

华东师范大学函授教材

无机化学讲义

(附学习指导书)

第五册

华东师范大学化学系 編
无机化学教研组

G13

华东师范大学函授部

华东师范大学函授教材

无机化学讲义

(附学习指导书)

第五册

华东师范大学化学系
无机化学教研组 编

华东师范大学函授部

1960年8月

目 录

第十六章 周期系第一族元素絡合物	(1)
§16—1 碱金属的性质和用途	(1)
§16—2 碱金属的存在	(4)
§16—3 碱金属的制备	(5)
§16—4 碱金属的化合物	(7)
§16—5 氢氧化钠的工业制法	(16)
§16—6 碳酸钠的工业制法	(22)
§16—7 铜副族元素的通性	(27)
§16—8 铜的存在和冶炼	(28)
§16—9 铜的性质和用途	(32)
§16—10 铜的化合物	(34)
§16—11 银的存在和冶炼	(38)
§16—12 银的性质和用途	(39)
§16—13 银的化合物	(39)
§16—14 摄影原理	(41)
§16—15 金的存在和冶炼	(42)
§16—16 金的性质和用途	(43)
§16—17 金的化合物	(43)
絡合物	(44)
§16—18 絡合物的结构	(45)
§16—19 絡离子的稳定性——不稳定常数	(49)
§16—20 水化物,复盐,絡盐	(50)
§16—21 形成絡离子的价力	(52)
§16—22 絡合物的命名法	(55)

§16—23 絡合物的应用及其重要性	(56)
学习法指导	(57)
参考書	(59)
习 題	(59)
第十七章 周期系第二族元素	(61)
§17—1 碱土金属的性质和用途	(62)
§17—2 碱土金属的存在和冶炼	(65)
§17—3 碱土金属的化合物	(66)
§17—4 石灰	(74)
§17—5 硬水及其软化	(77)
§17—6 鋅付族的存在和冶炼	(79)
§17—7 鋅付族的性质和用途	(81)
§17—8 鋅付族的化合物	(84)
学习法指导	(90)
参考書	(91)
习 題	(91)
第十八章 周期系第三族	(93)
§18—1 第三族主付族的概述	(93)
§18—2 硼的存在, 性质和制备	(94)
§18—3 硼的化合物	(96)
§18—4 鋁的存在和冶炼	(101)
§18—5 鋁的性质, 用途及其化合物	(105)
§18—6 镓副族的概述	(109)
§18—7 铟副族元素的概述	(110)
§18—8 镧系元素	(111)
§18—9 锕系元素	(113)
§18—10 鈾	(114)
§18—11 鈾	(115)
学习法指导	(117)
参考書	(118)

习 题	(118)
第十九章 周期系第四、五族金属	(120)
§19—1 锗副族的概述	(120)
§19—2 锗	(122)
§19—3 锡	(125)
§19—4 铅	(130)
§19—5 铅蓄电池	(133)
§19—6 铋副族	(138)
§19—7 钋副族	(141)
学习法指导	(143)
参考书	(144)
习 题	(144)
第二十章 周期系第六、七族金属元素	(146)
§20—1 周期系第六族铬副族元素概述	(146)
§20—2 铬在自然界中的存在及冶炼	(147)
§20—3 铬的性质与用途	(148)
§20—4 铬的化合物	(149)
§20—5 钼及钨在自然界中的存在及冶炼	(155)
§20—6 钼及钨的性质和用途	(157)
§20—7 钼及钨的化合物	(159)
§20—8 周期系第七族锰副族元素的概述	(160)
§20—9 锰的存在和冶炼	(162)
§20—10 锰的性质和应用	(162)
§20—11 锰的化合物	(163)
§20—12 铈	(168)
学习法指导	(169)
参考书	(170)
习 题	(170)
第二十一章 周期系第八族金属	(172)
§21—1 铁系元素的通性	(172)

§21—2 自然界中的铁 铁矿石·····	(174)
§21—3 生铁的冶炼·····	(177)
§21—4 生铁及球墨铸铁·····	(182)
§21—5 炼钢·····	(185)
§21—6 碳钢 合金钢·····	(190)
§21—7 钢铁工业在国民经济中的作用,我国钢铁 工业的发展·····	(191)
§21—8 纯铁的性质·····	(194)
§21—9 铁的化合物·····	(195)
§21—10 钴和镍的存在和冶炼·····	(201)
§21—11 钴和镍的性质及用途·····	(201)
§21—12 钴镍和的化合物·····	(202)
§21—13 硷性铁镍蓄电池·····	(205)
§21—14 铂系元素的通性·····	(205)
§21—15 铂·····	(208)
§21—16 钯(Pd)、钌(Ru)、锇(Os)、铑(Rh)、 铱(Ir)·····	(210)
学习法指导·····	(212)
参考书·····	(213)
习 题·····	(213)

第十六章 周期系第一族元素 络合物

表 16-1

元素	符 号	原 子 量	原子序数	各 层 电 子 的 分 布						
锂	Li	6.940	3	2	1					
钠	Na	22.997	11	2	8	1				
钾	K	39.100	19	2	8	8	1			
铷	Rb	85.48	37	2	8	18	8	1		
铯	Cs	132.91	55	2	8	18	18	8	1	
钫	Fr	[223]	87	2	8	18	32	18	8	1
铜	Cu	63.54	29	2	8	18	1			
银	Ag	107.880	47	2	8	18	18	1		
金	Au	197.2	79	2	8	18	32	18	1	

周期系第一族由上列九个元素组成。这些元素的特征，是它们原子的最外电子层上仅有一个电子。但它们次外层上的电子数则不完全相同，典型元素——锂、钠和长周期偶数列元素——钾、铷、铯的次外层含有八个电子（锂的次外层仅有 2 个电子），这六种元素具有比较相似的电子层结构和性质，故由它们共同组成第一族的主付族，称为碱金属族。长周期奇数列元素——铜、银、金的次外层由 18 个电子构成，它们组成第一族的次付族，称为铜付族。

碱 金 属

§ 16-1 碱金属的性质和用途

周期系第一族主族元素称为碱金属。名称的来源是出于这族的两个主要代表——钠和钾——的氢氧化物易溶于水，且显碱性，很早就被称为“碱”的关系。

碱金属原子由于其最外电子层上仅有一个电子，且这个电子与原子核相距很远，故极易失去这个电子而变为带一个正电荷的离子。相反，碱金属完全没有结合电子的能力，因此碱金属是金属的最典型的代表，具有最显著的金属性质。

碱金属不仅最外电子层的结构相同，而且次外电子层的结构也相同，这使得碱金属彼此间的性质很相似。但是当从锂过渡到铯，由于原子中核电荷和电子总数的增加，亦引起这族各个元素在性质上有一定的差异。这些差异，一般的说，随着原子序数的增加，有规律的变化着。

从物理性质来看，碱金属在不与空气接触时，都呈银白色，并具有强烈的金属光泽。它们的比重，在金属中最小，如钠、钾能浮于水面，锂甚至可浮在煤油上。碱金属的硬度也很小，用刀能够很容易地把它们切开，其中铯的硬度比蜡还小。除比重小，硬度小外，碱金属并具有熔点低，沸点低，导电性强等特征。它们的一些重要物理常数，列表于下，以便比较。

表 16—2 碱金属最重要的物理常数

性 质	锂 Li	钠 Na	钾 K	铷 Rb	铯 Cs
比 重	0.53	0.97	0.86	1.5	1.9
硬度(金刚石=10)	0.6	0.4	0.5	0.3	0.2
比热($H_2O=1$)	0.84	0.29	0.17	0.02	0.05
导电性($Hg=1$)	11	21	14	8	5
熔 点($^{\circ}C$)	186	98	63	39	28
沸 点($^{\circ}C$)	1336	890	770	680	670
电离势(电子伏特)	5.390	5.138	4.339	4.176	3.893
原子半径($\text{\AA}$)	1.57	1.92	2.36	2.53	2.74

从上表看出，碱金属原子电离势的数值较低，为此，它们在受到各种外界作用的影响时，甚易丢失电子，例如当光照射于纯净碱金属的表面时，即有电子放出。这种由于吸收了光子的能而发生的电子丢失现象，称为光电效应。利用碱金属具有光电效应的性质，钾、铷和

铯被用于制造光电池,其中由于铯对光的作用最为灵敏,因而使用得最多。光电池在近代技术中的用途很广,如在有声电影,电视,传真发送机以及各种自动装置和调节装置中都需用到它。

碱金属及其挥发性化合物在置于本生灯无色火焰中灼烧时,它们原子中的电子,可被激发,当激发的电子从较高能级回到较低能级时,能发生特征颜色的光而使火焰呈现某种焰色,如钠使火焰呈黄色,锂呈红色,钾,铷和铯呈紫色。碱金属的这种焰色反应,在分析化学中,常被用来检验它们。

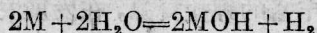
碱金属可以彼此互相溶解而形成合金,为钾,钠的液体合金(76%K和24%Na,凝固点 -12.6°C)应用于有机合成做为还原剂,和用于原子堆作为导热剂。碱金属也能与其他金属组成各种合金,如钠与汞形成的钠汞齐是一种还原剂。在金属或合金中加入碱金属后,能大大改善它们的性能,已知在纯铜中加入数量为0.012%的锂后,可增加铜的导电性和改进它的机械性质。含锂0.045%的锂铅合金能具有特别高的耐磨性等。

碱金属中的锂,在原子反应堆中受中子的照射后,能发生核反应,而产生氢的放射性同位素——氚,氚可用来实现热核子反应,故锂在原子能工业上具有广阔的前途。

在化学性质方面,碱金属是极活泼的金属,并且活泼程度随原子序数的增加而增加。碱金属位于电动次序的最前部分,具有最强烈的失落电子的倾向,因而是最强的还原剂。它们在所有的化合物中,都以正一价离子状态存在。

碱金属与氧能起剧烈的作用。如把它们与空气接触时,铷和铯即能自燃,钠和钾在稍加热后,亦会着火,常温下,则在表面立刻复上一层氧化产物,(锂——程度较小),因此碱金属必需保存在煤油中。

碱金属不仅能取代酸中的氢,而且能与水剧烈作用放出氢气。



在反应过程中,锂不熔化,钠熔化,钾燃烧,铷和铯则发生爆炸。

所有碱金属与卤素均能直接作用生成相应的盐(MX)。在有微量潮气存在时,它们都能在氯气中燃烧。常温下与溴作用时,铯和

鉀能发生强烈的爆炸,而鈉和鋰仅在表面有反应。它們与碘的作用,只有在加热的情況下,才能发生。

碱金属与硫粉一起研磨时,形成硫化物(M_2S)同时发生爆炸。在氫气中加热碱金属,則生成氫化物(MH)。

与其他碱金属不一致,鋰能与氮及碳直接化合。在普通温度下,鋰在氮气中就能緩慢地形成氮化鋰 Li_3N ,相反,碳化鋰 Li_2C_2 需在加热时才生成。由于鋰同时能与氧,氮及硫化合,鋰在冶金工业中,用作脫氧剂和脫气剂。

§ 16-2 碱金属的存在

因为碱金属很活潑,因此它們在自然界中,仅以化合物状态存在。鈉和鉀都是地球上分布极广的元素,它們各占地壳原子总数的2.0%及1.1%。鋰、鉀和鉍的含量則要少得多,各为0.02%(Li),0.004%(Rb),和0.00009%(Cs)。由于量少而分布得較分散,这三种元素属于稀有元素之类。鈾是放射性元素,其在地壳中的含量极少。

在自然界中,很多分布极广的硅酸盐中,含有鉀和鈉,如鉀长石 $K_2O \cdot Al_2O_3 \cdot 6SiO_2$ 和鈉长石 $Na_2O \cdot Al_2O_3 \cdot 6SiO_2$ 。大量存在的氯化鈉,不仅是含氯的,也是含鈉的最主要的天然化合物,此外鈉也以碳酸盐的形式存在,称为天然碱,我国內蒙古、青海、新疆、西藏、宁夏一带盛产天然碱,在那里有很多碱湖沉积成相当厚的碱层。在某些氯化鈉沉积岩盐的上层,往往含有相当大量的鉀,它主要以氯化鉀 KCl ,鉀石盐 $KCl \cdot NaCl$ 或光卤石 $KCl \cdot MgCl_2 \cdot 6H_2O$ 的形态出現,我国青海柴达木盆地的盐湖中,发现有高濃度的 KCl ,其中鉀盐儲量估計达数亿吨之多。我国丰产明矾石 $K_2SO_4 \cdot Al_2(SO_4)_3 \cdot 4Al(OH)_3$,总儲量居世界第一位,它也是我国重要的鉀盐資源。鉀是植物所必需的三大要素之一,丰富的鉀盐資源,在发展农业經濟中,具有重要的意义。

自然界中,含鋰的矿石主要有鋰輝石 $Li_2O \cdot Al_2O_3 \cdot 4SiO_2$,鋰云母 $[(Li, K)(F, OH)] \cdot 3SiO_2 \cdot Al_2O_3$ 和磷鋁石 $LiAl(PO_4)F$ 等,許

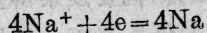
多矿泉水中,土壤中以及一些植物体里(如甜菜,烟草等)也发现含有微量的锂,如我国四川盐井水中,含有氯化锂,此外在我国西北,发现有锂辉石和锂云母。

铷和铯一般以微量杂质的形式存在于其他碱金属的矿物中。如锂云母,光卤石中均含有为量不多的铷和铯,铯的唯一具有实际价值的矿——铯榴石 $2\text{Cs}_2\text{O} \cdot 2\text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 9\text{SiO}_2 \cdot \text{H}_2\text{O}$ 在我国的西北也有存在。

§ 16-3 碱金属的制备

在自然界中,碱金属都以正一价离子状态存在,为此,要制取碱金属,必须设法使离子还原。由于碱金属的原子非常容易失落电子而被氧化,相反,它们的离子则甚难还原,因此通常是借助于最强的还原方法——电解法来制备碱金属。工业上大都以电解熔融的氢氧化物或氯化物来制取钠和钾,锂的制取是电解氯化锂,铷和铯则尚无工业规模的生产。

以苛性钠为原料来电解制取钠时,工业上,应用如图 16—1 所示的电解槽,该槽的槽体 1,一般以钢或铸铁制成,槽内装有圆柱形的铁棒阴极 2,它通过槽的底部与电源相接,围绕阴极的四周,装有铁制的或镍制的圆筒形阳极 3。为防止电解过程中析出的钠向阳极方面渗透,在阴极阳极之间,以丝铁网做成隔膜把它们隔开。操作时,将事先在 400°C 温度下经过充分脱水的苛性钠装入槽内,加热直至熔融,并保持槽温在 $310\sim 330^\circ$ 之间(NaOH 的熔点是 328°)。熔融的苛性钠在进行电解时,其中 Na^+ 离子在阴极放电析出金属钠:



OH^- 根离子则在阳极放电,放出

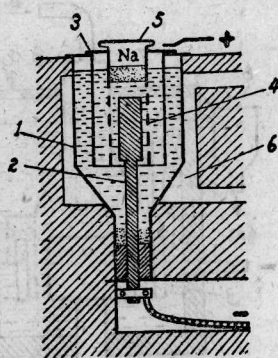
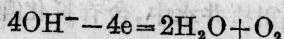


图 16—1 用 NaOH 电解制钠的装置图

1. 槽体 2. 阴极 3. 阳极
4. 隔膜 5. 铁圆筒 6. 保
温用的火道

氧,同时生成水:



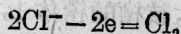
生成的水一部分被蒸发掉,一部分则被电解,因此在阴极除析出金属钠外,同时还放出少量的氢。

电解析出的钠,由于它的比重比电解液小(金属钠的比重为0.97克/厘米³,苛性钠的比重为:1.77克/厘米³)故能浮于液面,并聚集在铁筒5中,在那里,将它按时舀出,而后制成模型。

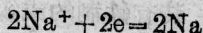
用电解熔融的氯化钠来制取金属钠时,则应用如图16-2所示的电解槽。该槽的槽壳1由钢制成,内衬以耐火砖,石墨阳极2位于槽的中央,在它的四周,围绕由铁制成的阴极环3,阴阳极之间,用网状隔膜4隔开,紧联着隔膜,上面复盖一钟罩7,钟罩上装有氯气排出管。

电解时,为了降低氯化钠的熔点(约800°C)在电解液中,通常渗入25%的NaF和12%的KCl,这种成分的电解液,在610~650°C下即可进行电解。

电解过程中,在阳极析出氯:



氯通过氯气排出管排出。在阴极析出钠:



得到的钠,由于比重小,聚集在环状阴极室的表面,沿着管5移入聚集器6。需要不断的补充原料——食盐,通过电解槽槽盖上的孔加入。

由于食盐的电解,需要在高温下(约650°C)进行,而高温时设备的结构要复杂得多,因此,从原料的价格来看,虽然食盐比苛性钠便宜,但是这种方法,却较少

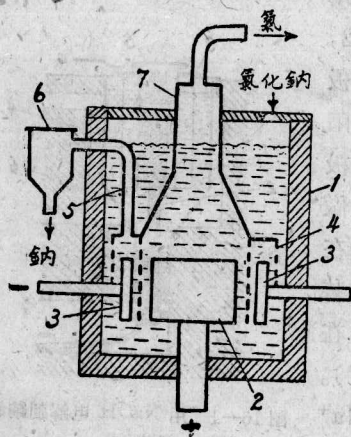
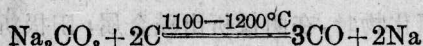
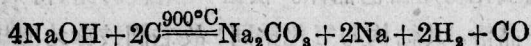


图16-2 用NaCl电解制的装置图

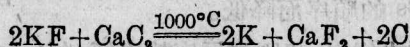
1. 钢壳 2. 石墨阳极 3. 环形阴极
4. 网状隔膜 5. 钠的排出管 6. 金属钠的聚集器 7. 钟罩

应用。

除电解法外,金属鈉也可用化学还原法来制取。如在电解法还没有实施以前,鈉大都用碳、鉄等在高温下还原氢氧化鈉或碳酸鈉而制得:

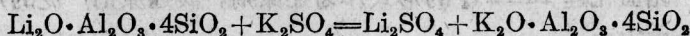


与鈉一样,鉀的制取主要也是采用电解法。除此之外用下法也可获取鉀,即将氟化鉀与碳化鈣的混合物置于鋼筒内,共热至 1000°C ,所发生的反应如下:



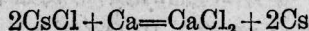
生成的鉀呈蒸气跑出,可通过石腊把它收集起来。

如前所述,金属鋰可由电解氯化鋰的方法来制取。但是要从矿石制成氯化鋰,其过程一般均很复杂。按鋰輝石來說,最常用的方法需經過如下些步骤:首先将鋰輝石和硫酸鉀在高温下($1000\sim 1150^\circ\text{C}$)一起燒結,其間所发生的反应是:鉀原子代替了矿物中的鋰原子,但却沒有破坏矿物的結構,用方程式来表示时,即为:



燒結块用水来浸取,其中硫酸鋰可被溶解。过滤,分离出不溶物,滤液中加入饱和的碳酸鈉溶液,使 Li_2SO_4 成为难溶的 Li_2CO_3 析出。而后将 Li_2CO_3 与盐酸作用制得氯化鋰。氯化鋰制成后,則通过电解,即得金属鋰。

銣和銈一般采用以鈣来还原它們的氢氧化物或氯化物的方法来制取,如:



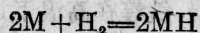
由于銣和銈在空气中能自燃,故反应得在真空中进行。

§ 16-4 碱金属的化合物

1. 氢化物。

氢气与碱金属在加热时可直接作用得到氢化物。氢化鋰的形成

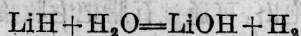
温度是 $700\sim 800^{\circ}\text{C}$ ，其余的是 $360\sim 400^{\circ}\text{C}$ ，在常压下反应进行得颇慢：



碱金属氢化物是白色晶体。根据 x-射线研究，得知碱金属氢化物属于离子晶格，其结构与氯化钠同，故它们被称为似盐型氢化物。电解熔融的碱金属氢化物时，在阴极析出碱金属，阳极析出氢，表明在这类化合物中，氢呈负离子状态存在，以离子型分子式表示时即是 M^+H^- 。

