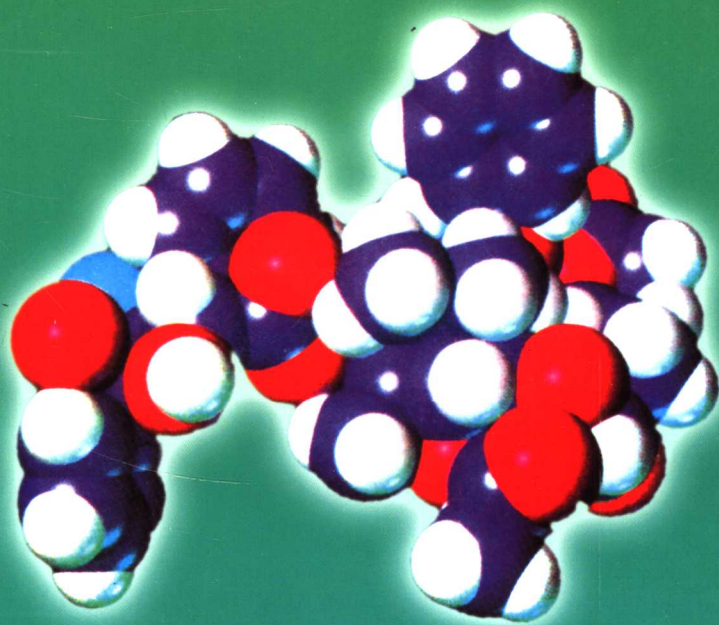


全国奥化总教练担纲 金牌教练精心撰写

高中化学竞赛 培 优 教程

(A、B 级)

浙江省化学会 编



浙江大學出版社

高中化学竞赛培优教程

(A、B 级)

浙江省化学会 编

浙江大學出版社

图书在版编目 (CIP) 数据

高中化学竞赛培优教程. A、B 级 / 浙江省化学会编.
杭州: 浙江大学出版社, 2003. 10
ISBN 7-308-03438-0

I. 高... II. 浙... III. 化学课—高中—教学参考资料 IV. G634. 83

中国版本图书馆 CIP 数据核字 (2003) 第 073923 号

责任编辑 徐素君

封面设计 刘依群

出版发行 浙江大学出版社

(杭州浙大路 38 号 邮政编码 310027)

(E-mail: zupress@mail. hz. zj. cn)

(网址: <http://www.zjupress.com>)

排 版 浙江大学出版社电脑排版中心

印 刷 浙江大学印刷厂

开 本 787mm×960mm 1/16

印 张 25.5

字 数 660 千

版 印 次 2005 年 3 月第 2 版 2006 年 4 月第 9 次印刷

印 数 41001—45000

书 号 ISBN 7-308-03438-0/G·626

定 价 30.00 元

主 编 林肃浩 龚钰秋

编 委 林肃浩 沈坤华 胡列扬

张永久 陈进前 李 蓉



前言

一年一度的国际化学奥林匹克竞赛、全国高中生化学竞赛和省级化学竞赛的开展，已受到越来越多的中学生和教师的重视，激发了广大中学生学习和探究化学知识的兴趣，促进了他们对科学的热爱和追求。多年的化学竞赛实践表明：合理地开展化学竞赛活动，对于促进学校教育改革，培养学生创新意识和实践能力，提高学生科学素养均起到了积极作用；同时也为一批品学兼优、热爱化学的中学生提供了展示自己聪明才智的舞台。因此，我们组织编写了一套指导化学竞赛的丛书。它对于鼓励青少年接触化学发展前沿，了解化学对科学技术、社会发展和人民生活的意义，推动化学竞赛工作的开展将是十分有益的。《高中化学竞赛培优教程（专题讲座）》的编写是为了学生适应参加化学竞赛所需要的知识，而《高中化学竞赛培优教程（A、B级）》的编写，则是为了强化和解惑前述知识的要点和难点，并在思维方法和能力训练上为参赛学生提供更多的启示和帮助。

1

《高中化学竞赛培优教程（A、B级）》是一本适合省级化学竞赛（A级）和全国化学竞赛初赛（B级）的竞赛教程。全书均参照现行“中学课程标准”和“考试说明”，以及中国化学会2002年4月新修订的“全国高中学生化学竞赛（省级赛区）基本要求”的内容，并根据化学竞赛的特点编写。全书共十四讲，每讲设置下列栏目：

【赛点回顾与展望】 站在化学竞赛的高度，追踪最新竞赛动态。对当今与未来竞赛的命题要求、内容、形式和趋势，进行针对性的归纳和展望，以利于学生在参赛准备阶段能有的放矢，事半功倍。

【竞赛对策】 突出化学竞赛所必备的有关重点知识，点拨难点知识，是与竞赛有关的中学知识自然生长点的延伸和扩展，使参赛学生对竞赛试题胸有成竹。

【竞赛秘诀】 适应竞赛需要，展示竞赛必备的方法、技巧、能力、观点和意识等。将竞赛中常用的科学方法、思维方法（如整体思维、类比思维、可逆思维、猜想与假设、比较与分类、守恒法、等效法、模型法、数列法等）呈现在各讲中，以利于学生有效掌握各种解题的策略和方法。

【赛题解密】 精选例题，分析“到位”、评析“点睛”。在例题导析过程中重在科学思想方法、解题策略和解题技巧的点拨，把化学竞赛冲刺所需的“竞赛秘诀”奉献给参赛学生。使学生从中获得洞察力和创造机遇，以利于学生举一反三。

【竞赛训练】 精选了近年来各地省级化学竞赛、全国化学竞赛试题以及自编习题。试题体现了典型性、新颖性和前瞻性，为参赛学生提供强化知识、开阔视野，培

养综合运用知识的能力。试题分为 A 级和 B 级, A 级适应省级化学竞赛, B 级适应全国化学竞赛(初赛), 试题最后配有参考答案, 对较难的题目, 给出了解答提示, 以利于学生自我训练与检测。

本教程是化学竞赛辅导用书, 亦可作为高中化学教师教学研究用的参考读物。参加编写的有桐乡高级中学高级教师沈坤华(第一、五讲), 杭州外国语学校特级教师胡列扬(第二、三、四、八讲), 学军中学特级教师陈进前(第六、七讲), 杭州二中特级教师张永久(第九、十讲)、特级教师林肃浩(第十一、十二、十三讲)、高级教师李蓉(第十四讲), 全书由林肃浩负责统稿。在编写过程中得到浙江省各地教育局教研室和许多中学老师的鼓励和关心, 浙江大学出版社徐素君责任编辑为本书的出版做了大量细致的工作, 在此谨向他们深致谢忱。由于时间较为紧迫和业务水平的限制, 书中定有疏漏之处, 谨请读者批评指正。

编 者

2003 年 8 月

2



前

言



目 录

第一讲 化学反应及其能量变化	(1)
赛点回顾与展望	(1)
竞赛对策	(1)
竞赛秘诀	(9)
赛题解密	(13)
竞赛训练 (A、B 级)	(17)
参考答案	(22)
第二讲 原子结构与元素周期律	(24)
赛点回顾与展望	(24)
竞赛对策	(24)
竞赛秘诀	(28)
赛题解密	(29)
竞赛训练 (A、B 级)	(32)
参考答案	(37)
第三讲 化学键与分子结构	(38)
赛点回顾与展望	(38)
竞赛对策	(38)
竞赛秘诀	(50)
赛题解密	(51)
竞赛训练 (A、B 级)	(54)
参考答案	(59)
第四讲 晶体结构	(62)
赛点回顾与展望	(62)
竞赛对策	(62)
竞赛秘诀	(69)
赛题解密	(69)
竞赛训练 (A、B 级)	(72)
参考答案	(77)
第五讲 化学反应速率和化学平衡	(79)
赛点回顾与展望	(79)
竞赛对策	(79)
竞赛秘诀	(86)

赛题解密	(89)
竞赛训练 (A、B 级)	(91)
参考答案	(98)
第六讲 电解质溶液	(100)
赛点回顾与展望	(100)
竞赛对策	(100)
竞赛秘诀	(104)
赛题解密	(108)
竞赛训练 (A、B 级)	(112)
参考答案	(123)
第七讲 电化学	(127)
赛点回顾与展望	(127)
竞赛对策	(127)
竞赛秘诀	(130)
赛题解密	(132)
竞赛训练 (A、B 级)	(136)
参考答案	(143)
第八讲 配合物	(147)
赛点回顾与展望	(147)
竞赛对策	(147)
竞赛秘诀	(154)
赛题解密	(154)
竞赛训练	(158)
参考答案	(162)
第九讲 主族元素及其化合物	(165)
赛点回顾与展望	(165)
竞赛对策	(165)
竞赛秘诀	(188)
赛题解密	(190)
竞赛训练 (A、B 级)	(195)
参考答案	(202)
第十讲 副族元素及其化合物	(206)
赛点回顾与展望	(206)
竞赛对策	(206)
竞赛秘诀	(221)
赛题解密	(222)
竞赛训练 (A、B 级)	(227)
参考答案	(236)





第十一讲 有机化学理论基础和烃	(240)
赛点回顾与展望	(240)
竞赛对策	(240)
竞赛秘诀	(250)
赛题解密	(251)
竞赛训练 (A、B 级)	(256)
参考答案	(265)
第十二讲 烃的衍生物	(270)
赛点回顾与展望	(270)
竞赛对策	(270)
竞赛秘诀	(279)
赛题解密	(279)
竞赛训练 (A、B 级)	(284)
参考答案	(294)
第十三讲 有机推断与有机合成	(299)
赛点回顾与展望	(299)
竞赛对策	(299)
竞赛秘诀	(300)
赛题解密	(301)
竞赛训练 (A、B 级)	(308)
参考答案	(319)
第十四讲 化学实验	(327)
第一节 化学实验的基础知识和基本技能	(327)
赛点回顾与展望	(327)
竞赛对策	(327)
竞赛秘诀	(332)
赛题解密	(333)
竞赛训练 (A、B 级)	(340)
第二节 定性实验和合成实验	(345)
赛点回顾与展望	(345)
竞赛对策	(346)
竞赛秘诀	(351)
赛题解密	(351)
竞赛训练 (A、B 级)	(353)
第三节 定量实验和容量分析	(359)
赛点回顾与展望	(359)
竞赛对策	(359)
竞赛秘诀	(361)
赛题解密	(362)

竞赛训练 (A、B 级)	(366)
第四节 设计实验和创新实验	(373)
赛点回顾与展望	(373)
竞赛对策	(373)
竞赛秘诀	(374)
赛题解密	(375)
竞赛训练 (A、B 级)	(378)
参考答案	(382)
2004 年浙江省高中学生化学竞赛试题	(391)





第一讲 化学反应及其能量变化



赛点回顾 与展望

化学是在分子、原子层次上研究物质变化规律的科学,化学方程式是物质发生化学变化的书面表达形式,是世界各国通用的化学语言.省化学竞赛和全国竞赛(省级赛区)的要求是:能正确书写、配平化学方程式和离子方程式.因此,化学方程式的书写是化学竞赛的基本考查知识点.其中非氧化还原反应方程式比较简单,竞赛中涉及不多;而氧化还原反应方程式可从多个方面考查学生思维能力,是竞赛必考知识点,其题型变化多端,显得非常灵活.本章介绍了配平氧化还原反应的方法、技巧和确定氧化还原反应方程式的思维方法.在赛题变化趋势上主要有:①结合实验具体数据(有直接数据、图表数据等)分析、书写化学方程式.②结合相关物质的物理性质(如颜色、状态、气味、熔沸点、晶体结构等)、化学性质(氧化还原性、稳定性等)和反应环境(如酸碱性、温度等),推出未知物质组成,从而书写化学方程式.③分析反应物组成元素的原子结构特点,通过与已知物质的类比迁移或假设等方法,书写化学方程式.

化学反应的能量变化也是化学研究的主要对象之一,它是化学反应的内驱动力.省化学竞赛、全国竞赛(省级赛区)的要求是:了解化学反应与能量之间的关系,掌握几种重要的热效应及有关计算,理解热化学循环.因此,化学反应能量变化也是竞赛的基本考查知识点.结合历届省竞赛和全国竞赛(省级赛区)试题,及分析试题变化趋势,今后应主要掌握以下一些知识点:①正确书写热化学方程式.②能从已知标准摩尔生成焓、键焓、燃烧焓等进行反应焓变的计算.③盖斯定律的灵活应用.④分析化学能与其他形式能量(如热能、电能、光能等)的相互转化(如电解、光合作用等)及掌握有关计算.

1

竞赛对策

一、氧化还原反应

1. 概念

(1)氧化还原反应:在化学反应过程中,凡是有电子转移(得失或共用电子对偏移)的反应就是氧化还原反应.

本质:反应过程中有电子转移(微观).

特征(判断方法):化学反应前后同一元素的化合价发生变化(宏观).

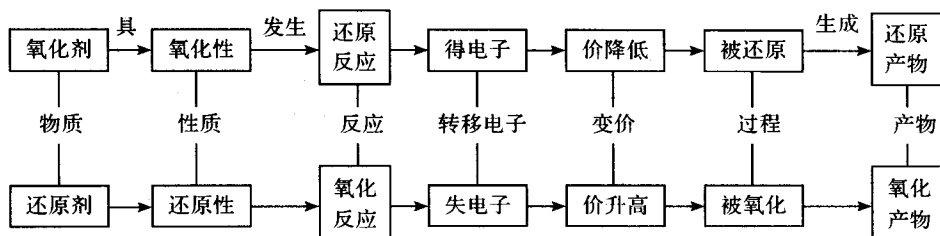
(2)氧化剂与还原剂:在化学反应中,得到电子(或电子对偏向)的物质称为氧化剂;失去电子(或电子对偏离)的物质称为还原剂.

(3)氧化性与还原性:氧化剂具有氧化性,还原剂具有还原性.

(4)氧化反应与还原反应:氧化剂发生的反应叫还原反应;还原剂发生的反应叫氧化反应.

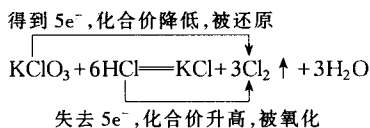
(5)氧化产物与还原产物:还原剂在反应中失去电子后被氧化而生成的产物称为氧化产物;氧化剂在反应中得到电子后被还原而生成的产物称为还原产物.

概念之间的关系为:

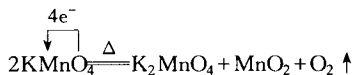


2. 氧化还原反应的表示方法

(1) 双线桥法: 表明了物质中元素的原子在反应前后的电子转移情况.



(2) 单线桥法: 表明了反应物中元素的原子在反应过程中电子的转移情况.



3. 化学反应的类型及其关系

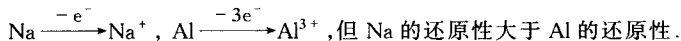
基本类型	举 例	是否属氧化还原反应
化合反应	$\text{S} + \text{O}_2 \xrightarrow{\text{点燃}} \text{SO}_2$	是
	$\text{Na}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} = 2\text{NaOH}$	否
分解反应	$2\text{H}_2\text{O}_2 \xrightarrow{\text{MnO}_2} 2\text{H}_2\text{O} + \text{O}_2 \uparrow$	是
	$\text{NH}_4\text{HCO}_3 \xrightarrow{\Delta} \text{NH}_3 \uparrow + \text{CO}_2 \uparrow + \text{H}_2\text{O}$	否
置换反应	$\text{C} + 2\text{CuO} \xrightarrow{\text{高温}} 2\text{Cu} + \text{CO}_2 \uparrow$	是
	$\text{Zn} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{ZnSO}_4 + \text{H}_2 \uparrow$	是
复分解反应	$\text{H}_2\text{SO}_4 + 2\text{NaOH} = \text{Na}_2\text{SO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$	否
	$\text{CaCO}_3 + 2\text{HCl} = \text{CaCl}_2 + \text{CO}_2 \uparrow + \text{H}_2\text{O}$	否

总结出如下规律: ① 置换反应一定属氧化还原反应; 复分解反应一定属非氧化还原反应; 化合反应、分解反应可能属氧化还原反应, 也可能属非氧化还原反应. ② 四种基本反应类型不能概括所有的反应,

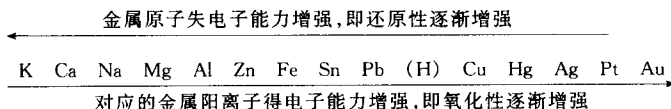
如 $\text{CO} + \text{CuO} \xrightarrow{\Delta} \text{Cu} + \text{CO}_2$ 等不属于化合、分解、置换、复分解反应的任何一类.

4. 氧化性和还原性强弱的判断方法

物质氧化性和还原性的强弱决定于得失电子的难易, 而不决定于得失电子的多少. 如:

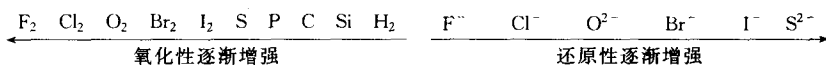


(1) 根据金属活动性顺序判断:

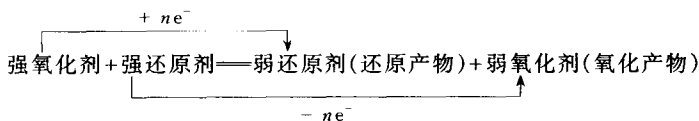




(2)根据非金属活动性顺序判断:一般情况下,非金属性越强,单质的氧化性就越强,相应离子的还原性越弱.



(3)根据反应方程式进行判断:在氧化还原反应中,一般是强氧化剂与强还原剂反应生成弱氧化剂和弱还原剂.



氧化性:氧化剂 > 氧化产物

还原性:还原剂 > 还原产物

如: $\text{MnO}_2 + 4\text{HCl} \xrightarrow{\Delta} \text{MnCl}_2 + \text{Cl}_2 \uparrow + 2\text{H}_2\text{O}$, 氧化性: $\text{MnO}_2 > \text{Cl}_2$, 还原性: $\text{HCl} > \text{MnCl}_2$.

(4)根据被氧化或被还原的程度的不同进行判断. 如:

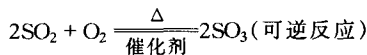


Cl_2 能将 Fe 氧化至 +3 价,而 HCl 只能将 Fe 氧化为 +2 价,故氧化性: $\text{Cl}_2 > \text{HCl}$.

(5)根据氧化还原反应进行的难易程度(反应条件)的不同进行判断. 如:



同是将浓盐酸氧化为 Cl_2 , MnO_2 必须在加热条件下才能进行,而 KMnO_4 在常温下即可进行,说明氧化性: $\text{KMnO}_4 > \text{MnO}_2$. 如:



因此,还原性: $\text{Na}_2\text{SO}_3 > \text{H}_2\text{SO}_3 > \text{SO}_2$.

此外,氧化性、还原性的强弱还可由元素在周期表中的位置、物质在反应中放出或吸收能量的多少等方面来判断.

5. 氧化还原反应的基本规律及应用

(1)守恒律:化合价有升必有降,电子有得必有失. 对于一个完整的氧化还原反应,化合价升高总数与降低总数相等,失电子总数与得电子总数相等.

应用:有关氧化还原反应的计算及配平氧化还原反应方程式.

(2)转化律:氧化还原反应中,以元素相邻价态间的转化最容易;同种元素不同价态之间若发生反应,元素的化合价只靠近而不交叉;同种元素,相邻价态间不发生氧化还原反应.

应用:分析判断氧化还原反应能否发生. 例如浓 H_2SO_4 与 SO_2 不会发生反应; $\text{KClO}_3 + 6\text{HCl} \xrightarrow{\quad} \text{KCl} + 3\text{Cl}_2 \uparrow + 3\text{H}_2\text{O}$ 反应中, KClO_3 中 +5 价氯元素不会转化为 KCl 中 -1 价氯元素.

(3)难易律:越易失电子的物质,失电子后就越难得电子;越易得电子的物质,得电子后就越难失去电子. 一种氧化剂同时和几种还原剂相遇时,还原性最强的优先发生反应;一种还原剂遇多种氧化剂时,氧化性最强的优先发生反应.

应用:判断物质的稳定性及反应顺序(注意:难失电子的物质不一定易得电子,例如稀有气体既难失

电子,又难得电子)。

(4)强弱律:较强氧化性的氧化剂跟较强还原性的还原剂反应,生成弱还原性的还原产物和弱氧化性的氧化产物。

应用:用于比较物质间氧化性或还原性的强弱.在适宜条件下,用氧化性较强的物质制备氧化性较弱的物质,或用还原性较强的物质制备还原性较弱的物质。

6. 氧化还原反应方程式的配平

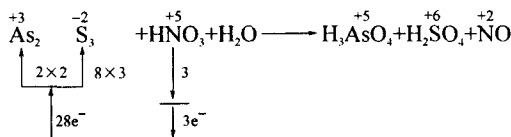
(1)氧化还原反应配平的原则:

- ①电子守恒原则:即反应中还原剂失去电子的总数与氧化剂得到电子的总数相等。
- ②电荷守恒原则:即在离子反应中,反应前后离子所带正、负电荷总数相等。
- ③质量守恒原则:即反应前后各元素的原子个数相等。

(2)氧化还原反应配平的方法和技巧:

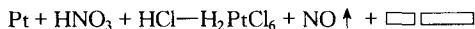
①最小公倍数法:较复杂的氧化还原反应中,反应物或生成物的元素化合价同时升高或同时降低,在配平时,要把反应物或生成物中同升或同降的元素看做一个整体,然后再加以配平。例如: $\text{As}_2\text{S}_3 + \text{HNO}_3(\text{浓}) + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_3\text{AsO}_4 + \text{NO} + \text{H}_2\text{SO}_4$,该反应中 As_2S_3 的 As、S 元素的化合价同时升高,要把它看做一个整体,把它们失去的电子总数计算出来。另外 HNO_3 的 N 元素化合价降低,计算它得到的电子数,最后根据电子得失总数相等进行配平。

4

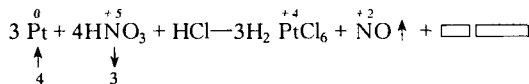


最小公倍数为 28×3 , 配平得: $3\text{As}_2\text{S}_3 + 28\text{HNO}_3(\text{浓}) + 4\text{H}_2\text{O} = 6\text{H}_3\text{AsO}_4 + 9\text{H}_2\text{SO}_4 + 28\text{NO} \uparrow$ 。

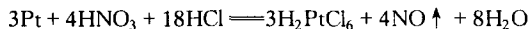
②缺项配平法:所谓缺项配平,即某一反应物或生成物的化学式未写出,缺项常为酸、碱、水。其方法是:先根据化合价升、降总数相等配平含变价元素物质前的系数,再根据质量守恒和元素的原子或离子个数守恒,通过观察比较反应物、生成物增减原子或离子来确定未知物并配平。如:



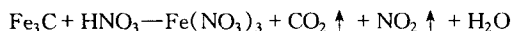
先配平变价元素物质的系数:



再通过观察右边有 18mol Cl,故左边 HCl 前应配 18,这时左边共有 22mol H、12mol O,而右边只有 6mol H、4mol O,故右边还差 16mol H、8mol O,恰好结合成 8mol H_2O ,所以最后配平的化学方程式为:

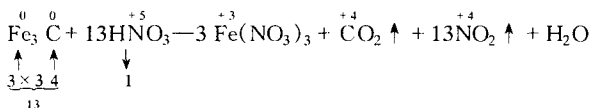


③零价法:此法可先令非常见价态化合物中的所有组成元素的化合价均为 0,然后计算出各元素化合价的升降值,并使元素化合价升降总数相等,最后用观察法配平其他物质的系数。如:



先假定 Fe_3C 中的 Fe、C 元素化合价为 0,后根据化合价升降总数相等配平含变价元素物质的系数。





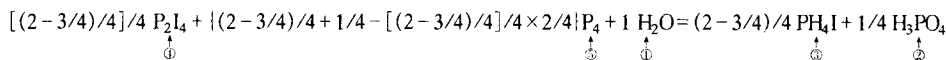
在这个反应中, 3mol $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$ 共含 9mol NO_3^- , 说明有 9mol HNO_3 未被还原, 故参加反应的 HNO_3 共 22mol, 最后配平为: $\text{Fe}_3\text{C} + 22\text{HNO}_3 = 3\text{Fe}(\text{NO}_3)_3 + \text{CO}_2 \uparrow + 13\text{NO}_2 \uparrow + 11\text{H}_2\text{O}$.

④待定系数法: 根据化学反应中元素的种类和原子个数都没有改变这一原则, 在假定(或已知)某一种或几种物质的化学计量数后, 由元素守恒和电子守恒求出化学反应方程式中各物质的化学计量数而实现配平.

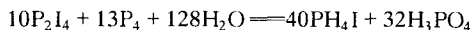
该方法配平的一般步骤是: 可以设某物质(可以是反应物或生成物)的系数为 1, 该物质要能控制两种或两种以上的元素, 其他与之无联系的物质可设未知数解方程, 解得的数值可能是整数, 也可能是分数. 若是分数, 要将所得系数化为整数. 如:

配平 $\text{P}_2\text{I}_4 + \text{P}_4 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{PH}_4\text{I} + \text{H}_3\text{PO}_4$ 氧化还原反应式.

解析: 我们可以假定 H_2O 的系数为 1, 由此可确定 H_3PO_4 中的氧元素, 继而确定 PH_4I 中的氢元素, 再确定碘元素, 最后确定磷元素. 这样做可以避免求解多元一次方程. 解答步骤表示如下:



式中④⑤①③②表示配平该氧化还原反应的顺序. 化简上面的系数得:



⑤离子-电子法: 在有些化合物中, 元素的化合价难以确定(如有机物), 它们参加的氧化还原反应, 用化合价升降法配平存在一定的困难; 对于这类反应, 一般用离子-电子法来配平比较方便. 其步骤和要点如下: 先将氧化还原方程式改写为两个半反应式并配平, 然后将这些半反应式加合起来, 消去半反应式中的电子即可. 如果半反应式中反应物和产物中氧原子数不同, 可以依据反应介质的酸碱性, 在半反应式中加 H^+ 离子或 OH^- 离子, 并利用水的电离平衡使两侧的氧原子数和电荷数均相等. 其方法可总结如下:

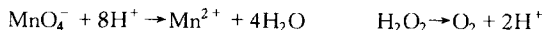
介 质	多一个氧原子	少一个氧原子
酸 性	$+ 2\text{H}^+ \xrightarrow{\text{结合氧原子}} \text{H}_2\text{O}$	$+ \text{H}_2\text{O} \xrightarrow{\text{提供氧原子}} 2\text{H}^+$
中 性	$+ \text{H}_2\text{O} \xrightarrow{\text{结合氧原子}} 2\text{OH}^-$	$+ \text{H}_2\text{O} \xrightarrow{\text{提供氧原子}} 2\text{H}^+$
碱 性	$+ \text{H}_2\text{O} \xrightarrow{\text{结合氧原子}} 2\text{OH}^-$	$+ 2\text{OH}^- \xrightarrow{\text{提供氧原子}} \text{H}_2\text{O}$

现以 H_2SO_4 介质中, KMnO_4 氧化 H_2O_2 为例.

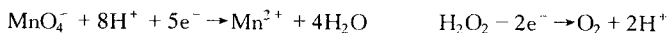
第一步, 把氧化还原反应中起氧化作用(还原作用)离子及还原产物(氧化产物)分别写在左右两边.



第二步, 根据介质情况将原子数配平.

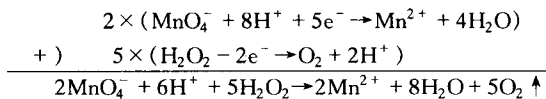


第三步, 将电荷数配平. 若式子两边电荷数不等, 可在反应式左边或右边加(减)若干个电子.

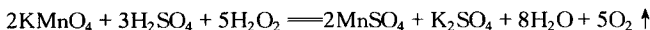


第四步, 将两个半反应式各乘以适当系数, 使得失电子数相等, 然后将两式相加, 消去电子及重复项, 得配平的离子方程式.





第五步,改写为化学方程式.即



二、离子反应和离子方程式

1. 离子反应和离子方程式

离子反应:在溶液或熔化状态下,有离子参加或离子生成的反应叫离子反应.

离子方程式:用实际参加反应的离子符号来表示离子反应的式子叫离子方程式.

复分解离子反应发生时必须符合下列 3 个条件之一:①生成难溶的物质,②生成难电离的物质,③生成易挥发的物质.

2. 离子反应的实质

物质在溶液中电离出离子,离子之间发生反应生成沉淀、难电离的物质、挥发性的气体或发生氧化还原反应,使溶液中的离子浓度减小,在反应中不断向离子浓度减小(生成物)的方向进行.

3. 书写离子方程式应注意的问题

(1)离子反应是指在水溶液中或熔化状态时进行的反应,凡未在水溶液中或熔化状态时进行的反应不能写离子方程式,因为无自由移动的离子参加反应.如:浓 H_2SO_4 与食盐固体混合加热反应制氯化氢, Cu 和热的浓 H_2SO_4 反应, NH_4Cl 固体和 $\text{Ca}(\text{OH})_2$ 固体混合加热反应等,均不能写离子方程式.

(2)单质、氧化物在离子方程式中一律写化学式;弱酸(HF 、 H_2S 、 HClO 、 H_2SO_3 等)、弱碱(如 $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$)等难电离的物质必须写化学式;难溶于水的物质[如 CaCO_3 、 BaSO_3 、 FeS 、 PbS 、 BaSO_4 、 $\text{Fe}(\text{OH})_3$ 等]必须写化学式.如:

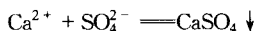


(3)多元弱酸的酸式盐的酸根离子在离子方程式中不能拆开写.如 NaHSO_3 溶液和稀硫酸反应:

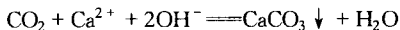


(4)对于微溶物的书写:

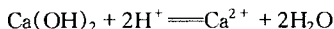
①有微溶物生成时,微溶物用化学式表示.如:往 Na_2SO_4 溶液中加入 CaCl_2 溶液.



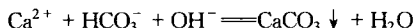
②当反应物中有微溶物处于溶液状态时,微溶物用离子符号表示.如:往澄清石灰水中通入 CO_2 气体,澄清的石灰水变浑浊.



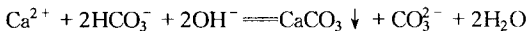
③当反应物中有微溶物处于浊液或固体时,微溶物应写化学式.如:在石灰乳中加入 HNO_3 溶液.



(5)注意反应物的物质的量:对一些离子反应,因反应物的操作顺序或相对用量不同,生成物不同,因而离子方程式也不同.如: $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$ 溶液和 NaOH 溶液反应,当 NaOH 不足时,离子方程式为:



当 NaOH 过量时,离子方程式为:

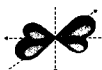


(6)对于氨水的书写:

①氨水作反应物时应写成 $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$.如:向 $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ 溶液中加入氨水生成白色沉淀.

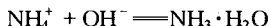


6





②氨水作为生成物,当浓度不大且不加热时,写成 $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$ 。如:稀 NaOH 与 NH_4Cl 稀溶液反应。



③氨水作为生成物,当浓度较大或加热时,写成 NH_3 (标 ↑ 符号)。如:将 $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$ 溶液和 NaOH 溶液混合,加热。



4. 判断溶液中离子能否大量共存的规律

所谓几种离子在同一溶液中能大量共存,就是指离子之间不发生任何反应;若离子之间能发生反应,则不能大量共存。

(1)同一溶液中若离子间符合下列任一条件就会发生离子反应,各离子便不能在溶液中大量共存。

①生成难溶物或微溶物。如 Ba^{2+} 与 CO_3^{2-} 、 Mg^{2+} 与 OH^- 、 Ca^{2+} 与 SO_4^{2-} 等不能大量共存。

②生成气体或挥发性物质。如 NH_4^+ 与 OH^- 、 H^+ 与 CO_3^{2-} 、 HCO_3^- 、 S^{2-} 、 HS^- 、 HSO_3^- 、 SO_3^{2-} 等不能大量共存。

③生成难电离的物质。如 H^+ 与 CH_3COO^- 、 CO_3^{2-} 、 S^{2-} 、 F^- 、 NO_2^- 等生成弱酸; OH^- 与 NH_4^+ 、 Cu^{2+} 、 Fe^{3+} 等生成弱碱; H^+ 与 OH^- 生成水,这些离子不能大量共存。

④发生氧化还原反应。氧化性离子(如 Fe^{3+} 、 NO_3^- 、 ClO^- 、 MnO_4^- 等)与还原性离子(如 S^{2-} 、 I^- 、 Sn^{2+} 、 Fe^{2+} 、 SO_3^{2-} 等)因在溶液中(特别是在酸性溶液中)发生氧化还原反应而不能大量共存。

⑤形成配合物。如 Fe^{3+} 与 SCN^- 反应生成配合物而不能大量共存。

⑥发生双水解反应。如 Al^{3+} 与 HCO_3^- 、 S^{2-} 等离子能发生双水解反应而不能在溶液中大量共存。

(2)附加隐含条件的应用规律:

①溶液无色透明时,则溶液中肯定没有有色离子。如 Cu^{2+} (蓝色)、 Fe^{3+} (棕黄色)、 Fe^{2+} (浅绿色)、 MnO_4^- (紫红色)等都有颜色,若为无色溶液则说明这些离子不存在。

②强碱性溶液中肯定不存在与 OH^- 起反应的离子;强酸性溶液中肯定不存在与 H^+ 起反应的离子。

三、化学反应中的能量变化

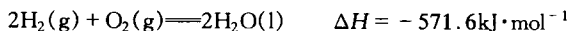
1. 化学反应的热效应

某化学反应当生成物与反应物温度相同时,反应过程中吸收或放出的热,称为反应的热效应,简称反应热。恒压过程反应热 ΔH 即焓变,称为恒压反应热;恒容过程反应热 ΔU ,称为恒容反应热。若无特别说明,本章所说反应热,均指恒压反应热。

用焓变表示化学反应的热效应时:

若 $\Delta H < 0$,反应体系能量减少,体系向环境放热,反应是放热反应。

若 $\Delta H > 0$,反应体系能量增加,体系从环境吸收热量,反应为吸热反应。如:



2. 热化学方程式

表示反应热效应的化学方程式,称为热化学方程式。如:



摩尔反应热 $\Delta_r H_m^\ominus$ (r 为反应、m 为摩尔、 $\ominus$ 为标准态)表示标准状态下,反应物以“摩尔”为单位按方程式中计量系数完全反应时的恒压反应热。

书写热化学方程式时要注意下列几点:

(1)要注明反应的温度和压强。若反应是在 298K 和 $1.013 \times 10^5 \text{ Pa}$ 条件下进行,可不予注明。