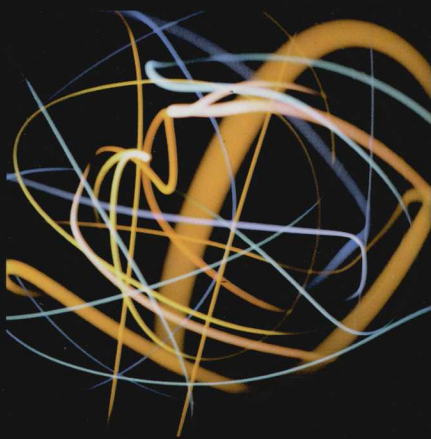


4
国家工科化学教学基地（大连理工大学）

大学普通化学学习指导

（第二版）

大连理工大学普通化学教研室 编



 大连理工大学出版社

国家工科化学教学基地(大连理工大学)

大学普通化学学习指导

(第二版)

大连理工大学普通化学教研室 编



淮阴师院图书馆 579160

样本书

大连理工大学出版社

© 大连理工大学普通化学教研室 2002

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室编. —2版. —大连: 大连理工大学出版社, 2002.10
ISBN 7-5611-1807-4

I. 大… II. 大连理工大学普通化学教研室… 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:0411-4708842 传真:0411-4701466 邮购:0411-4707955

E-mail: dulp@mail.dlptt.ln.cn URL: http://www.dulp.com.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:13.25 字数:332千字

印数:10 001 ~ 15 000

2000年7月第1版

2002年10月第2版

2002年10月第3次印刷

责任编辑:刘 杰 刘新彦

责任校对:杜 娟

封面设计:王福刚

定 价:15.00元

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,又可以有针对性地进行复习,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)。

本书编写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。书中如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	7
拓展题解析	30
综合能力自测	33
《大学普通化学》中的习题与解答	66
第2章 溶液与胶体	94
知识点归纳	101
典型题剖析	105
拓展题解析	124
综合能力自测	142
《大学普通化学》中的习题与解答	186
第3章 电化学原理及应用	201
知识点归纳	201
典型题剖析	205
拓展题解析	223
综合能力自测	235
《大学普通化学》中的习题与解答	266
第4章 物质结构基础	285
知识点归纳	285
典型题剖析	294

综合能力自测	300
《大学普通化学》中的习题与解答	309
第5章 化学与材料	319
知识点归纳	319
典型题剖析	328
综合能力自测	331
《大学普通化学》中的习题与解答	342
第6章 化学与环境	347
知识点归纳	347
典型题剖析	352
综合能力自测	356
《大学普通化学》中的习题与解答	367
第7章 化学与生命	372
知识点归纳	372
典型题剖析	374
拓展题解析	376
综合能力自测	377
《大学普通化学》中的习题与解答	380
模拟试题(一)	384
模拟试题(二)	393
模拟试题(三)	401
模拟试题(四)	408
参考文献	416

第1章 化学反应的基本原理

● 知识点归纳 ●

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关系的部分称为环境。

敞开系统:与环境之间,既有物质交换,又有能量交换的系统称为敞开系统。

封闭系统:与环境之间只有能量交换,没有物质交换的系统称为封闭系统。

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称为相。

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. 分压和分压定律

混合气体任意组分 B 的分压:

$$p_B = p \cdot \frac{n_B}{n}, p_B = p \cdot \frac{V_B}{V}$$

物质的量分数: $y_B = \frac{n_B}{n}$

体积分数: $\varphi_B = \frac{V_B}{V}$

混合气体的总压: $p = \sum p_B$

3. 热力学第一定律

$$\Delta U = Q + W$$

$Q > 0$, 系统吸热; $Q < 0$, 系统放热。

$W > 0$, 环境对系统做功; $W < 0$, 系统对环境做功。

4. 反应热及其计算

反应热: 伴随化学反应的进行, 放出或吸收的热量称为反应热。

恒容(反应)热(Q_V): 在刚性密闭容器中进行的过程(反应)称恒容过程(反应)。其放出或吸收的热量称为恒容(反应)热, 符号为 Q_V 。其热量在数值上为

$$Q_V = \Delta U$$

恒压(反应)热(Q_p): 在敞口容器或与大气连通的容器内进行的过程称恒压过程(反应)。其放出或吸收的热量称为恒压(反应)热, 符号为 Q_p 。系统只做体积功时其热量在数值上为: $Q_p = \Delta H$