碱金属氢化物加热到一定高温时，又分解为氢和碱金属，它们的对热稳定性按 $\text{Li}-\text{Cs}$ 的顺序而降低。

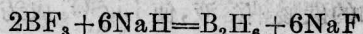
碱金属氢化物与水作用，起剧烈反应放出氢，如：



基于上列反应，同时考虑到氢化锂在工业上较易制造，和它在常温下比较稳定，故常用氢化锂作为氢的“容器”，使氢成氢化锂的形式储藏，而后根据需要再使它分解。

碱金属氢化物呈强烈的还原性，常把氢化锂制成与铝的复氢化物——铝氢化锂 LiAlH_4 的形式作为还原剂，该还原剂广泛的用于有机合成方面。

碱金属的氢化物与硼的卤素化合物作用时，形成硼氢化物，如：



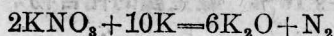
硼氢化合物可作为高效率的喷射燃料。

2. 氧化物与过氧化物。

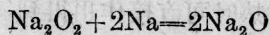
置碱金属于过量的氧中燃烧时，它们各形成不同形式的氧化物：锂形成正常氧化物 Li_2O ，钠钾铷和铯则形成如下组成的过氧化物：

Na_2O_2 (白色)， KO_2 (黄色)， RbO_2 (黄色)， CsO_2 (黄色)。

为此，除锂外，碱金属的正常氧化物不能用元素直接合成的方法来制取，它们通常是以金属还原相应的硝酸盐来制得，如：



氧化钠并可用金属钠还原过氧化钠的作用来制得：



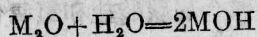
碱金属正常氧化物都是固体物质,它们的颜色依 Li—Cs 的顺序由白色变到橙色:

氧化物.....Li₂O Na₂O K₂O Rb₂O Cs₂O

颜色.....白 白 淡黄 亮黄 橙

氧化锂的熔点很高 (>1700°C), 氧化钠的熔点也相当高 (920°C) 其余的氧化物则在未达到熔点前即开始分解, 故无法测定熔点。它们在高温时挥发, 其中 Cs₂O 在 250° 即显著气化, 温度再高则分解。

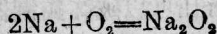
碱金属氧化物与水化合, 形成相应的氢氧化物:



锂的氧化物与水作用较慢, 其余的, 都非常剧烈, 铷和铯的氧化物与水作用时, 甚至能燃烧和爆炸。

碱金属氧化物至今没甚直接应用。

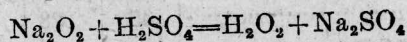
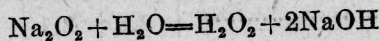
碱金属的过氧化物中以过氧化钠的实用意义最大, 过氧化钠在工业上的制备方法是: 将金属钠放在铝制的容器内加热到 300°C 并通以不含二氧化碳的干燥空气:



用此法制得的过氧化钠为淡黄色粉末状物质约含 93% Na₂O₂。

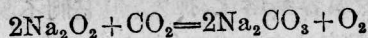
过氧化钠是强氧化剂, 常用做分解矿石的熔剂。在熔融状态, 它几乎不分解, 遇到棉花, 许多有机物质, 碳或铝粉时会发生爆炸, 故使用时, 要特别小心。

过氧化钠与水或稀酸作用, 生成过氧化氢:



所以过氧化钠实质上是过氧化氢这个弱酸的盐。由于过氧化钠极易转变为过氧化氢, 故它被广泛地用作漂白剂。

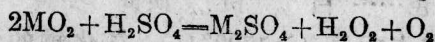
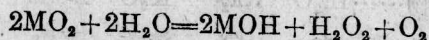
过氧化钠与二氧化碳作用, 能发生如下反应:



基于这个反应, 过氧化钠应用于各种高空飞行和水下航行的隔离装备中, 以此来吸收人们呼出的碳酸气 and 补充密闭空间内的氧气

含量。

具有 MO_2 型组成的过氧化物与水 and 酸作用时,产生过氧化氢和氧:

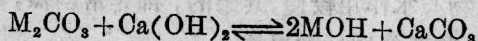


KO_2 在矿井急救器中,作为发生氧气之用。

3. 氢氧化物。

前已述及,以碱金属氧化物与水作用可得相应的氢氧化物但这种方法仅用来制备氢氧化锂。

工业上,过去利用碱金属碳酸盐和氢氧化钙的复分解作用来制取碱金属氢氧化物:



现在工业上,氢氧化钠和氢氧化钾的制备,主要采用电解它们氯化物水溶液的方法。(NaOH 在工业上的制法详述于 §16-5)。

碱金属氢氧化物是无色,易于潮解的物质,对很多种物质如纤维和皮肤具有强烈的腐蚀作用,故实用中被称为苛性碱,熔融的苛性碱不但能侵蚀玻璃和瓷器而且可以破坏铂制器皿,因此在实验室内熔化碱金属氢氧化物时,要用银的镍的或铁的器皿。

碱金属氢氧化物的若干性质:对比于下表:

表 1-63 碱金属氢氧化物的性质

性 质	LiOH	NaOH	KOH	RbOH	CsOH
密度.....	2.5	2.1	2.0	3.2	3.7
熔点, °C.....	450	328	360	300	275
溶解热, 千卡/克分子.....	4.8	10.4	13.2	14.7	16.8
在水中的溶解度, 克分子/升, 15° C	5.3	26.4	19.1	17.9	25.8

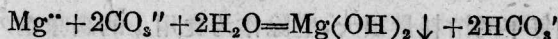
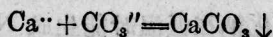
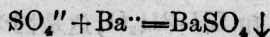
从表可知,碱金属容易熔化、挥发,但它们不易分解,(如加热钠,钾的氢氧化物,甚至高达它们的沸点——1300° C 以上,它们也不脱水, LiOH 是个例外,它当近于 600° C 时就开始脱水)。碱金属氢氧

化物易溶于水(和酒精),溶解时放出相当多的热,其中 LiOH 較难容解。在水溶液中,它們几乎全部离解,离解度比任何其他元素的氢氧化物都大,故苛性碱是最强的碱。

苛性碱中以苛性鈉的实际用途最大,它是基本化学工业的主要产品之一,广泛地应用于各种工业部門,如紡織工业,人造絲工业,造纸工业,肥皂工业,冶金工业,染料工业等,精制石油时也需用到它,它同时亦是制取金属鈉的原料。苛性鉀主要消耗在肥皂工业,用以制备液态軟皂。鋰的氢氧化物目前被广泛地用为硷性蓄电池电解液中的添加剂,在該种电池的电解液中,加入 LiOH 后,能增加蓄电池的容量,如在 1 升水中加入 5 克 LiOH ,能使蓄电池的容量增加 10%,加入 20 克,則能增加 18%。

4. 卤化物。

氯化鈉或食盐可自海水或盐湖水中晒制而得,这样直接得出的食盐,其中由于含有硫酸鈣和硫酸鎂等較多的杂质而被称为粗盐。把粗盐溶于水,然后加入适量的氯化鋇和碳酸鈉,能使溶液中的硫酸根离子,鈣离子和鎂离子形成沉淀析出:



滤去沉淀,将滤液蒸濃再結晶,可得含杂质較少的精盐。

氯化鉀可从天然矿石——鉀石盐 $\text{KCl} \cdot \text{NaCl}$ 或光卤石 $\text{KCl} \cdot \text{MgCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ 中来提取。从鉀石盐来制取氯化鉀时,利用 KCl 的溶解度在高温时要比 NaCl 为大的性質,(100°C 时 KCl 的溶解度是 56.5 克/100 克水, NaCl 的是, 39.7 克/100 克水) 将鉀石盐溶于 100°C 高温下氯化鈉的饱和溶液中,这时矿石中仅 KCl 可溶, NaCl 則不溶,把热溶液用过滤法使与殘渣分离,讓滤液冷却,氯化鉀即有大量析出。从光卤石来提取氯化鉀时,过程恰相反,这时利用氯化鉀的溶解度比氯化鎂要小的原理,将光卤石充分地溶于热水,热溶液冷却时,氯化鉀即先結晶析出。

鋰,鈷和鉍的氯化物,可以盐酸作用于相应的碳酸盐来制取: