

DAXUEHUAAXUE

大学化学

(第2版)

(少学时)

傅希贤 宋宽秀 编



天津大学出版社
TIANJIN UNIVERSITY PRESS

大学化学(第2版)

(少学时)

傅希贤 宋宽秀 编



天津大学出版社

TIANJIN UNIVERSITY PRESS

内 容 简 介

本书在保持第1版教材体系和风格的基础上,补充、更新内容,反映了学科发展的新动向和新成果。全书以现代化学的基本原理和知识为基础,渗透与化学密切相关的环境、能源、材料和生命等社会热点内容。本书共分为9章,包括化学反应基本原理、溶液与离子平衡、氧化还原与电化学、物质结构基础、有机高分子化合物、化学与材料、化学与能源、生命化学基础、化学与环境保护等。为了方便学习,各章附有思考题(和习题),书后附有部分习题答案。

该教材特别适合非化工类较少学时的大学化学教学使用。

图书在版编目(CIP)数据

大学化学:少学时/傅希贤,宋宽秀编. — 2版
— 天津:天津大学出版社,2015.9
ISBN 978-7-5618-5405-1

I. ①大… II. ①傅… ②宋… III. ①化学-高等学校-教材 IV. ①O6

中国版本图书馆 CIP 数据核字(2015)第 211385 号

出版发行	天津大学出版社
地 址	天津市卫津路 92 号天津大学内(邮编:300072)
电 话	发行部:022-27403647
网 址	publish.tju.edu.cn
印 刷	廊坊市海涛印刷有限公司
经 销	全国各地新华书店
开 本	148mm × 210mm
印 张	8.875 插页 1
字 数	279 千
版 次	2004 年 9 月第 1 版 2015 年 9 月第 2 版
印 次	2015 年 9 月第 1 次
定 价	20.00 元

凡购本书,如有缺页、倒页、脱页等质量问题,烦请向我社发行部门联系调换

版权所有 侵权必究

第2版前言

化学是在原子及分子水平上研究物质的组成、结构、性质和能量及其变化规律的科学。随着自然科学发展的日益微观化和交叉化,化学正深入地渗透到能源、信息、环境、材料和生命等社会前沿及与社会密切相关的众多科技领域。

《大学化学》是高等工科院校非化工类专业必修的一门重要的基础课,是高级工科人才科学文化素养培养的重要组成部分。教学目的是使学生掌握必需的现代化学基本理论和基本知识,了解这些理论、知识在工程上的应用,并与关系国民经济发展的各种关键科学技术相联系。使学生能够正确观察和理解工程技术中的有关化学问题,了解化学与其他学科相互交叉的特点,认识自然科学与社会科学的相互联系,培养学生的科学社会观,提高学生的社会责任感。

本教材是根据1999年《非化工类专业工科普通化学教学基本内容框架》的要求,在《大学化学》(2001年5月版)的基础上,结合教研室多年来的教学实践,为适应少学时教学要求而编写的。

在内容安排上,从宏观的热力学、化学平衡、电化学等基本理论以及微观的物质结构基础等基础知识入手,讨论公众关注的能源危机、环境污染、新兴材料和生命科学等社会热点问题。本书既注重保持化学知识的系统性,又注重加深化学理论的应用,将化学的理论方法与工程技术观点结合起来。针对非化工类理工科专业的实际精选内容,删减了过多、过细的化学计算,精简了对化学热力学有关内容的讨论,降低了对化学动力学的要求,适当补充现代科学技术的新成就,力求反

映化学学科和工程技术的发展趋势。对于某些加宽或加深的内容,用小字排印,并用*号标出,供教师选用或学生自学。

本教材第1版于2004年出版,经9次印刷已逾十载。此次修订,在保持原有教材体系和风格的基础上,注意补充、更新内容,力争反映学科发展的新动向和新成果,并对第9章内容安排及顺序做了调整。教材中采用的是国家标准规定的量、单位及其符号。

本书由傅希贤(主编,执笔前言、3、4、5、6、9章)、宋宽秀(执笔1、2、7、8章)合作完成,由杨宏秀教授审定。在编写和出版过程中得到无机化学教研室和天津大学出版社,特别是杨宏秀、王俊珍、杨秋华、李孝增、张月萍、曲建强等老师的关心、支持和帮助。在此,一并致以衷心的感谢。

