



教育图书



功能学具



学生之家

基础教育行业专研品牌

经浙江省中小学教辅材料
评议委员会评议通过

全品智能作业

学·练·考

主编 肖德好

学习册

本册 主编 陈燕峰

高中化学

选择性必修1 RJ 浙江省

长江出版传媒

崇文书局

CONTENTS

目录

第一章 化学反应的热效应	001
第一节 反应热	001
第 1 课时 反应热 焓变	001
第 2 课时 热化学方程式 燃烧热	004
第二节 反应热的计算	006
第二章 化学反应速率与化学平衡	009
第一节 化学反应速率	009
第 1 课时 化学反应速率	009
第 2 课时 影响化学反应速率的因素	010
第 3 课时 活化能	013
拓展微课 1 有关反应历程与能量变化的图像分析	014
第二节 化学平衡	016
第 1 课时 化学平衡状态	016
第 2 课时 化学平衡常数	018
第 3 课时 影响化学平衡的因素	020
拓展微课 2 平衡常数计算及应用	024
第 4 课时 化学反应速率和化学平衡图像分析	026
第三节 化学反应的方向	028
第四节 化学反应的调控	029
第三章 水溶液中的离子反应与平衡	032
第一节 电离平衡	032
第 1 课时 强电解质和弱电解质 弱电解质的电离平衡	032
第 2 课时 电离平衡常数	034

第二节 水的电离和溶液的 pH	035
第 1 课时 水的电离 溶液的酸碱性 with pH	035
第 2 课时 溶液 pH 的计算	038
第 3 课时 酸碱中和滴定	040
拓展微课 3 中和滴定拓展——氧化还原滴定	043
第三节 盐类的水解	045
第 1 课时 盐类的水解	045
第 2 课时 影响盐类水解的主要因素 盐类水解的应用	047
第 3 课时 溶液中粒子浓度大小的比较	050
拓展微课 4 电解质溶液中的常考曲线	054
第四节 沉淀溶解平衡	057
拓展微课 5 难溶电解质沉淀溶解平衡曲线分析	060
第四章 化学反应与电能	062
第一节 原电池	062
第 1 课时 原电池的工作原理	062
第 2 课时 化学电源	064
第二节 电解池	067
第 1 课时 电解原理	067
第 2 课时 电解原理的应用	070
拓展微课 6 电化学装置中的离子交换膜	071
第三节 金属的腐蚀与防护	072
■ 参考答案	077

第一章 化学反应的热效应

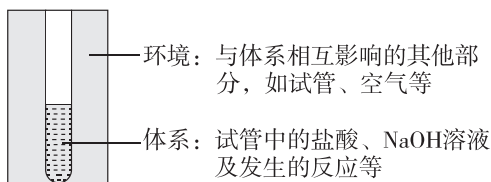
第一节 反应热

第1课时 反应热 焓变

◆ 知识点一 反应热及其测定

【自主预习】

1. 体系与环境(以盐酸与 NaOH 溶液之间的反应为例)

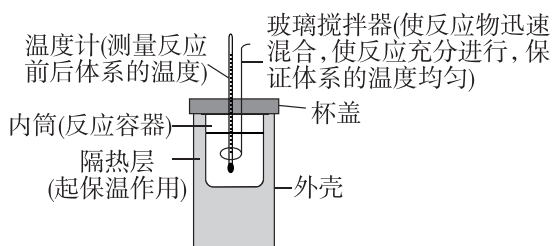


2. 反应热

在_____条件下,化学反应体系向环境_____或从环境_____的热量,称为化学反应的热效应,简称反应热。

3. 中和反应反应热的测定

- (1)仪器:_____。
- (2)原理:根据体系的_____和有关物质的_____来计算反应热。
- (3)实验装置及作用(如图所示)



(4)实验测量数据

①反应前体系温度(t_1)的测量

用一个量筒量取 50 mL $0.50 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ 盐酸,打开杯盖,倒入量热计的内筒,盖上杯盖,插入温度计,测量并记录盐酸的温度。用水把温度计冲洗干净,擦干备用。用另一个量筒量取 50 mL $0.55 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ NaOH 溶液,用温度计测量并记录 NaOH 溶液的温度,取两温度平均值为 t_1 。用水把温度计冲洗干净,擦干备用。

②反应后体系温度(t_2)的测量

打开杯盖,将量筒中的 NaOH 溶液迅速倒入量热计的内筒,立即盖上杯盖,插入温度计,用搅拌器匀速搅拌。准确读取混合溶液的_____,记录为 t_2 。用水把温度计冲洗干净,擦干备用。

③重复实验操作,记录每次的实验数据,取测量所得温度差($t_2 - t_1$)的平均值作为计算依据。

④实验数据处理

盐酸、氢氧化钠溶液为稀溶液,其密度近似地认为都是 $1 \text{ g} \cdot \text{cm}^{-3}$,反应后生成溶液的比热容 $c = 4.18 \text{ J} \cdot \text{g}^{-1} \cdot ^\circ\text{C}^{-1}$ 。

该实验中盐酸和 NaOH 溶液反应放出的热量是_____,生成 1 mol H_2O 时放出的热量为_____。

【核心讲解】

1. 中和反应反应热测定实验中产生误差的原因

(1)装置方面:装置的隔热保温效果不好,造成实验过程中热量损失而引起误差。

- (2)操作方面
- ①实验过程中液体洒落到桌面上
 - ②混合酸、碱溶液时,动作缓慢
 - ③用温度计测量酸的温度后未清洗就直接去测量碱的温度

- (3)读数方面
- ①温度计的读数有误差
 - ②量取溶液体积时,读数有误差(俯视、仰视的问题)

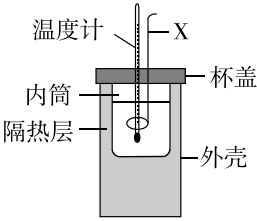
2. 误差分析

50 mL $0.50 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ 盐酸与 50 mL $0.55 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ NaOH 溶液反应放热值 Q 的误差分析:

引起误差的实验操作	$t_2 - t_1$	Q
保温措施不好	偏小	偏小
搅拌不充分	偏小	偏小
所用酸、碱浓度过大	偏大	偏大
用同浓度的氨水代替 NaOH 溶液	偏小	偏小
用同浓度的醋酸代替盐酸	偏小	偏小

【典例应用】

例 1 [2025·天津红桥区高二期中] 用 50 mL 0.55 mol·L⁻¹ NaOH 溶液和 50 mL 0.50 mol·L⁻¹ 盐酸利用如图所示的装置进行中和反应反应热的测定。



- (1)图中仪器 X 的名称是_____，其作用是_____。
- (2)所用 NaOH 溶液稍过量的原因是_____。
- (3)下列说法不正确的是_____ (填字母)。
- A. 用温度计测完酸的温度后立即测量碱的温度
- B. 向内筒中加入稀碱时，应当缓慢而匀速地加入
- C. 将盐酸换成同浓度、同体积的醋酸对实验结果没有影响
- D. 用量筒量取稀酸或碱时，视线必须与液体凹面最低处相平

(4)实验测得如下数据：

实验序号	起始温度 T_1 /°C		终止温度 T_2 /°C
	盐酸	氢氧化钠溶液	混合溶液
1	20.0	20.1	23.2
2	20.2	20.4	23.4
3	20.5	20.6	24.6
4	20.3	20.4	23.4

假设盐酸和氢氧化钠溶液的密度都是 1 g·cm⁻³，中和反应后生成溶液的比热容 $c = 4.18 \text{ J} \cdot \text{g}^{-1} \cdot ^\circ\text{C}^{-1}$ 。反应前后平均温度差为_____°C。依据实验数据计算，该实验测得生成 1 mol H₂O 时放出热量为_____ kJ (结果保留一位小数)。

- (5) 如果将 NaOH 溶液换成等物质的量的 NaOH 固体，测得中和反应生成 1 mol H₂O 时放出的热量_____ (填“偏大”或“偏小”)。
- (6)下列反应的反应热不适宜用题图所示装置进行测定的是_____ (填编号)

- A. BaO 和足量的水
- B. ZnO 和足量的稀硫酸
- C. Al 和足量的 NaOH 溶液
- D. KOH 溶液和盐酸

【归纳小结】 测定中和反应反应热的实验中需要注意的问题

- (1)所用装置要尽可能做到保温、隔热；实验操作时动作要快，尽量减少热量的损失。
- (2)所用溶液的配制必须准确，且浓度要小；为保证盐酸完全被中和，采用稍过量的 NaOH 溶液。
- (3)实验中所用的盐酸和氢氧化钠溶液配好后要充分冷却至室温才能使用。
- (4)要使用同一支温度计，温度计读数要尽可能准确；水银球部位一定要完全浸没在溶液中，且要读取混合后的最高温度。
- (5)可采用多次测量取平均值的方法，减小实验误差。

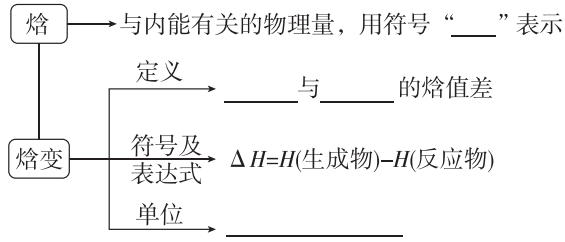
◆ 知识点二 反应热与焓变

【自主预习】

1. 内能

内能是体系内物质的各种_____的总和，受_____、_____和物质的_____等影响。化学反应中产生反应热是由于化学反应前后体系的_____ (符号为 U) 发生了变化。

2. 焓和焓变



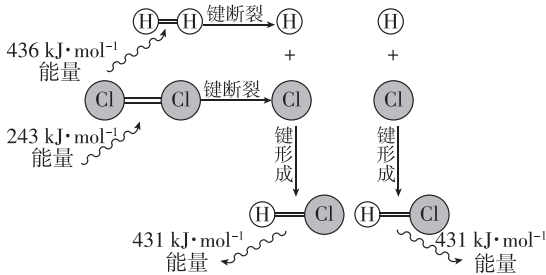
3. ΔH 与吸热反应和放热反应

反应类型	放热反应	吸热反应
图像		
焓变 (ΔH)	ΔH 为“ $-$ ”，即 ΔH _____ 0，反应体系向环境 _____，其焓 _____	ΔH 为“ $+$ ”，即 ΔH _____ 0，反应体系从环境中 _____，其焓 _____

4. 微观角度认识反应热实质

(1)实例：

25 ℃、101 kPa 下，以 $\text{H}_2(\text{g}) + \text{Cl}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{HCl}(\text{g})$ 的能量变化为例，填写下表中的空白。



化学键	反应中能量变化	
	1 mol A—B 化学键	反应中能量变化
H—H	吸收 _____ kJ	共吸收 _____ kJ
Cl—Cl	吸收 _____ kJ	
H—Cl	放出 _____ kJ	共放出 _____ kJ
结论	$\text{H}_2(\text{g}) + \text{Cl}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{HCl}(\text{g})$ 的反应热 $\Delta H =$ _____	

(2)结论：_____ 时的能量变化是化学反应中能量变化的主要原因。

(3) $\text{H}_2(\text{g})$ 和 $\text{Cl}_2(\text{g})$ 在光照条件下也可以发生上述反应，则该反应的 ΔH 是否发生变化？_____ (填“是”或“否”)，原因是_____。

(4)键能的概念：指气态分子中 1 mol 化学键解离成气态原子所吸收的能量。

【核心讲解】

1. 放热反应与吸热反应的比较

类型 比较	放热反应	吸热反应
定义	放出热量的化学反应	吸收热量的化学反应
宏观原因	反应物具有的总能量大于生成物具有的总能量	反应物具有的总能量小于生成物具有的总能量
微观原因		$E_1 > E_2$, 吸收热量, $\Delta H > 0$ $E_1 < E_2$, 放出热量, $\Delta H < 0$
与键能的关系	反应物的键能总和 < 生成物的键能总和	反应物的键能总和 > 生成物的键能总和
焓变	$\Delta H < 0$	$\Delta H > 0$
图示		
能量变化	体系的能量降低	体系的能量升高
实例	$\text{H}_2(\text{g}) + \text{Cl}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{HCl}(\text{g})$ $\Delta H = -184.6 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$	$\text{C}(\text{s}) + \text{H}_2\text{O}(\text{g}) \rightleftharpoons \text{CO}(\text{g}) + \text{H}_2(\text{g})$ $\Delta H = +131.5 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$
常见反应类型	①燃烧反应； ②酸碱中和反应； ③大多数化合反应； ④活泼金属跟酸的置换反应； ⑤铝热反应； ⑥物质的缓慢氧化	①大多数分解反应； ② $\text{Ba}(\text{OH})_2 \cdot 8\text{H}_2\text{O}$ 与 NH_4Cl 的反应； ③C和 $\text{H}_2\text{O}(\text{g})$ 、C和 CO_2 等的反应； ④盐酸与碳酸氢钠的反应

2. 计算反应热的方法

(1)根据物质具有的能量来计算

$$\Delta H = E(\text{总生成物}) - E(\text{总反应物})$$

(2)根据化学键的键能来计算

$$\Delta H = \text{反应物的键能总和} - \text{生成物的键能总和}$$

(3)根据反应过程中能量的变化来计算
 $\Delta H = \text{反应物断键吸收的总能量} - \text{生成物成键放出的总能量}$

【典例应用】

例 2 某科研团队设计纳米钨作催化剂,在 70 °C 温和条件下实现了甲烷高效转化为甲醇:
 $\text{CH}_4(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}(\text{g}) \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{OH}(\text{g}) + \text{H}_2(\text{g})$ 。
由几种化学键的键能 E 计算的该反应的 ΔH

(单位: $\text{kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$) 为 ()

化学键	H—H	H—C	H—O	C—O
$E/(\text{kJ} \cdot \text{mol}^{-1})$	a	b	c	d

- A. $b + c - a - d$
B. $a - d + b + c$
C. $4b + 2c - a - 2d$
D. $-a - 2d + 4b + 2c$

第 2 课时 热化学方程式 燃烧热

◆ 知识点一 热化学方程式

【自主预习】

1. 概念

表明反应所_____的化学方程式。

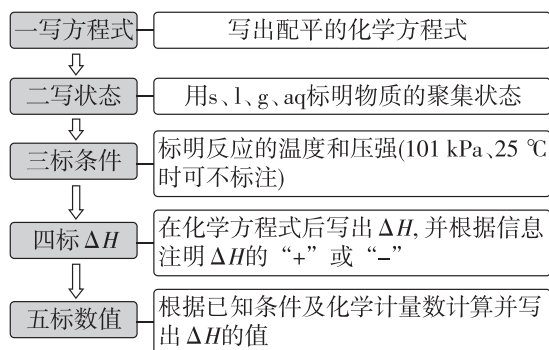
2. 意义

不仅表明了化学反应中的_____变化,也表明了化学反应中的_____变化。

如: $2\text{H}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{H}_2\text{O}(\text{l}) \quad \Delta H = -571.6 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$, 表示在 25 °C 和 101 kPa 下, _____ 气态 H_2 和 _____ 气态 O_2 反应生成 _____ 时放出 _____ 的热量。

