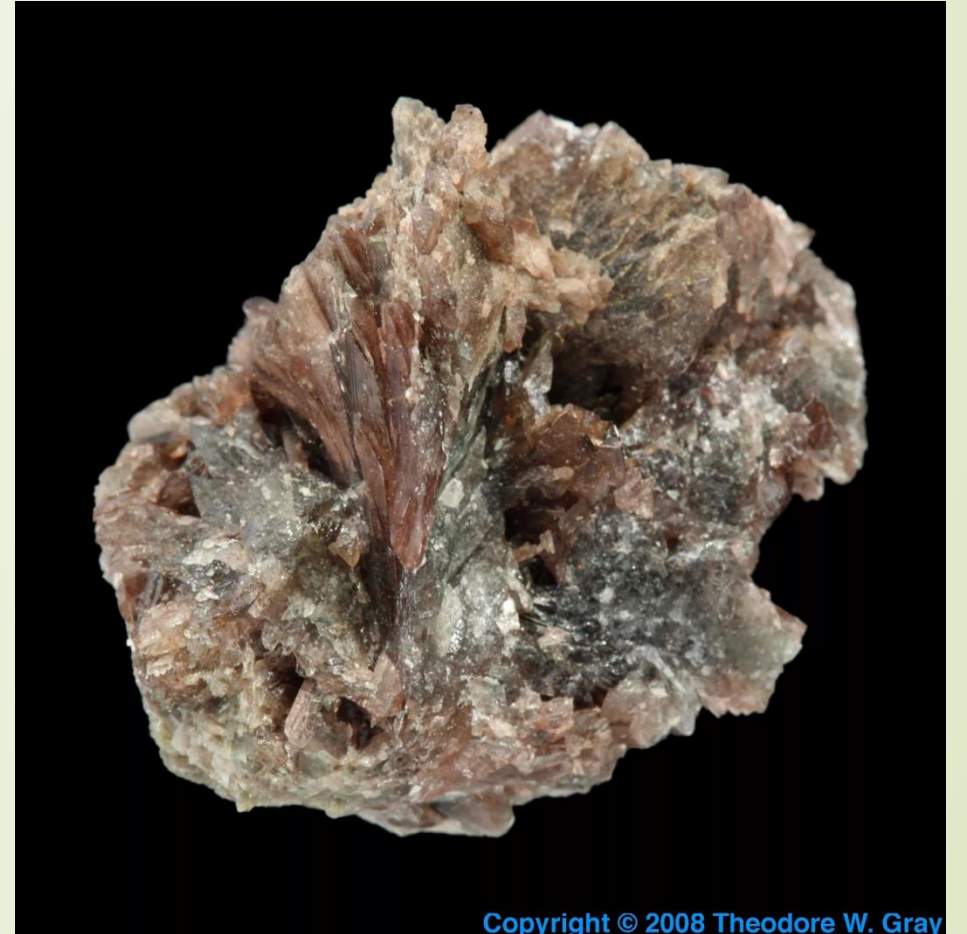
- Тяжёлый металл
- Температура плавления - 304 °С ; Температура кипения -1473 °С.
- Реагирует с неметаллами: с галогенами и кислородом при комнатной температуре, с серой, селеном, теллуrom, фосфором — при нагревании. С мышьяком сплавляется без образования соединения. С водородом, азотом, углеродом, кремнием, бором, а также с аммиаком и сухим углекислым газом не реагирует; Легко растворяется в азотной кислоте, хуже — в серной; Не реагирует со щелочами.



НАХОЖДЕНИЕ В ПРИРОДЕ

Бор

- В природе бор в свободном виде не встречается. Важнейшие минералы: бора - $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$, тетраборат натрия, кернит - $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 4\text{H}_2\text{O}$ и другие природные бораты, сассолин (борная кислота) - H_3BO_3 . Соединения бора (бораты, боросиликаты, бороаммосиликаты) часто в небольших концентрациях входят в состав вулканических и осадочных пород. Присутствует в воде озер (особенно горьких) и морей. Содержание бора в земной коре $1 \cdot 10^{-3} \%$ по массе (28 место), в воде, океанов $4,41 \cdot 10^{-4} \%$ (4,4 мг/л).