编写水平所限,不妥之处,欢迎批评指正。

对关心和使用本教材的师生表示深深的谢意。

编者

2014年5月

目 录

第1章 化学反应基本原理	(1)
学习要求	(1)
1.1 化学反应热	(1)
1.2 化学反应的方向	(15)
1.3 化学反应速率	(21)
1.4 化学反应的限度——化学平衡	(30)
思考题	(38)
习题	(40)
第2章 溶液与离子平衡	(43)
学习要求	(43)
2.1 溶液浓度的表示方法	(43)
2.2 稀溶液通性	(44)
2.3 均相离子平衡	(50)
2.4 多相离子平衡	(57)
2.5 表面活性剂	(63)
思考题	(70)
习题	(71)
第3章 氧化还原与电化学	(73)
学习要求	(73)
3.1 氧化还原反应	(73)
3.2 原电池和电极电势	(76)
3.3 电极电势的应用	(84)
3.4 电解	(89)
3.5 金属的腐蚀与防护	(94)
思考题	(99)
习题	(101)

第4章 物质结构基础	(103)
学习要求	(103)
4.1 氢原子结构的近代概念	(104)
4.2 多电子原子结构与元素周期系	(115)
4.3 化学键和分子间相互作用力	(130)
4.4 晶体结构	(146)
思考题	(156)
习题	(158)
第5章 有机高分子化合物	(160)
学习要求	(160)
5.1 高分子化合物的概述	(160)
5.2 高分子化合物的合成	(164)
5.3 高分子化合物的结构与性能	(165)
5.4 重要的高分子材料	(169)
思考题	(175)
第6章 化学与材料	(176)
学习要求	(176)
6.1 常用工程材料在周期系中的分布与应用	(176)
6.2 金属材料	(181)
6.3 无机非金属材料	(183)
6.4 功能高分子材料	(186)
6.5 复合材料	(188)
6.6 液晶	(190)
思考题	(194)
第7章 化学与能源	(195)
学习要求	(195)
7.1 煤、石油、天然气	(195)
7.2 核能	(200)
7.3 清洁能源	(204)
7.4 化学电源	(210)

思考题	(217)
第8章 生命化学基础	(218)
学习要求	(218)
8.1 氨基酸与蛋白质	(218)
8.2 酶与生物催化	(225)
8.3 核酸	(228)
8.4 糖类	(233)
8.5 脂类	(235)
8.6 人体中的元素	(238)
思考题	(241)
第9章 化学与环境保护	(242)
学习要求	(242)
9.1 环境保护与可持续发展	(243)
9.2 大气污染及其防治	(244)
9.3 水体污染及其防治	(253)
9.4 土壤污染及其防治	(259)
9.5 绿色化学与清洁生产	(261)
思考题	(262)
习题答案	(264)
附录	(266)
附录1 物理和化学的一些基本常数	(266)
附录2 某些物质的标准摩尔生成焓、标准摩尔生成吉布斯自由能和标准摩尔熵的数据(298.15 K)	(267)
附录3 某些弱电解质在水溶液中的解离常数	(270)
附录4 溶度积常数(298.15 K)	(271)
附录5 标准电极电势(298.15 K)	(272)
附录6 国际原子量(相对原子质量)表(以 $^{12}\text{C} = 12$ 为基准)	(274)
元素周期表	

