



化学元素知识 精编

余煊彦 袁婉清 编著

19 钾 K
39.10
4s¹

HUAXUE YUANSU
ZHISHI JINGBIAN



化学工业出版社

化学元素知识 精编

余煊彦 袁婉清 编著

HUAXUE YUANSU
ZHISHI JINGBIAN



化学工业出版社

· 北京 ·

本书主要以化学元素为主线,对各种元素进行了全面、生动的介绍。本书的最大特点是全面铺开和重点突出:一是对迄今发现的所有元素进行顺序介绍,二是对重点元素从基本物性参数表、发现故事、制备方法、理化性质、用途和分布、生物作用和危害性等方面进行详细介绍。

本书适合广大青少年、化学爱好者、化学等相关专业师生阅读。

图书在版编目(CIP)数据

化学元素知识精编/余煊彦,袁婉清编著. —北京:
化学工业出版社, 2018.3
ISBN 978-7-122-31309-6

I. ①化… II. ①余… ②袁… III. ①化学元素-基
本知识 IV. ①O611

中国版本图书馆 CIP 数据核字 (2018) 第 001522 号

责任编辑:张艳 刘军
责任校对:边涛

文字编辑:孙凤英
装帧设计:王晓宇

出版发行:化学工业出版社(北京市东城区青年湖南街13号 邮政编码100011)

印刷:北京京华铭诚工贸有限公司

装订:三河市瞰发装订厂

710mm×1000mm 1/16 印张15¼ 彩插1 字数322千字 2018年3月北京第1版第1次印刷

购书咨询:010-64518888(传真:010-64519686) 售后服务:010-64518899

网 址: <http://www.cip.com.cn>

凡购买本书,如有缺损质量问题,本社销售中心负责调换。

定 价: 36.00 元

版权所有 违者必究



前言

FOREWORD

化学元素无处不在，它们组成了世界上已知的所有物质，我们知道的大多数物质都是由其中几种元素组成的。

迄今为止，人类共发现了 118 种元素，其中有一些是我们很熟悉的，比如氢元素、氧元素、氮元素，由它们组成的氮气、氧气是空气的主要组成部分，组成的水是生命不可或缺的重要物质。有一些可能我们没那么熟悉、甚至一点都不了解，比如镧、铈，它们都是如何被发现的？能构成什么物质？都有哪些用途？这些问题会不时萦绕在我们的脑海里，引导我们进一步去探索元素的奥秘。深入了解元素是一件很有趣的事情，也是很有意义的，因为只有了解了元素，我们才能充分利用元素；只有真正理解了化学元素的科学本质，从中发现其奥秘，才可以更好地指导实际的应用和进一步的科学研究。

笔者编写这本书时怀着一个美好的愿望，希望本书可以作为一个引子，使每一位读到这本书的大朋友和小朋友在了解更多关于元素的知识的同时能够增加一些探究元素奥妙的兴趣，如果能达到这个小小的目的，笔者将会深感宽慰！

