【一化基础大合集】【选必一 热效应】【一化辞典】1反应热与焓变

反应热及其测定

热量的释放或吸收是化学反应中能量变化的常见形式例如,燃料的燃烧、酸与碱的中和反应等会放出热量,属于放热反应。而有些反应,如工业上煅烧石灰石的反应等会吸收热量,属于吸热反应。在实际应用中, 人们如何定量地描述化学反应过程中释放或吸收的热量呢?

体系和环境

在研究反应热时,需要明确体系和环境

下面以研究盐酸与 NaOH 溶液的反应为例:

	以盐酸与NaOH溶液的反应为例	
体系	在热学中体系是与周围其他部分区分开来的根据需要所研究的对象。如我们可将盐酸、NaOH溶液及发生的反应等看作一个反应体系,简称体系(又称系统)	
环境	与体系相互影响的其他部分,如盛有溶液的试管和溶液之外的空气等看作 <mark>环境</mark>	体系
热量	热量是指因温度不同而在体系与环境之间交换或传递的能量	

化学反应热效应 (反应热)

- 2. 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, 称为化学反应的热效应, 简称反应热。
- 3. 许多反应热可以通过量热计直接测定。例如,盐酸与 NaOH 溶液反应的过程中会放出热量,导致体系与环境之间的温度产生差异。在反应前后,如果环境的温度没有变化,则反应放出的热量就会使体系的温度升高,这时可以根据测得的体系的温度变化和有关物质的比热容等来计算反应热。

中和反应反应热的测定实验

请按照下列步骤,用简易量热计(如图)测量盐酸与 NaOH 溶液反应前后的温度。

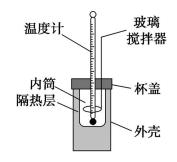
1. 反应物温度的测量

- (1) 用量简量取 50mL 0.50mol/L 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。用水把温度计上的酸冲洗干净,擦干备用。
- (2) 用另一个量筒量取 50mL 0.55mol/L NaOH 溶液, 用温度计测量并记录 NaOH 溶液的温度

2. 反应后体系温度的测量

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。密切关注温度变化,将最高温度记为反应后体系的温度(t₂)

3. 重复上述步骤1至步骤2两次。



[数据处理]

(1) 取盐酸温度和 NaOH 溶液温度的平均值记为反应前体系的温度(t1)。计算温度差(t2-t1),将数据填入下表。

实验次数	反应物的温度/°C		反应前体系的温度	反应后体系的温度	温度差
	盐酸	NaOH溶液	t ₁ /°C	t ₂ /°C	(t ₂ -t ₁)/°C
1					
2					
3					

- (2) 取三次测量所得温度差的平均值作为计算依据。
- (3) 根据温度差和比热容等计算反应热。
- (4) 实验数据处理

数据处理计算

- 1.反应原理: $Q = m \times C \times \Delta t$
 - Q: 中和反应放出的热量; m: 反应混合液的质量;
 - C: 反应混合液的比热容; Δt: 反应前后溶液温度的差值
- 2. 为了计算简便,可以近似地认为实验所用酸、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,
- 则: ① 50 mL 0.50 mol/L 盐酸的质量 m₁=50 g, 50 mL 0.55 mol/L NaOH 溶液的质量 m₂=50 g。
 - ② 反应后生成的溶液的比热容 c=4.18 J/(g·℃)。

Q =4.18 ×10⁻³ ×(50+50)×(
$$t_2$$
 - t_1) kJ = 0.418(t_2 - t_1) kJ

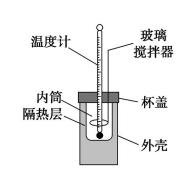
生成 1 mol H₂O 放出的热量为:

为了提高测定的准确度,应该采取哪些措施?

