

▶ 高职高专“十一五”规划教材

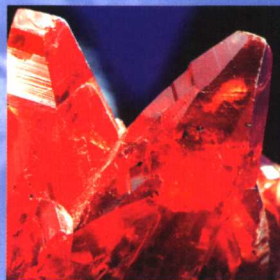


高校教材

Inorganic Chemistry

无机化学

主 编 许雅周
陈 彬



华东师范大学出版社

高职高专“十一五”规划教材

无机化学

主 编 许雅周
陈 彬

Inorganic Chemistry

华东师范大学出版社

高职高专“十一五”规划教材

无机化学(实验部分)

主 编 许雅周
陈 彬

Inorganic Chemistry

华东师范大学出版社

图书在版编目(CIP)数据

无机化学/许雅周,陈彬主编. —上海:华东师范大学出版社,2006.6

ISBN 7-5617-4783-7

I. 无... II. ①许...②陈... III. 无机化学 - 高等学校:技术学校 - 教材 IV. 061

中国版本图书馆 CIP 数据核字(2006)第 074108 号

高职高专“十一五”规划教材

无机化学

主 编 许雅周 陈 彬
组 稿 大中专教材事业部
项目编辑 朱建宝
文字编辑 朱建宝
封面设计 陆 弦
版式设计 蒋 克

出版发行 华东师范大学出版社
社 址 上海市中山北路 3663 号 邮编 200062
电 话 021-62450163 转各部 行政传真 021-62572105
网 址 www.ecnupress.com.cn www.hdsdbook.com.cn
市 场 部 传真 021-62860410 021-62602316
邮购零售 电话 021-62869887 021-54340188

印 刷 者 华东师范大学印刷厂
开 本 787×1092 16 开
印 张 16
字 数 367 千字
版 次 2006 年 8 月第一版
印 次 2006 年 8 月第一次
印 数 6 000
书 号 ISBN 7-5617-4783-7/O·171
定 价 27.00 元(含实验)

出 版 人 朱杰人

(如发现本版图书有印订质量问题,请寄回本社市场部调换或电话 021-62865537 联系)

前言

本教材是根据三年制高职高专教育的培养目标并结合高职高专教育的现状而编写的。编写原则是：重视基础，突出实用，强化实践，提高能力。在教材编写中，我们始终贯彻终身教育理念，充分考虑学生就业与发展的需要，为学生继续学习专业课程打下必要的化学基础。

在工程实践中，经常会遇到需用化学方法解决的问题，本书就是从化学与工程的结合为切入点来选取与组织教学内容的。由于无机化学涉及的范围广泛，因而本书只是根据各种工艺的主要问题，取其典型加以介绍相关的化学知识，尽量做到实用、全面、易懂，力求培养学生解决实际问题的能力。

化学与材料、能源、医药、环境保护等众多领域相互渗透。对高职高专学生来说，在设计、施工或生产中能否运用化学观点，在一定程度上考虑物质在特定环境中可能发生的化学变化，采取适当措施，较高水平地完成工作任务，这能反映出劳动者的素质，也是当前重要的现实问题。例如，材料的研制和维护需要研究物质的组成、结构和化学变化，需要化学处理和安全防腐；而能量的利用与转换就涉及热化学有关知识。

本教材在保持教学内容科学性的前提下，力争降低难度，力求易教易学。无机化学知识的选材，充分考虑高职高专学生的实际需要，注重拓展应用层面的无机化学知识，强调无机化学知识与日常生活、工程技术等现实领域的联系；体现多接口，宽起点。注重对学生进行基本技能训练，注重培养学生的科学素养。

本教材每章后都设置有不同层次和不同类型的目标检测，教师可根据学生的实际情况选择其中合适的练习题，让不同层次的学生体验到解决化学问题后的愉悦感，进而加深对无机化学概念、原理的理解，巩固所学的内容。

无机化学实验是无机化学课程不可缺少的一个重要部分，因此我们在教材的最后安排了与理论课程配套的“无机化学实验”这一章。开设实验课，不仅可以加深、巩固并扩大学生对所学的基本理论和基本知识的理解，还可以训练基本操作技能，并培养独立操作、观察、记录、分析、归纳、撰写报告等多方面的能力，学会科学的工作方法。

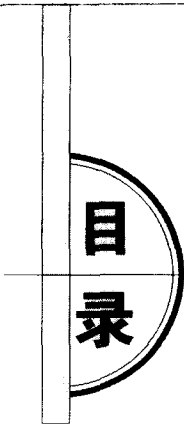
本书由许雅周、陈彬主编。参加本书编写工作的有：河南工业职业技术学院许雅周（编

写前言、章后附表、第2、5、7章及实验部分的11.1和11.3、实验1、4、5),郑州铁路职业技术学院陈彬(编写第1、9章及实验部分的11.2、实验6、9、10),郑州铁路职业技术学院闻质红(编写第3、6章及实验2、3),湖南冶金职业技术学院沈国良(编写第4章及实验11、12),新疆机电职业技术学院沈彦科(编写第8、10章及实验7、8、13)。

由于编者水平有限,又加上时间仓促,书中难免有缺点和错误,敬请批评指正。

编 者

2006年5月



目录

第1章 化学反应速率和化学平衡

1.1 化学反应速率	(1)
1.2 化学平衡	(8)
1.3 化学平衡的移动	(12)
目标检测	(15)

第2章 溶 液

2.1 溶液的浓度	(18)
2.2 稀溶液的依数性	(19)
2.3 溶胶	(24)
2.4 工业水处理简介	(26)
目标检测	(29)

第3章 酸碱平衡

3.1 酸碱理论基础	(31)
3.2 溶液的酸碱性和 pH	(34)
3.3 弱电解质的电离平衡	(38)
3.4 盐溶液的酸碱性	(43)
目标检测	(53)

第4章 沉淀溶解平衡

4.1 沉淀溶解平衡和溶度积规则	(55)
4.2 影响沉淀溶解平衡的因素	(58)
4.3 溶度积规则的应用	(59)
目标检测	(67)

第5章 氧化还原平衡和电化学基础

5.1 氧化还原反应	(68)
------------------	--------

5.2 原电池和电极电势	(69)
5.3 电极电势的应用	(75)
5.4 电解及其应用	(77)
5.5 金属的腐蚀与防护	(80)
目标检测	(87)

第6章 原子结构和元素周期律

6.1 原子核外电子运动特征	(88)
6.2 电子运动状态的描述	(90)
6.3 元素周期律	(94)
6.4 原子结构与元素性质的关系	(96)
目标检测	(100)

第7章 分子结构和晶体结构

7.1 离子键 共价键	(101)
7.2 杂化轨道理论与分子的几何构型	(106)
7.3 分子间作用力与氢键	(108)
7.4 晶体	(112)
目标检测	(114)

第8章 配位化合物

8.1 配位化合物的组成和命名	(116)
8.2 配位化合物的结构	(118)
8.3 配位化合物的稳定性	(120)
目标检测	(128)

第9章 重要非金属元素及其化合物

9.1 卤素及其化合物	(131)
9.2 氧、硫、硒及其化合物	(139)
9.3 氮、磷、砷及其化合物	(146)
9.4 碳、硅、硼及其化合物	(154)
9.5 稀有气体 大气和大气污染	(159)
目标检测	(162)

第10章 重要金属元素及其化合物

10.1 钠、钾及其重要化合物	(165)
10.2 镁、钙及其重要化合物	(168)

10.3 铝、锡、铅及其重要化合物	(170)
10.4 铜族、锌族元素及其重要化合物	(173)
10.5 铁、钴、镍、锰、铬、钛及其化合物	(177)
目标检测	(181)

第 11 章 无机化学实验

11.1 无机化学实验概述	(183)
11.2 无机化学实验基本操作	(186)
11.3 几种仪器的使用	(200)
11.4 实验精选	(208)
实验 1 玻璃仪器的认领、洗涤和干燥	(208)
实验 2 台秤和分析天平的使用	(209)
实验 3 溶液的配制	(210)
实验 4 去离子水的制备和水的电导率的测定	(212)
实验 5 电离平衡、配位平衡与沉淀溶解平衡	(214)
实验 6 化学反应速率和化学平衡	(217)
实验 7 氧化还原反应与电化学	(221)
实验 8 配位化合物	(225)
实验 9 卤素性质	(227)
实验 10 氮、磷元素性质	(230)
实验 11 锡、铅、铋、铊元素性质	(232)
实验 12 铜、银、锌、镉、汞元素性质	(235)
实验 13 铬、锰、铁、钴、镍元素性质	(238)
参考书目	(242)

目 录

第 11 章 无机化学实验

11.1 无机化学实验概述	(183)
11.1.1 无机化学实验的学习方法	(183)
11.1.2 实验规则	(183)
11.1.3 化学实验安全守则	(184)
11.2 无机化学实验基本操作	(186)
11.2.1 无机化学实验常用仪器	(186)
11.2.2 常用玻璃仪器的洗涤和干燥	(187)
11.2.3 试剂的取用	(189)
11.2.4 加热	(190)
11.2.5 溶解、蒸发与结晶	(193)
11.2.6 基本度量仪器及其使用方法	(194)
11.2.7 玻璃管操作和塞子钻孔	(198)
11.3 几种仪器的使用	(200)
11.3.1 台秤的使用	(200)
11.3.2 分析天平的使用	(201)
11.3.3 电子天平的使用	(203)
11.3.4 pH 计的使用	(204)
11.3.5 电导率仪的使用	(206)
11.4 实验精选	(208)
实验 1 玻璃仪器的认领、洗涤和干燥	(208)
实验 2 台秤和分析天平的使用	(209)
实验 3 溶液的配制	(210)
实验 4 去离子水的制备和水的电导率的测定	(212)
实验 5 电离平衡、配位平衡与沉淀溶解平衡	(214)
实验 6 化学反应速率和化学平衡	(217)
实验 7 氧化还原反应与电化学	(221)
实验 8 配位化合物	(225)

实验 9	卤素性质	(227)
实验 10	氮、磷元素性质	(230)
实验 11	锡、铅、铋、铊元素性质	(232)
实验 12	铜、银、锌、镉、汞元素性质	(235)
实验 13	铬、锰、铁、钴、镍元素性质	(238)
参考书目		(242)

第 1 章 化学反应速率和化学平衡

学习目标

1. 理解化学反应速率的概念、表示方法和反应速率方程。
2. 掌握浓度、温度及催化剂对化学反应速率的影响。
3. 了解活化能的概念及其与化学反应速率的关系。
4. 了解化学平衡的概念;理解平衡常数的意义;学会有关平衡常数的计算。
5. 掌握化学平衡移动原理。

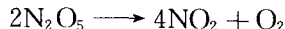
任何一个化学反应都涉及两方面的问题:一是反应进行的快慢,即化学反应的速率问题;二是反应进行的程度,即有多少反应物转化为生成物,也就是化学平衡问题。因此,对于化学反应不仅要研究它的速率、进行的方向和限度,还要研究如何改变反应速率,如何应用化学平衡移动原理控制反应方向和限度,以解决实际问题。

1.1 化学反应速率

1.1.1 化学反应速率的定义及其表示方法

化学反应速率是衡量化学反应进行的快慢的物理量。它反映了在单位时间内反应物或生成物的量的变化情况。对于恒容条件下进行的均相反应,可采用在单位时间内,单位体积中反应物或生成物的量的变化来表示化学反应速率。化学反应速率用符号 v 表示,单位是: $\text{mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$ 、 $\text{mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{min}^{-1}$ 或 $\text{mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{h}^{-1}$ 。

在具体表示反应速率时,可用化学方程式中任一物质的浓度变化量来表示,但一定要注明是哪种物质。如 N_2O_5 在气相或在四氯化碳溶剂中分解:



其反应速率可分别表示为:

$$v(\text{N}_2\text{O}_5) = \left| \frac{\Delta c(\text{N}_2\text{O}_5)}{\Delta t} \right|$$

$$v(\text{NO}_2) = \left| \frac{\Delta c(\text{NO}_2)}{\Delta t} \right|$$

$$v(\text{O}_2) = \left| \frac{\Delta c(\text{O}_2)}{\Delta t} \right|$$

式中:

Δt ——时间间隔;

$\Delta c(\text{N}_2\text{O}_5)$ —— Δt 时间内反应物 N_2O_5 的浓度变化;

$\Delta c(\text{NO}_2)$ —— Δt 时间内生成物 NO_2 的浓度变化;

$\Delta c(\text{O}_2)$ —— Δt 时间内生成物 O_2 的浓度变化。

当用反应物浓度变化表示反应速率时,由于其浓度变化为负值(随着反应的进行,反应物不断被消耗),为使反应速率为正值,取其绝对值。

1.1.2 化学反应速率理论和活化能

一、碰撞理论

碰撞理论是在气体分子运动论的基础上建立的,该理论首先认为化学反应发生的先决条件是反应物分子之间的相互碰撞。在气相反应中,反应物分子不断发生碰撞,但大多数碰撞并不发生反应,只有少数碰撞才能发生反应。这种能够发生反应的碰撞称为有效碰撞。

气体分子在容器中不断地无规则运动,互相碰撞,互相交换能量。因此,每一个分子的运动速率是不相同的。这里,可以用统计的方法认识气体分子运动的规律。将一定温度下气体分子运动速率的分布规律(即分子动能的分布规律)用图形表示出来,得到一定温度下的分子能量分布曲线(见图 1-1)。能量分布曲线说明一定温度下,具有不同能量分子的分布的情况。

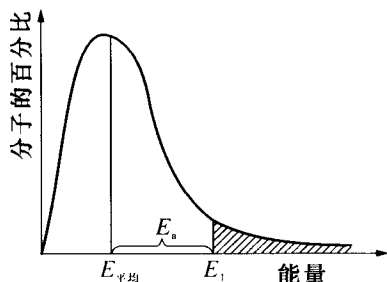


图 1-1 分子的能量分布曲线

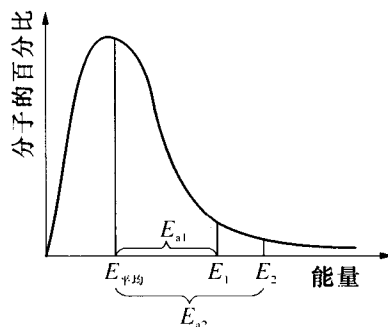


图 1-2 活化分子的比例与活化能的关系

由图 1-1 可以看出,一定温度下,具有很低和很高动能的分子数都很少,具有平均动能 $E_{\text{平均}}$ 的分子数则相当多。碰撞理论认为,只有极少数能量比平均能量高得多的分子,它们的碰撞才是有效碰撞。能发生有效碰撞的分子称为活化分子。通常把活化分子具有的最低能量与分子平均能量的差值叫做反应的活化能。图 1-1 中 E_1 表示活化分子具有的最低能量。活化能用 E_a 表示,则:

$$E_a = E_l - E_{\text{平均}}$$

化学反应速率主要取决于单位时间内有效碰撞的次数,而有效碰撞次数又与反应的活化能密切相关。图 1-1 中画斜线的区域的面积表示活化分子在所有分子中所占的百分数。

在一定温度下,活化能越大,活化分子所占的比例就越小(见图 1-2),于是单位时间内有效碰撞的次数就越少,反应进行得就越慢。反之,活化能越小,活化分子所占比例就越大,单位时间内有效碰撞就越多,反应进行得就越快。

二、过渡状态理论简介

过渡状态理论认为,化学反应并不是通过反应物分子之间的简单碰撞而完成的。在由反应物分子形成产物分子的过程中,必须经过一个中间过渡状态。例如,HI 分解为 H_2 和 I_2 这个反应,按下式进行:



整个反应的反应速率取决于第一步,因此重点分析第一个基元反应的速率^①。只有高能量的 HI 分子按一定的方向相碰撞,才能破坏反应物分子中的 H—I 键,以生成 H—H 键。这样的碰撞才是能发生化学反应的有效碰撞(见图 1-3)。两个分子碰撞前的能量越大,碰撞就越剧烈,分子可以在碰撞中取得足够的能量从而改组反应物分子的化学键。

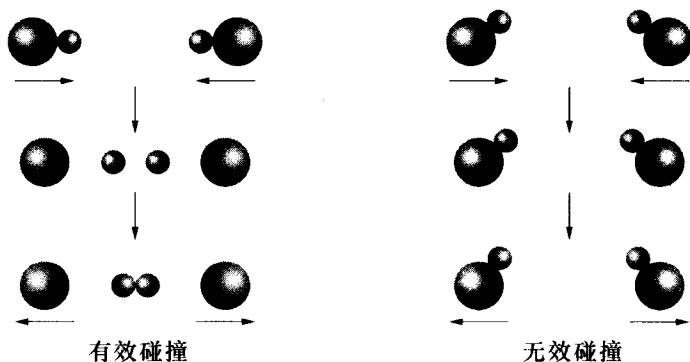
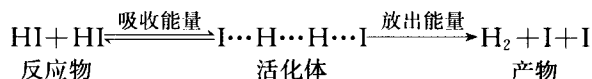


图 1-3 有效碰撞和无效碰撞

当反应物分子在碰撞中取得了足够的能量以后,就形成了一个称为“活化体”的过渡状态。在活化体中,旧的化学键已经减弱,新的化学键正在形成。活化体的寿命很短,一经生成,就很快向生成物分子转化或回到反应物分子状态:



由稳定的反应物分子过渡到活化体的过程叫做活化过程。活化过程中吸收的能量称为活化

^① 基元反应即一步完成的反应,又称简单反应,1.1.3 中将作介绍。

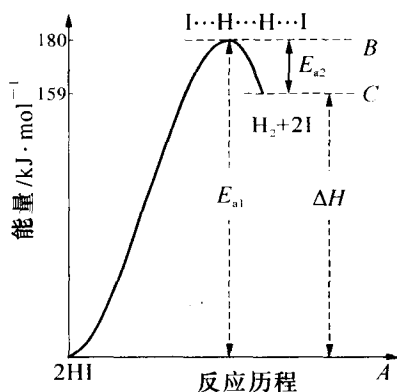


图 1-4 基元反应 $2\text{HI} \longrightarrow \text{H}_2 + 2\text{I}$
能量示意图

能,因此,活化能是基态反应物平均能量与活化体间的能量差。

图 1-4 中, A 点表示基态反应物分子的平均能量, B 点表示活化体的能量。C 点是产物的平均能量。由图可见, $E_{a1} = 180 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$ 是正反应的活化能; $E_{a2} = 21 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$ 是逆反应的活化能; $\Delta H = 159 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$ 是反应的热效应。

正反应吸收的活化能大于反应时放出的能量,所以总的结果是吸热反应。逆反应则是放热反应,因为它吸收的活化能小于反应放出的能量。正反应的活化能减去逆反应的活化能等于该反应的热效应:

$$E_{a1} - E_{a2} = \Delta H$$

正、逆反应进行过程中,都一定经过同一活化体。

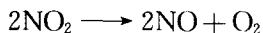
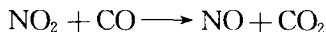
活化能是决定反应速率的内在因素,其大小一般为 $60 \sim 250 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$ 。

1.1.3 影响化学反应速率的因素

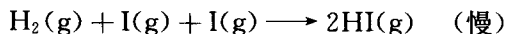
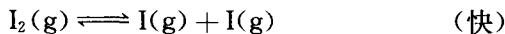
一、浓度对化学反应速率的影响

在一定温度下,增加反应物的浓度可以增大反应速率。这个现象可用碰撞理论进行解释。

化学反应经历的途径叫做反应历程。实验表明,绝大多数化学反应并不是一步就能完成的,而往往是分步进行的。一步完成的反应称基元反应,由一个基元反应构成的化学反应称为简单反应。例如:



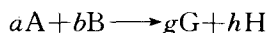
由两个或两个以上基元反应构成的化学反应称为复杂反应。例如 $\text{H}_2(\text{g}) + \text{I}_2(\text{g}) \longrightarrow 2\text{HI}(\text{g})$ 为复杂反应。它由以下两个基元反应组成:



复杂反应的化学反应速率,取决于组成该反应的各基元反应中速率最慢的一步,我们把它叫做该复杂反应的定速步骤。

在一定温度下,反应物中活化分子的百分比是一定的,但是当反应物浓度增大时,单位体积内活化分子数也增多。这样,有效碰撞增多,反应速率加快。对于有气体参加的反应来说,增大体系的压力,就意味着增加浓度,反应也会加快。这就是恒温下增加反应物浓度,反应速率加快的原因。

在恒温下,基元反应的速率与反应物浓度以其计量数为指数的幂的乘积成正比。这就是质量作用定律,又称基元反应的速率方程。对于一般基元反应:



该反应的速率方程可写为:

$$v = kc^a(A) \cdot c^b(B)$$

式中:

v ——反应的瞬时速率;

$c(A)$ ——A 物质的瞬时浓度,单位为 $\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$;

$c(B)$ ——B 物质的瞬时浓度,单位为 $\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$;

a ——反应式中 A 物质的化学计量数;

b ——反应式中 B 物质的化学计量数;

k ——反应的速率常数。

当反应物的浓度等于单位浓度(即 $1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$)时,反应速率与速率常数在数值上相等。所以速率常数在数值上等于反应物浓度为单位浓度时的反应速率^①。在相同的条件下,可以通过比较不同反应的 k 值大致确定反应速率的快慢,即 k 值越大,反应速率越快。 k 只取决于化学反应的本性,在恒温下,反应速率常数 k 不因反应物浓度的变化而变化。温度变化时, k 值也随着变化。不同的反应有不同的速率常数,它可通过实验来测定。

对于基元反应,可以根据质量作用定律,按照化学方程式写出其速率方程。但是对于复杂反应来说,其速率方程必须通过实验确定。例如:



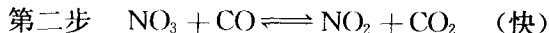
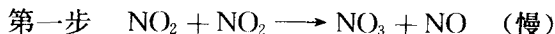
当温度高于 225°C 时,该反应是一步完成的简单反应,其速率方程为:

$$v = kc(\text{NO}_2) \cdot c(\text{CO})$$

但是,当温度低于 225°C 时,实验测得其速率与 NO_2 浓度的平方成正比,而不是与 NO_2 和 CO 浓度的乘积成正比,其速率方程为:

$$v = kc^2(\text{NO}_2)$$

这说明低温时该反应是分步进行的复杂反应。其反应机理可能是:



因为第一个基元反应速率较慢,整个反应的速率由它决定,因而该反应的速率与 NO_2 浓度的平方成正比。

根据实验测定的速率方程,如果各物质的浓度的方次与化学方程式给出的系数不一致,

^① 速率常数 k 的单位较复杂,本书不作介绍,有关计算中 k 的单位均略去。

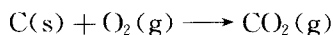
说明这个反应一定是分步进行的复杂反应。

速率方程中各反应物浓度幂的方次之和称为该反应的反应级数,用 n 来表示,即对速率方程:

$$v = kc^a(A) \cdot c^b(B)$$

反应级数 $n = a + b$, 此反应称为 n 级反应。

化学反应速率除与反应物浓度有关外,有气体参加的反应,压力对反应速率也有影响;有固体参加的反应,固体粒子的大小与反应速率也有很大的关系。如煤的燃烧反应:



由于气体浓度与压力成正比,因此,氧气分压越大,反应速率越大。该反应还与煤的颗粒大小有关,煤粉的燃烧就比煤块快得多。这是因为多相反应中,反应总是在界面上进行,增大接触面,能使反应速率加大。

必须指出,具有一定表面积 of 固体或纯液体,它们的浓度是固定不变的,可视为常数,因而不影响反应速率。在速率方程中,所谓反应物的浓度只包括气态反应物和溶液的浓度,而不包括固体和纯液体的浓度。

二、温度对化学反应速率的影响

温度是影响化学反应速率的重要因素之一。温度升高时分子运动速率增大,分子间碰撞频率增加,反应速率加大。无论对于吸热反应还是放热反应,温度升高时反应速率都是加大的。

1889 年阿伦尼乌斯(S. A. Arrhenius)总结了大量实验事实,指出反应速率常数和温度间的定量关系为:

$$k = Ae^{-\frac{E_a}{RT}}$$

或

$$\ln k = \ln A - \frac{E_a}{RT}$$

或

$$\lg k = \lg A - \frac{E_a}{2.303RT}$$

式中:

A ——碰撞频率因子;

R ——理想气体常数;

E_a ——活化能;

e ——自然对数的底;

T ——热力学温度。

上述三个式子均称为阿伦尼乌斯公式。

阿伦尼乌斯公式定量表示了温度对反应速率的影响。对于某指定的化学反应,活化能 E_a 可视为一个定值,速率常数仅取决于温度。由于 k 和 T 的关系是一个指数函数, T 的微小改变将会使 k 值发生很大的变化。

例 1-1 对于下列反应: