

第六章 化学反应速率

× § 6.1 化学反应速率的定义

× § 6.2 化学反应速率方程

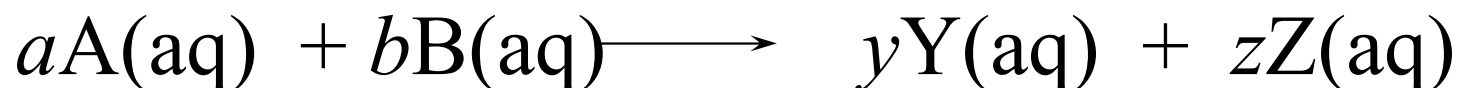
◇ § 6.3 温度对反应速率的影响
——Arrhenius方程

◇ § 6.4 反应速率理论和反应机理简介

◇ § 6.5 催化剂与催化作用

§ 6.1 化学反应速率的定义

溶液中的化学反应：



$$r = -\frac{dc_A}{adt} = -\frac{dc_B}{bdt} = \frac{dc_Y}{ydt} = \frac{dc_Z}{zdt}$$

对于定容的气相反应：

$$r = \frac{1}{\nu_B} \frac{dp_B}{dt}$$

6.2 化学反应速率方程

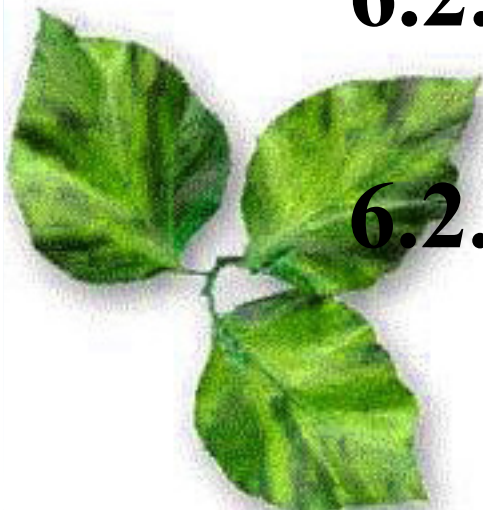
6.2.1 化学反应速率方程的基本形式

6.2.2 元反应的速率方程

6.2.3 复合反应的速率方程

6.2.4 初始速率法确定反应速率方程

6.2.5 浓度与时间的定量关系



6.2.1 化学反应速率方程的基本形式

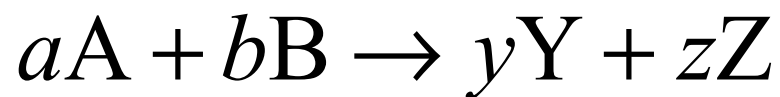
40℃, CCl_4 中 N_2O_5 分解反应的 $r:c(\text{N}_2\text{O}_5)$

t/s	$r:c(\text{N}_2\text{O}_5)/\text{s}^{-1}$	t/s	$r:c(\text{N}_2\text{O}_5)/\text{s}^{-1}$
0	3.65×10^{-4}	1800	3.64×10^{-4}
300	3.59×10^{-4}	2400	3.62×10^{-4}
600	3.60×10^{-4}	3000	3.69×10^{-4}
900	3.62×10^{-4}	4200	3.61×10^{-4}
1200	3.61×10^{-4}	5400	3.68×10^{-4}

N_2O_5 的分解速率与 N_2O_5 浓度的比值是恒定的, 即反应速率 r 与 $c(\text{N}_2\text{O}_5)$ 成正比。

可见: $r = kc(\text{N}_2\text{O}_5)$

对于一般的化学反应：



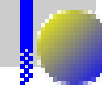
$$r = k c_A^\alpha c_B^\beta$$

α, β —反应级数：若 $\alpha=1$ ，A为一级反应； $\beta=2$ ，B为二级反应，则 $\alpha+\beta=3$ ，总反应级数为3

α, β 必须通过实验确定其值。

$\alpha、\beta$ 分别为反应物**A和B**的**反应级数**
 $\alpha+\beta=n$ 称为**反应的总级数**

化 学 计 量 方 程	速 率 方 程	反 应 级 数
$\text{NO}_2(\text{g}) + \text{CO}(\text{g}) \xrightarrow{<500\text{K}} \text{NO}(\text{g}) + \text{CO}_2(\text{g})$	$r = k[c(\text{NO}_2)]^2$	2
$\text{H}_2(\text{g}) + \text{I}_2(\text{g}) \rightarrow 2\text{HI}(\text{g})$	$r = kc(\text{H}_2)c(\text{I}_2)$	1+1
$2\text{NO}(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow 2\text{NO}_2(\text{g})$	$r = k[c(\text{NO})]^2 c(\text{O}_2)$	2+1
$2\text{NO}(\text{g}) + 2\text{H}_2(\text{g}) \rightarrow \text{N}_2(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}(\text{g})$	$r = k[c(\text{NO})]^2 c(\text{H}_2)$	2+1
$\text{S}_2\text{O}_8^{2-}(\text{aq}) + 3\text{I}^-(\text{aq}) \rightarrow 2\text{SO}_4^{2-}(\text{aq}) + \text{I}_3^-(\text{aq})$	$r = kc(\text{S}_2\text{O}_8^{2-})c(\text{I}^-)$	1+1
$5\text{Br}^-(\text{aq}) + \text{BrO}_3^-(\text{aq}) + 6\text{H}^+(\text{aq}) \rightarrow 3\text{Br}_2(\text{aq}) + 3\text{H}_2\text{O}(\text{aq})$	$r = kc(\text{Br}^-)c(\text{BrO}_3^-) \cdot [c(\text{H}^+)]^2$	1+1+2



k —反应速率系数 (rate coefficient of reaction)

k 不随浓度而变，与温度有关，
通常温度升高， k 增大

k 的单位，与反应的总级数有关

$$k = \frac{r}{c_{\text{反应物}}^n} = \frac{\text{mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}}{(\text{mol} \cdot \text{L}^{-1})^n} = (\text{mol} \cdot \text{L}^{-1})^{1-n} \cdot \text{s}^{-1}$$

零级反应：
 $\text{mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$

一级反应：
 s^{-1}

二级反应：
 $\text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$

三级反应：
 $\text{L}^2 \cdot \text{mol}^{-2} \cdot \text{s}^{-1}$

6.2.2 元反应的速率方程

化学反应速率与路径有关。有些反应的历程很简单，分子相互碰撞，一步就起反应变成生成物。

元反应：由反应物一步生成生成物的反应，无中间体

对于元反应，在一定温度条件下，其反应速率和反应物浓度(以该物质的化学计量数的绝对值为指数)的乘积成正比。

对元反应： $a A + b B = y Y + z Z$

反应速率方程式为：

$$r = k c^{|v_A|}(A) \cdot c^{|v_B|}(B) = k c^a(A) \cdot c^b(B)$$

这一规律称**质量作用定律**(**law of mass action**)

6.2.3 复合反应的速率方程

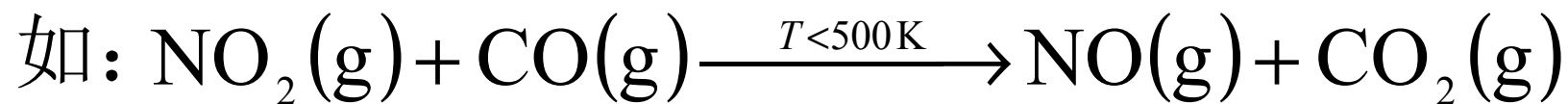
多数反应的历程较为复杂，反应物分子要经过几步，才能转化为生成物

复合反应：由两个或两个以上的反应组合成的总反应。

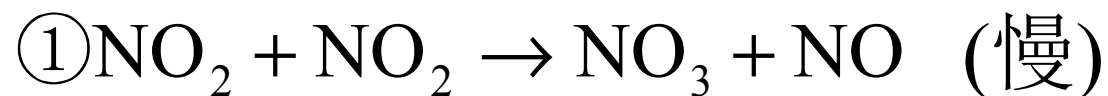
在复合反应中，可用实验检测到中间产物的存在，但它被后面的一步或几步反应消耗掉，因而不出现在总反应方程式中

在复合反应中，每一步反应实际上都是元反应

根据质量作用定律可写出每一步反应的速率方程，其中最慢的一步反应是整个化学反应的控制步骤，该反应的速率方程就是复合反应的速率方程



为由下列两步组成的复合反应



中间产物 NO_3 可被光谱检测到，但是没有从混合物中分离出来。

控制步骤的速率方程式： $r = k[c(\text{NO}_2)]^2$

反应机理的研究十分复杂

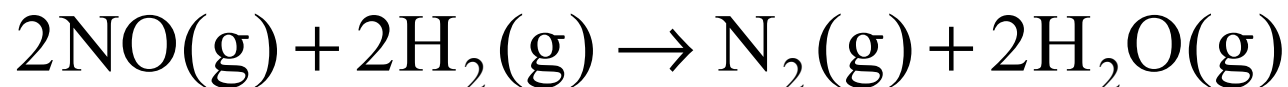
意义：若清楚反应是如何进行的，则可以有效控制反应的快慢，以获得期望产物。

方法：采用分子光谱等研究手段检测反应过程中的中间产物，据此推断反应历程，再以实验获得的速率方程验证

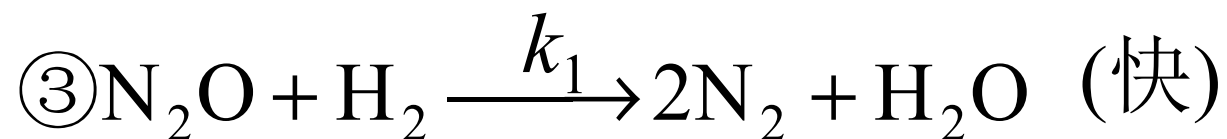
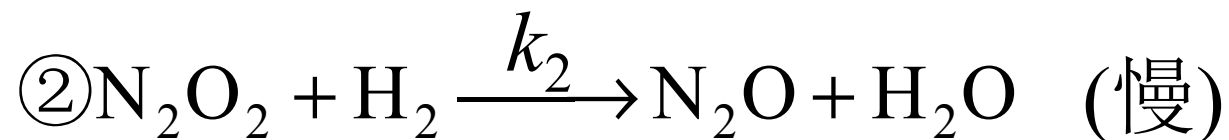
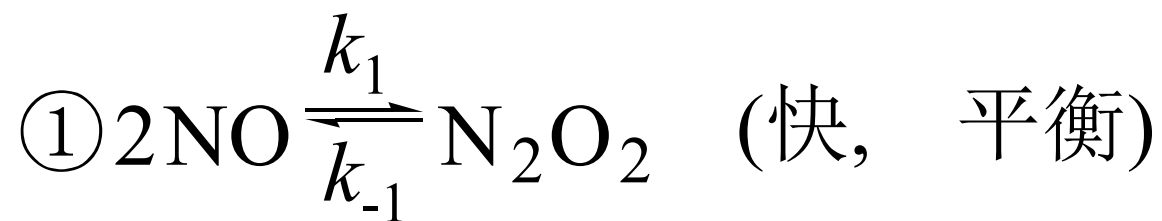
一个合理的反应机理应满足：

- 全部元反应的加和应为化学计量反应方程式
- 由反应机理得出的速率方程应与实验所得一致

例题：一氧化氮被还原为氮气和水：



根据光谱学研究提出的反应机理是：



依据这一反应机理推断其速率方程式，并确定相关物种的反应级数。

解：按照速率控制步骤(最慢的一步)

$$r = k_2 c(\text{N}_2\text{O}_2) c(\text{H}_2)$$

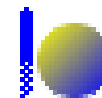
N_2O_2 是中间产物，根据第一步的快速平衡，

则 $k_1 [c(\text{NO})]^2 = k_{-1} c(\text{N}_2\text{O}_2)$

$$c(\text{N}_2\text{O}_2) = \frac{k_1}{k_{-1}} [c(\text{NO})]^2$$

代入 $r = k_2 \frac{k_1}{k_{-1}} [c(\text{NO})]^2 c(\text{H}_2)$
 $= k [c(\text{NO})]^2 c(\text{H}_2)$

该反应对NO是二级反应，对 H_2 是一级反应。



6.2.4 初始速率法确定反应速率方程

例题：在800°C时，对反应
 $2\text{NO} + 2\text{H}_2 \rightarrow \text{N}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$ 进行反应速率的实验测定，有关数据如下：

实验 标号	起始浓度/(mol·L ⁻¹)		起始反应速率/(mol·L ⁻¹ ·s ⁻¹)
	$c(\text{NO})$	$c(\text{H}_2)$	r
1	6.00×10^{-3}	1.00×10^{-3}	3.19×10^{-3}
2	6.00×10^{-3}	2.00×10^{-3}	6.36×10^{-3}
3	1.00×10^{-3}	6.00×10^{-3}	0.48×10^{-3}
4	2.00×10^{-3}	6.00×10^{-3}	1.92×10^{-3}

- (1) 写出该反应的速率方程式，指出反应的总级数；
- (2) 计算该反应在800°C时的反应速率系数；
- (3) 当 $c(\text{NO})=4.00 \times 10^{-3} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ ，
 $c(\text{H}_2)=5.00 \times 10^{-3} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ 时，计算在800°C时的反应速率。

实验 标号	起始浓度/(mol·L ⁻¹)		起始反应速率/(mol·L ⁻¹ ·s ⁻¹)
	$c(\text{NO})$	$c(\text{H}_2)$	r
1	6.00×10^{-3}	1.00×10^{-3}	3.19×10^{-3}
2	6.00×10^{-3}	2.00×10^{-3}	6.36×10^{-3}
3	1.00×10^{-3}	6.00×10^{-3}	0.48×10^{-3}
4	2.00×10^{-3}	6.00×10^{-3}	1.92×10^{-3}

解：(1)从实验标号1到2可以看出，当 $c(\text{NO})$ 保持不变时， $c(\text{H}_2)$ 增加一倍， r 也增加一倍，所以 $r \propto c(\text{H}_2)$ ；

实验 标号	起始浓度/(mol·L ⁻¹)		起始反应速率/(mol·L ⁻¹ ·s ⁻¹)
	$c(\text{NO})$	$c(\text{H}_2)$	r
1	6.00×10^{-3}	1.00×10^{-3}	3.19×10^{-3}
2	6.00×10^{-3}	2.00×10^{-3}	6.36×10^{-3}
3	1.00×10^{-3}	6.00×10^{-3}	0.48×10^{-3}
4	2.00×10^{-3}	6.00×10^{-3}	1.92×10^{-3}

从实验标号3到4可以看出，当 $c(\text{H}_2)$ 保持不变， $c(\text{NO})$ 增加到原来的2倍时， r 增大到4倍，即 $r \propto c^2(\text{NO})$ ；

所以 $r \propto c^2(\text{NO}) \cdot c(\text{H}_2)$

写成等式： $r = k \cdot c^2(\text{NO}) \cdot c(\text{H}_2)$ 三级反应

(2) 将实验标号3的数据带入上式，得

$$k = \frac{0.48 \times 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}}{(1.00 \times 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1})^2 (6.00 \times 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1})}$$
$$= 8.0 \times 10^4 \text{ L}^2 \cdot \text{mol}^{-2} \cdot \text{s}^{-1}$$

(3) $r = 8.0 \times 10^4 \text{ L}^2 \cdot \text{mol}^{-2} \cdot \text{s}^{-1}$

$$\times (4.00 \times 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1})^2$$
$$\times (5.00 \times 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1})$$
$$= 6.4 \times 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$$

6.2.5 浓度与时间的定量关系

N_2O_5 在 CCl_4 中的分解速率方程为:

$r(\text{N}_2\text{O}_5) = kc(\text{N}_2\text{O}_5)$ 亦可写为:

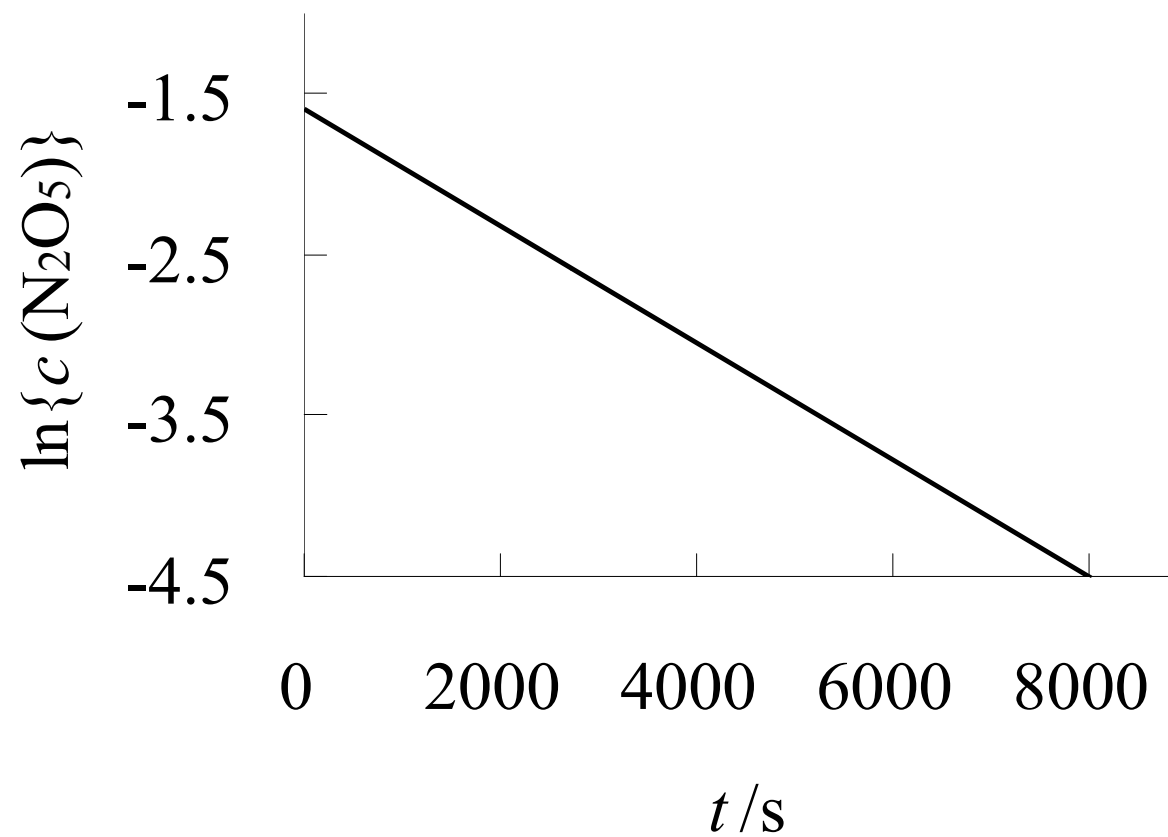
$$-\frac{dc(\text{N}_2\text{O}_5)}{dt} = kc(\text{N}_2\text{O}_5), \quad -\frac{dc(\text{N}_2\text{O}_5)}{c(\text{N}_2\text{O}_5)} = kdt$$

$$-\int_{c_0}^{c_t} \frac{dc(\text{N}_2\text{O}_5)}{c(\text{N}_2\text{O}_5)} = \int_0^t kdt \quad \ln \frac{c_t(\text{N}_2\text{O}_5)}{c_0(\text{N}_2\text{O}_5)} = -kt$$

$$\text{通式: } \ln \frac{c_t(\text{A})}{c_0(\text{A})} = -kt (\text{一级反应})$$

$$\text{又: } \ln\{c_t(\text{A})\} = -kt + \ln\{c_0(\text{A})\}$$

$\ln c-t$ 关系应为直线



半衰期:

当反应物A的转化率为50%时所需的反应时间称为半衰期, 用 $t_{1/2}$ 表示。

对于一级反应,其半衰期为:

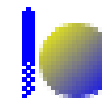
$$\ln \frac{c_{t_{1/2}}}{c_0} = -kt_{1/2}, \quad \text{因 } c_{t_{1/2}} = \frac{1}{2}c_0,$$

$$\text{则 } \ln \frac{1}{2} = -kt_{1/2} \quad t_{1/2} = \frac{\ln 2}{k} = \frac{0.693}{k}$$

零级、一级、二级反应的速率方程总结：

反应级数	反应速率方程	积分速率方程	对 t 的图是直线	直线斜率	$t_{1/2}$
0	$r = k$	$c_t(\text{A}) = -kt + c_0(\text{A})$	$c_t(\text{A})$	$-k$	$\frac{c_0(\text{A})}{2k}$
1	$r = kc(\text{A})$	$\ln\{c_t(\text{A})\} = -kt + \ln\{c_0(\text{A})\}$	$\ln\{c_t(\text{A})\}$	$-k$	$\frac{0.693}{k}$
2	$r = k[c(\text{A})]^2$ *	$\frac{1}{c_t(\text{A})} = kt + \frac{1}{c_0(\text{A})}$	$\frac{1}{c_t(\text{A})}$	k	$\frac{1}{kc_0(\text{A})}$

*仅适用于只有一种反应物的二级反应。





(1)通过实验确定是元反应还是复合反应

(2)反应速率系数 k ：

- ① k 在数值上等于给定温度下各反应物浓度为单位浓度时的反应速率。
- ② k 的大小与浓度无关，与温度 T 、催化剂有关
- ③ k 的单位随反应级数的不同而不同。

(3)在速率方程式中不包括纯固体和纯液体。

§ 6.3 温度对反应速率的影响 —Arrhenius方程

6.3.1 Arrhenius方程的基本形式

6.3.2 Arrhenius方程的应用



6.3.1 Arrhenius方程的基本形式

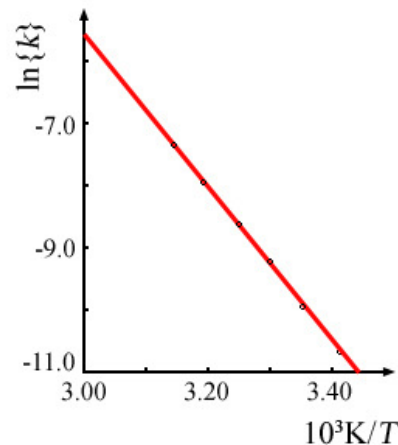
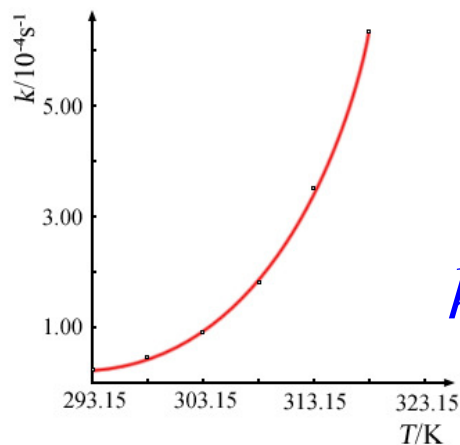
反应速率方程 $r = kc_A^\alpha c_B^\beta$

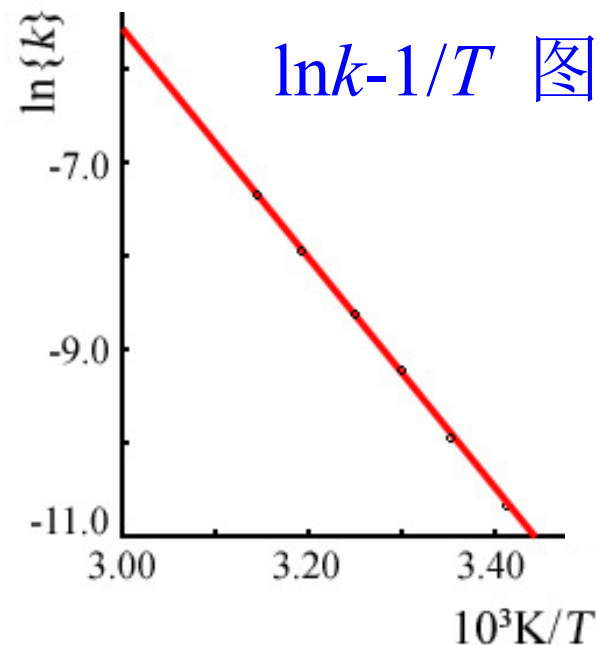
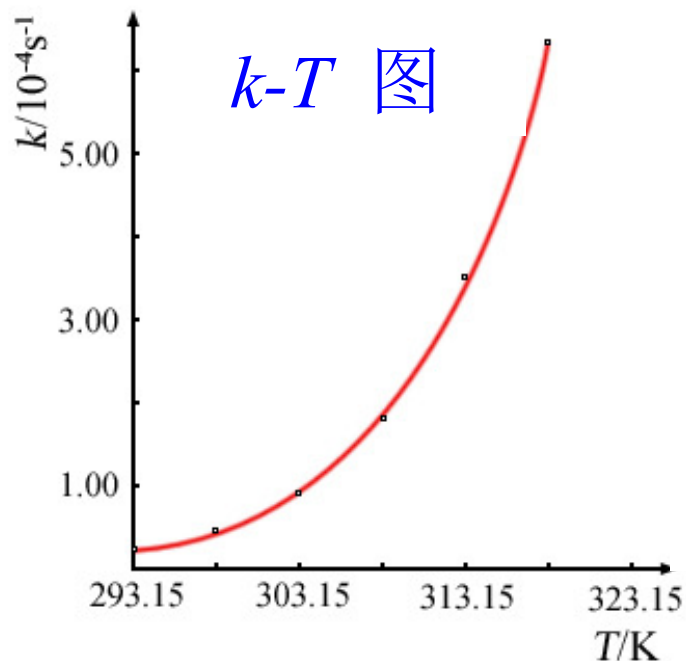
影响反应速率的因素有： k 和 c

k 与温度有关， T 增大，一般 k 也增大，
但 $k \sim T$ 不是线性关系。

$\text{N}_2\text{O}_5(\text{CCl}_4) \rightarrow 2\text{NO}_2(\text{CCl}_4) + \frac{1}{2}\text{O}_2(\text{g})$ 不同温度下的 k 值

T/K	k / s^{-1}
293.15	0.235×10^{-4}
298.15	0.469×10^{-4}
303.15	0.933×10^{-4}
308.15	1.82×10^{-4}
313.15	3.62×10^{-4}
318.15	6.29×10^{-4}





Arrhenius方程:

$$k = k_0 e^{-E_a/RT}$$

(指数形式)

k_0 —指前参量

E_a —实验活化能,

单位: $\text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$

对数形式: $\ln\{k\} = \ln\{k_0\} - \frac{E_a}{RT}$

显然 $\ln\{k\}$ — $\{1/T\}$ 为直线关系

直线的斜率为 $-\frac{E_a}{R}$,

直线的截距为 $\ln\{k_0\}$



**阿伦尼乌斯
(1859~1927) 瑞
典物理化学家**

**1884年提出
了电离学说，于
1903年获诺贝尔
化学奖。这一学
说是现代化学的
基础理论之一。**

6.3.2 Arrhenius方程的应用

1. 已知 $T_1—k_1$, $T_2—k_2$, 求 E_a

$$T = T_1 \text{ 时, } \ln k_1 = \ln k_0 - E_a / RT_1$$

$$T = T_2 \text{ 时, } \ln k_2 = \ln k_0 - E_a / RT_2$$

两式相减, 整理得到:

$$\ln \frac{k_2}{k_1} = \frac{E_a}{R} \left(\frac{1}{T_1} - \frac{1}{T_2} \right)$$

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

2. 由 E_a 计算反应速率系数

例题: $\text{N}_2\text{O}_5(\text{g}) \rightarrow 2\text{NO}_2(\text{g}) + 1/2\text{O}_2(\text{g})$

已知: $T_1 = 298.15\text{K}$, $k_1 = 0.469 \times 10^{-4}\text{s}^{-1}$

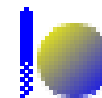
$T_2 = 318.15\text{K}$, $k_2 = 6.29 \times 10^{-4}\text{s}^{-1}$

求: E_a 及 338.15K 时的 k_3 。

解: $E_a = R \frac{T_1 T_2}{T_2 - T_1} \ln \frac{k_2}{k_1} = 102\text{kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$

$$\ln \frac{k_3}{k_1} = \frac{E_a}{R} \left(\frac{1}{T_1} - \frac{1}{T_3} \right)$$

$$k_3 = 6.12 \times 10^{-3}\text{s}^{-1}$$

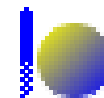


6.3.3 对Arrhenius方程的进一步分析

1. 在 $k = k_0 e^{-E_a/RT}$, E_a 处于方程的指数项中, 对 k 有显著影响, 在室温下, E_a 每增加 $4\text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$, k 值降低约80%;
2. 温度升高, k 增大, 一般反应温度每升高 10°C , k 将增大2~10倍;
- 3 升高温度, 不仅 $r_{\text{正}}$ 增加, $r_{\text{逆}}$ 也增加。

4. 根据 $\ln \frac{k_2}{k_1} = \frac{E_a}{R} \cdot \frac{T_2 - T_1}{T_1 T_2}$ 对同一反应, 升高一定温度, 在高温区值增加较少, 因此对于原本反应温度不高的反应, 可采用升温的方法提高反应速率;

5. 对不同反应, 升高相同温度, E_a 大的反应 k 增大的倍数多, 因此升高温度对反应慢的反应有明显的加速作用。



§ 6.4 反应速率理论和反应机理简介

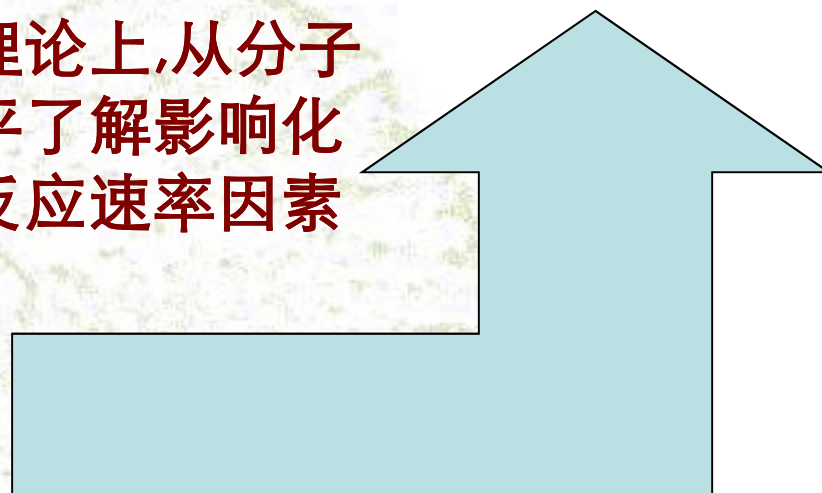
6.4.1 碰撞理论

6.4.2 活化络合物理论

6.4.3 活化能与反应速率



从理论上,从分子
水平了解影响化
学反应速率因素



6.4.1 碰撞理论

- (1) 反应物分子可看作简单的硬球,无内部结构和相互作用;
- (2) 反应物分子必须经过碰撞才能发生反应;
- (3) 并非所有碰撞都一定引起反应,只有少数分子间的碰撞才能发生反应。
- (4) 化学反应是反应物分子之间原子的重新组合、改变的过程, 需要能量。

以气体分子运动论为基础,
主要用于气相双分子反应

1918年英国科学家
W.C.M.Lewis提出

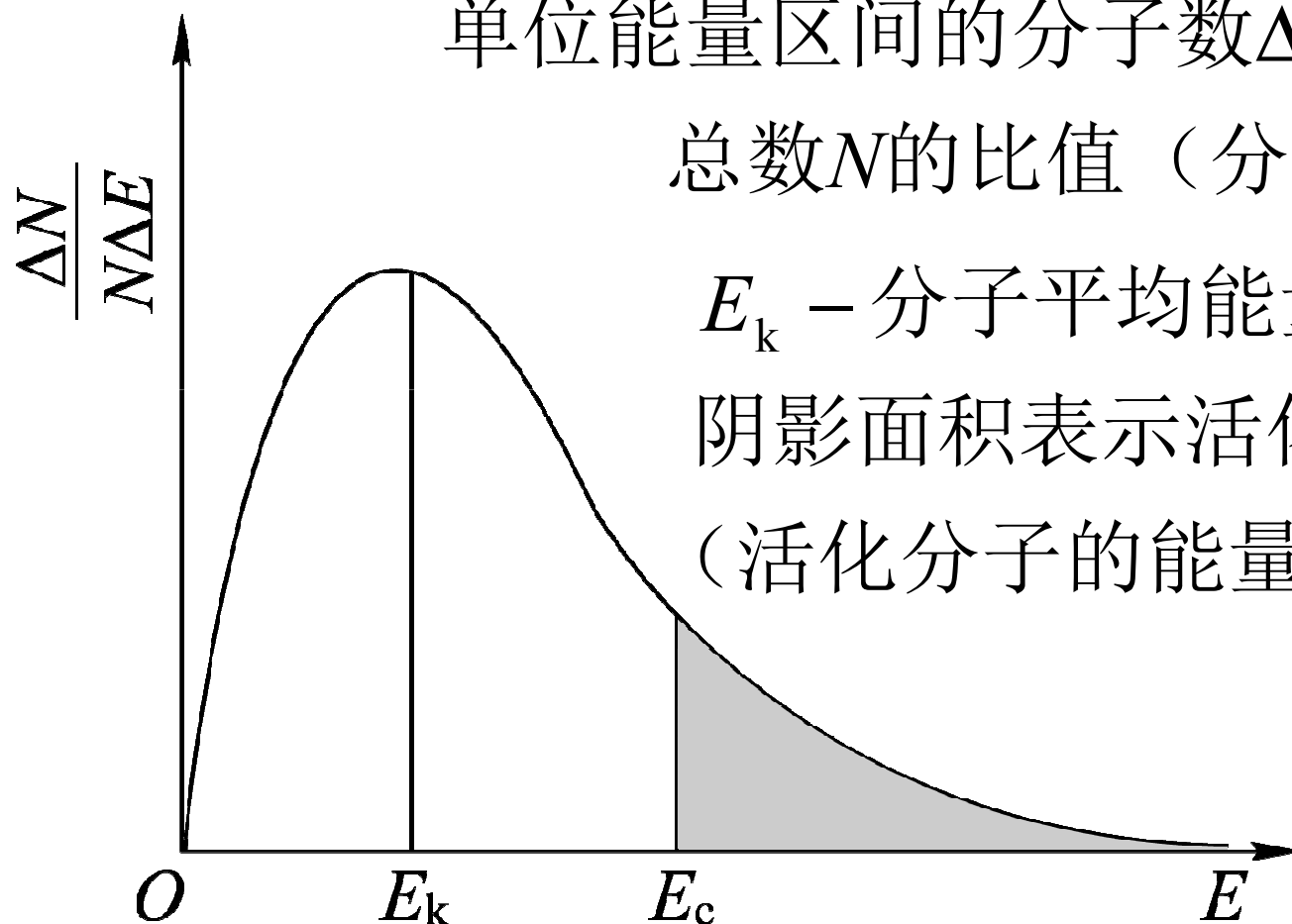
有效碰撞(effective collision): 能够发生化学反应的碰撞。

活化分子(activated molecule): 能进行有效碰撞的分子。

- * **反应速率与反应物分子间的碰撞频率有关**
- * **具有较高能量的分子才能成为活化分子**
- * **按一定方向碰撞才能发生反应**

$\frac{\Delta N}{N\Delta E}$ 表示具有能量 $E \sim (E + \Delta E)$ 范围内

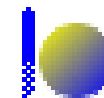
单位能量区间的分子数 ΔN 与分子
总数 N 的比值（分子分数）



E_k — 分子平均能量

阴影面积表示活化分子分数
(活化分子的能量 $\geq E_c$)

气体分子的能量分布和活化能



碰撞理论的模型过于简单且理想化,具有一定的局限性

对于简单反应解释较成功,对于复杂反应不理想

在反应速率的理论建立和发展中起了重要作用,时至今日仍然非常有用



6.4.2 活化配合物理论(过渡态理论)

过渡态理论是1935年由艾林(Eyring)和波兰尼(Polany)等人提出, 过渡态理论建立在统计热力学和量子力学的基础上。

考虑了反应物分子的内部结构及运动状态, 从分子角度更为深刻的解释了化学反应速率, 比简单碰撞理论前进了一大步

缺点: 许多反应的活化配合物的结构尚无法从实验上确定, 计算方法过于复杂

以量子力学对反应过程中的能量变化的研究为依据，认为从反应物到生成物之间形成了势能较高的(不稳定的)活化配合物，

活化配合物所处的状态叫过渡状态。

影响反应速
率的三要素

活化配合物的浓度

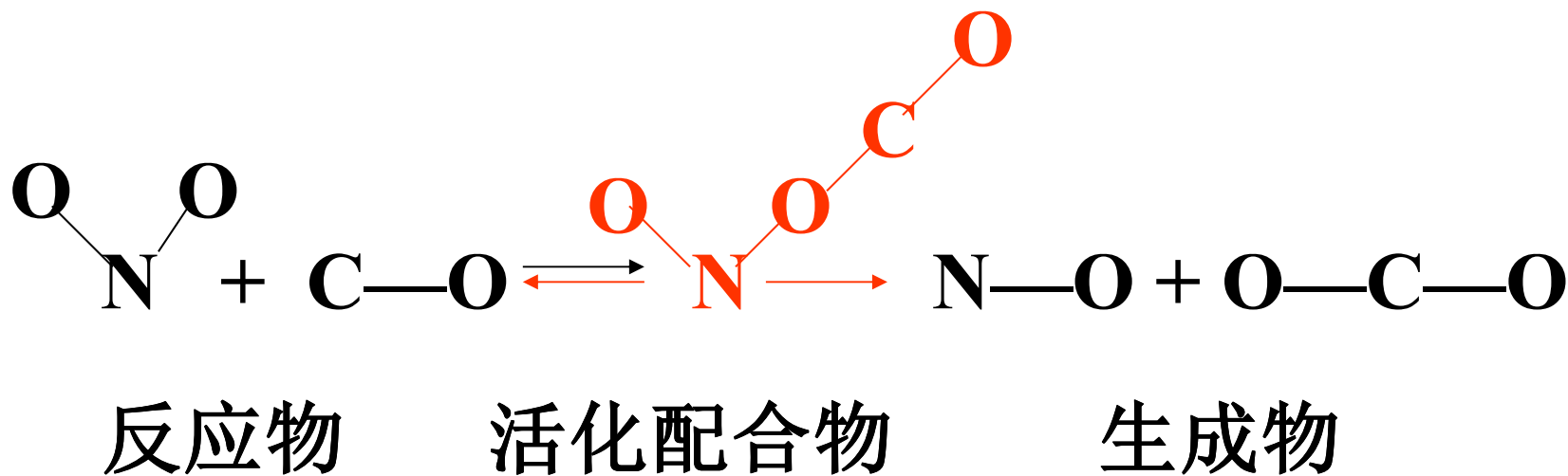
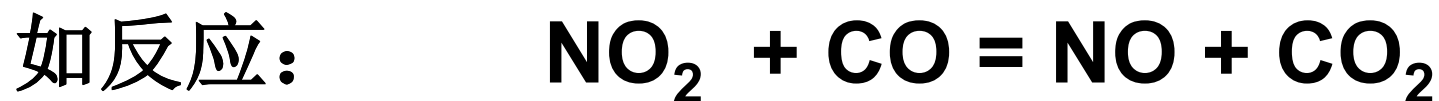
活化配合物的分解的几率

活化配合物的分解速率

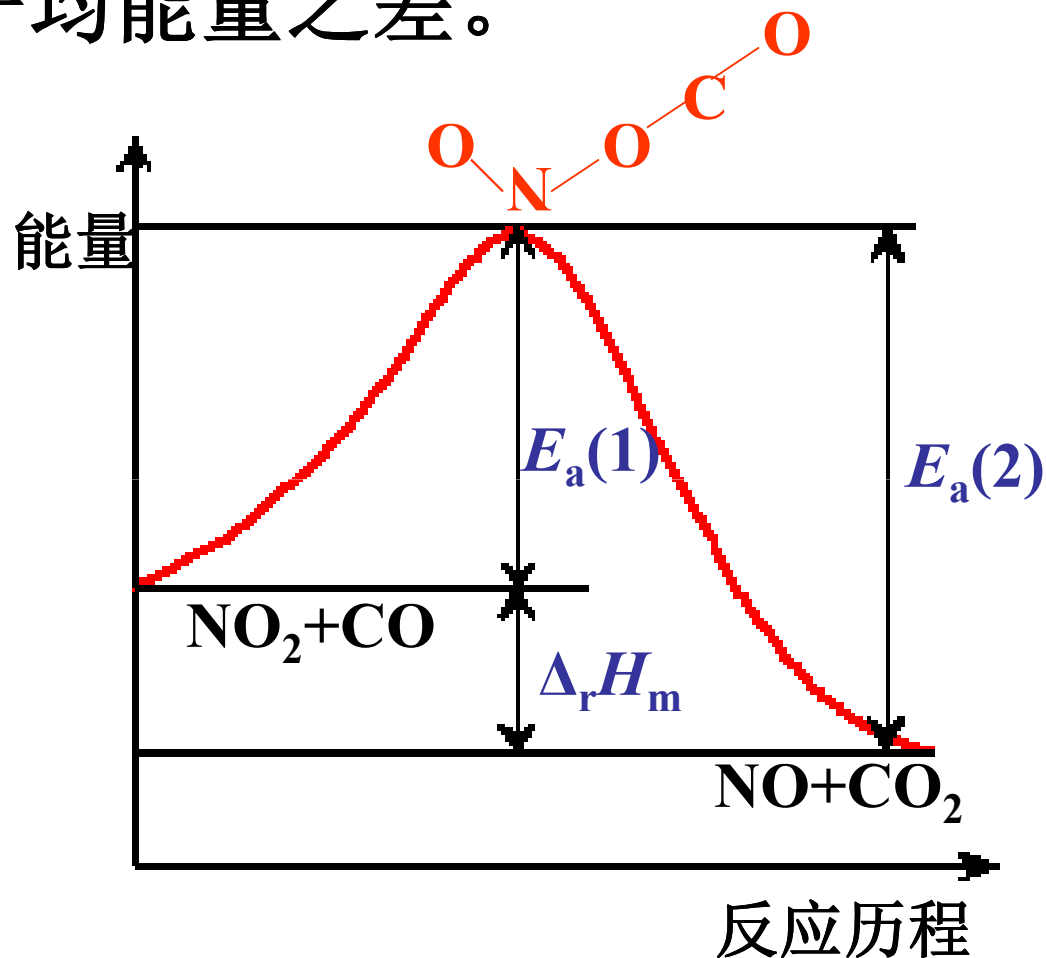
决定步骤



活化配合物(activated coordination compound) : 参加反应的分子间发生有效碰撞时, 先生成的一种不稳定的高能态的中间化合物。

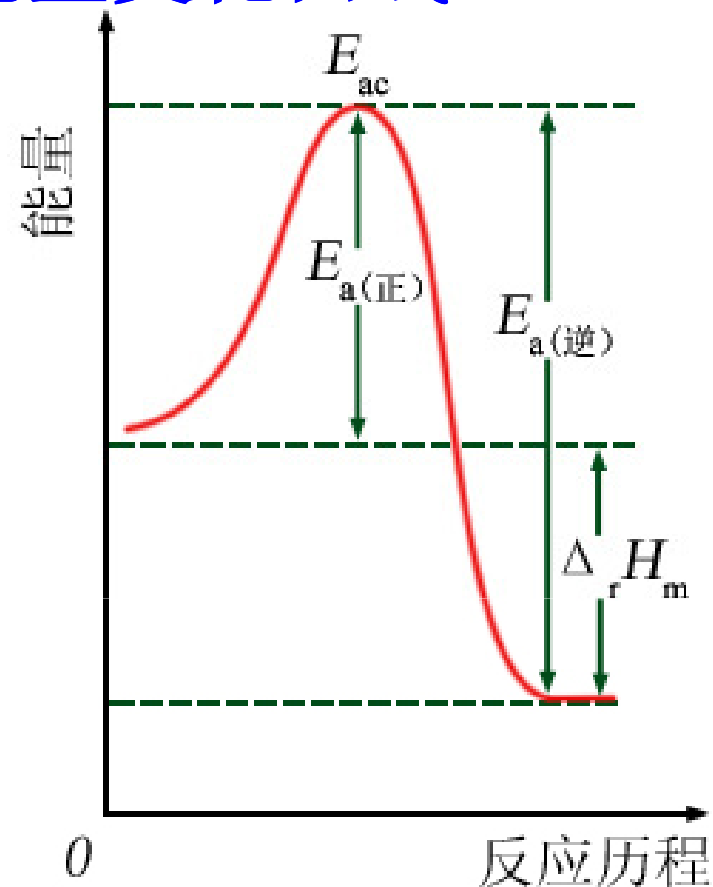
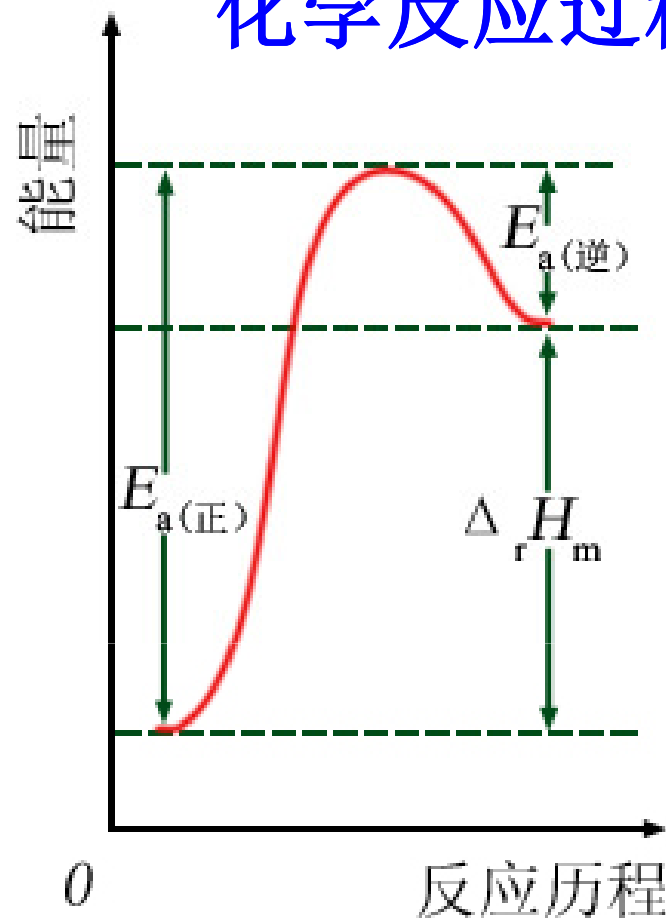


活化能 E_a ：活化配合物的最低能量与反应物平均能量之差。



$$E_a(1) - E_a(2) = \Delta_r H_m$$

化学反应过程中能量变化曲线



$$\Delta_r H_m = E_{a(\text{正})} - E_{a(\text{逆})}$$

$E_{a(\text{正})} < E_{a(\text{逆})}$, $\Delta_r H_m < 0$, 为放热反应;

$E_{a(\text{正})} > E_{a(\text{逆})}$, $\Delta_r H_m > 0$, 为吸热反应。

总结：

- (1)活化能的大小可由**实验测定**。活化能越小，化学反应速率就越大。
- (2)一般化学反应的活化能在 $40 \sim 400 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$ 范围，大多在 $60 \sim 250 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$ 之间。
- (3)活化能 $< 40 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$ 反应速率很大，如中和反应；活化能 $> 400 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$ 的反应速率就非常小。

化学反应	活化能 $E_a/\text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$
$2\text{HI} = \text{H}_2 + \text{I}_2$	183
$2\text{N}_2\text{O} = 2\text{N}_2 + \text{O}_2$	245
$2\text{NO}_2 = 2\text{NO} + \text{O}_2$	112
$2\text{H}_2\text{O}_2 = 2\text{H}_2\text{O} + \text{O}_2$	75.3
$\text{N}_2 + 3\text{H}_2 = 2\text{NH}_3$	175.73
$\text{CH}_4 + \text{H}_2\text{O} = \text{CO} + 3\text{H}_2$	94.98
$(\text{NH}_4)_2\text{S}_2\text{O}_8 + 3\text{KI} = (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{KI}_3$	52.72
$\text{HCl} + \text{NaOH} = \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$	12.55~25.10
$2\text{SO}_2 + \text{O}_2 = 2\text{SO}_3$	251.04

活化能是决定化学反应速率的内在因素。
不同的反应具有不同的反应速率，根本原因是活化能不同。

总之，影响化学反应速率的主要因素：

浓度：影响分子的总碰撞次数。

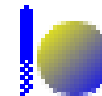
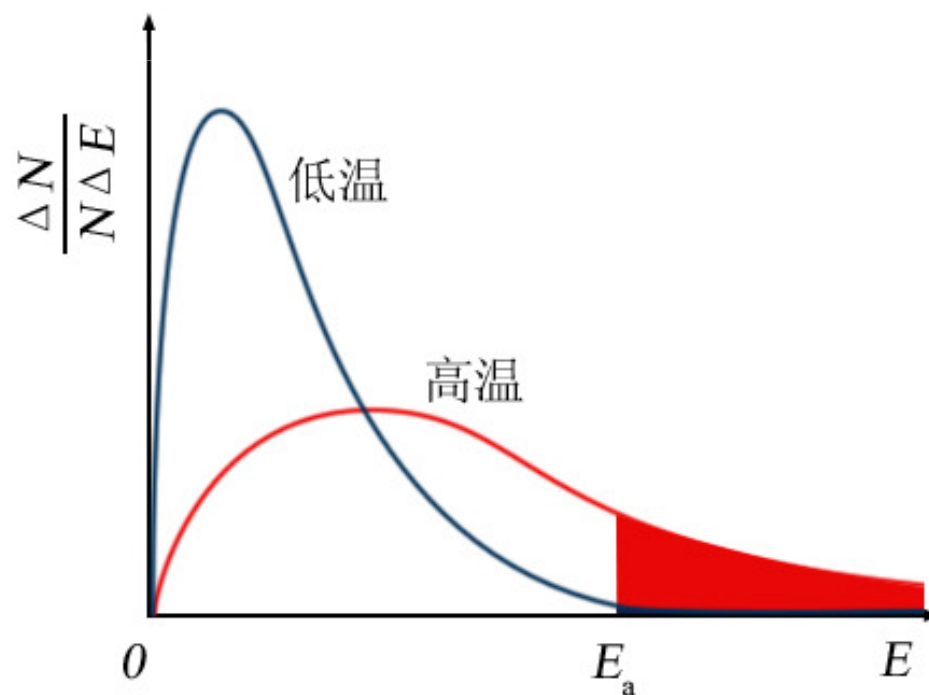
温度：影响活化分子的数目。

催化剂：降低反应的活化能。

浓度影响： 当温度一定，某反应的活化能也一定时，浓度增大，分子总数增加，活化分子数随之增多，反应速率增大。

温度影响：

当浓度一定，温度升高，活化分子分数增多，反应速率增大。

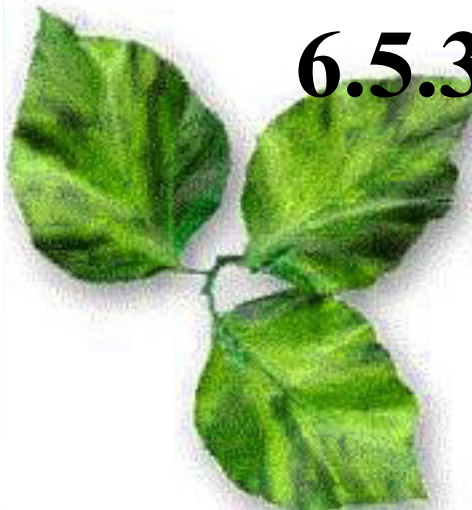


§ 6.5 催化剂与催化作用

6.5.1 催化剂和催化作用的基本特征特征

6.5.2 均相催化与多相催化

6.5.3 酶催化



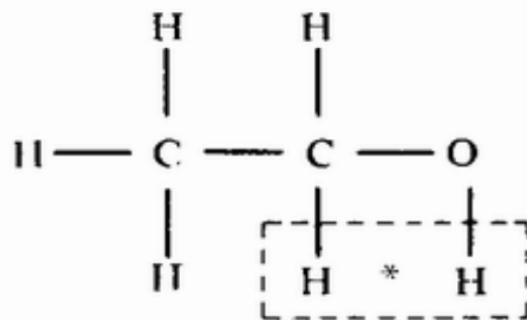
6.5.1 催化剂和催化作用的基本特征

催化剂：存在少量就能加快反应而本身最后并无损耗的物质。



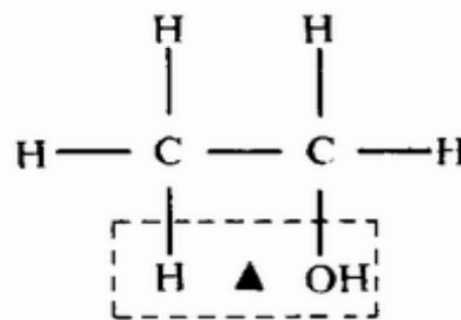
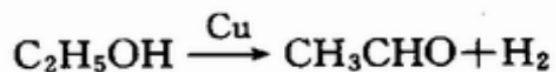
催化作用的特点：

- ①只能对热力学上可能发生的反应起作用。
- ②通过改变反应途径以缩短达到平衡的时间。
- ③催化剂有选择性，选择不同的催化剂会有利于不同种产物的生成。



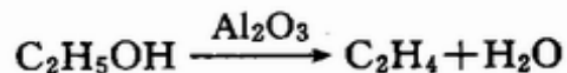
(a)

* 代表 Cu 催化剂吸附中心



(b)

▲代表 Al_2O_3 的吸附中心



- ④只有在特定的条件下催化剂才能表现活性

6.5.2 均相催化与多相催化

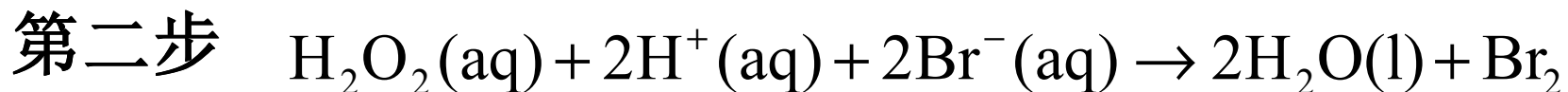
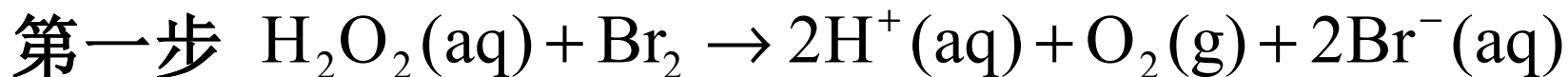
1. 均相催化:

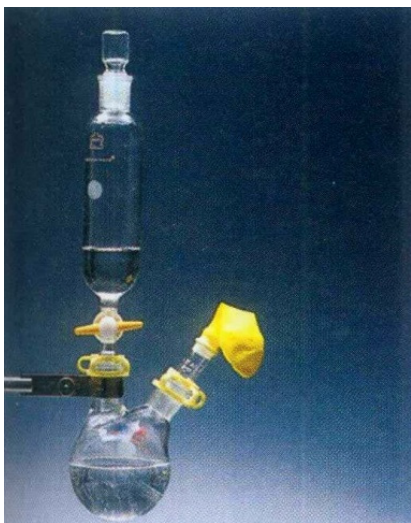
催化剂与反应物种在同一相中的催化反应。

无催化剂时，过氧化氢的分解反应为：

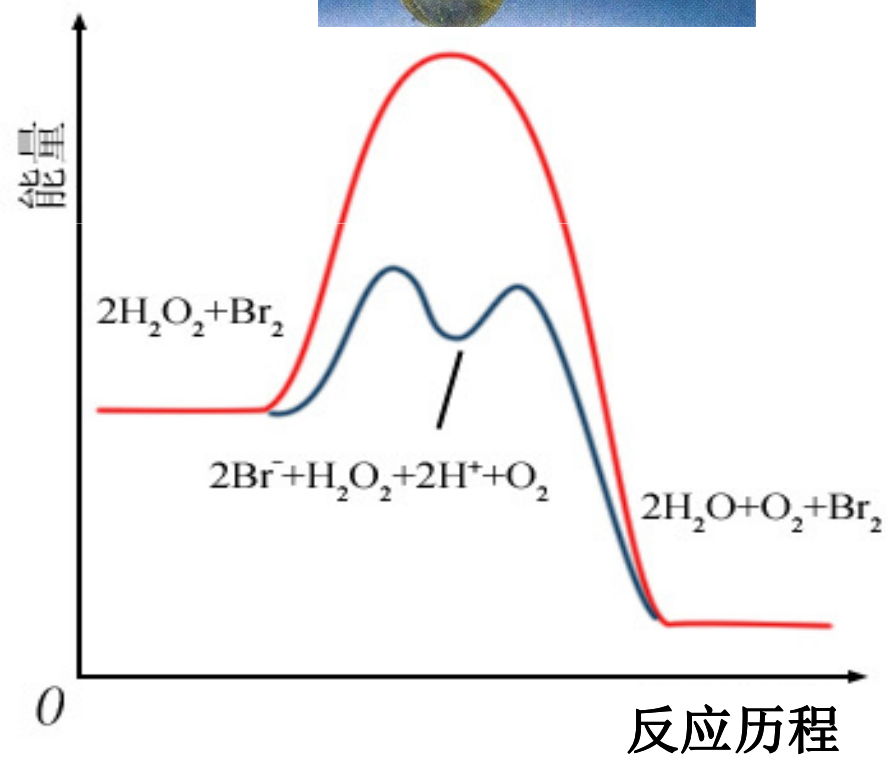
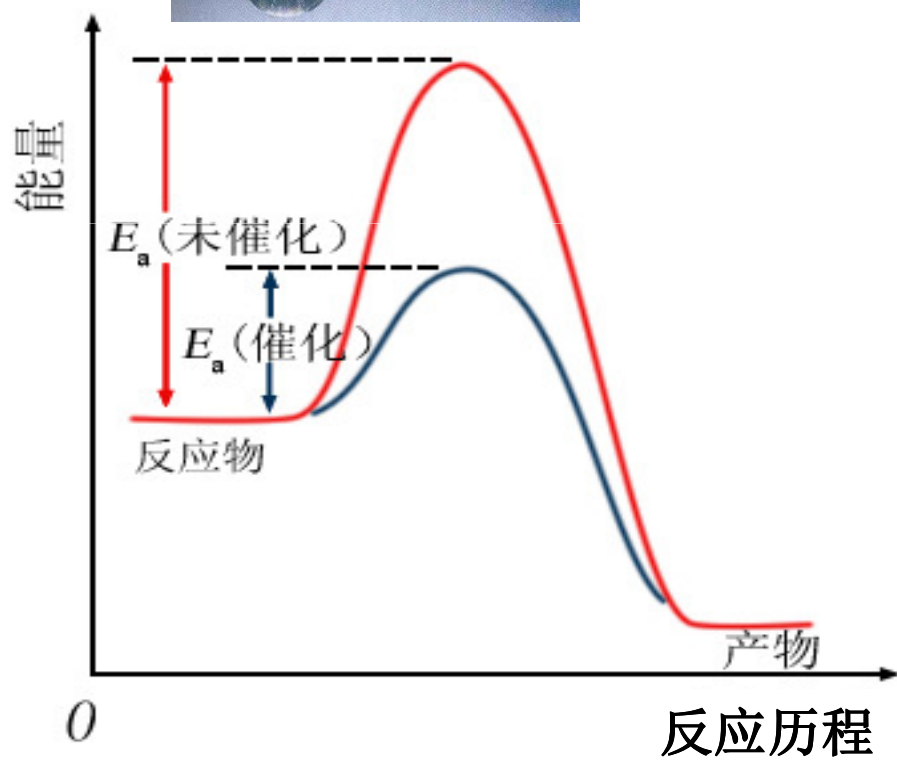
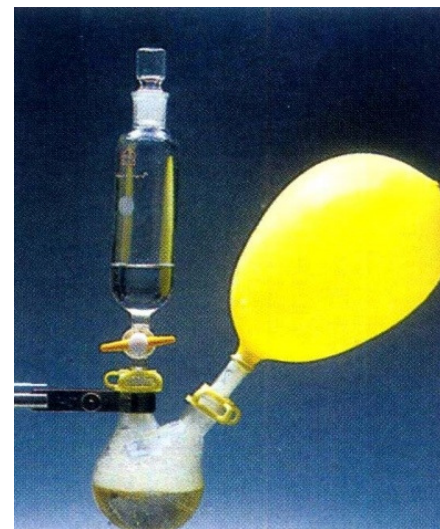


加入催化剂 Br_2 ，可加快 H_2O_2 分解，反应机理是：

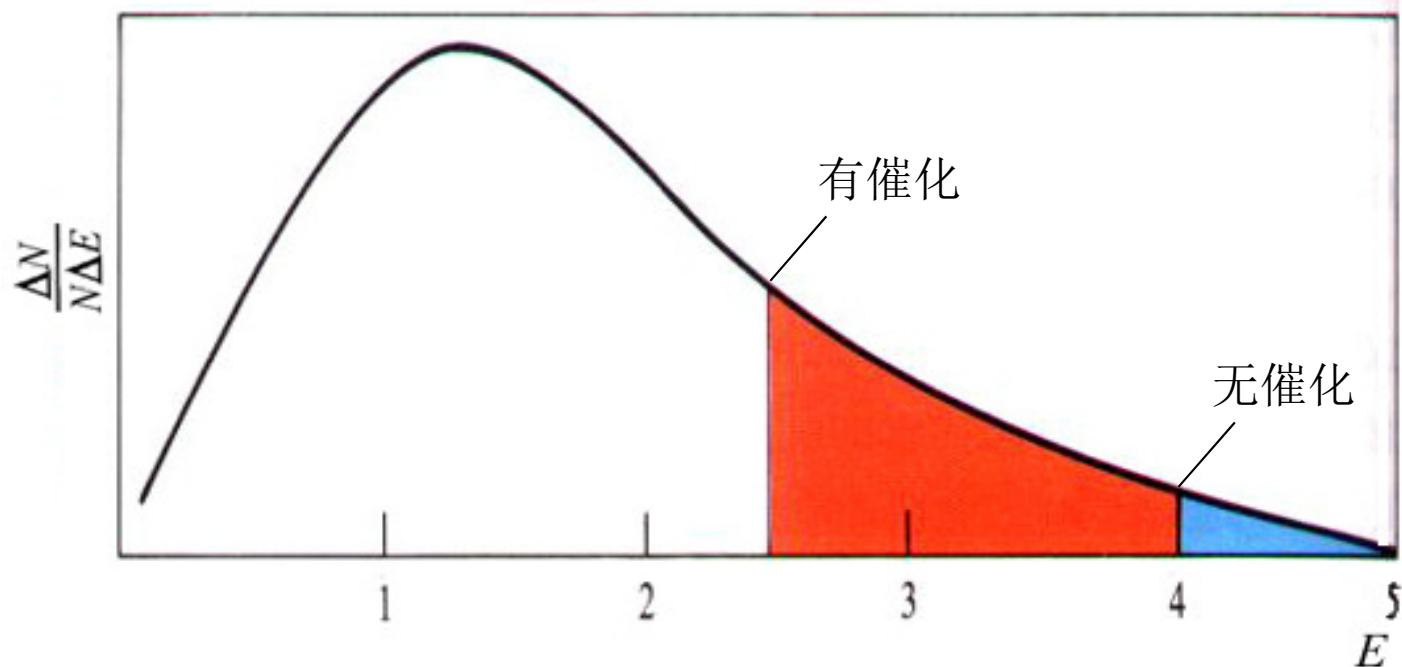




加入催化剂



催化剂对反应活化能的影响



活化能降低使活化分子分数增加

实验结果表明，催化剂参与的分解反应，改变了反应机理，降低了反应活化能，增大了活化分子分数，反应速率显著增大。

6.5.3 酶催化

酶催化：以酶为催化剂的反应。

特点：①高效
②高选择性
③条件温和