编著者

2018 年 1 月

竖排元素周期表

周期和电子层 族		1 K	2 KL	3 KLM	4 KLMN	5 KLMNO	6 KLMNOP	7 KLMNOPQ		
1	(1A)	1 氢 H 1.008 1s ¹	3 锂 Li 6.941 2s ¹	11 钠 Na 22.99 3s ¹	19 钾 K 39.10 4s ¹	37 铷 Rb 85.47 5s ¹	55 铯 Cs 132.9 6s ¹	87 钫 Fr [223] 7s ¹	s	
2	(2A)		4 铍 Be 9.012 2s ²	12 镁 Mg 24.31 3s ²	20 钙 Ca 40.08 4s ²	38 锶 Sr 87.62 5s ²	56 钡 Ba 137.3 6s ²	88 镭 Ra [226] 7s ²	区	
3	(3B)				21 钪 Sc 44.96 3d ¹ 4s ²	39 钇 Y 88.91 4d ¹ 5s ²	57~71 La - Lu	89~103 Ac - Lr	57~71 镧系	89~103 锕系
4	(4B)				22 钛 Ti 47.87 3d ² 4s ²	40 锆 Zr 91.22 4d ² 5s ²	72 铪 Hf 178.5 5d ² 6s ²	104 钅 Rf [267] 6d ² 7s ²	57 镧 La 138.9 5d ¹ 6s ²	89 镅 Ac [227] 6d ¹ 7s ²
5	(5B)				23 钒 V 50.94 3d ³ 4s ²	41 铌 Nb 92.91 4d ³ 5s ²	73 钽 Ta 180.9 5d ³ 6s ²	105 铈 Db [268] 6d ³ 7s ²	58 铈 Ce 140.1 4f ¹ 5d ¹ 6s ²	90 钍 Th 232.0 6d ² 7s ²
6	(6B)				24 铬 Cr 52.00 3d ⁵ 4s ¹	42 钼 Mo 95.96 4d ⁵ 5s ¹	74 钨 W 183.8 5d ⁴ 6s ²	106 镱 Sg [271] 6d ⁴ 7s ²	59 镨 Pr 140.9 4f ³ 6s ²	91 镤 Pa 231.0 5f ² 6d ¹ 7s ²
7	(7B)				25 锰 Mn 54.94 3d ⁵ 4s ²	43 锝 Tc [98] 4d ⁵ 5s ²	75 铼 Re 186.2 5d ⁵ 6s ²	107 铈 Bh [270] 6d ⁵ 7s ²	60 钕 Nd 144.2 4f ⁴ 6s ²	92 铀 U 238.0 5f ³ 6d ¹ 7s ²
8					26 铁 Fe 55.85 3d ⁶ 4s ²	44 钌 Ru 101.1 4d ⁷ 5s ¹	76 锇 Os 190.2 5d ⁶ 6s ²	108 镱 Hs [277] 6d ⁶ 7s ²	61 钐 Sm [145] 4f ⁶ 6s ²	93 镎 Np [237] 5f ⁴ 6d ¹ 7s ²
9	(8B)				27 钴 Co 58.93 3d ⁷ 4s ²	45 铑 Rh 102.9 4d ⁸ 5s ¹	77 铱 Ir 192.2 5d ⁷ 6s ²	109 铈 Mt [276] 6d ⁷ 7s ²	62 钐 Sm 150.4 4f ⁶ 6s ²	94 钷 Pu [244] 5f ⁴ 7s ²
10					28 镍 Ni 58.69 3d ⁸ 4s ²	46 钯 Pd 106.4 4d ¹⁰	78 铂 Pt 195.1 5d ⁹ 6s ¹	110 铈 Ds [281] 6d ⁸ 7s ²	63 铈 Eu 152.0 4f ⁷ 6s ²	95 镅 Am [243] 5f ⁷ 7s ²
11	(1B)				29 铜 Cu 63.55 3d ¹⁰ 4s ¹	47 银 Ag 107.9 4d ¹⁰ 5s ¹	79 金 Au 197.0 5d ¹⁰ 6s ¹	111 铈 Rg [282] 6d ¹⁰ 7s ¹	64 钆 Gd 157.3 4f ⁷ 5d ¹ 6s ²	96 钷 Cm [247] 5f ⁷ 6d ¹ 7s ²
12	(2B)				30 锌 Zn 65.38 3d ¹⁰ 4s ²	48 镉 Cd 112.4 4d ¹⁰ 5s ²	80 汞 Hg 200.6 5d ¹⁰ 6s ²	112 铈 Cn [285] 6d ¹⁰ 7s ²	65 铈 Tb 158.9 4f ⁹ 6s ²	97 铈 Bk [247] 5f ⁹ 7s ²
13	(3A)	5 硼 B 10.81 2s ² 2p ¹	13 铝 Al 26.98 3s ² 3p ¹	31 镓 Ga 69.72 4s ² 4p ¹	49 铟 In 114.8 5s ² 5p ¹	81 铊 Tl 204.4 6s ² 6p ¹	113 铈 Nh [285] 7s ² 7p ¹	66 镱 Dy 162.5 4f ¹⁰ 6s ²	98 镅 Cf [251] 5f ¹⁰ 7s ²	
14	(4A)	6 碳 C 12.01 2s ² 2p ²	14 硅 Si 28.09 3s ² 3p ²	32 锗 Ge 72.63 4s ² 4p ²	50 锡 Sn 118.7 5s ² 5p ²	82 铅 Pb 207.2 6s ² 6p ²	114 铈 Fl [289] 7s ² 7p ²	67 铈 Ho 164.9 4f ¹¹ 6s ²	99 镅 Es [252] 5f ¹¹ 7s ²	
15	(5A)	7 氮 N 14.01 2s ² 2p ³	15 磷 P 30.97 3s ² 3p ³	33 砷 As 74.92 4s ² 4p ³	51 铋 Sb 121.8 5s ² 5p ³	83 铋 Bi 209.0 6s ² 6p ³	115 铈 Mc [289] 7s ² 7p ³	68 铈 Er 167.3 4f ¹² 6s ²	100 镅 Fm [257] 5f ¹² 7s ²	
16	(6A)	8 氧 O 16.00 2s ² 2p ⁴	16 硫 S 32.06 3s ² 3p ⁴	34 硒 Se 78.96 4s ² 4p ⁴	52 碲 Te 127.6 5s ² 5p ⁴	84 钋 Po [209] 6s ² 6p ⁴	116 铈 Lv [293] 7s ² 7p ⁴	69 铈 Tm 168.9 4f ¹³ 6s ²	101 钷 Md [258] 5f ¹³ 7s ²	
17	(7A)	9 氟 F 19.00 2s ² 2p ⁵	17 氯 Cl 35.45 3s ² 3p ⁵	35 溴 Br 79.90 4s ² 4p ⁵	53 碘 I 126.9 5s ² 5p ⁵	85 砹 At [210] 6s ² 6p ⁵	117 铈 Ts [294] 7s ² 7p ⁵	70 铈 Yb 173.1 4f ¹⁴ 6s ²	102 铈 No [259] 5f ¹⁴ 7s ²	
18	(8A)	2 氦 He 4.003 1s ²	10 氖 Ne 20.18 2s ² 2p ⁶	18 氩 Ar 39.95 3s ² 3p ⁶	36 氪 Kr 83.80 4s ² 4p ⁶	54 氙 Xe 131.3 5s ² 5p ⁶	86 氡 Rn [222] 6s ² 6p ⁶	118 氡 Og [294] 7s ² 7p ⁶	71 镱 Lu 175.0 4f ¹⁴ 5d ¹ 6s ²	103 镱 Lr [262] 5f ¹⁴ 6d ¹ 7s ²

原子序数
中文名称
元素符号
标准原子量
| | 中为半衰期最长的同位素质量数
价电子组态

- s 区元素
- p 区元素
- d 区元素
- ds 区元素
- f 区元素



目 录

CONTENTS

1 氢	1	25 锰	62
2 氦	4	26 铁	64
3 锂	6	27 钴	67
4 铍	9	28 镍	69
5 硼	11	29 铜	71
6 碳	13	30 锌	74
7 氮	19	31 镓	76
8 氧	21	32 锗	79
9 氟	24	33 砷	81
10 氖	26	34 硒	83
11 钠	28	35 溴	85
12 镁	30	36 氪	88
13 铝	33	37 铷	89
14 硅	35	38 锶	92
15 磷	38	39 钇	94
16 硫	40	40 锆	96
17 氯	44	41 铌	98
18 氩	46	42 钼	100
19 钾	48	43 锝	102
20 钙	50	44 钽	104
21 钪	53	45 铈	106
22 钛	55	46 钡	108
23 钒	58	47 银	110
24 铬	60	48 镉	112

49 铟	114	77 铋	174
50 锡	116	78 铂	176
51 铋	118	79 金	178
52 碲	120	80 汞	184
53 碘	122	81 铊	186
54 氙	125	82 铅	188
55 铯	126	83 铋	191
56 钡	129	84 钋	193
57 镧	131	85 砷	194
58 铈	133	86 氢	196
59 镨	136	87 钋	197
60 钕	138	88 镭	199
61 铈	140	89 锶	201
62 钐	143	90 钪	202
63 铷	145	91 镆	204
64 钇	147	92 铀	205
65 铈	149	93 镱	206
66 镉	151	94 钶	207
67 铪	154	95 镱	208
68 铪	156	96 镱	209
69 铥	158	97 镱	210
70 镱	160	98 镱	211
71 镱	162	99 镱	212
72 铈	164	100 镱	213
73 钽	166	101 钨	214
74 钨	168	102 镱	214
75 铼	170	103 铈	215
76 铈	172	104 钼	216