第 1 章 化学反应基本原理

学习要求

1. 理解热力学中系统、环境、系统的状态与状态函数、热、功、内能、焓、熵、吉布斯自由能等基本概念。
2. 了解恒容反应热的实验测定方法。掌握利用物质的 $\Delta_f H_m^\ominus$ 和 $\Delta_c H_m^\ominus$ 计算化学反应的 $\Delta_r H_m^\ominus$ 的方法。
3. 了解 $\Delta_r S_m$, $\Delta_r H_m$ 和 T 对 $\Delta_r G_m$ 的影响, 掌握利用 $\Delta_r H_m^\ominus$, $\Delta_r S_m^\ominus$ 和 T 计算 $\Delta_r G_m^\ominus(T)$ 的方法及利用物质的 $\Delta_f G_m^\ominus$ 计算 $\Delta_r G_m^\ominus$ 的方法。
4. 会利用 $\Delta_r G_m$ 和 $\Delta_r G_m^\ominus$ 判断化学反应进行的方向。掌握利用 $\Delta_r G_m^\ominus$ 计算标准平衡常数 $K^\ominus$ 的方法。
5. 理解基元反应、反应级数、活化能等概念, 了解浓度、温度与反应速率的定量关系。

1.1 化学反应热

1.1.1 热力学基本概念

1. 系统与环境

在进行科学研究时, 必须先确定研究的对象, 热力学常常把欲研究的那部分物质或空间与其余物质或空间分开。被划分出来作为研究对象的那部分物质或空间称为系统, 系统以外与之有密切联系的其余部分称为环境。例如, 一杯 CuSO_4 溶液, 若是研究 CuSO_4 溶液的性质, 那么研究对象 CuSO_4 溶液就是系统, 盛放溶液的烧杯和它周围的空间即为环境。系统与环境的划分并不是绝对的, 带有一定人为性。原则上讲, 对同一问题, 不论选择哪个部分作为系统都可解决, 只是在处理

上有简便与烦琐之分。显然,要尽量选择便于处理的部分作为系统。一般情况下选什么部分作为系统是明显的,但在某些特殊场合下,选择便于问题处理的系统并非一目了然。确定系统是热力学解决问题程序中的第一步。系统与环境之间的“联系”包括能量交换和物质交换。根据系统与环境之间能否交换能量和物质,热力学系统可分为下面几种。

敞开系统 系统与环境之间不仅有能量交换,而且还有物质交换。工程上遇到的多半是这种敞开系统。生物系统就是一个敞开系统。

封闭系统 系统与环境之间仅有能量交换,而没有物质交换。这是化学热力学研究中最常见的系统。

隔离系统 系统与环境之间既无能量交换,又无物质交换。当然,严格的隔离系统是不存在的。因为没有一种材料能完全隔绝热量的传递,也没有一种材料能完全消除重力以及电磁场的影响。但是,如果环境影响非常小,以至可以忽略,仍可近似地当作隔离系统。

例如,在一敞口的烧杯中进行 NaOH 的溶解实验,把 $\text{NaOH} + \text{H}_2\text{O}$ 作为系统, NaOH 溶解过程中系统与环境不仅有热交换,还有 H_2O 分子逸入环境,研究的这个系统为一敞开系统;若在该烧杯上加盖,使 H_2O 分子不再逸入环境,系统与环境仅有能量交换,此时研究的系统为封闭系统;若使 NaOH 溶于水的实验在绝热良好的保温杯中进行, NaOH 溶于 H_2O 的过程中系统与环境既无物质交换又无能量交换,此时的系统可视为隔离系统。

2. 系统的状态与状态函数

在热力学中任何系统的状态都可以用系统的宏观物理量来描述,如描述一容器内某气体的状态,就要实验测定该气体的体积(V)、热力学温度(T)、压力(p)及气体物质的量(n)等宏观物理量。这些宏观物理量称为系统的宏观性质。一旦系统的宏观性质都确定下来,系统就处于确定的状态;系统的宏观性质中只要有一种发生变化,则系统的状态就会随之改变。反之,系统的状态确定之后,系统的各种宏观性质也都有各自的确定数值;系统的状态发生了变化,则其宏观性质也会随之改变。因此,热力学把能够表征系统状态的各种宏观性质称为系统的

状态函数。例如,能够描述系统状态的物理量 T, V, p 等都是系统的状态函数。应当指出如下两点。

(1) 系统的宏观物理量是系统内大量质点集体行为的总结果,是可实验测定的。例如,某容器内气体的温度是大量气体分子平均平动能的量度,可以用温度计测量;该气体的压力则是大量气体分子碰撞单位器壁所产生的力的结果,可以用气压表来测量。

