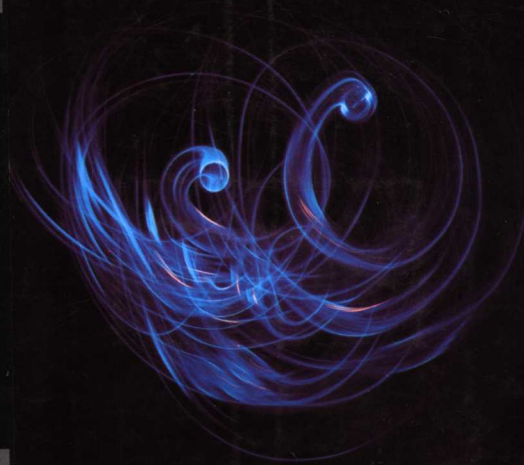


大学普通化学学习指导

(第三版)

大连理工大学普通化学教研组 编



大连理工大学出版社

© 大连理工大学普通化学教研组 2004

图书在版编目(CIP)数据

大学普通化学学习指导 / 大连理工大学普通化学教研组编. —3版. —大连: 大连理工大学出版社, 2004.10
ISBN 7-5611-1807-4

I. 大… II. 大连理工大学普通化学教研组… III. 普通化学—高等学校—教学参考资料 IV. O6

中国版本图书馆 CIP 数据核字(2002)第 052761 号

大连理工大学出版社出版

地址:大连市凌水河 邮政编码:116024

电话:0411-84708842 传真:0411-84701466 邮购:0411-84707961

E-mail: dutp@dutp.cn URL: <http://www.dutp.cn>

大连理工印刷有限公司印刷 大连理工大学出版社发行

幅面尺寸:140mm×203mm 印张:12.25 字数:412千字

印数:15 001 ~ 20 000

2000年7月第1版

2004年10月第3版

2004年10月第4次印刷

责任编辑:刘新彦

责任校对:范业军

封面设计:宋 蕾

定 价:15.00 元

第三版说明

《大学普通化学学习指导》第二版出版以来,受到了全国普通化学界专家、同仁及广大学生的厚爱,数千册销售一空。为了更加适应非化学化工理工科普通化学课程体系 and 内容改革的需要,我们对第二版进行了全面修订,推出《大学普通化学学习指导》第三版。

本书在前两版的基础上进行了适当的增补、删减、修改和完善。例如,增加了“化学与能源”一章,删掉了“化学与生命”的相关内容,将原有叙述和计算过程进行了修订,使之更加准确。

本书在体例上保持了原有风格。

参加本版修订的有:苏显云(第1章)、赵艳秋(第2、6章)、王金惠(第3、7章)、宋志民(第4、5章)。

我们诚挚地期望,本书能继续作为广大任课教师教学和同学们、学习的良师益友,更加出色地发挥其应有的作用。

虽经多次修订,但不妥之处在所难免,诚请广大读者赐教。

编 者

2004年10月

第二版前言

《大学普通化学学习指导》是一本为学习普通化学、无机化学及考研准备的辅导参考书,主要适用于理工科非化工类专业学生学习使用,也可作为教师教学参考书。

本书是在大连理工大学 2000 年 7 月出版的《大学普通化学学习指导》的基础上进行了较大力度的修改完成的。

本书内容共分七章,每章内容分为五个版块:

一、知识点归纳 简要地归纳了普通化学的基本概念和基本知识点,以便学生对每一章的内容、深度、广度有全面的了解。

二、典型题剖析 本部分设置了相当数量的典型例题,并对其进行了剖析和解答,使学生充分理解普通化学的基本知识,通过不同的题型掌握解题的思路和方法,能够做到举一反三,以提高分析问题和解决问题的能力。

三、拓展题解析 各章都配有一定数量的拓展题并进行解析,这类题综合性强,注重应用,对开拓学生的知识视野,扩大知识面,培养学生理论联系实际的能力都是有益的。

四、综合能力自测 学生在学习了各章的基本原理、基本概念、基本知识后,可利用综合能力自测题进行自我检查。此类题覆盖面广、题量大、题型多,包括是非题、选择题、填空题、计算题等,使所学知识更加系统化。

五、《大学普通化学》中的习题与解答 将大连理工大学普通化学教研室编著、大连理工大学出版社2001年7月出版的《大学普通化学》第四版中各章的习题做出了解答,体现了本书与教材的紧密结合,使学生的学习有的放矢。

本书还选编了四套模拟试卷及答案,为学生提供必要的参考资料。经过这些试题的练习既可以测试自己对各章内容掌握的程度,又可以进行有针对性的复习,对学生的学习和应试是一种帮助。

参加本书编写的有:苏显云(第一、四、七章);郭丽娟(第二、五章);王金惠(第三、六章)。

编写此书过程中得到了教研室全体老师的协助,同

时也是多年来全体同仁共同努力的结晶,在此深表谢意。

书中有不妥之处诚请读者赐教。

编 者

2002.7

第一版前言

大学普通化学作为当代培养新型科技人才素质教育中必不可少的一门基础课程,其体系和内容有较明显的增新和拓展。为了便于学生学习和掌握必要的基本概念,启迪科学思维,培养独立学习和创新能力,同时也为了满足广大学生的学习需求,我们在先后编写试用的《大学普通化学学习指导》、《大学普通化学概念、思考与解题》的基础上,经进一步修改、丰富和完善,编写出版了这本《大学普通化学学习指导》。

本书体系和内容主要配合《大学普通化学》(第三版)(大连理工大学普通化学教研室编著,大连理工大学出版社1999年7月出版),共计七章。每章内容由如下七部分构成:

1. 教学基本要求;2. 基本概念与知识点;3. 重点与难点;4. 思维方法;5. 典型例题;6. 自我检测题;7. 习题与解答。

本书编写者:苏显云(编写第一、四、七章);郭丽娟

(编写第二、五章);王金惠(编写第三、六章)。全书由原全国高等工科学校化学课程教学指导委员会委员傅玉普教授审定。

本书的编写得到教研室全体老师的支持。书中习题与解答部分是在教研室老、新教师多年教学工作经验积累基础上编写的,在此一并表示诚挚的谢意!

书中不妥与疏漏之处恳请批评指正。

编 者

2000.5

目 录

第 1 章 化学反应的基本原理	1
知识点归纳	1
典型题剖析	12
拓展题解析	33
综合能力自测	35
《大学普通化学》中的习题与解答	64
第 2 章 溶液与胶体	88
知识点归纳	88
典型题剖析	94
拓展题解析	115
综合能力自测	129
《大学普通化学》中的习题与解答	168
第 3 章 电化学原理及应用	180
知识点归纳	180
典型题剖析	184
拓展题解析	200
综合能力自测	211

《大学普通化学》中的习题与解答	237
第4章 物质结构基础	255
知识点归纳	255
典型题剖析	264
综合能力自测	270
《大学普通化学》中的习题与解答	278
第5章 化学与材料	286
知识点归纳	286
典型题剖析	292
综合能力自测	294
《大学普通化学》中的习题与解答	302
第6章 化学与能源	305
知识点归纳	305
典型题剖析	308
综合能力自测	313
《大学普通化学》中的习题与解答	322
第7章 化学与环境	329
知识点归纳	329
典型题剖析	333
综合能力自测	337
《大学普通化学》中的习题与解答	346
模拟试题(一)	351
模拟试题(二)	359

模拟试题(三)	366
模拟试题(四)	372
参考文献	378

第1章 化学反应的基本原理

● 知识点归纳 ●

一、化学反应中的能量关系

化学反应中的能量关系侧重讨论的是伴随化学反应的进行,系统(开放系统和封闭系统)与环境之间进行的能量交换。

1. 基本概念

系统:热力学中将研究的对象称为系统。

环境:系统以外与之有密切联系的部分。

敞开系统:与环境之间,既有物质交换,又有能量交换的系统。

封闭系统:与环境之间只有能量交换,没有物质交换的系统。

孤立系统:与环境之间既无物质交换,又无能量交换的系统。

相:系统内物理性质和化学性质完全相同的部分。

系统的状态:系统所处的状况。

状态函数:描述系统宏观物理性质和化学性质的物理量称为系统的状态函数。

状态函数的主要特点:状态函数的变化量只取决于系统的初始状态和终止状态,而与过程变化的具体途径无关。

2. 气体的分压和分压定律

分压:在相互不发生反应的混合气体系统中,每一种气体称为组分气体。任意组分B的压力,称为气体组分B的分压。符号为 p_B ,单位为Pa或kPa

混合气体的总压与组分气体的分压的关系:

$$p = \sum p_B$$

设混合气体及组分气体均为理想气体, n 和 n_B 分别为气体混合物和组分气体 B 的物质的量, 单位为 mol。由理想气体状态方程式可得:

$$p_B = \frac{n_B RT}{V}$$

分体积(V_B): 组分气体 B 具有与混合气体相同温度和压力时, 所占有的体积, 称为组分 B 的分体积(V_B)。单位一般取 dm^3 。

$$V_B = \frac{n_B RT}{p}$$

混合气体系统的总体积与组分气体的分体积之间关系:

$$V = \sum V_B$$

物质的量分数: $\frac{n_B}{n}$ 为组分 B 的物质的量分数, 对于气态物质通常以 y_B 代表。即

$$y_B = \frac{n_B}{n}$$

$$\sum y_B = 1$$

对于液相中的 $\frac{n_B}{n}$ 常以 x_B 代表:

$$x_B = \frac{n_B}{n}$$

$$\sum x_B = 1$$

体积分数: $\frac{V_B}{V}$ 称为组分气体 B 的体积分数, 常以 φ_B 代表。即

$$\varphi_B = \frac{V_B}{V}$$

分压定律(J. Dalton): 混合气体的总压等于各组分气体分压之和。

$$p = \sum p_B$$

即

$$p_B = p \cdot y_B \text{ 以及 } p_B = p \cdot \varphi_B$$

3. 热力学第一定律

即能量守恒定律。具体可表述为: 若系统状态发生变化, 其热力学能变

化量(ΔU)等于系统与环境进行的两种形式的能量交换热(Q)与功(W)之和。

数学表达式为

$$\Delta U = Q + W$$

化学热力学中规定:

$Q > 0$ 系统从环境吸收热;

$Q < 0$ 系统向环境放出热。

$W > 0$ 环境对系统做功;

$W < 0$ 系统对环境做功。

4. 反应热

伴随化学反应的进行,系统向环境放出的热量或从环境吸收的热量称为反应热。

热化学方程式:注明反应进行的条件,包括温度、压力、物质的聚集状态、物质的化学计量数,以及其反应热的化学反应方程式,称为热化学方程式。

定容(反应)热(Q_V):在刚性密闭容器中进行的过程(反应)称为定容过程(反应)。其放出或吸收的热量称为定容(反应)热,符号为 Q_V 。数值上

$$Q_V = \Delta U$$

定压(反应)热(Q_p):在敞口或与大气连通的容器内进行的过程(反应)称定压过程(反应)。其放出或吸收的热量称为定压(反应)热,符号为 Q_p 。系统只做体积功时,数值上

$$Q_p = \Delta H$$

Hess 定律:对于一个化学反应,不论它是一步完成,还是分几步完成,反应的总焓变总是相同的。

5. 焓(H)和焓变(ΔH)

