

<<物理化学>>

图书基本信息

书名：<<物理化学>>

13位ISBN编号：9787030322142

10位ISBN编号：7030322142

出版时间：1970-1

出版时间：科学出版社

作者：崔黎丽，刘毅敏 主编

页数：336

版权说明：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：<http://www.tushu007.com>

## &lt;&lt;物理化学&gt;&gt;

## 内容概要

《物理化学》是三所军医大学及几所高等医药院校联合编写的药学专业系列教材之一。全书共九章，包括热力学第一定律、热力学第二定律、化学平衡、相平衡、电化学、化学动力学、表面现象、胶体分散系、大分子化合物，以及附录和参考文献。各章含内容提要、章节内容、思考题和习题。全书采用以国际单位制（SI为基础的“中华人民共和国法定计量单位”和国家标准（GB 3100 ~ 3102 - 93）所规定的符号。

《物理化学》力求编写成一本系统而又简明、通俗而又严谨的物理化学教材，为学生后续课程的学习打下基础；注重启发思维，充分激发学生的创新意识和探索精神，为学生知识、素质、能力协调发展创造条件。

《物理化学》可作为高等医药院校和综合性大学药学、药物制剂、临床药学、医学检验及预防医学等专业的物理化学课程教材，也可作为相关专业的学生或教师的参考书。

## &lt;&lt;物理化学&gt;&gt;

## 书籍目录

## 前言

## 绪论

0.1 物理化学的基本研究内容

0.2 物理化学的建立和发展

0.3 物理化学的作用和意义

0.4 物理化学的学习方法

## 第1章 热力学第一定律

1.1 热力学概论

1.1.1 热力学研究的基本内容

1.1.2 热力学的方法和局限性

1.2 热力学基本概念和术语

1.2.1 系统与环境

1.2.2 系统的性质

1.2.3 热力学平衡态

1.2.4 状态和状态函数

1.2.5 过程和途径

1.2.6 热和功

1.3 热力学第一定律

1.3.1 热力学能

1.3.2 热力学第一定律

1.4 可逆过程

1.5 焓和热容

1.5.1 等容热

1.5.2 等压热和焓

1.5.3 热容

1.6 热力学第一定律在系统状态变化中的应用

1.6.1 理想气体的热力学能和焓

1.6.2 理想气体的 $C_{p,m}$ 与 $C_{V,m}$ 的关系

1.6.3 理想气体绝热过程

1.6.4 相变化过程

1.7 热力学第一定律在化学变化中的应用

1.7.1 反应进度

1.7.2 等压热效应 $Q_p$ 与等容热效应 $Q_v$

1.7.3 热效应的测量

1.7.4 热化学方程式

1.7.5 赫斯定律

1.8 化学反应热效应的计算

1.8.1 生成焓

1.8.2 燃烧焓

1.8.3 溶解热和稀释热

1.8.4 反应热与温度的关系

## 第2章 热力学第二定律

2.1 热力学第二定律的经典表述

2.1.1 自发过程及特征

## &lt;&lt;物理化学&gt;&gt;

- 2.1.2 热力学第二定律的经典表述
- 2.2 熵函数及热力学第二定律的熵表达
  - 2.2.1 卡诺循环和卡诺定理
  - 2.2.2 熵的引出
  - 2.2.3 热力学第二定律数学表达式
  - 2.2.4 熵增原理
  - 2.2.5 熵的物理意义
- 2.3 熵变的计算
  - 2.3.1 简单状态变化过程的熵变
  - 2.3.2 相变过程的熵变计算
- 2.4 热力学第三定律
  - 2.4.1 热力学第三定律的各种表述
  - 2.4.2 规定熵的计算
  - 2.4.3 化学反应的熵变
- 2.5 亥姆霍兹能和吉布斯能
  - 2.5.1 亥姆霍兹能
  - 2.5.2 吉布斯能
  - 2.5.3 亥姆霍兹能和吉布斯能与功的关系

.....

- 第3章 化学平衡
- 第4章 相平衡
- 第5章 电化学
- 第6章 化学动力学
- 第7章 表面现象
- 第8章 胶体分散系
- 第9章 大分子化合物
- 附录1 部分物质的摩尔恒压热容及与温度的关系
- 附录2 部分物质的热力学数据表值
- 附录3 一些电极的标准电极电势
- 附录4 一些生物系统的标准电极电势
- 参考文献

## &lt;&lt;物理化学&gt;&gt;

## 章节摘录

版权页：插图：胶体（colloidal）的概念由英国科学家格雷哈姆（Graham）于1861年提出，他在研究物质在水溶液中的扩散时将物质分为两类，一类能透过半透膜，扩散速度很快，当把溶剂蒸干后析出晶体；还有一类物质不能透过半透膜，扩散速度很慢，把溶剂蒸干后得到黏稠的胶状物。

由此他把物质分为晶体和胶体两大类。

随着科学的发展，人们发现这种对物质的分类方法并不正确。

只要选择适当的分散介质，任何一种晶体物质都可以被分散成胶体，如氯化钠溶在水中是真溶液，但分散在酒精中则成为胶体。

胶体是物质以一定分散程度存在的一种状态，而不是某一类物质的固有特性。

胶体的含义就是高度分散的意思。

尽管胶体作为物质的分类方法并不科学，但具有上述特征的分散系统理解为胶体这一概念被延续下来。

胶体化学(colloidal chemistry)是研究胶体分散系物理化学性质的一门科学。

胶体化学已广泛应用于气象学、环境学、地质学、农学、生物医药等领域，随着分子生物学、生物化学、超微、纳米材料制备等技术的迅速发展，胶体化学研究的内容更为广泛和深入。

胶体化学与生命科学的联系极为紧密。

从胶体化学的观点出发，人体就是典型的胶体系统。

血液、细胞液等是蛋白质及其他物质的胶体溶液，皮肤、肌肉、脏器乃至毛发、指甲等也属胶体体系的范畴。

人体的生理变化和病理变化与胶体也有密切联系，某些药物如胰岛素、催产素、增压素以及血浆代用品、疫苗等，本身就是胶体体系。

第1章 热力学第一定律内容提要 本章内容包括热力学概论、热力学基本概念和术语、热力学第一定律、可逆过程、焓和热容、热力学第一定律在系统状态变化和化学变化中的应用及化学反应热效应的计算。

先介绍热力学概论和热力学基本概念，由能量守恒原理提出热力学第一定律，通过体积功与过程的关系，引出可逆过程这个重要的热力学概念；为计算热效应介绍了焓和热容这两个热力学函数；重点阐述了热力学第一定律的应用（系统状态变化和化学变化）及化学反应热效应的计算。

案例11 热力学独特的研究方法和思路，使其在生物医药学研究领域占有重要的地位，并得到了广泛的应用。

近年来用热力学参数来表征蛋白质变性机理就备受青睐，用来表征蛋白质变性的热力学参数包括热容、变性吉布斯能、变性焓和变性熵等。

例如，蛋白质在没有变性剂存在时折叠态和伸展态吉布斯能的差值  $\Delta G_{H_2O}$ 可用于衡量蛋白质对变性剂的稳定性。

$\Delta G_{H_2O}$ 值越大，表明其越稳定，如核糖核酸酶的伸展平衡态在等电点附近  $\Delta G_{H_2O}$ 达到最大值。

热容  $C_p$ 可以表征蛋白质变性过程中的两态模型。

蛋白质在伸展过程中， $C_p$ 是一个特别大的正值。

利用蛋白质的变性焓可以判断其是否为两态变性。

目前，将光谱技术和量热技术结合，对蛋白质的变性研究在深度和广度上都有很大的拓展，并形成了很多理论阐述。

1.1 热力学概论 1.1.1 热力学研究的基本内容 热力学(thermodynamics)是研究自然界一切能量(如热能、电能、化学能、表面能等)之间相互转化的规律的一门科学。

它的主要基础是热力学第一定律、热力学第二定律，以及热力学第三定律。

其中，热力学第一定律和第二定律是热力学中的最基本定律。

将热力学的基本原理应用于化学反应及与化学有关的物理现象的研究所形成的分支学科为化学热力学(chemical thermodynamics)。

它的主要内容是利用热力学第一定律计算变化过程的能量转换问题；利用热力学第二定律研究变化过

## &lt;&lt;物理化学&gt;&gt;

程的方向和限度问题；利用热力学第三定律解决物质熵值的计算，为化学平衡计算奠定了基础。

化学热力学的基本定律和原理在许多方面有重大的指导意义。

如工业生产中能量衡算与合理利用问题、新工艺路线的设计、新化学试剂和新材料的开发研究、反应条件的确定和产品的分离等都离不开化学热力学的理论和数据。

化学热力学在新型药物及新剂型的研制和生产中都起到十分重要的作用。

例如，药物生产中温度和压力的控制，各种制剂剂型的研制，有关溶剂的合理选择，分馏与结晶方法的确定，以及药物消毒、灭菌等都涉及热力学的重要应用。

同时，发现更多潜在的药物靶点和创新药物，研究药物与其受体的亲和作用规律、药物合成的可能性及最高产率的确定，药物制剂的制备、稳定性和科学的储存方法，以及药物有效成分的提取和分离等，都需要应用化学热力学的基本理论和方法。

1.1.2 热力学的方法和局限性热力学采用严格的数理逻辑推理法，在热力学基本定律的基础上，推导出适用于特定条件的相关结论。

然而，热力学以大量微观粒子所构成的宏观系统为研究对象，对系统的微观性质无法解答，所得结论不适用于个别微粒的个体行为；热力学只考虑系统始态和终态及过程进行的外界条件，不关注微观粒子的结构和反应过程中的细节；热力学不涉及时间概念，无法指出过程进行的速率问题。

热力学基本定律是人类长期经验的总结，有着坚实的实验基础，具有高度的普遍性和可靠性。

虽然热力学方法有上述局限性，但它仍是一种很有用的理论工具，被广泛应用于生产实践和科学研究中。

1.2 热力学基本概念和术语1.2.1 系统与环境中，将所研究的那部分物质和空间称为系统（system）。

系统之外与系统密切相关的物质和空间称为环境（surroundings）。

系统和环境之间通过实际存在的或假想的界面得以分开。

根据系统与外界之间的能量传递和物质交换的不同，热力学系统可分为三类：1）敞开系统（open system）系统与外界之间既有能量的交换，又有物质的交换。

2）封闭系统（closed system）系统与外界之间只有能量的交换，而无物质的交换。

3）孤立系统（isolated system）系统与外界之间既无能量的交换，也无物质的交换。

例如，置于不加盖的玻璃杯中的热水即为敞开系统。

因为不仅水分子会逸散到空气中去，同时由于温度差，系统和外界之间还有热交换。

但玻璃杯加上盖子，则形成封闭系统。

若将玻璃杯换成真空保温杯，且保温性能良好，则系统和外界间的热交换可忽略，形成孤立系统。

在解决热力学实际问题时，系统的选择没有定规，以处理问题的科学、方便、简捷为准则。

自然界中没有绝对的孤立系统。

热力学中常将系统和外界加在一起作为孤立系统处理。

1.2.2 系统的性质系统的性质（亦称热力学变量）指表征系统状态的各种宏观物理量，如温度、压力、体积、密度、热力学能、熵等。

根据系统性质与系统中物质数量的关系，系统的性质可分为两类：1）广度性质（extensive properties）这类性质的数值大小与系统中物质的量成正比，具有加和性。

例如，体积、质量、物质的量、热容及热力学能、熵等均为广度性质。

2）强度性质（intensive properties）这类性质的数值与系统中物质的量无关，不具有加和性。

例如，压力、温度、密度、黏度和表面张力等均为强度性质。

注意，通常两个广度性质之比成为系统的强度性质。

例如，摩尔体积是体积和物质的量之比，密度是质量与体积之比。

而广度性质与强度性质的乘积仍为广度性质，如体积是物质的量与摩尔体积的乘积。

1.2.3 热力学平衡态在不受外界影响的条件下，系统的各种宏观性质不随时间而变化，则系统所处的状态称为热力学平衡态（thermodynamic equilibrium state）。

热力学平衡态应同时包括下列平衡：1）力平衡在不考虑重力场的影响下，系统各部分之间及系统与外界之间，没有不平衡的力存在。



## &lt;&lt;物理化学&gt;&gt;

宏观上看, 边界不发生相对移动, 系统各部分的压力都相等。

2) 热平衡 在没有绝热界面存在的情况下, 系统内各部分及系统与环境的温度都相等。

3) 相平衡 当物质在各相之间的分布达到平衡时, 各相的组成和数量不随时间而改变。

4) 化学平衡 当系统中化学反应达到平衡时, 系统的组成和数量不随时间而变。

1.2.4 状态和状态函数系统的状态是系统所有物理性质和化学性质的综合表现。

系统状态确定时, 系统的所有性质都具有唯一确定的值; 反之, 当系统的所有性质都确定时, 系统就处于确定的状态。

当系统的任一性质发生变化时, 系统的状态也随之发生变化。

通常系统变化前的状态称为始态, 变化后的状态称为终态。

同一系统的各种性质之间存在联系, 一般只需要确定其中几个可独立变化的性质, 则系统的状态也随之确定。

如一定量的单组分理想气体, 通常只需确定温度和压力两个性质, 就可确定其状态。

由系统状态所确定的各种热力学性质, 称为系统的状态函数 (state function)。

如温度、压力、体积、密度等都是状态函数。

状态函数的特点是: 1) 状态函数与状态保持单值函数关系。

系统的状态一定, 状态函数就有确定的数值。

2) 状态函数的改变值只与系统的始态和终态有关, 而与变化的途径无关。

因此, 无论系统曾经历何种变化, 只要恢复原态, 则状态函数必定恢复原值。

如始终态相同的循环过程, 任意状态函数的变化必定为零。

3) 状态函数的微小变化, 在数学上是一全微分。

例如, 某状态函数 $Z$ 是 $x$ 和 $y$ 的函数, 即 $Z = f(x, y)$ 。

当 $x$ 和 $y$ 发生一微小变化后,  $Z$ 的微小变化可用全微分表示, 即 $dZ = Z_T pdT + Z_p T dp$ 由状态函数特性可知, 若系统从始态出发, 经历一系列变化后回到原来的始态, 则状态函数 $Z$ 的改变值一定为零, 在数学上可用 $dZ$ 的环积分表示, 即  $\oint dZ = 0$ 。

