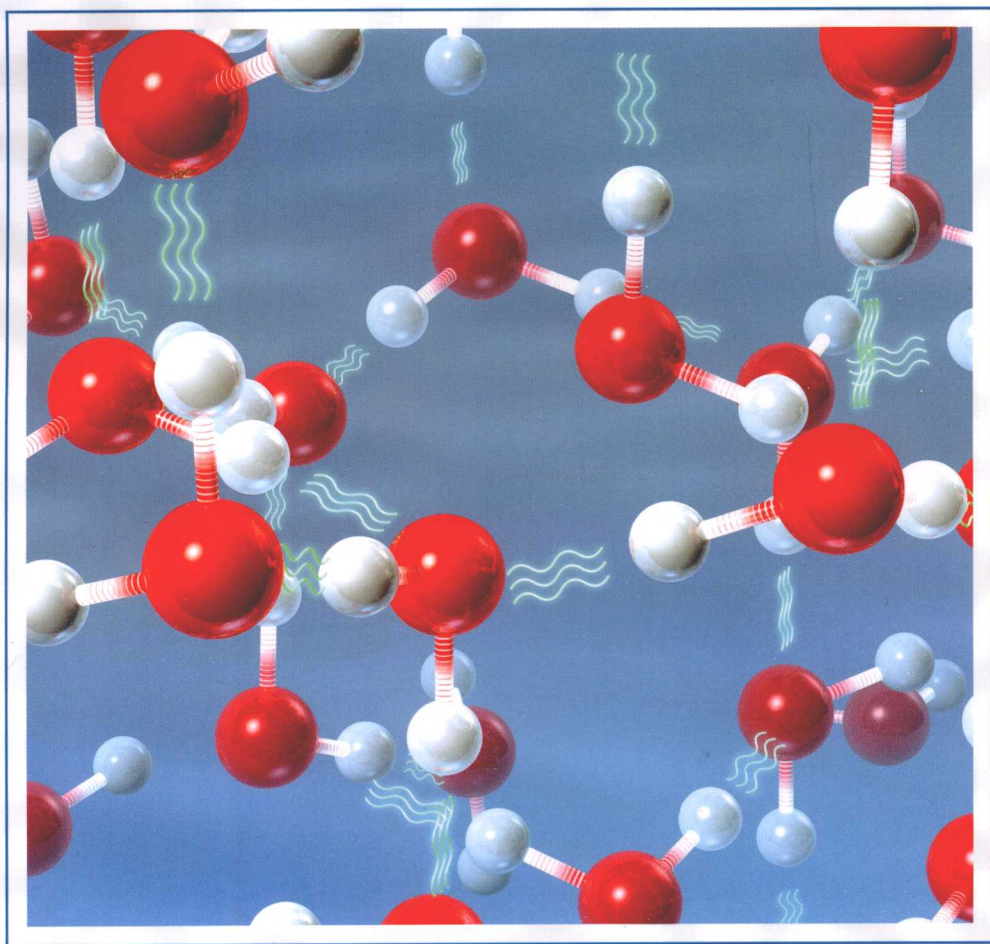


物理化学

Wuli Huaxue

李元高 主编



复旦大学出版社

物理化学

李元高 主编

复旦大学出版社

图书在版编目(CIP)数据

物理化学/李元高主编. —上海:复旦大学出版社,2013.7

ISBN 978-7-309-09814-3

I. 物… II. 李… III. 物理化学-高等学校-教材 IV. 064

中国版本图书馆 CIP 数据核字(2013)第 137566 号

物理化学

李元高 主编

责任编辑/张如意

复旦大学出版社有限公司出版发行

上海市国权路 579 号 邮编:200433

网址:fupnet@fudanpress.com <http://www.fudanpress.com>

门市零售:86-21-65642857 团体订购:86-21-65118853

外埠邮购:86-21-65109143

江苏省句容市排印厂

开本 787×1092 1/16 印张 19 字数 462 千

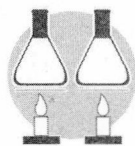
2013 年 7 月第 1 版第 1 次印刷

ISBN 978-7-309-09814-3/O · 519

定价:40.00 元

如有印装质量问题,请向复旦大学出版社有限公司发行部调换。

版权所有 侵权必究



前 言

厚基础、宽专业、强能力已成为应用型本科人才知识结构的原则,人才培养的教学内容应围绕工程实际需要而设计和确定。环境、材料、能源类专业对化学基础课提出了新的要求,而物理化学是化学基础课的理论基础。为增强学生的工程实践应用能力,在编写本书时适当结合了一些化学理论在相关专业中的应用实例,旨在体现各专业对物理化学知识的需求。