(2) 系统的状态在热力学上指的是系统处于平衡态。这里所谓的平衡态即系统的状态不随时间而改变。不难想象,系统与环境的温度不同时二者会发生热交换,有压力差存在时会导致系统膨胀或压缩,于是系统的状态发生了变化。另外,当系统内部发生化学变化或物质状态变化时,系统状态也会发生变化。因此,可以认为,如果系统处于平衡态,则系统的温度、压力一定与环境的相同,系统内部各种性质均匀,若有化学变化或物质状态的变化也已达到平衡。只有这样,系统的状态才能不随时间变化。

系统的宏观性质分为两类。一类称为强度性质,如温度(T)、压力(p)、密度(ρ)等。这类性质没有加和性,与系统内物质的量无关。另一类宏观性质称为容量性质,如体积(V)、物质的量(n)等。容量性质与系统内物质的量有关,在一定条件下具有加和性。例如,将 1 L 298 K, 101.3 kPa 的空气与另一体积、温度和压力与之相同的空气混合,混合后空气的温度、压力仍分别为 298 K 和 101.3 kPa,而体积成为 2 L,具有加和性。

系统的状态函数是相互联系的,所以描述系统的状态时只需要实验测定系统的若干个宏观物理量,另一些即可通过它们之间的联系来确定。例如,某一理想气体的物质的量、压力、温度由实验确定之后,则该系统的体积、密度即可利用理想气体状态方程式求得。

当系统从一种状态变化到另一种状态时,系统状态函数的改变量只与系统的初始状态和最终状态有关,而与系统状态变化的具体途径无关。例如,将 1 mol H_2O 由始态(298 K, 101.3 kPa)变化到终态(373 K, 101.3 kPa),不管是将此样品由始态的 298 K,在 101.3 kPa 下直接加热到终态的 373 K,还是先把样品在 101.3 kPa 下由 298 K 冷却到

273 K,然后再加热到终态的 373 K,状态函数 T 的改变量 ΔT 仅与系统的始、终状态有关,即 $\Delta T = 373 - 298 = 75 \text{ K}$ 。

3. 热、功和内能

热和功是系统状态发生变化时与环境交换能量的两种形式。

系统状态发生变化时,与环境因温度不同而发生能量交换的形式称为热。在热力学中常用 Q 表示。定义系统从环境吸热时 Q 为正值,系统放热给环境时 Q 为负值。热的单位在 SI 中为焦耳(J)或千焦耳(kJ)。

热是系统状态变化过程中与环境交换的能量,因而热总是与系统状态变化的途径(系统状态变化的具体步骤)密切相关。系统状态变化的途径不同,系统与环境交换热的数值也不同。所以,热不是系统的状态函数。

在热力学中,功是指系统与环境除热以外交换能量的形式。它包括电功、表面功、膨胀功、机械功等。热力学中功通常用符号 W 来表示,并规定: W 为负值,表示系统对环境做功;当环境对系统做功时, W 为正值。功的单位和热的单位都是能量单位,在 SI 中为 J 或 kJ。

功和热一样,是系统状态发生变化的过程中与环境交换能量的形式,其值随系统状态变化的途径而异,即功也不是系统的状态函数。

内能是系统内部能量的总和。内能用符号 U 表示,具有能量单位。

系统的内能包括系统内部质点(分子、原子、离子等)运动的动能、质点间相互作用的位能及系统内的分子内部具有的能量(如原子间的键能、核内基本粒子间相互作用的能量等)。由于系统内部质点的运动和相互作用异常复杂,系统内能的绝对值尚无法确定。然而,内能是系统内部储存的能量,它是系统的状态函数,具有容量性质。内能是能量的一种形式,它是与微观粒子运动相联系的能量。在一定条件下,内能可以与其他形式的能量相互转化,在转化中总能量是守恒的,但内能未必守恒。

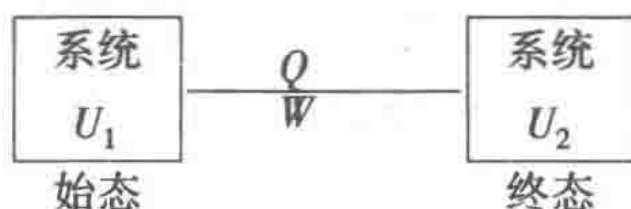
在热力学中,研究的系统无整体运动,一般也不受外力场的影响,系统的全部能量就等于内能。所以人们可以通过系统状态变化过程中