Copyright © 2008 Theodore W. Gray

Применение бора

Бор находит применение в виде добавки при получении коррозионно устойчивых и жаропрочных сплавов. Поверхностное насыщение стальных деталей бором (борирование) повышает их механические и антикоррозийные свойства. Карбиды бора (B_4C и $B_{13}C_2$) обладают высокой твердостью, это - хорошие абразивные материалы. Ранее их широко использовали для изготовления сверл, применяемых зубными врачами (отсюда название бормашина).

- Бор (в виде волокон) служит упрочняющим веществом многих композиционных материалов. Сам бор и его соединения - нитрид BN и другие - используются как полупроводниковые материалы и диэлектрики. Газообразный BF_3 используют в счетчиках тепловых нейтронов.
- Чистый бор и особенно его сплавы применяют в виде поглощающих нейтроны материалов при изготовлении для ядерных реакторов регулирующих стержней, замедляющих или прекращающих реакции деления.
- Около 50% природных и искусственных соединений бора используют при производстве стекол (так называемые боросиликатные стекла), около 30% - при производстве моющих средств. Наконец, примерно 4-5% соединений бора расходуется при производстве эмалей, глазурей, металлургических флюсов.
- В медицине как антисептические средства находят применение бура и борная кислота (в виде водно-спиртовых растворов). В быту буру или борную кислоту используют для уничтожения бытовых насекомых, в частности, тараканов (бура, попадая в органы пищеварения таракана, кристаллизуется, и образовавшиеся острые игольчатые кристаллы разрушают ткани этих органов).

Алюминий

Нахождение в природе



Нефелин
 $\text{KNa}_3[\text{AlSiO}_4]_4$



Ортоклаз
(полевой шпат)
 $\text{K}_2\text{O} \cdot \text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 6\text{SiO}_2$

По распространённости в природе алюминий занимает **1-е место среди металлов.**

В связи с высокой химической активностью **встречается в виде соединений**



Корунд (Al_2O_3)



Боксит
($\text{Al}_2\text{O}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$
с примесями)



Берилл
($3\text{BeO} \cdot \text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 6\text{SiO}_2$)

Применение алюминия

- Физические и химические свойства алюминия обусловили его широкое применение в технике. Крупным потребителем алюминия является авиационная промышленность: самолет на $2/3$ состоит из алюминия и его сплавов
- Поэтому алюминий называют крылатым металлом. Из алюминия изготавливают кабели и провода: при одинаковой электрической проводимости их масса в 2 раза меньше, чем соответствующих изделий из меди.
- Учитывая коррозионную устойчивость алюминия, из него изготавливают детали аппаратов и тару для азотной кислоты. Порошок алюминия является основой при изготовлении серебристой краски для защиты железных изделий от коррозии, а также для отражения тепловых лучей такой краской покрывают нефтехранилища, костюмы пожарных.
- Оксид алюминия используется для получения алюминия, а также как огнеупорный материал.
- Гидроксид алюминия – основной компонент всем известных лекарств маалокса, альмагеля, которые понижают кислотность желудочного сока.
- Соли алюминия сильно гидролизуются. Данное свойство применяют в процессе очистки воды.



Галлий

- Галлий относится к элементам, которые не встречаются в виде залежей руд. Материал очень рассеян в земной коре. В природе он встречается в составе крайне редких минералов, таких как галлит и зенгеит. В ходе лабораторных опытов небольшое количество галлия можно выделить из руд цинка, алюминия, германия, железа. Иногда его находят в бокситах, залежах угля, прочих месторождениях полезных ископаемых.



Применение галлия

- Галлий по сей день не нашел применения в промышленности. Виной всему широкое использование алюминия, который обладает схожими свойствами в твердом виде. Такой металл потенциально может быть использован для производства элементов транзисторов, высокотемпературных выпрямителей тока, солнечных батарей. Галлий выглядит прекрасным решением для изготовления покрытий оптических зеркал, которые будут обладать высочайшей отражательной способностью. На сегодняшний день галлий нашел эффективное применение лишь в сфере медицины. Металл в жидкой форме применяется в целях замедления потери костной массы у людей, что страдают от онкологических недугов. Его используют для быстрой остановки кровотечений при наличии крайне глубоких ран на теле пострадавших. В последнем случае закупорка сосудов галлием не приводит к образованию тромбов.



Индий

- Индий относится к рассеянным элементам, его содержание в земной коре 10–5 % по массе. Известно пять минералов индия: самородный индий, индит FeIn_2S_4 , рокезит CuInS_2 , джалиндит $\text{In}(\text{OH})_3$ и сакуранит $(\text{Cu}, \text{Zn}, \text{Fe})_3(\text{In}, \text{Sn})\text{S}_4$. Индий является спутником цинка, олова, свинца, меди, железа. Присутствует в сфалеритах, касситеритах, галенитах, халькопиритах (10–4–10–2 %), пиритах и пирротинах (до 10–2 %).



Таллий

- Содержание таллия в земной коре 3·10⁻⁴–4% по массе. Рассеянный элемент. Содержится в обманках и колчеданах цинка, меди и железа, в калийных солях и слюдах. Таллий — тяжелый металл, одновременно относится к щелочным металлам.
- Собственных минералов таллия известно около 30, например: арсеносульфид таллия TlAsS₂ (лорандит), крукезит TlCu₇Se₄, авиценнит Tl₂O₃. Содержится в калиевых минералах (слюде, полевых шпатах), сульфидных рудах: галените, сфалерите (до 0,1%), маркезите, (до 0,5%), киновари. Как примесь присутствует в природных оксидах марганца и железа.



Применение таллия

- Галогениды таллия хорошо пропускают инфракрасные лучи. Поэтому они используются в оптических приборах, работающих в инфракрасной области спектра. Карбонат таллия служит для изготовления стёкол с высокой преломляющей способностью. Сульфид таллия используется в фотоэлементах. Металлический таллий - компонент многих свинцовых сплавов: подшипниковых, кислотоупорных, легкоплавких.



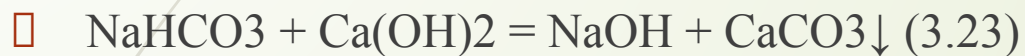
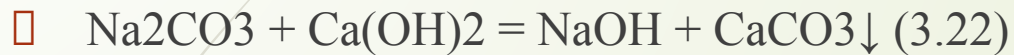
МЕТОДЫ ПОЛУЧЕНИЯ ЧИСТЫХ ВЕЩЕСТВ НА ОСНОВЕ САМИХ ЭЛЕМЕНТОВ

Промышленные

- промышленным способом бор получают электролизом расплава $K[BF_4]$ и B_2O_3 ($t=800-1000^\circ C$).
- для промышленного получения алюминия применяют электролиз раствора глинозема Al_2O_3 в расплавленном криолите Na_3AlF_6 . В результате процесса алюминий выделяется на катоде, на аноде - кислород: $2Al_2O_3 \rightarrow 4Al + 3O_2$

□ В результате цементации получают технический галлий, который подлежит очистке. Данный осадок можно перерабатывать как щелочным, так и кислотным способом. Последний нарушает общую схему алюминиевого производства, поэтому на практике не применяется.

□ Щелочной способ. Осадок обрабатывают известковым молоком при 90 - 95 °С. При этом часть извести затрачивается на каустификацию содовых продуктов:



□ Образовавшаяся щелочь растворяет оксиды галлия и алюминия:


□ на 30 – 40 % Al_2O_3 :



□ Избыточный оксид кальция (вводят известь при соотношении $\text{CaO}:\text{Al}_2\text{O}_3 = 3:1$) осаждает алюминат кальция по реакции:



□ Галлий остается в растворе, тем самым создаются условия для выведения большей части алюминия в осадок. Из раствора глубокой карбонизацией выделяют галлий в виде гидроксида $\text{Ga}(\text{OH})_3$. Получают концентрат, содержащий $\approx 1\%$ Ga_2O_3 . Для получения галлия концентрат растворяют в растворе щелочи и выделяют галлий электролизом.