本书在内容排序上,将热力学基础知识内容,即热力学第一定律、热力学第二定律和热力学第三定律等安排在先,其后安排溶液热力学;其目的是使学生首先建立起化学热力学的概念,在此知识基础上去学习化学平衡、多相平衡、电化学基础、表面现象等内容;化学动力学基础知识安排在最后。在编写时尽量做到加强基本理论,联系专业实际,概念表达准确而且清楚。

全书共分 10 章。李元高编写第 1 章气体、第 4 章溶液热力学以及负责全书的统稿;李岱霖编写第 2 章热力学第一定律、第 3 章热力学第二定律;廖文超编写第 5 章化学平衡和第 7 章电化学;阳立平编写第 8 章表面现象、第 9 章胶体化学和第 10 章化学动力学基础;曾孟祥编写第 6 章相平衡。

由于不同学校的教学时数不同,不同专业对物理化学教学内容的要求也不可能一致,所以,在教学过程中可选择性地讲解有关章节。标注 * 号的章节属于加深加宽的内容,不属于基本要求,可根据具体情况酌情选择。

本书除了作为环境工程、金属材料、能源等专业用的物理化学教材外,还可用于农林、医药等专业。

本书在编写过程中,参考和引用了一些文献和资料的有关内容。中南大学环境与能源化学系的张平民教授审阅了全书并提出许多宝贵意见,中南大学物理化学教研室刘士军教授和环境保护部华南环境科学研究所对本书的编写提供了很多帮助,在此一并向他们表示衷心的感谢。

由于编者水平所限,书中难免有许多疏漏和错误,不当之处在所难免,请专家和读者批评指正。

编者

2013 年 5 月

内 容 简 介

本书紧扣物理化学学科的基础性和交叉性两大特点,本着“由浅入深”和“深度适当”的原则,力求体现知识、能力、素质的统一。既注意全面系统地阐述物理化学的基本概念和基本规律,又注重结合高新技术的发展,力求内容简明扼要、通俗易懂,着重阐述了物理化学基本原理和方法,同时也介绍了物理化学在环境、材料、能源、生命科学等领域的应用和新成就。全书共分十章,内容包含了气体性质、热力学第一定律、热力学第二定律、溶液热力学、化学平衡、多相平衡、电化学、表面现象、胶体化学基础、化学动力学基础。各章都编写了习题,题末附有答案。

本书可作为高等院校环境、材料、能源及生物等专业物理化学课程的教材,也可作为医药、农林等其他相关专业的参考教材。



Contents

目 录

第 1 章 气体

1

1.1 理想气体状态方程	1
1.1.1 气体经验定律	1
1.1.2 理想气体状态方程的形式	2
1.1.3 理想气体模型	3
1.2 气体混合物及分压定律	3
1.2.1 理想气体的混合	3
1.2.2 道尔顿分压定律	4
1.3 实际气体状态方程	6
1.3.1 实际气体的行为	6
1.3.2 范德华方程	7
1.4 气体的液化和物质的临界状态	9
1.4.1 气体的液化	9
1.4.2 气体的临界状态	9
1.4.3 对应状态原理	11
1.4.4 普遍化压缩因子图	11
习题	12

第 2 章 热力学第一定律

14

2.1 热力学简介	14
2.1.1 热力学的研究内容	14
2.1.2 热力学的研究方法和局限性	14
2.2 热力学基本概念	14
2.2.1 系统(体系)和环境	14
2.2.2 状态和状态函数	15
2.2.3 过程	15