系统与环境交换的热和功的量来确定内能的改变量,而不必探求内能究竟是系统内部的什么东西。

4. 热力学第一定律

“在任何过程中,能量是不会自生自灭的,只能从一种形式转化为另一种形式,在转换过程中能量的总和不变”。这个规律是人类长期实践经验的总结,称之为能量守恒定律,即热力学第一定律。

假设有一封闭系统,从始态(内能为 U_1)变化到终态(内能为 U_2),系统在状态变化的过程中,与环境交换的热为 Q ,与环境交换的功为 W ,图示如下:



根据热力学第一定律,可得

$$U_2 = U_1 + (Q + W)$$

系统内能的改变量为

$$\Delta U = U_2 - U_1 = Q + W \quad (1-1)$$

式(1-1)即为热力学第一定律的数学表达式。该式表明,系统从始态变到终态时,其内能的改变量等于系统与环境交换的热与功的代数和。该式适用于封闭系统的任何过程。

例如,某系统在状态变化过程中,从环境吸收了 100 kJ 的热,对环境做了 40 kJ 的功,系统内能的改变量为

$$\Delta U_{\text{系}} = Q + W = 100 - 40 = 60 \text{ kJ}$$

这一结果表明,系统从始态变到终态,内能净增加了 60 kJ。而对于环境来讲,释放出了 100 kJ 的热量(即 $Q = -100 \text{ kJ}$),从系统得到了 40 kJ 功(即 $W = 40 \text{ kJ}$),则环境能量的变化为

$$\Delta U_{\text{环}} = -100 + 40 = -60 \text{ kJ}$$

由此可以看出,系统内能的改变量与环境能量的变化,其绝对值相等,而符号相反。

在用式(1-1)时应当注意到:内能 U 是系统的状态函数,系统由规定的始态变化到终态时, ΔU 的值仅与系统的始、终状态有关,与变化

的途径无关;而 Q 和 W 都不是系统的状态函数,它们的数值因系统变化的途径不同而不同。

很显然,依据热力学第一定律,由系统状态变化过程中与环境交换的热和功的数值即可以确定内能的改变量。实际工程上计算各种过程的能量关系,也只涉及系统内能的改变量,而不需要了解始态或终态下系统内能的绝对值。

应该指出,在系统的状态变化过程中,功和热之间的转换不可能是直接的,而是通过物质系统来完成的。向系统传递热量,使系统的内能增加,再由系统的内能减少而对外做功;或者外界对系统做功,使系统的内能增加,再由内能减少,系统向外界传递热量。为简便起见,人们仍沿用热转为功或功转为热两种通俗说法。

1.1.2 化学反应热

化学反应的进行往往伴随着能量变化,有的反应放出热量,有的反应吸收热量。为了精确地表示反应热,热力学规定:某化学反应发生时,系统不做非体积功,反应终态温度恢复到反应始态温度时,系统吸收或放出的热量称为该化学反应的反应热。根据反应过程恒容还是恒压,反应热又可分为恒容反应热(Q_v)和恒压反应热(Q_p)。

1. 恒容反应热

若一化学反应在固定体积的密闭容器中进行,因为体积恒定,体积功 $W=0$,根据热力学第一定律,则

$$\Delta U = Q_v \quad (1-2)$$

式中: Q_v 为恒容反应热。该式表明:在恒容条件下,化学反应的反应热在数值上等于该反应系统内能的改变量。

在恒容反应过程中如果系统放出热量, Q_v 为负值, ΔU 亦为负值,系统的内能减少;如果系统吸收热量, Q_v 为正值, ΔU 亦为正值,系统的内能增加。

恒容反应热的精确测定,通常是在一“弹式量热计”(如图 1-1 所示)中进行的。在弹式量热计中,有一个高强度钢制的容器,该容器形状像小炸弹,所以叫“钢弹”。钢弹放在装有一定质量水的绝热容器

