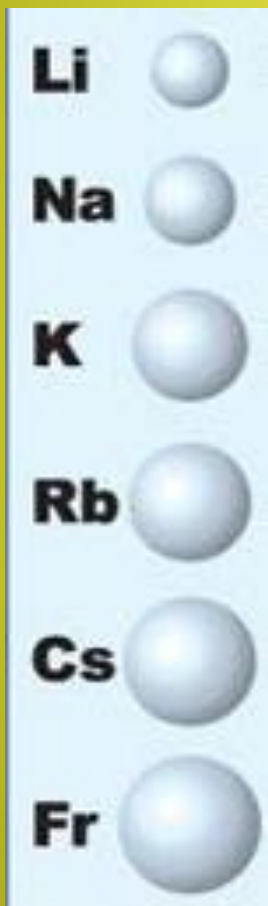


Общая характеристика металлов главных подгрупп I-III групп ПСХЭ Д.И.Менделеева



Характеристика металлов главной подгруппы I группы



Щелочные металлы: литий Li, натрий Na, калий K, рубидий Rb, цезий Cs и франций Fr. Эти металлы получили название щелочных, потому что большинство их соединений растворимо в воде. По-славянски «выщелачивать» означает «растворять», это и определило название данной группы металлов. При растворении щелочных металлов в воде образуются растворимые гидроксиды, называемые щелочами.

Строение атомов щелочных металлов

Все щелочные металлы имеют один s-электрон на внешнем электронном слое, который при химических реакциях легко теряют, проявляя степень окисления +1. Поэтому *щелочные металлы являются сильными восстановителями.*

Литий	Li		0,155	5,39	МЕТАЛЛИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА	ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫЕ СВОЙСТВА
Натрий	Na		0,189	5,14		
Калий	K		0,236	4,34		
Рубидий	Rb		0,248	4,18		
Цезий	Cs		0,267	3,89		
Франций	Fr		0,280	3,88		

Физические свойства



литий



цезий

Все металлы этой подгруппы имеют серебристо-белый цвет (кроме серебристо-жёлтого цезия), они очень мягкие, их можно резать скальпелем. Литий, натрий и калий легче воды и плавают на её поверхности, реагируя с ней. Поэтому хранят эти металлы под слоем керосина или парафина.



калий



натрий



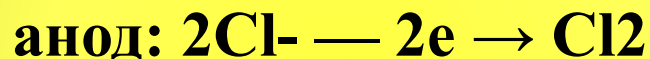
рубидий

ФИЗИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА

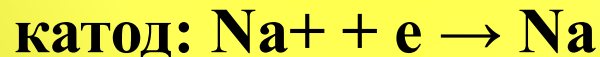
СВОЙСТВА \ МЕТАЛЛЫ	Li	Na	K	Rb	Cs
$t_{\text{пл}}, ^\circ\text{C}$	179	97,8	63,6	38,7	28,5
$t_{\text{кип}}, ^\circ\text{C}$	1370	883	766	713	690
Плотность, г/см ³	0,53	0,97	0,86	1,52	1,87
Твердость	0,6	0,4	0,5	0,3	0,2

Получение щелочных металлов

1. Для получения щелочных металлов используют в основном *электролиз расплавов их галогенидов*, чаще всего — хлоридов, образующих природные минералы:



2. Иногда для получения щелочных металлов проводят *электролиз расплавов их гидроксидов*:



Поскольку щелочные металлы в электрохимическом ряду напряжений находятся левее водорода, то электролитическое получение их из растворов солей невозможно; в этом случае образуются соответствующие щёлочи и водород.

Химические свойства

Li – Na – K – Rb – Cs

ХИМИЧЕСКАЯ АКТИВНОСТЬ ВОЗРАСТАЕТ

Реакции с неметаллами

(образуются бинарные соединения):



Активно взаимодействуют с водой:



Реакция с кислотами:



*Качественная реакция на катионы щелочных металлов -
окрашивание пламени в следующие цвета:*

Li⁺ - карминово-красный

Na⁺ - желтый

K⁺, Rb⁺ и Cs⁺ - фиолетовый



Так выглядит проба
на окрашивание
пламени солями
натрий





Карминово-
красное
окрашивание
пламени солями
лития



Окрашивание
пламени
горелки
ионами калия

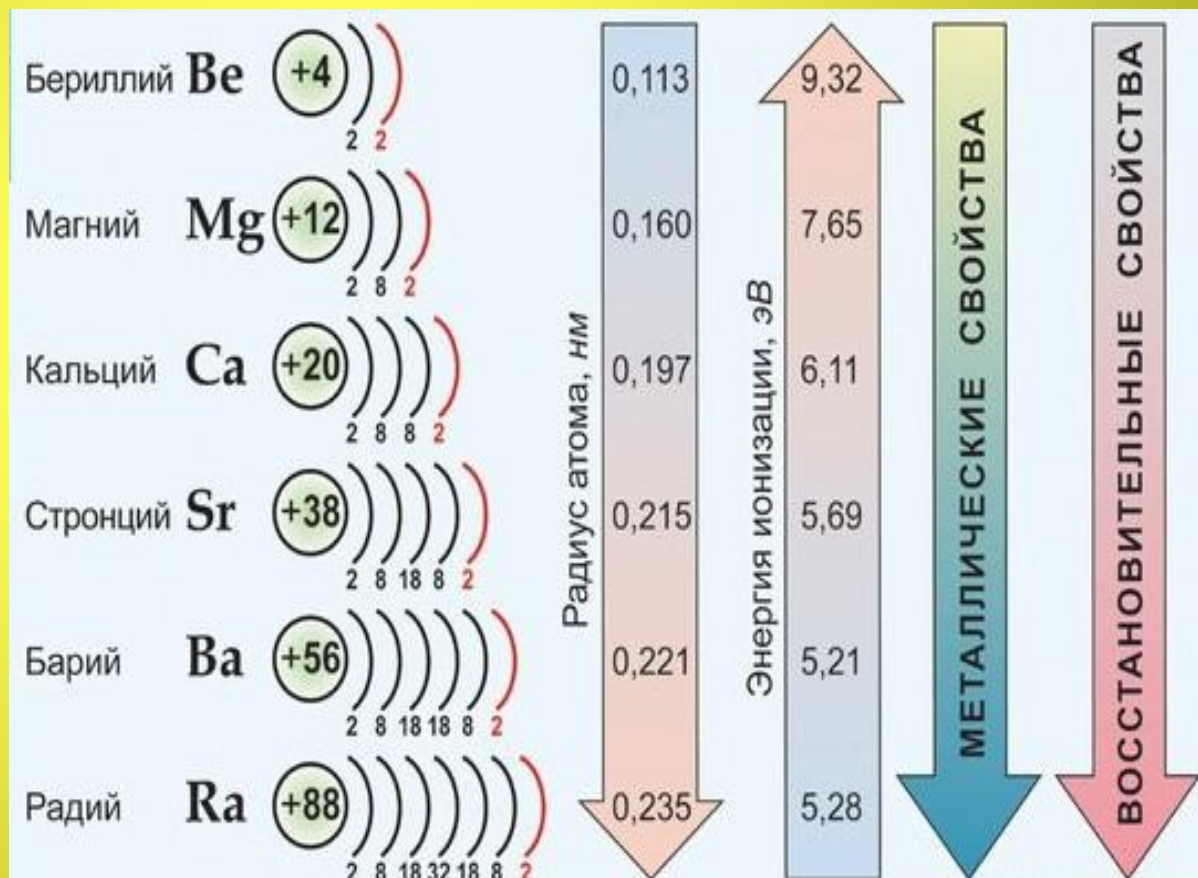
СВОЙСТВА ЩЕЛОЧНЫХ МЕТАЛЛОВ

ЩЕЛОЧНЫЕ МЕТАЛЛЫ		Li	Na	K	Rb	Cs
РЕАГЕНТЫ						
КИСЛОРОД	O_2	ОКСИД Li_2O	ПЕРОКСИД Na_2O_2	НАДПЕРОКСИДЫ KO_2 RbO_2 CsO_2		
СЕРА	S	$2M + S = M_2S$ при $t^\circ C$				
ВОДОРОД	H_2	LiH	NaH	KH	RbH	CsH
ВОДА	H_2O	$2M + 2H_2O = 2MOH + H_2^\uparrow$ 				
ГАЛОГЕНЫ	Cl_2 Br_2 I_2	$2M + \Gamma_2 = 2M\Gamma$				
ЦВЕТ ПЛАМЕНИ СОЛЕЙ						

Характеристика металлов главной подгруппы II группы

Атомы этих элементов имеют на внешнем электронном уровне два s -электрона: ns^2 .

В реакциях атомы элементов подгруппы легко отдают оба электрона внешнего энергетического уровня и образуют соединения, в которых степень окисления элемента равна +2.



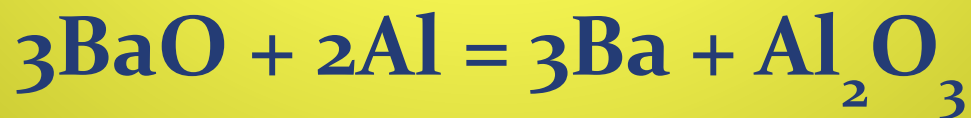
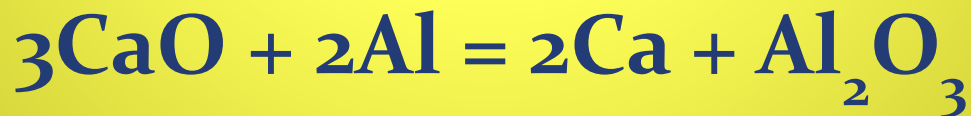
Физические свойства

Бериллий, магний, кальций, барий и радий - металлы серебристо-белого цвета. Стронций имеет золотистый цвет. Эти металлы легкие, особенно низкие плотности имеют кальций, магний, бериллий. Радий является радиоактивным химическим элементом.

МЕТАЛЛЫ	ρ , г/см ³	$t_{\text{пл}}$, °C	$t_{\text{кип}}$, °C
Be 	1,85	2470	1285
Mg 	1,74	1107	650
Ca 	1,54	1495	842
Sr 	2,63	1360	768
Ba 	3,76	1640	710

Получение щелочноземельных металлов

Электролизом расплавов их хлоридов или термическим восстановлением их соединений:



Химические свойства

Щелочноземельные элементы - *химически активные металлы. Они являются сильными восстановителями.* Из металлов этой подгруппы несколько менее активен бериллий, что обусловлено образованием на поверхности этого металла защитной оксидной пленки.



кальций



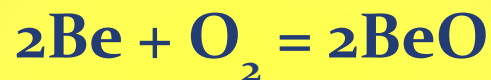
магний



бериллий

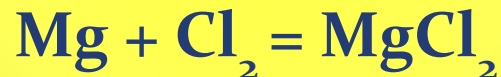
Взаимодействие с простыми веществами

Все легко взаимодействуют с кислородом и серой, образуя оксиды и сульфаты:

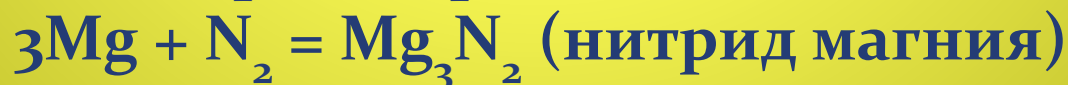


Бериллий и магний реагируют с кислородом и серой при нагревании, остальные металлы - при обычных условиях.

Все металлы этой группы легко реагируют с галогенами:

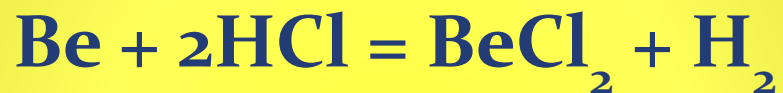


При нагревании все реагируют с водородом, азотом, углеродом, кремнием и другими неметаллами:

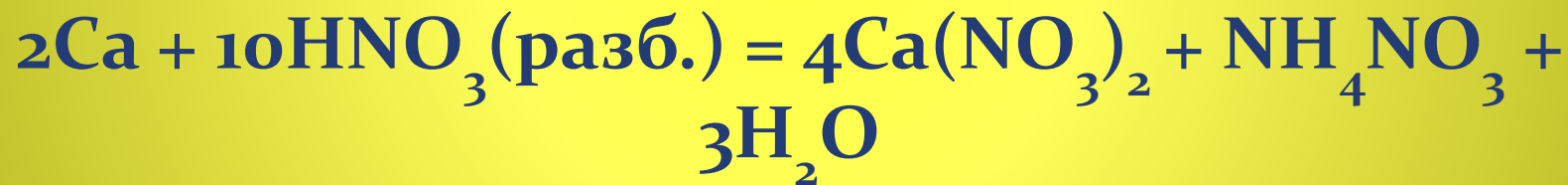


Взаимодействие с кислотами

Все взаимодействуют с хлороводородной и разбавленной серной кислотами с выделением водорода:



Разбавленную азотную кислоту металлы восстанавливают главным образом до аммиака или нитрата аммония:



В концентрированных азотной и серной кислотах (без нагревания) бериллий пассивирует, остальные металлы реагируют с этими кислотами.

Взаимодействие со щелочами

Бериллий взаимодействует с водными растворами щелочей с образованием комплексной соли и выделением водорода:



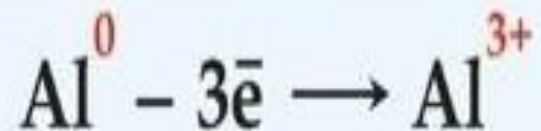
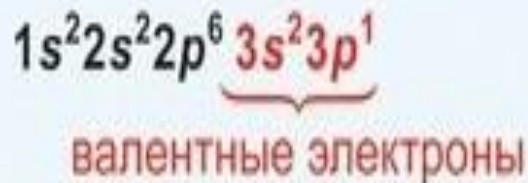
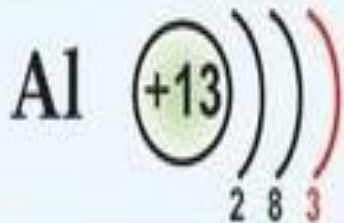
Остальные металлы II группы с щелочами не реагируют.

Алюминий



Алюминий находится в главной п/группе III группы периодической системы.

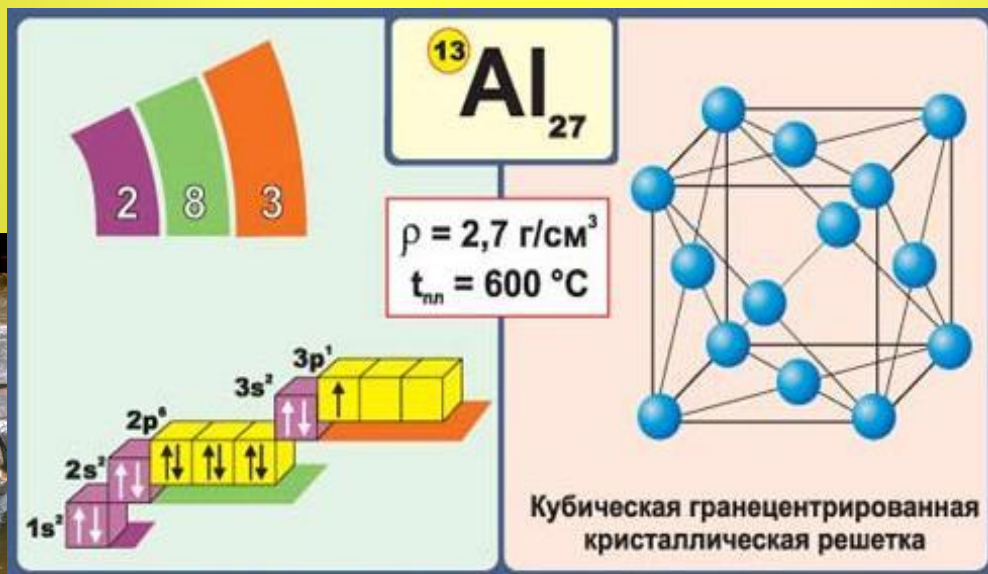
На внешнем энергетическом уровне имеются свободные p-орбитали, что позволяет ему переходить в возбужденное состояние. В возбужденном состоянии атом алюминия образует три ковалентные связи или полностью отдает три валентных электрона, проявляя степень окисления +3.



Физические свойства

Металл серебристо-белого цвета, легкий, плотность $2,7 \text{ г/см}^3$, температура плавления у технического $658 \text{ }^\circ\text{C}$, у алюминия высокой чистоты $660 \text{ }^\circ\text{C}$, температура кипения $2500 \text{ }^\circ\text{C}$, временное сопротивление литого $10\text{-}12 \text{ кг/мм}^2$, деформируемого $18\text{-}25 \text{ кг/мм}^2$, сплавов $38\text{-}42 \text{ кг/мм}^2$.

Твердость по Бринеллю $24\text{-}32 \text{ кгс/мм}^2$, высокая пластичность: у технического 35% , у чистого 50% , прокатывается в тонкий лист и даже фольгу.



Химические свойства

С простыми веществами:

1) С кислородом:



2) С галогенами:



3) С другими неметаллами (азотом, серой, углеродом) реагирует при нагревании:



Сульфид и карбид алюминия полностью гидролизуются:



Со сложными веществами:

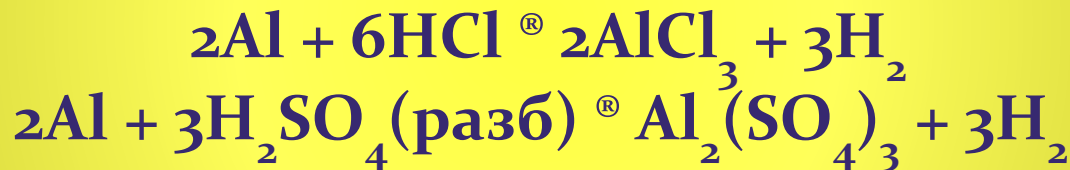
- 4) С водой (после удаления защитной оксидной пленки):



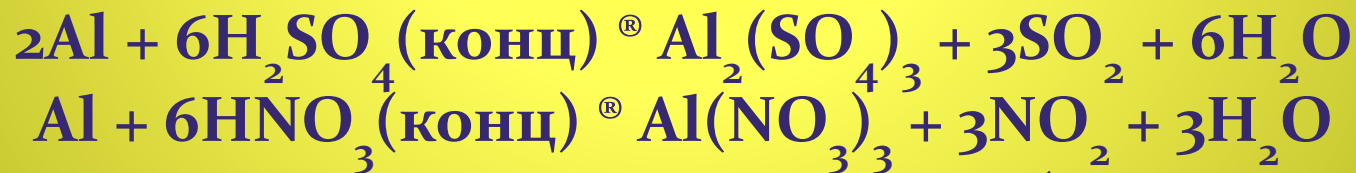
- 5) Со щелочами:



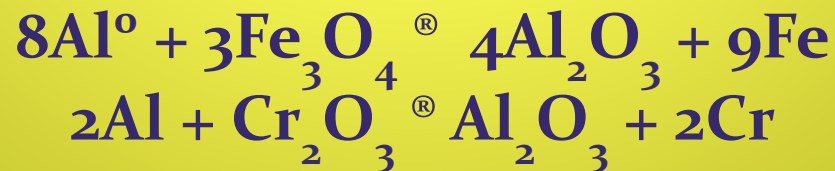
- 6) Легко растворяется в соляной и разбавленной серной кислотах:



При нагревании растворяется в кислотах - окислителях:



- 7) Восстанавливает металлы из их оксидов (алюминотермия):

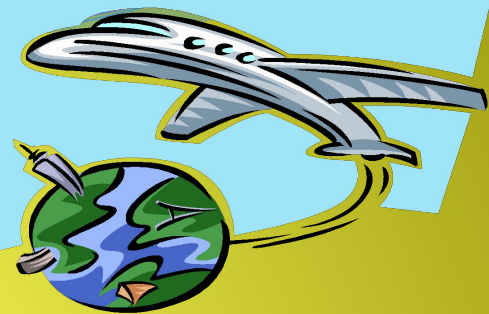


Получение алюминия





Применение алюминия



- в электротехнике
- для производства легких сплавов (дюралюмин, силумин) в самолето- и автомобилестроении
- для алитирования чугунных и стальных изделий с целью повышения их коррозионной стойкости
- для термической сварки
- для получения редких металлов в свободном виде
- в строительной промышленности
- для изготовления контейнеров, фольги

