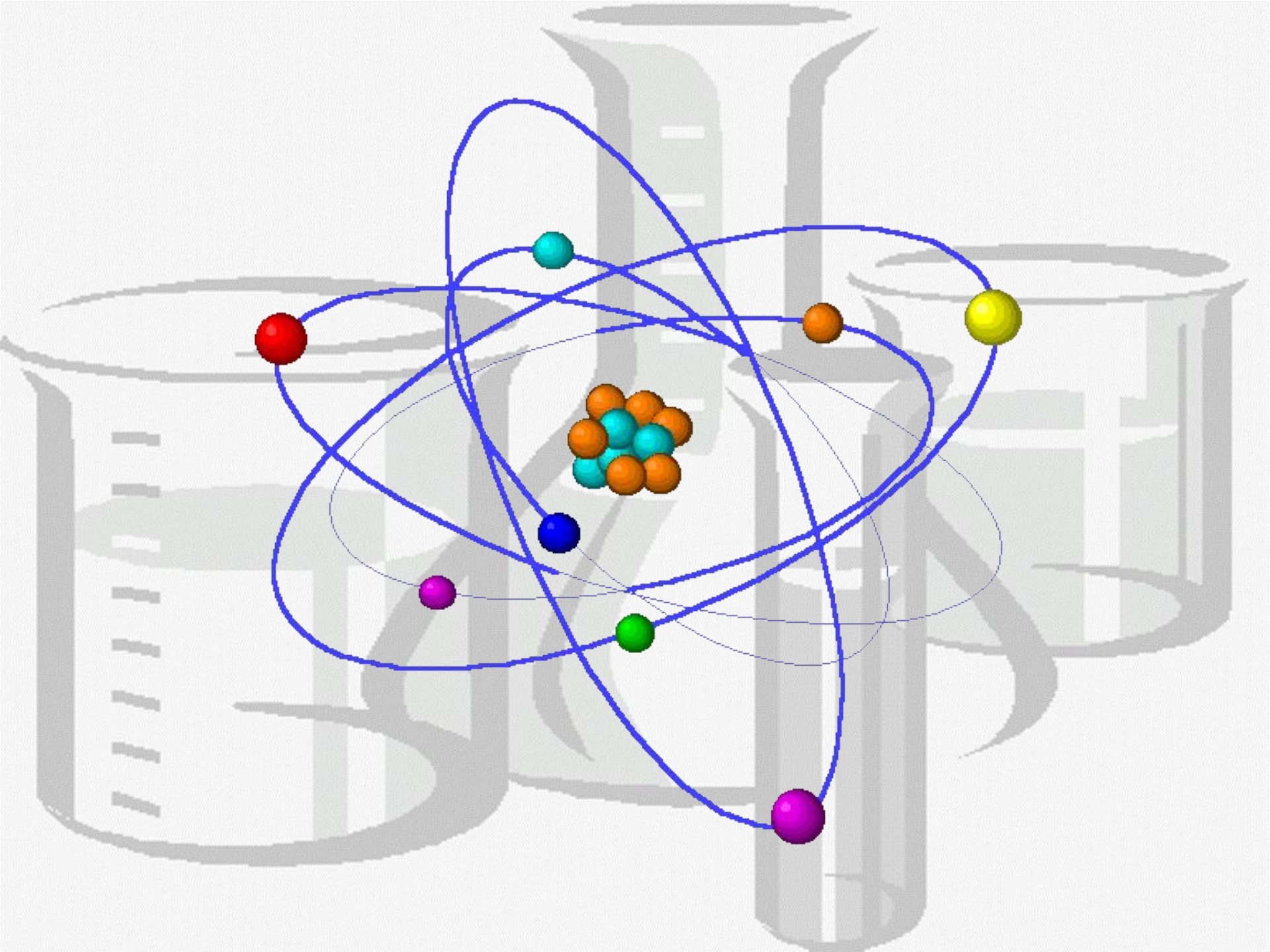


1	2	3
4	5	6
7	8	9

Металлы расположены в левом нижнем углу периодической системы и в побочных подгруппах. Их число значительно превышает число неметаллов На внешнем уровне у металлов мало (в основном1-3) электронов. Отдавая их, металлы приобретают положительные степени окисления (+1 - +3). Металлы побочных подгрупп могут отдавать электроны с предвнешнего уровня и проявлять более положительные степени окисления.

У металлов большие радиусы, поэтому они всегда только отдают электроны, т.е. являются восстановителями и поэтому их степени окисления положительные

Металлам и сплавам присущи металлические кристаллические решетки. В узлах находятся катионы металлов. Электроны свободно перемещаются по всему кристаллу. Они электростратически притягивают катионы, обеспечивая прочность решетки.

Такое строение обусловливает физические свойства металлов и сплавов: металлических блеск, электро- и теплопроводность, ковкость и пластичность.

Изобразиет электронное строение

а) Li б) Al в) Fe

На основе строения сделайте вывод об изменении температур плавления и твердости металлов при переходе от Li к Fe

У лития только один валентный электрон, у алюминия их три, а у железа более трех

Значит прочность связи в металлической решетке наибольшая у железа и наименьшая у лития. У алюминия – промежуточное значение.

Следовательно от лития к железу растут температуры плавления и твердость

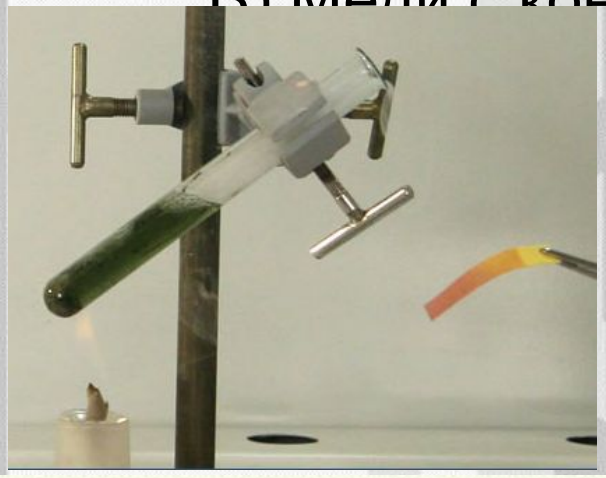
$$2Al + 6HCl = 2AlCl_3 + 3H_2\uparrow$$

$$Zn + H_2SO_4 = ZnSO_4 + H_2\uparrow$$

$$Cu + 4HNO_{3(конц.)} = Cu(NO_3)_2 + 2NO_2\uparrow + 2H_2O$$

$$Cu + 2H_2SO_{4(конц.)} = CuSO_4 + SO_2\uparrow + 2H_2O$$

В) Меди с концентрированной серной кислотой.



$$Cu + HCl \not\rightarrow$$

Металлы, стоящие в ряду активности левее водорода, вытесняют его из растворов кислот. Медь, серебро, ртуть и золото в такие реакции не вступают. Реакции металлов с концентрированными азотной и серной кислотами протекают иначе. Водород при этом не выделяется, а окислителями являются атомы серы и азота в высших степенях окисления.

$$2Na + 2H_2O = 2NaOH + H_2\uparrow$$

$$Mg + H_2O \overset{t}{=} MgO + H_2\uparrow$$

$$3Fe + 4H_2O_{(пар)} = Fe_3O_4 + 4H_2\uparrow$$

С водой при комнатной температуре реагируют щелочные и щелочноземельные металлы и очищенный от оксидной пленки алюминий. С кипящей водой может взаимодействовать магний. Менее активные металлы, такие как железо или цинк, реагируют с перегретым (нагретым выше 100°С) водяным паром, при этом образуются не гидроксиды, а оксиды.

В растворах:

$$Fe + CuSO_4 = FeSO_4 + Cu\downarrow$$

$$Zn + 2AgNO_3 = Zn(NO_3)_2 + 2Ag\downarrow$$

Как метал… $Cu + FeCl_2 \not\longrightarrow$ …творами сол…

Запишите …

А) меди с сульфатом железа (II)

Li K Ba Sr Ca Na	Mg Al Mn Zn Cr Fe Cd Co Ni Sn Pb	(H_2)	Cu Hg Ag Pt Au
активные	малоактивные		неактивные

Каждый металл может вытеснять все следующие за ним металлы в электрохимическом ряду из растворов их солей

Металлы, являющиеся сильными восстановителями (щелочные и щелочноземельные), в водных растворах взаимодействуют прежде всего с водой

Активные металлы встречаются в природе в виде руд:
Самые активные - в виде солей,
Металлы средней активности -
в виде оксидов и сульфидов,
(так как оксиды и сульфиды таких металлов не растворяются в воде с образованием солей)

В каком виде металлы различной активности содержатся в природе?

Б) Запишите пример реакции получения металлов из оксидов.

Как получают металлы из солей?

В свободном виде (в виде самородков) встречаются малоактивные металлы (они расположены в электрохимическом ряду после водорода)

Суть всех способов получения металла
Сводится к процессу восстановления:

$$M^{n+} + ne^- \rightarrow M^0$$

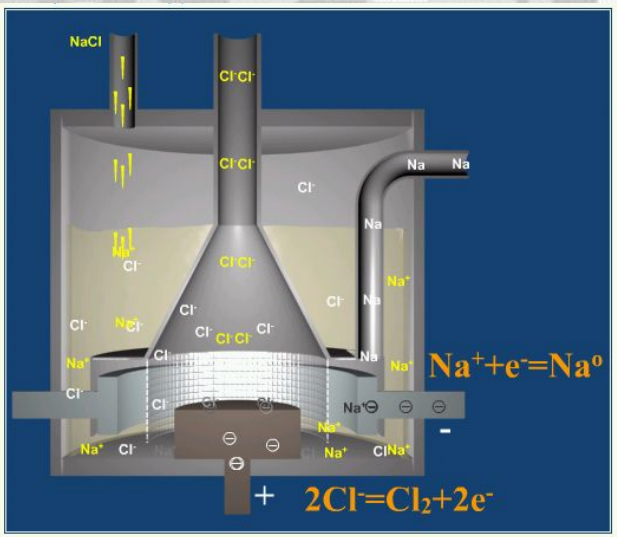
Самые активные металлы возможно восстановить только путем электролиза

$$3MnO_2 + 4Al = 3Mn + 2Al_2O_3\ (t)$$

$$Cu_2O + C \longrightarrow 2Cu + CO\uparrow (t)$$

куприт

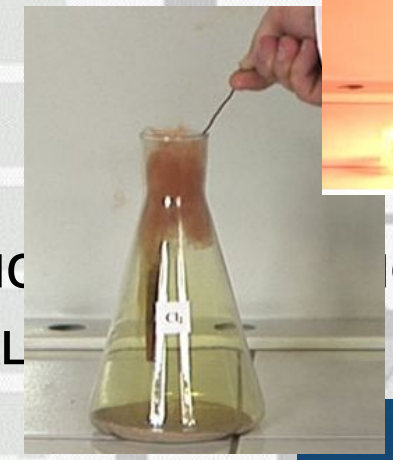
$$MoO_3 + 3H_2 = Mo + 3H_2O\ (t)$$



$$2Mg + O_2 = 2MgO$$

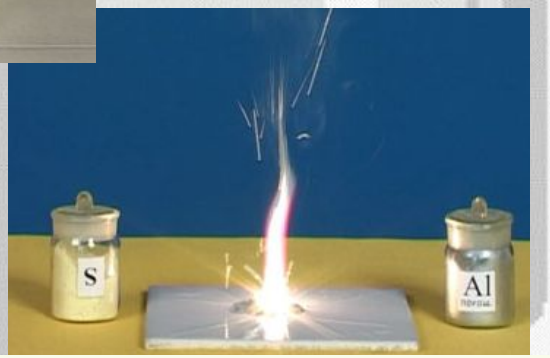
$$2Fe + 3Cl_2 = 2FeCl_3$$

$$2Al + 3S = Al_2S_3$$



йо еталлами?

ки



Большинство металлов при нагревании на воздухе окисляются. Часто эти реакции сопровождаются выделением тепла и света. С кислородом не реагируют лишь серебро, платина и золото. С галогенами реагируют практически все металлы. С другими неметаллами — серой, фосфором, углеродом — реакции протекают не всегда и, как правило, при нагревании.

Жесткость воды связана с содержанием в ней растворимых солей кальция и магния. Гидрокорбанаты кальция и магния при кипячении превращаются в нерастворимые карбонаты. Эти карбонаты оседают в виде накипи в водонагревательных приборах. Благодаря этому вода умягчается. Жесткость, устранимая кипячением, называется временной.

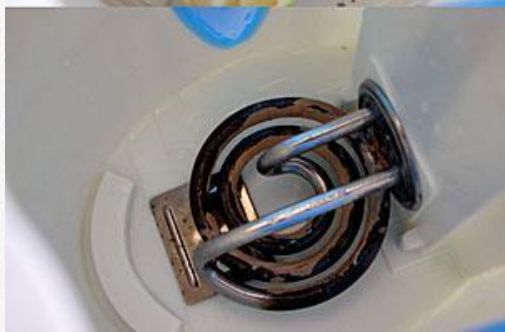
А) Какие компоненты придают жесткость воде?

Б) Как образуется накипь и как ее удалить?

$$Ca(HCO_3)_2 \xrightarrow{\text{кипячение}} CaCO_3\downarrow + CO_2 + H_2O.$$

Чтобы удалить накипь,
нужно подействовать на нее кислотой

$$CaCO_3 + 2H^+ \rightarrow Ca^{2+} + CO_2 + H_2O$$



В каком случае нельзя пользоваться электрохимическим рядом напряжения металлов для сравнения их активности? Запишите возможные уравнения реакций:

А) раствор NaCl + Li $\not\rightarrow$

Б) расплав NaCl + Li $\not\rightarrow$

В) раствор LiCl + Na $\not\rightarrow$

Г) расплав LiCl + Na $\rightarrow$ LiCl + Na

Ряд активности применим только в случае водных растворов и определенной концентрации реагентов (1моль/л)

Реакция А) не пойдет, поскольку в растворе Li будет взаимодействовать прежде всего с водой

Реакция Б) не пойдет, поскольку в расплаве Li менее активный чем Na. Это можно заключить из положения этих металлов в периодической системе.

Реакция В) не пойдет по той же причине, что и А)

Реакция Г) будет протекать, так как Na активнее Li в расплаве.

Могут ли металлы взаимодействовать с щелочами?
Если да, то по какому принципу протекают эти реакции?

С растворами щелочей

В растворах:

$$2Al + 6NaOH + 6H_2O = 2Na_3[Al(OH)_6] + 3H_2\uparrow$$

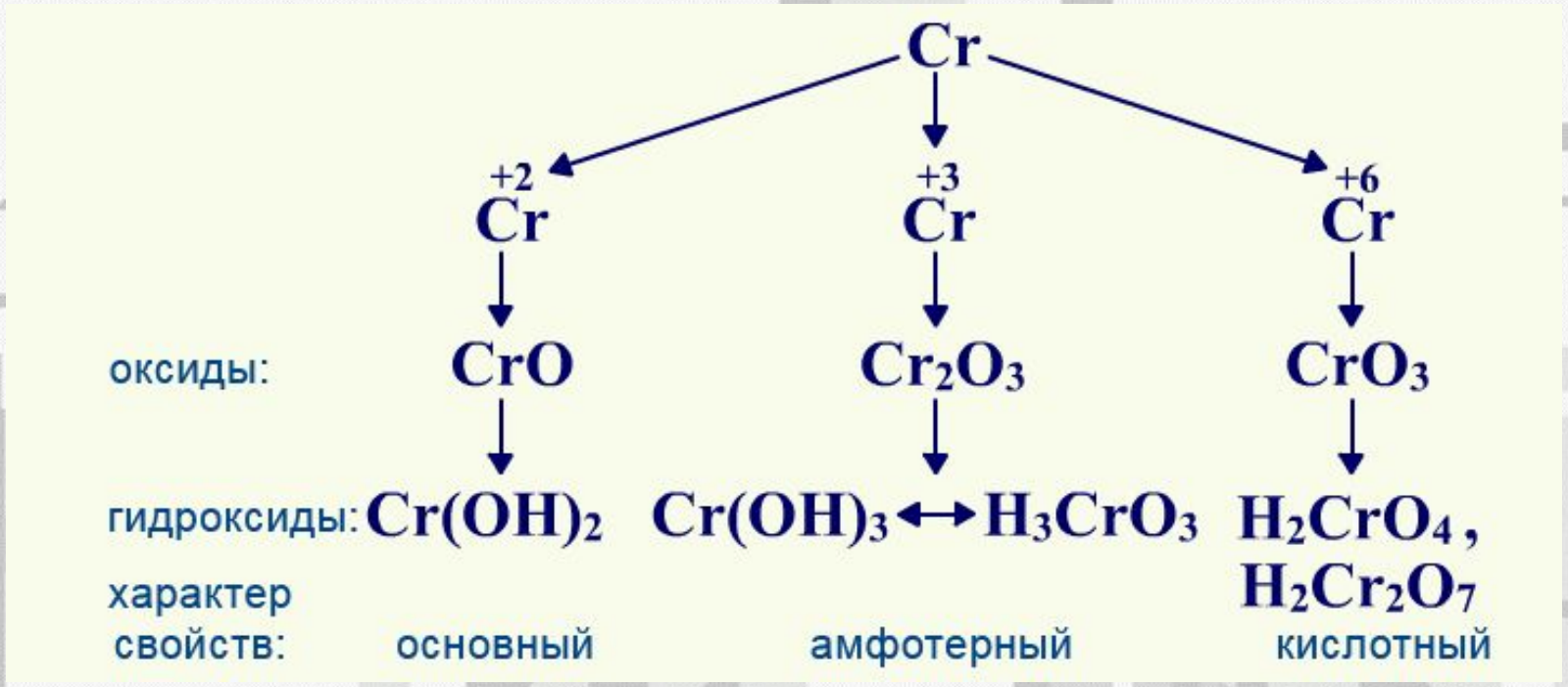
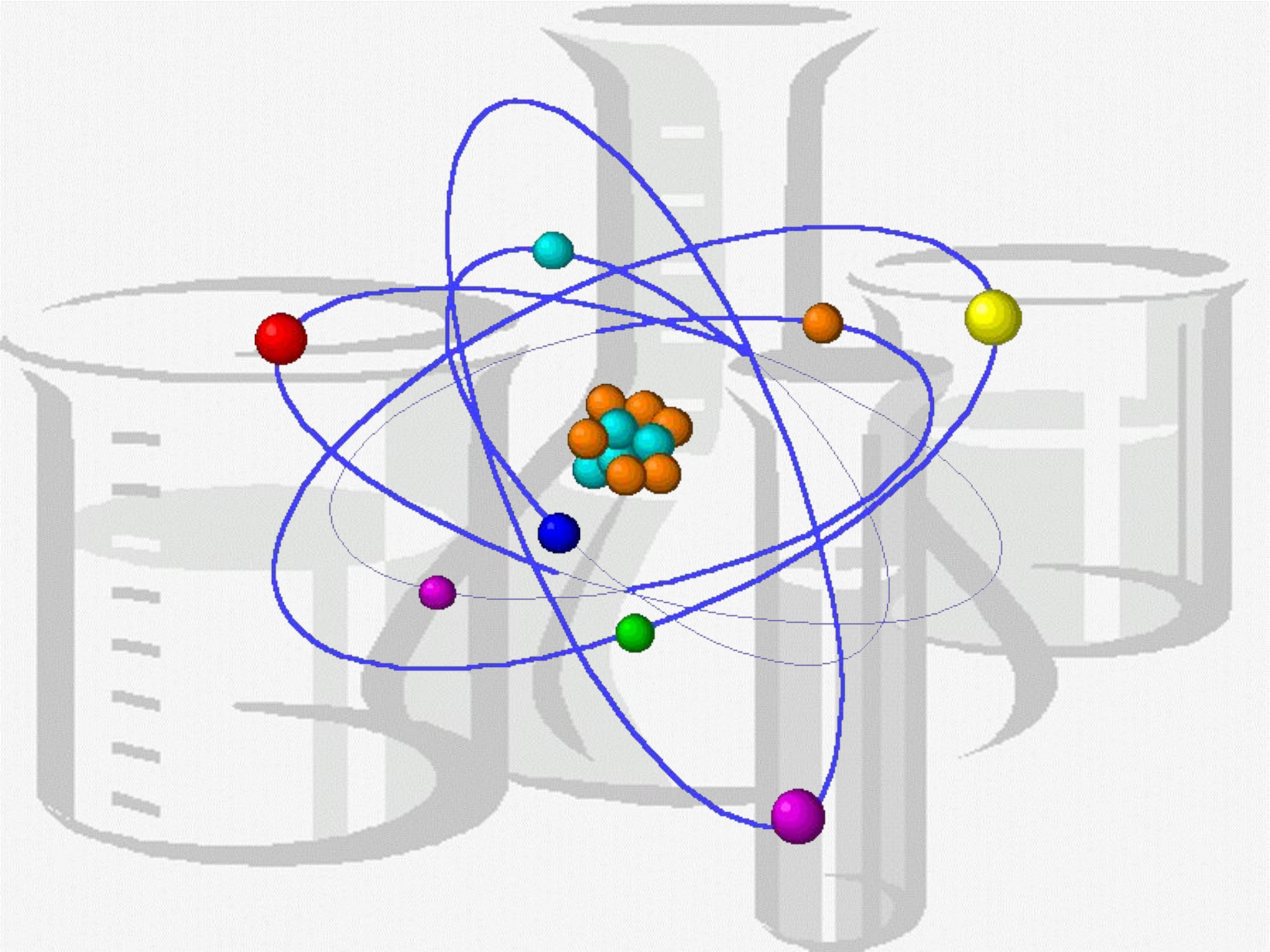
$$Zn + NaOH + H_2O = Na_2[Zn(OH)_4] + H_2\uparrow$$

В расплавах:

$$2Al + 2(NaOH \cdot H_2O) = 2NaAlO_2 + 3H_2 \quad (400 - 500^0C)$$

$$Zn + 2NaOH = Na_2ZnO_2 + H_2 \quad (500^0C)$$

Металлы, оксиды и гидроксиды которых проявляют амфотерные свойства способны взаимодействовать с едкими щелочами с образованием солей и водорода выступая в роли неметаллов.



Многие металлы побочных подгрупп проявляют несколько степеней окисления. Например, хром в соединениях проявляет три степени окисления: +2, +3, +6 и образует три ряда оксидов и гидроксидов, причем с увеличением степени окисления усиливается их кислотный характер и ослабляется основный.