



普通高等教育“十五”国家级规划教材辅导丛书

王东冬 任丽萍 贾欣欣 编著

工科大学 化学

金牌辅导

章	节	要	点
难	点	解	析
习	题	详	解
应	用	举	例
活	学	活	用

中国建材工业出版社

普通高等教育“十五”国家级规划教材辅导丛书

工科大学化学 金牌辅导

王东冬 任丽萍 贾欣欣 编著

中国建材工业出版社

图书在版编目 (CIP) 数据

工科大学化学金牌辅导/王东冬, 任丽萍, 贾欣欣编
著. —北京: 中国建材工业出版社, 2005.2
ISBN 7-80159-802-4

I. 工... II. ①王... ②任... ③贾... III. 化学—
高等学校—教学参考资料 IV. 06

中国版本图书馆 CIP 数据核字 (2005) 第 001218 号

内 容 提 要

本书是根据普通高等教育“十五”国家级规划教材的教学基本要求,作为《工科大学化学》课本的辅助教材而编写的。内容包括:化学反应热、化学反应进行的方向和限度、化学反应速率、溶液及溶液中的离子平衡、氧化还原反应与电化学、原子结构与周期系、分子结构与晶体结构、表面化学、化学与材料、化学与能源、化学与环保、化学与生命。每一章均在简要总结基本内容的基础上,通过对重点难点的分析,介绍解决化学问题的方法和技巧。每一章都附有《工科大学化学》教材的习题解答和活学活用的例题。

本书可作为高等院校非化工类各专业的习题课教材,亦可作为自学《工科大学化学》人员的参考用书。

工科大学化学金牌辅导

王东冬 任丽萍 贾欣欣 著

出版发行:中国建材工业出版社

地 址:北京市西城区车公庄大街6号

邮 编:100044

经 销:全国各地新华书店

印 刷:北京鑫正大印刷有限公司

开 本:850mm×1168mm 1/32

印 张:14

字 数:359千字

版 次:2005年3月第1版

印 次:2005年3月第1次

定 价:21.00元

网上书店:www.ecool100.com

本书如出现印装质量问题,由我社发行部负责调换。联系电话:(010)88386904

前 言

《工科大学化学金牌辅导》是与徐崇泉、强亮生主编的《工科大学化学》配套的教学参考书。

工科大学化学是高等工科院校非化工类专业的必修基础课,目前各校普遍存在着课程内容多,教学时数少的矛盾。本书针对大学化学教学和学习中的常见问题,根据正常教学要求和考研需要编写,目的是培养科学的思维方法和解题技巧,帮助同学们在有限的时间内掌握有用的知识,深入透彻地领会大学化学的精髓。

本书共十二章,每章内容分为以下五个版块:

一、章节要点:概括章节的重点,归纳基本概念和基本知识点。使读者能在短时间内把握章节全貌。

二、难点解析:针对疑难问题,依据教材进行剖析和解答,使读者能够正确理解和突破难点,掌握每章的重点和核心内容。

三、应用举例:针对各章重点内容,列举典型问题及其分析方法以及解题技巧。达到举一反三,培养学生分析问题的思维方法和解决实际问题的能力的目的。

四、习题详解:对《工科大学化学》教材全部习题进行详尽的分析和解答。

五、活学活用:为各章的自测习题及参考答案,补充各章节应知必会习题,为读者提供应试锻炼的机会。

本书由北方工业大学王东冬、赵继红,中国农业大学任丽萍、张春荣,北京城市学院贾欣欣和首钢工学院王卫红等编写。全书由王东冬统稿。

由于编者水平所限,错误和不当之处在所难免,希望同行专家和使用本书的教师、同学批评指正。

编者

2004年10日

目 录

第 1 章 化学反应热	1
章节要点.....	1
难点解析.....	3
应用举例.....	8
习题详解.....	11
活学活用.....	17
第 2 章 化学反应进行的方向和限度	28
章节要点.....	28
难点解析.....	32
应用举例.....	42
习题详解.....	53
活学活用.....	69
第 3 章 化学反应速率	81
章节要点.....	81
难点解析.....	84
应用举例.....	86
习题详解.....	88
活学活用.....	96
第 4 章 溶液及溶液中的离子平衡	102
章节要点.....	102
难点解析.....	108

应用举例	110
习题详解	117
活学活用	126
第 5 章 氧化还原反应与电化学	134
章节要点	134
难点解析	143
应用举例	146
习题详解	155
活学活用	167
第 6 章 原子结构与周期系	177
章节要点	177
难点解析	184
应用举例	191
习题详解	197
活学活用	208
第 7 章 分子结构与晶体结构	216
章节要点	216
难点解析	226
应用举例	231
习题详解	236
活学活用	246
第 8 章 表面化学	253
章节要点	253
难点解析	262
应用举例	279

习题详解	287
活学活用	292
第 9 章 化学与材料	297
章节要点	297
难点解析	302
应用举例	311
习题详解	318
活学活用	323
第 10 章 化学与能源	329
章节要点	329
难点解析	333
应用举例	343
习题详解	347
活学活用	358
第 11 章 化学与环保	362
章节要点	362
难点解析	367
应用举例	382
习题详解	389
活学活用	396
第 12 章 化学与生命	401
章节要点	401
难点解析	413
应用举例	420
习题详解	425
活学活用	430

第1章 化学反应热

【章节要点】

1.1 基本概念

1. 系统与环境

系统是人为划定作为研究对象的那部分物质世界；环境是系统以外并与之密切相关的物质世界。根据系统与环境之间物质和能量的传递形式，将系统分为三种：与环境之间同时存在物质和能量交换的系统称为敞开系统；与环境之间仅存在能量交换，不存在物质交换的系统称为封闭系统；与环境之间既无物质交换，也无能量交换的系统称为孤立系统。

2. 状态与状态函数

系统的状态是系统全部宏观性质的总和；描述系统状态宏观性质的物理量称为系统的状态函数。如温度(T)、压力(p)、体积(V)、热力学能(U)、焓(H)等都是状态函数。状态函数的变化值只是取决于系统的始态和终态，与变化的途径无关。

1.2 热力学第一定律

1. 系统的热力学能(U)

宏观静止系统中，不考虑系统整体运动的动能和系统在电磁场、离心力场等外场中的势能的情况下，系统内全部能量的总和称为系统的热力学能(U)。热力学能(U)是系统的状态函数。

2. 热(Q)和功(W)

热和功是系统与环境交换能量的两种形式，它们不是状态函

数，与途径有关。系统从环境吸热， $Q > 0$ ；系统对环境放热 $Q < 0$ 。环境对系统做功， $W > 0$ ；系统对环境做功， $W < 0$ 。在热力学中，功分为体积功和非体积功(有用功)， $W = W_{\text{体}} + W_{\text{有}}$ 。定压过程中 $W_{\text{体}} = -p\Delta V$ 。

3. 热力学第一定律

能量守恒定律应用于热力学中称为热力学第一定律。热力学第一定律的数学表达式为： $\Delta U = U_2 - U_1 = Q + W$ 。即：变化过程中系统热力学能的增量等于系统所吸收的热与环境对系统所做的功的和。

1.3 化学反应的热效应

1. 化学反应的热效应(简称反应热)

在不作非体积功的条件下，化学反应的生成物与反应物温度相同时，反应过程中放出或吸收的热。

2. 等容反应热(Q_V)

等容，不做非体积功的条件下的反应热， $Q_V = \Delta U$ 。

3. 焓(H)

热力学系统的状态函数，定义式： $H \equiv U + pV$ 。

4. 等压反应热(Q_p)

等压，不做非体积功的条件下的反应热， $Q_p = \Delta H$ 。

5. 赫斯(Hess)定律

一个总反应的反应热($\Delta_r H_m$)等于其所有分步反应的反应热($\Delta_r H_{m,i}$)的总和，即 $\Delta_r H_m = \sum_i \Delta_r H_{m,i}$ 。

6. 热力学标准状态

所谓标准状态是指在温度(T)和标准压力 $p^\ominus(100\text{kPa})$ 下该物质的状态，简称标准态。纯净理想气体的标准态是指该气体处于标准压力 p^\ominus 时的状态；混合理想气体中任意组分的标准态是指该气体组分的分压力为标准压力 p^\ominus 时的状态；纯液体(或纯固体)物质

的标准态是指压力为 p^\ominus 下纯液体(或固体)的状态;溶液中溶质的标准态是选浓度为标准浓度 $c^\ominus(1\text{mol}\cdot\text{L}^{-1})$ 时溶液的状态。

