

第一号元素——氢

(英文名 Hydrogen)

(拉丁文名 Hydrogenium)

一、氢在元素周期表中的位置和性质

氢的元素符号是 H。原子序数 1。原子量 1.00794。位于元素周期表中第一周期第一类主族元素。在第一类主族元素中只有氢是双原子分子,主要显非金属性。氢和碱金属元素的原子都是 s 电子填充,外围电子层同属 ns^1 构型。金属氢的研制和锂键的发现,说明氢与碱金属元素还是相近的。氢单质在通常条件下为无色、无臭、无味气体。分子式为 H_2 。

除氢之外,氢气是最难液化的气体,沸点低达 -252.8°C ,熔点 -259.14°C 。氢气是最轻的气体,气体密度 0.0899 克/升。氢气在水中的溶解度极小,只有 21.4 厘米³/1000 克水 (0°C),稍溶于有机溶剂。氢气容易穿过橡皮膜,因此氢气必须随灌随用。高温高压下,氢气甚至还能穿过很厚的钢板,因此合成氨的反应塔是用很厚的钢筒来做。

氢气的导热能力特别好,比空气高六倍,故有些发电机用氢气来冷却。

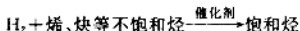
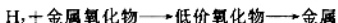
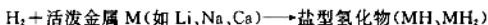
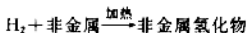
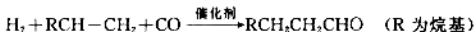
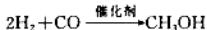
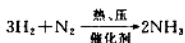
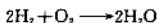
氢气可以被某些金属吸收,吸收量的多少跟金属表面积有关,一般块状的比粉状吸收少。镍、钯与铂能吸收相当数量的氢气。(详见第 28、46、78 号元素)

高温时,氢气还可溶解在玻璃、陶瓷、石英及其它类似材料,如炉衬、电解槽内衬等耐火材料中。

氢的同位素氢 1(氕读作“撇”)、氢 2(氘读作“刀”)、和氢 3(氚读作“川”)中,氢 1 同位素的丰度为 99.985%,氢 2 为 0.0148%,每 10^{11} 个氢原子中只有不到 1 个氢 3。近年,有学者研制氢 4 和氢 5。氢的化合价为 +1、-1。在常温下,氢比较不活泼,但可用合适的催化剂使之活化。高温下,氢是高度活泼的。

氢的主要反应列举如下:

氢分子在高温或特殊条件下能分解成自由的单原子: $H_2 \rightleftharpoons 2H$



氢的化合物很多,水、酸、碱、大多数有机物和许多矿石都是氢的化合物。氢与另一种元素化合的化合物通常称为氢化物,这些化合物可以分成三大类:离子的即盐型氢化物,共价

的即分子氢化物及过渡金属氢化物。

氢与卤素生成每一个卤原子结合一个氢原子的氢化物,通常称为卤化氢,如氯化氢,其水溶液又称为氢卤酸,如氢氯酸等。

氢与氧形成两种化合物,水和过氧化氢。

氢与硫形成硫化氢(H_2S)。

氢与硼形成一系列的共价化合物,最熟知的是乙硼烷(B_2H_6),还有戊硼烷(B_5H_9)、癸硼烷($\text{B}_{10}\text{H}_{11}$)。

最大一类的共价化合物是氢与碳的化合物,称为烃。如烷烃、烯烃、炔烃等。

在氮的氢化物中,有氨(NH_3)和胂(C_2H_5)。

其他共价氢化物有硅烷(SiH_4)、磷化氢(PH_3)、砷化氢(AsH_3)和锑化氢(SbH_3)。

二、氢的同位素

氕(Protium),元素氢的一种稳定同位素,符号 ^1H ,简写为 ^1H 。天然氢中 99.985% 是氕。一般化学中 H 表示天然氢,在同位素化学中 H 代表氕。

氘(Deuterium),元素氢的一种稳定同位素,俗称重氢,符号 ^2H ,简写为 ^2H ,氘的专用符号为 D 。氘核的符号为 d 。

1931 年底 H. C. 尤里、F. G. 布里克韦德和 G. M. 默菲将 4 升液氢在三相点温度 (4°K) 慢慢蒸发到只剩 1 毫升残液,然后用光栅光谱分析,结果在巴耳末线中发现质量数为 2 的氢同位素的谱线,从而发现了重氢。尤里因此获得 1934 年诺贝尔化学奖。

氕和氘的质量比为 1 : 2,是所有稳定同位素中质量相差最大的一对同位素。氕常温下为气体,分子式 D_2 ,密度 0.169 克/厘米³(-250.9°C,液)。沸点 -749.7°C,熔点 -254.6°C。

氕和氘可以形成三种分子:轻氢 H_2 、半重氢 HD 和重氢 D_2 。

由于 $\text{H}_2 + \text{D}_2 \rightleftharpoons 2\text{HD}$ 平衡的存在,且平衡常数约等于 4,在天然氢中主要存在 H_2 和 HD 分子。

氘的化学活性比氕稍差,与氢化合物生成重水(D_2O);与氮化合物可生成重氮(ND_3)。重氢主要存在于重水中。

重氢可以用作研究氢反应机理和核现象的示踪原子。人工加速的重氢原子核(即由一个质子和一个中子所组成的氘核)能参与许多核反应。液态氘用在气泡室中以研究基本粒子氢核的反应。在热核反应过程中能释放出较大的能量,是一种很有前途的能源。

氚(Tritium),又名超重氢,元素氢的一种放射性同位素。质量数为 3。符号 ^3H ,简写为 ^3H 。氚的专用符号为 T ,氚核的符号为 t 。

1934 年,先是英国卢瑟福等人在加速器中用加速的氘核打氧靶,通过核反应发现了人工氚;接着,美国 W. W. 洛齐尔等人又证实了重水中天然氚的存在。1939 年 9 月,美国 L. W. 阿耳瓦雷茨等人通过实验证明氚具有放射性。

氕和氘的化学性质相似,但因氘的质量大,许多反应要比氕慢得多,二者反应速率比可达到 1 : 64。氘以发射 β 粒子,并能释放出一个质量等于 3 的氚核方式进行衰变,衰变过程中不发射 γ 射线,衰变半衰期为 12.323 年。

氘当被能量足够大的氘核轰击时,能发生聚变反应,而且释放出比轰击粒子大得多的能量: $^2\text{H} + ^2\text{H} \rightarrow ^3\text{He} + n + 17\text{MeV}$

这是提供热核弹能量的反应之一,在发展可控热核反应堆方面这个反应相当重要。

氘水是水的唯一理想的放射性示踪剂,在地下水分布的测定,水库渗漏的测定,河流、湖泊、泉水流动的跟踪,冰川运动的观测以至水文各方面的研究工作中应用很广。

氘和氚标记化合物对于化学反应的研究,尤其是生物、医学、生化、生命科学等的研究特别重要,在细胞学研究,生物吸收、合成、分布、代谢研究以及脱氧核糖核酸的结构和形成过程的研究中,已成为不可缺少的示踪剂。

三、重水(heavy water)

重水是氘与氧组成的水。是氘的最重要的化合物。化学式 D_2O

1931年底,尤里等发现氘后,又发现电解槽废液中氘的浓度增加,提出用电解水法浓缩重水的设想。1933年,G. N. 路易斯和 R. T. 麦克唐南将 10 升电解槽废液经反复电解后,得到 0.5 微升重水,浓度约为 65.7%,再电解到接近纯净的重水。用这最初的微滴重水,测定了重水的某些物理常数。1935年,挪威用廉价水电建立了世界第一座重水工厂,生产重水供研究用。40年代以来,由于核裂变的发现,重水成为反应堆的重要材料,开始以工业规模大量生产。

重水是一种无色无臭的液体。它的分子量为 20.0275,比普通水的分子量 18.0153 高出约 11%。由于质量差别不像氘与氕之间那么大,在物理、化学性质上的差别也较小。物理性质上的主要差别如下表:

物理性质	普通水	重水
密度(25℃)(克/厘米 ³)	0.99701	1.1044
熔点(℃)	0.00	3.81
沸点(℃)	100.00	101.42
密度最大时的温度(℃)	4	11.23

此外:盐类在重水中的溶解度比在普通水中小些。许多物质与重水发生反应比与普通水发生反应慢些。植物种子浸在重水中不能萌芽,鱼类、虫类在重水中很快死亡,但在稀释的重水中却能生存。重氢的热中子吸收截面仅为 5.3×10^{-4} 巴,比氢的 0.332 巴小得多,所以重水的主要用途是在反应堆中作慢化剂和冷却剂。重水分解产生的氘还是重要的核燃料。在化学和生物学中,重水还用作示踪物,进行反应机理和有关方面的研究。

四、两种氢分子

氢气的分子是由两个氢原子组成的,但是计算比热的时候,发现计算与实验结果不一致,科学家们怀疑氢分子可能不仅有一种。进一步研究表明:氢分子虽然由两个氢原子组成,但却是两种不同的分子。

两种分子如何不同呢?一种氢分子是由两个原子核转动方向相同的氢原子组成的分子,称为正氢,而核转动方向相反的两个氢原子组成的分子,称为异氢。氢的同位素也有正、异两种分子,如正氘和异氘,正氚和异氚。

正氢高温稳定,异氢低温稳定。当氢液化后,异氢不变,正氢逐渐转变为异氢,甚至几乎全部转变为异氢。较高温度时两种氢分子同时存在。常温下正氢与异氢的比约为 3:1。零

下 213℃ 时异氢占 65.5%；零下 253℃ 时异氢占 99.8%；零下 273℃ 时异氢达 100%。正氢转为异氢并不很快，气态时要几个月才达到平衡，液态时稍快。

正氢转变为异氢还有热放出，每 2 克要放出热 310 卡，比液氢蒸发时所吸收的热 216 卡还要多，因此 2 克正氢转化为异氢就要使大约 1.5 克液氢蒸发掉。出厂的液氢，在两天以后便要损失 30%。如何使正氢尽快在液氢出厂前转化为异氢，甚至在生产过程中便转化完全，现在已经发现以氧气、一氧化碳等顺磁气体、顺磁盐、胶状氢氧化铁做催化剂，可使转化速度加快。例如氢氧化铁做催化剂，每小时可使 240 升正氢转变为异氢。

五、金属氢

氢在低温下可以成为液体，在温度降低到零下 259℃ 时即成为固体，如果对固态氢施加几百万个大气压的高压，就可能成为金属氢。金属氢的出现是当代超高压下的一项奇迹，它是高压物理研究领域一项十分活跃的课题。

氢在金属状态下，氢分子将分裂成单个氢原子，并使电子能够自由运动。在金属氢中，氢分子键断裂，分子内受束缚的电子被挤压成公有电子，这种电子的自由运动，使金属氢具有了导电的性能。因此，把氢制成金属，关键是把电子从原子的束缚下解放出来。

1936 年美国科学家维那对氢转变为金属的压力作了首次计算，提出了氢转变为金属的临界压力是在 100 万到 1000 万个大气压范围内。有些国家正通过多种途径来产生超高压制取金属氢。比较成熟的有两种方法，一种叫动态压缩法，另一种叫静态压缩法。多少年来人们费尽心血研制金属氢，一旦金属氢问世，将如同蒸汽机诞生一样，引起整个科学技术领域一场划时代的革命。

金属氢是一种室温超导体。超导材料的超导转变温度多在零下 250℃ 左右，这样的低温工作条件，严重地限制了超导体的应用。金属氢是理想的室温超导体，因此，它可以代替超导体的各项应用（见第 22 号元素——钛和第 41 号元素——铌）。

金属氢还有重大的军用价值。现代火箭是用液氢作燃料，因此必须把火箭做成一个很大的保温瓶似的，以便确保低温。如果使用了金属氢，火箭就可以制得灵巧、小型。金属氢用于航空技术，就可以极大地增加时速，甚至可以超出音速许多倍。由于金属氢的容积只有液氢的 1/7，这样可以增加飞机的有效运输量。由金属氢组成的燃料电池，可以不必过大改动目前的技术装置就能应用于汽车，城市就不再像现在这样喧闹，没有污染而变得清洁、安静。

金属氢内储藏巨大的能量，比普通 T. N. T 炸药大 30—40 倍，伴随着金属氢的诞生必将会产生比氢弹威力大好多倍的新式武器。

生产金属氢还有相当大的困难。美国、前苏联和日本都有所研究，有报道说美国科学家已于 1978 年获得了金属氢的样品，遗憾的是一旦取消压力，又失去它的金属态。虽然如此，金属氢的研究已有力地推动和促进了超高压技术、超低温技术、超导技术、激光、原子能、高能物理学、金相学以及空间技术多门科学技术向着新的深度发展。

六、氢的用途

氢气在空气中燃烧生成水，并放出大量热，当空气中含有一定量（体积百分数 4.1—75%）的氧气时，点火则发生爆炸。氢气燃烧的唯一产物是水，对环境没有污染，所以氢能源的研究和利用，日益受到人们的重视。

氢气用于氢氧焰和原子氢焰为焊接和切割金属提供所需的高温。

在一定温度下,氢气可以跟一些金属氧化物和非金属氧化物反应表现出还原性。例如用氢气做还原剂可使三氧化钨还原为金属钨。

氢用于石油提炼工序中,如加氢裂化和处理脱硫。氢大量用于不饱和植物油的催化加氢,以制备固体脂肪。加氢也用于制造有机化学药品中,如用酯与甘油酯来制醇。由腈制胺以及由芳香烃制环烃。工业用甲醇是用氢气与一氧化碳反应制成的。

液氢由于具有重量轻,发热量高等优点,因而是火箭和导弹的一种高能燃料。液氢也用于泡沫室以研究核加速器的高能粒子。

当前用于空间技术的燃料电池,也主要是用氢作原料。这种电池比火力发电能量转换率高,而且产生的是直流电,具有许多优点,所以它很快被用于宇宙航行、潜艇和无线电台等方面。有的国家正在研究用氢、氧燃料电池做电视中继站的电源。可以设想,不久的将来,氢燃料电池必定在电解、电镀、动力和民用供电方面发挥作用。

所以,氢是重要的工业原料,又是未来的能源。

七、氢能源

氢正以新的姿态出现在人们面前,作为正在崛起的新型能源,引起了国际科技界的普遍重视。我们知道,氢气能在氧气中静静燃烧,并放出大量的热。氢气的燃烧热为 28900 千卡/千克,大约是汽油燃烧热的 3 倍。氢气与氧气反应的产物是水,对环境没有污染,所以人们把氢称为干净的能源。

现在使用的石化燃料(石油和煤炭)资源,到 21 世纪 50 年代将接近枯竭,而这些燃料对环境有严重的污染。国际科技界正寻找新的能源,氢能源是其中之一。1976 年组成的国际氢能协会,主要研究氢的发生、储存和利用。目前液氢已用作火箭燃料,储氢合金贮存的氢已用作汽车燃料,据报导科技界还研究把氢作为飞机燃料。但由于氢的生产成本高于石化燃料,推广使用尚有困难。

近年来,研究氢的生产、储存有新的发展。工业制氢的方式很多,可以归纳为两大类:一类是用煤、天然气或石油与高压水蒸气作用得到氢气;另一类是电解法、铁蒸气法制备氢气。这两种方法都要消耗大量的原动力,制得的氢气比较昂贵,因此人们把注意力转移到太阳能分解水来制氢气。有人发现金属钪的配位化合物对水分解有特殊的催化功能。利用太阳能分解水得到的氢气虽然不多,但却为获得大量廉价的氢气展现出美好的前景。

有关储氢的方法,最近也有新的突破。人们发现,一些过渡金属的合金,具有比较好的储氢性能;氢气能被某些过渡金属或合金吸附,这种吸附氢的作用是可逆的,在加热或减压的条件下,被吸附的氢气又可释放出来。

关于储氢材料,20 世纪 70 年代以来,氢能研究中发现,某些过渡金属合金的可逆吸放氢的化合物有镍镧金属间化合物: $\text{LaNi}_5 + 3\text{H}_2 \rightleftharpoons \text{LaNi}_5\text{H}_6$

可用这类合金材料作为储氢材料,以装载或运输氢气。

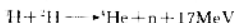
储氢材料有三个重要系列,镍基合金,如 LaNi_5 、 LnNi_5 (Ln 为混和稀土元素) LaNi_4 等;铁基合金,如 TiFe 、 $\text{Ti}(\text{Fe}_{1-x}\text{Mn}_x)$ 、 $\text{Ti}(\text{Fe}_{1-x}\text{Ni}_x)$ 等;镁基合金,如 Mg_2Cu 、 Mg_2Ni 等。

储氢材料要求有较高的吸收氢的能力和适当的平衡分解压,易于活化,对空气和杂质不敏感,吸放氢速率快和成本低等。 LaNi_5 和 TiFe 的储氢性能较好,每立方米合金储氢量分别为 88 千克和 101.2 千克,氢密度超过液氢。

预计在不久的将来,太阳能分解水的方法将用于大规模的工业生产。氢作为新型能源,将成为社会生活的一个重要支柱。

八、热核反应 氢弹

含质子、中子很少的原子核,如果以极高的速度相轰击,彼此克服了核的排斥力,原子核碰到一起,聚合而成为较重的原子核,伴随这个变化发生的是放出巨大的能量。氘当被能量足够大的氚核轰击时发生聚变反应,生成一个氦核,放出一个中子,并释放巨大的能量:



为保证上述反应能大规模进行,必须使氘和氚具有极大的能量,这个能量,在一般条件下是不能达到的,只有在原子弹爆炸时才具备。因为原子弹爆炸时,爆炸中心的温度达到摄氏一千多万度,所以这种在高温下才能进行的核反应称为热核反应。由氘和氚发生的热核反应所产生的能量比铀分裂时所放出的能量高3倍以上,或说轻核聚变时放出的能量比重核裂变时放出的能量大3倍以上。

氢弹是以主要释放聚变能的方式而产生核爆炸的核武器,由于核炸药是氘、氚等氢的同位素,所以称为氢弹。氢弹是利用原子弹(见第92号元素——铀)爆炸时产生高温来点燃核聚变反应的。在氢弹中加入铀238,利用聚变反应产生的高能中子使铀238发生裂变,可以提高氢弹的爆炸威力。由于这种武器的核反应过程是:原子弹裂变反应引发氢弹的聚变反应,聚变反应产生的中子再引发裂变反应,即裂变—聚变—裂变反应交替发生,所以称为三相弹(3-F-bomb)。

氢弹的中心是一枚原子弹,原子弹外面包上氘和氚,再外面才是弹壳。实际上氢弹的核炸药是采用氘化锂6,它不仅能在原子弹爆炸时生成氘,而且是易于操作的固体物质。

氢弹的重量和大小不受限制,它没有临界重量和临界体积,因此氢弹可随技术水平的提高制成任何的重量或体积。

迄今为止,氢弹试验的最高记录为5000万吨T.N.T当量。

1967年6月17日,我国成功地爆炸了第一颗氢弹。

九、核武器的防御

核武器是利用核裂变和核聚变反应,在有限空间内急剧放出大量的能量而产生爆炸,以引起破坏杀伤作用的武器。按其构造原理,可以分成原子弹(见第92号元素铀)和氢弹两类。

1945年5月纳粹德国被前苏军击败。7月16日零时,美国在新墨西哥州的沙漠里爆炸了世界第一颗原子弹,接着在日本广岛和长崎投下了两枚原子弹,这就开始了核武器的历史。1952年11月又在太平洋的埃尼威克小岛上爆炸了世界第一颗氢弹。1952年8月,前苏联试验了威力比美国更大的氢弹,在这种情况下,核武器的防御就提到人们的研究日程上来了。

核武器的破坏、杀伤性与普通武器不同,它的破坏杀伤作用是通过冲击波、光辐射、贯穿辐射和放射性沾染来起作用的。

核弹爆炸时放出大量的能,马上使爆炸中心的温度在极短时间内达到几千万度,气压增加到十亿甚至数十亿个大气压,这时,整个核弹的物质化为蒸气。高温蒸气的膨胀、超高压的形成,使周围大气受到极强的压缩,这种压缩又以超音速的速度向外传播,形成极强的冲击波,伴随着超高温发生的辐射光和辐射热使所到之处的建筑物被摧毁,可燃物起火燃烧,使

人和生物造成杀伤或灼伤以至死亡。由于核反应的进行,放出大量的 γ 射线和中子流,其贯穿能力很强,又不易被人们察觉,致使受害者重则死亡,轻则引起射线病。最后一种是放射性沾染。当核弹爆炸时,其所产生的放射性物质先是变为蒸气,随即升空、冷凝而降落到低空或大地上,这些放射性物质有的放出 α 射线、 β 射线和 γ 射线,造成人体组织和其他生物体的伤害,从而引起皮肤、粘膜发炎和溃瘍等射线病。不过,这些放射性物质在下落过程中容易被风吹散而落在很广阔的地区,不致造成很大的危害。所以,核弹爆炸后不久即可进入爆炸区内工作。

防御核武器的方法,可以针对它的破坏、杀伤性采取对策,一般是:

1. 截击运载核弹的飞机或导弹,摧毁敌人的航空基地或导弹基地;
2. 冲击波、光辐射和贯穿辐射是在极短时间和在地表有作用,较理想的防御是建造有坚固壁和顶盖的掩蔽部、战壕;最可靠的是建造坚固的地下室、地下仓库和隧道等。建筑材料应是不会着火的物质;
3. 如在野外遇到核弹爆炸,应迅即背着爆炸区方向卧倒,滚到沟渠或凹地里,或躲到土岗后面,身穿白色衣服可起到反射光辐射的作用;
4. 为了避免放射性物质沾染的伤害,应该立即离开放射性沾染地区;为了避免放射性物质进入体内和落到皮肤上,应戴防毒面具、着防毒衣、穿长袜和戴手套等。

十、氢的发现

16世纪时,帕拉采尔苏斯(Paracelsus 有译巴拉塞士)曾经把铁屑投入醋酸中,发现可以放出一种可燃烧的奇怪气体。

17世纪时,贝科(Toachim Becher)和施塔耳(Ernst Stahl)提倡燃素说时,施塔耳曾经做过实验,制出了可燃性气体氢气,并把这种气体当做是燃素。他的实验是把锌放到火中锻烧,生成锌灰;再用另外的锌与盐酸作用,得到一种气体和一种白色固体。当把锌灰与盐酸作用时,只得到白色固体,而没有得到气体。于是认为:由于锌内含有燃素,与盐酸作用时有气体放出,而在锌灰中没有燃素,与盐酸作用时不能生成气体,因而说明燃素就是一种看不见的可燃气体。他们由于提倡燃素说,所以对这个实验事实得不到正确的解释。

18世纪时,布莱克(Joseph Black 有译白拉克)首先从石灰石中发现并制取了固定空气(二氧化碳)以后,才知道存在着不同性质的气体,从此也就不再把“气体”笼统地称为“空气”或“大气”。当时,科学家们研究气体的性质,也就风行一时,各种气体也就陆续地发现了。

1766年,卡文迪什(Henry Cavendish)把锌放在硫酸里,再用布莱克发明的收集气体的排水集气法,收集发生出来的气体,研究了它的性质后,知道了这种气体和固定空气的性质完全不同,比空气轻得多,可以燃烧,当时就把它称为可燃气,而且发现这种气体与空气混和才燃烧,发生很响的爆鸣,生成物仅仅是水,但当时并不知道发生爆鸣的原因。一直到1774年,普里斯特利(Joseph Priestley)发现了氧气后,再用净化的氧气与氢气混和,在密闭器中,用电火花使气体燃烧,才发现这两种气体化合变成了水。此后,在1781年测定了化合成水的氢气的体积是氧气的2倍。

卡文迪什对氢气发现和研究有过很大的贡献,他自己也认为氢气的发现不只是他的功劳。他曾这样说过:“这事早就有别人注意到了。”化学史上,氢的发现者仍写卡文迪什。

氢气的名称是在1787年才最后决定的,因为它和氧气化合成水,故取希腊名称“水的生

成者”而命名 Hydrogenium(氢)。

现在制氢的方法很多。其中,用锌与稀硫酸作用时,加入少量的硫酸铜,反应速度就能快一些。用酸与活动金属制氢时,使生成的氢气通过高锰酸钾(氧化除去硫化氢等杂质),浓硫酸或无水氯化钙(除去水)、五氧化磷(特别干燥)后,就得以净化。电解水制氢时,须加入硫酸(或烧碱)以增加导电性,且容易得到氢气。用锡或锌与氢氧化钠作用所制得的氢气,比用金属与酸作用制得的氢气要纯净些。

十一、帕拉采尔苏斯(Paracelsus 1493—1541)

帕拉采尔苏斯的真名为 Phillippus Aureolus Theophrastus Bombasst Von Hohenheim。瑞士化学家、医学家、自然哲学家。1493 年生于艾恩西德伦,帕拉采尔苏斯这个名字是他约在 1529 年自取的绰号。

他自幼得到其父(医生)的教育,学习了矿业学、矿物学、植物学和自然哲学。后又受教于一些著名主教。1514 年后,在奥地利和中非的矿山中担任外科医生。1527—1528 年一度担任巴塞大学教授。

他对医学和炼金术都相当熟悉。他认为可以把炼金术表述为将天然的原料加工成为适合某种新要求的、对人类有益的任何过程,这是一个包括所有化学工艺和生物化学工艺的定义。例如工人将矿石炼成金属,厨师用肉类、面粉做成食物,药剂师从天然矿物和植物提取出药物都是炼金术,甚至人的消化过程可视为炼金过程。

他在理论方面,认为构成各种物质的是三种要素,即“水银”、“硫”和“盐”。

帕拉采尔苏斯认为一切物质都是活体,并且都在自然过程中趋于完善,人们为了实现自己的某种目的可以加速改造这种过程。例如,人们能够调整贱金属体内失调的硫与水银的比例,使之“健康”、完美而变为贵金属。关于人体,他认为小宇宙(人体)与大宇宙是极相似的,其本质与万物一样,都是一个化学体系,由三要素所控制,医生的任务就是使失调的人恢复人体内三要素的平衡。

帕拉采尔苏斯和他的弟子们通过对矿物药物的制备、疗效的研究,探讨了许多无机物的分离、提纯手段,进行了一些无机合成的实验,总结了它们的性质,做了分类。他们在这些研究中清除了很多炼金术的神秘色彩,丰富了人们的化学知识,帮助了很多医生研究化学。他本人就区分过白矾和胆矾,研究过二氧化硫的漂白作用,描述过铁和硫酸作用而产生某种气体,通过冷冻法浓缩葡萄酒,帕拉采尔苏斯从根本上改变了医学和化学的发展道路。所以,有人说他是 16 世纪医学、化学家的领袖。

帕拉采尔苏斯 1541 年 9 月 24 日卒于奥地利苏尔茨贝格。终年 48 岁。



贝科

十二、贝科(Teachim Becher 1625—1682)

贝科 1625 年在德国斯拜尔兹出生。曾任马因斯大学教授。是燃素说倡导者之一,他对燃素说很热心。由于他是大学教授,著述又很多,所以对于科学界的影响很大。

十三、施塔尔(George Ernst Stahl 1660—1734)



施塔尔

施塔尔是德国化学家和名医。1660年10月21日生于安斯巴赫，他曾经是炼金术的崇拜者，但后来改为学医。

施塔尔1684年于耶拿大学读完医学。1694年—1715年任哈雷大学化学和医学教授。1716年任普鲁士宫廷医生。

施塔尔被认为是当时的第一流化学家。他是贝科的学生，学习并发展了贝科的理论。他在生理学与医学上成绩显著，曾把自己创立的燃素说理论，应用到呼吸作用上，观察呼吸作用与燃烧作用的区别。

施塔尔很有才能，平生著述有200多种，主要有《化学基础》等。由于他的燃素说是在德国产生的，因之在德国化学家心目中把他视为“国粹”，在德国起到特殊的影响作用，使得以后许多科学家，把理论的推导放在实验之上，从而妨碍了对实验现象的正确观察和解释。

在19世纪初年，化学科学实验的研究，德国较其他国家落后，因为他们的科学研究方向是推理，传播科学知识也用推理，许多研究学问的人，竟然不愿去做实验，所以在这一段时间里，德国学者很少有贡献。

由此可以看出，燃素说理论在施塔尔死后百多年对德国科学研究起了阻碍作用。

施塔尔还是最早进行氧化还原反应试验的化学家，又是冰醋酸的最初制造者。

施塔尔1734年5月14日卒于柏林。终年74岁。

十四、卡文迪什(Henry Cavendish 1731—1810)

亨利·卡文迪什(有译卡文迪西、开文迪许)英国化学家、物理学家。

卡文迪什是英国两大家族的后裔：父亲查尔斯·卡文迪什勋爵是德文郡公爵第二的第五个儿子；母亲安妮·格雷夫人是肯特公爵的第四个女儿，母亲体质很差，不适应伦敦阴湿多雾的天气，她就迁住气候温暖的法国尼斯。1731年10月10日卡文迪什诞生于尼斯。两年后，母亲又生下弟弟弗雷德里克后不久，就去世了。自幼失去母爱的卡文迪什养成了异常胆怯和不爱交际的习性。

卡文迪什11岁时进入中学。1749年进入剑桥大学圣彼得学院学习，因为不赞成剑桥大学的宗教考试，于1753年离校。离开剑桥后，他漫游了欧洲大陆。以后跟父亲居住在伦敦马尔博罗大街。父亲是位杰出的实验家，也是英国皇家学会的重要人物。卡文迪什不喜政治，父亲把他引进到伦敦科学界，他常去旁听英国皇家学会的报告，每星期四中午参加学会的聚餐会，使他在学术上大有长进。1760年他成了皇家学会的会员。1778年以后任英国皇家学会会长。

1. 生活上俭朴的大

开初，卡文迪什和父亲过着相当俭朴的生活。他四十岁时先后继承了父亲和姑母的两大笔遗产，成了百万富翁，有人形容他是“一切有学问人当中最富有的(人)，也是最富有的人当中最有学问的(人)”。虽然如此，财富并未使卡文迪什的生活方式发生变化，他仍然过着俭朴的生活，大部分支出花在购置仪器和图书上。他从不讲究吃喝穿着，常穿一件过了时且褪了色的紫色上装，衣领很高，袖口镶有饰边；连一件纽扣齐全的衣服也很少有。卡文迪什个子瘦



卡文迪什

长,长长的假发上戴着一顶卷边帽。

2. 不爱交际的人

卡文迪什在自己的家里设置了一座规模相当大的实验室和图书室,他的一生就在这两个地方度过。他很少说话,偶尔说起话来也是声音尖细,结结巴巴,即使在同行面前也是沉默寡言。他除参加皇家学会聚会和聚餐会外,几乎从不公开露面。卡文迪什终生未娶。由于病态性怕羞,他怕跟女性接触,甚至与女管家的日常联系也借助于便条。

卡文迪什极怕被人奉承。托马斯·汤姆森在他的《化学史》一书中写道:有一次,简·英根赫斯特带了他的客人到约瑟夫·班克斯(1778—1820年皇家学会主席)家中,卡文迪什恰巧在座,英根赫斯特用过高的赞词向卡文迪什介绍了这位客人,而客人也对卡文迪什大大恭维了一番,说他到伦敦来的目的是要拜访象卡文迪什那样杰出的科学家。卡文迪什听了这话起初十分窘迫,后来全然不知所措,便急忙穿过人群,到门口坐上自己的四轮马车回家去了。

3. 科学上有贡献的人

卡文迪什于1766年发表的第一篇论文,详细地叙述了“可燃空气”(氢气)的特性。他用铁或锌作用于盐酸或稀硫酸制备氢气,并用排水集气法把氢气收集起来,仔细研究它的性质。他还发现氢气与空气混和后,经点燃会爆炸,所以他称氢气为“可燃空气”。

1781年卡文迪什把各种不同比例的干燥氢气与空气混和物放在一个玻璃球内,通上电流,反应后发现瓶的内壁上有露珠,经过检验,露珠是纯水,从而证明了水是氢和氧的化合物,并测定了化合成水的氢气的体积是氧气的2倍。这一发现在化学史上开辟了一个新纪元。

卡文迪什研究了二氧化碳的性质,指出由腐烂发酵产生的气体,与大理石受酸作用产生的气体相同。

1785年卡文迪什研究了空气的组成,预言空气中有一种不知名的气体存在,这个预言一直到1894年莱姆赛和瑞利(见第18号元素——氩)发现氩之后才得到了证实。

卡文迪什分析了伦敦的地下水,指出水中可能存在钙质。以后他还确定了硝酸的组成。

卡文迪什还研究了热的现象。他通过硫磺、炭、玻璃等的实验,得出结论:各种物质热到一定温度时,所需的热量各不相同。这一结论成为后来比热定律发现的根据。

卡文迪什还作过大量的电学研究,这些工作比库仑和欧姆的研究都早。他研究电容器的结果,揭示了电荷是束缚在导体表面上的。

1798年卡文迪什进行了扭秤(水平杆中间用一根抗扭转的金属丝或石英纤维悬吊起来的秤)实验,进行万有引力的验证,而且测定了引力常数G,因此使万有引力定律不再是一种比例性的陈述,而是一条定量的精确的定律。这是牛顿以来对引力科学的最大贡献。

卡文迪什研究过地球的平均密度,他1798年提出地球平均密度的数值是5.481克/厘米³,而现在的数值是5.517克/厘米³。这说明了当时实验是相当准确的。

卡文迪什的工作不全在纯科学方面,他对气象学和其他应用科学也有兴趣。

卡文迪什的许多贡献,以证明水和空气的组成,以及扭秤的实验而称著。

卡文迪什发表文章的习惯也与众不同,他并不披露自己的全部研究成果,不完全使他满意的文章决不发表。将近50年的科学生涯中,他没有写过一本书。而他所发表的18篇文章中,只有一篇《电的研究》(1771年发表)是理论性的。其余的文章内容都是实验探索,这些文

章中最重要的有《气体化学》(1766和1783—1788年发表)、《凝固温度》(1783—1788年发表)、《地球密度》(1798年发表)。他逝世后,人们发现他存有大量文稿没有公开发表。经过后人整理,化学和力学部分的论文于1921年出版,电学部分于1879年以《亨利·卡文迪什勋爵的电学研究》一书出版。

4. 受人尊敬的人

卡文迪什1810年2月24日卒于伦敦,终年79岁。这位惯于过孤独生活的科学家,最后也是孤独地离开人间。这位过着俭朴生活的科学家,把自己毕生的精力献给了科学事业。戴维爵士(见第19号元素——钾)说:“……他的名字将来比现在更受人尊敬……”。卡文迪什在英国科学界的地位是牛顿以后最高的,他具有的数字和实验才能可与牛顿媲美。

卡文迪什身后留下的大量财产,大部分给了他的侄子乔治·卡文迪什勋爵,1871年他的家族捐赠一笔资金,在剑桥大学里建造了卡文迪什实验室来纪念他。

十五、卡文迪什轶事

英国化学家卡文迪什是个百万富翁,但他不懂生活,被人称为“科学怪人”。

卡文迪什的家,是科学家的家,他的家是一座规模相当大的实验室和图书室。楼下那个大房间,本来是客厅,卡文迪什却把它改为实验室;楼上那个房间,本来是卧室,他却在床边装了许多仪器,变成观察宇宙的观察台。

卡文迪什一生最珍爱的是自己大量的私人藏书,搞得井井有条的也是藏书室。无论是自己读书,还是别人来向他借书,只要从书架上拿走一本书,都要办理严格的借书登记手续。书从哪里取下来,看过后仍必须归还到哪里去。

金钱对卡文迪什毫无吸引力。他虽是百万富翁,却不知道一万英镑究竟是多大一笔财产,也不知道钱可以派什么用场。有一次,图书管理员病了,朋友建议他帮助一下这个人,卡文迪什就给了他一张一万英镑的支票,使这个图书管理员惊讶得说不出话来!

1810年2月24日,年届79岁的卡文迪什感到自己临近死亡了,他吩咐身边一名护理的仆人离开房间,而且非到规定时间不得擅自回来。仆人回时,卡文迪什已经与世长辞了。

第二号元素——氦

(英文名 Helium)

(拉丁文名 Helium)

一、惰性元素

惰性元素包括氦、氖、氩、氪、氙和氡六种元素。属元素周期系零族元素。这6种元素是19世纪末到20世纪初发现的。它们在空气中的含量(以体积计)为:氦气0.94%,氖气0.0018%,氩气0.0005%,氪气0.00011%,氙气0.000009%,氡气是放射性矿物的衰变产物。因它们在空气中含量极微,又都是气体,故称稀有气体。

这些元素的单质都是无色、无臭、无味气体;微溶于水,其溶解度随分子量的增加而增大。气体分子由单原子组成,熔点和沸点都很低,并随原子量增加而升高。它们在低温可被液化,除氦外,其他5种气体都可在充分降温下凝固,氦要在25个大气压或更大的外压下于

0—1K凝固。这些元素原子的外围电子层排布为 ns^2np^6 (氦为 $1s^2$)，其结构使稀有气体一般不具备化学活性，故过去称为惰性气体。

自从1962年N·巴利特首次合成稀有气体化合物 XePtF_6 (六氟铂酸氙)以后，至今已合成数以百计的化合物，其中以氙的化合物最多。例如氙的氟化物有 XeF_2 、 XeF_4 、 XeF_6 以及由它们和金属氟化物生成的一系列加合物；氙的氧化物有 XeO_3 、 XeO_4 、含氧酸盐、氟氧化物 (XeOF_4)等；氙的化合物仅合成出 KrF_2 及其它加合物；氧的化合物仅合成出氟化氧。氦、氖、氡尚未合成出化合物。由于惰性气体能合成出化合物，“惰性”只是相对而言的，又因为它们在地壳中的储量极少，所以称它们为“稀有气体”为宜。

二、氦在元素周期表中的位置和性质

氦的元素符号是 He。原子序数 2。原子量 4.0026。位于元素周期表中第一周期零类。

氦气为无色、无臭、无味的气体，是稀有气体之一，单原子分子，分子式 He。氦气在水中的溶解度，是所有已知气体中最小的 ($8.61 \text{ 厘米}^3/1000 \text{ 克水}$)。也是除氢以外密度最小的气体 (0°C ，1个大气压下 0.1785 克/升)。

氦的沸点 (1 大气压) 是 -268.94°C (4.2K)，是一种最难液化的气体。临界温度 -267.8°C 。临界压力 2.26 大气压。

氦的熔点 (25 大气压) $\sim 272.2^\circ\text{C}$ ，它是唯一不能在大气压下固化的物质。氦在压力低于 25 大气压时，甚至在绝对零度时还是液体，高于 25 大气压，约在 1.1°K 时凝固。

氦是最不活泼的元素，基本上不形成什么化合物。

氦有两种天然同位素：氦 3、氦 4。放射性衰变中放出的 α 粒子在得到电子后就形成氦 4 原子，所以氦和含有 α 射线的矿物并存，如含铀的沥青铀矿、含钍的独居石和钍铀矿、褐钍铀矿等。自然存在的氦基本上全是氦 4。氦 3 是氙的放射性产物，是稳定核素。

三、奇特的液氦

液氦在极低温度下出现奇特的现象，如温度低于绝对温度 2.18 度时，就会出现超流效应，这时的液氦称为氦 II 是一种超流体，它具有气体的性质，粘度为氢的 1/100，它可以流过普通液体无法通过的毛细孔。如果将氦 II 盛在敞口的容器里，就会沿着容器内壁向上流动，再沿着容器外壁往下慢慢地流下来，直到容器里的氦 II 流光。氦 II 的热传导性是铜的 800 倍，并变成超导体；其比热容、表面张力、压缩性都是反常的。

液氦的这种现象对于研究和验证量子理论很有意义。

四、氦的用途

氦气除可代替易燃的氢气填充气球和飞艇外还有如下一些重要用途：

1. 氦气的化学性极不活泼，在电弧焊接和稀有金属冶炼中作保护气体。
2. 氦气极难溶于水，医学上利用这一特性来医治“潜水病”。过去，当潜水员潜入海底时，由于深海压力很大，吸进体内空气中的氮气，随着压力的增大而溶解在血液里；当潜水员出水时，压力猛然下降，原先溶在血液里的氮气便迅速逸出，致使血管阻塞而造成死亡。这种病叫“潜水病”。如将氮气和氧气制成“人造空气”来供潜水员呼吸，由于氮气在血液中溶解很少，因此，潜水员即使降到离水面 100 米以下，也不会患“潜水病”。“人造空气”也常被用来医治支气管哮喘和窒息等病，因为氦气的密度比空气密度 (1.293 克/升) 小得多，呼吸时要比呼吸空气轻松得多，可以减少病人呼吸的困难。

3. 氦气的惰性和传热本领使它可作为气冷式核动力反应堆的优良工作流体,以提高操作效率。

4. 氦气的最大用途是用于低温方面。它是唯一可获得 14K 以下的超低温冷冻剂;用于制作低温温度计。近年来,科学家利用氦的同位素低温特性差异,制备了一种氦稀释致冷机,目前已成为低温技术的重要工具,可以获得绝对温度 0.002 度的低温。在低温工业上,液氦也常被用作冷却剂。

5. 氦气也还被用于混在塑料、人造丝、合成纤维中,制成非常轻盈的泡沫塑料,泡沫纤维,用作防震、保温和包装新材料。

五、氦的发现

1868 年 8 月 18 日法国天文学家杨森(P. J. C. Janssen 有译让森、詹孙)赴印度观察日全蚀,利用分光镜观察日珥,从黑色月盘背面突出的红色火焰,看见有彩色的线条,是太阳喷射出来的炽热气体的光谱。他发现一条黄色谱线,和钠光谱中的 D_1 和 D_2 线位置不同。日蚀后,他同样地在太阳光谱中观察到这条黄线,称为 D_3 线,但是没有确定是由什么物质产生的。

同时,英国天文学家洛克耶(J. N. Lockyer)在英国也利用分光镜在太阳光谱中观察到这条黄线,最初认为是由氢形成的,经过进一步研究,认识到这是一条不属于任何已知元素的新线,而把这种元素命名为氦 Helium,来自希腊文“太阳”(Helios),元素符号 He。由于这种元素没有在地球上发现,故称之为“太阳的元素”。这是第一种在地球以外,在宇宙中发现的元素。又过了 20 多年,在氦发现后,在地球上才发现了氦气。这个典型例子说明元素的发现和它在地壳中的含量有密切的关系。

化学史研究者们提到,1881 年意大利一位名叫帕尔摩(Palmer 有译巴尔米耳)的科学家发表过一篇文章,讲到他在维苏威火山熔岩的光谱里看到过氦的黄线。现代科学家们证明:熔岩里的氦是很少很少的,帕尔摩在当时条件下,不可能发现氦线。他看见的黄线可能是属于钠的。

1888—1890 年,美国矿物化学家喜烈布兰德(Hillebrand)注意到,加无机酸于黑铀矿时,即有气体放出,这种气体不活泼,他认为是氦气。英国化学家莱姆赛(William Ramsay)1895 年看了喜烈布兰德的论文,并重做了他的实验,从得到的不活泼气体中,发现有氦气和其他气体,他把得到的气体送给洛克耶和克鲁克斯(William Crookes 当时最优秀的光谱专家之一)去研究。克鲁克斯将气体进行高压放电实验,即有灿烂的黄光放出,证明实验的气体中含有氦。

当莱姆赛在地球上发现氦两星期后,瑞典化学家克利甫(P. T. Cleve)和他的学生分别进行研究,从钷铀矿中得到氦气,他们的结果还没有发表时,莱姆赛就已经发表了他在地球上发现氦的结果。因此,在地球上首先发现氦的应当是莱姆赛,时间是 1895 年。

同年,德国卡塞(H. Kayser)利用分光镜鉴定空气中含有氦。紧接着在德国黑森林(Black Forest)威尔巴德(Wilbad)在天然气中发现了氦。

第一个制出高纯度氦气的人是洛克耶,这项工作对测定氦的原子量起了重要作用。

氦气是气体中最后一个被转变成液态及固态的物质。1908 年荷兰物理学家奥内斯首先实现了氦气液化,1926 年第一次制得氦的固体。

今天已经证明,所有地球上的氦都是来自地壳中的 α 放射性元素,如铀、钍等放射的结

果。放出的 α 粒子即氦核,很易从周围岩石中吸取2个电子,变成中性氦原子。这种从 α 粒子转变成氦原子的过程首先在1903年由莱姆赛和索迪(F. Soddy 见第86号元素——氡)根据实验观察到的。这就说明,氦从含铀、钍的矿石中扩散进入空气。在含有放射源的沉积岩床中,有机物分解出天然气,因而氦气和天然气一起从岩石中扩散出来。



莱姆赛

六、莱姆赛(William Ramsay 1852—1916)

莱姆赛是苏格兰格拉斯哥人。他生于1852年10月2日,父亲是一位工程师,14岁读完中学。1866年进入格拉斯哥大学。1870年毕业后留学德国,跟随化学家菲蒂希(Rudolf Fittig 1835—1910)做研究生。莱姆赛被指定制备硝基苯甲酸衍生物。因为他的研究有一定成果,所以在1872年获得博士学位,那时他还只有19岁。

莱姆赛1880—1887年,任布里斯托尔大学化学教授。1887—1913年,任伦敦大学化学教授。

莱姆赛是一位十分乐观的人,同时也是一位学问很渊博的人。他是科学界中最优秀的语言学家之一。1913年,他在化学学会国际会议上担任主席时,使全世界各地代表大为惊奇和愉快的是,他先讲英语,后讲法语,再讲德语,间或也用意大利语,无不流畅自如,从容不迫。

莱姆赛1888年当选为英国皇家学会会长。1895年获戴维奖章。1904年获诺贝尔化学奖。先后得过英国化学会的Hofmann奖章。1902年英国政府授予他爵士的光荣称号。

莱姆赛一生的研究工作,可分成四个时期:

第一个时期是在格拉斯哥的时期(1874—1880年),主要研究的是有机化学。研究吡啶及其衍生物,并于1877年,合成了吡啶。他又研究喹啉和金鸡纳的初步结构以及和吡啶的关系;莱姆赛又是第一位能解释布朗运动现象的科学家。

第二个时期是布里斯托尔—伦敦时期(1880—1894年),主要研究一些液体和气体的临界状态。从在布里斯托尔的1882年起,他发表了30多篇关于蒸气和液体临界温度的论文。这个时期,莱姆赛的实验技术有很大提高,玻璃细工极好,能制出所需要的各种仪器,为他后来研究稀有气体准备了条件。

第三个时期是在伦敦大学的研究(1894—1900年),这个时期他主要研究稀有气体。1894年,他和瑞利等合作发现氦;1895年,他发现氦;他和他的助手特拉弗斯在1898年5月30日发现氦;6月发现氖;7月12日发现氩。1903年,莱姆赛和索迪证明镭能产生氦;1910年他和格雷测定了氦的原子量,并确定了氦在周期系中的位置(见第86号元素——氡)。

第四个时期是在伦敦大学(1901—1916年),这个时期他主要研究放射性物质。

莱姆赛的主要著作有《无机化学体系》、《大气中的气体》、《现代化学》、《元素和电子》、《研究物理化学入门》、《传记与论文集》等。

莱姆赛1916年7月23日卒于白金汉郡海威科姆,时年64岁。

第三号元素——锂

(英文名 Lithium)

(拉丁文名 Lithium)

一、碱金属

碱金属包括锂、钠、钾、铷、铯和钫 6 种元素,属周期系一主族(IA)。因这些金属与水反应的生成物显碱性,故名碱金属。钠和钾在地壳中的丰度分别为 2.83%,2.59%,是应用很广的元素,其余碱金属都是稀有元素,钫是放射性元素。

碱金属的单质都是金属型晶体,具有体心立方晶格。与同周期元素比较,碱金属原子半径最大,其外围电子层排布同属 ns^1 ,只有一个成键的 s 电子。在金属晶格中原子间的吸引力很弱,碱金属的密度和硬度都很小,熔点和沸点都很低。碱金属原子电离能小,很容易失去成价电子,形成 +1 价态。碱金属在空气中易被氧化,遇水反应剧烈,形成氢氧化物(可溶性强碱),并放出氢气。

二、锂在元素周期表中的位置和性质

锂的元素符号是 Li。原子序数 3。原子量 6.94。位于元素周期表中第一周期第一类的主族元素。

锂是银白色金属,是所有金属中最轻的一种,密度 0.534 克/厘米³(20℃),约为同体积铝的质量的 1/5,水的质量的 1/2。它比煤油还轻,能浮在煤油上面。锂的熔点 180.54℃,沸点 1342℃,硬度 0.6(金刚石=10)。锂的导电率为银的 20%,是汞的 11 倍,(钠是 21 倍,钾是 14 倍,铷是 8 倍,铯是 5 倍。)金属锂可溶于氨,微溶于低级脂肪胺(例如乙胺),不溶于烃类。

锂的化学活动性较强,它在空气中容易与氧作用生成氧化物外膜而失去光泽,在空气中熔化而不燃烧,这比其他碱金属稳定,温度超过 200℃以上,它即在空气中燃烧生成氧化锂和过氧化锂。锂在空气里能缓慢地跟氮气作用生成氮化锂(Li_3N)与氧化锂的混和物。在室温下,将锂放入有磨砂口的瓶内,锂与空气中的氧气和氮充分作用,而使瓶内接近真空,大气压力把瓶塞压得紧紧的,使人无法将其打开。

锂是唯一能与氮气在室温下反应生成氮化锂的碱金属。

锂与水能发生剧烈反应,置换水中的氢放出氢气和生成易溶于水的氢氧化锂。

锂与氢气在 500℃左右容易发生反应,生成氢化锂。在全部碱金属中,锂最容易与氢气反应而且是唯一能生成稳定得足以熔融而不分解的氢化物的碱金属。氢化锂(LiH),白色,和水发生猛烈反应,放出大量氢气。1 千克氢化锂和水反应能生成 2800 升氢气,因此,氢化锂可看成是一个方便的“储氢柜”。它和硼氢化锂等都是军事工业中携带方便的氢气来源。

锂与卤素在高温下容易化合,生成卤化物,同时发光。

由于锂的化学性质活泼,故须保存在液态石蜡中。

将锂 6 放在原子反应堆中,用中子照射,可以得到氚, ${}^6Li(n,\alpha){}^3H$ 氚能进行热核反应(见第 1 号元素——氢)。所以锂在原子能工业中有重要用途。

三、锂的用途

在很长一段时间里,由于人们对锂的优异性能了解得不多,在人类生产、生活和科学事

业中没有派上多大用场。但是,随着现代科技的发展,锂的身价越来越高。金属锂不仅用来制造超轻合金、锂电池等,而且成为尖端技术的重要物资。

1. 制造合金。用锂的合金制造的轻便结构材料,可以和五花八门的高分子材料相媲美。目前大量生产的锂镁合金,密度为 $1.3-1.6$ 克/厘米³,只有铝的一半。这种合金强度高、塑性好,并且不怕低温和高速粒子的冲击。锂与铍、镁、铅等组成的合金,既轻又韧,耐磨,大量用于导弹、火箭和飞机等制造上。

2. 用于冶金工业。锂很容易跟氧、氮、硫等化合,在冶金工业中可用作脱氧剂、除泡剂。在铜中加入少量的锂(十万分之五),能大大改善铜的性能,含有少量锂的铜,具有比纯铜好得多的机械性能和电性能。在铝、镁及其他金属中加入少量的锂,能够提高它们的坚固性和耐酸、碱性能力。少量的锂加到熔化的铁中,可以提高铁的流动性,减少含气量,保证碳比较均匀地分布在铁里,使硬度提高 $10-20\%$,并增强抗裂本领。

3. 用作催化剂。在人造橡胶生产部门里,金属锂被大量地用作催化剂。锂及烷基锂是制备高分子聚合物的一类重要的催化剂,锂催化剂组成简单,聚合反应容易控制,活性高,用量少,且聚合后不必从产品中除去,因而很适宜用在单釜连续聚合的工艺上,生产能力高、成本低,所得制品耐低温性好。锂制成的氢化锂是一种有机合成的重要原料。

4. 用于陶瓷、玻璃工业。锂的一些化合物,在陶瓷工业上被用作釉药和助熔剂。在玻璃工业上,用来制造乳白玻璃和能透过紫外线的特种玻璃。电视机的荧光灯玻璃就是锂玻璃。

5. 用作添加剂。把氢氧化锂加到碱性蓄电池的电解质里,可增加蓄电池的蓄电量,有较长的寿命和较高的输出。掺有氢氧化锂的润滑油,不论在低温和高温下都可以使用。

四、锂的存在

自然界重要的锂矿物有锂辉石、锂云母、透锂长石和磷铝石等。锂在地壳中的含量为 65ppm ,海水中的含量 0.1ppm ,在人和动物体、土壤和矿泉水、可可粉、烟草、海藻中都能找到锂。

一些红色、黄色的海藻和烟草中,含有较多的锂化物。把糖放在火焰上,开始时,糖只熔化并不燃烧,如在糖上撒一些香烟灰,糖就燃烧起来。这是烟草中含有的锂起催化作用。

在人体和动物中,锂主要存在于肝脏和肺中。

天然锂有两种同位素:锂 6 和锂 7。

我国锂矿丰富,有锂辉石矿,锂云母矿。江西锂云母矿藏量多,四川盐井出产氯化锂。

五、锂的发现

锂是继钾和钠之后被发现的又一种碱金属元素。发现它的是贝采利乌斯的学生阿弗韦聪(J. A. Arfvedson)。

1817年,25岁的青年阿弗韦聪,分析研究从瑞典乌托(Uto)采得的透锂长石。他把矿石粉和碳酸钡混和在一起加热,使其中的碱金属转变成碳酸盐,与其他物质分离。经分析,知道其中含氧化铝 17% ,氧化硅 80% 和 3% 的碱金属,这个结果与前人的测定相符。在当时已知的碱金属只有钾和钠,那么这 3% 的碱金属到底是钾呢还是钠,他反复研究,证明这种碱金属既不是钾,也不是钠,更不是碱土金属镁;接着他取这种碱金属的盐类作重量分析,把重量换算成当量时,它的当量比钾、钠都小。计算得到的原子量也比钾、钠小。这证明所得到的碱金属是一种别人还没有发现过的新金属。此后,阿弗韦聪测定了这种碱金属的硫酸盐、氧化物的熔点都比其他碱金属化合物低;其盐酸盐有很大的潮解性,碳酸盐仅稍溶于水。他利用新金属的硫酸盐与钾、钠硫酸盐在水中的溶解度不同,首先分离出这种新金属的硫酸盐。阿弗韦聪的研究结果,经当时著名化学家沃克兰(L. N. Vauguelin,见第76号元素)重复实验

证明是正确的。

由于这种新元素是从矿石中发现的因而取希腊语中“石头”(Lithos)的意思命名为Lithium(锂)。后来知道,锂不仅存在于矿石中,同时也存在于生物体内。

阿弗韦聪曾试图制取金属锂,但没有成功。

布朗德斯(Brandes)用电解法,取得少量银白色可燃的金属。戴维(见第19号元素——钾)也曾采用同样的方式,制得少许金属锂。

直到1855年,本生(见第37号元素——铷)和马提生(A. Mathiessen 德)电解熔融的氯化锂,才制得较多的金属锂。

1893年,根茨提出在400℃电解熔融的LiCl(55%)、KCl(45%)制锂,才开始应用于生产。从1817年发现锂到工业生产锂,历时76年。

六、锂的原子核反应

天然锂吸收热中子的横截面为 67 ± 2 巴,而锂6为910巴,但锂7仅有0.033巴。当锂7的原子核受到质子冲击时,就会变为铍原子和 α 粒子: ${}^7\text{Li} + {}^1\text{H} \rightarrow {}^9\text{Be} \rightarrow 2{}^4\text{He}$ 但这个反应的百分率很小,在原子核反应技术中没有实用价值。这个反应是英国科学家阿克柯洛夫特和凡尔登在1930年发现的。

当锂6受到中子冲击时,就会变成氦和超重氢(氢3): ${}^6\text{Li} + {}^1_0\text{n} \rightarrow {}^3\text{H} + {}^4\text{He}$

这个反应是1932年发现中子以后实现的。这个反应易于发生,是现代实现以轻元素原子核合成为基础的热核反应的组分,可用于氢弹,是产生超重氢的最好方法。氢弹1952年制成,它是用氘和氚进行核反应的。氢弹中的氘和氚用锂来制,其体积还可大大缩小。

锂又能与氢结合成氢化锂,因之把锂6和重氢制成氢化锂6,可直接应用到代替贵重的氘的热核武器的结构中去。

从锂中提取出的部分氘,可用作耐久性原子电池组的能源,这种电池不需充电就可工作20年,医学上用作心脏起搏器、稳搏器的电源。

七、阿弗韦聪(Johan August Arfvedson 1792—1841)

阿弗韦聪(有译阿尔费特孙、亚佛孙等)瑞典冶金家、矿物学家、化学家,生于1792年1月12日,出生地是斯加拉尔坡的斯加摩基布律克附近。

阿弗韦聪是一位年轻能干的化学家,25岁在斯德哥尔摩实验室工作,仅仅一年就发现锂。他是贝采利乌斯的学生。阿弗韦聪自在沙德曼兰省布登所地方买了一座铁厂和一宗产业后,便一心一意地去搞企业,虽然也作了一些研究工作,但没有做出成果。晚年,曾小心翼翼地作一些矿石分析研究,但力不从心,手失去了灵活的操作,脑没有了敏锐的观察;分析金绿玉也得出不了正确的结果。

阿弗韦聪1841年10月28日卒于布登所。终年49岁。



阿弗韦聪