

高中化学

概念 · 公式 · 定律

应用范例

- ★ 知识结构全面梳理
- ★ 规律方法深入探索
- ★ 重点难点详细讲解
- ★ 解题思路举一反三

余迎东 主编

江西高校出版社

前 言

《高中化学概念·公式·定律应用范例》是根据国家教委最新颁发的全日制中学化学教学大纲的要求,紧扣中学现行的这门学科统编教材的内容,针对教学大纲的实际需要以及高考的考试说明进行编写。全书的编写内容涵盖本学科全部知识要点,包括有关的图形、表格及公式、定律的应用范围、注意事项等;对一些容易出现的错误,以及纠正方法、记忆方法等也进行了比较全面的介绍,同时对每个重要的、难以理解的知识点匹配了相应的典型范例加以剖析,给出示范,帮助理解与掌握,提高解题的能力。

本书在编写时,充分注意了学科的系统性、顺序性和逻辑性。基本按照学生学习新课的顺序,将课堂上教师应该板书、学生应该掌握的基本内容汇编成册,突出学科的系统性、实用性,同时弥补了有些学生课堂笔记的不全。可以认为,拥有了这本书,可以将做课堂笔记的时间用在听取、理解老师的讲解上。因此,它既是学生随堂听课的工具书,也是学生复习时系统的参考书。本书集理论知识和理论知识应用于一体,突出知识应用的特点,是一本对教师、学生理解和掌握化学基础知识,解决实际问题,提高课堂效率、学习效率,培养能力都有帮助的应用性复习教学辅导书。

本书每节分两个知识板块,一是“概念公式定律”:归纳、分析、解释知识点,通俗、简练,是教材的精髓;二是“应用范例详解”:借典型例题的剖析对重要知识点进行诠释,帮助读者掌握本知识点的考查特点、解题思路、方法、技巧,力求能举一反三、触类旁通。本书源于

教材,高于教材,切中重点、难点,自成体系,便于自学。

本书在编写过程中,曾参阅了大量的资料、文献,在此向有关作者和出版单位表示衷心的感谢!

由于水平所限,书中错漏之处在所难免,恳请读者批评指正。

编 者

2002年2月5日

编委会主任:余俊辉

编委会副主任:朱斌宏

编委会委员:(以姓氏笔画为序)

万少华	王水根	朱林	刘涛
刘斌	刘华娟	刘利民	刘够媛
许方	李秀云	吴坚	吴元春
何菊生	余迎东	沈华	范茂华
罗俊	易增平	郑岷	翁小仙
徐秀芳	高见	涂斌	黄海
龚晓	龚冬梅	阎俊	程平
程学超			

目 录

(1)	第一章	化学反应及其能量变化
(12)	第二章	碱金属
(22)	第三章	物质的量
(31)	第四章	卤素
(42)	第五章	物质结构 元素周期律
(63)	第六章	硫和硫的化合物 环境保护
(76)	第七章	硅和硅酸盐工业
(83)	第八章	氮族元素
(108)	第九章	化学平衡
(124)	第十章	电离平衡
(143)	第十一章	几种重要的金属
(173)	第十二章	烃
(204)	第十三章	烃的衍生物
(237)	第十四章	糖类 油脂 蛋白质
(255)	第十五章	合成材料
(265)	第十六章	晶体的类型与性质
(274)	第十七章	胶体的性质及其应用
(279)	第十八章	化学反应中的物质变化和能量变化
(299)	第十九章	电解原理及应用
(309)	第二十章	硫酸工业
(315)	第二十一章	化学实验方案设计
(326)	第二十二章	物质的检验
(338)	第二十三章	化学实验
(371)	附录一	
(373)	附录二	

第一章 化学反应及其能量变化

第一节 氧化还原反应

概念公式定律

一、化学反应的基本类型

1. 根据反应物和生成物的类别以及反应前后物质种类的多少来分

反应类型	表达式	举例
化合反应	$A + B = AB$	$2H_2 + O_2 \xrightarrow{\text{点燃}} 2H_2O$
分解反应	$AB = A + B$	$2KClO_3 \xrightarrow[\Delta]{MnO_2} 2KCl + 3O_2 \uparrow$
置换反应	$A + BC = AC + B$	$Zn + 2HCl = ZnCl_2 + H_2 \uparrow$
复分解反应	$AB + CD = AD + CB$	$NaOH + HCl = NaCl + H_2O$

2. 根据反应前后化合价是否有升降(电子转移)来分

反应类型	举例
氧化还原反应	$\overset{0}{Zn} + 2\overset{+1}{HCl}(\text{稀}) = \overset{+2}{Zn}Cl_2 + \overset{0}{H_2} \uparrow$
非氧化还原反应	$NaOH + HNO_3 = NaNO_3 + H_2O$

二、氧化还原反应

1. 氧化还原反应判别方法

凡有元素化合价升降的化学反应就是氧化还原反应。本质:有电子转移(电子得失或共用电子对的偏移)。

2. 氧化还原反应与四种基本反应类型的关系

- (1)化合反应:有单质参加的化合反应一定是氧化还原反应。
- (2)分解反应:有单质生成的分解反应一定是氧化还原反应。
- (3)置换反应:全部是氧化还原反应。
- (4)复分解反应:均不是氧化还原反应。

三、氧化剂和还原剂

1. 氧化还原反应的基本概念

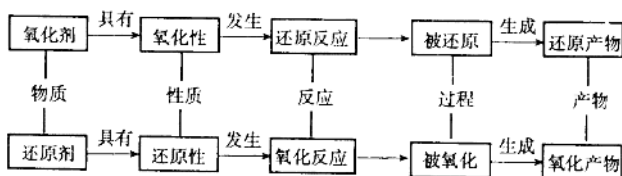
(1)氧化剂:在化学反应中得到电子(或共用电子对偏向)的物质。还原剂:在化学反应中失去电子(或共用电子对偏离)的物质。

(2)氧化反应(被氧化):物质失去电子(或共用电子对偏离),使得化合价升高的变化。还原反应(被还原):物质得到电子(或共用电子对偏向),使得化合价降低的变化。

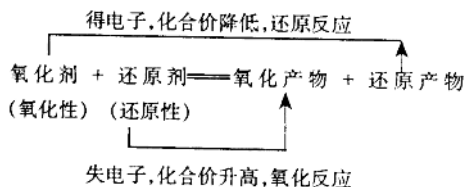
(3)氧化性:物质得到电子的性质。还原性:物质失去电子的性质。

(4)氧化产物:氧化反应(化合价升高)后得到的产物。还原产物:还原反应(化合价降低)后得到的产物。

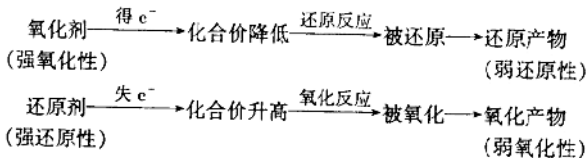
2. 基本概念间的关系



记忆:氧化剂具有氧化性,发生还原反应,被还原成还原产物。还原剂具有还原性,发生氧化反应,被氧化成氧化产物。或

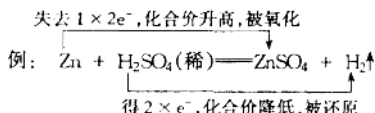


氧化还原反应亦可概括为



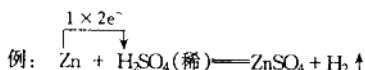
3. 氧化还原反应中电子转移的表示方法

(1)双线桥法:



说明: ①双线桥由反应物中的元素指向生成物中化合价变化后的同种元素。
②线桥上必须加注“失去”或“得到”字样。“ $a \times be^-$ ”, 其中 a 指发生氧化(或还原)反应的微粒数, be^- 指一个微粒失去(或得到)的电子数(即一个微粒化合价升降的数值)。

(2)单线桥法:

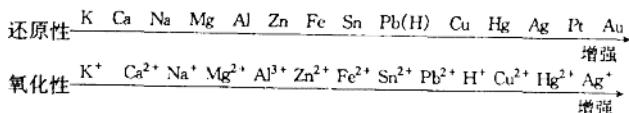


说明: ①箭头由失电子元素指向得电子元素, 且不越过等号。②线桥上不标“失去”、“得到”字样, 只需标出发生转移的电子总数即可。

4. 物质氧化性和还原性反应相对强弱的判断方法

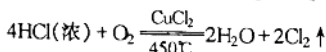
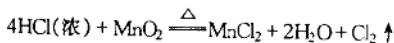
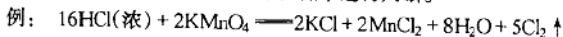
(1)根据已发生的氧化还原反应判断: 对于已发生的氧化还原反应, 一定是氧化剂的氧化性大于氧化产物的氧化性, 还原剂的还原性大于还原产物的还原性。

(2)根据金属活动顺序表判断:



小结: 难失电子的金属原子失去电子变成阳离子后, 易于得到电子; 反之, 易失电子的金属原子失去电子变成阳离子后, 难于得到电子。

(3)根据反应条件的高低判断: 当不同的氧化剂作用于同一还原剂时, 如氧化产物价态相同, 可根据反应条件高、低来进行判断。



上述三个反应中, 还原剂都是浓盐酸, 氧化产物都是 Cl_2 , 而氧化剂分别是 KMnO_4 、 MnO_2 、 O_2 。

氧化性: $\text{KMnO}_4 > \text{MnO}_2 > \text{O}_2$ 。

(4)根据氧化产物的价态高低来判断: 当变价的还原剂在相似的条件作用下

于不同的氧化剂时,可根据氧化产物价态的高低来判断氧化剂的强弱。



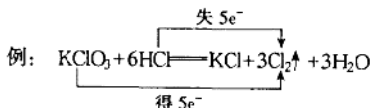
氧化性: $\text{Cl}_2 > \text{S}$ 。

5. 氧化还原反应中的几个规律

(1) 反应先后的一般规律: 在浓度相差不大的溶液中, 同时含有几种还原剂时, 若加入氧化剂, 则它首先与溶液中最强的还原剂作用; 同理, 在浓度相差不大的溶液中, 同时含有几种氧化剂时, 若加入还原剂, 则它首先与溶液中最强的氧化剂作用。

例: 向 Br^- 和 I^- 的混合溶液中通入 Cl_2 , 首先被氧化的是 I^- 。

(2) 价态归中规律: 含不同价态同种元素的物质间发生氧化还原反应时, 该元素价态的变化一定遵循“高价 + 低价 $\rightarrow$ 中间价”的规律。



(3) 价态性质规律: 同种元素具有多种价态时, 一般处于最高价态时只具有氧化性, 处于最低价态时只具有还原性, 处于中间可变价时既具有氧化性又具有还原性。

两种物质含同一元素的不同价态, 含高价态的物质的氧化性不一定比含低价态的物质的氧化性强。如氧化性: $\text{H}^{\overset{+1}{\text{Cl}}}\text{O} > \text{H}^{\overset{+3}{\text{Cl}}}\text{O}_2 > \text{H}^{\overset{+5}{\text{Cl}}}\text{O}_3 > \text{H}^{\overset{+7}{\text{Cl}}}\text{O}_4$ 。

应用范例详解

【例 1】有下列三个氧化还原反应: (1) $2\text{FeCl}_3 + 2\text{KI} \longrightarrow 2\text{FeCl}_2 + 2\text{KCl} + \text{I}_2$ 。(2) $2\text{FeCl}_2 + \text{Cl}_2 = 2\text{FeCl}_3$ 。(3) $2\text{KMnO}_4 + 16\text{HCl} = 2\text{KCl} + 2\text{MnCl}_2 + 8\text{H}_2\text{O} + 5\text{Cl}_2 \uparrow$ 。

若某溶液中 Fe^{2+} 、 I^- 和 Cl^- 共存, 要用氧化剂将 I^- 除去而不影响 Fe^{2+} 、 Cl^- , 可加入的试剂是()。

- A. Cl_2 B. KMnO_4 C. FeCl_3 D. HCl

分析 由反应(1)、(2)、(3)知氧化性 $\text{KMnO}_4 > \text{Cl}_2 > \text{FeCl}_3 > \text{I}_2$ (氧化剂氧化性的相对强弱), 要氧化 I^- , 可选 KMnO_4 、 Cl_2 、 FeCl_3 , 但 KMnO_4 可氧化 Fe^{2+} , 故只能加入 FeCl_3 。

解答 C

【例2】在反应 $4(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 = \text{N}_2 + 6\text{NH}_3 + 3\text{SO}_2 + \text{SO}_3 + 7\text{H}_2\text{O}$ 中被氧化、被还原的元素原子个数之比为_____。

分析 本题 $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{N}_2$ 中 N 的化合价由 $-3 \rightarrow 0$, 被氧化, 由 $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{SO}_2$ 中 S 的化合价由 $+6 \rightarrow +4$, 被还原。我们通过分析反应中电子转移来确定被氧化的 N 与被还原的 S 的个数比, 在分析中特别应注意 N、S 元素均是部分发生氧化还原反应, 从反应物较难确定被氧化、被还原的个数, 若从氧化产物 N_2 、还原产物 SO_2 的系数分析, 问题迎刃而解, 产物 N_2 和 SO_2 的系数比为 1:3, 则可确定被氧化的 N 原子与被还原的 S 原子个数比为 2:3。

解答 2:3

第二节 离子反应

概念公式定律

一、强电解质和弱电解质

1. 电解质和非电解质

凡在水溶液里或熔化状态下能导电的化合物叫电解质。在水溶液和熔化状态下都不能导电的化合物叫非电解质。

(1) 电解质、非电解质都是化合物。单质既不是电解质也不是非电解质。

(2) 化合物在熔化状态或溶解于水能否导电是判断是否是电解质的依据, 只要具备其中一个条件即可, 对于一些难溶的物质(如 BaSO_4), 由于溶解度太小, 很难测出溶液的导电性, 但将 BaSO_4 熔化成液态时, 能电离出自由移动的 Ba^{2+} 、 SO_4^{2-} , 所以能导电, 它们是难溶的电解质。相反, 有些物质其水溶液虽能导电, 但它们并非电解质。如 NH_3 、 CO_2 、 SO_2 、 SO_3 溶于水均能导电, 但并非它们本身电离出自由移动的离子, 而是它们与水反应的生成物 $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$ 、 H_2CO_3 、 H_2SO_3 、 H_2SO_4 能电离出离子而导电, 所以 NH_3 、 SO_2 、 SO_3 都是非电解质。

(3) 电解质溶液导电是指自由移动的离子通电后定向移动。电解质溶液导电能力的强弱与单位体积内自由移动的离子数目有关, 即与自由移动的离子浓度有关, 离子浓度大, 导电能力强。

2. 强电解质与弱电解质

强电解质是指在水溶液里全部电离为离子的电解质, 弱电解质是指在水溶液中仅部分电离为离子的电解质。

(1) 强、弱电解质的判断依据是在水溶液中能否完全电离, 与电解质是否溶解无关。如 CaCO_3 难溶于水, 但溶解的部分完全电离, 所以 CaCO_3 为强电解质。

(2)强电解质在水溶液中的导电性不一定比弱电解质的导电性强。因为导电能力强弱与离子浓度有关。

(3)常见的强、弱电解质:强酸、强碱、绝大多数盐及活泼金属氧化物为强电解质。强酸: HNO_3 、 HCl 、 HBr 、 HI 、 H_2SO_4 、 HClO_4 等,它们属于共价化合物,在液态时无离子存在而不导电,溶于水才导电,这一点不同于离子化合物。强碱: KOH 、 NaOH 、 $\text{Ba}(\text{OH})_2$ 等,它们属于离子化合物,在溶化状态或溶于水均导电。盐: NaCl 、 $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$ 、 BaSO_4 等,绝大多数为离子化合物,它们或者溶于水导电,或者熔化状态下导电。活泼金属氧化物: K_2O 、 Na_2O 、 Al_2O_3 等。

弱电解质包括弱酸、弱碱、水。弱酸: H_3PO_4 (中强酸)、 H_2SO_3 (中强酸)、 HF 、 HClO 、 H_2CO_3 、 H_2S 、 CH_3COOH 等。弱碱: $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$ 、 $\text{Mg}(\text{OH})_2$ (中强碱)、 $\text{Cu}(\text{OH})_2$ 等。

二、离子反应

1. 离子反应

电解质在水溶液或熔化状态下发生的一类化学反应。常见的有离子互换型(复分解反应)和离子型的氧化还原反应。

例: $\text{NaOH} + \text{HCl} = \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$

$\text{Zn} + 2\text{HCl}(\text{稀}) = \text{ZnCl}_2 + \text{H}_2 \uparrow$

2. 离子反应发生的条件

离子反应发生的条件一般是复分解反应发生的条件,即有难溶的物质或难电离的物质(如水)或挥发性物质生成。从离子反应角度看其本质,反应总是向着某种离子浓度改变(往往减小)的方向进行。

3. 离子方程式

用实际参加反应的离子符号来表示化学反应的式子,叫离子方程式。离子方程式表示同一类型的所有的离子反应。如 $\text{Ca}^{2+} + \text{CO}_3^{2-} = \text{CaCO}_3 \downarrow$ 表示可溶性钙盐和可溶性的碳酸盐在溶液中进行的反应。

4. 书写离子反应方程式的步骤

- (1)写:写出正确的化学方程式。
- (2)拆:将可溶性强电解质拆写为离子形式,其余仍写化学式。
- (3)删:删去实际上不参加反应的离子。
- (4)查:方程式两边各元素的原子个数、正负电荷的代数和、电子得失总数均守恒。

5. 书写离子方程式应注意的问题

- (1)把易溶于水、易电离的物质写离子形式,单质、氧化物在离子方程式中一律写化学式;弱酸(如 HF 、 H_2S 、 HClO 等)、弱碱($\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$)、水等难电离的物质

必须写化学式;难溶于水的物质(如 CaCO_3 、 BaSO_4 、 $\text{Fe}(\text{OH})_3$ 、 $\text{Cu}(\text{OH})_2$ 等)必须写化学式,如 $\text{CO}_2 + 2\text{OH}^- \rightleftharpoons \text{CO}_3^{2-} + \text{H}_2\text{O}$, $\text{Fe}(\text{OH})_3 + 3\text{H}^+ \rightleftharpoons \text{Fe}^{3+} + 3\text{H}_2\text{O}$ 。

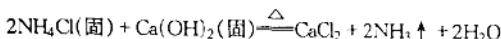
(2)多元弱酸的酸式盐的酸根离子在离子方程式中不能拆开写。如 NaHCO_3 溶液和稀盐酸反应: $\text{HCO}_3^- + \text{H}^+ \rightleftharpoons \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2 \uparrow$ 。

(3)操作顺序或反应物相对量不同时离子方程式不同。如 $\text{Ca}(\text{OH})_2$ 中通入少量 CO_2 , 离子方程式为 $\text{Ca}^{2+} + 2\text{OH}^- + \text{CO}_2 \rightleftharpoons \text{CaCO}_3 \downarrow + \text{H}_2\text{O}$; $\text{Ca}(\text{OH})_2$ 中通入过量 CO_2 , 离子方程式为 $\text{OH}^- + \text{CO}_2 \rightleftharpoons \text{HCO}_3^-$ 。

(4)对微溶物(通常指 CaSO_4 、 $\text{Ca}(\text{OH})_2$ 、 Ag_2SO_4 、 MgCO_3 等)要根据实际情况来判断。当反应物里有微溶物处于溶液状态时,应写化学式,如盐酸加入澄清石灰水: $\text{H}^+ + \text{OH}^- \rightleftharpoons \text{H}_2\text{O}$;当反应物里有微溶物处于浊液或固态时,应写化学式,如在石灰乳中加入 Na_2CO_3 溶液: $\text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{CO}_3^{2-} \rightleftharpoons \text{CaCO}_3 \downarrow + 2\text{OH}^-$;在生成物中有微溶物析出时,微溶物用化学式表示,如 Na_2SO_4 溶液中加入 AgNO_3 溶液: $2\text{Ag}^+ + \text{SO}_4^{2-} \rightleftharpoons \text{Ag}_2\text{SO}_4 \downarrow$ 。对中强酸(H_3PO_4 、 H_2SO_3 等)在离子方程式中写化学式。

(5)离子方程式两边各元素的原子个数必须相等(质量守恒);离子电荷总数在反应前后必须相等(电荷守恒);若是氧化还原的离子反应,得失电子总数也必须相等(电子守恒)。

(6)非水溶液中的反应不宜写离子方程式,亦即没有自由移动离子参加的反应,不能写离子方程式。如 NH_4Cl 固体和 $\text{Ca}(\text{OH})_2$ 固体混合加热,虽然也有离子和离子反应,但不能写成离子方程式,只能写化学方程式。即



6. 检查离子方程式书写是否正确

(1)看是否与物质反应的客观事实符合。常见错误有:

①反应不能发生却写离子方程式。如稀硫酸滴在铜片上: $\text{Cu} + 2\text{H}^+ \rightleftharpoons \text{Cu}^{2+} + \text{H}_2 \uparrow$ (Cu 在金属活动顺序表中位于 H 之后,不能与稀 H_2SO_4 反应), CaCl_2 中通入 CO_2 : $\text{Ca}^{2+} + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{CaCO}_3 + 2\text{H}^+$ (CaCO_3 在酸性条件下不能沉淀,反应不能进行)。②产物错误,如少量 Cl_2 通入 FeBr_2 溶液中: $\text{Cl}_2 + 2\text{Br}^- \rightleftharpoons 2\text{Cl}^- + \text{Br}_2$ (错误),正确为 $\text{Cl}_2 + 2\text{Fe}^{2+} \rightleftharpoons 2\text{Fe}^{3+} + 2\text{Cl}^-$ (因还原性 $\text{Fe}^{2+} > \text{Br}^-$)。③顾此失彼,离子方程式中漏写 H_2O ,如氢氧化钡和硫酸反应: $\text{Ba}^{2+} + \text{SO}_4^{2-} \rightleftharpoons \text{BaSO}_4$ (错误),正确为 $\text{Ba}^{2+} + 2\text{OH}^- + 2\text{H}^+ + \text{SO}_4^{2-} \rightleftharpoons \text{BaSO}_4 \downarrow + 2\text{H}_2\text{O}$ 。

(2)看易溶且易电离的物质是否写成离子形式,难溶、难电离、气体、单质、氧

化物是否用化学式表示;该删掉的离子是否删去。如 $\text{Ba}(\text{OH})_2 + 2\text{H}^+ \text{——} \text{Ba}^{2+} + 2\text{H}_2\text{O}$ (错误), 正确为 $\text{OH}^- + \text{H}^+ \text{——} \text{H}_2\text{O}$ 。

(3)看是否遵守质量守恒、电荷守恒。如向氯化亚铁溶液中通入氯气: $\text{Fe}^{2+} + \text{Cl}_2 \text{——} \text{Fe}^{3+} + 2\text{Cl}^-$ (错误), 正确为 $2\text{Fe}^{2+} + \text{Cl}_2 \text{——} 2\text{Fe}^{3+} + 2\text{Cl}^-$ 。

(4)看氧化还原反应是否遵循得失电子总数相等的规律。如硫酸亚铁与高锰酸钾溶液反应: $\text{Fe}^{2+} + \text{MnO}_4^- + 8\text{H}^+ \text{——} \text{Fe}^{3+} + \text{Mn}^{2+} + 4\text{H}_2\text{O}$ (错误), 正确为 $5\text{Fe}^{2+} + \text{MnO}_4^- + 8\text{H}^+ \text{——} 5\text{Fe}^{3+} + \text{Mn}^{2+} + 4\text{H}_2\text{O}$ 。

(5)看是否与物质的组成符合(阴、阳离子的配比关系)。如溴化亚铁溶液与氯气: $4\text{Fe}^{2+} + 2\text{Br}^- + 3\text{Cl}_2 \text{——} 4\text{Fe}^{3+} + \text{Br}_2 + 6\text{Cl}^-$ (错误), 正确为 $2\text{Fe}^{2+} + 4\text{Br}^- + 3\text{Cl}_2 \text{——} 2\text{Fe}^{3+} + 2\text{Br}_2 + 6\text{Cl}^-$ 。

(6)看是否考虑反应物的相对量及滴加方式不同。如 NaOH 中通入过量 CO_2 : $2\text{OH}^- + \text{CO}_2 \text{——} \text{CO}_3^{2-} + \text{H}_2\text{O}$ (错误, 过量 CO_2 能与 NaOH 反应生成 NaHCO_3), 正确为 $\text{OH}^- + \text{CO}_2 \text{——} \text{HCO}_3^-$ 。

7. 离子在溶液中共存

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共存。应注意从以下几方面考虑:

(1)离子间发生复分解反应不能共存: 生成难溶或微溶物, 如 Ba^{2+} 与 CO_3^{2-} 、 SO_4^{2-} , Ag^+ 与 Cl^- , Ca^{2+} 与 CO_3^{2-} 不能大量共存。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。生成难电离的弱酸、弱碱、水, 如 H^+ 与 F^- 、 CO_3^{2-} 、 CH_3COO^- (醋酸根)等生成弱酸, OH^- 与 Cu^{2+} 、 Mg^{2+} 、 Fe^{2+} 等生成弱碱, H^+ 与 OH^- 生成水。

(2)离子间发生氧化还原反应不能共存: 如 S^{2-} 与 Fe^{3+} 、 Fe^{2+} 与 MnO_4^- 等。要注意 H^+ 能增强氧化剂的氧化性, 如 Fe^{2+} 与 NO_3^- 能大量共存, 但有大量 H^+ 时, Fe^{2+} 与 NO_3^- 不能共存。

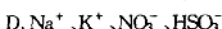
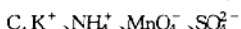
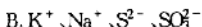
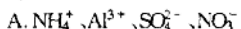
(3)酸式盐的弱酸根离子不能与 OH^- 、 H^+ 共存: 如 HCO_3^- 、 HS^- 既能与 H^+ 反应, 又能与 OH^- 反应。

(4)要注意看清题目, 审准题意, 挖掘出隐蔽条件: 溶液无色透明时, 溶液中无 Cu^{2+} 、 Fe^{3+} 、 Fe^{2+} 、 MnO_4^- 等有色离子; 强碱性溶液中肯定不存在与 OH^- 反应的离子; 强酸性溶液中肯定不存在与 H^+ 起反应的离子。

应用范例详解

【例 1】在强酸性溶液中能大量共存, 并且溶液呈无色透明的离子组是

()。

分析 酸性溶液中: $2\text{S}^{2-} + \text{SO}_3^{2-} + 6\text{H}^+ \rightleftharpoons 3\text{S} \downarrow + 3\text{H}_2\text{O}$ 所以, S^{2-} 和 SO_3^{2-} 、 HSO_3^- 和 H^+ 不能共存。 MnO_4^- 在水溶液中呈紫色。

解答 A

【例2】按下表中的实验步骤除去硝酸钾样品中的杂质氯化钾和硫酸钾。

请根据实验操作步骤按表中要求填空。

实验步骤	实验现象	离子方程式	实验目的
(1)将样品放入烧杯中,加入适量蒸馏水搅拌			
(2)在溶液中加入过量的硝酸钡溶液,过滤			
(3)在溶液中加入过量硝酸银溶液,过滤			
(4)在所得溶液中加入过量碳酸钾溶液,过滤			
(5)在滤液中加入稀硝酸至溶液呈酸性			
(6)加热蒸发,滤液浓缩后冷却			

解答

实验步骤	实验现象	离子方程式	实验目的
(1)	固态物质完全溶解	—	配成溶液以便进行离子反应和分离操作
(2)	产生白色沉淀 过滤得溶液	$\text{Ba}^{2+} + \text{SO}_4^{2-} = \text{BaSO}_4 \downarrow$	使 SO_4^{2-} 转入沉淀,过滤除去 SO_4^{2-}
(3)	产生白色沉淀 过滤得滤液	$\text{Ag}^+ + \text{Cl}^- = \text{AgCl} \downarrow$	使 Cl^- 转入沉淀,过滤除去 Cl^-

实验步骤	实验现象	离子方程式	实验目的
(4)	产生白色沉淀 过滤得滤液	$\text{Ba}^{2+} + \text{CO}_3^{2-} \longrightarrow \text{BaCO}_3 \downarrow$ $2\text{Ag}^+ + \text{CO}_3^{2-} \longrightarrow \text{Ag}_2\text{CO}_3 \downarrow$	使过量 Ba^{2+} 、 Ag^+ 转入沉淀, 过滤除去 Ba^{2+} 、 Ag^+
(5)	有无色气泡产生	$2\text{H}^+ + \text{CO}_3^{2-} \longrightarrow \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2 \uparrow$	除去过量 CO_3^{2-}
(6)	析出无色晶体	——	制得纯净的硝酸钾晶体

除去杂质的同时不引入新的杂质。

【例 3】下列物质是电解质并能导电的是()。

A. 熔融的氧化钠 B. 硝酸钾溶液 C. 硫酸铜晶体 D. 无水乙醇

分析 电解质是指在水溶液或熔化状态下能导电的化合物。酸、碱、盐是电解质, 有机物一般为非电解质。选项中仅有 A、C 为电解质。注意 B 不能为电解质, 因为硝酸钾溶液为混合物而不是化合物, 电解质导电必须有自由移动的离子, 硫酸铜晶体中固然有阴、阳离子, 但这些离子不能自由移动, 所以只有熔融的氯化钠能导电。

解答 A

第三节 化学反应中的能量变化

概念公式定律

一、化学反应中的能量变化

化学反应都有新物质生成, 同时也必定伴随着能量的变化。而这些能量的变化, 通常表现为热量反应。

1. 放热反应和吸热反应

化学上把有热量放出的反应叫放热反应。常见的放热反应: 物质的燃烧; 一些置换反应, 如 Al 与 HCl 反应; 中和反应等。

化学上把有热量吸收的化学反应叫吸热反应。如 $\text{C} + \text{CO}_2(\text{g}) \xrightleftharpoons{\Delta} 2\text{CO}(\text{g})$, $\text{C} + \text{H}_2\text{O}(\text{g}) \xrightleftharpoons{\Delta} \text{CO}(\text{g}) + \text{H}_2(\text{g})$, $\text{Ba}(\text{OH})_2 \cdot 8\text{H}_2\text{O}$ 与 NH_4Cl 反应等。

2. 反应过程中放热和吸热的原因。

由于各种物质所具有的能量不同, 反应过程中是吸热还是放热, 取决于反应

物的总能量和生成物总能量的高低。



因此,吸热反应是热能等转化成物质内部的能量而被“贮存”起来的过程,放热反应为物质内部的能量转化为热能而释放出来的过程。

二、燃料的充分燃烧

1. 燃烧充分通常需要考虑两点:一是燃烧时要有足够多的空气,二是燃料与空气要有足够大的接触面。

注意:①空气通入量要适量,过量的空气会带走部分热量而造成热损耗。②增大燃料的燃烧面积的方法通常有:将固体燃料粉碎,转化成液体或气体,将液体燃料雾化。

2. 煤炭、石油直接燃烧不仅产生大量的烟尘,而且煤中所含的硫在燃烧时生成 SO_2 ,这是导致酸雨形成的主要原因之一。

应用范例详解

【例 1】下列反应为吸热反应的是()。

- A. 盐酸与氢氧化钠溶液反应 B. 锌与盐酸反应
C. 灼热的炭与水蒸气反应 D. 木炭在氧气中燃烧

分析 中和反应都是放热的,金属与酸反应是放热的,C 与 H_2O 高温时反应是吸热的,燃烧反应都是放热的。

解答 C

【例 2】下列说法正确的是()。

- A. 需要加热才能发生的反应一定是吸热反应
B. 放热反应在常温下一定很易发生
C. 反应是吸热还是放热必须看反应物和生成物所具有总能量的相对大小
D. 吸热反应在一定条件下也能发生

分析 反应是吸热还是放热主要取决于反应物和生成物所具有能量的相对大小。放热反应和吸热反应在一定条件下都能发生。反应开始需加热的反应可能是吸热反应,也可能是放热反应。

解答 C

第二章 碱金属

第一节 钠

概念公式定律

钠的原子结构特点: $(+11) \begin{array}{c} \text{2} \\ \text{8} \\ \text{1} \end{array}$, 最外层只有 1 个电子, 次外层是 8 电子

稳定结构。在化学反应中, Na 失去 1 个电子成为 Na^+ 而显金属性。

一、钠的物理性质

钠质软, 是银白色固体, 熔沸点较低(熔点低于 $100\text{ }^{\circ}\text{C}$), 密度 $\rho_{\text{煤油}} < \rho_{\text{Na}} < \rho_{\text{水}}$, 是热和电的良好导体。

二、钠的化学性质

1. 钠与非金属的反应

切开钠的表面很快变暗: $4\text{Na} + \text{O}_2 \longrightarrow 2\text{Na}_2\text{O}$

在空气中燃烧出现黄色火焰: $2\text{Na} + \text{O}_2 \xrightarrow{\text{点燃}} \text{Na}_2\text{O}_2$

在氯气中燃烧冒白烟: $2\text{Na} + \text{Cl}_2 \xrightarrow{\Delta} 2\text{NaCl}$

与硫研磨发生剧烈反应甚至发生爆炸: $2\text{Na} + \text{S} \longrightarrow \text{Na}_2\text{S}$

2. 钠与水的反应

$2\text{Na} + 2\text{H}_2\text{O} \longrightarrow 2\text{NaOH} + \text{H}_2 \uparrow$

将一小块钠投入水中, 可见到的现象及其解释:

实验现象	解释
钠浮在水面上	密度小于水
熔成一个闪亮小球	熔、沸点低, 反应放热
钠在水面上向各方向迅速游动直至最后消失, 发出嘶嘶响声	产生气体推动钠运动并发出响声
反应水溶液使酚酞变红	生成 NaOH

钠与水反应的实质: 钠与水中电离出的少量 H^+ 发生置换反应, 促进水不断电离出 H^+ , 使钠与水反应不断进行, 有关离子方程式为