5. 反应的标准摩尔焓变 $[\Delta_r H_m^\ominus(T)]$ 及其计算

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

焓(H): $H \equiv U + pV$ 。焓是状态函数。

标准摩尔生成焓 $[\Delta_f H_m^\ominus(B, \text{物态}, T)]$: 在温度 T 时, 由参考状态的单质生成物质 B 时的标准摩尔焓变, 称为物质 B 的标准摩尔生成焓。符号为 $\Delta_f H_m^\ominus(B, \text{物态}, T)$ 。单位为 $\text{kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$ 。其中“ $\ominus$ ”表示标准状态, 专指 $p = 100 \text{ kPa}$ 。此外, 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, 反应的标准摩尔焓变。符号为: $\Delta_r H_m^\ominus(T)$, 单位为 $\text{kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$ 。

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 $0 = \sum_B \nu_B^{-1} \text{B}$, 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。

当恒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 $\xi \neq 1$ mol 时, 则恒压反应热在数值上不是标准摩尔焓变, 可用 $\Delta_r H$ 表示, 有时也用 ΔH 表示。

6. 反应的标准摩尔熵变 $[\Delta_r S_m^\ominus(T)]$ 及其计算

熵: 系统内部混乱度的量度。符号为 S

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 。

标准摩尔熵 $[S_m^\ominus(\text{B, 物态}, T)]$: 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 $S_m^\ominus(\text{B, 物态}, T)$ 。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 $\text{J} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$ 。

298.15K, 标准状态下:

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

任意温度, 标准状态下, 无相变化, 要求不是很严格时:

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

7. 反应的标准摩尔 Gibbs 函数变 $[\Delta_r G_m^\ominus(T)]$ 及其计算

Gibbs 函数: $G \equiv H - TS$; Gibbs 函数是状态函数。

标准摩尔生成 Gibbs 函数 $[\Delta_f G_m^\ominus(B, \text{物态}, T)]$: 在温度 T 时, 由参考状态单质生成物质 B 时的标准摩尔 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 $\text{kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$ 。产物的 $\nu_B = +1$ 。

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标准摩尔 Gibbs 函数变。符号为 $\Delta_r G_m^\ominus(T)$, 单位为 $\text{kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$ 。

298.15 K, 标准状态下:

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

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

任意温度, 标准状态下:

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

8. 反应的非标准摩尔 Gibbs 函数变 $[\Delta_r G_m(T)]$ 及其计算

一般反应式: $aA + bB = gG + dD$

若为溶液中的反应, 只要其中一种物质为非标准状态:

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

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

若为气相中的反应, 只要其中一种物质为非标准状态:

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

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

9. 反应自发进行方向的判断

标准状态:

$\Delta_r G_m^\ominus(T) < 0$, 自发进行

$\Delta_r G_m^\ominus(T) > 0$ 非自发进行, $\Delta_r G_m^\ominus(T) = 0$ 平衡

非标准状态:

$\Delta_r G_m(T) < 0$ 自发进行, $\Delta_r G_m(T) > 0$ 非自发进行

$\Delta_r G_m(T) = 0$ 平衡

10. Gibbs 函数变与有用功

标准状态下: $W = \Delta_r G_m^\ominus(T)$, 非标准状态下: $W = \Delta_r G_m(T)$

11. 标准平衡常数 ($K^\ominus$) 表达式及 $K^\ominus$ 的计算

一般反应式: $aA + bB = gG + dD$

一定条件下, 反应达到平衡时:

若为溶液中的反应:

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

若为气相中的反应:

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

$$\ln K^\ominus(T) = \frac{-\Delta_r G_m^\ominus(T)}{RT} \text{ 或 } \lg K^\ominus(T) = \frac{-\Delta_r G_m^\ominus(T)}{2.303 RT}$$

12. 温度对 $K^\ominus$ 的影响

$$\ln \frac{K_1^\ominus}{K_2^\ominus} \approx \frac{-\Delta_r H_m^\ominus(298K)}{R} \left[\frac{1}{T_1} - \frac{1}{T_2} \right]$$

$$\text{或 } \lg \frac{K_1^\ominus}{K_2^\ominus} \approx \frac{-\Delta_r H_m^\ominus(298K)}{2.303 R} \left[\frac{1}{T_1} - \frac{1}{T_2} \right]$$

13. 与反应速率相关的概念、反应速率的计算

化学反应速率: 在 GB3102.8-93 基础上, 化学反应速率定义为: 反应进度随时间的变化率, 即

$$\xi = \frac{d\xi}{dt}$$

$$\xi = \nu_B^{-1} \frac{dn_B}{dt}$$

若在反应过程中,系统的体积不变,反应速率为单位体积内反应进度随时间的变化率:

$$\nu = \frac{\xi}{V} = \frac{1}{V} \cdot \nu_B^{-1} \frac{dn_B}{dt} = \nu_B^{-1} \cdot \frac{dc_B}{dt}$$

式中, ν 为反应速率; c_B 为物质 B 的浓度, 单位为 $\text{mol} \cdot \text{dm}^{-3}$; t 为时间, 单位可分别为 s, min, h, r 等。

元反应: 一步完成的反应称为元反应。

复合反应: 由多步完成的反应, 称为复合反应, 或复杂反应。其中每一步均为元反应。

反应速率方程式: 表示反应速率与反应物浓度关系的方程式, 称为反应速率方程式或反应动力学方程式。

反应的总级数: 反应速率方程式中, 各反应物浓度指数之和, 称为反应的总级数。

反应速率系数: 反应速率与反应物浓度之间的比例系数, 称为反应速率系数。用 k 表示。 k 的单位因反应总级数不同而不同。

零级反应: 反应速率与反应物浓度无关而等于常数的反应, 称为零级反应。

一级反应: 反应速率与反应物浓度的一次方成正比。一般为 $B \rightarrow D$:

$$\lg c_t B = \lg(c_0 B - kt/2.303)$$

半衰期: 一级反应中, 反应物分解一半时所需要的时间, 称为该反应的半衰期。用 $t_{1/2}$ 表示:

$$t_{1/2} = \frac{0.693}{k}$$

温度对反应速率的影响(Arrhenius 公式):

$$k = A \cdot e^{-E_a/RT}, \text{ 或 } \ln k = \frac{-E_a}{RT} + \ln A$$

k 随 T 的变化率: 设 T_1 时为 k_1 , T_2 时为 k_2 :

$$\ln \frac{k_2}{k_1} = \frac{E_a}{R} \left(\frac{T_2 - T_1}{T_1 \cdot T_2} \right)$$

或 $\lg \frac{k_2}{k_1} = \frac{E_a}{2.303R} \left(\frac{T_2 - T_1}{T_1 \cdot T_2} \right)$

活化能(E_a): 反应中, 活化配合物的最低能量与反应物平均能量之差, 称为该反应的活化能(本书定义)。符号为 E_a , 单位为 $\text{J} \cdot \text{mol}^{-1}$, 或 $\text{kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$ 。

● 典型题剖析 ●

【例1】 等压条件下, 将 2 mol H_2 由 300 K , 100 kPa 加热到 800 K , 气体膨胀所做体积功为多少?

解 将气体视为理想气体, 反抗外界压力做功:

$$\begin{aligned} W &= -p_{\text{ex}} \cdot \Delta V = -p_{\text{ex}} \cdot (V_2 - V_1) \\ &= -p_{\text{ex}} \cdot \left(\frac{nRT_2}{p_2} - \frac{nRT_1}{p_1} \right) \end{aligned}$$

$$p_1 = p_2 = p_{\text{ex}}$$

$$\begin{aligned} W &= -nR(T_2 - T_1) \\ &= -2 \text{ mol} \times 8.314 \text{ J} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \times (800 - 300) \text{ K} \\ &= -8.314 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1} \end{aligned}$$

【例2】 已知某天然气的组成成分中, 各组份气的体积分数为: CH_4 90%, C_2H_6 6.0%, 其余为不可燃组分。试通过计算说明: 在 25°C 下, 完全燃烧 1.00 m^3 101.325 kPa 该种天然气, 能获得多少热量?

解题思路 此天然气中两种可燃气体在常温常压下均被视为理想气体, 首先应根据气体分压定律计算出各自的分压和物质的量, 然后根据正确书写出的 CH_4 和 C_2H_6 燃烧反应的热化学方程式及相应的热力学数据, 分别计算出各自放出的热量, 最后计算出放热总和, 即为可获得的总热量。

解 因为 $\frac{V_B}{V} = \frac{n_B}{n}, \frac{n_B}{n} = \frac{p_B}{p}$

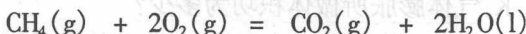
$$p(\text{CH}_4) = p \cdot \frac{V(\text{CH}_4)}{V} = 101.325 \text{ kPa} \times \frac{90\%}{1.00} = 91.2 \text{ kPa}$$

$$p(\text{C}_2\text{H}_6) = p \cdot \frac{V(\text{C}_2\text{H}_6)}{V} = 101.325 \text{ kPa} \times \frac{6.0\%}{1.00} = 6.08 \text{ kPa}$$

