



“十二五”江苏省高等学校重点教材

总主编 姚天扬 孙尔康

大学化学 下册

主 编 李心爱 宣 婕



南京大学出版社



“十二五”江苏省高等学校重点教材

编号: 2013-2-051

大学化学下册

总主编 姚天扬 孙尔康

主 编 李心爱 宣 婕

副主编 杨 娟 王春玲 康 希

主 审 魏元训



南京大学出版社

图书在版编目(CIP)数据

大学化学(全2册) / 李心爱,宣婕主编. — 南京:南京大学出版社,2014.5

高等院校化学化工教学改革规划教材

ISBN 978-7-305-13221-6

I. ①大… II. ①李… ②宣… III. ①化学—高等学校—教材 IV. ①O6

中国版本图书馆 CIP 数据核字 (2014) 第 100495 号

出版发行 南京大学出版社

社 址 南京市汉口路 22 号

邮编 210093

出版人 金鑫荣

丛 书 名 高等院校化学化工教学改革规划教材

书 名 大学化学(下册)

总 主 编 姚天扬 孙尔康

主 编 李心爱 宣 婕

责任编辑 揭维光 吴 汀

编辑热线 025-83686531

照 排 江苏南大印刷厂

印 刷 南京京新印刷厂

开 本 787×960 1/16 印张 18.25 字数 399 千

版 次 2014 年 5 月第 1 版 2014 年 5 月第 1 次印刷

ISBN 978-7-305-13221-6

总 定 价 65.00 元(上、下册)

网 址: <http://www.njupco.com>

官方微博: <http://weibo.com/njupco>

官方微信号: njupress

销售咨询热线: (025)83594756

* 版权所有,侵权必究

* 凡购买南大版图书,如有印装质量问题,请与所购
图书销售部门联系调换

前 言

“大学化学”课程是化学、环境、生物、医学等专业本科生的一门必修基础课程,主要向学生介绍大学化学的基本知识和基础理论。该课程自2007年在南京大学金陵学院开设至今已有7年,是在多年教学实践的基础上编写的。本书主要具有如下几个特点:

1. 知识结构重组

将定量化学分析和无机化学内容重组,并引入少量物理化学的内容,以提高学生对相关化学知识的认识。这样可以精简学时,减少内容的重复。

2. 重视应用性

删减了相关化学知识体系中陈旧的、应用面不广的一些内容,同时避免繁杂的公式推导和数学计算,将主要精力放在阐明基础知识及其应用上,力求做到概念清晰、重点突出、应用为本。

3. 引导学生自主学习

(1) 穿插了一定量的例题,引导学生认识事物的本质,既便于学生理解,又减少了正文的篇幅。

(2) 每章的“思考题”和“习题”是指导学生复习和延伸学习的,指明了全章的基本要求和重点,有些还需要学生查阅资料才能回答。书末还附有部分习题答案,以供学生自检参考。

4. 突出内容的时代性和先进性

每章之后以“扩展知识”的形式介绍化学前沿领域以及最新的研究成果,密切联系生产生活实际。“课外参考读物”均摘自易于获得的期刊或参考书,以供学生课外阅读、扩大知识面之用,激发学习兴趣。

总之,本书着力于既保持基础理论和基本知识的系统性和完整性,又注重理论和实际紧密结合,突出应用性,可为各类院校相关专业使用和提供参考。

在编写过程中,本书参考了国内外多所高校编写的教材(列于“参考书目”中),努力学习

他们的宝贵经验,在此向相关作者表示衷心的感谢。

参加本书编写工作的有:宣婕(第一、二、十七章)、李心爱(绪论、第三、四、五、九、十五、附录)、王春玲(第六、七、八章)、杨娟(第十、十一、十二、十三、十四章)、康希(第十六章),最后由李心爱统稿、定稿。附录数据主要参考《兰氏化学手册》(英文版第十六版)。编写过程中,江苏中谱检测有限公司的徐锦忠博士在理论联系实际方面提出了许多有益的意见和建议。南京大学的魏元训教授在百忙之中审阅了本书稿,对本书提出了许多宝贵的建议,并提供了一些参考资料,自始至终给予了编者极大的支持和帮助。本书的编写还得到了南京大学方惠群教授、孙尔康教授、姚天扬教授的大力支持,在此谨向他们表示衷心的感谢。

由于编者水平有限,书中难免有疏漏、不妥甚至错误之处,敬请读者批评指正。

编 者

2014年5月

目 录

第 10 章 s 区元素	1
§ 10.1 s 区元素概述	1
§ 10.2 氢	3
10.2.1 氢在元素周期表中的特殊位置及其成键方式	3
10.2.2 氢的存在	5
10.2.3 氢的性质和用途	6
10.2.4 氢气的制备	7
10.2.5 氢化物	8
§ 10.3 碱金属和碱土金属	9
10.3.1 存在和单质制备	9
10.3.2 单质的物理性质	11
10.3.3 单质的化学性质	11
10.3.4 重要的化合物及其用途	13
10.3.5 锂、铍性质的特殊性及对角线规则	19
扩展知识:氢能源与储氢材料	20
课外参考读物	22
思考题	23
习题	24
第 11 章 p 区元素	26
§ 11.1 p 区元素概述	26
§ 11.2 硼族元素	26
11.2.1 通性	26
11.2.2 硼族元素单质	27
11.2.3 硼的重要化合物	29
11.2.4 铝的重要化合物	33
§ 11.3 碳族元素	34

11.3.1 通性	34
11.3.2 碳及其重要化合物	35
11.3.3 硅及其重要化合物	39
11.3.4 锗、锡、铅及其重要化合物	43
§ 11.4 氮族元素	47
11.4.1 通性	47
11.4.2 氮及其重要化合物	48
11.4.3 磷及其重要化合物	57
11.4.4 砷、锑、铋的重要化合物	62
§ 11.5 氧族元素	64
11.5.1 通性	64
11.5.2 氧及其重要化合物	65
11.5.3 硫及其重要化合物	69
§ 11.6 卤素	78
11.6.1 通性	78
11.6.2 卤素单质	81
11.6.3 卤化氢和氢卤酸	85
11.6.4 卤化物和卤素互化物	88
11.6.5 含氧酸及含氧酸盐	90
11.6.6 拟卤素	93
§ 11.7 稀有气体	94
11.7.1 稀有气体的发现	94
11.7.2 稀有气体的性质	95
11.7.3 稀有气体的用途	96
11.7.4 稀有气体化合物	97
§ 11.8 p区元素专题	98
11.8.1 第二、四、六周期元素的次级周期性	98
11.8.2 含氧酸及其盐的氧化还原性	99
11.8.3 含氧酸酸性变化规律	100
11.8.4 小分子共价化合物的水解过程	100
扩展知识:石墨烯	102
课外参考读物	104
思考题	107
习题	108

第 12 章 d 区元素	112
§ 12.1 d 区元素的通性	112
12.1.1 原子半径	113
12.1.2 物理性质	114
12.1.3 化学性质	114
12.1.4 氧化态及其稳定性	115
12.1.5 形成配合物的倾向	115
12.1.6 过渡金属水合离子及化合物的颜色	116
§ 12.2 第四周期 d 区元素	116
12.2.1 钛	116
12.2.2 钒	119
12.2.3 铬	120
12.2.4 锰	123
12.2.5 铁、钴、镍	125
§ 12.3 某些第五、第六周期 d 区元素	132
12.3.1 钼和钨	132
12.3.2 铂系元素	133
扩展知识:超导材料	136
课外参考读物	137
思考题	138
习题	138
第 13 章 ds 区元素	142
§ 13.1 铜族元素	142
13.1.1 铜族元素的通性	142
13.1.2 单质	143
13.1.3 铜的化合物	145
13.1.4 银的化合物	149
13.1.5 金的化合物	150
§ 13.2 锌族元素	151
13.2.1 锌族元素的通性	151
13.2.2 单质	152
13.2.3 锌族元素的主要化合物	153

扩展知识:变色眼镜是怎么“变色”的?	157
课外参考读物	157
思考题	158
习题	159
第 14 章 f 区元素	161
§ 14.1 镧系元素的通性	161
14.1.1 价电子构型、原子半径和离子半径	161
14.1.2 离子的颜色	163
14.1.3 磁性	164
14.1.4 镧系金属的性质	165
§ 14.2 镧系元素的重要化合物	165
14.2.1 氧化物和氢氧化物	165
14.2.2 盐类	165
14.2.3 +2 和 +4 氧化态化合物	167
14.2.4 配合物	168
§ 14.3 稀土元素的存在、提取与分离	168
14.3.1 存在	168
14.3.2 稀土元素的提取	168
14.3.3 稀土元素的分离	169
§ 14.4 锕系元素	170
14.4.1 锕系元素通性	170
14.4.2 钍和铀的化合物	171
扩展知识:稀土元素的应用	173
课外参考读物	174
思考题	175
习题	175
第 15 章 化学定量分析	177
§ 15.1 概论	177
15.1.1 定量化学分析的分类、步骤和结果的表示	177
15.1.2 滴定分析中的基本概念	180
§ 15.2 酸碱滴定法	187
15.2.1 酸碱指示剂	187