凡是状态函数, 必然符合上述状态函数的特征; 反之, 若系统的某个性质符合上述特征, 则该性质一定是状态函数。

描述状态函数间定量关系的数学式称为状态方程, 如理想气体状态方程:  $pV = nRT$ 。

1.2.5 过程和途径系统由始态至终态的任何变化称为过程 (process), 实现某一过程的具体步骤称为途径 (path)。

系统的变化过程分为简单状态变化过程、相变化过程和化学变化过程三大类。

简单状态变化过程细述如下: 1) 等温过程 (isothermal process) 在环境温度恒定下, 系统始态和终态的温度相同, 并且等于环境温度的过程, 即 $T_{\text{系}} = T_{\text{环}} = \text{常数}$ 。

2) 等压过程 (isobaric process) 在环境压力恒定下, 系统始态和终态压力相同, 并且等于环境压力的过程, 即 $p_{\text{系}} = p_{\text{环}} = \text{常数}$ 。

须注意的是, 当系统状态改变时, 环境压力恒定, 即 $p_{\text{环}} = \text{常数}$ , 该过程为反抗恒外压过程。

3) 等容过程 (isochoric process) 系统的体积保持不变的过程。

如理想气体同时改变 $T$ 和 $p$ , 可保证 $V$ 不变; 再如密闭刚性容器中发生的化学反应等。

4) 绝热过程 (adiabatic process) 系统与环境之间没有热传递的过程。

如气体的绝热膨胀、绝热压缩、绝热容器的相变化及化学变化等。

5) 循环过程 (cyclic process) 系统从某一状态出发, 经一系列变化, 又恢复到原来状态的过程。

系统在循环过程中, 始态和终态相同, 其状态函数的改变量为零。

系统中物质在不同相间的迁移过程称为相变化; 系统中的物质发生化学变化的过程称为化学变化过程。

1.2.6 热和功1.热和功非孤立系统的状态发生变化时, 总是与环境间有能量的交换。

能量交换的形式有两种, 即热 (heat) 和功 (work)。

1) 热 在热力学中, 系统与环境之间由于存在温度差而产生的能量交换称为热, 用符号 $Q$ 表示。

若系统吸热,  $Q$ 取正值, 即 $Q > 0$ ; 若系统放热,  $Q$ 取负值, 即 $Q < 0$ 。

## &lt;&lt;物理化学&gt;&gt;

热的单位为焦耳 (J)。

热与系统内部大量分子的无规则热运动有关，分子无规则热运动的强度越大，即分子的平均动能越大，系统的温度就越高。

当两个温度不同的物体相接触时，可通过分子的碰撞而交换能量。

2) 功 热力学中，除热以外，在系统与环境之间产生的其他一切形式的能量交换称为功，用符号W表示。

若系统对环境做功，W取负值，即 $W < 0$ ；若环境对系统做功，W取正值，即 $W > 0$ 。

功的单位为焦耳 (J)。

虽然热和功都是被交换的能量，但是从微观角度看，两者存在不同之处。

热是大量质点以无序运动的方式传递能量，而功是大量质点以有序运动的方式传递能量。

此外，热和功总是与系统发生的具体过程相联系，它们不是系统本身的属性，不是状态函数，不存在全微分性质，它们的微小变化分别采用 Q和 W表示。

2. 体积功的计算功 (W) 有多种形式，如机械功、体积功、电功、表面功等。

热力学中经常接触到的是体积功，用符号 $W_e$ 表示。

除体积功之外的所有其他功称为非体积功，用符号 $W'$ 表示。

因此， $W = W_e + W'$ 。

如果没有特殊说明，一般所说的做功，指的都是做体积功，所以体积功 $W_e$ 可直接写为W。

(1) 体积功的定义系统在外压作用下，体积变化时系统与环境之间传递的功称为体积功。现以气体的压缩或膨胀来推导体积功的计算通式。

.....



<<物理化学>>

编辑推荐

《物理化学》是高等医学院校医药学专业化学教材之一。

版权说明

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:<http://www.tushu007.com>