

单元复习 01 化学反应的热效应

考点01 中和反应反应热的测定

1. 中和热的概念:

在稀溶液中，酸跟碱发生中和反应生成1 mol H₂O(l)时所释放的热量称为中和热。

在25 °C和101 kPa下，强酸和强碱的稀溶液混合生成可溶性盐和水的中和热基本上是相等的，为57.3 kJ·mol⁻¹或ΔH=-57.3 kJ·mol⁻¹。

2. 实验原理:

通过测量一定量的酸碱稀溶液在反应前后温度的变化，计算反应放出的热量，由此求得中和热。

3. 数据处理:

(1)计算反应过程中放出的热量Q。

①为了简便计算，可以近似认为实验所用酸、碱稀溶液的密度、比热容与水的相同，并忽略量热计的比热容。

实验所用50 mL 0.5 mol·L⁻¹盐酸和50 mL 0.55 mol·L⁻¹氢氧化钠溶液的质量均为50 g，混合后溶液总质量为100 g。混合溶液的比热容c=4.18 J/(g·°C)。

②取盐酸温度和氢氧化钠溶液温度的平均值记为反应前体系的温度(t₁)，混合后，取反应体系的最高温度记为反应后的温度(t₂)，计算温度差(t₂-t₁)，取三次测量所得温度差的平均值Δt作为计算依据。

③将数据代入Q=cmΔt进行计算。

(2)计算反应过程中产生的水的物质的量。50 mL 0.5 mol·L⁻¹盐酸和50 mL 0.55 mol·L⁻¹氢氧化钠溶液混合后发生反应，碱过量，依据酸的物质的量可求算n(H₂O)=0.025 mol。

(3)利用已知数据计算中和热：ΔH=- $\frac{cm\Delta t \times 10^{-3}}{n(\text{H}_2\text{O})}$ kJ·mol⁻¹

4. 中和反应反应热的测定实验中，提高测定反应热准确度的措施:

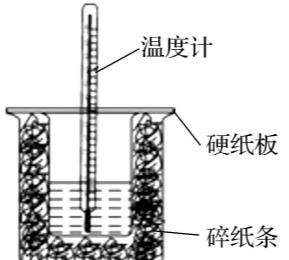
	措施	作用
实验药品用量	采用碱稍过量的方法	为了保证酸、碱完全中和
实验装置、仪器选择	内筒和外筒上口对齐，内外筒中间有隔热层	可以减少热量损失
	实验过程使用同一支温度计进行温度测量	减少仪器本身的误差，使测量的温度更准确
实验操作	用温度计测量完盐酸的温度后，用水将温度计上的酸冲洗干净，擦干再测量碱溶液的温度	测量的初始温度更准确
	将溶液迅速倒入内筒后，立即盖上杯盖	减少热量的损失
	重复实验2~3次	测量的温度差更准确

【典例1】50 mL 0.50 mol·L⁻¹盐酸与50 mL 0.55 mol·L⁻¹NaOH溶液在如图所示的装置中进行中和反应，通过测定反应过程中所放出的热量可计算中和热。回答下列问题：

(1)从实验装置上看，图中尚缺少的一种玻璃用品是_____。

(2)该实验常用0.50 mol·L⁻¹HCl和0.55 mol·L⁻¹NaOH溶液各50 mL进行实验，其中NaOH溶液浓度稍大于盐酸浓度的作用是_____，当室温低于10 °C时进行实验，对实验结果会造成较大的误差，其原因是_____。

(3)实验中改用60 mL 0.50 mol·L⁻¹盐酸与50 mL 0.50 mol·L⁻¹NaOH溶液进行反应，与上述实验



相比，所求得的中和热_____（填“相等”或“不相等”），简述理由：

(4)用相同浓度和体积的醋酸代替盐酸溶液进行上述实验，测得的中和热数值将_____（填“偏大”“偏小”或“无影响”）。

【答案】(1)玻璃搅拌器 (2)保证盐酸完全被中和 体系内、外温差大，会造成热量损失

(3)相等改用60 mL 0.50 mol·L⁻¹盐酸与50 mL 0.50 mol·L⁻¹NaOH溶液进行反应，生成水的量增多，所放出的热量偏高，但是中和热是指强酸和强碱反应生成1 mol水时放出的热，故中和热相等 (4)偏小

【解析】(1)由量热计的构造可知该装置缺少的仪器是玻璃搅拌器。

(2)NaOH的浓度稍大于盐酸的浓度，目的是使盐酸完全被中和；当室温低于10 °C时进行，体系内、外温差大，会造成热量损失。

(3)改用60 mL 0.50 mol·L⁻¹盐酸与50 mL 0.50 mol·L⁻¹NaOH溶液进行反应，生成水的量增多，所放出的热量偏高，但是中和热是指强酸和强碱反应生成1 mol水时放出的热，故中和热相等。

(4)醋酸为弱酸，电离过程为吸热过程导致反应放出的热量偏小，所求中和热数值也偏小。

【特别提示】

(1)实验中改变酸碱的用量时，反应放出的热量发生改变，误认为中和热也发生改变，因为中和热是酸碱发生中和反应生成1 mol H₂O的反应热，故中和热与酸碱用量无关。

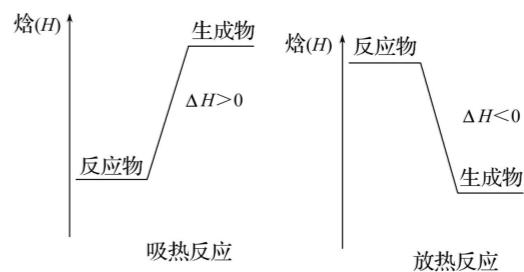
(2)误认为中和热的数值(57.3 kJ·mol⁻¹)是针对所有酸碱反应，57.3 kJ·mol⁻¹是稀的强酸和强碱反应生成可溶性盐和水时的反应热，浓酸或浓碱溶于水时也要放热，中和热数值会大于57.3 kJ·mol⁻¹，而弱酸或弱碱参与的中和反应，因弱酸或弱碱电离时要吸收热量，则中和热数值小于57.3 kJ·mol⁻¹。

考点02 反应热与焓变

1. 焓变与反应热

	焓变	反应热
概念	一定条件下，生成物与反应物焓值差，决定某一化学反应是放热反应还是吸热反应	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
符号及单位	ΔH, kJ·mol ⁻¹	恒压条件下用ΔH表示，单位：kJ·mol ⁻¹
相互关系	在等压条件下进行的化学反应(严格地说，对反应体系做功还有限定，中学阶段一般不考虑)，其反应热等于反应的焓变	

2. 焓变与吸、放热反应



(1)吸热反应：ΔH>0或ΔH为正值，体系的能量升高。

(2)放热反应：ΔH<0或ΔH为负值，体系的能量降低。

3. 反应热和焓变的比较

类别		反应热	焓变
项目			
不同点	概念	化学反应释放或吸收的热量	化学反应中生成物的总焓与反应物的总焓之差
	“+” “-” 的意义	“+” 表示反应吸热, “-” 表示反应放热	
相同点	数据来源	可以通过实验直接测得, 也可以利用已知数据通过计算求得	
	①等值关系: 恒压条件下反应的反应热等于焓变 ②等价关系: 符号是 ΔH , 单位是 $\text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$		

【典例2】下列关于反应热和焓变的说法正确的是()

- A. 任何条件下, 焓变完全等于反应热
- B. 放热反应的 $\Delta H<0$, 吸热反应的 $\Delta H>0$
- C. 所有化学反应的反应热都可以通过实验直接测得
- D. 生成物的总焓大于反应物的总焓时, $\Delta H<0$

【答案】B 【解析】恒压条件下的反应热才等于焓变, A项错误; 放热反应 $\Delta H<0$, 吸热反应 $\Delta H>0$, B项正确; 有些化学反应的反应热与焓变不能通过实验直接测得, C项错误; 生成物的总焓大于反应物的总焓, 说明反应吸热, $\Delta H>0$, D项错误。

考点03 放热反应和吸热反应

1. 基本概念

(1)放热反应: 反应完成时, 生成物释放的总能量大于反应物吸收的总能量的反应是放热反应。由于反应后放出热量(释放给环境)而使反应体系的能量降低, 故 $\Delta H<0$, 即 ΔH 为-。

(2)吸热反应: 反应完成时, 生成物释放的总能量小于反应物吸收的总能量的反应是吸热反应。由于反应时吸收环境能量而使反应体系的能量升高, 故 $\Delta H>0$, 即 ΔH 为+。

2. 图示法描述吸热反应与放热反应

图示		
结论	反应物的总能量大于生成物的总能量为放热反应, 即: $E(\text{反应物})>E(\text{生成物})$	反应物的总能量小于生成物的总能量为吸热反应, 即: $E(\text{反应物})<E(\text{生成物})$

3. 常见的放热反应、吸热反应

(1)常见的放热反应

- ①所有的燃烧反应, 如: 木炭、 CH_4 等在空气或氧气中的燃烧, 钠、 H_2 在氯气中燃烧, 镁条在 CO_2 中燃烧
- ②所有的酸碱中和反应, 如: $\text{HCl}+\text{NaOH}=\text{NaCl}+\text{H}_2\text{O}$

③大多数的化合反应, 如: $\text{CaO}+\text{H}_2\text{O}=\text{Ca}(\text{OH})_2$; $\text{H}_2+\text{F}_2\rightarrow 2\text{HF}$

④铝热反应, 如: $2\text{Al}+\text{Fe}_2\text{O}_3 \xrightarrow{\text{高温}} 2\text{Fe}+\text{Al}_2\text{O}_3$

⑤活泼金属与水、与酸的反应, 如: $2\text{Na}+2\text{H}_2\text{O}=2\text{NaOH}+\text{H}_2\uparrow$; $\text{Mg}+2\text{H}^+=\text{Mg}^{2+}+\text{H}_2\uparrow$

⑥生成沉淀的反应

(2)常见的吸热反应

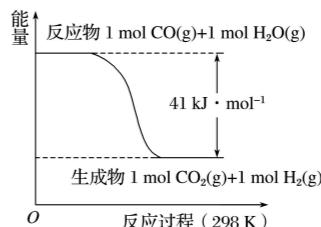
①大多数分解反应, 如: $\text{NH}_4\text{Cl} \xrightarrow{\Delta} \text{NH}_3\uparrow+\text{HCl}\uparrow$; $\text{CaCO}_3 \xrightarrow{\text{高温}} \text{CaO}+\text{CO}_2\uparrow$

② $\text{Ba}(\text{OH})_2\cdot8\text{H}_2\text{O}$ 与 NH_4Cl 的反应

③C和 CO_2 发生的化合反应及C和 $\text{H}_2\text{O(g)}$ 的反应

④以碳、CO、 H_2 为还原剂的氧化还原反应: 如: $\text{H}_2+\text{CuO} \xrightarrow{\Delta} \text{H}_2\text{O}+\text{Cu}$; $\text{C}+\text{H}_2\text{O(g)} \xrightarrow{\text{高温}} \text{CO}+\text{H}_2$

【典例3】 CO(g) 与 $\text{H}_2\text{O(g)}$ 反应的能量变化如图所示, 下列有关两者反应的说法正确的是()



- A. 该反应为吸热反应
- B. 1 mol CO(g) 和1 mol $\text{H}_2\text{O(g)}$ 具有的总能量大于1 mol $\text{CO}_2\text{(g)}$ 和1 mol $\text{H}_2\text{(g)}$ 具有的总能量
- C. 该反应不需要加热就能进行
- D. 1 mol $\text{CO}_2\text{(g)}$ 和1 mol $\text{H}_2\text{(g)}$ 反应生成1 mol CO(g) 和1 mol $\text{H}_2\text{O(g)}$ 要放出41 kJ热量

【答案】B 【解析】由能量变化示意图可知, 生成物的总能量比反应物的总能量低, 该反应为放热反应, 但并不是不需要加热; 当1 mol $\text{CO}_2\text{(g)}$ 和1 mol $\text{H}_2\text{(g)}$ 反应生成1 mol CO(g) 和1 mol $\text{H}_2\text{O(g)}$ 时, 要吸收41 kJ热量。

【特别提示】放热反应和吸热反应的判断

(1) ΔH 为“-”或 $\Delta H<0$ 是放热反应, ΔH 为“+”或 $\Delta H>0$ 是吸热反应

(2)若生成物的总能量大于反应物的总能量, 则为吸热反应

(3)由稳定的物质生成不稳定的物质的反应为吸热反应

(4)加热引发的反应, 停止加热后反应能继续进行的, 则为放热反应, 停止加热后反应随之停止, 则为吸热反应

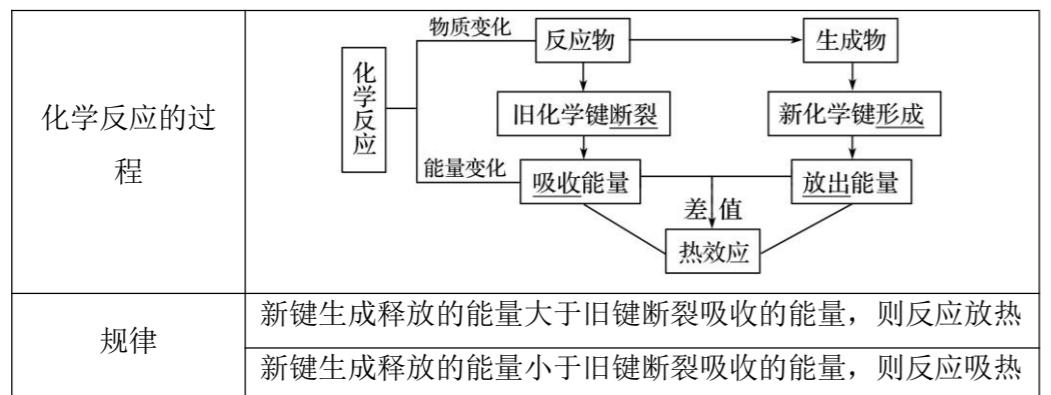
考点04 化学反应中能量变化的原因

1. 从反应物和生成物焓(H)的变化角度分析

	反应物总焓大于生成物总焓, 反应放热
	反应物总焓小于生成物总焓, 反应吸热

2. 从化学键的断裂和生成的角度分析

化学反应是旧键断裂，新键生成的反应，两者吸收和释放能量的差异表现为反应能量的变化。化学键的断裂和形成时吸收和放出的能量差别是化学反应伴随能量变化的本质原因。



【典例4】根据如图所示的 $\text{N}_2(\text{g})$ 和 $\text{O}_2(\text{g})$ 反应生成 $\text{NO}(\text{g})$ 过程中能量变化情况，判断下列说法错误的是()

- A. 该反应中反应物所具有的总能量低于生成物所具有的总能量
- B. 2 mol 气态氧原子结合生成 $\text{O}_2(\text{g})$ 时，能放出498 kJ能量
- C. 断裂1 mol NO分子中的化学键，需要吸收632 kJ能量
- D. 1 mol N_2 和1 mol O_2 的反应热 $\Delta H = -180 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$

【答案】D **【解析】** $\Delta H = E(\text{反应物断键吸收的总能量}) - E(\text{生成物成键放出的总能量})$ ，则 $\text{N}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) = 2\text{NO}(\text{g})$ 的 $\Delta H = 946 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1} + 498 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1} - 2 \times 632 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1} = +180 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$ ，故化学反应吸热，说明反应物具有的总能量低于生成物具有的总能量，A项正确；图中1 mol $\text{O}_2(\text{g})$ 断裂为O原子，吸收498 kJ能量，则2 mol 气态氧原子结合生成 $\text{O}_2(\text{g})$ 时，能放出498 kJ能量，B项正确；图中形成1 mol NO放出632 kJ热量，则断裂1 mol NO分子中的化学键，需要吸收632 kJ能量，C项正确；根据计算可知 $\Delta H = +180 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$ ，D项错误。

【特别提示】

- (1)从宏观角度， ΔH 为反应物总能量和生成物总能量的差值，反应物的总能量大于生成物的总能量，为放热反应， $\Delta H < 0$ ；反应物的总能量小于生成物的总能量，为吸热反应， $\Delta H > 0$ 。
- (2)从微观角度， ΔH 为反应物断开化学键吸收的总能量与生成物形成化学键放出的总能量的差值， $\Delta H = E(\text{反应物断键吸收的总能量}) - E(\text{生成物成键放出的总能量})$ 。
- (3)能量越低越稳定，物质中的化学键断裂形成原子，要吸收能量，能量升高；原子结合成新物质，形成新的化学键，要放出能量，能量降低。

考点05 热化学方程式

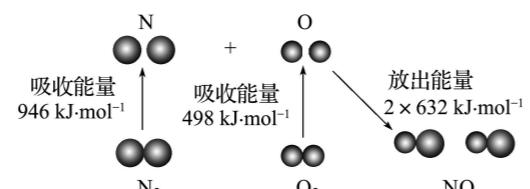
1. 热化学方程式

- (1)概念：表明反应所释放或吸收的热量的化学方程式。
- (2)意义：不仅表明了化学反应中的物质变化，也表明了化学反应中的能量变化，还说明了物质的“物质的量”与“能量”之间的数量关系。

示例： $\text{H}_2(\text{g}) + \frac{1}{2} \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \quad \Delta H = -285.8 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$ 表示的意义是在 25 °C、101 kPa 下，1 mol 气态 H_2 与 0.5 mol 气态 O_2 反应生成 1 mol 液态 H_2O 时，放出的热量是 285.8 kJ。

2. 书写热化学方程式时应注意的问题

书写步骤	注意事项
书写配平的热化学方程式	热化学方程式中化学计量数只表示物质的量，可以是整数，也可以是分数
标明反应所需的条件	在 25 °C、101 kPa 下进行的反应，可不注明条件
注明物质的聚集状态	固体—s、液体—l、气体—g、溶液—aq
标明 ΔH 的符号、数值及单位	放热反应： $\Delta H < 0$ 吸热反应： $\Delta H > 0$
计算 ΔH 的数值	各物质化学式前面的化学计量数仅表示该物质的物质的量，并不表示物质的分子数、原子数，因此化学计量数可以是整数，也可以是分数 无论化学反应是否可逆， ΔH 都表示每摩尔反应进行到底时的能量变化 ΔH 的数值与各物质前的化学计量数成比例增加或减小；若反应逆向进行，则 ΔH 改变符号，但绝对值不变



【典例5】工业生产硫酸的过程中， SO_2 在接触室中被催化氧化为 SO_3 气体，已知该反应为放热反应。现将 2 mol SO_2 、1 mol O_2 充入一密闭容器中充分反应后，放出热量 98.3 kJ，此时测得 SO_2 的转化率为 50%，则下列热化学方程式正确的是()

- A. $2\text{SO}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{SO}_3(\text{g}) \quad \Delta H = -196.6 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$
- B. $2\text{SO}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{SO}_3(\text{g}) \quad \Delta H = -98.3 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$
- C. $\text{SO}_2(\text{g}) + \frac{1}{2} \text{O}_2(\text{g}) \rightleftharpoons \text{SO}_3(\text{g}) \quad \Delta H = +98.3 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$
- D. $\text{SO}_2(\text{g}) + \frac{1}{2} \text{O}_2(\text{g}) \rightleftharpoons \text{SO}_3(\text{g}) \quad \Delta H = -49.2 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$

【答案】A **【解析】**根据题意可知，实际参加反应的 SO_2 为 1 mol，即 1 mol SO_2 和 0.5 mol O_2 完全反应时，放出热量 98.3 kJ，那么当 2 mol SO_2 完全反应时，即可放出热量 196.6 kJ，A 项正确。

【特别提示】

热化学方程式书写的常见错误

- (1)物质的状态标注错误或漏写，物质的状态不同， ΔH 的值不同。
- (2) ΔH 的正、负及单位书写错误，放热反应的 ΔH 为“-”，吸热反应的 ΔH 为“+”。
- (3) ΔH 与热化学方程式中化学计量数不对应，相同的反应，化学计量数不同时， ΔH 不同。

考点06 燃烧热

1. 燃烧热

- (1)概念：在 25 °C、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。燃烧热的单位是 $\text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$ 。
- (2)意义：甲烷的燃烧热为 $\Delta H = -890.3 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$ ，它表示 25 °C、101 kPa 时，1 mol CH_4 完全燃烧生成 $\text{CO}_2(\text{g})$ 和液态 H_2O 时放出 890.3 kJ 的热量。

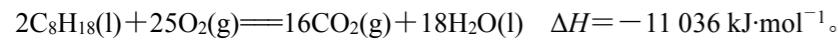
2. 对燃烧热的理解

反应条件	25 °C 和 101 kPa(书中给出的燃烧热数值均为此条件下测得)
可燃物用量	1 mol
完全燃烧生成产物	是指单质或化合物燃烧后变为指定产物，即完全燃烧时，下列元素要生成对应的物质： $\text{C} \rightarrow \text{CO}_2(\text{g})$ 、 $\text{H} \rightarrow \text{H}_2\text{O}(\text{l})$ 、 $\text{S} \rightarrow \text{SO}_2(\text{g})$ 、 $\text{N} \rightarrow \text{N}_2(\text{g})$
ΔH	为放热反应， ΔH 均为负值
文字叙述燃烧热	用正值或 ΔH 表示，例如， CH_4 的燃烧热为 $890.3 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$ 或 $\Delta H = -890.3 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$

3. 表示燃烧热的热化学方程式的书写

在书写表示燃烧热的热化学方程式时，应以燃烧 1 mol 物质为标准来配平其余物质的化学计量数。

例如：C₈H₁₈ 的燃烧热的热化学方程式为 C₈H₁₈(l) + $\frac{25}{2}$ O₂(g) == 8CO₂(g) + 9H₂O(l) ΔH = -5 518 kJ·mol⁻¹。不能是



【典例6】 天然气作为一种清洁能源，能减少二氧化硫和粉尘排放量近100%、二氧化碳排放量60%和氮氧化合物排放量50%，有助于减少酸雨形成。天然气的主要成分为甲烷，在25 °C、1.01×10⁵ Pa时，1 g CH₄燃烧时生成CO₂与液态H₂O，放出55.6 kJ的热量，则CH₄的燃烧热ΔH为()

- A. 55.6 kJ·mol⁻¹ B. 889.6 kJ·mol⁻¹ C. -889.6 kJ·mol⁻¹ D. -444.8 kJ·mol⁻¹

【答案】C 【解析】在25 °C、1.01×10⁵ Pa时，1 g CH₄燃烧时生成CO₂与液态H₂O，放出55.6 kJ的热量，则1 mol CH₄燃烧时生成CO₂与液态H₂O，放出889.6 kJ的热量，CH₄的燃烧热ΔH为-889.6 kJ·mol⁻¹。

【特别提示】

燃烧热的计算

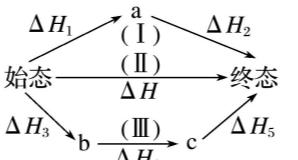
由燃烧热的定义可知：可燃物完全燃烧产生的热量=可燃物的物质的量×其燃烧热，即 $Q_{放}=n(\text{可燃物})\times|\Delta H|$ ，物质的燃烧热： $\Delta H=-\frac{Q_{放}}{n(\text{可燃物})}$ 。

此公式中的ΔH是指物质的燃烧热，而不是指一般反应的反应热。

考点07 盖斯定律

1. 盖斯定律

(1) 实验证明，一个化学反应，不管是一步完成的还是分几步完成的，其反应热是相同的。换句话说，在一定条件下，化学反应的反应热只与反应体系的始态和终态有关，而与反应进行的途径无关。例：如图表示始态到终态的反应热。



(2) 盖斯定律的意义

应用盖斯定律可以间接计算出反应很慢的或不容易直接发生的或者伴有副反应的反应的反应热。

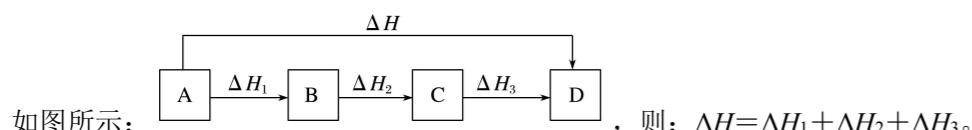
2. 应用盖斯定律计算ΔH的方法

(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ΔH₁、ΔH₂、ΔH₃。



(2) 加合法

依据目标方程式中各物质的位置和化学计量数，调整已知方程式，最终加合成目标方程式，ΔH同时作出相应的调整和运算。

【典例7】 已知反应：①H₂(g)+ $\frac{1}{2}$ O₂(g) == H₂O(g) ΔH₁ ② $\frac{1}{2}$ N₂(g)+O₂(g) == NO₂(g) ΔH₂

③ $\frac{1}{2}$ N₂(g)+ $\frac{3}{2}$ H₂(g) == NH₃(g) ΔH₃ 则反应 2NH₃(g)+ $\frac{7}{2}$ O₂(g) == 2NO₂(g)+3H₂O(g)的ΔH 为()

- A. 2ΔH₁+2ΔH₂-2ΔH₃ B. ΔH₁+ΔH₂-ΔH₃ C. 3ΔH₁+2ΔH₂+2ΔH₃ D. 3ΔH₁+2ΔH₂-2ΔH₃

【答案】D 【解析】根据目标方程式中NH₃、NO₂、H₂O在已知方程式中只出现一次的物质作为调整依据：①×3+②×2-③×2得目标方程式，同时ΔH=3ΔH₁+2ΔH₂-2ΔH₃

【特别提示】

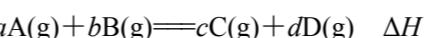
利用盖斯定律时注意以下三点：

- (1)依据目标方程式中只在已知方程式中出现一次的物质调整已知方程式方向和化学计量数。
- (2)每个已知方程式只能调整一次。
- (3)ΔH与化学方程式一一对应调整和运算。

考点08 反应热的计算

1. 根据热化学方程式计算

热化学方程式中反应热数值与各物质的化学计量数成正比。例如，



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

【典例8】 已知由氢气和氧气反应生成 4.5 g 水蒸气时放出 60.45 kJ 的热量。

(1)写出 H₂ 燃烧的热化学方程式。

(2)计算该条件下 50 g H₂ 燃烧放出的热量。

【答案】 (1)2H₂(g)+O₂(g) == 2H₂O(g) ΔH；已知生成 4.5 g 水蒸气(0.25 mol)放出 60.45 kJ 的热量，则 2 mol H₂ 燃烧生成水蒸气放出热量为：483.6 kJ，由于反应放热，所以ΔH=-483.6 kJ·mol⁻¹，故热化学方程式：2H₂(g)+O₂(g) == 2H₂O(g) ΔH=-483.6 kJ·mol⁻¹。

(2)50 g H₂ 的物质的量为 $\frac{50 \text{ g}}{2 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}}=25 \text{ mol}$ ，50 g H₂ 放出热量为 $25 \text{ mol} \times \frac{483.6 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}}{2}=6 045 \text{ kJ}$ 。

2. 根据反应物、生成物的键能计算

ΔH=E(反应物的键能总和)-E(生成物的键能总和)。

【典例9】 根据键能数据计算 CH₄(g)+4F₂(g) == CF₄(g)+4HF(g)的反应热ΔH=_____。

化学键	C—H	C—F	H—F	F—F
键能/(kJ·mol ⁻¹)	414	489	565	155

【答案】 -1 940 kJ·mol⁻¹ 【解析】ΔH=E(反应物键能总和)-E(生成物键能总和)=(4×414+4×155-4×489-4×565) kJ·mol⁻¹=-1 940 kJ·mol⁻¹。

3. 根据物质的燃烧热数值计算

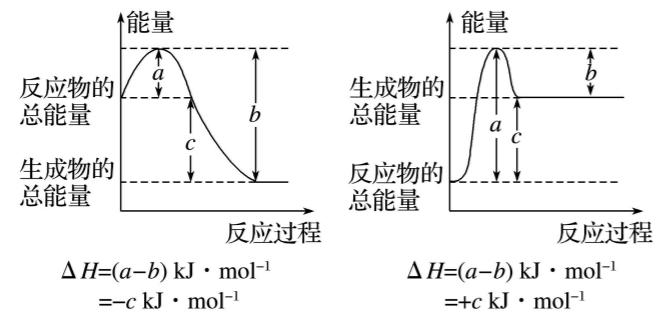
Q(放)=n(可燃物)×|ΔH|(燃烧热)。

【典例10】 已知丙烷的燃烧热ΔH=-2 215 kJ·mol⁻¹，若一定量的丙烷完全燃烧后生成 1.8 g 水，则放出的热量约为()

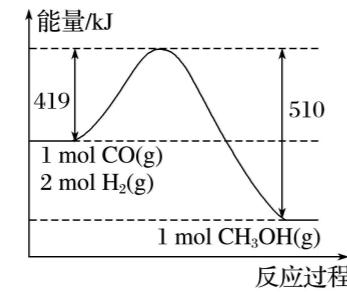
- A. 55 kJ B. 220 kJ C. 550 kJ D. 1 108 kJ

【答案】A 【解析】丙烷分子式是 C₃H₈，燃烧热为 2 215 kJ·mol⁻¹，则 1 mol 丙烷完全燃烧会产生 4 mol 水，放热 2 215 kJ，1.8 g 水的物质的量为 0.1 mol，则消耗丙烷的物质的量为 0.025 mol，所以反应放出的热量为 $0.025 \text{ mol} \times 2 215 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}=55.375 \text{ kJ}$ ，则放出的热量约为 55 kJ。

4. 根据图像计算



【典例 11】根据如图写出反应 $\text{CO(g)}+2\text{H}_2\text{(g)}=\text{CH}_3\text{OH(g)}$ 的热化学方程式。

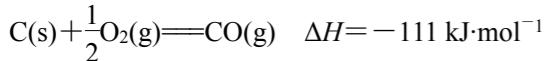
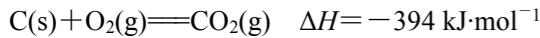


【答案】 $\text{CO(g)}+2\text{H}_2\text{(g)}=\text{CH}_3\text{OH(g)} \quad \Delta H=-91\text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$ 。

5. 根据盖斯定律计算

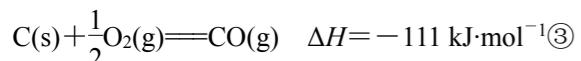
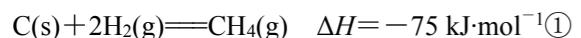
将两个或两个以上的热化学方程式包括其 ΔH 相加或相减，得到一个新的热化学方程式及其 ΔH 。

【典例 12】 CH_4-CO_2 催化重整反应为 $\text{CH}_4\text{(g)}+\text{CO}_2\text{(g)}=2\text{CO(g)}+2\text{H}_2\text{(g)}$ 。



该催化重整反应的 $\Delta H=$ _____ $\text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$ 。

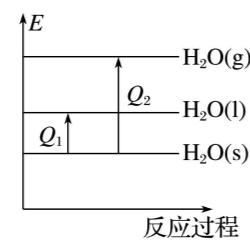
【答案】+247 【解析】将题给三个反应依次编号为①②③：



根据盖斯定律，由③×2-①-②可得 $\text{CH}_4\text{(g)}+\text{CO}_2\text{(g)}=2\text{CO(g)}+2\text{H}_2\text{(g)} \quad \Delta H=+247\text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$ 。

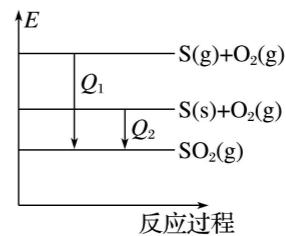
考点09 ΔH 的大小比较

1. 同一物质不同聚集状态



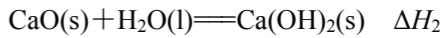
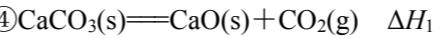
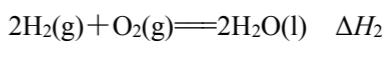
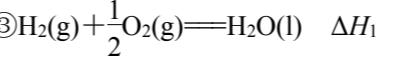
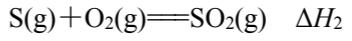
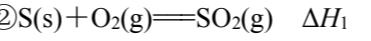
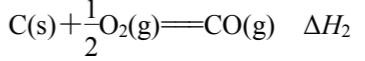
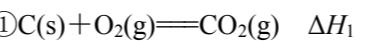
由物质的能量 E 大小比较知热量： $Q_1 < Q_2$ ，且均为吸热反应， ΔH 为正值， $\Delta H_1=Q_1\text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$ ， $\Delta H_2=Q_2\text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$ ，得 $\Delta H_1 < \Delta H_2$ 。

2. 同一反应，物质的聚集状态不同



由物质的能量(E)的大小知热量： $Q_1 > Q_2$ ，此反应为放热反应，则 $\Delta H_1=-Q_1\text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$ ， $\Delta H_2=-Q_2\text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$ 得 $\Delta H_1 < \Delta H_2$ 。

【典例 13】下列各组热化学方程式中， $\Delta H_1 < \Delta H_2$ 的是()



- A. ① B. ②③④ C. ④ D. ①②③

【答案】A 【解析】相同量的碳不完全燃烧放热少，焓变比较大小时考虑符号，所以 $\Delta H_1 < \Delta H_2$ ，故①符合；固态硫变为气态硫需要吸收热量，所以 $\Delta H_1 > \Delta H_2$ ，故②不符合；相同条件下物质的量少的反应放热少，1 mol 氢气燃烧放热小于 2 mol 氢气燃烧放热，所以 $\Delta H_1 > \Delta H_2$ ，故③不符合；碳酸钙分解吸热，焓变为正值，氧化钙和水反应是化合反应，放热，焓变是负值，所以 $\Delta H_1 > \Delta H_2$ ，故④不符合。

【特别提示】

(1) ΔH 的大小比较时包含“+”“-”比较。

(2) 先画出物质的能量(E)的草图，比较热量的大小，再根据吸、放热加上“+”“-”进行比较。

(3) 可逆反应的 ΔH 为完全反应时的值，因不能完全反应，吸收或放出的能量一般小于 $|\Delta H|$ 。