

12. Химия элементов. Общие свойства металлов.

Подавляющее большинство химических элементов – металлы. Неметаллы занимают в Периодической таблице лишь небольшую правую верхнюю часть.

Л.Полинг писал [1]: “Металл можно определить как вещество, хорошо проводящее электричество и теплоту, отличающееся характерным блеском, который называется металлическим; из металлов можно ковать листы (благодаря особому свойству – ковкости) и вытягивать проволоку (благодаря пластичности); дополнительно можно отметить, что электропроводность таких веществ возрастает с понижением температуры.

...

Можно утверждать, что одной из характерных особенностей металла является то, что каждый атом имеет много соседних атомов; число кратчайших расстояний между атомами превышает число валентных электронов”.

Наиболее ковкий и пластичный металл – золото. Из него получают полупрозрачную (голубоватую на просвет) фольгу толщиной 0,0002 мм, а из 1 г золота можно вытянуть проволоку диаметром 0,002 мм и длиной 3420 м.

Главная особенность металлов – относительно слабая связь внешних электронов с атомом. Эти внешние электроны становятся общими для нескольких рядом расположенных атомов металла. Поэтому металлы можно условно представить как облако электронов, внутри которого находится кристаллическая решетка из атомов. Общим электронным облаком объясняются характерные свойства металлов – отражение видимого света (блеск), электро- и теплопроводность. Ковкость и пластичность тоже связаны со способностью общих электронов удерживать рядом атомы металлов даже при значительных деформациях.

13. Щелочные металлы. Натрий

Самыми «металлическими» являются элементы главной подгруппы первой группы Периодической таблицы – щелочные металлы литий, натрий, калий, рубидий и цезий. Элемент франций из-за сильной радиоактивности невозможно получить в компактном виде – он испарится благодаря выделению энергии радиоактивного распада.

Свойства щелочных металлов					
	Li	Na	K	Rb	Cs
Температура плавления, °С	180	98	64	38,4	28,4
Температура кипения, °С	1345	883	774	688	678
Радиус атома, пм (10^{-12} м)	155	189	236	248	268
Радиус иона Э^+ , пм	68	98	133	149	165
Плотность, г/см ³	0,53	0,97	0,86	1,53	1,88
Продукт горения в O_2	Li_2O	Na_2O_2	KO_2	RbO_2	CsO_2

Металлические литий, натрий и калий получают электролизом расплава их солей (хлоридов). Все щелочные металлы хранят без доступа воздуха и следов воды – обычно под слоем чистого керосина.

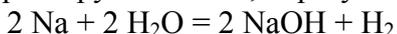
1. Полинг, Лайнус Карл (Pauling, Linus Carl) (1901–1994), американский химик и физик, удостоенный в 1954 [Нобелевской премии](#) по химии за исследования природы химической связи и определение структуры белков. Лауреат Нобелевской премии мира, присужденной ему за борьбу против испытаний ядерного оружия (1962). Полинг Л. Общая химия 3-е изд. – М.: Мир, 1974. – 846 с., с.506-507

Натрий – типичный щелочной металл.

Получение натрия:

электролиз расплава хлорида натрия $2 \text{NaCl} = 2 \text{Na} + \text{Cl}_2$

Натрий мягкий, легко режется ножом, его можно мять руками (в перчатках!). Он бурно реагирует с водой, образуя гидроксид натрия и водород:

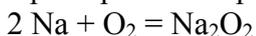


При реакции с водой натрий плавится, шарик натрия (до 0,5 г) «бегает» по поверхности воды. Если в воду поместить 1 г натрия и более, происходит взрыв.

Гидроксид натрия NaOH (едкий натр) – сильное основание (щелочь), т.е. полностью диссоциирует в воде. Применяется в быту в составе средств для промывки канализационных труб.

Следует помнить, что **щелочи и их растворы опасны для кожи и особенно для глаз.**

При горении натрия на воздухе образуется не оксид Na_2O , а пероксид Na_2O_2 :



Наиболее часто в быту мы встречаемся с содержащими натрий поваренной солью NaCl и с содой.

Содами называют соединения натрия различного состава:

- кальцинированная сода, безводная сода, бельевая сода или просто сода – карбонат натрия Na_2CO_3 ;
- кристаллическая сода – кристаллогидрат карбоната натрия $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$;
- двууглекислая или питьевая сода – гидрокарбонат натрия NaHCO_3 ;
- гидроксид натрия NaOH иногда называют каустической содой или каустиком (от греческого *καυστικός* – каустикос – жгучий, едкий).

14. Галогены. Хлор

В состав поваренной соли входит, кроме типичного элемента-металла натрия, типичный элемент-неметалл хлор. Хлор относится к галогенам (от греческого *ἅλως* — «соль», и *γεννᾶω* — «рождать»). К галогенам относятся элементы главной подгруппы седьмой группы – фтор, хлор, бром и иод. Теоретические расчеты показывают, что радиоактивный астат скорее относится к металлам.

Свойства молекулярных галогенов Э ₂				
Молекула галогена	F ₂	Cl ₂	Br ₂	I ₂
Температура плавления, °С	-223	-101,4	-7,2	113,6
Температура кипения, °С	-188	-34	58,2	184,5
Межъядерное расстояние, 10 ⁻¹² м (пм)	142	199	228	267
Энтальпия диссоциации Э ₂ = 2 Э, кДж/моль	151	243	199	151

При комнатной температуре фтор и хлор – газы, бром – жидкость, иод – твердый. Молекулы галогенов состоят из двух атомов.

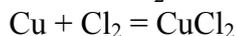
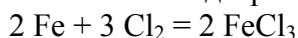
Хлор – типичный галоген, получен в свободном виде первым из галогенов в 1774 г К.Шееле [2] по реакции соляной кислоты с двуокисью марганца:

2 Шееле (Scheele) Карл Вильгельм (1742 — 1786), шведский химик, член Королевской шведской АН (1775). По образованию и профессии фармацевт. Работал в аптеках различных городов Швеции, где и проводил химические исследования (с 1757). Ш. открыл многие неорганические и органические вещества. Показал, что пиролюзит (природная двуокись марганца) — соединение неизвестного металла (1774). Получил хлор (действием на пиролюзит соляной кислоты при нагревании, 1774)

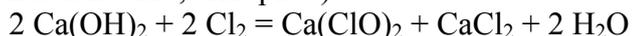


В настоящее время хлор получают в промышленности при электролизе растворов и расплавов хлоридов щелочных металлов.

Хлор – желтовато-зеленый газ с резким запахом, чрезвычайно активен. В хлоре загораются слегка подогретые железо и медь:



При взаимодействии хлора с гидроксидом кальция («гашеной известью») получается средство для отбеливания и дезинфекции – хлорид-гипохлорит кальция («хлорная известь», «хлорка»):



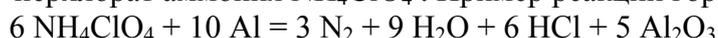
В состав многих бытовых отбеливателей, содержащих «активный хлор», входит гипохлорит натрия NaClO . Гипохлориты – соли неустойчивой гипохлористой кислоты HClO . Существуют и другие кислородные кислоты хлора, из которых устойчива только хлорная HClO_4 – одна из самых сильных неорганических кислот.

Кислородные кислоты хлора

Кислота	гипохлористая	Хлористая	хлорноватая	хлорная
Соль	гипохлорит	Хлорит	хлорат	перхлорат
Формула	HClO	HClO_2	HClO_3	HClO_4
Конст. дисс. K_a	$3,4 \cdot 10^{-8}$	$1,1 \cdot 10^{-2}$	10	10^{10}
Рост силы к-ты	----->>			
Рост силы ок-ля	<<-----			

Соль хлорноватой кислоты – хлорат калия (бертолетова соль) KClO_3 используется в спичках (около 50% состава спичечной головки) и капсюлях-воспламенителях.

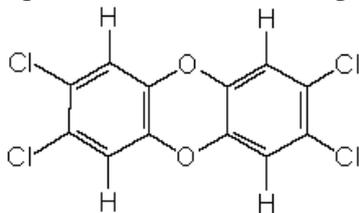
Главный компонент современных твердых ракетных топлив (65-75% от состава ТРТ) – перхлорат аммония NH_4ClO_4 . Пример реакции горения ТРТ:



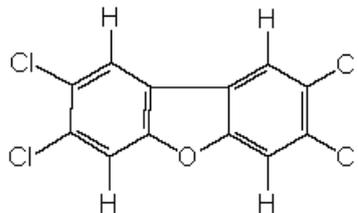
Перхлорат магния $\text{Mg}(\text{ClO}_4)_2$ используется в сельском хозяйстве как дефолиант – средство, способствующее сбрасыванию листьев растениями.

В быту широко применяется пластмасса – поливинилхлорид (или полихлорвинил, ПВХ). Из него изготавливают пластиковые рамы для окон со стеклопакетами, моющиеся обои, электроизоляцию и т.д. Молекула поливинилхлорида – это звено ($-\text{CH}_2-\text{CHCl}-$), повторяющееся сотни тысяч раз.

Следует помнить, что при горении ПВХ в недостатке кислорода образуются чрезвычайно ядовитые фосген COCl_2 и диоксины – вещества из ряда тетрахлордифенилов:



2,3,7,8-TCDD



2,3,7,8-TCDF

Поэтому пожары в современных зданиях опасны прежде всего ядовитыми продуктами горения. Если сжигать пластмассы в избытке топлива (дров) на свежем воздухе, ядовитые продукты практически не образуются.

15. Элементы жизни. Углерод

Если вспомнить построенный на основе 4-х квантовых чисел второй период Периодической системы, то можно заметить особое свойство элемента С – углерода. У него на внешнем уровне есть 4 электрона и тоже 4 клеточки-«орбитали».

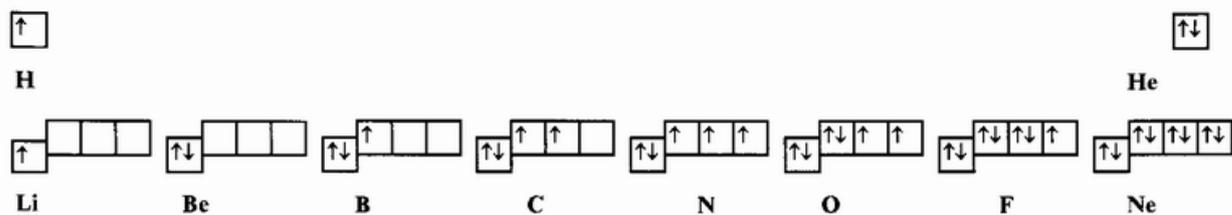


Рисунок 13 (1) Схема заполнения электронами внешнего уровня элементов 1-го и 2-го периодов.

Это означает, что возможно существование симметричной системы:

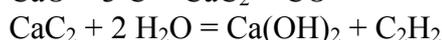


Далее, можно предположить, что существование внешнего электронного уровня углерода в виде правой симметричной структуры позволит атомам создавать между собой бесконечное разнообразие связей за счет электронных пар, образованных неспаренными электронами соседних углеродов. В реальности так и происходит.

Углерод существует не только в виде давно известных графита и алмаза, он образует замкнутые фуллерены, вытянутые нанотрубки и бесконечные плоскости графена.

Простейшие **соединения** углерода – **карбиды**.

К ним относится карбид кальция CaC_2 . Его получают, нагревая оксид кальция с углем в электрической дуге:



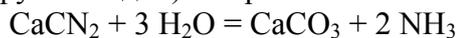
В технике применяют карбиды титана TiC , вольфрама W_2C (твердые сплавы), кремния SiC (карборунд – в качестве абразива и материала для нагревателей).

Неорганические соединения углерода с азотом и кислородом

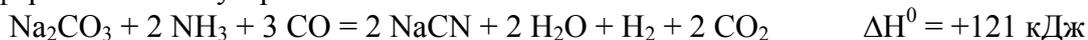
В промышленности получают **цианамид** кальция, нагревая карбид в атмосфере азота:



Цианамид применяют в качестве азотного удобрения, поскольку он гидролизуется (реагирует с водой) с образованием аммиака NH_3 :



Цианиды (соли синильной кислоты HCN) получают при нагревании соды в атмосфере аммиака и угарного газа:



Синильная кислота HCN – важный продукт химической промышленности, широко применяется в органическом синтезе. Ее мировое производство достигает 200 тыс. т в год.

Электронное строение цианид-аниона аналогично оксиду углерода (II), такие частицы называют изоэлектронными:



Угарный газ CO и цианиды – сильные яды, их ядовитое действие объясняется связыванием активных центров важных органических молекул, ответственных за дыхание.

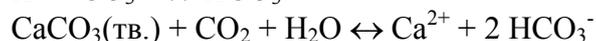
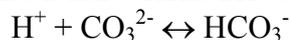
Цианиды применяют при добыче золота, золото легко растворяется в разбавленном растворе (0,1-0,2%) цианида на воздухе:



Карбонаты

Важнейшие неорганические соединения углерода – соли угольной кислоты (карбонаты). H_2CO_3 – слабая кислота ($K_{1\text{дисс}} = 1,3 \cdot 10^{-4}$; $K_{2\text{дисс}} = 5 \cdot 10^{-11}$). Карбонаты поддерживают **углекислотное равновесие** в атмосфере.

При повышении кислотности мирового океана за счет растворения в воде углекислого газа происходит растворение карбонатных пород (раковины, кораллы, меловые и известняковые отложения в океане:



Твердые карбонаты переходят в растворимые гидрокарбонаты, например гидрокарбонат кальция $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$. Именно этот процесс химического растворения избыточного углекислого газа противодействует “парниковому эффекту” – глобальному потеплению из-за поглощения углекислым газом теплового излучения Земли