中,测量反应热时,将称重后的反应物装入钢弹内,并向钢弹内通入一定量燃烧反应所需的高压氧气,所以,钢弹也叫“氧弹”。精确测量系统的起始温度后,用电火花引发反应。如果所测的是一个放热反应,则反应放出的热量使系统(包括钢弹及内部物质、水和钢质容器等)的温度升高,可用温度计测出系统的终态温度。

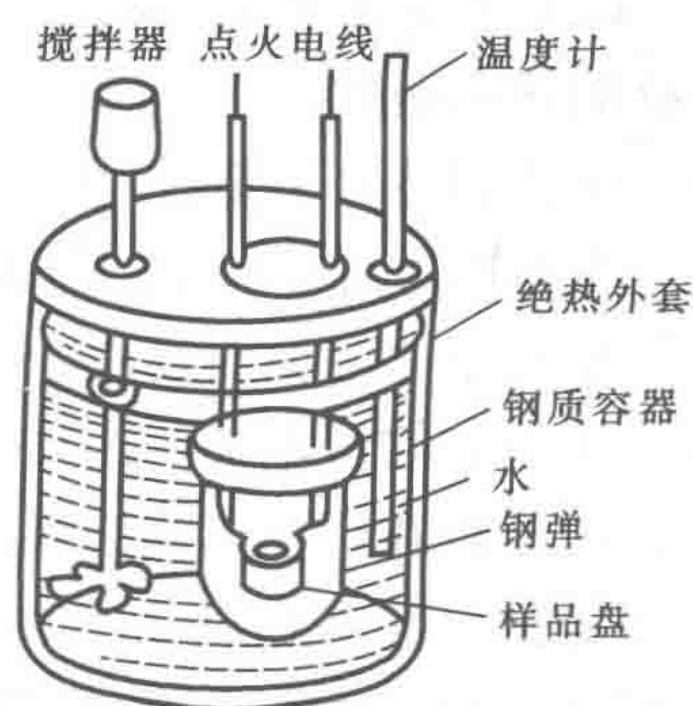


图 1-1 弹式量热计

弹式量热计所吸收的热量(即反应热)可分为两部分。

一部分是钢质容器内水所吸收的热量,以 $Q_{\text{水}}$ 表示,则

$$Q_{\text{水}} = C_{\text{水}} m \Delta T$$

式中: $C_{\text{水}}$ 为水的质量热容,等于 $4.18 \text{ J} \cdot \text{g}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$; m 为水的质量; T 为热力学温度。

另一部分是钢弹及内部物质和钢质容器等所吸收的热量,以 $Q_{\text{弹}}$ 表示。若用 C 表示钢弹及其组件温度每升高 1 K (或 1 摄氏度)所需要的热量(热容),则钢弹所吸收的热量为 $Q_{\text{弹}} = C \Delta T$ 。显然反应所放出的热量在数值上等于水所吸收的热量和钢弹所吸收的热量的总和,即

$$Q_V = -(Q_{\text{水}} + Q_{\text{弹}}) = -(C_{\text{水}} m \Delta T + C \Delta T)$$

2. 恒压反应热与焓

大多数化学反应是在恒压条件下(如在敞口容器内)进行的,化学反应进行时系统的体积变化较大,在反应过程中系统对环境所做的体积功为

$$W = -p_{\text{外}}(V_2 - V_1)$$

因为恒压, $p_2 = p_1 = p = p_{\text{外}}$, 依热力学第一定律得

$$\Delta U = Q_p - p(V_2 - V_1)$$

$$Q_p = \Delta U + p \Delta V = (U_2 + pV_2) - (U_1 + pV_1) \quad (1-3a)$$

令 $H = U + pV$, 则得

$$Q_p = H_2 - H_1 = \Delta H \quad (1-3b)$$

U, p, V 皆为系统的状态函数, 故它们组合成的这个新函数 H 也是系统的状态函数。在热力学上把 H 叫作焓, ΔH 是焓的变化, 简称为焓变。由式(1-3b)可知, 恒压反应热在数值上等于系统的焓变。

在恒压过程中, 系统放出热量, Q_p 为负值, ΔH 亦为负值, 表示系统的焓值减小。在恒压过程中, 系统吸收热量, Q_p 为正值, ΔH 亦为正值, 表示系统的焓值增加。 ΔH 的符号与 Q_p 的符号相同。

由于现在还不能测定系统内能 U 的绝对值, 所以也不能确定焓 H 的绝对值。但由式(1-2)和式(1-3b)可知, 在恒容过程中, 系统所吸收的热全部用以增加内能; 在恒压过程中, 系统所吸收热量全部用以使焓增加。虽然系统内能和焓的绝对值无法确定, 但可通过系统和环境间热量的传递来衡量系统内能的变化和焓的变化。

由式(1-2)和式(1-3)还可以看出, 虽然热不是状态函数, 但在恒容或恒压条件下, 反应热就只取决于始态与终态, 与系统状态变化的途径无关。这样, 我们就能够比较简单地去求算反应热了。

把式(1-2)代入式(1-3a)得

$$Q_p = Q_v + p\Delta V \quad (1-4)$$

Q_p 和 Q_v 的差值为 $p\Delta V$ 。如果反应物和产物都是固体(或液体), 在反应过程中系统体积变化是很小的, $p\Delta V$ 可以忽略不计。这时, 恒压反应热基本上等于恒容反应热。如果反应物和生成物中有气体, 系统的体积变化就可能很大, 这时 $p\Delta V$ 一般就不能忽略。

在计算 $p\Delta V$ 时, 对于 ΔV 的求算, 一般来说是比较麻烦的。如果设所有气体都是理想气体, 并设气体反应物的体积和物质的量分别为 V_1 和 n_1 , 气体生成物的体积和物质的量分别为 V_2 和 n_2 , 则

$$pV_1 = n_1RT \quad pV_2 = n_2RT$$

两式相减得

$$\begin{aligned} p(V_2 - V_1) &= (n_2 - n_1)RT \\ p\Delta V &= \Delta nRT \end{aligned} \quad (1-5)$$

将式(1-5)代入式(1-4)得

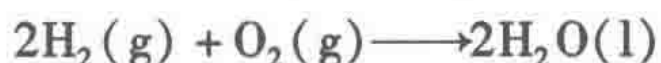
$$Q_p = Q_v + \Delta nRT \quad (1-6)$$

式中 $\Delta n = \sum n_{\text{生成物}} - \sum n_{\text{反应物}}$

只要能写出反应的化学方程式,就能很容易地求得 Δn ,从而能简单地计算出 $p\Delta V$ 。要注意的是,不要将反应物和生成物中的固体或液体的 n 计算在内。

例 1-1 在 298 K 和 101.3 kPa 下,2 mol H_2 和 1 mol O_2 反应,生成 2 mol H_2O (液态)时,放出的热量为 571.6 kJ。计算生成 1 mol H_2O 时的恒压反应热和恒容反应热。

解:按题意,反应的方程式为



因为生成 2 mol H_2O 时,放热 571.6 kJ,故生成 1 mol H_2O 时的恒压反应热为

$$Q_p = -\frac{571.6}{2} = -285.8 \text{ kJ}$$

根据反应方程式

$$\Delta n = 0 - (2 + 1) = -3$$

则 $\Delta nRT = -3 \times 8.314 \times 298 = -7433 \text{ J} = -7.4 \text{ kJ}$

对生成 1 mol H_2O 来说,

$$\Delta nRT = -\frac{7.4}{2} = -3.7 \text{ kJ}$$

根据式(1-6),

$$Q_v = Q_p - \Delta nRT = -285.8 - (-3.7) = -282.1 \text{ kJ}$$

由上例可见,虽然在反应中体积变化很大,但 $p\Delta V$ 与 Q_v 或 Q_p 相比还是比较小的。对大多数反应来说, Q_v 和 Q_p 或 ΔU 和 ΔH 还是相近的。

因为化学反应通常是在恒温恒压条件下进行的,恒压反应热或反应的焓变更具有实际意义。

3. 热化学方程式

表示化学反应和反应热关系的方程式称为热化学方程式。如下列方程式:

