

Металлы

Щелочные металлы

Щелочные металлы расположены в главной подгруппе первой группы в таблице Менделеева (или в 1 группе в длиннопериодной форме). Это Li, Na, K, Cs, Rb, Fr

Li ³
Na ¹¹
K ¹⁹
Rb ³⁷
Cs ⁵⁵
Fr ⁸⁷

Электронная конфигурация внешнего энергетического уровня щелочных металлов: ns^1 , на внешнем энергетическом уровне находится 1 s-электрон. Типичная степень окисления щелочных металлов в соединениях +1

В ряду Li-Na-K-Rb-Cs-Fr, в соответствии с Периодическим законом, увеличивается атомный радиус, усиливаются металлические свойства, ослабевают неметаллические свойства, уменьшается электроотрицательность

ns^1					
$2s^1$	Литий	Li	$(+3) \begin{array}{c} \text{---} \\ \text{---} \\ \text{---} \end{array}$	0,155	5,39
$3s^1$	Натрий	Na	$(+11) \begin{array}{c} \text{---} \\ \text{---} \\ \text{---} \end{array}$	0,189	5,14
$4s^1$	Калий	K	$(+19) \begin{array}{c} \text{---} \\ \text{---} \\ \text{---} \end{array}$	0,236	4,34
$5s^1$	Рубидий	Rb	$(+37) \begin{array}{c} \text{---} \\ \text{---} \\ \text{---} \end{array}$	0,248	4,18
$6s^1$	Цезий	Cs	$(+55) \begin{array}{c} \text{---} \\ \text{---} \\ \text{---} \end{array}$	0,267	3,89
$7s^1$	Франций	Fr	$(+87) \begin{array}{c} \text{---} \\ \text{---} \\ \text{---} \end{array}$	0,280	3,88

Рядом с таблицей расположены три вертикальные шкалы:

- Радус атома, нм: шкала с красным стрелом, указывающим вниз, значения: 0,155, 0,189, 0,236, 0,248, 0,267, 0,280.
- Энергия ионизации, эВ: шкала с синим стрелом, указывающим вверх, значения: 5,39, 5,14, 4,34, 4,18, 3,89, 3,88.
- МЕТАЛЛИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА: шкала с синим стрелом, указывающим вниз.
- ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫЕ СВОЙСТВА: шкала с красным стрелом, указывающим вниз.

Все щелочные металлы — вещества мягкие, серебристого цвета. Свежесрезанная поверхность их обладает характерным блеском

Кристаллическая решетка щелочных металлов в твёрдом состоянии — металлическая. Следовательно, щелочные металлы обладают высокой тепло- и электропроводимостью. Кипят и плавятся при низких температурах.

Как правило, щелочные металлы в природе присутствуют в виде минеральных солей: хлоридов, бромидов, йодидов, карбонатов, нитратов и др.

Поваренная соль, каменная соль, галит - NaCl

Сильвин - KCl

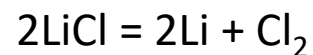
Сильвинит - $\text{NaCl} \cdot \text{KCl}$

Едкое кали - KOH

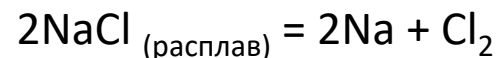
Поташ - K_2CO_3

Способы получения

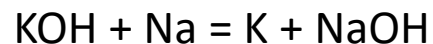
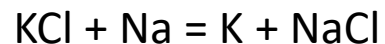
Литий получают в промышленности электролизом расплава хлорида лития в смеси с KCl или BaCl₂ (эти соли служат для понижения температуры плавления смеси)



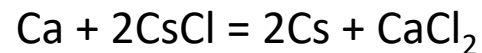
Натрий получают электролизом расплава хлорида натрия с добавками хлорида кальция



Калий получают также электролизом расплавов солей или гидроксида калия



Цезий можно получают нагреванием смеси хлорида цезия и специально подготовленного кальция



Качественная реакция на щелочные металлы - окрашивание пламени солями щелочных металлов

Li — красный

Na — желтый

K — фиолетовый

Rb — буро-красный

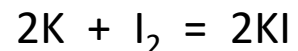
Cs — фиолетово-красный

Литий	Натрий	Калий	Рубидий	Цезий
				

Химические свойства

1. Щелочные металлы - сильные восстановители. Поэтому они реагируют почти со всеми неметаллами

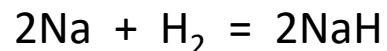
1.1. Щелочные металлы легко реагируют с галогенами с образованием галогенидов



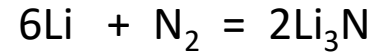
1.2. Щелочные металлы реагируют с серой с образованием сульфидов



1.3. Щелочные металлы активно реагируют с фосфором и водородом (очень активно). При этом образуются - фосфиды и гидриды



1.4. С азотом литий реагирует при комнатной температуре с образованием нитрида

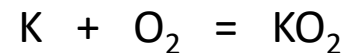
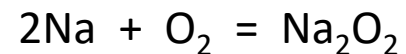
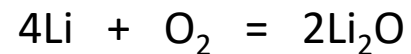


Остальные щелочные металлы реагируют с азотом при нагревании

1.5. Щелочные металлы реагируют с углеродом с образованием карбидов, преимущественно ацетиленидов

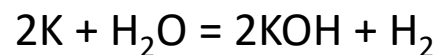


1.6. При взаимодействии с кислородом каждый щелочной металл дает разные продукты: при горении на воздухе литий образует оксид, натрий – преимущественно пероксид, калий и остальные металлы – надпероксид

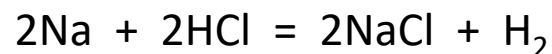


2. Щелочные металлы активно взаимодействуют со сложными веществами

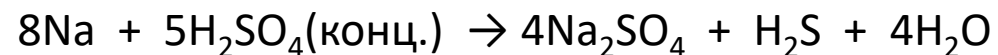
2.1. Щелочные металлы бурно (со взрывом) реагируют с водой. Взаимодействие щелочных металлов с водой приводит к образованию щелочи и водорода. Литий реагирует бурно, но без взрыва



2.2. Щелочные металлы взаимодействуют с минеральными кислотами (с соляной, фосфорной и разбавленной серной кислотой) со взрывом. При этом образуются соль и водород

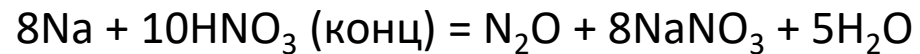


2.3. При взаимодействии щелочных металлов с концентрированной серной кислотой выделяется сероводород

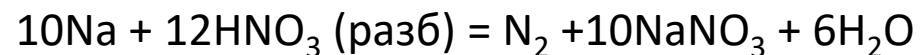


2.4. Щелочные металлы реагируют с азотной кислотой

При взаимодействии с концентрированной азотной кислотой образуется оксид азота (I)



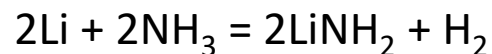
С разбавленной азотной кислотой образуется азот



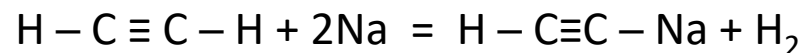
При взаимодействии щелочных металлов с очень разбавленной азотной кислотой образуется нитрат аммония



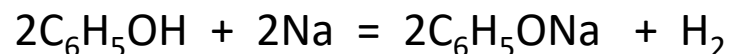
2.5. Щелочные металлы могут реагировать с веществами, которые проявляют очень слабые кислотные свойства. Например, с аммиаком, ацетиленом, спиртами, фенолом и органическими кислотами



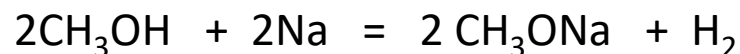
Ацетилен с натрием образует ацетиленид натрия и также водород



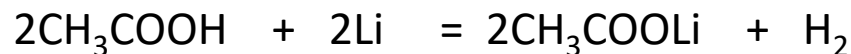
Фенол с натрием реагирует с образованием фенолята натрия и водорода



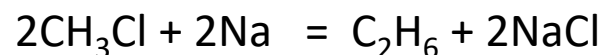
Метанол с натрием образуют метилат натрия и водород



Уксусная кислота с литием образует ацетат лития и водород



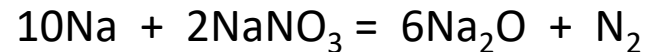
Щелочные металлы реагируют с галогеналканами (реакция Вюрца)



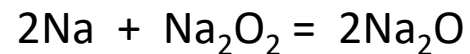
Оксиды щелочных металлов

Способы получения

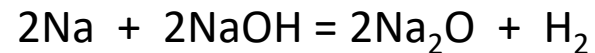
1. Оксид натрия можно получить взаимодействием натрия с нитратом натрия в расплаве



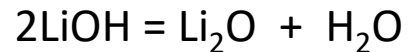
2. Взаимодействием натрия с пероксидом натрия



3. Взаимодействием натрия с расплавом щелочи



4. Оксид лития можно получить разложением гидроксида лития

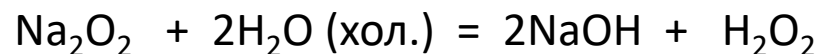


Пероксиды щелочных металлов

Химические свойства

Свойства пероксидов очень похожи на свойства оксидов. Однако пероксиды щелочных металлов, в отличие от оксидов, содержат атомы кислорода со степенью окисления -1. Поэтому они могут проявлять как окислительные, так и восстановительные свойства

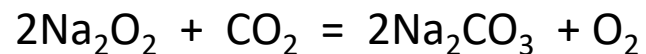
1. Пероксиды щелочных металлов взаимодействуют с водой. При этом на холоде протекает обменная реакция, образуются щелочь и пероксид водорода



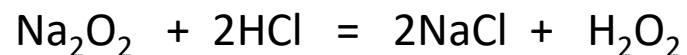
При нагревании пероксиды диспропорционируют в воде, образуются щелочь и кислород



2. Пероксиды диспропорционируют при взаимодействии с кислотными оксидами



3. При взаимодействии с минеральными кислотами на холоде пероксиды вступают в обменную реакцию. При этом образуются соль и перекись водорода



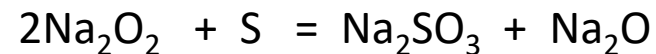
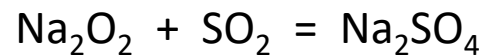
При нагревании пероксиды - диспропорционируют



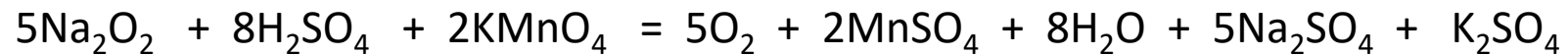
4. Пероксиды щелочных металлов разлагаются при нагревании, с образованием оксида и кислорода



5. При взаимодействии с восстановителями пероксиды проявляют окислительные свойства









6. При взаимодействии с сильными окислителями пероксиды проявляют свойства восстановителей и окисляются, как правило, до молекулярного кислорода



Щелочноземельные металлы

Элементы II группы главной подгруппы

Бериллий Be		0,113	9,32	МЕТАЛЛИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА	ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫЕ СВОЙСТВА
Магний Mg		0,160	7,65		
Кальций Ca		0,197	6,11		
Стронций Sr		0,215	5,69		
Барий Ba		0,221	5,21		
Радий Ra		0,235	5,28		

Электронная конфигурация внешнего энергетического уровня щелочноземельных металлов: ns^2 , на внешнем энергетическом уровне в основном состоянии находится 2 s-электрона. Типичная степень окисления щелочноземельных металлов в соединениях +2

В ряду Be—Mg—Ca—Sr—Ba—Ra увеличивается атомный радиус, усиливаются металлические свойства, ослабевают неметаллические свойства, уменьшается электроотрицательность

Бериллий Be	$(+4)$	$2\ 2$	0,113	9,32	МЕТАЛЛИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА	ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫЕ СВОЙСТВА
Магний Mg	$(+12)$	$2\ 8\ 2$	0,160	7,65		
Кальций Ca	$(+20)$	$2\ 8\ 8\ 2$	0,197	6,11		
Стронций Sr	$(+38)$	$2\ 8\ 18\ 8\ 2$	0,215	5,69		
Барий Ba	$(+56)$	$2\ 8\ 18\ 18\ 8\ 2$	0,221	5,21		
Радий Ra	$(+88)$	$2\ 8\ 18\ 32\ 18\ 8\ 2$	0,235	5,28		

Все щелочноземельные металлы - вещества серого цвета и гораздо более твердые, чем щелочные металлы

Кристаллическая решетка щелочноземельных металлов в твёрдом состоянии - металлическая. Они обладают высокой тепло- и электропроводимостью. Кипят и плавятся при высоких температурах

Как правило, щелочноземельные металлы в природе присутствуют в виде минеральных солей: хлоридов, бромидов, йодидов, карбонатов, нитратов и др.

Доломит — $\text{CaCO}_3 \cdot \text{MgCO}_3$ — карбонат кальция-магния

Магнезит MgCO_3 — карбонат магния

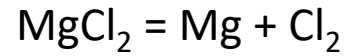
Кальцит CaCO_3 — карбонат кальция

Гипс $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ — дигидрат сульфата кальция

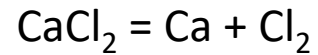
Барит BaSO_4 — сульфат бария

Способы получения

Магний получают электролизом расплавленного хлорида магния с добавками хлорида натрия при 720–750°C



Кальций получают электролизом расплавленного хлорида кальция с добавками фторида кальция



Барий получают восстановлением оксида бария алюминием в вакууме



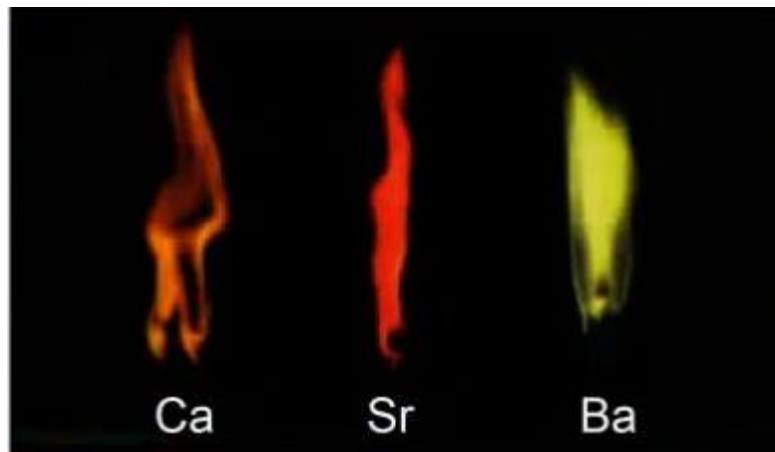
Качественные реакции

Качественная реакция на щелочноземельные металлы — окрашивание пламени солями щелочноземельных металлов

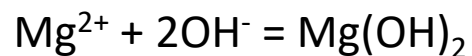
Ca — кирпично-красный

Sr — карминово-красный (алый)

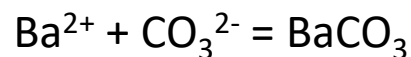
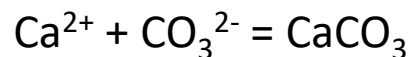
Ba — яблочно-зеленый



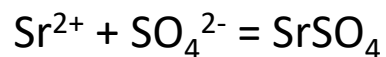
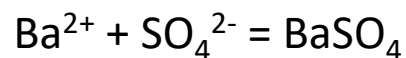
Качественная реакция на ионы магния: взаимодействие с щелочами. Ионы магния осаждаются щелочами с образованием белого осадка гидроксида магния:



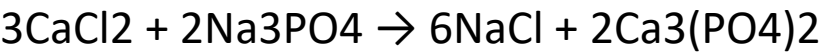
Качественная реакция на ионы кальция, стронция, бария: взаимодействие с карбонатами. При взаимодействии солей кальция, стронция и бария с карбонатами выпадает белый осадок карбоната кальция, стронция или бария:



Качественная реакция на ионы стронция и бария: взаимодействие с сульфатами. При взаимодействии солей стронция и бария с сульфатами выпадает белый осадок сульфата бария и сульфата стронция:



Также осадки белого цвета образуются при взаимодействии солей кальция, стронция и бария с сульфитами и фосфатами

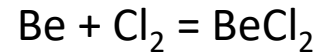


Ионы	Реагенты на ионы				
	карбонаты	сульфаты	фосфаты	сульфиты	окраска пламени
Магний	белый осадок	—	белый осадок	помутнение раствора	
Кальций	белый осадок	помутнение раствора	белый осадок	белый осадок	кирпично- красный
Стронций	белый осадок	белый осадок	белый осадок	белый осадок	карминово- красный
барий	белый осадок	белый осадок	белый осадок	белый осадок	яблочно- зеленый

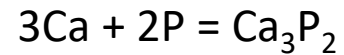
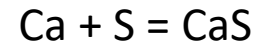
Химические свойства

1. Щелочноземельные металлы — сильные восстановители. Поэтому они реагируют почти со всеми неметаллами

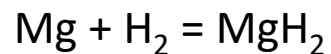
1.1. Щелочноземельные металлы реагируют с галогенами с образованием галогенидов при нагревании.



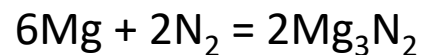
1.2. Щелочноземельные металлы реагируют при нагревании с серой и фосфором с образованием сульфидов и фосфидов.



1.3. Щелочноземельные металлы реагируют с водородом при нагревании. При этом образуются бинарные соединения — гидриды. **Бериллий с водородом не взаимодействует**, магний реагирует лишь при повышенном давлении



1.4. С азотом магний взаимодействует при комнатной температуре с образованием нитрида:



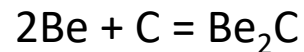
Остальные щелочноземельные металлы реагируют с азотом при нагревании

1.5. Щелочноземельные металлы реагируют с углеродом с образованием карбидов, преимущественно ацетиленидов.

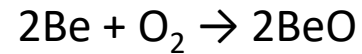
Например, кальций взаимодействует с углеродом с образованием карбида кальция:



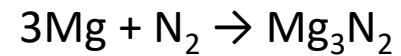
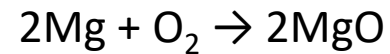
Бериллий реагирует с углеродом при нагревании с образованием карбида:



1.6. Бериллий сгорает на воздухе при температуре около 900°C:



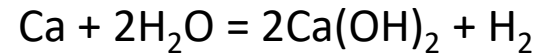
Магний горит на воздухе при 650°C с выделением большого количества света. При этом образуются оксиды и нитриды:



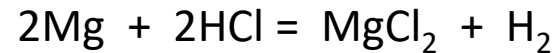
Щелочноземельные металлы горят на воздухе при температуре около 500°C, в результате также образуются оксиды и нитриды

2. Щелочноземельные металлы взаимодействуют со сложными веществами

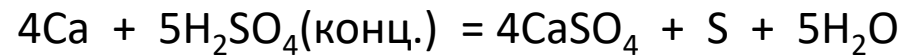
2.1. Щелочноземельные металлы реагируют с водой. Взаимодействие с водой приводит к образованию щелочи и водорода. **Бериллий с водой не реагирует.** Магний реагирует с водой при кипячении. Кальций, стронций и барий реагируют с водой при комнатной температуре



2.2. Щелочноземельные металлы взаимодействуют с минеральными кислотами (с соляной, фосфорной, разбавленной серной кислотой и др.). При этом образуются соль и водород.

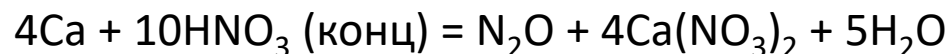


2.3. При взаимодействии щелочноземельных металлов с концентрированной серной кислотой образуется сера.



2.4. Щелочноземельные металлы реагируют с азотной кислотой.

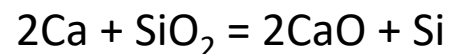
При взаимодействии **кальция и магния** с концентрированной или разбавленной азотной кислотой образуется оксид азота (I):



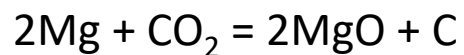
При взаимодействии щелочноземельных металлов с очень разбавленной азотной кислотой образуется нитрат аммония:



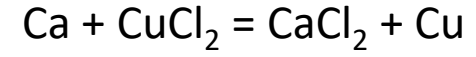
2.5. Щелочноземельные металлы могут восстанавливать некоторые неметаллы (кремний, бор, углерод) из оксидов



Магний горит в атмосфере углекислого газа. При этом образуется сажа и оксид магния:



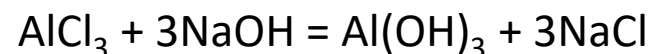
2.6. В расплаве щелочноземельные металлы могут вытеснять менее активные металлы из солей и оксидов



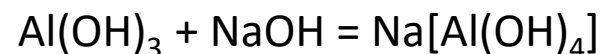
Алюминий

Качественные реакции

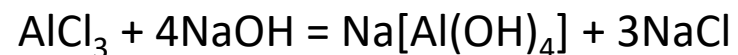
Качественная реакция на ионы алюминия — взаимодействие избытка солей алюминия с щелочами



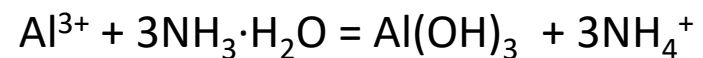
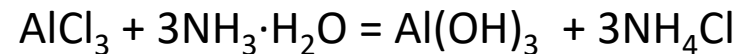
При дальнейшем добавлении щелочи амфотерный гидроксид алюминия растворяется с образованием тетрагидроксоалюмината



Если поместить соль алюминия в **избыток раствора щелочи**, то белый осадок гидроксида алюминия не образуется, т.к. в избытке щелочи соединения алюминия сразу переходят в комплекс



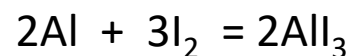
Соли алюминия можно обнаружить с помощью водного раствора аммиака



Химические свойства

1. Алюминий – сильный восстановитель. Поэтому он реагирует со многими неметаллами

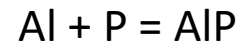
1.1. Алюминий реагирует с галогенами с образованием галогенидов



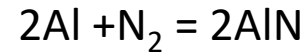
1.2. Алюминий реагирует с серой с образованием сульфидов:



1.3. Алюминий реагирует с фосфором . При этом образуются бинарные соединения — фосфиды:



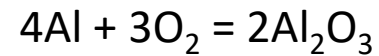
1.4. С азотом алюминий реагирует при нагревании с образованием нитрида:



1.5. Алюминий реагирует с углеродом с образованием карбида алюминия:



1.6. Алюминий взаимодействует с кислородом с образованием оксида:

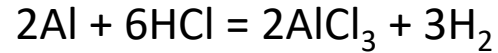


2. Алюминий взаимодействует со сложными веществами

2.1. Взаимодействие с водой



2.2. Алюминий взаимодействуют с минеральными кислотами (с соляной, фосфорной и разбавленной серной кислотой). При этом образуются соль и водород.

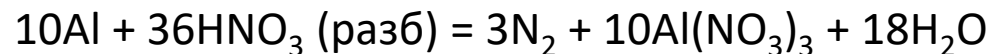


2.3. При обычных условиях алюминий не реагирует с концентрированной серной кислотой из-за образования плотной оксидной пленки. При нагревании реакция идет, образуются оксид серы (IV), сульфат алюминия и вода

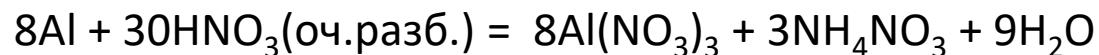


2.4. Алюминий не реагирует с концентрированной азотной кислотой также из-за пассивации.

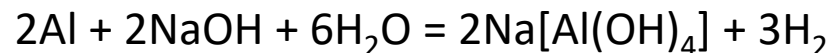
С разбавленной азотной кислотой алюминий реагирует с образованием молекулярного азота:



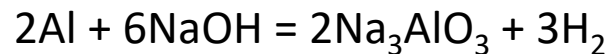
При взаимодействии алюминия в виде порошка с очень разбавленной азотной кислотой может образоваться нитрат аммония:



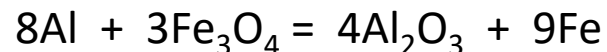
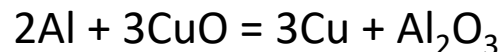
2.5. Алюминий – амфотерный металл, поэтому он взаимодействует с щелочами. При взаимодействии алюминия с раствором щелочи образуется тетрагидроксоалюминат и водород:



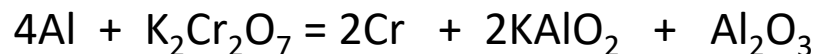
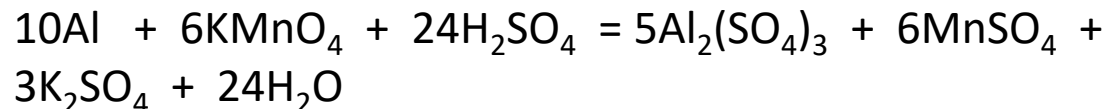
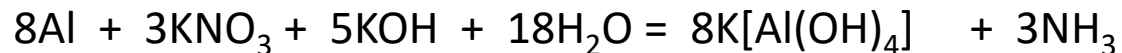
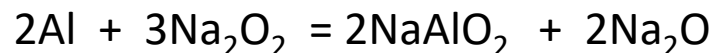
Алюминий реагирует с расплавом щелочи с образованием алюмината и водорода:



2.6. Алюминий восстанавливает менее активные металлы из оксидов. Процесс восстановления металлов из оксидов называется алюмотермия

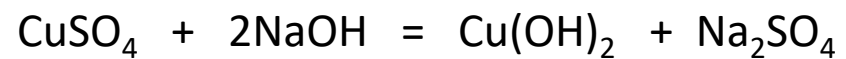


Восстановительные свойства алюминия также проявляются при взаимодействии его с сильными окислителями: пероксидом натрия, нитратами и нитритами в щелочной среде, перманганатами, соединениями хрома (VI)



Медь

Качественные реакции на ионы меди (II)



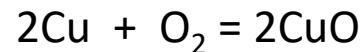
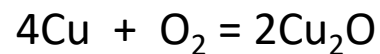
Соли меди (II) окрашивают пламя в зеленый цвет

Химические свойства

В соединениях медь может проявлять степени окисления +1 и +2

1. Медь — химически малоактивный металл. При нагревании медь может реагировать с некоторыми неметаллами: кислородом, серой, галогенами

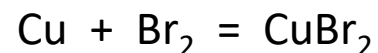
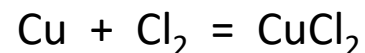
1.1. При нагревании медь реагирует с достаточно сильными окислителями, например, с кислородом, образуя CuO, Cu₂O в зависимости от условий



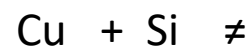
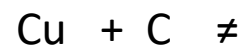
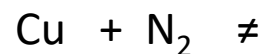
1.2. Медь реагирует с серой с образованием сульфида меди (II)



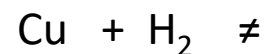
1.3. Медь взаимодействует с галогенами. При этом образуются галогениды меди (II)



1.4. С азотом, углеродом и кремнием медь не реагирует

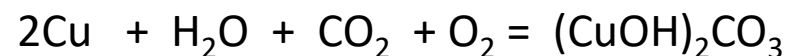


1.5. Медь не взаимодействует с водородом.

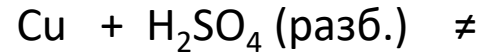


2. Медь взаимодействует со сложными веществами

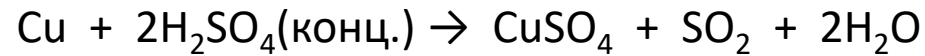
2.1. Медь в сухом воздухе и при комнатной температуре не окисляется, но во влажном воздухе, в присутствии оксида углерода (IV) покрывается зеленым налетом карбоната гидроксомеди (II)



2.2. В ряду напряжений медь находится правее водорода и поэтому не может вытеснить водород из растворов минеральных кислот (разбавленной серной кислоты и др.)



2.3. Медь реагирует при нагревании с концентрированной серной кислотой



2.4. Медь реагирует при обычных условиях с азотной кислотой

С концентрированной азотной кислотой

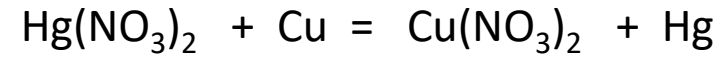


С разбавленной азотной кислотой

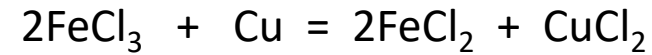
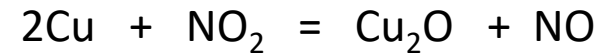


2.5. Растворы щелочей на медь не действуют.

2.6. Медь вытесняет металлы, стоящие правее в ряду напряжений, из растворов их солей

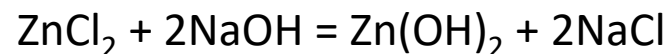


2.7. Медь окисляется оксидом азота (IV) и солями железа (III)



ЦИНК

Качественная реакция на ионы цинка — взаимодействие избытка солей цинка с щелочами

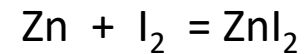


При дальнейшем добавлении щелочи амфотерный гидроксид цинка растворяется с образованием комплексной соли тетрагидроксоцинката

Химические свойства

1. Цинк – сильный восстановитель. Цинк на воздухе устойчив, так как покрывается тонким слоем оксида. При нагревании цинк реагирует со многими неметаллами

1.1. Цинк реагируют с галогенами с образованием галогенидов



1.2. Цинк реагирует с серой с образованием сульфидов:



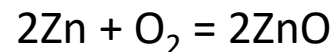
1.3. Цинк реагируют с фосфором. При этом образуется — фосфид:



1.4. С азотом цинк не реагирует.

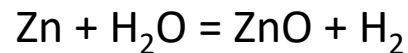
1.5. Цинк не реагирует с водородом, углеродом, кремнием и бором.

1.6. Цинк взаимодействует с кислородом с образованием оксида:

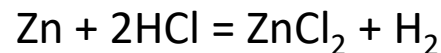


2. Цинк взаимодействует со сложными веществами:

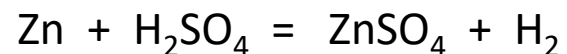
2.1. Цинк реагирует с парами воды при температуре красного каления с образованием оксида цинка и водорода:



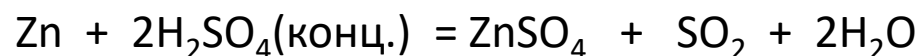
2.2. Цинк взаимодействуют с минеральными кислотами (с соляной, фосфорной и разбавленной серной кислотой и др.). При этом образуются соль и водород.