- 
- Индий получают из отходов и промежуточных продуктов производства цинка и, в меньшей степени, свинца и олова. Это сырьё содержит от 0,001 % до 0,1 % индия. Из исходного сырья производят концентрат индия, из концентрата — черновой металл, который затем рафинируют. Исходное сырьё обрабатывают серной кислотой и переводят индий в раствор, из которого гидролитическим осаждением выделяют концентрат. Из концентрата черновой металл извлекают цементацией на цинке и алюминии. Для рафинирования используются различные методы, например, зонная плавка.
 - Источником таллия являются отходы медного цинкового, свинцового и сернокислотного производства – колошниковая пыль, образующаяся при обжиге сульфидных руд, и шлаки, собираемые при выплавке металлов.

Лабораторные

- металлотермией получают аморфный "грязый" бор (магний и натрий выступают в роли восстановителей): $B_2O_3 + 3Mg = 2B + 3MgO$;
- кристаллический бор высокой частоты получают при температуре $800^\circ C$ восстановлением галогенидов бора водородом: $2BBr_3 + 3H_2 = 6HBr + 2B$
- Лабораторный способ получения алюминия заключается в восстановлении алюминия из безводного хлорида алюминия металлическим калием: $AlCl_3 + 3K = 4Al + 3KCl$
- Для получения галлия в лабораторных условиях лучше всего сначала осадить галлий в виде цианоферрата(II). Последний при сильном нагревании превращается в смесь Ga_2O_3 и Fe_2O_3 .

Химические свойства

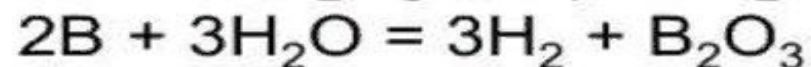
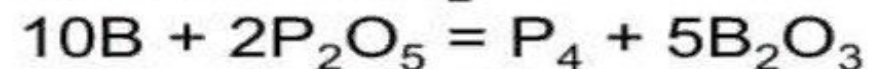
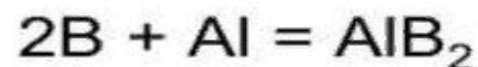
Химические свойства бора

1. Бор химически инертен. Не реагирует с водой, кислотами и щелочами при н.у.

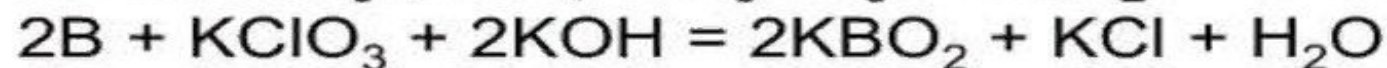
2. При нагревании реагирует с неметаллами



3. При $T > 1000 \text{ }^\circ\text{C}$ реагирует со многими металлами и оксидами



4. Окисляется кислотами-окислителями и в щелочных расплавах



Химические свойства алюминия

С простыми веществами



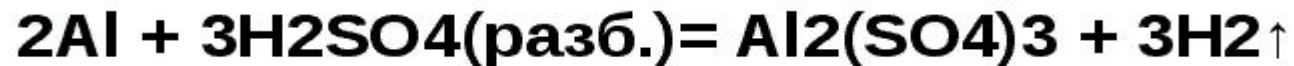
Химические свойства алюминия

Со сложными веществами

Очищенный от оксидной пленки алюминий реагирует **с водой**:

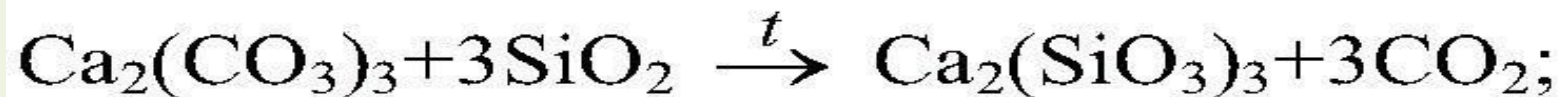
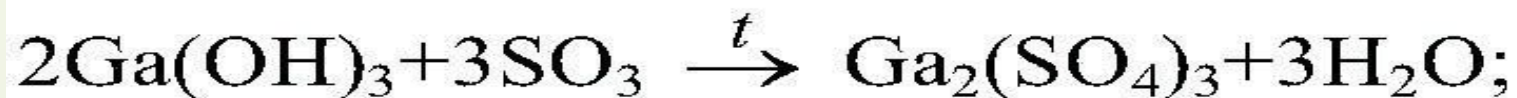
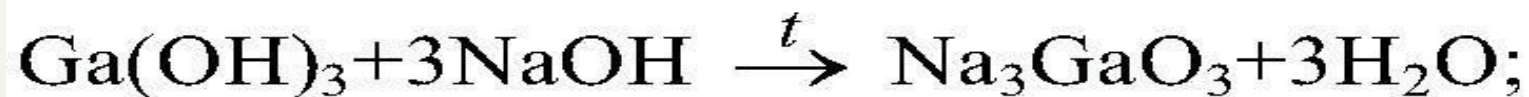
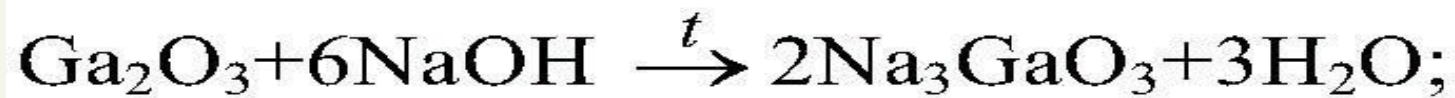
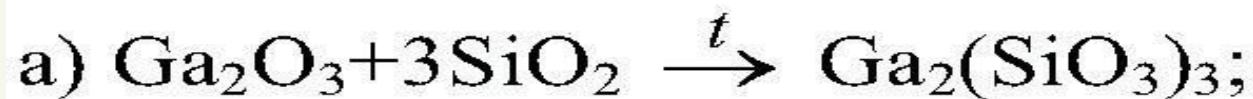
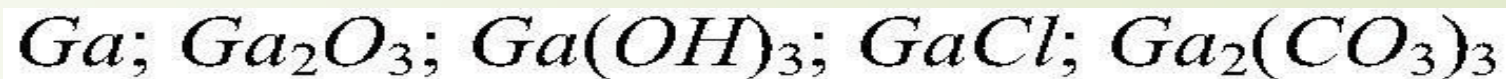


Алюминий – амфотерный металл: взаимодействует с **разбавленными кислотами и щелочами**.



*тетрагидрокси-
алюминат натрия*

Примеры реакций
сложное + сложное
вещество



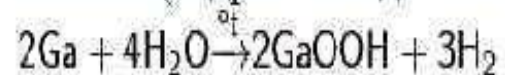
**Примеры реакций
простое + сложное
вещество**

Химические свойства галлия близки к свойствам алюминия. Оксидная плёнка Ga_2O_3 ($T_{\text{пл}} = 1795^\circ\text{C}$), образующаяся на поверхности металла на воздухе, предохраняет галлий от дальнейшего окисления.

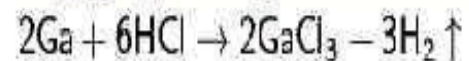
Галлий реагирует с горячей водой:



При реакции с перегретым паром (350°C) образуется соединение GaOOH (гидрат оксида галлия):



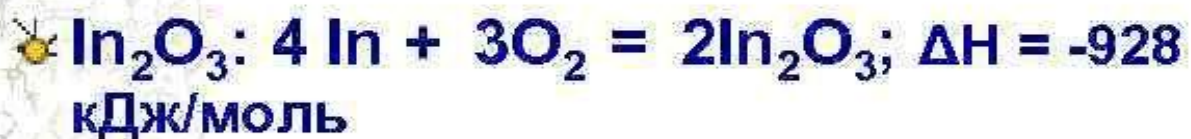
Галлий взаимодействует с минеральными кислотами с выделением водорода и образованием солей:



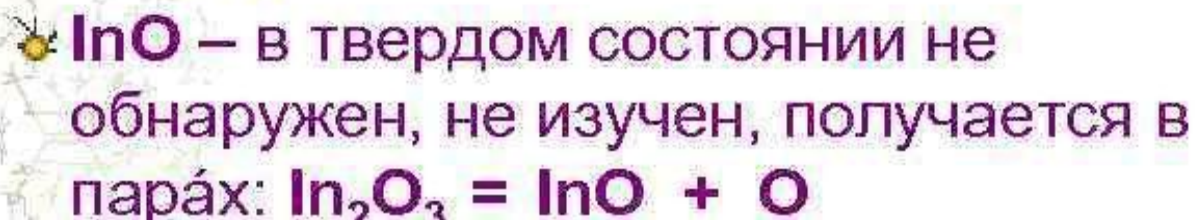
Пример реакции
простое + простое
вещество

Оксиды индия

Трем степеням окисления
соответствуют три оксида: In_2O_3 , InO ,
 In_2O



вещество желтого цвета, при 850°C переходит
в In_3O_4



Пример реакции простое + сложное

Индий

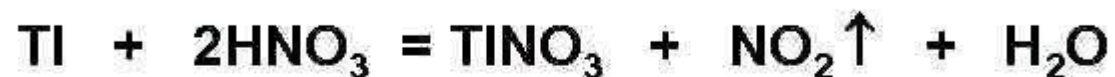
Простое вещество

1. Неординарное сочетание мягкости, прочности и хрупкости:
 - ☛ в 20 раз пластичнее золота
 - ☛ как графит, оставляет черную черту на бумаге
 - ☛ при ударе может разрушаться, прочность на разрыв в 6 раз меньше, чем у свинца
2. По химическим свойствам – металл, расположен в ПАМ между железом и оловом, взаимодействует с кислотами:
$$2\text{In} + 6\text{HCl} = 2\text{InCl}_3 + 3\text{H}_2$$
3. Со щелочами образует индаты – $\text{Me}_3[\text{In}(\text{OH})_6] \cdot 2\text{H}_2\text{O}$
4. С кислородом и неметаллами взаимодействует при⁷ нагревании с образованием соединений In^{+3}

Два в одном .

Примеры реакций простое
+ сложное вещество,
сложное + сложное
вещество.

Таллий в щелочах не растворяется, хорошо растворим в кислотах:



Оксиды Ga_2O_3 , In_2O_3 , Tl_2O получают термическим разложением гидроксидов.



Оксиды галлия и индия в воде не растворимы, Tl_2O при взаимодействии с водой образует гидроксид TlOH - сильное основание



Список литературы

- Глинка Н. Л. Общая химия: Учебное пособие для вузов/Под ред. А. И. Ермакова. – изд. 20-е, исправленное – М.: Интеграл-Пресс, 2004. – 728 с.
- Ахметов Н. С. Общая и неорганическая химия. Учеб. для вузов. – 4-е изд., испр. – М.: Высш. шк., Изд. центр «Академия», 2001. – 743 с., ил.
- Интернет-источники:
 - <https://link.ac/5zFL0>
 - <https://link.ac/5zFM2>
 - <https://link.ac/5zFN27>
 - <https://link.ac/5zFO44>
 - <https://link.ac/5zFP10>
 - <https://link.ac/5zFQ0>
 - <https://link.ac/5zFR2>
 - <https://link.ac/5zFS3>