15.2.2	酸碱滴定曲线	191
15.2.3	酸碱滴定的应用	199
15.2.4	非水溶液酸碱滴定	202
§ 15.3	配位滴定法	206
15.3.1	配位滴定中常用的配位剂——EDTA	206
15.3.2	副反应系数和条件稳定常数	207
15.3.3	金属指示剂	212
15.3.4	配位滴定曲线	214
15.3.5	配位滴定的酸度要求和缓冲溶液	216
15.3.6	混合离子的滴定——控制酸度、掩蔽和解蔽	217
15.3.7	配位滴定方式及应用	221
§ 15.4	氧化还原滴定法	223
15.4.1	条件电极电势	223
15.4.2	氧化还原指示剂	224
15.4.3	氧化还原滴定曲线	225
15.4.4	常用氧化还原滴定法及应用	226
15.4.5	氧化还原滴定前的预处理	231
§ 15.5	沉淀滴定法	233
15.5.1	沉淀滴定曲线	233
15.5.2	沉淀滴定的指示剂	234
15.5.3	沉淀滴定的应用	235
§ 15.6	复杂试样分析示例	235
15.6.1	硅酸盐分析	235
15.6.2	钢铁分析	237
	扩展知识:头发中隐藏的健康秘密	239
	课外参考读物	240
	思考题	243
	习题	243
第 16 章	数据处理	248
§ 16.1	有效数字	248
16.1.1	有效数字的概念	248
16.1.2	有效数字的应用规则	248
§ 16.2	误差的产生、表示及减免	250

16.2.1 准确度与误差、精密度与偏差	250
16.2.2 系统误差和随机误差	252
16.2.3 误差的检测方法	252
§ 16.3 有限数据的处理	253
16.3.1 随机误差的正态分布	253
16.3.2 少量数据的统计处理	255
扩展知识:误差的传递	258
课外参考读物	259
思考题	260
习题	260
第 17 章 生命元素与人体健康	262
§ 17.1 生命元素	262
17.1.1 生命元素的存在形式	262
17.1.2 生命元素生物效应的双重性	263
§ 17.2 有毒有害元素	268
17.2.1 常见有毒有害元素铅、镉、汞	268
17.2.2 人体可能必需元素砷的毒性	269
17.2.3 整合排毒	269
17.2.4 水环境中无机污染物的处理	270
扩展知识:毒性与药性	273
课外参考读物	274
思考题	275
习题	275
部分习题参考答案	277
参考书目	282

第 10 章 s 区元素

§ 10.1 s 区元素概述

s 区元素的价电子构型为 $ns^{1\sim 2}$, 主要是指 I A 族和 II A 族元素。I A 族元素包括锂、钠、钾、铷、铯、钫六种金属元素, 因它们氧化物的水溶液显强碱性, 又称碱金属。II A 族元素包括铍、镁、钙、锶、钡、镭六种金属元素, 由于该族元素钙、锶、钡的氧化物在性质上介于“碱性的”(碱金属的氧化物和氢氧化物)和“土性的”(难溶的氧化物, 如 Al_2O_3) 之间, 故又称碱土金属。碱金属和碱土金属中钫和镭为放射性元素, 本章不做介绍。

从价电子构型看, 氢($1s^1$)和氦($1s^2$)也可以看作 s 区元素。但氦属于稀有气体, 由于其稀有气体属于 p 区元素, 故将它放在 p 区元素中一并讨论。

I A 族和 II A 族元素是最活泼的金属元素, 价电子构型为 $ns^{1\sim 2}$, 在反应中极易失去 s 电子, 呈现的特征氧化态分别为 +1 和 +2, 与它们的族序数一致, 但也存在低氧化态, 如 Be^+ 、 Ca^+ 、 Na^- (在特定条件下) 等。

从电离能的数据可以看出, 碱金属的第一电离能在同一周期中是最低的, 而第二电离能很大, 因而它们通常不会表现出除 +1 以外的其他氧化态。碱土金属与同周期碱金属相比, 由于多了一个核电荷, 原子核对外层电子的吸引力增大, 金属半径较相邻碱金属小, 因而电离能增大。碱土金属的第三电离能较第一、第二电离能大很多, 因而很容易失去 2 个电子, 显 +2 氧化态。

碱金属的金属性是同周期元素中最强的, 是强还原剂。虽然碱土金属元素也具有较强的金属性, 但它们的金属性要比同周期的碱金属略弱一些。

表 10-1-1 碱金属的一些性质

元素	Li	Na	K	Rb	Cs
价电子构型	$2s^1$	$3s^1$	$4s^1$	$5s^1$	$6s^1$
主要氧化数	+1	+1	+1	+1	+1
原子半径/pm	152	186	227	248	265

续表

元素	Li	Na	K	Rb	Cs
M ⁺ 离子半径/pm	60	95	133	148	169
第一电离能/kJ · mol ⁻¹	520.2	495.8	418.8	403.0	375.7
第二电离能/kJ · mol ⁻¹	7 298	4 562	3 051	2 633	2 230
电子亲和能/kJ · mol ⁻¹	59.63	52.87	48.38	46.88	45.51
电负性 χ	1.0	0.9	0.8	0.8	0.7
$E_{(M^+/M)}^\ominus/V$	-3.040	-2.713	-2.924	-2.924	-2.923
熔点/°C	180.54	97.81	73.2	39.0	28.5
沸点/°C	1 347	881.4	756.5	688	705
密度/g · cm ⁻³	0.534	0.971	0.862	1.532	1.878
熔化焓/kJ · mol ⁻¹	3.000	2.602	2.335	2.351	2.09
蒸发焓/kJ · mol ⁻¹	147.1	97.42	89.6	76.9	67.8

表 10-1-2 碱土金属的一些性质

元素	Be	Mg	Ca	Sr	Ba
价电子构型	2s ²	3s ²	4s ²	5s ²	6s ²
主要氧化数	+2	+2	+2	+2	+2
原子半径/pm	111	160	197	215	217
M ²⁺ 离子半径/pm	31	65	99	113	135
第一电离能/kJ · mol ⁻¹	899.5	737.7	589.8	549.5	502.9
第二电离能/kJ · mol ⁻¹	1 757	1 451	4 912	4 210	—
第三电离能/kJ · mol ⁻¹	14 849	7 733	418.8	403.0	375.7
电子亲和能/kJ · mol ⁻¹	<0	-14	4.1	<0	<0
$E_{(M^{2+}/M)}^\ominus/V$	-1.99	-2.356	-2.84	-2.89	-2.92
电负性 χ	1.5	1.2	1.0	1.0	0.9
熔点/°C	1 287	649	839	768	727
沸点/°C	2 500	1 105	1 494	1 381	1 850
密度/g · cm ⁻³	1.848	1.738	1.55	2.54	3.51
熔化焓/kJ · mol ⁻¹	11.6	8.95	8.95	9.62	7.66
蒸发焓/kJ · mol ⁻¹	297.6	127.6	154.7	154.4	150.9

碱金属和碱土金属元素中,同一族元素自上而下性质变化是有规律的:从上到下,随着核电荷数的增加,元素的金属原子半径和离子半径依次增大,电离能、电负性依次减小,金属的还原性逐渐增强等。但这些性质的变化有时又并不均匀,第二周期和第三周期元素之间的性质存在较大差异。

碱金属和碱土金属元素的标准电极电势 $E^\ominus$ 均具有较大的负值,单质都是强的还原剂(如钠、钾、钙等常用作化学反应的还原剂),都是活泼性相当强的金属。

碱金属和碱土金属元素形成的化合物,多以离子键为主要特征。第二周期的锂和铍由于离子半径小,且为 2 电子构型,有效核电荷大,极化力特别强,因此它们的化合物具有明显的共价性,表现出与同族元素不同的化学性质,具有特殊性。碱金属元素的原子在某些情况下也可以共价键结合成分子,如 Na_2 、 Cs_2 等气态双原子分子。碱金属和碱土金属的氢氧化物除 $\text{Be}(\text{OH})_2$ 为两性, $\text{Mg}(\text{OH})_2$ 为中强碱外,其他均是强碱。

碱金属由于具有较大的原子半径,具有密度小、硬度小、熔点低等特点,是典型的轻金属。其中以铯的熔点最低,为 28.5°C ,仅高于汞。碱金属从 Li 到 Cs,随着原子序数的增加,金属键逐渐减弱,导致熔、沸点逐渐降低,硬度逐渐减小,其中铯是最软的金属。碱土金属的金属键比碱金属要强,所以其熔点、沸点、硬度、密度都比碱金属要高得多。

碱金属中铯的第一电离能最小,最容易失去电子。当受到光线照射时,铯表面的电子逸出,产生电流,这种现象称为光电效应。对光特别灵敏的是铯,铷、铯可用于制造最精密的计时器——铷、铯原子钟^[1-6]。1967 年正式规定用铯原子钟所定的秒为新的国际时间单位。铯等活泼金属常用来制造光电管,如铯光电管制成的天文仪器,可以推算地球与其他行星的距离。钠和钾是生命必需元素,钾是植物生长的必需元素。钙和镁也是生命必需元素,其中镁是组成叶绿素的重要元素,对植物光合作用起着至关重要的作用。

§ 10.2 氢

10.2.1 氢在元素周期表中的特殊位置及其成键方式

1. 氢在元素周期表中的特殊位置

氢是元素周期表中的第一个元素,原子核外只有 1 个电子,具有所有元素中最简单的原子结构。

氢的价电子层中仅有一个电子,这与碱金属类似,但氢并不是金属元素。碱金属在反应中很容易失去这个电子而生成正离子,但氢在反应中不易失去这个电子,而是倾向于使这个电子配对形成一个共价键。氢原子接受一个电子后就达到了氦的惰性气体结构,这又有点类似于卤素。但卤素在许多反应中容易获得一个电子而生成负离子,氢只有在同电负性很

小的金属反应时才会获得电子生成负离子。因此,氢兼具有碱金属和卤素的某些性质而又与它们有所区别。氢独特的原子结构、低的电负性和特别小的原子半径决定了氢的这些独特性。因此,氢是周期表中唯一尚未找到确切位置的元素。

2. 氢的成键方式

氢的价电子构型为 $1s^1$, 电负性(χ)为 2.2。氢在与其他元素的原子形成化合物时, 依赖于电子的得、失、共用三个过程, 有以下几种参与成键的方式。

(1) 失去电子

H 可以失去 $1s$ 电子形成 H^+ , 也就是质子。但真正的 H^+ 由于半径极小, 具有很强的正电场, 能使它邻近原子的电子云发生强烈变形。因此除了气态质子流以外, 并不存在自由质子, 其总是和其他含孤对电子的原子或分子结合在一起, 如 H_3O^+ , NH_4^+ 等。

(2) 得到电子

当 H 与电负性很小的活泼金属(主要指碱金属和碱土金属)化合时, 可以得到一个电子形成 H^- , 以离子键与金属离子结合, 形成离子型氢化物。 H^- 仅存在于离子型氢化物的晶体中, 在水溶液中会发生水解产生 H_2 。

(3) 共用电子对形成共价键

H 原子与非金属元素(稀有气体除外)可通过共用一对电子, 形成共价键。除 H_2 分子中共价键是非极性外, 其他共价键由于成键双方电负性不同都具有极性。

(4) 特殊键型

① 氢键

H 以共价键与电负性大、半径小的 X 原子(如 F、O、N 等)结合形成氢化物 HX 时, 共用电子对强烈地偏向 X 端, 使 H 原子核上带有较多正电荷, 几乎成为“裸核”, 能定向吸引电负性较强、含孤对电子的 X 或 Y 原子(如 F、O、N 等), 形成分子间或分子内氢键。

② 氢桥键

当与电负性较 H 小、本身缺电子的原子成键时, H 原子会桥连两个缺电子原子, 形成氢桥键。它不属于经典的共价键, 不是在两个原子之间共用电子对形成的, 而是三个原子共用两个电子, 形成三中心两电子键。在硼氢化合物和某些过渡金属配合物(如 $[Cr_2H(CO)_{10}]^-$, 图 10-2-1)中均存在氢桥键。

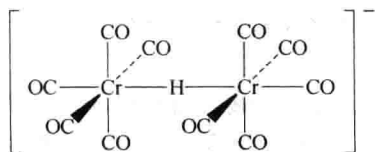


图10-2-1 $[Cr_2H(CO)_{10}]^-$ 的结构

③ 金属型氢化物

H 原子能填充到许多金属特别是过渡金属晶格的空隙中,形成二元或多元金属氢化物。这类化合物有些为非整比化合物,如 $\text{VH}_{0.56}$ 、 $\text{TiFeH}_{1.9}$ 、 $\text{LaH}_{2.87}$ 、 $\text{ZrH}_{1.30}$,它们都是很好的储氢材料。

10.2.2 氢的存在

氢是宇宙中最丰富的元素,在地壳外层的三界(大气、水和岩石)中原子百分比占 17%,仅次于氧而居第二位。氢气又是太阳大气的主要组成部分,原子百分比占 81.73%。近年来,人们发现木星大气中也含有 82% 的氢。空气中氢气的含量极少,其体积分数约占 $5 \times 10^{-5}\%$,自然界中氢主要以化合态形式存在。

氢有三种同位素,它们分别是:氕(${}^1_1\text{H}$)、氘(${}^2_1\text{H}$)、氚(${}^3_1\text{H}$)。其中以氕的丰度最大,原子百分比占 99.984%,氘天然丰度仅有 0.016%,多以重水(D_2O)形式存在。氚具有强放射性,它的天然丰度更少,只有 $10^{-17}\%$ 。因氢的三种同位素具有相同的电子层结构,核外均含有一个电子,所以它们的化学性质基本相同。但它们质量相差很大,这导致了它们的单质和化合物的物理性质具有很多差异,见表 10-2-1 和表 10-2-2。

表 10-2-1 氢的三种同位素的性质

	氕	氘	氚
符号	${}^1_1\text{H}$ 或 H	${}^2_1\text{H}$ 或 D	${}^3_1\text{H}$ 或 T
英文名称	Protium	Deuterium	Tritium
相对原子质量	1.007 825	2.014 102	3.016 49
自然丰度/%	99.984	0.015	约 10^{-17}
核稳定性	稳定	稳定	放射性
电离能/ $\text{kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$	1 311.7	1 312.2	—
单质熔点/ $^{\circ}\text{C}$	-259.2	-255.05	-252.53
单质沸点/ $^{\circ}\text{C}$	-252.77	-249.49	-248.11
分子的平均键焓/ $\text{kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$	436.0	443.3	—

表 10-2-2 H₂O 和 D₂O 的一些性质

	H ₂ O	D ₂ O		H ₂ O	D ₂ O
熔点/℃	0	3.82	密度(20℃)/g·mL ⁻¹	0.917	1.017
沸点/℃	99.97	101.20	相对介电常数(20℃)	82	80.5
平均键焓/kJ·mol ⁻¹	463.5	470.9	离子积 K _w (25℃)	1×10 ⁻¹⁴	3×10 ⁻¹⁵
密度最大时的温度/℃	3.98	11.60			

氢的同位素具有广泛的应用价值,如氘的化合物广泛用于光谱分析和作为示踪原子研究反应机理。重水可以作核反应堆的减速剂和冷却剂。氘和氚是核聚变反应的原料,氚也可作示踪原子。

10.2.3 氢的性质和用途

1. 物理性质

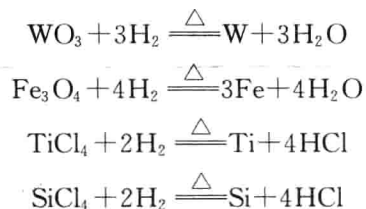
常温常压下,氢气(H₂)无色无臭,是已知最轻的气体。标准状况下,氢气的密度为 0.09 g·L⁻¹,几乎不溶于水,0℃时 1 L 水中溶解 0.02 L 的氢气。氢气分子间作用力很弱,液化温度 20 K,仅次于氦,它可以把除氦以外的其他气体冷却转变为固体。温度高于 33.2 K 的氢气不可能加压液化;在 33.2 K 时,使氢气液化所需的最低压力为 1 297 kPa。

2. 化学性质

氢原子很小,且没有内层电子,故氢分子中两个氢原子之间结合力非常强,导致 H—H 键的离解能很大,达 436.0 kJ·mol⁻¹,比一般单键高很多,近于一般的双键。因此,常温下氢气非常稳定,但在特殊条件下,氢气同单质氟在暗处能迅速反应生成 HF。氢与氧或氢与氯的混合物很危险,一旦有火花或紫外线照射就会猛烈反应,发生爆炸。

高温下,氢气的活泼性大为增加。例如,氢和氧以 2:1 的体积比混合,在约 550℃时爆炸化合,氢和氮在高温和加压并有催化剂存在下生成氨。许多氢化物可用氢气与相应的元素直接作用制得。

氢气是一种重要的还原剂,高温下可使一些金属氧化物、卤化物或者是非金属化合物还原为单质,例如:



故氢气是重要的无机化工原料。