1.00 m³ 天然气中含有可燃组分的物质的量分别为

$$n(\text{CH}_4) = \frac{p(\text{CH}_4) \cdot V}{RT} = \frac{91.2 \text{ kPa} \times 1.00 \times 10^3 \text{ dm}^3}{8.314 \text{ J} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \times 298 \text{ K}} = 36.8 \text{ mol}$$

$$n(\text{C}_2\text{H}_6) = \frac{6.08 \text{ kPa} \times 1.00 \times 10^3 \text{ dm}^3}{8.314 \text{ J} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \times 298 \text{ K}} = 2.45 \text{ mol}$$

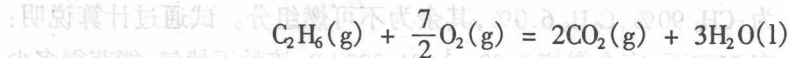


$$\frac{\Delta_f H_m^\ominus(\text{B, 物态}, 298\text{K})}{\text{kJ} \cdot \text{mol}^{-1}} \quad -74.81 \quad 0 \quad -393.5 \quad -285.8$$

$$\begin{aligned} \Delta_r H_m^\ominus(298\text{K}) &= \sum \nu_B \Delta_f H_m^\ominus(\text{B, 物态}, 298\text{K}) \\ &= [-393.5 + 2 \times (-285.8) \\ &\quad - (-74.81) - 0] \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1} \\ &= -890.3 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1} \end{aligned}$$

当反应进度为 36.8 mol 时

$$\Delta_r H_m = -890.3 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1} \times 36.8 \text{ mol} = -32763.04 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$$



$$\frac{\Delta_f H_m^\ominus(\text{B, 物态}, 298\text{K})}{\text{kJ} \cdot \text{mol}^{-1}} \quad -84.68 \quad 0 \quad -393.5 \quad -285.8$$

$$\begin{aligned} \Delta_r H_m^\ominus(298\text{K}) &= \sum \nu_B \Delta_f H_m^\ominus(\text{B, 物态}, 298\text{K}) \\ &= [2 \times (-393.5) + 3 \times (-285.8) - (-84.68) - 0] \\ &\quad \text{kJ} \cdot \text{mol}^{-1} \\ &= -1559.7 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1} \end{aligned}$$

当 C_2H_6 以 2.45 mol 为反应进度时, =

$$\Delta_r H_m = -1559.7 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1} \times 2.45 \text{ mol} = -3821.27 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$$

获得总热量:

$$(32763.04 + 3821.27) \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1} = 36584.31 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$$

【例 3】 一定条件下, 已知系统对环境做体积功 $100 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$, 环境为系统提供热量 $80 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$, 则系统的热力学能变 $\Delta U = ?$

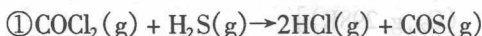
解 依据 $\Delta U = Q + W$, 系统对环境做功为负值, 从环境吸收热量为正值, 于是

$$W = -100 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}, Q = 80 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$$

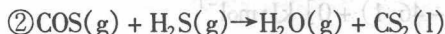
所以

$$\begin{aligned} \Delta U &= -100 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1} + 80 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1} \\ &= -20 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1} \end{aligned}$$

【例 4】 已知 25°C , 标准状态下, 如下反应及其反应热数据:

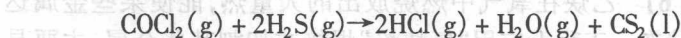


$$\Delta_r H_m^\ominus(298\text{K}) = -78.7 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$$



$$\Delta_r H_m^\ominus(298\text{K}) = 3.20 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$$

试通过计算说明相同条件下, 如下反应的反应热, 此反应是放热还是吸热反应?



解题思路 从给出条件分析, 已知反应热的两个化学反应方程式与要求反应热的化学反应方程式之间的关系是: 前二者加和后便是所求反应的化学反应方程式。根据盖斯定律(Hess law)可知, 只要将给出的两个反应热做相应加和即可完成解答。

$$\begin{aligned} \text{解 } \Delta_r H_m^\ominus(298\text{K}) &= \Delta_r H_m^\ominus(298\text{K}) + \Delta_r H_m^\ominus(298\text{K}) \\ &= -78.7 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1} + 3.20 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1} \end{aligned}$$