7. 标准摩尔生成焓

在一定温度和标准状态下,由参考态单质(教材中为最稳定单质)生成单位物质的量某纯物质时反应的焓变,以符号($\Delta_f H_m^\ominus$)表示,SI单位制单位为 $\text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$ 。参考态单质的标准摩尔生成焓 [$\Delta_f H_m^\ominus(\text{参考态单质})$] 为 0;水合 H^+ 的标准摩尔生成焓 [$\Delta_f H_m^\ominus(\text{H}^+, \text{aq})$] 为 0。

8. 反应的标准摩尔焓变($\Delta_r H_m^\ominus$)的计算

对任一化学反应 $a\text{A} + f\text{F} = g\text{G} + d\text{D}$, 有 $\Delta_r H_m^\ominus = g\Delta_f H_m^\ominus(\text{G}) + d\Delta_f H_m^\ominus(\text{D}) - a\Delta_f H_m^\ominus(\text{A}) - f\Delta_f H_m^\ominus(\text{F})$, 或反应为 $0 = \sum v_B \text{B}$, 则反应的标准摩尔焓变 $\Delta_r H_m^\ominus = \sum v_B \Delta_f H_m^\ominus(\text{B})$ 。

9. 反应进度

是衡量反应进行程度的物理量。对某一化学反应 $0 = \sum_B v_B \text{B}$ 参加反应的任一物质 B 初始状态时的物质的量为 n_{B_0} , 某一状态时物质的量为 n_B , 则反应进度的定义为:

$$\xi = \frac{n_B - n_{B_0}}{v_B} = \frac{\Delta n_B}{v_B}$$

【难点解析】

反应热是化学反应的重要特征之一,是研究化学反应规律的基础。研究化学反应热必须以理解化学热力学的基本概念为起点。

1. 关于系统与环境

系统和环境是在化学热力学研究中,为确定研究对象,人为划分的结果。理解这个概念,应注意以下几点:

- (1)系统是研究的对象和主体,环境是其辅助部分。
- (2)系统与环境之间通过物质和能量的交换建立联系。
- (3)孤立系统、封闭系统、敞开系统是三种典型的理想系统。

真实存在的系统与环境的的关系更为复杂，应根据实际状况和研究的需要来确定。例如：研究 NaOH 溶液与盐酸反应生成 NaCl 和水这一反应，我们把反应物 NaOH 溶液和 HCl 溶液与生成物 NaCl 溶液和水划分为系统，环境为溶剂水。从表面上看，这是一个敞开系统，系统内的水和环境中的水是可以交换的。实际上，产物水和环境水虽然没有边界，也可以互换，但是，物质的量的界限却十分清楚，系统与环境之间并没有进行实质的物质交换，而只有能量的交换，可见，这其实仍然是一个封闭系统。

2. 关于状态与状态函数

系统的状态函数是化学热力学研究的主要内容，理解这一概念，应注意以下要点：

(1)系统的状态一般指系统的整体状态，它是系统全部宏观性质的总和。系统的宏观性质是由温度、压力、体积等具体物理量来描述的。热力学中把说明或确定系统状态性质的物理量称为系统的状态函数。

(2)系统处于一定状态时，它的各状态函数都有唯一的确定值。系统的任何一个状态函数发生改变时，系统的状态就会发生变化。

(3)热力学中把系统状态变化时经由的具体路线称为途径，把始态与终态之间的改变称为过程。系统状态改变时状态函数的变化值，取决于系统的起始状态和最终状态，与状态变化途径无关。

(4)系统的各个状态函数之间存在相互联系。一个状态函数可以是其他状态函数的函数。例如： $pV = nRT$ ， $H = U + pV$ ， $G = H - TS$ 。

3. 关于系统的热力学能与热力学第一定律

系统的热力学能(U)是系统的一个状态函数，是系统内全部能量的总和。

U 作为状态函数,当系统的状态发生变化时,其改变量 ΔU 与状态改变的具体途径无关,只与变化的始态和终态有关,即 $\Delta U = U_2 - U_1$ 。

到目前为止,热力学能在某一状态的确切值仍无法测知,我们只能通过热力学第一定律数学表达式 $\Delta U = Q + W$ 计算,得到其变化值 ΔU 。例如,等容且不做非体积功时, $\Delta U = Q_V$ 。

4. 关于热和功

热是由温差引起的从环境到系统传递的能量,它不是状态函数,是系统状态变化的结果。系统从环境吸热,其热力学能增加, $Q > 0$;系统对环境放热,其热力学能减少, $Q < 0$ 。