105	钽	217
106	镨	218
107	铈	219
108	镱	220
109	铕	221
110	钪	222
111	钪	224

112	镱	225
113	铈	227
114	铈	229
115	镱	231
116	铈	232
117	铈	233
118	铈	234



1

氢

氢是最轻的元素。它是到目前为止宇宙中最丰富的元素，氢在宇宙中（以质量计算）的丰度是 90%。

作为水的组成元素，氢元素对生命是必不可少的。氢元素还存在于所有的有机化合物中。氢气是最轻的气体。氢气在交通工具上被用作热气球的载气，但是其易燃性（如“兴登堡事件”）会造成很大的危险。氢气在空气中燃烧生成水。如果可以大量把氢气而不是化石燃料用作燃料，那么就可能拉动氢的经济。

1.1 发现史

波义耳（1627—1691，英国化学家和物理学家）在 1671 年发表了一篇名为《关于火焰与空气的反应的新试验》的论文。在论文中，他描述了铁屑与稀酸之间的反应，称为“火星的易挥发的硫”。这个反应生成了氢气。

然而很久以后，卡文迪许（1731—1810，英国化学家和物理学家，亦曾独立发现氮元素）才在 1766 年确认氢是一种元素。卡文迪许在水银液面上收集氢气，并称之为“从金属中来的可燃空气”。他精确地描述了氢的特征，但是却错误地认为这种气体来自于金属而不是酸。拉瓦锡把这种新元素命名为“氢”。

在 1839 年，英国科学家格罗夫爵士完成了电解实验。他用电解的方法把水分解为氢气和氧气。他认为，可以进行电解反应的逆反应，并可以在氧气和氢气的反应中产生电流。他把铂电极封装在密封容器中。两个容器中分别放入氢气和氧气。当容器浸入稀硫酸时，两个容器中间产生了持续的电流，同时在容器内产生了水。他把这样的一些装置串联起来，以便增加气体电池的输出电压。此后，化学家蒙德和兰格以“燃料电池”称呼这种装置。

在 1932 年，英国剑桥大学的培根博士在蒙德和查尔斯的基础上进行了进一步的研究。他用较便宜的镀镍电极取代铂电极，并且用碱性氢氧化钾替代硫酸做电解液。这是实质上的第一个碱性燃料电池（AFC），并被称作“培根碱性电池”。培根又花了 27 年，用以改进这套装置，以便能够提供 5kW 的动力，足以满足一个电焊机所需的动力。大约在同时，第一辆电力车辆也已试车。

美国国家航空和宇宙航行局（NASA）在 20 世纪 60 年代的阿波罗计划中使用了燃料电池。现在，已有超过 100 项 NASA 的宇航工程使用了燃料电池。燃料电

池也可用于潜艇中。

1.2 用途

- 工业固氮。以空气中的氮气为原料和氢制作氮肥，例如哈伯的氮合成法。
- 脂肪和植物油的加氢作用。
- 甲醇生产中，用于加氢脱烷基化、氢化裂解和氢化脱硫。
- 火箭燃料。
- 焊接。
- 生产盐酸。
- 还原金属矿石。
- 用作热气球的载气。氢气比空气要轻得多，但是非常易燃、易爆。
- 液态氢单质在低温研究和超导研究中十分重要，这是因为其熔点仅仅略微高于热力学零度。

• 氢的一种同位素氚 (^3H) 有放射性。它可通过核反应制备，可用于生产氢弹。它也被用于制造磷光漆时的放射源和用作示踪同位素。

1.3 制备方法

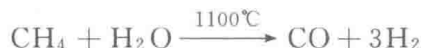
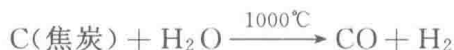
在实验室中，可以用氢化钙和水的反应制备少量的氢气：



因为其中 50% 的氢来自水中，所以这个反应的效率很高。另一种十分方便的实验室制备方法则以早年波义耳的方法为基础，即用铁屑和稀硫酸反应：



在工业上也有很多制备氢气的方法，应该根据所需的量和可用的原料，因地制宜地选择具体的生产方法。其中有两种常用的方法：一种是把水蒸气通过炽热的焦炭上方进行水煤气交换反应；另一种是把诸如甲烷等碳氢化合物与水蒸气反应而产生氢气。



除此之外，还可用一氧化碳与水蒸气在热（超过 400°C ）的氧化铁或氧化钴表面上的反应来制备氢气。



1.4 生物作用和危险性

在地球的大气中，氢气的含量非常少，但是它以化合物 [如水 (H_2O)] 的形

式大量存在。水在许多矿物的组成成分。

太阳和其他恒星的主要成分都是氢。太阳的燃烧靠的是种类繁多的核反应，但是主要的反应是通过核聚变把氢核变成为氦核。

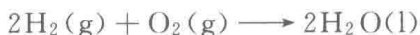
氢是行星木星的主要成分。在这颗行星的内部，压力可能已经大得足以把固态分子氢转化为固态金属氢。

水是维持生命的必需物质，其分子的三个原子中有两个是氢原子，氢也存在于所有的有机化合物中。把水中的两个氢原子替换为氘原子，所得的产物被称作“重水”，重水对哺乳动物有毒。现在已知氢分子参与了一些细菌的代谢过程。氢气是无毒的，但是当与空气或氧气混合时有引发火灾和爆炸的危险。此外，氢气可以通过使人体与氧气相互隔离而使人窒息。

1.5 化学性质

(1) 氢与空气的反应

氢气 (H_2) 是无色、轻于空气的气体。除非有火焰或电火花引燃，空气和氢气的混和物并不会发生反应。空气与氢气的反应会导致燃烧或爆炸；火焰的颜色是独特的红色，而其产物则是水。

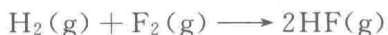


(2) 氢与水的反应

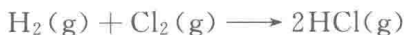
氢气与水并不发生反应。在 1 个标准大气压和 297K 的温度下，氢气在水中的溶解度大约是 1.60mg/kg。

(3) 氢与卤素单质的反应

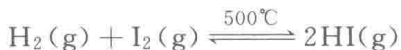
氢气与氟气的反应可在暗处发生，并生成氟化氢。



氢气与氯气或溴蒸气的反应可在光照处发生，其中与溴蒸气的反应需要用铂石棉催化。在氯气或溴蒸气中点燃氢气也可以发生反应，产物是氯化氢或溴化氢。



氢气与碘的反应需要加热、用铂进行催化。反应是可逆的，产物是碘化氢。



(4) 其他

氢气不与稀酸和稀碱反应。

2 氦

氦是一种所谓的“稀有气体”。氦气是化学惰性、无色无味的单原子气体。市售的氦气，通常装在加压储气罐中。

氦是除了氢以外宇宙中最丰富的元素。 α 粒子是氦的正二价离子 He^{2+} 。

因为氦气不会燃烧，且比氢气要安全得多，所以虽然氦气比氢气要重一些，也还可用于填充气球。在呼吸含氦气较高的空气之后，说话的声音会变得吱吱作响（不要随意尝试！）。

2.1 发现史

法国天文学家詹森（1824—1907）首先得到了氦元素存在的证据。他在 1868 年印度的一次日食中发现，在太阳的光谱中有一条新的黄色谱线（587.49nm）。这条新谱线非常接近钠的黄色谱线 D 线，而在实验室中并不可能产生这样的一条谱线。英国天文学家洛克耶爵士（1836—1920）发现当时已知的元素中没有一种能够产生这样的谱线，便把这种新元素命名为“helium”，意思是“太阳”。

此后多年，氦被认为是一种可能只存在于太阳上的元素，而不存在于地球上。那时的光谱学家对关于氦的观测结果存在怀疑。但无论如何，这项发现引发了在地球上寻找这种新元素的活动。在 1895 年，拉姆塞用矿物酸处理钷铀矿时发现了氦气，而后把气体样品送给克鲁克斯爵士和洛克耶爵士加以鉴别。几乎在同时，克利夫和兰利也独立地在钷铀矿中发现了氦气。

