

《新大学化学学习导引（第二版）》

书籍信息

版次：1

页数：

字数：

印刷时间：

开本：B5

纸张：胶版纸

包装：平装

是否套装：否

国际标准书号ISBN：9787030335876

丛书名：普通高等教育“十一五”国家级规划教材配套教材

编辑推荐

详细解答练习题、课后习题；总结各章知识点，汇总各章定理、公式；提升学习效率，方便复习，轻松应对期末考试

内容简介

本书为《新大学化学》（第三版）（科学出版社，2012年）教材配套的教学参考书。全书共12章，包括化学反应基本规律、溶液与离子平衡、氧化还原反应和电化学、物质结构基础、金属元素与金属材料、非金属元素与无机非金属材料、有机高分子化合物及高分子材料、化学与能源、化学与环境保护、化学与生命、化学与生活、化学与国防这些章的相关内容的学习导引。每章包括两大部分内容：本章小结（包括基本要求、基本概念、计算公式集锦）和习题及详解。习题涵盖的知识面较宽泛，包括判断题、选择题、填空题、问答题、计算题等各种题型，并配有详细的解答。此外，还提供了六套综合练习题。

本书可作为高等院校理工科非化学化工类本科生学习大学化学课程的指导书，也可作为大学化学通识课素质教育的教学参考书。

作者简介

黄如丹，北京理工大学教授，博士生导师。基础化学实验教学示范中心主任。曾任化学系党支部书记，理学院党委委员。研究方向为多金属氧簇化学与配合物化学，主要从事新化合物的合成、结构表征及功能研究。

目录

第二版前言

**版前言

第1章 化学反应基本规律

1.1 本章小结

1.1.1 基本要求

1.1.2 基本概念

1.1.3 计算公式集锦

1.2 习题及详解

第2章 溶液与离子平衡

2.1 本章小结

2.1.1 基本要求

2.1.2 基本概念

2.1.3 计算公式集锦

2.2 习题及详解第二版前言**版前言第1章 化学反应基本规律1.1 本章小结1.1.1 基本要求

1.1.2 基本概念1.1.3 计算公式集锦1.2 习题及详解第2章 溶液与离子平衡2.1 本章小结2.1.1

基本要求2.1.2 基本概念2.1.3 计算公式集锦2.2 习题及详解第3章 氧化还原反应和电化学3.1

本章小结3.1.1 基本要求3.1.2 基本概念3.1.3 计算公式集锦3.2 习题及详解第4章

物质结构基础4.1 本章小结4.1.1 基本要求4.1.2 基本概念4.1.3 计算公式集锦4.2 习题及详解

第5章 金属元素与金属材料5.1 本章小结5.1.1 基本要求5.1.2 基本概念5.2 习题及详解第6章

非金属元素与无机非金属材料6.1 本章小结6.1.1 基本要求6.1.2 基本概念6.2 习题及详解

第7章 有机高分子化合物及高分子材料7.1 本章小结7.1.1 基本要求7.1.2 基本概念7.2

习题及详解第8章 化学与能源8.1 本章小结8.1.1 基本要求8.1.2 基本概念8.2 习题及详解

第9章 化学与环境保护9.1 本章小结9.1.1 基本要求9.1.2 基本概念9.2 习题及详解第10章

化学与生命10.1 本章小结10.1.1 基本要求10.1.2 基本概念10.2 习题及详解第11章

化学与生活11.1 本章小结11.1.1 基本要求11.1.2 基本概念11.2 习题及详解第12章

化学与国防12.1 本章小结12.1.1 基本要求12.1.2 基本概念12.2 习题及详解综合练习题

综合练习题(一)综合练习题(二)综合练习题(三)综合练习题(四)综合练习题(五)

综合练习题(六)索引

[显示全部信息](#)

前言

序言

媒体评论

评论

在线试读部分章节

第1章 化学反应基本规律

1.1 本章小结

1.1.1 基本要求

**节

系统与环境、相的概念

第二节

化学反应的质量守恒定律 化学计量方程式

状态与状态函数、热、功、热力学能的概念

化学反应的能量守恒定律 热力学**定律

焓、化学反应热 定容热和定压热、盖斯定律、标准摩尔生成焓、标准摩尔燃烧焓、化学反应热（反应的标准摩尔焓变）的计算

第三节

熵、热力学第三定律、标准摩尔熵、标准摩尔熵变的计算

吉布斯函数、定温定压下化学反应方向的判据、熵变及焓变与吉布斯函数变之间的关系（吉布斯亥姆霍兹公式）、标准摩尔生成吉布斯函数、标准摩尔吉布斯函数变的计算、定温定压下任意状态摩尔吉布斯函数变的计算（化学反应等温方程式）

第四节

气体分压定律、标准平衡常数、标准摩尔吉布斯函数变与标准平衡常数之间的第1章

化学反应基本规律1.1 本章小结1.1.1 基本要求**节系统与环境、相的概念第二节

化学反应的质量守恒定律 化学计量方程式

状态与状态函数、热、功、热力学能的概念化学反应的能量守恒定律 热力学**定律

焓、化学反应热 定容热和定压热、盖斯定律、标准摩尔生成焓、标准摩尔燃

烧焓、化学反应热（反应的标准摩尔焓变）的计算第三节

熵、热力学第三定律、标准摩尔熵、标准摩尔熵变的计算

吉布斯函数、定温定压下化学反应方向的判据、熵变及焓变与吉布斯函数变之间的关系（吉布斯亥姆霍兹公式）、标准摩尔生成吉布斯函数、标准摩尔吉布斯函数变的计算、定温定压下任意状态摩尔吉布斯函数变的计算（化学反应等温方程式）

第四节气体分压定律、标准平衡常数、标准摩尔吉布斯函数变与标准平衡常数之间的

关系、混合气体系统的总压改变对化学平衡的影响及其定量计算、温度对化学平衡

的影响及其计算第五节化学反应速率的表示法、反应进度

反应速率理论、活化能、化学反应热效应（焓变）与正、逆反应活化能之间的关系

基元反应与非基元反应、质量作用定律 基元反应速率方程、速率常数、反应级数

温度与反应速率常数之间的关系及其计算催化剂对反应速率的影响1.1.2 基本概念**节

系统与环境（三类热力学系统）系统是人为划定作为研究对象的物质；环境是系统以外并与之密切相关的其他物质。系统和环境之间通过物质和能量的交换相互作用，按照物质和能量交换的不同情况，可将系统分为三类。（1）

敞开系统：与环境之间既有物质交换，又有能量交换。（2）

封闭系统：与环境之间仅存在能量交换，不存在物质交换。（3）

隔离系统：与环境之间既无物质交换，也无能量交换。相（相与聚集态）

系统中的任何物理和化学性质完全相同的部分称为相。不

同相之间有明显的界面，但有界面不一定就是不同的相，如相同的固态物质。对于不同的相，在相界面两侧的物质某些宏观性质（如折射率、相对密度等）会发生突变。聚集状态相同的物质在一起，并不一定是单相系统（如油与水的混合），同一种物质可因聚集状态不同而形成多相系统（如冰、水及水蒸气）。

单相（均匀）和多相（不均匀）系统 系统由一个相组成，称为单相系统或均匀

系统，如气体（单一组分、混合）和溶液都是单相系统。

系统由两个或两个以上相组成，称为多相系统或不均匀系统，如不同液体、不同固体之间或同一种物质不同聚集状态共存的系统等。第二节

质量守恒定律（物质不灭定律 化学反应计量方程）在化学反应中，原子本身不发生变化，发生变化的是原子的组合方式，即化学反应发生前后，原子的种类和数量保持不变。物质的质量既不能创造，也不能毁灭，只能由一种形式转变为另一种形式。可用化学反应计量方程式表述反应物与生成物之间的原子数目和质量的平衡关系，即参加反应的全部物质的质量等于全部反应生成物的质量。化学计量数在化学计量方程式中，各物质的化学式前的系数称为化学计量数，用符号 ν 表示，量纲为1。将反应物的计量数定为负值，而生成物的计量数定为正值。化学计量方程通式即 $0 = \sum \nu_i B_i$ 。状态

用来描述系统的宏观性质（如压力、体积、温度、物质的量）的总和。系统的性质确定，其状态也就确定了。反之，系统的状态确定，其性质也就有确定的值。

状态函数 用来确定系统状态性质的物理量，如压力、体积、温度、物质的量、热力学能、焓、熵、吉布斯函数等称为状态函数，它是系统自身的性质。状态函数有三个主要特点：（1）状态一定，其值一定。（2）殊途同归，值变相等。（3）

周而复始，值变为零。热力学能及其特征

宏观静止系统中，在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，系统内各种能量的总和称为系统的热力学能（ U ），包括系统内部各种物质的分子平动能、分子间转动能、分子振动能、电子运动能、核能等。其特征表现在：

无法知道一个热力学系统的热力学能的**值； 热力学

能是一个状态函数，其改变量只与始态和终态有关，而与变化的途径无关； 热力学能具有加和性，与系统中物质的量成正比。热

由于温度不同而在系统与环境之间能量传递的形式称为热，用符号 Q 表

示，它是系统和环境发生能量交换的一种形式。热不是状态函数，与过程有关。

功（体积功、有用功）系统与环境之间除热以外的其他传递能量的形式称为

功，用符号 W 表示。热力学中将功分为体积功和非体积功两类。在一定外压下，由于系统体积的变化而与环境交换能量的形式称为体积功（又称膨胀功）；除体积功以外的一切功称为非体积功（或称有用功、其他功），用符号 W' 表示，书中遇到的非体积功有表面功、电功等。功与热一样都不是状态函数，其数值与途径有关。功

的单位为 $\text{Pa} \cdot \text{m}^3 = \text{J}$ 。 Q 和 W 的符号规定 一般规定，系统吸收热， Q

为正值；系统放出热， Q 为负值。系统对环境做功， W 为负值；环境对系统做功， W

为正值。热力学**定律数学表达式 若封闭系统由始态（热力学能为 U_1 ）变到终态

（热力学能为 U_2 ），同时系统从环境吸热 Q ，得功 W ，则系统热力学能的变化为 $U_2 - U_1 = Q + W$

它表示封闭系统以热和功的形式传递能量，必定等于系统热力学能的变化。

化学反应的反应热 通常把只做体积功，且始态和终态具有相同温度时，系统

吸收或放出的热量称为化学反应的反应热。按照反应条件的不同，又可分为恒容

反应热和恒压反应热。恒容（定容）反应热 在恒容、不做非体积功的条件下， $V = 0$ ， $W = -p \Delta V = 0$ ，所以 $U_2 - U_1 = Q + W = Q_V$

。其意义是：在定容条件下进行的化学反应，其反应

热等于该系统中热力学能的改变量。恒压（定压）反应热

在恒压、只做体积功的条件下， $W = -p \Delta V$ ， $W_{\text{非}} = 0$ ， $U = Q + W = Q_p - p \Delta V$ 。所以 $Q_p = \Delta U + p \Delta V = (U_2 - U_1) + p(V_2 - V_1) = (U + pV)_2 - (U + pV)_1 = H_2 - H_1 = \Delta H$ 。其意义是：等压过程反应热等于系统焓的改变量。

焓及其特征热力学状态函数，符号为 H ， $H = U + pV$ 。焓具有加和性。由于热力学能的**值无法测得，因此焓的**值也无法知道。盖斯定律

化学反应的反应热（在定压和定容下）只与物质的始态和终态有关，而与变化的途径无关。也可表述为，一个总反应的反应热 rH_m 等于其所有分步反应的反应热（ $rH_{m,i}$ ）的总和，即 $rH_m = \sum_i rH_{m,i}$

标准摩尔生成焓（热）在一定温度和标准状态下，由参考态单质生成单位物

质的量某物质B时反应的焓变，以符号 fH_m 表示，SI单位为 $\text{kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$ 。参考态单质的标准摩尔生成焓 $fH_m(B, T)$ （参考态单质）为0；水合 H^+

的标准摩尔生成焓 $fH_m(\text{H}^+, \text{aq})$ 为0。一般附表中列出的是物质在298.15K时的标准摩尔生成焓的数据。标准摩尔燃烧焓（热）

在一定温度和标准状态下，单位物质B完全燃烧反应的摩尔焓变，以符号 cH_m 表示，SI单位为 $\text{kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$ 。这里所说的“完全燃烧”是指可燃物分子中的各种元素，如碳变为 $\text{CO}_2(\text{g})$ 、氢变为 $\text{H}_2\text{O}(\text{l})$ 、硫变为 $\text{SO}_2(\text{g})$ 、磷变为 $\text{P}_2\text{O}_5(\text{s})$ 、氮变为 $\text{N}_2(\text{g})$ 、氯变为 $\text{HCl}(\text{aq})$ 等，热力学上规定这些产物为*

终产物。由于标准摩尔燃烧焓是以燃烧终点为参照物的相对值，因此这些燃烧*终产物的标准摩尔燃烧焓规定为零。单质氧没有燃烧反应，也可以认为它的燃烧焓为零。标准摩尔焓变在标准状态和某一温度下，任一化学反应的标准摩尔焓变等于生成物标准摩尔生成焓的总和减去反应物标准摩尔生成焓的总和，以符号 $rH_m(T)$ 表示。温度变化不大时，反应的焓变可以看成是不随温度变化的，即 $rH_m(T) \approx rH_m(298.15\text{K})$

对于有机化学反应，其标准摩尔焓变也等于反应物标准摩尔燃烧焓总和减去生成物标准摩尔燃烧焓总和。热力学标准态 气体物质的标准态：标准压力 $p = 100.00\text{kPa}$ 时的（假想的）理想气体状态。溶液（溶质为B）的标准态：标准压力时，标准质量摩尔浓度 $b = 1.0\text{mol} \cdot \text{kg}^{-1}$ ，并表现为无限稀溶液特性时溶质B的（假想）状态。液体和固体的标准态：标准压力 $p = 100.00\text{kPa}$ 下的纯液体和纯固体。参考态元素（单质）一般指在所讨论 T 、 p 下*稳定状态的单质或规定的单质。根据标准摩尔生成焓的定义，参考态元素的标准摩尔生成焓为零。第三节自发过程在一定条件下不需任何外力作用就能自动进行的过程。控制系统变化方向的自然规律

（1）从过程的能量来看，物质系统倾向于取得**能量状态。（2）从系统中质点分布和运动状态来分析，物质系统倾向于取得**混乱度。（3）凡是自发过程通过一定的装置都可以做有用功。焓及其特征

熵用来表征系统内部质点的无序度或混乱度，符号为 S ，是状态函数，具有加和性，与系统中物质的量成正比。（1）物质的熵值随温度升高而增大，这是因为动能随温度升高而增大，导致微粒运动的自由度增大。（2）同一物质在气态的熵值总是大于液态的熵值，液态的熵值又大于固态的熵值。（3）气态多原子分子的 S_m, B 比单原子分子大。（4）

熵值随温度升高而增大，这是因为动能随温度升高而增大，导致微粒运动的自由度增大。（2）同一物质在气态的熵值总是大于液态的熵值，液态的熵值又大于固态的熵值。（3）气态多原子分子的 S_m, B 比单原子分子大。（4）

熵值随温度升高而增大，这是因为动能随温度升高而增大，导致微粒运动的自由度增大。（2）同一物质在气态的熵值总是大于液态的熵值，液态的熵值又大于固态的熵值。（3）气态多原子分子的 S_m, B 比单原子分子大。（4）

熵值随温度升高而增大，这是因为动能随温度升高而增大，导致微粒运动的自由度增大。（2）同一物质在气态的熵值总是大于液态的熵值，液态的熵值又大于固态的熵值。（3）气态多原子分子的 S_m, B 比单原子分子大。（4）

熵值随温度升高而增大，这是因为动能随温度升高而增大，导致微粒运动的自由度增大。（2）同一物质在气态的熵值总是大于液态的熵值，液态的熵值又大于固态的熵值。（3）气态多原子分子的 S_m, B 比单原子分子大。（4）

熵值随温度升高而增大，这是因为动能随温度升高而增大，导致微粒运动的自由度增大。（2）同一物质在气态的熵值总是大于液态的熵值，液态的熵值又大于固态的熵值。（3）气态多原子分子的 S_m, B 比单原子分子大。（4）

熵值随温度升高而增大，这是因为动能随温度升高而增大，导致微粒运动的自由度增大。（2）同一物质在气态的熵值总是大于液态的熵值，液态的熵值又大于固态的熵值。（3）气态多原子分子的 S_m, B 比单原子分子大。（4）

熵值随温度升高而增大，这是因为动能随温度升高而增大，导致微粒运动的自由度增大。（2）同一物质在气态的熵值总是大于液态的熵值，液态的熵值又大于固态的熵值。（3）气态多原子分子的 S_m, B 比单原子分子大。（4）

熵值随温度升高而增大，这是因为动能随温度升高而增大，导致微粒运动的自由度增大。（2）同一物质在气态的熵值总是大于液态的熵值，液态的熵值又大于固态的熵值。（3）气态多原子分子的 S_m, B 比单原子分子大。（4）

熵值随温度升高而增大，这是因为动能随温度升高而增大，导致微粒运动的自由度增大。（2）同一物质在气态的熵值总是大于液态的熵值，液态的熵值又大于固态的熵值。（3）气态多原子分子的 S_m, B 比单原子分子大。（4）

熵值随温度升高而增大，这是因为动能随温度升高而增大，导致微粒运动的自由度增大。（2）同一物质在气态的熵值总是大于液态的熵值，液态的熵值又大于固态的熵值。（3）气态多原子分子的 S_m, B 比单原子分子大。（4）

熵值随温度升高而增大，这是因为动能随温度升高而增大，导致微粒运动的自由度增大。（2）同一物质在气态的熵值总是大于液态的熵值，液态的熵值又大于固态的熵值。（3）气态多原子分子的 S_m, B 比单原子分子大。（4）

熵值随温度升高而增大，这是因为动能随温度升高而增大，导致微粒运动的自由度增大。（2）同一物质在气态的熵值总是大于液态的熵值，液态的熵值又大于固态的熵值。（3）气态多原子分子的 S_m, B 比单原子分子大。（4）

熵值随温度升高而增大，这是因为动能随温度升高而增大，导致微粒运动的自由度增大。（2）同一物质在气态的熵值总是大于液态的熵值，液态的熵值又大于固态的熵值。（3）气态多原子分子的 S_m, B 比单原子分子大。（4）

熵值随温度升高而增大，这是因为动能随温度升高而增大，导致微粒运动的自由度增大。（2）同一物质在气态的熵值总是大于液态的熵值，液态的熵值又大于固态的熵值。（3）气态多原子分子的 S_m, B 比单原子分子大。（4）

熵值随温度升高而增大，这是因为动能随温度升高而增大，导致微粒运动的自由度增大。（2）同一物质在气态的熵值总是大于液态的熵值，液态的熵值又大于固态的熵值。（3）气态多原子分子的 S_m, B 比单原子分子大。（4）

熵值随温度升高而增大，这是因为动能随温度升高而增大，导致微粒运动的自由度增大。（2）同一物质在气态的熵值总是大于液态的熵值，液态的熵值又大于固态的熵值。（3）气态多原子分子的 S_m, B 比单原子分子大。（4）

压力对气态物质的熵值影响较大，压力越高，熵值越小。(5)

对于摩尔质量不同的物质，其结构越复杂，对称性越低， S_m ， B 值越大。(6)

混合物的熵值总是大于纯净物的熵值。规定熵(规定熵)根据热力学第三定律，规定0K纯净的完整晶态物质的熵为零。因此，如果知道某物质从0K

到指定温度下的热力学数据，如热容、相变热

等，便可求出此温度下的熵值，称为规定熵。摩尔熵 单位物质的量的物质B

的规定熵称为摩尔熵。标准摩尔熵

在一定温度和标准状态下的摩尔熵称为标准摩尔熵，符号为 S_m^\ominus ， B ，单位为 $J \cdot mol^{-1} \cdot K^{-1}$ 。注意，参考态元素的标准摩尔熵不等于零。一般附表中列出的是物质在298.15K

时的标准摩尔熵的数据。标准摩尔熵变

在一定温度和标准态条件下，终态与始态之间标准摩尔熵的

改变量。化学反应的标准摩尔熵变等于生成物标准摩尔熵的总和减去反应物标准

摩尔熵的总和。对于同一个反应，由于反应物和生成物的熵值随温度升高而同时

相应增加，标准摩尔熵变随温度变化较小，因此 $rS_m(T) \approx rS_m(298.15K)$

吉布斯函数及其特征 吉布斯函数是热力学系统的状态函数，其定义式为 $G = H - TS$

。吉布斯函数具有加和性。由于焓的**值无法测得，因此吉布斯函数

的**值也无法知道。吉布斯函数变与焓变、熵变的关系 $G = H - TS$

吉布斯函数变与有用功的关系 系统吉布斯函数的减少等于它在定温、定压

下对环境所可能做的**有用功，即 $G = W_{max}$ 标准摩尔生成吉布斯函数

在一定温度和标准状态下，由参考态元素生成单位

物质的量的某物质时反应的吉布斯函数变，以符号 fG_m 表示，SI 单位为 $kJ \cdot mol^{-1}$ 。

标准摩尔吉布斯函数变 在标准状态和某一温度下，化学反应的标准摩尔吉

布斯函数变等于生成物标准摩尔生成吉布斯函数的总和减去反应物标准摩尔生成

吉布斯函数的总和，以符号 $rG_m(T)$ 表示。

非标准态摩尔吉布斯函数变与标准摩尔吉布斯函数变的关系 根据化学反应等温方程式有

$rG_m(T) = rG_m^\ominus(T) + RT \ln \prod B_p^{B_p}$ 式中： B 为连乘算符。熵判据

在隔离系统中，自发过程朝着熵增大的方向进行，即 S 为正值的过程

(熵增过程)是自发过程，而 S 为负值的过程(熵减过程)是非自发过程。

吉布斯函数判据 在等温、等压和系统不做非体积功的条件下： $G < 0$

，过程可正向自发进行； $G > 0$ ，正向过程非自发，逆向过程可自发进行； $G = 0$

，系统处于平衡状态。第四节可逆反应

若一个化学反应系统，在相同条件下可以由反应物之间相互作用生成生成物(正反应)

，同时生成物之间也可以相互作用生成反应物(逆反应)，这样

的反应称为可逆反应。可逆性是化学反应的普遍特征。化学平衡状态

当可逆反应进行到**限度时，系统中反应物和生成物的浓

度不再随时间而改变，反应似乎已经“停止”，系统的这种表面上静止的状态称为化

学平衡状态。化学平衡是动态平衡，是有条件的、相对的、暂时的。标准平衡常数

当反应达到动态平衡时，用各组分在平衡时的相对浓度或相

对分压(气相反应)来定量表达化学反应的平衡关系的常数称为标准平衡常数。它

表达反应进行的程度： K 值越大，平衡系统中生成物越多而反应物越少，反之亦然。

标准平衡常数是反应的特性常数，是由反应的本性决定的，仅与温度有关，

与系统组分的浓度和压力无关；量纲为1；其值与反应方程式的写法有关。对于反应 aA

+ bB cC + dD (1) 如果四种物质都是气体, $K = \frac{[p_C/p]^c [p_D/p]^d [p_A/p]^a}{[p_B/p]^b}$, $p = 100.00\text{kPa}$ 。

[显示全部信息](#)

本站所提供下载的PDF图书仅提供预览和简介，请支持正版图书。

[更多资源请访问www.tushupdf.com](http://www.tushupdf.com)