2.2.4	热力学平衡态	16
2.2.5	热和功	16
2.2.6	过程功、可逆过程与不可逆过程	17
2.3	热力学第一定律概述	20
2.3.1	热力学能	20
2.3.2	热力学第一定律的形式	20
2.4	恒容热、恒压热、热容	21
2.4.1	恒容热	21
2.4.2	恒压热	22
2.4.3	热容	22
2.5	热力学第一定律对理想气体的应用	24
2.5.1	理想气体的内能和焓——焦耳实验	24
2.5.2	理想气体的定温过程	25
2.5.3	理想气体的绝热过程	26
2.5.4*	真实气体的节流膨胀与焦耳-汤姆森效应	29
2.6	热化学	30
2.6.1	化学反应进度与摩尔反应进度	30
2.6.2	热化学反应方程式	31
2.6.3	热力学标准态	32
2.6.4	盖斯定律	32
2.6.5	标准摩尔生成热	33
2.6.6	标准摩尔燃烧热	35
2.7	热效应与温度的关系——基尔霍夫定律	36
	习题	37

第3章 热力学第二定律 41

3.1	自发过程的特征	41
3.1.1	自发和非自发过程	41
3.1.2	自发过程的共同特征	41
3.1.3	热力学第二定律的表述	42
3.2	卡诺循环与卡诺定理	43
3.2.1	热机效率	43
3.2.2	卡诺循环	43
3.2.3	卡诺定理	45
3.3	熵的概念——熵与熵增原理	45
3.3.1	熵的引入	45
3.3.2	克劳修斯不等式	47
3.3.3	熵增原理	48

3.3.4	熵的物理意义	49
3.4	熵变的计算	49
3.4.1	理想气体单纯 pVT 变化	49
3.4.2	相变过程	53
3.5	热力学第三定律与规定熵	55
3.5.1	热力学第三定律	55
3.5.2	规定熵	55
3.5.3	化学反应过程的熵变	55
3.6	亥姆霍兹函数和吉布斯函数	56
3.6.1	亥姆霍兹函数	56
3.6.2	吉布斯函数	58
3.7	热力学函数间的基本关系	59
3.7.1	热力学函数定义式之间的关系	59
3.7.2	四个热力学基本公式	60
3.7.3	四组对应系数关系式	61
3.7.4*	麦克斯韦关系式及其应用	62
3.8	ΔG 的计算	63
3.8.1	理想气体的定温过程	63
3.8.2	相变过程	64
3.8.3	化学反应的 $\Delta_r G_m^\ominus$	65
3.8.4	ΔG 随温度 T 的变化——吉布斯-亥姆霍兹公式	65
3.8.5	ΔG 与压力的关系	66
	习题	67
第4章	溶液热力学	71
4.1	溶液及其组成表示方法	71
4.2	偏摩尔量	72
4.2.1	偏摩尔量的概念	72
4.2.2	偏摩尔量的集合公式和吉布斯-杜亥姆方程	74
4.3	化学势概述	75
4.3.1	多组分系统热力学基本方程及化学势	75
4.3.2	化学势在相平衡中的应用	77
4.4	混合气体系统中各组分的化学势	77
4.4.1	纯理想气体的化学势	78
4.4.2	混合理想气体中物质 B 的化学势	78
4.4.3	实际气体的化学势	78
4.5	稀溶液的两个经验定律	79
4.5.1	Raoult 定律	79

4.5.2	Henry 定律	79
4.6	理想溶液中物质 B 的化学势	80
4.6.1	理想溶液的定义及特征	80
4.6.2	理想溶液中各组分的化学势	81
4.6.3	理想溶液混合热力学性质	82
4.7	稀溶液中各组分的化学势	82
4.7.1	稀溶液的定义	82
4.7.2	溶剂的化学势	83
4.7.3	溶质的化学势	83
4.8	化学势在稀溶液中的应用	85
4.8.1	凝固点下降	85
4.8.2	沸点升高	87
4.8.3	渗透压	88
4.8.4*	分配定律	89
4.9	真实溶液中组分 B 的化学势	91
4.9.1	真实溶液及其特点	91
4.9.2	真实溶液组分 B 的化学势及其活度的概念	91
	习题	93
第5章	化学平衡	96
5.1	化学反应的方向和限度	96
5.1.1	化学反应系统的吉布斯函数	96
5.1.2	化学反应方向的判据及反应平衡条件	97
5.1.3	化学反应等温方程	98
5.2	化学反应的标准平衡常数	98
5.2.1	化学反应标准平衡常数的定义	98
5.2.2	气相反应的标准平衡常数	100
5.2.3	液相反应的标准平衡常数	102
5.2.4	多相反应的标准平衡常数	103
5.3	平衡常数的测定与计算	104
5.3.1	平衡常数的实验测定	104
5.3.2	平衡常数的热力学计算	104
5.3.3	平衡转化率及平衡组成的计算	107
5.4	各种因素对化学平衡的影响	109
5.4.1	温度对化学平衡的影响	109
5.4.2	压力对化学平衡组成的影响	112
5.4.3	惰性气体对化学平衡组成的影响	114
5.4.4	原料配比对化学平衡组成的影响	115