焓(H):热力学中定义,系统状态函数 U 、 p 、 V 的一种组合 $U + pV$ 为另一状态函数——焓(H)。即

$$H \equiv U + pV$$

焓变(ΔH):系统状态发生变化时,终了状态的焓(H_2)减去起始状态的焓(H_1),称为系统的焓变(ΔH)。即

$$\Delta H = H_2 - H_1$$

标准摩尔生成焓 $[\Delta_f H_m^\ominus(\text{B, 物态}, T)]$:标准状态下,在温度 T 时,由参考状态的单质生成物质 B 时的摩尔焓变,称为物质 B 的标准摩尔生成焓。符号为 $\Delta_f H_m^\ominus(\text{B, 物态}, T)$ 。单位为 $\text{kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$ 。其中:“ $\ominus$ ”表示标准状态,专指 $p = 100 \text{ kPa}$; m 指生成物质 B 的化学计量数为 +1 ($\nu_B = +1$)。

反应的标准摩尔焓变 $[\Delta_r H_m^\ominus(T)]$:标准状态下,温度 T 时,由反应物生成产物时,反应的摩尔焓变。符号为: $\Delta_r H_m^\ominus(T)$, 单位为 $\text{kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$ 。

反应的标准摩尔焓变计算公式如下。

298.15 K, 标准状态下:

$$\Delta_r H_m^\ominus(298\text{K}) = \sum \nu_B \Delta_f H_m^\ominus(\text{B, 物态}, 298\text{K})$$

任意温度,标准状态下,不涉及相变化,要求不是很严格时:

$$\Delta_r H_m^\ominus(T) \approx \Delta_r H_m^\ominus(298\text{K})$$

反应进度(ξ): ξ 是描述反应进行程度的物理量。GB3102.8—93 中定义:

对于反应 $0 = \sum_B \nu_B \text{B}$, 反应进度为

$$d\xi = \nu_B^{-1} \cdot dn_B$$

ξ 为反应进度,单位为 mol ; ν_B 为 B 的化学计量数,一般反应中,反应物的 $\nu_B < 0$,产物的 $\nu_B > 0$; n_B 为 B 的物质的量,单位为 mol ; B 则表示包含在反应中的分子、原子和离子。

当定压反应按反应方程式发生 1 mol 进度的反应时,其反应热在数值上等于标准摩尔焓变;而若反应进度 $\xi \neq 1 \text{ mol}$ 时,则定压反应热在数值上不为标准摩尔焓变,可用 $\Delta_r H$ 表示,有时也用 ΔH 表示。

二、化学反应自发进行的方向

自然界中进行的过程都具有一定的方向性。不需要环境做功而能自动进行的过程称为自发过程。无需借助外力而能够自动进行的化学反应称为自发进行的化学反应。通常所说的自发进行的化学反应是指依化学反应方程式从左向右自动进行的反应。

1. 熵(S)和熵变(ΔS)

熵(S):系统内部质点混乱度的宏观量度。

熵变(ΔS):系统的状态发生变化时,终态的熵(S_2)减去始态的熵(S_1),称为系统的熵变(ΔS)。即

$$\Delta S = S_2 - S_1$$

摩尔熵:单位物质的量的物质 B,在温度 T 时的熵值,称为该物质 B 的规定摩尔熵,简称摩尔熵。符号为 S_m 。单位为 $\text{J} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$

标准摩尔熵 [$S_m^\ominus(\text{B}, \text{物态}, T)$]:标准状态下,温度 T 时,物质 B 的规定摩尔熵称为 B 的标准摩尔熵。符号为 $S_m^\ominus(\text{B}, \text{物态}, T)$ 。单位为 $\text{J} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$ 。

反应的标准摩尔熵变 [$\Delta_r S_m^\ominus$]:标准状态下,温度 T 时的反应中,由反应物生成产物的标准摩尔熵变。符号为 $\Delta_r S_m^\ominus(T)$ 。单位为 $\text{J} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$ 。

反应标准摩尔熵变的计算公式如下:

298.15K,标准状态下:

$$\Delta_r S_m^\ominus(298\text{K}) = \sum \nu_B S_m^\ominus(\text{B}, \text{物态}, 298\text{K})$$

任意温度,标准状态下,无相变化,要求不是很严格时:

$$\Delta_r S_m^\ominus(T) \approx \Delta_r S_m^\ominus(298\text{K})$$

2. 热力学第二定律

对于孤立系统,过程自发向熵增加的方向进行。即

$$\Delta S_{\text{孤}} > 0 \quad \text{过程自发进行;}$$

$$\Delta S_{\text{孤}} = 0 \quad \text{过程达到平衡状态。}$$

需要特别指出的是,孤立系统的熵变包括系统自身熵变与环境熵变之和。即

$$\Delta S_{\text{孤}} = \Delta S_{\text{系统}} + \Delta S_{\text{环境}}$$

3. Gibbs 函数(G)和 Gibbs 函数变(ΔG)

Gibbs(吉布斯)函数(G):热力学中定义,系统状态函数 H 、 T 、 S 的一种组合($H - TS$)为另一状态函数,称为 Gibbs(吉布斯)函数。即

$$G \equiv H - TS$$

Gibbs 函数变(ΔG):系统状态发生变化时,终态的 Gibbs 函数(G_2)减去始

态的 Gibbs 函数(G_1),称为系统的 Gibbs 函数变(ΔG)。即

$$\Delta G = G_2 - G_1$$

标准摩尔生成 Gibbs 函数 $[\Delta_f G_m^\ominus(B, \text{物态}, T)]$:标准状态下,温度 T 时,由参考状态单质生成物质 B 时的摩尔 Gibbs 函数变,称为物质 B 的标准摩尔生成 Gibbs 函数。符号为 $\Delta_f G_m^\ominus(B, \text{物态}, T)$ 。单位为 $\text{kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$ 。

反应的标准摩尔 Gibbs 函数变 $[\Delta_r G_m^\ominus(T)]$:标准状态下,温度 T 时,由反应物生成产物时的摩尔 Gibbs 函数变。符号为 $\Delta_r G_m^\ominus(T)$,单位为 $\text{kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$ 。

反应的标准摩尔 Gibbs 函数变的计算公式如下:

298.15 K,标准状态下,系统只做体积功时:

$$\Delta_r G_m^\ominus(298\text{K}) = \sum \nu_B \Delta_f G_m^\ominus(B, \text{物态}, 298\text{K})$$

$$\Delta_r G_m^\ominus(298\text{K}) = \Delta_r H_m^\ominus(298\text{K}) - 298\text{K} \cdot \Delta_r S_m^\ominus(298\text{K})$$

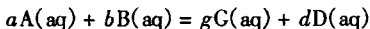
任意温度,标准状态下,系统只做体积功时:

$$\Delta_r G_m^\ominus(T) \approx \Delta_r H_m^\ominus(298\text{K}) - T \cdot \Delta_r S_m^\ominus(298\text{K})$$

反应的非标准摩尔 Gibbs 函数变 $[\Delta_r G_m(T)]$:温度 T 时,只要系统中的物质之一为非标准状态,则对反应来说其 Gibbs 函数变即为非标准摩尔 Gibbs 函数变 $[\Delta_r G_m(T)]$ 。

反应的非标准摩尔 Gibbs 函数变的计算公式如下。

对于水溶液中的反应:



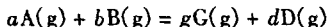
只要物质 A、B、G、D 中之一的浓度不是 $1.0 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$,则

$$\Delta_r G_m(T) = \Delta_r G_m^\ominus(T) + RT \ln J_c$$

式中

$$J_c = \frac{[c(G)/c^\ominus]^g \cdot [c(D)/c^\ominus]^d}{[c(A)/c^\ominus]^a \cdot [c(B)/c^\ominus]^b}$$

对于气相中的反应:



若反应式两侧物质之一的分压不是 100 kPa,则

$$\Delta_r G_m(T) = \Delta_r G_m^\ominus(T) + RT \ln J_p$$

式中

$$J_p = \frac{[p(G)/p^\ominus]^g \cdot [p(D)/p^\ominus]^d}{[p(A)/p^\ominus]^a \cdot [p(B)/p^\ominus]^b}$$