- 1. 隔热层、杯盖等的使用是为了减少热量散失,降低实验误差。
- 2. 要使用同一支温度计,避免仪器误差。注意测定一种溶液后必须用水冲洗干净并用滤纸擦干。
- 3. 使用不同的量筒分别量取酸碱溶液
- 4. 正确读取体积和温度,多次试验求平均值时,

若有某一组的实验数据有明显偏差, 应直接舍去。

- 5. 操作时动作要快,尽量减少热量的散失。
- 6. 为了保证盐酸完全被中和,采用稍过量的 NaOH 溶液。



中和热概念

- 3. 中和热: 大量实验测得,在 25℃ 和 101 kPa 下,强酸的稀溶液与强碱的稀溶液发生中和反应生成 1 mol H₂O₍₁₎ 时,放出 57.3 kJ的热量。
- (1) 对同一反应来说,中和反应的反应热大小与所用酸、碱溶液的用量有关。
- (2) 而中和热是指生成 1mol H₂O(1) 时的反应热,故酸、碱溶液的用量对中和反应反应热的测定结果没有影 响。

4.中和热易错点:

- (1) 酸、碱溶液中若有浓溶液,生成 1mol H₂O₍₁₎ 时反应放出的热量大于 57.3kJ
- (2) 酸、碱中若有弱酸或弱碱, 电离需要吸热, 生成 1mol H2Om时反应放出的热量小于 57.3kJ
- (3) 若酸与碱反应生成 1mol H₂O_(l) 的同时还有沉淀生成,则反应放出的热量大于 57.3kJ。如稀硫酸与 Ba(OH)₂ 溶液反应生成 1mol H₂O₍₁₎ 时,反应放出的热量一定大于 57.3kJ (SO₄²⁻和 Ba²⁺反应生成 BaSO₄时会 放热)。

中和反应反应热的测定实验

【例题】某实验小组设计用 50mL 0.5 mol/L 盐酸跟 50mL 0.55 mol/L 氢氧化钠溶液在如图装置中进行中和 反应。试回答下列问题:

玻璃

搅拌器

杯盖

外壳

温度计

内筒

隔热层

- (1) 使盐酸与 NaOH 溶液混合均匀的正确操作是 (填字母)
- A. 用温度计小心搅拌
- B. 揭开杯盖用玻璃棒搅拌
- C. 轻轻地振荡烧杯
- D. 用套在温度计上的玻璃搅拌器轻轻地搅动
- (2) 假设盐酸和氢氧化钠溶液的密度都是 1g/mL,又知中和反应后生成溶液的比热容 C=4.18J·g-1.℃-1。 为了计算中和热,某学生实验记录数据如下:

实验序号	起始温度 t₁/℃		终止温度 t₂/℃
头狐汿亏	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	23.6

依据该学生的实验数据计算,该实验测得的中和热 (结果保留一位小数)。

(3) 实验过程中如果做出如下改变,实际测得的中和热会发生怎样的变化?
① 本实验中用稍过量的 NaOH 的原因是保证盐酸完全被中和。
试问:盐酸在反应中若因为有放热现象,而造成少量 HCl 在反应中挥发,则测得的中和热______(填
"偏大""偏小"或"不变")
② 在中和热测定实验中存在用水洗涤温度计上的盐酸的步骤,若无此操作步骤,则测得的中和热______(填"偏大""偏小"或"不变")
③ 若用等浓度的醋酸溶液与 NaOH 溶液反应,则测得的中和热______(填"偏大""偏小"或"不变"),

反应热与焓变

其原因是

二、化学反应的内能变化与焓变 🕑

1. 化学反应的内能变化

化学反应的能量变化是由反应前后物质所具有的内能不同而引起的。内能(internal energy)是体系内物质所含各种微观粒子的能量总和。内能的大小除了与物质的种类、数量及聚集状态(即气态、液态或固态等)有关外,还与体系的温度、压强有关,因为上述因素都可以影响物质内部微观粒子的能量。内能的符号为 *U*。化学反应中内能的变化可以写作:

微观粒子的能量包 括分子的平动、转动、 振动, 电子运动, 原子 核运动等各种形式运动 的动能, 以及微观粒子 之间相互作用的势能。

$\Delta U = U(反应产物) - U(反应物)$

式中: U(反应产物) 和 U(反应物) 分别表示反应体系中反应产物的内能和反应物的内能。 如果 U(反应产物) >U(反应物) ,则反应吸收能量;反之,若 U(反应产物) <U(反应物) ,则反应释放能量。

化学反应体系与环境进行能量交换可以以热和功两种形式呈现。根据能量守恒定律, 化学反应中内能的变化等于反应热和功的加和,即:

$$\Delta U = Q + W$$

迄今为止,科学家还无法通过理论计算或实验测定得知物质内能的绝对值,但根据上式,我们可以通过反应热和反应过程中体系做的功计算出反应体系内能的变化值。

如果反应过程中体系没有做功(如反应前后体系体积不变且没有做电功等其他功),则:

$\Delta U = Q$

即化学反应的反应热等于化学反应前后体系内能的变化。如果反应后体系的内能是增加的,即 U(反应产物) > U(反应物) ,则 Q > 0 ,反应吸热;反之,反应放热。

在实验室里或在生产中,化学反应大多是在压强不变的条件下进行的,如在敞口容器中进行。由于大气压强通常变化很小,此时反应体系的压强可以近似看作不变。在反应前后压强不变的条件下发生的化学反应称为等压反应。在等压反应中,可能伴随着反应体系体积的改变而有体积功存在,因此反应热不一定等于反应体系内能的变化。经过长期研究,科学家定义了一个称为"焓"的物理量,符号为 H,单位为 J 或 kJ,用它的变化来描述等压反应的反应热。

焓与内能一样,其大小也取决于物质的种类、数量、聚集状态并受体系的温度、压强等因素的影响。研究表明,在等压反应中,如果反应中物质的能量变化没有与电能、光能等其他形式的能量发生转化,则该反应的反应热等于反应前后体系的焓的变化,其数学表达式为:

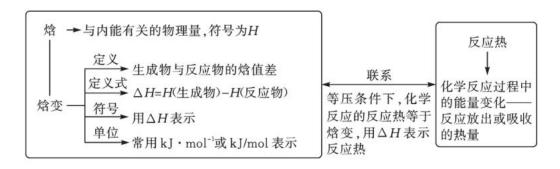
H = U + pV式中: U 为内能, p 为 压 强, V 为 \Diamond 体积。

$Q_p = \Delta H$

式中: Q_p 代表等压条件下化学反应的反应热; ΔH 为反应产物的焓与反应物的焓之差,称为反应焓变(enthalpy change)。

$\Delta H = H$ (反应产物)-H(反应物)

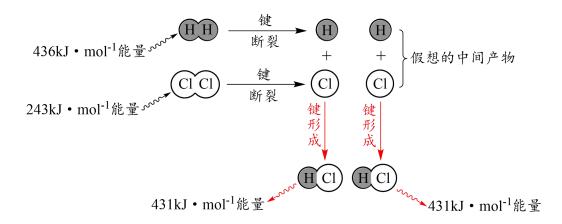
焓、焓变与反应热的关系



反应类型	放热反应	吸热反应	
图像	(H) (E)	(H) 契 <u>生成物</u> <u> </u>	
焓变(ΔH)	ΔH 为"一",即 ΔH $<$ 0,反应体系对环境放热,其焓减小	ΔH 为"+",即 $\Delta H > 0$,反应体系 从环境中吸热,其焓增大	

微观角度来讨论反应热的实质

以 H₂与 Cl₂反应生成 HCl 为例,从微观角度来讨论反应热的实质



 ΔH =断键吸收的总能量一成键放出的总能量= $-183 k J \cdot mol^{-1}$