习题	116
第6章 相平衡	119
6.1 相平衡的基本规律	119
6.1.1 相和相数	119
6.1.2 物种数和(独立)组分数	119
6.1.3 系统的自由度	120
6.1.4 吉布斯相律的推导	120
6.2 单组分系统相平衡的基本规律	122
6.2.1 克劳修斯-克拉佩龙方程	122
6.2.2 气-液平衡	123
6.2.3 固-液平衡	124
6.2.4 固-气平衡	124
6.3 单组分系统相图	125
6.3.1 水的相图	125
6.3.2 硫的相图	126
6.4 二组分理想液态混合物的气-液平衡相图	126
6.4.1 理想液态混合物的蒸气压-组成图	127
6.4.2 理想液态混合物的沸点-组成图	128
6.4.3 杠杆规则	128
6.4.4* 精馏原理	129
6.5 非理想液态混合物的气-液平衡相图	130
6.5.1 蒸气压-组成图	130
6.5.2 温度-组成图	131
6.5.3* 二组分液态部分互溶系统的气-液平衡相图	132
6.5.4 液相完全不互溶系统的气-液平衡相图	132
6.6 凝聚系统相图	133
6.6.1 水-盐二组分系统	133
6.6.2 热分析法及具有简单低共熔混合物的二组分固-液系统	134
6.6.3 有化合物生成的二组分固-液系统	135
6.6.4 二组分固溶系统的相图	136
6.7* 三组分系统相图	139
6.7.1 三组分系统组成的等边三角坐标表示法	139
6.7.2 三组分盐水系统	141
6.7.3 三组分液态系统相图	142
习题	143



第 7 章 电化学

147

7.1 电化学基本概念和法拉第定律	147
7.1.1 电化学基本概念和术语	147
7.1.2 法拉第定律	149
7.2 离子迁移数	151
7.2.1 离子迁移数的定义	151
7.2.2* 离子迁移数的测定	153
7.3 电解质溶液的导电性质	154
7.3.1 电导、电导率、摩尔电导率	154
7.3.2 离子独立运动定律和离子的摩尔电导率	156
7.3.3 电导的测定及其应用	157
7.4 强电解质溶液的活度和活度系数	160
7.4.1 活度、活度系数和离子强度	160
7.4.2 德拜-休克尔极限公式	163
7.5 可逆电池电动势	164
7.5.1 可逆电池	164
7.5.2 原电池的设计和原电池符号的书写规则	165
7.5.3 可逆电池电动势的产生	166
7.5.4 可逆电池电动势的测定	168
7.6 可逆原电池热力学	169
7.6.1 能斯特方程	169
7.6.2 标准电动势与平衡常数的关系	170
7.6.3 由电动势 E 及其温度系数求电池反应的 $\Delta_r S_m$ 和 $\Delta_r H_m$	170
7.6.4 原电池可逆放电时反应热的计算	171
7.7 可逆电极电势	172
7.7.1 电极电势	172
7.7.2 标准电极电势	173
7.7.3 可逆电极电势与浓度的关系	174
7.7.4 可逆电极	175
7.8 浓差电池	176
7.9 电动势测定的应用	177
7.9.1 标准电极电势和平均活度系数的测定	177
7.9.2 难溶盐活度积的测定	178
7.9.3 溶液 pH 的测定	179
7.10 极化现象	180
7.10.1 分解电压	180
7.10.2 电极极化	181
7.10.3 极化曲线	182