2.2 用途

- 填充气球（软式小型飞船）。氦气是一种远比氢气安全的气体。
- 在氦气比氩气便宜的国家中，广泛作为保护电弧焊的惰性气体。
- 在硅和锗晶体的结晶过程以及生产钛和锆时用作保护气体。
- 核反应堆的冷却介质。
- 80% 的氦气和 20% 氧气的混合气体可用作人工大气，供潜水员和其他在高压环境下工作的人们使用。
- 低温应用。

- 超声波风洞的气体。
- 半导体材料的保护气体。
- 给使用液体燃料的火箭加压。

2.3 制备方法

在地球上只有很少量的氦。因为氦很轻，所以几乎所有地球形成以来产生的氦都散失了。几乎所有留在地球上的氦都是通过核衰变产生的。在大气中也有一些氦，但一般来说，把它用液化和分馏空气的方法从大气中分离出来，这种方法并不经济。这是因为从某些特定地区出产的天然气中分离氦气会更简单，成本也更低。氦气在美国出产的天然气中可以富集到 7%。除此之外，波兰的天然气也是不错的氦源。从这些天然气中，可以通过液化和分馏的方法获得氦气。在实验室中，这么做是不可行的，一般是直接使用被加压储藏在圆柱形储气罐中的氦气。

2.4 生物作用和危险性

氦气在大气中的含量大约是 5×10^{-6} （体积分数）。在美国，氦气是天然气中的重要组成成分。这些气体中氦气的来源是岩石中放射性元素的衰变。有些矿物中也附着了氦，加热后可释放氦。有些岩石由含有铀和钾的矿物组成，这些矿物可以衰变出氦和氡，所以可以通过分析这些气体判断岩层的年龄。西方国家使用的大多数的氦来自美国。

氦是宇宙中丰度居第二位的元素，常见于温度较高的恒星中。它在质子与质子的核反应中以及恒星的碳循环中都扮演着重要的角色。

氦没有生物作用。氦气是无毒的，但它可以通过与氧气隔绝而使人窒息。

2.5 化学性质

(1) 氦与空气的反应

即使在极端条件下，氦气也不与空气反应。大气中含有痕量的氦。

(2) 氦与水的反应

氦气并不与水反应。它微溶于水，在 20℃ 时的溶解度约为 8.61 mL/kg。

(3) 其他

氦气不与卤素、酸、碱反应。

3 锂

锂是第 I A 族元素，只有一个价电子 ($1s^2 2s^1$)，该族元素被称作“碱金属元素”。锂的密度大约只有水的一半，是密度最低的金属。锂的新鲜切面是银色的，但会迅速失去光泽，变成灰色。锂在化学上明显体现出失去一个电子形成 Li^+ 的趋势。它是第二周期的第一种元素。

锂可与铝或镁混合（合金）在一起形成轻质合金。除此之外，锂还可用于生产电池、油脂、玻璃和医药。

因为金属锂具有很高的反应活性，在自然界中不存在锂的单质。含锂的矿物在全球都很常见。它是几乎所有火成岩的微量成分，也存在于很多天然盐水中。

3.1 发现史

巴西科学家安德拉达-席尔瓦于 18 世纪末访问瑞典时发现了含锂的透锂长石。阿尔弗德森在 1817 年发现了锂，那时他正在分析产于瑞典于特岛的透锂长石的矿石标本。现在已知，这种矿石的化学成分是 $\text{LiAl}(\text{Si}_2\text{O}_5)_2$ 。阿尔弗德森后来发现锂存在于矿物锂辉石和锂云母中。甘默林在 1818 年发现，锂盐的焰色反应是红色的。不论是甘默林还是阿尔弗德森都没能从锂盐中获得锂的单质，例如试图用加热铁或碳的方法还原氧化锂。