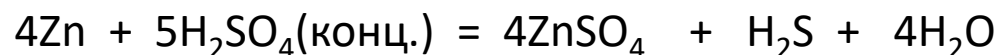
Цинк реагирует с разбавленной серной кислотой:



2.3. Цинк реагирует с концентрированной серной кислотой. В зависимости от условий возможно образование различных продуктов. При нагревании гранулированного цинка с концентрированной серной кислотой образуются оксид серы (IV), сульфат цинка и вода:



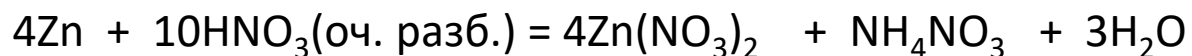
Порошковый цинк реагирует с концентрированной серной кислотой с образованием сероводорода, сульфата цинка и воды:



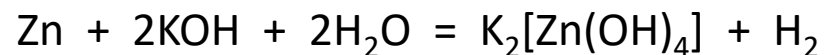
2.4. При нагревании гранулированного цинка с концентрированной азотной кислотой образуются оксид азота (IV), нитрат цинка и вода:



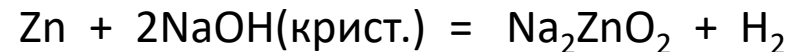
При нагревании цинка с очень разбавленной азотной кислотой образуются нитрат аммония, нитрат цинка и вода:



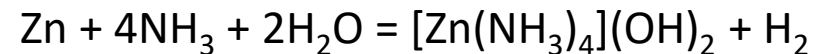
2.5. Цинк – амфотерный металл, он взаимодействует с щелочами.



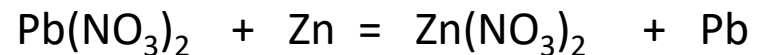
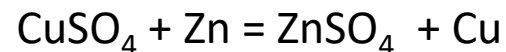
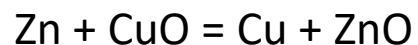
Цинк реагирует с расплавом щелочи с образованием цинката и водорода:



Цинк растворяется и в водном растворе аммиака:



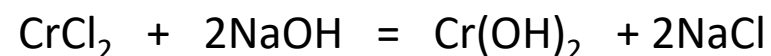
2.6. Цинк вытесняет менее активные металлы из оксидов и солей.



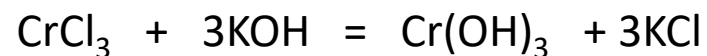
Хром

Качественные реакции

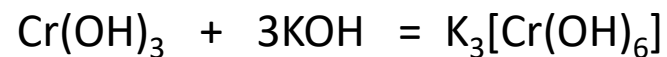
Качественная реакция на ионы хрома +2 – взаимодействие избытка солей хрома (II) с щелочами



Качественная реакция на ионы хрома +3



При дальнейшем добавлении щелочи амфотерный гидроксид хрома (III) растворяется с образованием комплексной соли



Соли хрома можно обнаружить с помощью водного раствора аммиака

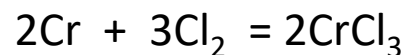


Химические свойства

В соединениях хром может проявлять степени окисления от +1 до +6. Наиболее характерными являются соединения хрома со степенями окисления +3 и +6. Менее устойчивы соединения хрома со степенью окисления +2. Хром образует комплексные соединения с координационным числом 6

1. При комнатной температуре хром химически малоактивен из-за образования на его поверхности тонкой прочной оксидной пленки. При нагревании оксидная пленка хрома разрушается, и он реагирует практически со всеми неметаллами: кислородом, галогенами, серой, азотом, кремнием, углеродом, фосфором.

1.1. При взаимодействии хрома с галогенами образуются галогениды:



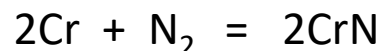
1.2. Хром реагирует с серой с образованием сульфида хрома:



1.3. Хром взаимодействует с фосфором. При этом образуется бинарное соединение – фосфид хрома:

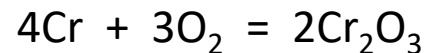


1.4. С азотом хром реагирует при нагревании с образованием нитрида:



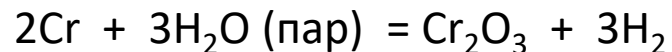
1.5. Хром не взаимодействует с водородом.

1.6. Хром взаимодействует с кислородом с образованием оксида:



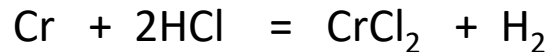
2. Хром взаимодействует и со сложными веществами:

2.1. Хром реагирует с парами воды в раскаленном состоянии:

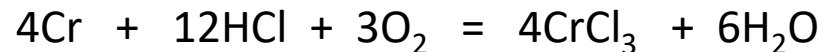


2.2. В ряду напряжений хром находится левее водорода и поэтому в отсутствии воздуха может вытеснить водород из растворов минеральных кислот (соляной и разбавленной серной кислоты), образуя соли хрома (II).

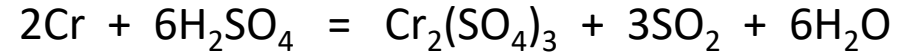
Хром бурно реагирует с соляной кислотой:



В присутствии кислорода образуются соли хрома (III):



2.3. При обычных условиях хром не реагирует с концентрированной серной кислотой из-за пассивации – образования плотной оксидной пленки. При нагревании реакция идет, образуются оксид серы (IV), сульфат хрома (III) и вода:



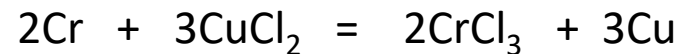
2.4. Хром не реагирует при обычных условиях с концентрированной азотной кислотой также из-за пассивации.

Только при сильном нагревании концентрированная азотная кислота растворяет хром:

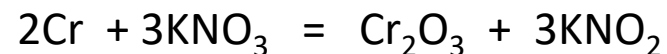
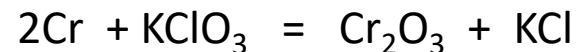


2.5. Растворы щелочей на хром не действуют.

2.6. Хром способен вытеснять многие металлы, например медь, олово, серебро и др. из растворов их солей.



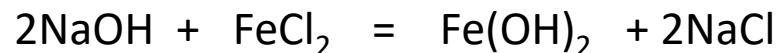
Хлорат калия и нитрат калия также окисляют хром:



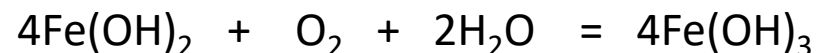
Железо

Качественные реакции на ионы железа +2

Взаимодействие солей железа (II) с щелочами



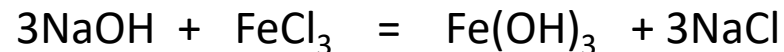
Гидроксид железа (II) на воздухе буреет, так как окисляется до гидроксида железа (III):



Взаимодействие с красной кровяной солью $\text{K}_3[\text{Fe(CN)}_6]$ – также качественная реакция на ионы железа +2.
При этом образуется синий осадок

Качественные реакции на ионы железа +3

Взаимодействие солей железа (III) с щелочами

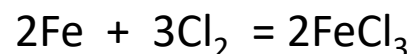


Взаимодействие с желтой кровяной солью $K_4[Fe(CN)_6]$ ионы железа +3. При этом образуется синий осадок

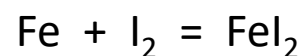
Химические свойства

1. При обычных условиях железо малоактивно, но при нагревании, в особенности в мелкораздробленном состоянии, оно становится активным и реагирует почти со всеми неметаллами.

1.1. Железо реагирует с галогенами с образованием галогенидов. При этом активные неметаллы (фтор, хлор и бром) окисляют железо до степени окисления +3:



Менее активный йод окисляет железо до степени окисления +2:



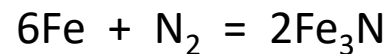
1.2. Железо реагирует с серой с образованием сульфида железа (II):



1.3. Железо реагирует с фосфором. При этом образуется фосфид железа:



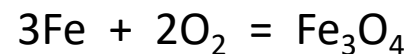
1.4. С азотом железо реагирует при нагревании с образованием нитрида:



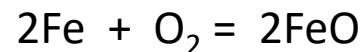
1.5. Железо реагирует с углеродом с образованием карбида:



1.6. При взаимодействии с кислородом железо образует окалину – двойной оксид железа (II, III):

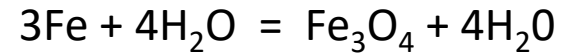


При пропускании кислорода через расплавленное железо возможно образование оксида железа (II):

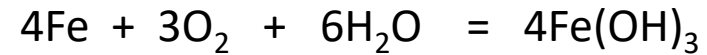


2. Железо взаимодействует со сложными веществами.

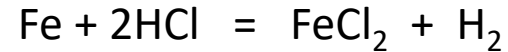
2.1. При обычных условиях железо с водой практически не реагирует. Раскаленное железо может вступать в реакцию при температуре с водяным паром:



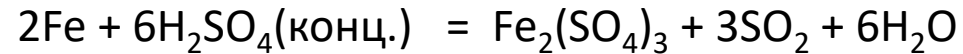
В воде в присутствии кислорода или во влажном воздухе железо медленно окисляется (корродирует):



2.2. Железо взаимодействуют с минеральными кислотами (с соляной, фосфорной и разбавленной серной кислотой). При этом образуются соль железа со степенью окисления +2 и водород.



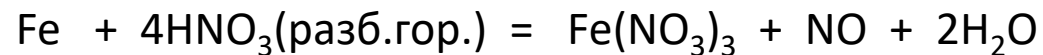
2.3. При обычных условиях железо не реагирует с концентрированной серной кислотой из-за пассивации – образования плотной оксидной пленки. При нагревании реакция идет, образуются оксид серы (IV), сульфат железа (III) и вода:



2.4. Железо не реагирует при обычных условиях с концентрированной азотной кислотой также из-за пассивации. При нагревании реакция идет с образованием нитрата железа (III), оксида азота (IV) и воды:



С разбавленной азотной кислотой железо реагирует с образованием оксида азота (II):

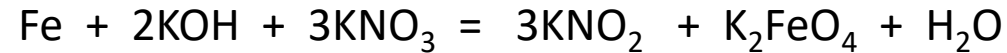


При взаимодействии железа с очень разбавленной азотной кислотой образуется нитрат аммония:

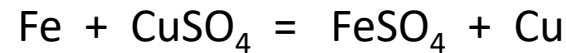


2.5. Железо может реагировать с щелочными растворами или расплавами сильных окислителей. При этом железо окисляется до степени окисления +6, образуя соль (феррат).

При взаимодействии железа с расплавом нитрата калия в присутствии гидроксида калия железо окисляется до феррата калия, а азот восстанавливается либо до нитрита калия, либо до аммиака:



2.6. Железо восстанавливает менее активные металлы из оксидов и солей.



Еще пример: простое вещество железо восстанавливает железо до степени окисления +2 при взаимодействии с соединениями железа +3:

