

Химия-ретро. Натрий

(из энциклопедического словаря Брокгауза и Ефрона)

Несмотря на большое время, которое прошло с момента написания статьи, она не потеряла актуальности и представляет значительный интерес. Некоторые из приведенных ниже фактов и утверждений совсем не безупречны с современной точки зрения. Наука не стоит на месте. Но с другой стороны, статья содержит много интересного материала, который отсутствует в современных учебниках и энциклопедиях или упоминается там лишь эпизодически. В отличие от последнего издания химической энциклопедии материал изложен живым и понятным языком. Имеет место своеобразный парадокс: огромный прогресс науки и заметный регресс качества справочной и учебной литературы. Достаточно даже бегло просмотреть статьи о натрии в современных энциклопедиях, чтобы прийти к такому выводу (- прим. ред.).

(хим.; нем. Natrium, франц. и англ. Sodium). — Сведения о соединениях этого металла ведут свое начало от очень старых времен. Еврейское слово *neter* (греч. *νίτρον*, лат. *nitrum*) встречается в Библии как название вещества, которое, по Соломону, вскипает с уксусом; это вещество в XV в. стали называть *natron*, т. е. сода, оставив *nitrum* для обозначения селитры (также — *sal nitri*). История изучения Н. находится в близкой связи с историей калия (см.); современные названия Н., едкий натр, натр, обозначают соответственно Na, NaOH, Na₂O, т. е. металл, гидрат окиси и самую окись. Na=23,06 — по Стасу (O=16).

Na	11
22,9897	
НАТРИЙ	

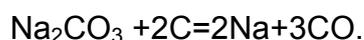


NaCl (kuking.net)

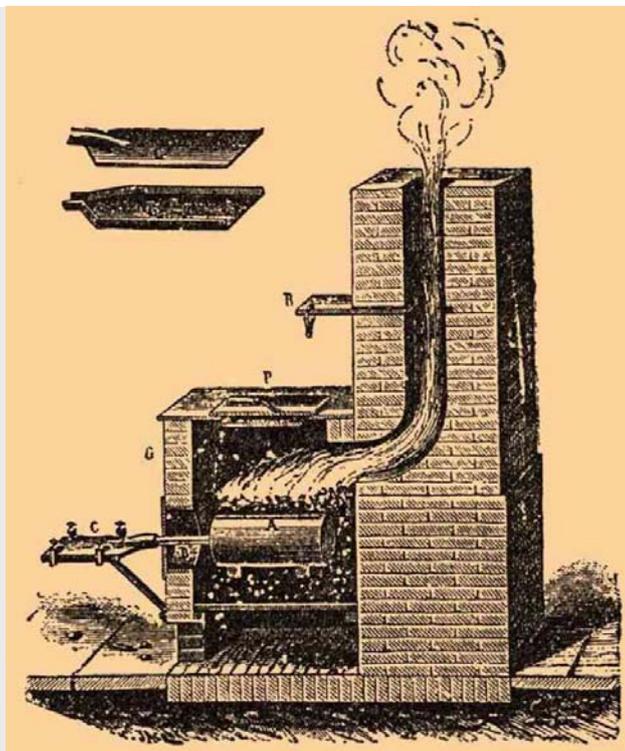
В природе соединения Н. встречаются часто в значительных массах, а в малых количествах находятся почти всюду. Чаще всего можно встретить поваренную соль, NaCl, в виде мощных залежей в различных геологических формациях и растворенную в воде морей и соляных озер, а также и в водах различных соляных источников. Так называемая чилийская селитра, NaNO₃, находится в Перуанской провинции Тарагала, на границе Чили, в пустынной, сухой местности; в Чили, близ порта Икике, встречаются залежи селитры мощностью в 7—8 футов. Углекислый и серноокислый Н.

содержатся растворенными во многих минеральных водах; минералы тенардит Na_2SO_4 , мирабилит $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ (близ Тифлиса), глауберит $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot \text{CaSO}_4$ образовались путем высыхания соляных озер. Кремнекислый Н. есть составная часть многих минералов, например альбита — $\text{Na}_2\text{Al}_2\text{Si}_6\text{O}_{16}$; в малых же количествах его можно найти почти во всяком силикате. В растениях, обитающих близ соляных озер и морей, в водорослях, произрастающих в соленых водах, находятся соединения Н., а потому зола их содержит соли его, а именно Na_2CO_3 , Na_2SO_4 , NaCl , NaI , и служила в прежнее время для добычи соды; теперь же из неё готовят йод.

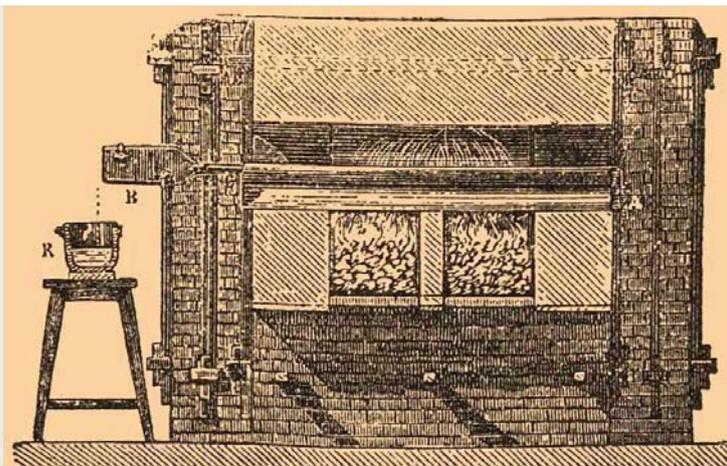
Металлический Н., как и калий, впервые был получен электролизом едкого натра (Дэви, 1807), а теперь готовится путем накаливания тесной смеси соды и угля в железном сосуде, например бутылки из-под ртути (Бруннер), по уравнению:



Вся операция идет проще, чем при калии, потому что Н. с окисью углерода никакого соединения не дает и в расплавленном виде, если не очень горяч, на воздухе не загорается, как калий; и здесь прибавляют мелу к смеси соды и угля; пар металла по железной трубке входит в плоский чугунный сосуд, подобный приемнику Донни и Мареска (фиг. 1), но помещаемый не в горизонтальной плоскости, а в вертикальной, и служащий собственно холодильником, из которого во все время операции вытекает жидкий Н. в подставленный сосуд с нефтью или керосином (фиг. 2).



Фиг. 1. Получение калия, а именно в железном сосуде А, в котором смесь угля, поташа и мела. С — приемник Донни и Мареска. Вверху он же изображен в разобранном виде.



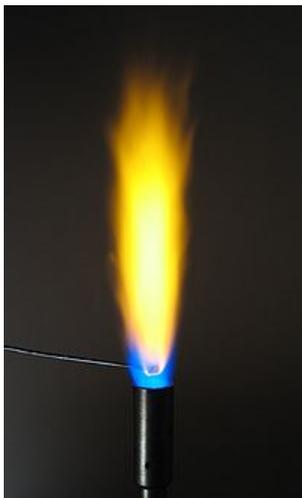
Фиг. 2. Заводское получение натрия по способу Девиля. АС — железная трубка со смесью соды, угля и мела; В — холодильник Донни и Мареска; R — приемник с нефтью.



Металлический Na (periodictable.ru, wikipedia.org)

Отлитый в виде брусков около 2,5 см толщиной и 30 см длиной, N. поступает в продажу; в хорошо закрытой банке он может в этом виде сохраняться неопределенно долго, покрывшись тонким слоем окисла, но обыкновенно его заливают перегнанным керосином. Это серебристо-белый металл — блее, чем калий; плавится при $97,6^{\circ}$ и имеет при этой температуре удельный вес 0,9519 в твердом виде и 0,9287 — в жидком (Вицентини и Омодей, 1888); при $13,5^{\circ}$ удельный вес 0,9735 (Баумгауер, 1873); кипит между 861° и 954° (Карнелли и Виллиамс, 1880); теплоемкость 0,2934 между -28° и $+6^{\circ}$ (Реньо). При -20° N. тверд, при 0° ковок, при обыкновенной температуре мягок, как воск, при 50° — тягуч. Спиртовое или бесцветное газовое пламя окрашивается при введении паров N. в яркий оранжево-желтый цвет, что достигается прибавлением поваренной соли к спирту в резервуаре лампы или введением на платиновой

проволоке, загнутой колечком, той же соли (а также и других, способных разлагаться при нагревании) в пламя Бунзеновой горелки; спектр пламени характеризуется



(wikipedia.org)

блестящей желтой линией, которая соответствует линии D солнечного спектра и при употреблении сильно преломляющих призм распадается на две линии. Яркость окраски пламени парами Na так значительна, что окраска от других металлов, находящихся в том же пламени, совершенно незаметна, и только при рассматривании пламени через раствор индиго, который поглощает желтые лучи, можно в этом случае видеть, например, фиолетовую окраску от калия.

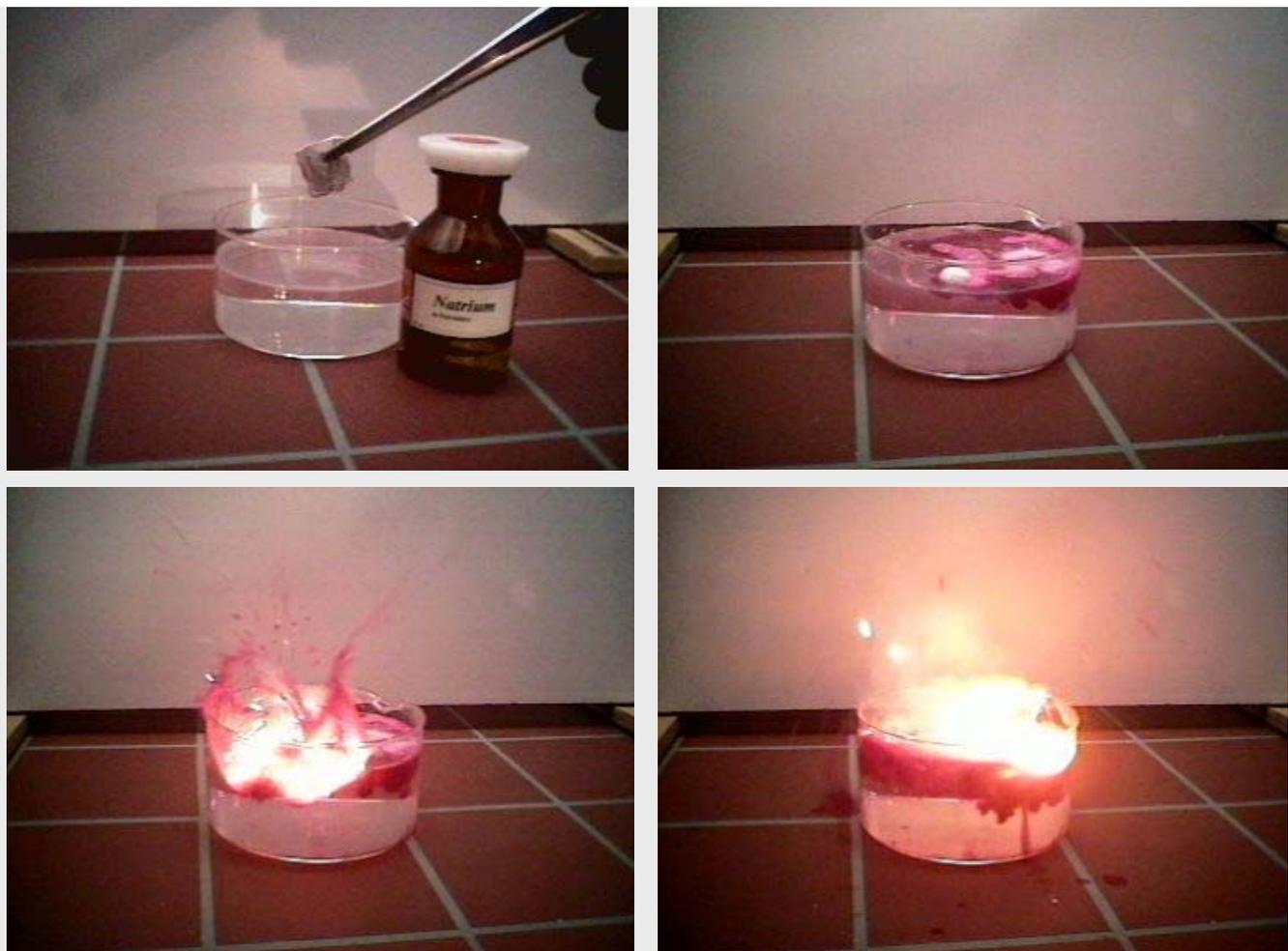
Химические свойства Na во всех отношениях уподобляют его калию; к этому должно добавить, что всегда, вступая в реакции, он проявляет немного меньшую энергию, чем калий. Чтобы иметь его совершенно чистым нужно расплавить его в атмосфере недействующего газа (например, водорода^{1*}), процедить от покрывавшей корки (окисла) и запаять в той же стеклянной трубке, в которой все это делалось; при охлаждении, слив не застывшую часть в другой конец трубки, можно получить кристаллы Na . — острые, с полосчатыми поверхностями и розовым отливом октаэдри. В сухом воздухе и при обыкновенной температуре Na не окисляется; даже после расплавления нужно его еще подогреть, чтобы быть уверенным, что он загорится в кислороде (желтое пламя). Брошенный на поверхность воды кусочек Na бегаёт по ней, выделяя водород $2\text{Na} + 2\text{H}_2\text{O} = 2\text{NaOH} + \text{H}_2$; но водород здесь не горит, как при калии; воспламенение его происходит только в том случае, если брошенный Na почему-либо остановится и тогда обыкновенно под конец происходит более или менее сильный взрыв (см. Калий).



Кристаллы натрия

Сплавы Na . При $200\text{—}400^\circ$ Na поглощает водород, причем образуется вещество металлического вида, серебристо-белого цвета, состава Na_2H^{2*} — водородистый Na . (см. Водородистые металлы). Амальгама Na получается при раздавливании его кусков под ртутью; растворение совершается при значительном выделении тепла (виден свет и выделяются пары ртути), а потому Na в виде амальгамы оказывается менее

энергичным и с большим удобством может быть употребляем для реакций во многих случаях вместо чистого металла; например, если желают иметь водород в момент



Реакция натрия с водой (с добавкой фенолфталеина). (www2.uni-siegen.de)

выделения его из воды при действии H., то употребляют амальгаму. Амальгама состава NaHg_6 тверда, при ее образовании выделяется (на граммовой вес, отвечающий формуле) 21,1 больших калорий; более богатые ртутью амальгамы полужидки или жидки, например NaHg_{25} ; по отгонке ртути из них можно снова получить металл. H., подобно калию, растворяется в жидком аммиаке, причем получается темная жидкость, отливающая цветом меди, она содержит в растворенном виде крайне малопрочное соединение $\text{NaN}_3\text{N}\cdot\text{NH}_3\text{Na}$ (A. Joannis, 1892), т. е. свободный аммоний N_2H_8 , в котором два H заменены двумя Na, разлагающиеся при испарении аммиака и оставляющие неизменный металл ^{3*}. Иным образом относится H. при нагревании в струе сухого NH_3 , причем получается амид NaNH_2 , если операцию производить в серебряном или железном полированном сосуде при 300—400°, то получается чисто-белый кристаллический продукт, с температурой плавления 149—

156° (Titherley, 1894). Вода разлагает его на NH_3 и NaOH , а при нагревании в струе закиси азота получается соль азотисто-водородной кислоты (W. Wislicenus, 1892):



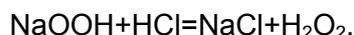
Окислы. При сжигании H . в избытке сухого кислорода получается перекись Na_2O_2 , желтовато-зеленое вещество, плавящееся при сильном калении. Если сжигание происходит в воздухе, то получается окись Na_2O в смеси с перекисью; чистая окись может быть получена только после нагревания этой смеси с металлическим H .^{5*}; другие способы получения и здесь (см. Калий) не приводят к окиси; трудность операции увеличивается еще тем, что обычные огнеупорные тигли — платиновые, фарфоровые — здесь не годятся (платина окисляется), а серебряные или медные легкоплавки и также разъедаются; полученная этим способом окись H . (Н. Н. Бекетов, 1881) серого цвета, но не содержит ни перекиси, ни недокси H ., что видно из ее отношения к воде сравнительно с Na_2O_2 и Na_4O ^{5*}



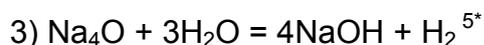
[Перекись H . сделалась в последние годы легко доступным продуктом, так как ее стали готовить фабричным путем, ввиду этого она многими изучается и нашла себе технические применения как удобный окислитель, например при белении волокнистых веществ животного происхождения, при очищении спирта, при химическом анализе и проч. При действии спирта (J. Tafel, 1894) происходит следующая реакция:



этот гидрат натрил-гидроксид растворяется в воде и может быть осажден спиртом в виде $\text{Na}_2\text{O}_2 \cdot 8\text{H}_2\text{O}$, а соляной кислотой (также и водой) разлагается с образованием перекиси водорода

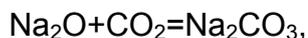


На химическом заводе de Na ё n в Ганновере применяется следующий метод получения перекиси H .: азотнокислая соль смешивается с известью и магнезией; смесь сильно накаливается; над полученной таким образом пористой щелочной массой пропускается воздух при 300—500°, кислород которого и переводит окиси в перекиси; извлекая водой, получают в растворе перекись щелочного металла. Удобно готовить в больших количествах перекись и из металла, окисляя его воздухом при 300° (Prud'home). Анилин окисляется перекисью H . в водном растворе в нитробензоле, в уксуснокислом — в азобензоле (O. Fischer и J. Trost).]



— только окись растворяется без выделения газов (1), перекись же выделяет при этом кислород (2), а недокись (получаемая при сжигании H . в недостаточном

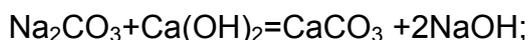
количестве кислорода — серое вещество, похожее на K_4O^{5*} ; см. Недокиси) — водород (3). Н. Н. Бекетов определил теплоту растворения окиси Н. в воде, что дало ему возможность, при содействии ранее известных термохимических данных, высчитать теплоту образования из элементов граммовой частицы ее: $(Na_2O) = +97,5$ бол. калорий. Окись Н. оказалась способной "гореть" в углекислом газе, превращаясь в соду:



а в атмосфере водорода превращаться, при слабом подогревании, в едкий натр:



что и объясняет причину не возникновения окиси при взаимодействии Н. с едким натром 6* ; $(NaOH) = 100,5$ бол. калорий. Итак, при взаимодействии с водой всякого окисла Н., а также и металлического Н. получается всегда в водном растворе гидрат окиси NaOH, так называемый едкий натр, или каустическая сода — в технике. Это вещество во всех отношениях походит на едкое кали и почти во всех практических случаях употребляется вместо него [Для поглощения углекислоты при количественных определениях необходимо употреблять KOH, если хотят поглощать раствором; крепкий раствор NaOH слишком пенится в "калиаппарате".]; готовится оно из соды при действии на 10%-ный водный раствор гашеной известью:



NaOH (tradeget.com)

слитый с осадка раствор сгущается (для операции получения нельзя употреблять более крепкий, чем 10%-ный раствор соды, ибо тогда возможна обратная реакция, т. е. образование Na_2CO_3 из $CaCO_3$ с NaOH) и выпаривается до полного удаления воды в железном сосуде (или для большей чистоты в серебряном); оставшийся жидкий NaOH

отливают в палочки или плиты (о заводском получении NaOH в больших размерах см. Сода каустическая). Это — белая, просвечивающая, кристаллическая масса, удельного веса 2,13, очень хорошо и с большим выделением тепла растворимая в воде; известны

кристаллические гидраты, например $2\text{NaOH}\cdot 7\text{H}_2\text{O}$ (Hermes), который плавится при $+6^\circ$ в жидкость удельного веса 1,405 и при уменьшенном давлении над серной кислотой теряет половину воды. Как щелочь, едкий натр имеет обширные применения как в лабораторной практике, так и в технике, например для приготовления мыла и проч. Он может быть употребляем и для получения всяких других солей N. при реакции его с кислотами: $\text{NaOH} + \text{HAc} = \text{NaAc} + \text{H}_2\text{O}$ (Ac — остаток кислоты); но для этого чаще всего применяются соли же, и прежде всего сода и поваренная соль; последняя собственно и является первоисточником для получения всех соединений N.

[Самый чистый NaOH имеющийся в продаже, готовится из металлического N. действием воды или растворением едкого натра в спирте, небольшие количества удобно готовить и из чистой соды, оперируя в серебряном сосуде. В последние годы в Германии, а также в Англии в технике соединений щелочных металлов начинает играть большую роль электричество. Подвергая электролизу раствор поваренной соли, получают хлор и амальгаму N.; если, не прерывая процесса, заменять жидкую еще амальгаму ртутью, выделенной водой из ранее полученной на катоде амальгамы, то одно и то же количество ртути дает возможность переработать громадные количества поваренной соли в водный раствор NaOH посредством электролиза. Можно надеяться, что в недалеком будущем соду будут готовить из NaOH, а не наоборот, как теперь.]

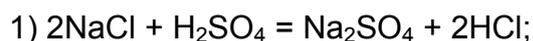
Хлористый N., поваренная соль — в общежитии, NaCl, может быть получен прямым соединением элементов: N. горит в хлоре с ярким желтым пламенем; воспламенение при употреблении не совершенно сухого хлора происходит без предварительного подогревания (без зажигания), сухой же хлор не действует даже на расплавленный N., только при более сильном нагревании в этом случае начинается реакция; жидкий сухой хлор точно так же не действует на N. В природе находятся иной раз очень чистые образцы NaCl, например в каменной соли, но, обыкновенно, для очищения необходимо продажную соль кристаллизовать из воды, причем приходится выделять NaCl выпариванием раствора, а не охлаждением его по насыщению; причина в том, что растворимость поваренной соли мало меняется с температурой, а именно: при -15° 100 весовых частей воды могут содержать 32,73 весовых частей, при 0° — 35,52 вес. частей, при $+14^\circ$ — 35,87 вес. частей, при 40° — 36,64 вес. частей, при $109,7^\circ$ — 40,35 вес. частей; температура кипения насыщенного раствора около 109° . Можно также очень удобно осаждать NaCl из крепкого раствора, насыщая его хлористым водородом, так как NaCl почти не растворяется в крепкой соляной кислоте; таким образом, можно очистить NaCl не только от примеси солей серной кислоты, но и от KCl (Менделеев), затем нужно только полученный осадок прокалить (удаление HCl) и

перекристаллизовать из воды, причем выделяются кубические кристаллы безводной соли. Если кристаллизация происходит на холоде, то при -12° выделяется кристаллический гидрат $\text{NaCl}\cdot 2\text{H}_2\text{O}$; а раствор состава $\text{NaCl}+10\text{H}_2\text{O}$ замерзает целиком при -23° (криогидрат). При тщательном смешении 1 весовой части поваренной соли с 3 весовыми частями снега (почти NaCl на $10\text{H}_2\text{O}$) происходит понижение температуры до -21° ; такая "охладительная смесь", благодаря дешевизне, чаще всего применяется в лабораториях, а также и в общежитии. Чистый NaCl имеет удельный вес 2,15, плавится при 772° (Carnelly), при высшей температуре медленно улетучивается; после сильного нагревания приобретает от действия кислорода и влаги воздуха слабую щелочную реакцию. Будучи соединением очень прочным, поваренная соль, как и другие соли, весьма способна к двойным разложениям, особенно в присутствии воды; путем подобных взаимодействий и получаются почти все ниже упоминаемые соли [Бромистый и йодистый H . готовятся тем же путем, как KBr и KI (см. Калий); имеют применения в медицине, в фотографии. Хлорноватистокислый H ., NaClO , в водном растворе лучше всего получать для лабораторных надобностей действием соды на раствор белильной извести; слитый с осадка раствор (содержит еще NaCl) употребляется для отлучения налета мышьяка, который растворяет, от сурьмяного налета; последний раствором не изменяется. NaClO находится в белильной жидкости (eau de Labarraque) — см. Жавелевая вода.]



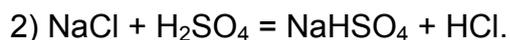
Na_2SO_4 (wikimedia.org).

Серноокислый H . готовится в больших количествах на содовых заводах при сильном нагревании смеси NaCl с серной кислотой (60°C .):



в лабораториях предпочитают пользоваться взаимодействием NaCl с избытком кислоты при слабом нагревании [Реакция идет хорошо — сначала при очень слабом подогревании, которое затем приходится усиливать —

если берут смесь 2 весовых частей сплавленной и измельченной соли, 3 весовых частей крепкой серной кислоты и 1 весовой части воды; предварительное сплавление соли делается ради избежания вспучивания.] по другому уравнению:



В первом случае получается серноокислый H . и хлористый водород, во втором — кислый серноокислый H . и HCl ; последний на заводе составляет побочный продукт, улавливается в приемниках, содержащих воду, и превращается в соляную кислоту, в лабораториях же HCl является обыкновенно главным продуктом. NaHSO_4 довольно

легко может быть превращен в Na_2SO_4 — при накаливании на паяльной лампе:

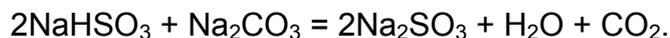


причем улетает серная кислота. Средняя соль Na_2SO_4 описана впервые Глаубером ("De natura salium", 1658), который получил ее именно при действии серной кислоты на поваренную соль, открыл её слабительные свойства и назвал "sal mirabile"; это название (sal mirabile Glauberi, Глауберова соль) сохранилось и до сих пор в применении к $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$, кристаллизующейся обыкновенно из водного раствора в виде больших прозрачных призм; известны, кроме того, ромбические кристаллы состава $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ и одноводная соль $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$; растворимость Na_2SO_4 (см. Сульфат) при повышении температуры до 34° возрастает, а при дальнейшем повышении падает. Сернокислый Н. замечателен по способности образовывать пересыщенные растворы (см.). Так как Na_2SO_4 вещество очень прочное при высокой температуре, то обыкновенно в виде этой соли определяют содержание Н. при количественном анализе его соединений.

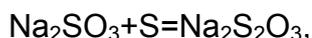
Сернистокислый Н. - Na_2SO_3 и NaHSO_3 . Однометаллическая соль получается при насыщении сернистым газом раствора соды:



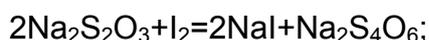
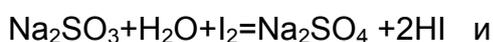
если прибавить к полученному раствору еще такое же количество соды, то получится двухметаллическая соль:



Применения этих солей главным образом основаны на их способности окисляться, подобно самой сернистой кислоте, окисляющейся в серную. При кипячении раствора Na_2SO_3 с "серным цветом" получается новая соль,



серноватистокислый Н., которая хорошо растворима в воде, образует пересыщенный раствор и кристаллизуется в прозрачных одноклиномерных призмах, с содержанием воды — $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$; под именем гипосульфита она имеет большое значение в фотографии для фиксирования негативов и позитивов, потому что водный раствор ее — фиксаж — растворяет галоидное серебро, причем получается двойная соль серноватистой кислоты $\text{Ag}_2\text{S}_2\text{O}_3 \cdot 2\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ (может быть выделена спиртом из водного раствора). $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ вместе с Na_2SO_3 находит в лабораториях значительное применение при йодометрии, так как



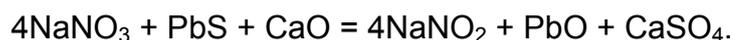
в последнем случае получается в растворе новая соль — тетраионовокислый Н. С хлором — те же отношения, а потому $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ находит важное применение в технике беления — как антихлор, когда появляется необходимость прекратить действие хлора.



NaNO_3 (nationmaster.com)

Азотнокислый Н., NaNO_3 , так называемая чилийская селитра, кристаллизуется в тупых ромбоэдрах, почти кубах (кубическая селитра), хорошо растворим и гигроскопичен. Будучи самой дешевой солью азотной кислоты, идет для получения обыкновенной селитры (см. это слово и Калий) и самой азотной кислоты на заводах (см. Крепкая водка). Азотистокислый Н., NaNO_2 , имеющийся в продаже в

форме палочек, готовится из NaNO_3 , как KNO_2 из обыкновенной селитры, и употребляется для тех же целей. Получение его удобнее достигается (Берч и Гармсен, 1891) при нагревании (400°) смеси селитры, свинцового блеска и извести:



Углекислый Н., сода (Soude, soda), Na_2CO_3 — наиболее важная соль, после поваренной, в технике. Готовится она или из сернокислого Н. — по Леблану (1797), или прямо из природных растворов поваренной соли по так называемому аммиачному способу. До конца прошлого столетия ее добывали из золы морских растений; с этого времени началось вытеснение поташа содой во всех технических применениях — при



Na_2CO_3 (alsanjari.com)

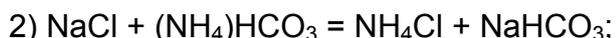
приготовлении стекла, мыла и проч. Способ Леблана сводится к тому, что при очень сильном накаливании сернокислого Н. с углем и известняком происходят следующие реакции:

1. $\text{Na}_2\text{SO}_4 + 4\text{C} = 4\text{CO} + \text{Na}_2\text{S}$
2. $\text{Na}_2\text{S} + \text{CaCO}_3 = \text{CaS} + \text{Na}_2\text{CO}_3.$

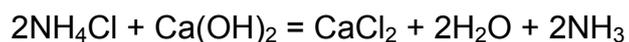
По охлаждении масса выщелачивается, т. е. обрабатывается водой, в которой и растворяется сода, и затем из слитого с осадка раствора выделяется выпариванием его кристаллизацией. Аммиачный способ (Е. Solvay, 1861) требует сгущенного раствора поваренной соли (а не твердой, из которой получается Na_2SO_4 в Леблановском процессе); в этот раствор вводят аммиак и угольную кислоту, причем образуется $(\text{NH}_4)\text{HCO}_3$, по уравнению:



углекислый же аммоний вступает в двойное разложение с NaCl:



однометаллическая соль, так называемый кислый углекислый или двууглекислый Н. — NaHCO_3 , малорастворима в воде, а потому большая ее часть осаждается в кристаллическом виде. Из оставшегося в растворе нашатыря действием извести снова получают аммиак:



и употребляют его для обработки нового раствора соли, почти не теряя этого ценного реагента. NaHCO_3 легко может быть превращен в Na_2CO_3 простым нагреванием:



эта реакция идет даже в водном растворе, нагретом до 70° . По этому способу сода получается более чистая; полученная по Леблану должна быть подвергается очистке от примеси NaCl , Na_2SO_4 и проч. перекристаллизацией из воды или, что лучше, через осаждение её холодного крепкого раствора углекислотой —



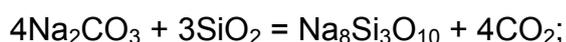
причем получается однометаллическая соль, известная в торговле под именем двууглекислой соды. Обыкновенная сода по отношению к воде напоминает Na_2SO_4 ; она имеет максимум (при 37°) растворимости (см. Сода) и кристаллизуется в больших прозрачных кристаллах состава $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$, легко теряющих воду при нагревании и даже при обыкновенной температуре. Na_2CO_3 имеет щелочной вкус и реакцию, NaHCO_3 — солоноватого вкуса и имеет среднюю реакцию (в особенности с фенолфталеином).



$\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ (ecology.md)

Если упомянуть еще о буре и растворимом стекле, т. е. борнокислом и кремнекислом Н., то таким образом будут исчерпаны почти все, имеющие практическое значение, соединения Н. В прежние времена буро ввозилась в Европу венецианцами из Азии, где она находится по берегам соляных озер Тибета и Индии в форме минерала тинкала и в растворенном виде в их

водах; еще в XVII в. было распространено мнение, что в Венеции буру готовят, хотя там ее только очищали; в настоящее время бура готовится из тосканской борной кислоты и соды, для чего к кипящему раствору соды прибавляют потребное количество борной кислоты и, при охлаждении, получают большие, прозрачные, призматические кристаллы обыкновенной буры $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ (тинкал немного отличается формой кристаллов; если пересыщенный раствор буры кристаллизуется при обыкновенной температуре, то выделяется октаэдрическая бура $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 7.5\text{H}_2\text{O}$). Бура обладает слабощелочным, холодящим вкусом, выветривается с поверхности в сухом воздухе, удельный вес 1,71; она плавится при нагревании, вспучивается, выделяя воду, а затем превращается в пористую, твердую массу (*Borax usta*), которая при накаливании плавится и способна растворять тогда различные металлические окислы; по охлаждении застывает в стекловидную массу, окрашенную в характерный цвет, если был взят цветной окисел; стекловидная бура скоро мутится с поверхности, притягивая влагу из воздуха. Очевидно, кислотные свойства борной кислоты не удовлетворены в буре, а потому она и может присоединять металлические окислы; сплавляя буру с содой и затем кристаллизуя из горячей воды, получают борнокислый Н., содержащий большее количество окиси Н., а именно $\text{NaBO}_2 \cdot 4\text{H}_2\text{O}$; подобные соли борной кислоты легко разлагаются водой. Бура применяется при химическом анализе, благодаря способности давать цветные стекла (см. выше) и в технике как пламень, для приготовления эмалей для чугунной посуды, также в медицине и проч. С кремневым ангидридом известно несколько соединений окиси Н. Сплавляя кремнезем с избытком соды, получают трисиликат:



при взаимодействии в частичной пропорции получается метасоль, которая может быть выкристаллизована из воды на холоде в виде $\text{Na}_2\text{SiO}_3 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$. В виде $\text{Na}_2\text{Si}_4\text{O}_9$, как нашел Фукс (см. Калий), кремнекислый Н. получается, если действовать крепким раствором едкого Н. при нагревании под высоким давлением на порошкообразный кремнезем, или кипятить крепкий же раствор NaOH с инфузурной землей, получающийся при этом желтоватый раствор есть растворимое стекло современной торговли. Оно имеет многочисленные практические применения, между прочим, для получения студенистого гидрата кремневой кислоты, пропитанного серной кислотой, в гальванических элементах (в аккумуляторах).

При количественном анализе Н. взвешивается, как уже упомянуто, в виде Na_2SO_4 ; в случае нахождения его вместе с калием, отделяют от последнего в форме

хлороплатината $\text{Na}_2\text{PtCl}_6 \cdot 4\text{H}_2\text{O}$ (кристаллы из водного раствора), который растворим в смеси спирта и эфира. Качественное открытие присутствия натрия легко достигается при внесении испытуемого вещества в бесцветное пламя (см. выше); чтобы судить приблизительно о количестве, необходимо иметь H . в виде растворимой соли и действовать на ее раствор, не содержащий свободной кислоты, а также и значительного количества щелочи, раствором пиросурьмянокислого калия ($\text{K}_2\text{H}_2\text{Sb}_2\text{O}_7 \cdot 4\text{H}_2\text{O}$): тогда, при стоянии, выделяются характерные иголочки состава $\text{Na}_2\text{H}_2\text{Sb}_2\text{O}_7 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$; пиросурьмянокислый H . малорастворим в воде (1 вес. часть в 350 частях кипящей воды). Нерастворимых солей, за исключением сложных силикатов, H . не образует, а также и малорастворимых, за исключением только что упомянутой.

С. Колотов

Комментарии:

- *1) Для этой цели используют аргон. Проводить подобную операцию с водородом опасно.
- *2) Формула гидрида натрия – NaN , хотя состав гидридов щелочных металлов может отклоняться от стехиометрии.
- *3) Приведенные утверждения относительно взаимодействия натрия с жидким аммиаком сильно отличаются от современных.
- *4) Контакт перекиси натрия с металлическим натрием может привести к взрыву.
- *5) Соединения Na_4O и K_4O (субоксиды или недоокиси натрия и калия) не существуют.
- *6) Na_2O не восстанавливается водородом. Более того, при нагревании едкого натра с натрием имеет место реакция $2\text{NaOH} + 2\text{Na} = 2\text{Na}_2\text{O} + \text{H}_2$.