此后，布莱德和戴维爵士首次成功地得到了锂的单质。在 1855 年，本森和马汀森通过电解氯化锂获得了更多的金属锂。

冈茨在 1893 年首先提出，可以用电解氯化锂和氯化钾的熔融混合物的方法工业化生产金属锂。这个方法于 1923 年由德国金属公司最先应用。

3.2 用途

- 硬脂酸锂与油脂混合后可以制造多用途和耐高温的润滑剂。
- 在航天器中，可用氢氧化锂吸收二氧化碳。
- 锂与铝、铜、镁和镉的合金可用于制造高性能的航空器材。
- 轴承合金包含 0.04% 的锂、0.7% 的钙和 0.6% 的钠，这种合金比纯的金属铅要硬，在德国曾用于有轨电车的轴承材料。

- 包括四氢合铝（Ⅲ）酸锂（四氢铝锂， LiAlH_4 ）和有机锂试剂（如甲基锂 LiMe 、芳基锂 LiPh 等）在内的一些化合物是非常重要的有机化学试剂。
- 金属锂在所有的固体单质中具有最高的比热容，故可用作传热介质。
- 不同的核反应。
- 用作电池的阳极材料（很高的电化学势能）。在干电池和蓄电池中也会用到锂化合物。
- 制造特殊高强度的玻璃和陶器。
- 有时诸如碳酸锂（ Li_2CO_3 ）等含锂化合物作为药物，用于治疗躁狂抑郁症。

3.3 制备方法

因为锂可实现工业化生产，所以通常无需在实验室中制备它。给电负性很低的锂离子 Li^+ 增加一个电子是十分困难的，所以，所有分离锂的方法都需要经过电解。

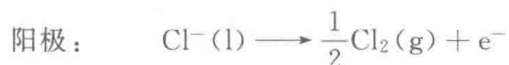
锂辉石 $\text{LiAl}(\text{SiO}_3)_2$ 是工业上的最重要的含锂矿石。加热 α 型至 1100°C 可以转化为较软的 β 型。小心混合锂辉石与热硫酸，再用水萃取，便可以得到硫酸锂（ Li_2SO_4 ）溶液。将硫酸锂和碳酸钠（ Na_2CO_3 ）溶液混合，可以生成溶解度较小的碳酸锂沉淀。



碳酸锂与盐酸的反应可以生成氯化锂 LiCl 。



氯化锂的熔点很高（ $>600^\circ\text{C}$ ），这意味着它难于熔化以进行电解。然而 LiCl （55%）和 KCl （45%）的混合物的熔点只有大约 430°C 。电解这样的混合物所需要的能源和成本就少得多了。



3.4 生物作用和危险性

因为金属锂具有很高的反应活性，在自然界中不存在游离形式的锂，含锂的矿物很常见。它是几乎所有火成岩的微量成分，也存在于很多天然盐水中。在美国的加利福尼亚州和内华达州，有一些大型沉积岩层，含有几种锂矿石（特别是锂辉石）。锂的主要矿物有四种，分别是锂辉石、锂云母、透锂长石和锂磷铝石。

锂辉石： $\text{LiAlSi}_2\text{O}_6$ 。这是最重要和储量最丰富的锂矿石，主要沉积在北美洲、非洲以及巴西、苏联、西班牙、阿根廷的部分地区。从锂辉石中提炼锂的方法是，首先在 1100°C 下把 α -锂辉石（天然存在的形式）转化为 β -锂辉石（储量较小的矿藏），然后加入硫酸，加热至 250°C 。最后用水萃取，得到硫酸锂 Li_2SO_4 的溶液，

以便于进行后续操作。

锂云母： $\text{K}_2\text{Li}_3\text{Al}_4\text{Si}_7\text{O}_{21}(\text{OH}, \text{F})_3$ 。这种矿物主要产自加拿大和非洲的部分地区，有时其中会夹杂着一些铯和铷。可以用与处理锂辉石相似的方法萃取锂云母中的锂。

透锂长石： $\text{LiAlSi}_4\text{O}_{10}$ 。这种矿物主要产自非洲的部分地区和瑞典。

锂磷铝石： $\text{LiAl}(\text{F}, \text{OH})\text{PO}_4$ 。锂磷铝石仅存在于一些次要矿藏中。

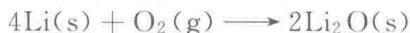
锂也可以从湖水或山谷中获得。用日光曝晒盐水的方法可以把锂分离出来。如果有必要的话，可以先把碱土金属元素沉淀下来，再用向热盐水中加入碳酸钠的方法把锂沉淀为碳酸锂。

锂好像没有明显的生物作用，但是如果吞食了锂化合物之后确实会对身体有影响。锂化合物有轻微的毒性。有时以碳酸锂等锂化合物为主要成分的药物被用来治疗躁狂抑郁症，剂量是每天 0.5~2g，现在已知这种治疗有一些副作用。摄取大剂量的锂会导致嗜睡、说话含糊、呕吐和其他症状，过量的锂会损害中枢神经系统。

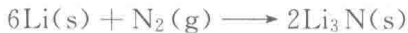
3.5 化学性质

(1) 锂与空气的反应

金属锂质软，可以用一把小刀很轻易地切割锂。金属锂的新鲜切面有光泽，但是随后不久就会与氧气以及空气中的水蒸气反应而失去光泽，主要的产物是白色的氧化物氧化锂 (Li_2O)。现已制备出过氧化锂，它的颜色也是白色的。



锂也与氮气发生反应生成氮化锂 (Li_3N)。锂的这种性质在第 I A 族元素中相当特别，却与第 II A 族元素镁相似，后者也形成氮化物。



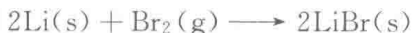
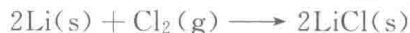
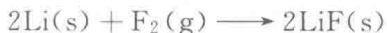
(2) 锂与水的反应

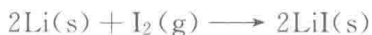
金属锂与水缓慢反应，生成氢氧化锂 (LiOH) 的无色碱性溶液和氢气。因为氢氧化锂的溶解，所得的溶液是碱性的。反应是放热的，但比钠（在周期表中紧靠在锂的下面）的相似反应要慢。



(3) 锂与卤素单质的反应

金属锂同所有的卤素单质的反应都很迅速，生成卤化锂。锂同氟气 (F_2)、氯气 (Cl_2)、溴单质 (Br_2) 和碘单质 (I_2) 反应，分别生成氟化锂 (I) (LiF)、氯化锂 (I) (LiCl)、溴化锂 (I) (LiBr) 和碘化锂 (I) (LiI)。





(4) 锂与酸的反应

金属锂能迅速溶解在稀硫酸中，形成氢气和含有水合 Li(I) 离子的溶液。



(5) 锂与碱的反应

金属锂与水迅速反应，生成氢氧化锂 (LiOH) 的无色碱性溶液和氢气。因为氢氧化锂的溶解，反应生成的溶液是碱性的。然而即使当溶液变成碱性之后，反应仍会继续进行。这个反应是放热的，但比钠（在周期表中紧靠在锂的下面）的相似反应要慢。随着反应进行，氢氧化锂的浓度会持续增加。



铍是第ⅡA族元素。它是一种高熔点的金属。在室温下，铍在空气中难于被氧化。铍的化合物毒性很高。铍能够刻画玻璃，这可能是因为铍的表面形成了一层很薄的氧化物。祖母绿和翡翠是矿物绿宝石 $[\text{Be}_3\text{Al}_2(\text{SiO}_3)_6]$ 的稀有品种。

铍在化学上明显体现出失去两个电子形成 Be^{2+} 的趋势。这个离子的体积很小，所以高度极化，它的化合物在很大程度上体现出了更多的共价性。该离子的体积意味着其配位体的构型更多的会是四面体，而不是八面体。

4.1 发现史

古埃及人已经发现了祖母绿和翡翠，但是人们到了18世纪末才发现它们其实是一种矿物。现在绿宝石被命名为（三）硅酸（二）铝（三）铍。元素铍是1798年由沃奎林在翡翠和祖母绿中发现的，但是在很久以后的1828年，才首先由沃勒尔通过在铂坩埚中用钾作用于 BeCl_2 ，分离出了铍的单质。布西也独立分离出了金属铍。

4.2 用途

- X射线的透视窗。X射线对铍的穿透性要比铝好17倍。