【核心讲解】

1. 热化学方程式的书写

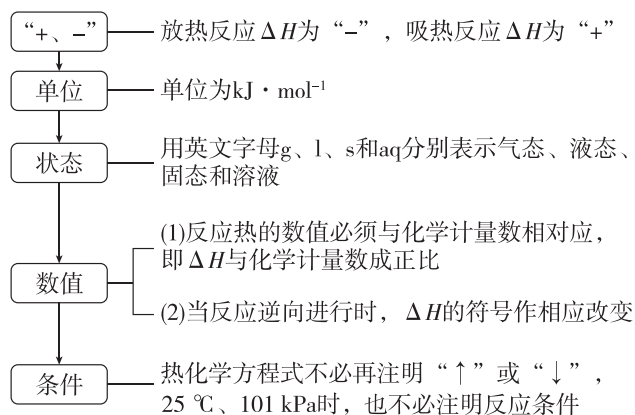


【注意】 ① 热化学方程式的右边不用标注“↑”“↓”。

② 热化学方程式能反映该反应已完成的量。由于 ΔH 与反应物质的量有关, 所以热化学方程式中物质的化学计量数必须与 ΔH 相对应, 如

果化学计量数加倍, 则 ΔH 也要加倍。当反应向逆反应方向进行时, 其反应热与正反应的反应热的数值相等, 符号相反。

2. 热化学方程式的正误判断



【典例应用】

例 1 根据所给信息, 书写对应的热化学方程式。

(1) 11.2 L (标准状况) H_2 在足量 Cl_2 中燃烧生成 HCl 气体, 放出 91.5 kJ 热量, 其热化学方程式为_____。

(2) 25 °C、101 kPa 下, HNO_3 、 NaOH 的稀溶液发生中和反应生成 1 mol $\text{H}_2\text{O}(\text{l})$ 时, 放出 57.3 kJ 的热量, 其热化学方程式为_____。

(3) 在 25 °C、101 kPa 下, 1 g 液态甲醇 (CH_3OH) 完全燃烧生成 CO_2 气体和液态水时放热 22.68 kJ, 则表示甲醇燃烧的热化学方程式为_____。

◆ 知识点二 燃烧热

【自主预习】

概念及意义

燃烧热	概念	在101 kPa时, 1 mol纯物质完全燃烧生成_____时所放出的热量
	单位	_____
	意义	碳的燃烧热为 $393.5\text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$, 表示25 ℃, 101 kPa条件下, _____mol C完全燃烧生成_____时放出_____kJ的热量
	表示	表示碳的燃烧热的热化学方程式为_____

指定产物: C→_____, H→H₂O(_____),
S→_____, N→_____。

【核心讲解】

1. 对燃烧热的理解

(1)反应条件: 101 kPa(书中给出的燃烧热数值均为 25 ℃和 101 kPa 条件下测得)。

(2)物质的燃烧热要求的是纯物质。

(3)“完全燃烧生成指定产物”是指单质或化合物燃烧后变为最稳定的物质。完全燃烧时, 下列元素要生成对应的物质: C→CO₂(g), H→H₂O(l), S→SO₂(g), N→N₂(g)。C→CO 不是完全燃烧; S→SO₃, SO₃ 不是燃烧产物; 生成的水为液态, 不能是气态。

(4)文字叙述燃烧热时用正值, 用 ΔH 表示燃烧热时用负值, 例如, CH₄ 的燃烧热为 $890.3\text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$ 或 $\Delta H = -890.3\text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$ 。

2. 反应热与燃烧热的比较

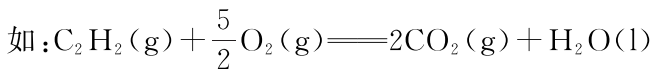
	反应热	燃烧热
含义	在等温条件下, 化学反应体系向环境释放或从环境吸收的热量	在 101 kPa 时, 1 mol 纯物质完全燃烧生成指定产物时所放出的热量
能量的变化	放热或吸热	放热
ΔH 的大小	放热时, $\Delta H < 0$ 吸热时, $\Delta H > 0$	$\Delta H < 0$

(续表)

	反应热	燃烧热
表述方法	用文字叙述或用 ΔH 表示	用文字叙述时不带“—”, 用 ΔH 表示时带“—”
反应条件	等温条件下	101 kPa
反应物的量	不限	1 mol 纯物质
生成物的量	不限	不限

3. 燃烧热的表示

燃烧热是以 1 mol 纯物质完全燃烧生成指定产物所放出的热量来定义的, 因此在书写燃烧热的热化学方程式时, 应以 1 mol 物质为标准来配平其余物质的化学计量数。



$\Delta H = -1\,299.6\text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$, 即 C₂H₂(g) 的燃烧热为 $1\,299.6\text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$ 。

4. 燃烧热的计算

可燃物完全燃烧放出的热量的计算方法为 $Q_{\text{放}} = n(\text{可燃物}) \times |\Delta H|$ 。

式中: $Q_{\text{放}}$ 为可燃物燃烧反应放出的热量; n 为可燃物的物质的量; ΔH 为可燃物的燃烧热。

【典例应用】

例 2 [2025 · 湖北宜昌高二期中] 已知: $\text{CH}_4(\text{g}) + 2\text{O}_2(\text{g}) = \text{CO}_2(\text{g}) + 2\text{H}_2\text{O}(\text{l}) \quad \Delta H = -890.3\text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$ 。下列有关叙述正确的是

()

- A. 如果液化气(C₃H₈)改天然气, 则需增大空气进气孔
- B. 天然气灶将化学能全部转化成热能
- C. CH₄ 的燃烧热 $\Delta H = -890.3\text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$
- D. 11.2 L(标准状况)CH₄ 燃烧一定放出 445.15 kJ 热量

第二节 反应热的计算

◆ 知识点一 盖斯定律

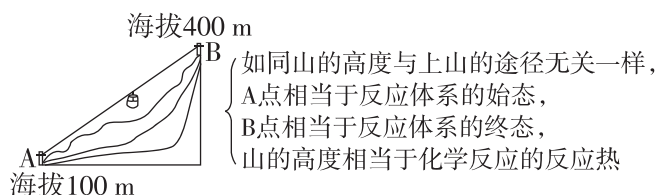
【自主预习】

1. 内容

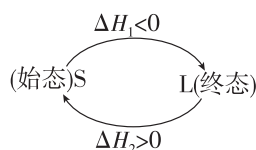
一个化学反应,不管是一步完成的还是分几步完成的,其反应热是_____ (填“相同”或“不同”)的。

2. 理解与特点

(1)从反应途径角度理解



(2)从能量守恒角度理解



从 $S \rightarrow L$, $\Delta H_1 < 0$, 体系_____;
从 $L \rightarrow S$, $\Delta H_2 > 0$, 体系_____;
根据能量守恒: $\Delta H_1 + \Delta H_2 = 0$ 。

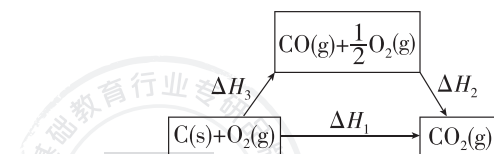
(3)特点

在一定条件下,化学反应的反应热只与反应体系的_____和_____有关,而与反应的_____无关。

3. 应用

(1)可以间接计算一些不易直接发生的、伴随副反应发生的、反应进行很慢的的反应的反应热。

(2)示例



已知:① $\text{C(s)} + \text{O}_2\text{(g)} = \text{CO}_2\text{(g)}$
 $\Delta H_1 = -393.5 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$;

② $\text{CO(g)} + \frac{1}{2}\text{O}_2\text{(g)} = \text{CO}_2\text{(g)}$

$$\Delta H_2 = -283.0 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}.$$

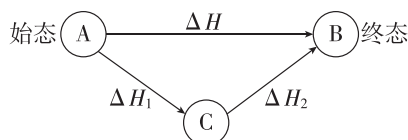
分析上述热化学方程式的关系,将反应①减去

反应②,得到反应: $\text{C(s)} + \frac{1}{2}\text{O}_2\text{(g)} = \text{CO(g)}$ 。

根据盖斯定律可得: $\Delta H_1 = \Delta H_2 + \Delta H_3$, 则有
 $\Delta H_3 = \Delta H_1 - \Delta H_2 = -393.5 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1} -$
 $(-283.0 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}) = -110.5 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$ 。

【核心讲解】

1. 盖斯定律的图解

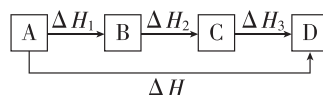


(1)化学反应由始态 A 到终态 B,有两条途径:
途径 I 是由始态 A 直接到终态 B;途径 II 是由始态 A 到中间态 C,再到终态 B,反应的途径不同,但反应热存在关系: $\Delta H = \Delta H_1 + \Delta H_2$ 。

(2)在物质发生化学变化的过程中,能量变化以物质变化为基础,且能量变化(反应热)只与始态、终态物质的总能量有关,与中间过程无关。

2. 运用盖斯定律解题的常用方法

(1)虚拟路径法:若反应物 A 变为生成物 D,可以有两个途径:①由 A 直接变成 D,反应热为 ΔH ;②由 A 经过 B 变成 C,再由 C 变成 D,每步的反应热分别为 ΔH_1 、 ΔH_2 、 ΔH_3 ,如图所示:



则有: $\Delta H = \Delta H_1 + \Delta H_2 + \Delta H_3$ 。

(2)加合法:即运用所给化学方程式就可通过加减的方法得到新化学方程式。

如:求 $\text{P}_4\text{(白磷)} = 4\text{P(红磷)}$ 的热化学方程式。

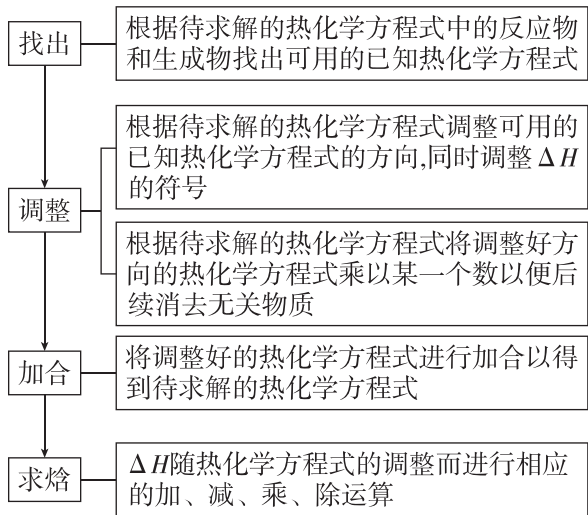
已知: $\text{P}_4\text{(白磷, s)} + 5\text{O}_2\text{(g)} = \text{P}_4\text{O}_{10}\text{(s)}$

ΔH_1 ①

$\text{P(红磷, s)} + \frac{5}{4}\text{O}_2\text{(g)} = \frac{1}{4}\text{P}_4\text{O}_{10}\text{(s)}$ ΔH_2 ②

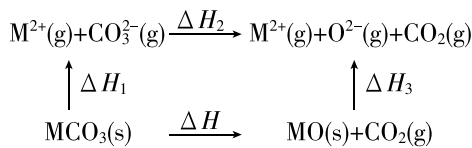
即可用①－②×4 得出白磷转化为红磷的热化学方程式。

3. 运用盖斯定律计算 ΔH 的步骤



【典例应用】

例 1 [2026·浙江嘉兴高二期末] MgCO₃ 和 CaCO₃ 的能量关系如图所示(M=Ca、Mg):



已知:离子所带电荷数相同时,半径越小,离子键越强。

下列说法正确的是 ()

- A. $\Delta H_1(\text{CaCO}_3) > \Delta H_1(\text{MgCO}_3) > 0$
- B. $\Delta H_2(\text{MgCO}_3) = \Delta H_2(\text{CaCO}_3) > 0$
- C. $\Delta H_1(\text{CaCO}_3) - \Delta H_1(\text{MgCO}_3) = \Delta H_3(\text{CaO}) - \Delta H_3(\text{MgO})$
- D. 对 MgCO₃ 和 CaCO₃, $\Delta H = \Delta H_1 + \Delta H_2 + \Delta H_3$

例 2 [2026·浙江温州高二期中] 已知 HF 的电离过程是个放热过程,下列关于 ΔH 的判断正确的是 ()

- ① $\text{HF}(\text{aq}) + \text{OH}^-(\text{aq}) \rightleftharpoons \text{F}^-(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l})$ ΔH_1
 - ② $\text{H}_3\text{O}^+(\text{aq}) + \text{OH}^-(\text{aq}) \rightleftharpoons 2\text{H}_2\text{O}(\text{l})$ ΔH_2
 - ③ $\text{HF}(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+(\text{aq}) + \text{F}^-(\text{aq})$ ΔH_3
 - ④ $\text{F}^-(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightleftharpoons \text{HF}(\text{aq}) + \text{OH}^-(\text{aq})$ ΔH_4
- A. $\Delta H_3 > 0, \Delta H_4 > 0$
B. $\Delta H_1 < \Delta H_2 < 0$
C. $\Delta H_3 = \Delta H_1 + \Delta H_2$
D. $\Delta H_4 = \Delta H_2 + \Delta H_3$

◆ 知识点二 反应热的计算

【自主预习】

1. 根据热化学方程式计算

反应热与化学方程式中各物质的物质的量成正比。

例如, $a\text{A}(\text{g}) + b\text{B}(\text{g}) \rightleftharpoons c\text{C}(\text{g}) + d\text{D}(\text{g})$ ΔH

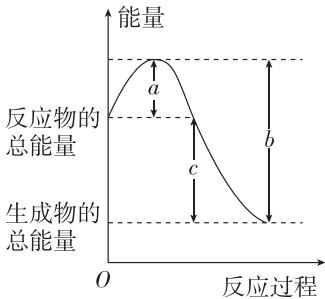
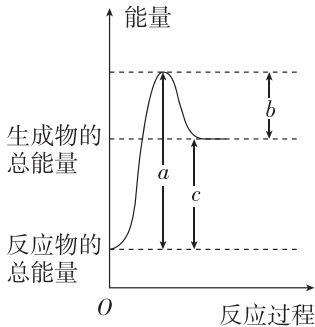
$$\begin{array}{ccccccc} a & b & c & d & & & \\ n(\text{A}) & n(\text{B}) & n(\text{C}) & n(\text{D}) & & & Q \\ \hline \text{则} \frac{n(\text{A})}{a} = \frac{n(\text{B})}{b} = \frac{n(\text{C})}{c} = \frac{n(\text{D})}{d} = \frac{Q}{|\Delta H|} \end{array}$$

2. 根据盖斯定律计算

根据盖斯定律将热化学方程式进行适当的“加”“减”“乘”“除”等计算反应热。

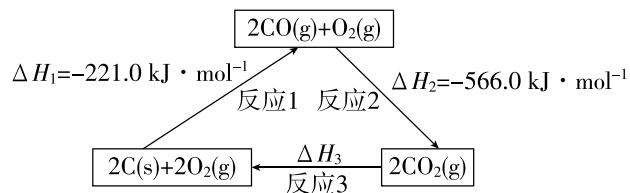
【核心讲解】

计算依据	计算方法
热化学方程式	热化学方程式与数学上的方程式相似,可以左右移项,同时改变正负号,各物质前面的化学计量数以及 ΔH 的数值可以同时扩大或缩小相同的倍数
盖斯定律	根据盖斯定律,可以将两个或两个以上的热化学方程式(包括其 ΔH)相加或相减(必要的时候,在热化学方程式相加或相减之前需要乘或除以一个数),得到一个新的热化学方程式
燃烧热	可燃物完全燃烧产生的热量 = 可燃物的物质的量 × 其燃烧热

计算依据	计算方法	
中和反应反应热	中和反应放出的热量 = $n(\text{H}_2\text{O}) \times \Delta H $ (ΔH 表示生成 1 mol H_2O 时的反应热)	
化学键的变化	$\Delta H = \text{反应物的化学键断裂所吸收的能量之和} - \text{生成物的化学键形成所放出的能量之和}$	
反应物和生成物的总能量	$\Delta H = E_{\text{生成物}} - E_{\text{反应物}}$	
根据图像	 $\Delta H = (a - b) \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1} = -c \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$	 $\Delta H = (a - b) \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1} = +c \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$

【典例应用】

例 3 [2025 · 天津河西区高二期中] 一定条件下, 几种物质转化时的能量变化如图所示, 下列说法错误的是 ()



- A. 该条件下, $\text{C}(\text{s})$ 的燃烧热 $\Delta H = -110.5 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$
- B. 在一定条件下, 化学反应的反应热与反应的途径无关
- C. $\Delta H_3 = +787.0 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$

D. 反应 1 中, 反应物的总能量大于生成物的总能量

例 4 [2025 · 山东聊城高二期中] 下列反应均能自发进行。下列判断不正确的是 ()

- ① $\text{H}_2\text{SO}_4(\text{l}) + 2\text{NaOH}(\text{s}) = \text{Na}_2\text{SO}_4(\text{s}) + 2\text{H}_2\text{O}(\text{l}) \quad \Delta H_1$
- ② $\text{H}_2\text{SO}_4(\text{l}) + \text{Na}_2\text{O}(\text{s}) = \text{Na}_2\text{SO}_4(\text{s}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \quad \Delta H_2$
- ③ $\text{SO}_3(\text{g}) + \text{Na}_2\text{O}(\text{s}) = \text{Na}_2\text{SO}_4(\text{s}) \quad \Delta H_3$
- ④ $\text{SO}_3(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) = \text{H}_2\text{SO}_4(\text{l}) \quad \Delta H_4$

- A. $\Delta H_2 = \Delta H_3 - \Delta H_4$
- B. $\Delta H_1 < \Delta H_2$
- C. $\Delta H_2 > \Delta H_3$
- D. $\Delta H_3 < \Delta H_4$

第二章 化学反应速率与化学平衡

第一节 化学反应速率

第1课时 化学反应速率

◆ 知识点一 化学反应速率

【自主预习】

1. 化学反应速率

化 学 反 应 速 率	意义	表示化学反应进行_____的物理量
	表示用单位时间内反应物浓度的_____或生成物浓度的_____表示(反应体系的体积须恒定)	
	表达式	$v = \frac{\Delta c}{\Delta t}$ → 表示反应物或生成物_____的变化 $v = \frac{\Delta c}{\Delta t}$ → 表示反应_____的变化
	单位	_____或_____

2. 与化学计量数的关系

对于一个化学反应： $m\text{A} + n\text{B} \rightleftharpoons p\text{C} + q\text{D}$ ，其反应速率之间的关系为 $v(\text{A}) : v(\text{B}) : v(\text{C}) :$

$$v(\text{D}) = \underline{\hspace{2cm}}, \text{ 或 } \frac{v(\text{A})}{m} = \underline{\hspace{2cm}} =$$

$$\frac{v(\text{C})}{p} = \underline{\hspace{2cm}}。$$

3. 化学反应速率的测定

(1) 测定原理

任何一种与物质浓度有关的可观测量都可以加以利用。

(2) 可测定的具体物理量

气体的体积、_____、_____、光的吸收、_____等。

【核心讲解】

化学反应速率的计算方法

1. 利用基本公式： $v = \frac{\Delta c}{\Delta t} = \frac{\Delta n}{V \cdot \Delta t}$ (恒容的密闭容器)。

2. 利用速率之比 = 化学计量数之比 = 各物质浓度的变化量(Δc)之比 = 各物质的物质的量的变化量(Δn)之比计算。

3. 利用“三段式”进行计算。

例如： $m\text{A} + n\text{B} \rightleftharpoons p\text{C}$

起始浓度/(mol · L⁻¹): a b c

转化浓度/(mol · L⁻¹): x $\frac{nx}{m}$ $\frac{px}{m}$

t s 后浓度/(mol · L⁻¹): $a - x$ $b - \frac{nx}{m}$ $c + \frac{px}{m}$

有 $v(\text{A}) = \frac{x}{t} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$, $v(\text{B}) = \frac{nx}{mt} \text{ mol} \cdot$

$\text{L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$, $v(\text{C}) = \frac{px}{mt} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$, B 的转化

率为 $\frac{nx}{mb} \times 100\%$ 。

计算中注意以下量的关系：

① 对反应物： $c(\text{起始}) - c(\text{转化}) = c(\text{某时刻})$ ；

② 对生成物： $c(\text{起始}) + c(\text{转化}) = c(\text{某时刻})$ 。

【点拨】(1) 用公式 $v = \frac{\Delta c}{\Delta t} = \frac{\Delta n}{V \cdot \Delta t}$ 计算得到的

化学反应速率是平均速率，不是瞬时速率，化学反应速率均取正值。

(2) 同一化学反应，用不同物质表示的化学反应速率，其数值可能不同，但表示的意义相同，故表示化学反应速率时，必须指明具体物质。

(3) 固体或纯液体物质的浓度视为常数，不能用固体或纯液体物质的浓度变化来表示化学反应速率。

【典例应用】

例 1 氨分解反应 $[2\text{NH}_3(\text{g}) \rightleftharpoons \text{N}_2(\text{g}) + 3\text{H}_2(\text{g})]$ 在容积为 2 L 的恒容密闭容器内进行，已知起始时氨的物质的量为 4 mol，5 s 末为 2.4 mol，则用氨表示该反应的反应速率为 ()

- A. $0.32 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$
B. $0.16 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$
C. $1.6 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$
D. $0.8 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$

例 2 [2026·河北沧州多校高二期末联考] 将 0.6 mol X 气体和 0.6 mol Y 气体混合于 2 L 的恒容密闭容器中,发生如下反应: $3\text{X}(\text{g}) + \text{Y}(\text{g}) \rightleftharpoons n\text{I}(\text{g}) + 2\text{W}(\text{g})$ 。5 min 末生成 0.2 mol W ,若测得以 I 的浓度变化表示的化学反应速率为 $0.01 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{min}^{-1}$,则化学方程式中 n 的值为 ()

- A. 4 B. 3 C. 2 D. 1

◆ 知识点二 比较化学反应速率大小的方法

【自主预习】

同一化学反应,在相同条件下用不同物质表示的化学反应速率,其数值可能不同,但表示的意义_____;若比较同一反应不同条件下的化学反应速率,需转化为_____后再进行比较。

【核心讲解】

化学反应速率大小的比较方法

对同一化学反应,用不同物质表示的反应速率的数值可能不同,但比较反应速率的大小不能只看数值的大小,而要进行一定的转化,具体比较方法如下:

1. 归一法: 先换算成统一单位,再将不同物质表示的速率换算为用同一物质表示的速率,最

后比较速率数值的大小,如以物质 A 为标准,将用其他物质表示的反应速率换算为用物质 A 表示的速率,并比较数值的大小,确定化学反应速率的大小。

2. 比值法: 用各物质表示的反应速率除以化学计量数,然后比较。对反应 $m\text{A}(\text{g}) + n\text{B}(\text{g}) \rightleftharpoons p\text{C}(\text{g}) + q\text{D}(\text{g})$,先换算成统一单位,再分别计算 $\frac{v(\text{A})}{m}$ 、 $\frac{v(\text{B})}{n}$ 、 $\frac{v(\text{C})}{p}$ 、 $\frac{v(\text{D})}{q}$ 的值,数值越大,化学反应速率越大。

3. 规律法: (1) 同一反应,温度高、浓度(压强)大、反应速率快;(2) 同一反应的速率一般先快后慢等。

【典例应用】

例 3 反应 $4\text{A}(\text{g}) + 2\text{B}(\text{g}) \rightleftharpoons 3\text{C}(\text{g}) + \text{D}(\text{g})$,在不同条件下反应,其化学反应速率 $v(\text{X})$ 如下,其中反应速率最大的是 ()

- A. $v(\text{A}) = 0.2 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$
B. $v(\text{B}) = 6 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{min}^{-1}$
C. $v(\text{C}) = 8 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{min}^{-1}$
D. $v(\text{D}) = 4 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{min}^{-1}$

例 4 对化学反应 $\text{W}(\text{s}) + 2\text{X}(\text{g}) \rightleftharpoons \text{Y}(\text{g}) + \text{Z}(\text{g})$,下列反应速率关系中正确的是 ()

- A. $v(\text{W}) = v(\text{Z})$ B. $2v(\text{X}) = v(\text{Z})$
C. $2v(\text{Y}) = v(\text{X})$ D. $v(\text{Y}) = 2v(\text{Z})$

【归纳总结】

化学反应速率的比较,一审单位,二比大小。

第 2 课时 影响化学反应速率的因素

◆ 知识点 影响化学反应速率的因素

【自主预习】

1. 内部因素(决定性因素)

反应物的组成、_____和_____等因素。

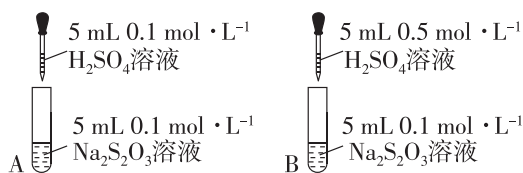
2. 外部因素

实验探究外界条件对化学反应速率的影响

(1) 定性研究外界条件对化学反应速率的影响

[实验 1] 探究浓度对化学反应速率的影响

在相同温度下, $0.1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ 溶液分别与 $0.1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \text{H}_2\text{SO}_4$ 溶液、 $0.5 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \text{H}_2\text{SO}_4$ 溶液反应进行对比实验,实验操作如图所示:



实验原理：_____；

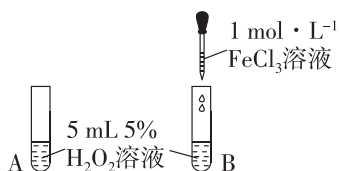
实验中观察到两支试管中均出现浑浊，但 B 试管中首先出现浑浊，分析产生上述现象的原因是什么？据此得出的结论是什么？

[实验 2] 探究温度对化学反应速率的影响
在浓度和体积相同的条件下，5 mL $0.1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ 溶液分别在不同温度下与 5 mL $0.1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ H_2SO_4 溶液反应进行对比实验，实验操作如下：

实验步骤		
实验条件	热水浴	冷水浴

实验中观察到热水浴中出现浑浊快，冷水浴中出现浑浊慢，分析产生上述现象的原因是什么？据此得出的结论是什么？

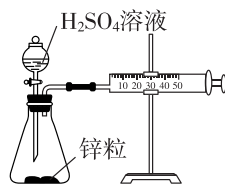
[实验 3] 探究催化剂对化学反应速率的影响
在相同温度下，两支试管中分别盛有 5 mL 5% 的 H_2O_2 溶液，向试管 B 中滴加几滴 $1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ FeCl_3 溶液，实验操作如图所示。



实验原理：_____；

实验中观察到试管 A 中无气泡产生，试管 B 中产生大量气泡，试管 A、B 中产生不同现象的原因是什么？据此得出的结论是什么？

(2) 定量研究外界条件对化学反应速率的影响



测定锌与稀硫酸反应速率的装置

实验原理：_____。

①按如图所示组装实验装置。在锥形瓶内放入 2 g 锌粒，通过分液漏斗加入 40 mL $1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ H_2SO_4 溶液，测量并记录收集 10 mL H_2 所用时间。

②用 $4 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ H_2SO_4 溶液代替 $1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ H_2SO_4 溶液，重复上述实验。

将测定结果填入表中。

试剂	所用时间	反应速率
$1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ H_2SO_4 溶液		
$4 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ H_2SO_4 溶液		

(i) 上述实验探究中，你用到了哪种科学方法？

(ii) 该实验还可以通过观察并记录相同时间内收集 H_2 的多少达到定量测定锌与稀硫酸反应速率的目的，请设计对比实验和数据记录表格。

【核心讲解】

1. 浓度对化学反应速率的影响

(1) 固体或纯液体的浓度可视为常数, 因此其物质的量改变时不影响化学反应速率。

(2) 固体物质的反应速率与其表面积有关, 固体颗粒越小, 表面积越大, 反应速率越快。块状固体可以通过研细来增大表面积, 从而加快化学反应速率。

(3) 若某物质的浓度变化改变了其性质, 反应实质可能发生改变, 要具体分析反应速率的变化(如铁与稀硫酸反应, 在一定浓度范围内反应速率与浓度有关, 但常温下铁遇浓硫酸发生钝化)。

2. 压强对有气体参加的化学反应速率的影响

压强改变 $\begin{cases} \nearrow \text{物质浓度改变} \rightarrow \text{反应速率改变} \\ \searrow \text{物质浓度不变} \rightarrow \text{反应速率不变} \end{cases}$

(1) 恒温时: 缩小容器容积, 压强增大, 反应速率增大。

(2) 恒温恒容时

① 充入反应气体, 总压强增大, 反应物浓度增大, 反应速率增大。

② 充入“惰性气体”(如 He、Ne、Ar 等不参与本反应也不干扰本反应的气体), 总压强增大, 但反应混合物中各组分的浓度不变, 反应速率不变。

(3) 恒温恒压时: 充入“惰性气体”, 体积增大, 反应混合物中各组分浓度减小, 反应速率减小。

3. 温度对化学反应速率的影响

(1) 温度对反应速率的影响适用于任何反应, 无论是放热反应还是吸热反应, 升高温度, 反应速率都增大, 降低温度, 反应速率都减小。

(2) 大量实验证明, 温度每升高 $10\text{ }^{\circ}\text{C}$, 化学反应速率通常增大为原来的 $2\sim 4$ 倍。该结论对吸热反应和放热反应均适用, 且不受反应物状态的限制。

(3) 温度对化学反应速率的影响比浓度和压强对化学反应速率的影响要大, 也更容易控制。

4. 催化剂对化学反应速率的影响

(1) 合适的催化剂只能增大化学反应速率, 不能改变反应方向, 也不能改变反应热的大小。

(2) 催化剂有选择性, 不同的化学反应, 催化剂不同。

(3) 催化剂具有一定的活化温度, 只有在适宜的温度下才能最大限度地发挥其催化作用。

(4) 同一催化剂能同等程度地改变化学反应的正、逆反应速率。

【典例应用】

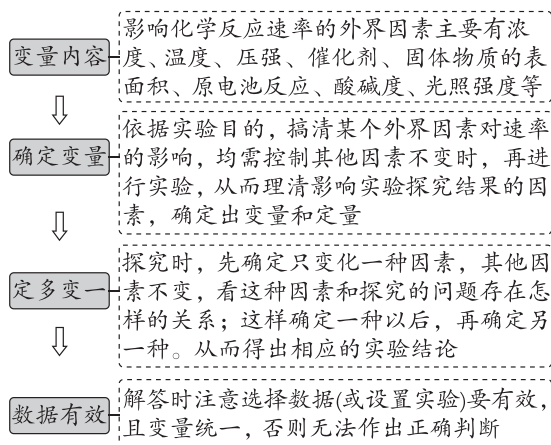
例 1 [2025·浙江嘉兴八校高二期中] 下列措施能加快化学反应速率的是 ()

- A. Zn 与稀硫酸反应时, 适当降低温度
- B. 用双氧水制取 O_2 时, 加入少量 MnO_2
- C. SO_2 和 O_2 反应时, 增大反应容器容积
- D. Al 在 O_2 中燃烧, 用铝片代替铝粉

例 2 [2025·浙江温州沙城中学高二期中] 在容积不变的密闭容器中进行反应: $\text{N}_2(\text{g}) + 3\text{H}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{NH}_3(\text{g}) \quad \Delta H = -92.4 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$ 。下列关于该反应的说法正确的是 ()

- A. 充入 Ar 增大压强, 能加快反应速率
- B. 升高温度能减慢反应速率
- C. 使用恰当的催化剂也不能提高产率
- D. 0.2 mol N_2 与 0.6 mol H_2 充分反应放出的热量为 18.48 kJ

[归纳总结] 利用“变量控制法”的解题策略

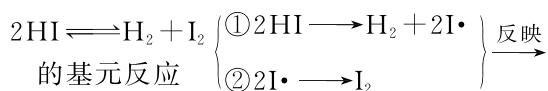


第3课时 活化能

◆ 知识点一 活化能与有效碰撞理论

【自主预习】

1. 基元反应与反应历程



反应历程
(反应机理)

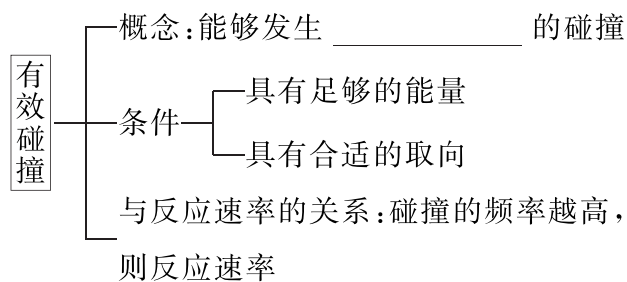
(1)基元反应:一个化学反应往往经过多个反应步骤才能实现,每一步反应都称为基元反应。

(2)反应历程:与某化学反应有关的一组基元反应反映了该反应的反应历程,又称_____。

(3)自由基:像上述反应历程中的 $\text{I}\cdot$ 一样,带有单电子的原子或原子团叫自由基,如 $\cdot\text{OH}$ 自由基。

2. 有效碰撞与活化能

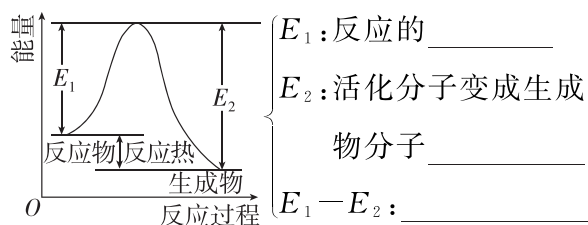
(1)有效碰撞



(2)活化分子和活化能

①活化分子:能够发生_____的分子。

②活化能:活化分子具有的_____与反应物分子具有的_____之差。



【典例应用】

例1 [2025·黑龙江齐齐哈尔六校高二期中]

下列关于有效碰撞的说法正确的是 ()

- A. 活化分子之间的碰撞一定是有效碰撞
- B. 反应物分子的每次碰撞都能发生化学反应
- C. 能够发生化学反应的碰撞是有效碰撞
- D. 能发生有效碰撞的分子可能不具有足够高的能量,但具有合适的取向

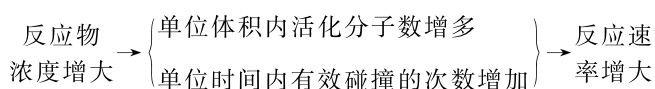
◆ 知识点二 应用有效碰撞理论解释外因对

速率的影响

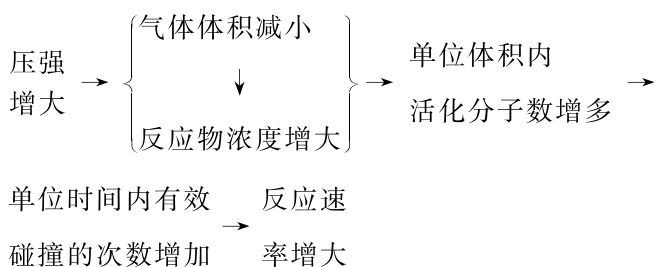
【核心讲解】

1. 运用有效碰撞理论解释影响化学反应速率的因素

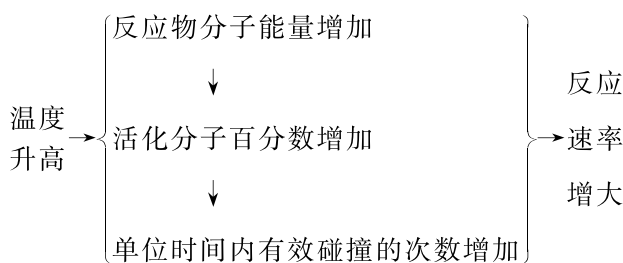
(1)浓度



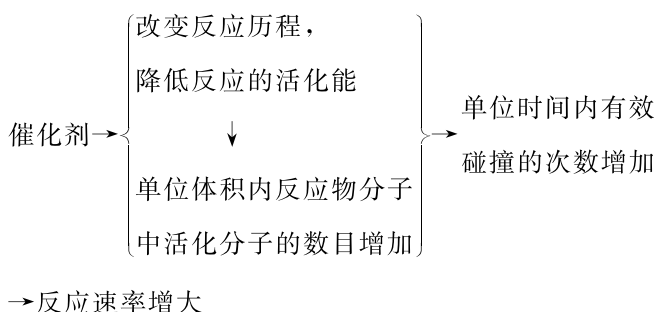
(2)压强



(3)温度



(4)催化剂



(续表)

影响因素	单位体积内			反应速率
	分子总数	活化分子数	活化分子百分数	
升高温度	不变	增加	增加	增加
催化剂	不变	增加	增加	增加

【典例应用】

例 2 在化学反应中,其他条件不变,仅改变下列其中一个条件,能提高活化分子百分数的是

()

- A. 增大反应物浓度
B. 增大气体反应的压强(压缩体积)
C. 加入高效催化剂
D. 增大固体反应物的接触面积

2. 活化能与化学反应速率的关系

活化能降低→普通分子变成活化分子→活化分子百分数增加→有效碰撞次数增加→反应速率增大。

(1)活化能越小,一般分子成为活化分子越容易,则活化分子越多,单位时间内有效碰撞次数越多,反应速率越快。

(2)活化能越小,一般分子成为活化分子越容易,则反应条件越简单。

影响因素	单位体积内			反应速率
	分子总数	活化分子数	活化分子百分数	
增大反应物浓度 (增大压强)	增加	增加	不变	增加



拓展微课1 有关反应历程与能量变化的图像分析

解题策略

1. 反应过程中的能量变化

(1)活化能是从低能态“爬坡”到高能态的能垒,活化能最大的步骤,决定了整个反应过程的反应速率。

(2)反应热与活化能的关系: $\Delta H = E_1$ (正反应的活化能) $-E_2$ (逆反应的活化能)。

(3)分析变化过程中所经由的全部基元反应,包括过渡态的形成、键的断裂和形成等。

[强调] ①能垒越大,反应速率越小,即多步反应中能垒最大的反应为决速反应。

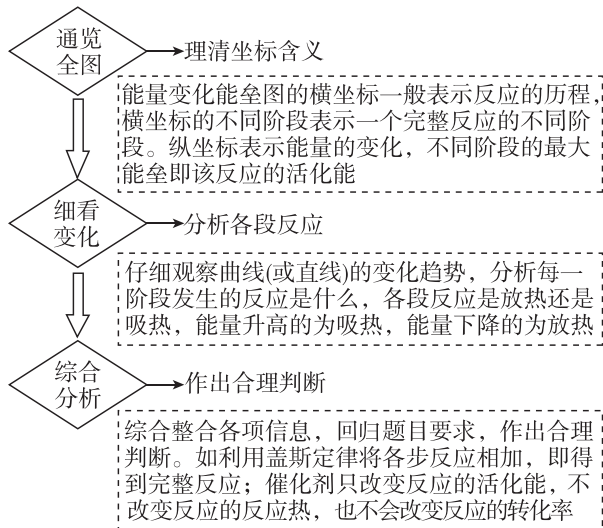
②用不同催化剂催化化学反应,催化剂使能垒降低幅度越大,说明催化效果越好。

③相同反应物同时发生多个竞争反应,其中能垒越小的反应,反应速率越大,产物占比越高。

2. 试题呈现方式

本类题在试卷中主要以陌生能量-历程图或反应机理图形式出现,主要考查催化剂、反应物、生成物及中间体的判断,历程中发生反应的化学方程式、物质成键与断键的判断、能量变化、化学反应速率及平衡等知识。

3. 反应历程与能量图解题策略



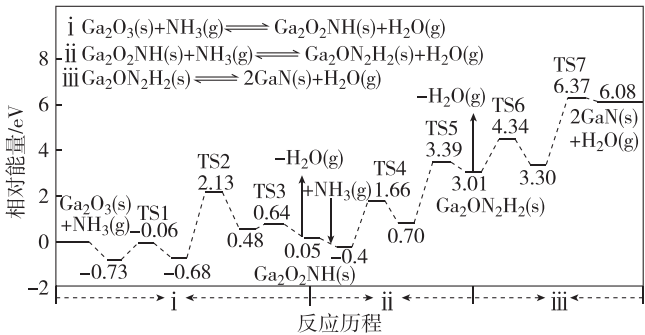
(1)找准一“剂”三“物”

一“剂” 指催化剂	催化剂在机理图中多数是以完整的循环出现的,以催化剂粒子为主体的多个物种一定在机理图的主线上	
三“物” 指反应物、生成物、中间物 (或中间体)	反应物	通过一个箭头进入整个历程的物质是反应物
	生成物	通过一个箭头最终脱离整个历程的物质一般多是产物
	中间体	反应后生成的,在机理图中通过一个箭头脱离,但又通过一个箭头进入的是中间体,通过两个箭头进入整个历程的中间物质也是中间体,中间体有时在反应历程中用“[]”标出

(2)逐项分析得答案

根据题给情境信息,找出催化剂、反应物、生成物、中间体,再结合每一选项设计的问题逐项分析判断,选出正确答案。

例 [2025·河北卷] 氮化镓(GaN)是一种重要的半导体材料,广泛应用于光电信息材料等领域,可利用反应 $\text{Ga}_2\text{O}_3(\text{s}) + 2\text{NH}_3(\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{GaN}(\text{s}) + 3\text{H}_2\text{O}(\text{g})$ 制备。反应历程(TS代表过渡态)如下:

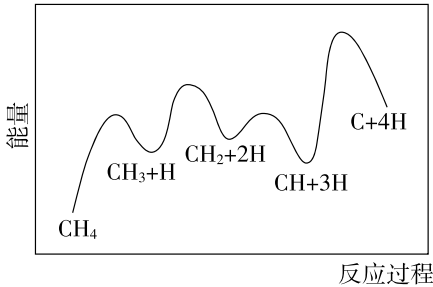


下列说法错误的是 ()

- A. 反应 i 是吸热过程
- B. 反应 ii 中 $\text{H}_2\text{O}(\text{g})$ 脱去步骤的活化能为 2.69 eV
- C. 反应 iii 包含 2 个基元反应
- D. 总反应的速控步包含在反应 ii 中

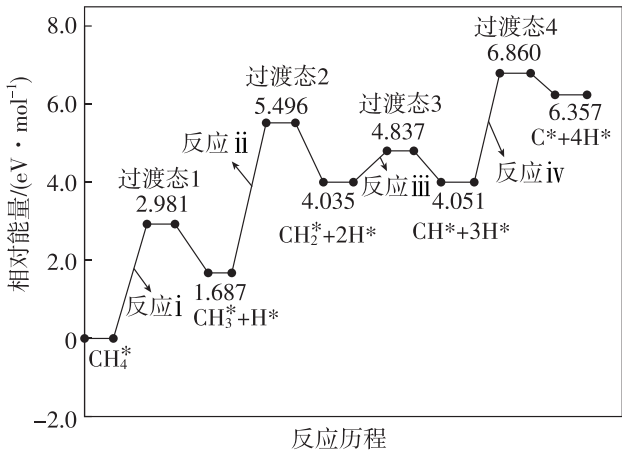
跟踪训练

1. [2026·浙江嘉兴八校高二期中] 一定条件下, CH_4 分解形成碳的反应过程如图所示。下列有关说法不正确的是 ()



- A. 该反应为吸热反应
- B. 该反应历程共分 4 步进行
- C. 该反应的快慢取决于第 4 步反应
- D. 该反应的所有基元反应都需要吸收热量

2. 合成气的一种制备原理为 $\text{CH}_4(\text{g}) + \text{CO}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{CO}(\text{g}) + 2\text{H}_2(\text{g})$ $\Delta H > 0$, 在 Sn-Ni 合金催化下, 甲烷脱氢阶段的反应历程如图所示(“*”表示吸附在催化剂表面), 下列说法正确的是 ()



- A. 在 Sn-Ni 合金催化下, 该历程中最大能垒(活化能)为 $6.860 \text{ eV} \cdot \text{mol}^{-1}$
- B. 脱氢阶段既存在非极性键断裂, 又存在极性键断裂
- C. 反应 $\text{CH}_4(\text{g}) + \text{CO}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{CO}(\text{g}) + 2\text{H}_2(\text{g})$ 正反应的活化能小于逆反应的活化能
- D. 在 Sn-Ni 合金催化下, 该历程中决速步骤的方程式为 $\text{CH}_3^* + \text{H}^* \longrightarrow \text{CH}_2^* + 2\text{H}^*$