功是除了热以外在环境和系统之间传递的能量,它也不是状态函数。然而无论系统做功还是环境做功,都将导致系统的状态变化。环境对系统做功,导致系统的热力学能增加, $W > 0$;系统对环境做功,导致系统的热力学能减少, $W < 0$ 。

在热力学中,功分为体积功和非体积功,非体积功也被称为有用功。所以: $W = W_{\text{体}} + W_{\text{有}}$ 。定压过程中,体积膨胀或压缩所做的功 $W_{\text{体}} = -p\Delta V$ 。

5. 关于系统的焓与焓变

H 是定义产生的状态函数: $H \equiv U + pV$ 。目前系统的焓本身还没有十分明确的物理意义。我们从定义式可以得出:

(1)焓是客观存在的,因为 U 、 p 、 V 客观存在。

(2)焓与系统能量相关,因为它是系统的热力学能与系统的压力与体积乘积的和。

(3)焓与热力学能一样,尚不能测定其绝对值。

实际上,计算过程或反应的焓变值比焓值本身更有实际意义。如果系统发生等压,不做非体积功的状态变化过程,那么,其焓变有明确的物理意义: $\Delta H = Q_p$,即等压热效应。除个别特殊装置中进行的反应外,一般的化学反应都属于这一类型。所以,通常将 ΔH 就称为化学反应热。

6. 关于标准摩尔生成焓

由于状态函数 H 的绝对值无法测定, 为便于计算反应的焓变, 需要定义物质的标准摩尔生成焓及其相对值的参比标准。在这里, 笔者认为采用目前较为普遍的参考态单质的标准摩尔生成焓 ($\Delta_f H_m^\ominus$) 为 0, 作为参比标准更为准确。因为, 有的物质参考态单质并不是最稳定的。例如, 在磷的同素异形体中, 红磷比白磷更稳定, 而在热力学数据中非常一致 (教材中的数据也是如此), 都是以白磷的标准摩尔生成焓 [$\Delta_f H_m^\ominus(\text{白磷}, T) = 0$] 作为参比标准。因为白磷的结构清楚, 易于纯化, 反应活性高, 生成化合物时无副反应发生, 便于准确测定反应热。

标准摩尔生成焓 ($\Delta_f H_m^\ominus$) 并非焓值, 而是标准状态下的焓变值, 与反应的标准摩尔焓变 ($\Delta_r H_m^\ominus$) 不同的是: 前者是在标准状态下由参考态单质生成 1mol 某物质时反应的焓变, 后者是在标准状态下, 发生 1mol 某反应时的焓变。如果 1mol 某反应恰好由指定单质生成 1mol 某物质, 那么二者表达的含义相同。如:

298K, $\text{H}_2\text{O}(\text{g})$ 的标准摩尔生成焓:

$$\Delta_f H_m^\ominus(\text{H}_2\text{O}, \text{g}, 298\text{K}) = -241.8 \text{kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$$

298K, 标准状态下反应: $\text{H}_2(\text{g}) + 1/2\text{O}_2(\text{g}) \rightleftharpoons \text{H}_2\text{O}(\text{g})$

$$\Delta_r H_m^\ominus(298\text{K}) = -241.8 \text{kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$$

7. 关于焓和焓变的一些表示方法的含义

H : 焓的符号, 数学定义式为: $H \equiv U + pV$ 。焓本身没有明确的物理意义。 H 的 SI 单位为 J。

ΔH : 焓变, 是系统从状态 1 到状态 2 这一变化过程中焓的变化值, $\Delta H = H_2 - H_1$ 。对于系统不做非体积功的等压变化过程, ΔH 还可以表示系统的等压热效应, 即: $\Delta H = Q_p$ 。 ΔH 的 SI 单位为 J。

ΔH^\ominus : 标准焓变, 即标准状态下的焓变。 ΔH^\ominus 的 SI 单位为 J。

$\Delta_r H$: 反应焓变, 化学反应的焓变。 r 代表反应 (reaction)。

$\Delta_r H$ 的 SI 单位为 J。

$\Delta_r H^\ominus$: 反应的标准焓变, 即化学反应在标准状态下的焓变。 $\Delta_r H^\ominus$ 的单位为 J。

$\Delta_r H_m^\ominus$: 反应的标准摩尔焓变, 即 1 mol 化学反应在标准状态下的焓变。 $\Delta_r H_m^\ominus$ 的单位为 $\text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$ 。

$\Delta_r H_m^\ominus(298\text{K})$: $\Delta_r H_m^\ominus$ 的特例, 298K 时反应的标准摩尔焓变。 $\Delta_r H_m^\ominus(298\text{K})$ 的单位为 $\text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$ 。

$\Delta_f H_m^\ominus$: 物质的标准摩尔生成焓, 可以理解为一种特殊意义下的标准摩尔焓变。其特征是: 化学反应的反应物必须是参考态单质, 生成物只有一种物质, 并且在化学方程式中生成物的计量系数为 1。具备上述特征的化学反应的标准摩尔焓变($\Delta_r H^\ominus$) 等于上述反应中生成物的标准摩尔生成焓($\Delta_f H_m^\ominus$)。其单位为 $\text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$ 。

上述符号中 ΔH 、 ΔH^\ominus 、 $\Delta_r H$ 、 $\Delta_r H^\ominus$ 、 $\Delta_r H_m^\ominus$ 、 $\Delta_r H_m^\ominus(298\text{K})$ 都表示焓变, 意义也有差别, ΔH 代表的是最基本的意义, 在此基础上每增加一个标记, 实际上都是增加了一个限定因素, 也使符号代表的意义更加明确, 但是书写也越繁琐。

8. 关于反应热和标准摩尔焓变($\Delta_r H_m^\ominus$)的计算

(1) 利用赫斯(Hess)定律

一个总反应的反应热($\Delta_r H_m$) 等于其所有分步反应的反应热($\Delta_r H_{m,i}$) 的总和。应用这一规律, 既可以根据所有分步反应的反应热计算总反应的反应热, 也可以用总反应的反应热和部分分步反应的反应热计算某一分步反应的反应热。

(2) 利用物质标准摩尔生成焓($\Delta_f H_m^\ominus$)

某化学反应为 $0 = \sum v_B B$, 则反应的标准摩尔焓变 $\Delta_r H_m^\ominus = \sum v_B \Delta_f H_{m,B}^\ominus$ 即反应的标准摩尔焓变等于各反应物和产物的标准摩尔生成焓与相应各化学计量数乘积之和。此处必须注意反应物的化学计量数取负值, 产物的化学计量数取正值。

(3) 计算反应热和标准摩尔焓变($\Delta_r H_m^\ominus$)需注意以下要点:

① 反应的 $\Delta_r H_m$ 与反应式的写法有关, 需对应于具体的反应式;

② 同一物质在各相关反应中的聚集状态等条件必须相同;

③ 正、逆反应的 $\Delta_r H_m$, 绝对值相等, 符号相反。

(4) 温度对反应的 $\Delta_r H_m$ 值的大小有影响, 但影响不大, $\Delta_r H_m^\ominus(T) \approx \Delta_r H_m^\ominus(298\text{K})$ 。

化学反应的焓变实际上是化学反应过程中拆开反应物内旧的化学键所需要的能量与合成生成物新的化学键时所放出的能量的差, 即化学反应时化学键改组时的能量。

9. 关于反应进度

化学反应 $0 = \sum_B v_B B$, 反应进度为: $\xi = \frac{n_B - n_{B_0}}{v_B} = \frac{\Delta n_B}{v_B}$, 即

对于化学反应:



反应进度为: $\xi = \frac{\Delta n_A}{-a} = \frac{\Delta n_F}{-f} = \frac{\Delta n_G}{g} = \frac{\Delta n_D}{d}$

式中, $\Delta n_C, \Delta n_D$ 为正值; $\Delta n_A, \Delta n_F$ 为负值, 反应进度 ξ 为正值。

反应进度 ξ 的单位为 mol, $\xi = 1\text{mol}$ 时, 化学反应 $aA + fF \rightleftharpoons gG + dD$ 中 $a\text{mol}$ A 与 $f\text{mol}$ F 完全反应, 生成 $d\text{mol}$ D 与 $g\text{mol}$ G, 此时进行的反应为 1mol 反应。

【应用举例】

1. “温度越高, 热量就越多”对吗?