7.11 电解的应用	183
7.11.1 金属的阴极析出及阳极溶出	183
7.11.2 电解在水处理中的应用	184
7.12 金属的腐蚀与防护	185
7.12.1 金属的腐蚀	185
7.12.2 金属的防腐	186
7.13* 化学电源概要	187
习题	189

第8章 表面现象 194

8.1 比表面、表面吉布斯自由能和表面张力	194
8.1.1 比表面	194
8.1.2 表面吉布斯自由能和表面张力	195
8.2 表面热力学	196
8.3 弯曲液面的特性	197
8.3.1 附加压力	197
8.3.2 弯曲液面的饱和蒸气压	199
8.3.3 毛细管效应	200
8.3.4 微小物质的特性	201
8.4 润湿现象	202
8.4.1 液体对固体表面的润湿作用	202
8.4.2 液体和气体对固体表面润湿的关系	203
8.5 气体在固体表面上的吸附	204
8.5.1 物理吸附和化学吸附	204
8.5.2 弗里德利希吸附经验式	206
8.5.3 兰格缪尔单分子层吸附理论	207
8.5.4* BET 多分子层理论	209
8.6 溶液表面的吸附	210
8.6.1 溶液的表面张力和表面活性物质	210
8.6.2 特洛贝规则	212
8.6.3 吉布斯吸附等温式	212
8.6.4 表面活性剂及其应用	213
习题	216

第9章 胶体化学 219

9.1 胶体系统的分类及制备	219
----------------	-----

9.1.1	胶体的分类	219
9.1.2	胶体系统的特征	221
9.1.3	胶体溶液的制备	221
9.1.4	胶体溶液的纯化	221
9.2	胶体溶液的光学性质和动力性质	222
9.2.1	胶体溶液的光学性质	222
9.2.2	溶胶的动力性质	224
9.3	溶胶的电学性质	227
9.3.1	电泳	227
9.3.2	电渗	227
9.4	双电层理论	228
9.4.1	固体粒子表面电荷的来源	228
9.4.2	平板式双电层理论	228
9.4.3	扩散双电层理论	229
9.5	憎液溶胶的胶团结构和 ζ 电势	230
9.5.1	胶粒的扩散双电层结构	230
9.5.2	动电势—— ζ 电势	232
9.6	胶体的稳定性与聚沉作用	235
9.6.1	胶体的稳定性	235
9.6.2	溶胶的聚沉	236
9.7	乳状液和泡沫	239
9.7.1	乳状液的概念和类型	239
9.7.2	乳化剂的作用与乳状液的形成	239
9.7.3	影响乳状液类型的因素	240
9.7.4	乳状液类型的鉴定方法	241
9.7.5	乳状液的转化和破乳	241
9.7.6	乳状液在水处理中的应用	243
9.7.7	泡沫的形成及其应用	243
	习题	246

第10章 化学动力学基础 248

10.1	化学反应的速率、速率方程式和反应级数	248
10.1.1	化学反应的速率	248
10.1.2	化学反应的速率方程式和反应级数	250
10.1.3	简单级数反应的速率方程式	252
10.1.4	反应级数的实验确定	259
10.2	温度对反应速率的影响	261
10.2.1	阿累尼乌斯方程	262

10.2.2	活化能	264
10.2.3	基元反应活化能的物理意义	265
10.3	反应速率理论简介	266
10.3.1	碰撞理论	267
10.3.2	过渡状态理论	269
10.4	典型的复合反应	270
10.4.1	对峙反应	270
10.4.2	平行反应	272
10.4.3	连串反应	273
10.4.4	复合反应的近似处理方法	274
10.4.5	链反应	276
10.5	催化剂对化学反应的影响	277
10.5.1	催化剂及其机理简介	277
10.5.2	催化剂在环境工程中的应用	280
10.6	光化学概要	281
10.6.1	光化学	281
10.6.2	光化学反应的作用与光化学污染	283
	习题	284
	参考文献	287

第 1 章



气 体

在常温常压条件下,自然界中物质的常见聚集状态通常有气、固、液三种。在气、固、液三种状态中,固体虽然结构较复杂,但粒子排布的规律性较强,对其的研究已有了较大的进展;液体的结构最复杂,人们对其认识还很不充分;气体的结构最简单,最容易用分子模型进行研究,故对它的研究最多也最透彻。许多生化过程和化学变化大都在空气中进行。在工业生产中,许多气体参与重要的化学反应,很多分子化合物在常温常压下都是气体。因此,从事科学研究的工作者和工程技术人员,必须了解气体物质的基本性质,掌握气体的基本知识。

本章重点讨论气体的压力、温度与体积间相互联系的宏观规律——理想气体的状态方程,并介绍理想气体和真实气体的性质。

1.1 理想气体状态方程

气体的物质的量 n 与压力 p 和温度 T 之间是有联系的。一定质量的气体在容器中具有一定的体积 V ,并且气体的各部分具有同一温度 T 和同一压力 p ,则该气体处于一定的状态。在研究气体的性质和规律时,人们常常用可以测定的物理量 p, V, T 来描述气体的状态。用来描述气体状态的这些物理量称为状态参变量。17 世纪中期开始,人们先后研究了气体的物质的量 n 与它们的 p, V, T 之间的关系,得出对各种气体都适用的三个经验定律。

1.1.1 气体经验定律

1. 波义耳定律

1662 年,英国化学家波义耳(R Boyle)首先研究了气体压力和体积的关系,并得出了波义耳定律,该定律可表达为:在一定温度下,一定量气体的体积与压力成反比。即波义耳定律的数学表达式可写为:

$$V = K/p \quad \text{或} \quad pV = K \quad (1.1)$$

2. 盖·吕萨克定律

1808 年,法国科学家盖·吕萨克(J Gay-Lussac)首先研究了气体温度和体积的关系,并提出了盖·吕萨克定律,该定律可表达为:一定量气体的体积与热力学温度成正比。即盖·吕萨克定律的数学表达式可写为:

$$V = KT \quad \text{或} \quad V/T = K \quad (1.2)$$

3. 阿伏伽德罗定律

1811 年,意大利科学家阿伏伽德罗(Avogadro)从盖·吕萨克定律得到启发,提出了阿伏

伽德罗假说,即:在相同温度和相同压强条件下,相同体积中的任何气体含有的气体分子数相同。在阿伏伽德罗假说的基础上,即可得出阿伏伽德罗定律,该定律可表达为:在一定温度和压力下,气体的体积与气体的物质的量成正比。阿伏伽德罗定律的数学表达式可写为:

$$V = Kn \quad (1.3)$$

1.1.2 理想气体状态方程的形式

综合上述气体的经验定律,归纳整理可得到各种低压气体都遵从的状态方程,即:

$$pV = nRT \quad (1.4)$$

严格地说,式(1.4)只适用于理想气体,故称为理想气体状态方程。式中: p , V , T , n 分别代表压力、体积、温度和气体的物质的量,它们的单位依次为帕斯卡(Pa)、立方米(m^3)、开尔文(K)和摩尔(mol)。

式(1.4)中的 R 叫作摩尔气体常数。已知在 273.15 K, 101.3 kPa 的条件下,1 mol 的任何气体都占有 22.414 L 的体积。将相关数据代入式(1.4)可得出摩尔气体常数 R 的值:

$$\begin{aligned} R &= \frac{pV}{nT} = \frac{101\,325\text{ Pa} \times 22.4 \times 10^{-3}\text{ m}^3}{1.0\text{ mol} \times 273.15\text{ K}} \\ &= 8.314\text{ J} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} = 8.314\text{ kPa} \cdot \text{J} \cdot \text{mol}^{-1} \end{aligned}$$

若气体的物质的量为 1 mol,则所占体积为 V_m ,理想气体状态方程可改写为:

$$pV_m = RT \quad (1.5)$$

此外,因气体的物质的量 n 是气体质量 m 与该气体的摩尔质量 M 之比,即 $n = m/M$,若将理想气体状态方程重排,可以得到如下表达式:

$$pV = \frac{m}{M}RT \quad (1.6)$$

$$M = \frac{mRT}{pV}$$

$$\rho = \frac{pM}{RT} \quad (1.7)$$

理想气体状态方程在实际工作中用途很多。当气体的压力不太高、温度不太低时,若已知 p , V , T , n 四个物理量中的任意三个,即可计算余下的未知物理量。

【例题 1】 在标准状况下,多少摩尔的 AsH_3 气体占有 0.004 00 L 的体积? 此时,该气体的密度是多少?

【解】 根据阿伏伽德罗定律可知,在 0°C 和 101.3 kPa 条件下,22.414 L 任何气体含有的气体分子数都为 6.022×10^{23} 个(即 1 mol)。则在标准状况下,0.004 00 L AsH_3 气体的物质的量为: $n = 0.004\,00 \times 1/22.414 = 1.78 \times 10^{-4}\text{ mol}$, $M_{\text{AsH}_3} = 77.92\text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$ 。

标准状况下,该气体的密度为:

$$\rho = \frac{m}{V} = \frac{0.000\,178\text{ mol} \times 77.92\text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}}{0.004\,00\text{ L}} = 3.47\text{ g} \cdot \text{L}^{-1}$$

1.1.3 理想气体模型

理想气体状态方程是在研究低压下气体的行为时导出的,于是可以从极低压力下气体的行为出发,抽象出理想气体的概念,并假设理想气体具有如下的微观模型。

第一,气体分子间的平均距离比分子本身的直径要大得多,而且随着压力的减小,气体变得稀薄,分子间的平均距离更大,在这种情况下,气体的行为才更接近理想气体的行为。因此,对理想气体而言,其分子本身的大小与分子之间的距离相比可以忽略不计。

第二,由于气体分子间的距离很大,每个分子都在无规则地自由运动着。因此,可以认为理想气体除分子间相互碰撞或与器壁碰撞外,分子间没有其他相互作用力。

第三,气体分子总是处于永不停息的不规则运动(又称热运动)之中,温度越高,分子杂乱无章的运动越激烈。处于一定状态下的气体,其压力与温度都具有一定数值且不随时间改变。因此,可认为分子在碰撞时没有动能损失,即分子间的相互碰撞、分子与器壁间的碰撞都是完全弹性碰撞。

第四,充满一定体积的容器的气体,当处于一定状态时,其宏观性质,如温度、压力、密度等均具有确定的数值,不因其所在容器中所处的位置而异。这说明做杂乱无章运动的大量分子沿各个方向运动的机会都是相等的,在容器中单位空间内的气体分子的数目也都是相同的。这一假定在统计上的意义就是:沿各个方向运动的分子数目相等,分子速度在各个方向的分量的平均值也相等。

概括起来,以上几条假设都是将气体分子看作相互间没有吸引力的完全弹性“小球”,而且“小球”的体积可以忽略。所以,将这种气体模型简称为无吸引力、无体积的完全弹性质点模型。这说明,当气体的分子之间相互作用力与分子本身所具有的体积都不存在时,不同气体才能表现出共同的行为,即在任何温度、压力下都能适应理想气体状态方程 $pV = nRT$ 。这样的气体才称为理想气体。实际上,理想气体是不存在的,因为没有一个真实气体能符合理想气体的要求。但是,理想气体状态方程用于计算低压高温下气体的 p , V , T , n , 能取得非常吻合的结果,并能满足一般工程计算的需要。

1.2 气体混合物及分压定律

1.2.1 理想气体的混合

在自然界及工业生产中所遇到的气体,多数是混合气体,如空气就是由 N_2 , O_2 , CO_2 及惰性气体等组成。将几种不同的纯理想气体混合在一起,即形成了理想气体混合物。

在比较温和的条件下,理想气体状态方程不仅适用于单一气体,也适用于混合气体,这可以从以下两个方面得到解释。

第一,气体可以快速地以任意比例均匀混合。当几种不同的理想气体在同一容器中混合时,相互间不发生化学反应,分子本身的体积和它们相互间的作用力都可以忽略不计。

第二,混合气体中的每一个组分在容器中的行为和该组分单独占有该容器时的行为完全一样。理想气体混合时,混合气体中每一组分气体都能均匀地充满整个容器的空间,而且不互相干扰,如同单独存在于容器中一样,任何一组分气体分子对器壁碰撞所产生的压力不因其他组分气体的存在而改变,与它独占整个容器时所产生的压力相同。