答: 不对。因为温度和热量的含义不同, 温度描述的是物体的一种存在状态, 它是系统的状态函数; 而热是状态变化的结果, 是能量交换过程的一种表现形式, 不是状态函数, 不能存在于系统之中, 所以, 不能描述物体的热量有多少, 而只能描述物体的温度有多高。但是, 温度和热量是有联系的, 热量是温度变化的

结果，可以说“温度升高越多，系统吸收热量越多；温度降低越多，系统释放热量越多。”

2. 系统由某一指定的始态变化到某一指定的终态。问：

(1) Q 、 W 、 ΔH 、 ΔU 是否为确定值？为什么？

答： H 、 U 是状态函数，只取决于始态和终态，与中间具体实现途径无关。所以由某一指定的始态变化到某一指定的终态， ΔH 、 ΔU 都有确定值。

因为 $\Delta U = Q + W$ ，所以 $Q + W$ 也有确定值。

但是， Q 、 W 都不确定，因为 Q 、 W 不是状态函数，与变化途径有关。

(2) 在等压、不做非体积功时， Q 、 W 、 ΔH 、 ΔU 是否为确定值？

答：由于 H 、 U 是状态函数，与(1)同理， ΔH 、 ΔU 、 $Q + W$ 只要是始态和终态确定，在等压、不做非体积功时，同样也有确定值。

已知在等压、不做非体积功时， $Q = Q_p = \Delta H$ ，因此， Q 也为确定值。

由于 $\Delta U = Q + W$ ，即等压、不做非体积功时， $\Delta U = \Delta H + W$ ， ΔU 为确定值，所以， W 也为确定值。

(3) 等容、不做非体积功时， Q 、 W 的值怎样？绝热条件下呢？

答： $W = W_{\text{体积}} + W_{\text{非体积}}$ ，等容、不做非体积功时， $W_{\text{体积}}$ 、 $W_{\text{非体积}}$ 都为零，即 $W = 0$ 。

所以 $\Delta U = Q_V$ ，可见，该条件下， Q 、 W 都有确定值。

绝热条件， $Q = 0$ ，为确定值， $\Delta U = Q + W$ ， ΔU 值确定，所以， W 值也确定。

3. 计算下列系统内能的变化：

(1) 系统放出 1.5kJ 的热量，同时环境对系统做功 500J。

(2) 系统吸收 550J 的热量，并且对环境做功 850J。

解：由热力学第一定律

$$\Delta U = Q + W$$

代入已知数据, 得

$$(1) Q = -1.5\text{kJ} = -1500\text{J}, W = 500\text{J}$$

$$\Delta U = Q + W = -1500\text{J} + 500\text{J} = -1000\text{J}$$

$$(2) Q = 550\text{J}, W = -850\text{J}$$

$$\Delta U = Q + W = 550\text{J} + (-850\text{J}) = -300\text{J}$$

4. 在 351.3K、101.3kPa 下, 1g 乙醇蒸发成为蒸气, 吸热 0.854kJ 时, 如果系统仅做体积功, 求其热力学能变化(忽略液体本身体积)。

解: 系统吸热 $Q = 0.854\text{kJ}$

$$\text{体积功 } W = -p\Delta V = -p(V_g - V_l) \approx -pV_g = -nRT$$

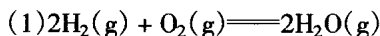
$$= -\frac{1\text{g}}{46\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}} \times 351.3\text{K} \times 8.31 \times 10^{-3}\text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$$

$$= -0.063\text{kJ}$$

$$\text{所以 } \Delta U = Q + W = 0.854\text{kJ} - 0.063\text{kJ} = 0.791\text{kJ}$$

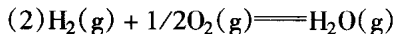
5. 在 100°C, 101.325kPa 时, 2.00mol H₂(g) 与 1.00mol O₂(g) 反应生成 2.00mol H₂O(g)。反应中释放热量 484.5kJ。计算生成每摩尔 H₂O(g) 时焓变 ΔH 和内能的变化 ΔU 。

解: 由题意 2.00mol H₂(g) 与 1.00mol O₂(g) 反应生成 2.00mol H₂O(g), 反应中释放热量 484.5kJ。即反应为:



$$\Delta H_1 = -484.5\text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$$

生成 1mol H₂O(g) 的反应为:



$$\text{其 } \Delta H_2 = \frac{\Delta H_1}{2} = \frac{-484.5\text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1}}{2} = -242.3\text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$$

体积压缩, 环境对系统做功

$$W = -p\Delta V = -\Delta nRT = -(2-3)RT/2$$

$$= \frac{8.314 \times 10^{-3}\text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1} \times 373\text{K}}{2} = 1.55\text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$$

$$Q = \Delta H_2 = -242.3\text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$$