

共青团中央中国青少年研究中心专家主编丛书

QINGHUA
KAO CAN

清华考参

化学专项点对法

丛书主编 信国君
本册主编 张宪恩
唐 峰

- 汇集 100 位清华学子的高考心得
- 汇集 100 名特级教师的送考经验
- 历经 3 年 100 次模考的精心打造



接力出版社
Publishing House

全国优秀出版社
SPLENDID PUBLISHING HOUSE IN CHINA

QINGHUA KAOCAN

YUWENZHUANXIANGDIANDUIFA

清华考参

化学专项点对法

丛书主编 信国君

本册主编 张宪恩 唐 峰

副主编 范丕恒 吕庆生

编委 张 锦 于 兵

沈会芹 王晓菊 李劲松 王 令 王昭君

孙肖洁 孟路纲 李守军 刘训波 姜先增

杨爱春 宋 雷 韩守国 李宏伟 刘新华

杨香清 顾兆峰 朱晓辉



接力出版社
Publishing House

清华考参

化 学

丛书主编 信国君
本册主编 张宪恩 唐 峰

策 划:何雄健 张文龙

责任编辑:何小民

责任校对:唐 艳

出 版 人:李元君

出版发行:接力出版社

社 址:广西南宁市园湖南路9号 邮编:530022

电 话:0771-5863339(发行部) 5866644(总编室)

传 真:0771-5850435 5863291(发行部)

经 销:新华书店

印 刷:河北保定市博文印刷厂

开 本:890×1194 1/16

字 数:350千字 印张:13

版 次:2004年7月第1版

印 次:2004年7月第1次印刷

印 数:0-5000册

定 价:16.80元

版权所有 侵权必究

质量服务承诺:如发现缺页、错页、倒装等印装质量问题,可直接向本社调换。

服务电话:0771-5856577 5863291 0531-6637269

清华考参,章章出新

章节目录	各章节编排特点
一、化学反应及能量变化	1. 强化基本概念,突出重点难点。 2. 立足基础知识,优化解题思路。 3. 出题选材,贴近科技前沿。
二、物质结构 元素周期律	1. 学会用元素周期律来指导元素化合物知识的学习方法。 2. 培养学生的归纳、推断、综合能力。 3. 根据“晶胞”结构,书写化学式一类题目的分析思路。
三、化学反应速率与化学平衡	1. 点击高考,按高考题型归纳、总结、训练。 2. 分类导析,提升方法,优化解题规律。 3. 注重联系实际,提高解决实际问题能力。
四、电解质溶液	1. 建立知识点与考点的联系,体现高考考什么,如何考。 2. 送把“金钥匙”,揭示分析、解决问题的规律。 3. 以网络形式把重要知识点之间的联系体现出来。
五、电化学	1. 概括为:两个原理,一个规律,两个应用,一类计算。 2. 用类比的方法弄清“两池”及其工作原理的区别。 3. 联系实际,注重化工生产的分析,拓展高考考点外延。
六、物质的量 分散系	1. 立足考纲,贴近高考。 2. 注重知识的类比、归纳,选题针对性强。 3. 强化一题多解,注重公式的灵活运用。
七、几种重要的金属	1. 立足教材,构建知识网络。 2. 结合知识特点,注重提升应用能力。 3. 辅以高考典型题型,强化高考考点。
八、非金属元素	1. 以元素周期律为指导,揭示元素化合物的变化规律。 2. 遵循“领会—巩固—运用”思路,分析非金属化学性质。 3. 立足基本概念基本理论渗透,形成知识网络。
九、有机化学	1. 分类归纳高考题型,强化训练。 2. 针对高考热点,学中有法。 3. 立足基础,提升“信息迁移”能力。
十、化学实验	1. 从基本实验入手,培养学生基本实验技能。 2. 点对法,教会学生高考常考知识点的解答方法。 3. 提升学生观察、综合分析、解决实际问题的能力。
十一、化学计算	1. 注重方法归纳,提升综合运用能力。 2. 突出典型例题的思路分析,掌握解题规律。 3. 分类导析,强化基础知识落实。

目 录

第一章 化学反应及其能量变化

1. 氧化还原反应	2
2. 离子反应	5
3. 化学反应中的能量变化	9
巩固练习	10

第二章 物质结构 元素周期律

1. 原子组成与结构	18
2. 元素周期律 元素周期表	20
3. 化学键与晶体类型	22
巩固练习	24

第三章 化学反应速率与化学平衡

1. 化学反应速率	29
2. 化学平衡	30
3. 平衡移动的计算	31
4. 等效平衡	33
5. 一类平衡移动问题	34
巩固练习	34

第四章 电解质溶液

1. 电离平衡	39
2. 溶液的酸碱性及 pH	41
3. 水解知识及其应用	43

4. 溶液中离子浓度的关系	45
5. 酸碱中和滴定	47
巩固练习	48

第五章 电化学

原电池、电解池	55
巩固练习	57

第六章 物质的量 分散系

1. 物质的量基本公式的应用	64
2. 由基本公式所得推论的应用	66
3. 一定物质的量浓度溶液的配制	68
4. 质量百分比浓度、物质的量浓度的有关计算	70
5. 溶解度的计算	72
6. 胶体的性质	73
巩固练习	75

第七章 几种重要的金属

1. 钠及其化合物	84
2. 镁、铝及其化合物	87
3. 铁及其重要化合物	90
巩固练习	92

第八章 非金属元素

1. 碳硅及其重要化合物	102
巩固练习	104
2. 氮族元素	108
巩固练习	115

3. 氧族元素	119
巩固练习	124
4. 卤素	127
巩固练习	131

第九章 有机化学

1. 有机反应类型	138
2. 原子的空间位置关系	140
3. 重要的有机物通式和性质	140
4. 同系物和同分异构体	143
5. 有机合成和有机推断	144
6. 有机物的计算	146
巩固练习	148

第十章 化学实验

1. 化学实验基础知识	154
2. 物质的制备	163
3. 物质的检验、分离与提纯	170
4. 化学实验方案的设计与评价	175
巩固练习	178

第十一章 化学计算

1. 基本运算	184
2. 综合运算	186
巩固练习	188

附： 解读 2004 年高考	195
----------------------	-----

高考化学应试技巧及策略	199
-------------------	-----



第一章 化学反应及其能量变化

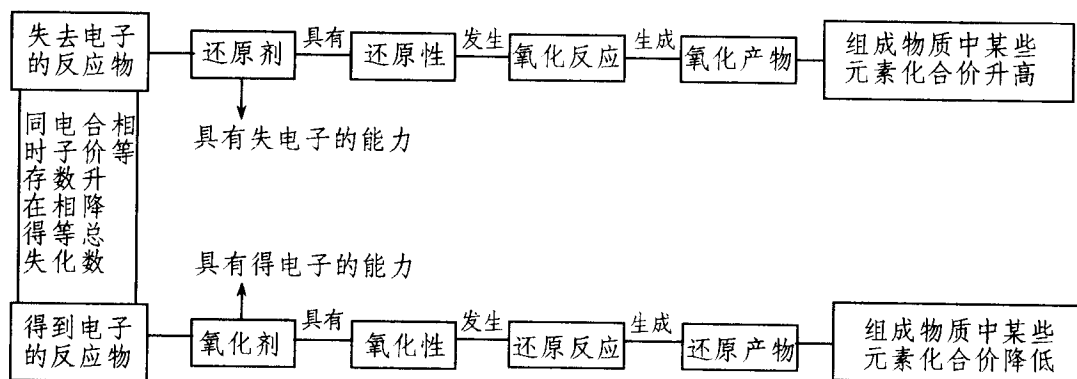
本章内容分为三部分:氧化还原反应、离子反应、化学反应中的能量变化。分析近几年的高考试题的特点,可以看出氧化还原部分高考命题的热点是氧化剂和还原剂、氧化产物和还原产物的判断、粒子氧化性和还原性的比较、判断氧化还原反应发生的可能性、配平氧化还原反应方程式、有关氧化还原反应的计算。氧化还原部分的题目多种多样,有选择题、填空题、实验题、计算题等。离子反应部分高考命题的热点是离子共存和离子方程式。离子反应部分的题目在高考题中的重现率极高,但题型变化较多。化学反应中的能量变化主要考查判断热化学方程式的正误、计算反应热、反应热与键能结合等。

考点纲要

1. 熟悉常见元素的化合价。能根据化合价正确书写化学式(分子式),并能根据化学式判断化合价。
2. 理解质量守恒定律的含义。能正确书写化学方程式、热化学方程式、离子方程式、电离方程式。
3. 了解电解质和非电解质、强电解质和弱电解质的概念。
4. 理解离子反应的概念。
5. 掌握化学反应的四种基本类型:化合、分解、置换、复分解。
6. 理解氧化还原反应,了解氧化剂和还原剂等概念。掌握重要氧化剂、还原剂之间的常见反应。能判断氧化还原反应中电子转移的方向和数目,并能配平反应方程式。
7. 了解化学反应中的能量变化,吸热反应、放热反应、反应热、燃烧热和中和热等概念。

本章图示

(一)氧化还原反应



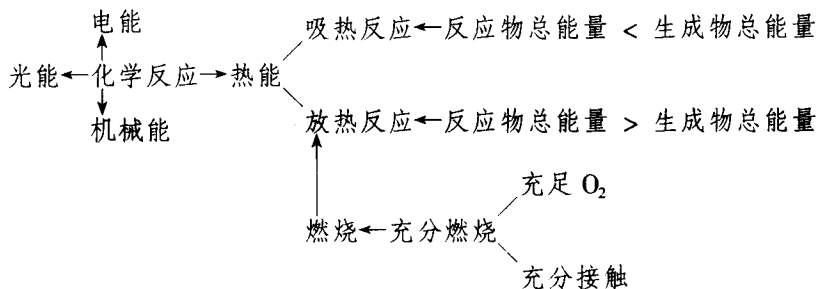
(二)离子反应

两组定义:电解质、非电解质,强电解质、弱电解质。

离子方程式的书写:写、拆、删、查。

离子共存。

(三)化学反应中的能量变化



一、氧化还原反应

一点一法

(一) 知识点

1. 基本概念

(1) 氧化剂与还原剂

得电子, 元素的化合价降低的反应物叫氧化剂。

失电子, 元素的化合价升高的反应物叫还原剂。

(2) 氧化反应与还原反应

反应过程中失电子的反应叫氧化反应。

反应过程中得电子的反应叫还原反应。

凡有电子转移(得失或偏移)的反应叫氧化还原反应。

(3) 氧化产物与还原产物

经过氧化反应化合价升高而生成的产物叫氧化产物。

经过还原反应化合价降低而生成的产物叫还原产物。

2. 常见的氧化剂与还原剂

(1) 常见的氧化剂(得电子)

①多数非金属单质: F_2 、 Cl_2 、 O_2 、 S 等

②含元素高价态的物质: H^+ 、 Fe^{3+} 、 $KMnO_4$ 、 HNO_3 、浓 H_2SO_4 等

③其他: $HClO$ 、 H_2O_2 、银氨溶液、新制 $Cu(OH)_2$ 等

(2) 常见的还原剂(失电子)

①多数金属单质: K 、 Na 、 Mg 、 Al 、 Zn 等

②含元素负价态或低价态的物质: H_2S 、 HI 、 CO 、 Fe^{2+} 等

③其他: S 、 C 、 H_2 等

3. 氧化性、还原性相对强弱的判断

(1) 根据反应方向判断

氧化性: 氧化剂 > 氧化产物

还原性: 还原剂 > 还原产物

(2) 根据金属活动顺序表判断

氧化性: 在金属活动顺序表中, 金属阳离子的氧化性逐渐增强。

还原性: 在金属活动顺序表中, 金属单质的还原性逐渐减弱。

(3) 根据氧化还原反应进行的反应条件判断

条件越高, 单质的氧化性(还原性)越弱。

如: $F_2 + H_2 = 2HF$; $Br_2 + H_2 \xrightarrow{500^\circ C} 2HBr$; 可得氧化性 $F_2 > Br_2$ 。

(4) 根据产物的价态判断

氧化同种物质所得产物的价态越高, 单质的氧化性越强。

如: $Fe + S \xrightarrow{\Delta} FeS$; $2Fe + 3Cl_2 = 2FeCl_3$ 可得氧化性 $Cl_2 > S$ 。

(5) 根据反应物的价态判断

一般情况下同一种元素的高价态氧化性大于低价态氧化性(Cl 元素除外)。

如: 氧化性 $MnO_4^- > MnO_4^{2-}$ 。

(6) 根据元素周期律进行判断

4. 氧化还原反应方程式的配平

原则: 得失电子总数相等(化合价升降总数相等)

步骤: (1) 标: 标化合价

(2) 找: 找出化合价有变化的元素

(3) 定: 定化合价变化的总数

(4) 平: 配平系数

(5) 查: 检查系数是否配平

5. 有关计算

(1) 有关电子守恒的计算

原则: 氧化剂得的电子总数 = 还原剂失的电子总数

(2) 部分氧化还原反应的计算

(二) 典型例题

[例题 1] (1999·全国) 一定条件下硝酸铵受热分解的未配方程式为: $NH_4NO_3 \longrightarrow HNO_3 + N_2 + H_2O$, 在反应中发生氧化反应与发生还原反应的氮原子数之比为

A. 5:3 B. 5:4 C. 1:1 D. 3:5

[解析] 假设 x mol N 发生氧化反应 y mol N 发生还原反应, 根据电子守恒得 $3x = 5y$, 即得 $x:y = 5:3$, 本题答案为 A。

[答案] A

[例题 2] 某金属单质跟一定浓度的硝酸反应, 假定只产生单一的还原产物。当参加反应的单质与被还原的硝酸的物质的量之比为 2:1 时, 还原产物是

A. N_2O B. NO C. NO_2 D. N_2

【解析】根据题意金属单质与被还原的硝酸的物质的量之比为2:1,假设金属的化合价为+a价,所以1mol硝酸得电子数为2amol,N元素的价态由+5价变为+(5-2a)价,必为奇数价,只有 N_2O 。

【答案】A

【例题3】下列反应中,属于有水参加的氧化还原反应,且水只作氧化剂的是

A. $SO_2 + H_2O = H_2SO_3$ B. $Cl_2 + H_2O = HCl + HClO$
C. $2H_2O = 2H_2 \uparrow + O_2 \uparrow$ D. $3Fe + 4H_2O = Fe_3O_4 + 4H_2 \uparrow$

【解析】水既可做氧化剂又可做还原剂。水做氧化剂时是氢元素表现氧化性,得电子化合价由+1到0价生成 H_2 。水做还原剂时是氧元素表现还原性,失电子化合价由-2价上升到-1或0价。A、B中水既不作氧化剂,又不作还原剂。C中水既作氧化剂又作还原剂。

【答案】D

【例题4】(1996·上海)下列离子中最易给出电子的是
A. Cl^- B. Cu^{2+} C. Fe^{2+} D. F^-

【解析】还原性越强越容易给出电子, Fe^{2+} 的还原性最强,它最易给出电子。

【答案】C

【例题5】下列微粒中既有氧化性又有还原性的是
A. Mg B. SO_2 C. Zn^{2+} D. HCl

【解析】 SO_2 中S的价态处于-2和+6之间,既有氧化性又有还原性; HCl 中H元素具有氧化性,Cl元素具有还原性。

【答案】B、D

【例题6】(1998·上海)根据下列反应判断有关物质还原性由强到弱的顺序是

$H_2SO_3 + I_2 + H_2O = 2HI + H_2SO_4$
 $2FeCl_3 + 2HI = 2FeCl_2 + 2HCl + I_2$
 $3FeCl_2 + 4HNO_3 = 2FeCl_3 + NO + 2H_2O + Fe(NO_3)_3$
A. $H_2SO_3 > I^- > Fe^{2+} > NO$ B. $I^- > Fe^{2+} > H_2SO_3 > NO$
C. $Fe^{2+} > I^- > H_2SO_3 > NO$ D. $NO > Fe^{2+} > H_2SO_3 > I^-$

【解析】由氧化还原反应进行的方向可得,物质还原性
 $H_2SO_3 > I^-$, $I^- > Fe^{2+}$, $Fe^{2+} > NO$ 。

可得结论 $H_2SO_3 > I^- > Fe^{2+} > NO$ 。

【答案】A

【例题7】已知氧化性 $BrO_3^- > ClO_3^- > Cl_2 > IO_3^- > I_2$ 。现将饱和氯水逐滴滴入KI淀粉溶液中至过量。

(1)可观察到的现象是:a _____; b _____。

(2)写出有关的离子方程式:a _____; b _____。

【解析】根据已知物质的氧化性可判断氧化还原反应能否发生。已知 $Cl_2 > IO_3^- > I_2$ 可推知 $5Cl_2 + I_2 + 6H_2O = 2HIO_3 + 10HCl$ (Cl_2 过量)。

【答案】(1)a.溶液由无色变为蓝色;b.溶液蓝色褪去

(2)a. $Cl_2 + 2I^- = 2Cl^- + I_2$;

b. $5Cl_2 + I_2 + 6H_2O = 12H^+ + 2IO_3^- + 10Cl^-$

【例题8】由硫可制得多硫化钠 Na_2S_x , X值一般为2~6。已知 Na_2S_x 与 $NaClO$ 反应的化学方程式如下: _____ Na_2S_x + _____ $NaClO$ + _____ $NaOH =$ _____ Na_2SO_4 + _____ $NaCl$ + _____ H_2O 。试配平上述反应方程式。若某多硫化钠在反应中消耗的 $NaClO$ 和 $NaOH$ 的物质的量之比为2:1,试从求得的X值写出该多硫化钠的分子式。

【解析】把 S_x 看作一个整体显-2价,于是S由-2价升为+6X价,升高 $6X+2$ 价, $NaClO$ 中Cl价态由+1价降为-1价,降低2价,利用最小公倍数法并配合观察法予以配平。

【答案】 $1, 3X+1, 2X-2, X, 3X+1, X-1; Na_2S_x$

【例题9】化合物 BrF_x 与 H_2O 按3:5发生反应,其产物为溴酸、氢氟酸、溴和氧气。

(1) BrF_x 中X= _____。

(2)该反应的化学方程式是 _____。

(3)此反应中的氧化剂和还原剂各是什么?

【解析】通过观察法配平方程式 $3BrF_3 + 5H_2O = HBrO_3 + 9HF + Br_2 + O_2$ 可得 $x=3$ 。

氧化剂为 BrF_3 , 还原剂为 BrF_3 和 H_2O 。

【答案】(1) $x=3$

(2) $3BrF_3 + 5H_2O = HBrO_3 + 9HF + Br_2 + O_2$

(3)氧化剂为 BrF_3 , 还原剂为 BrF_3 和 H_2O 。

【例题10】已知硫酸锰($MnSO_4$)和过硫酸钾($K_2S_2O_8$)两种盐溶液在银离子的催化下可发生氧化还原反应,生成高锰酸钾、硫酸钾和硫酸。

(1)请写出并配平上述反应的化学方程式: _____。

(2)此反应的还原剂是 _____, 氧化产物是 _____。

(3)此反应的离子反应方程式可表示为: _____。

(4)若该反应所用的硫酸锰改为氯化锰,当它跟过量的过硫酸钾反应时,除有高锰酸钾、硫酸钾和硫酸生成外,其他的产物还有 _____。

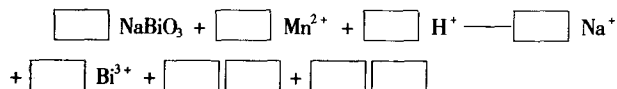
【解析】配平的过程为:

$$\begin{array}{l} Mn: +2 \rightarrow +7 \quad 5 \times 2 \\ 2S: +7 \rightarrow +6 \quad 2 \times 5 \end{array}$$

【答案】(1) $2MnSO_4 + 5K_2S_2O_8 + 8H_2O = 2KMnO_4 +$

$4K_2SO_4 + 8H_2SO_4$ (2) $MnSO_4$, $KMnO_4$ (3) $2Mn^{2+} + 5S_2O_8^{2-} + 8H_2O = 2MnO_4^- + 16H^+ + 10SO_4^{2-}$ (4) Cl_2 (答 $HClO$ 或 $HClO_3$ 也得分)

【例题 11】 将 $NaBiO_3$ 固体(黄色,微溶)加入 $MnSO_4$ 和 H_2SO_4 的混合溶液里,加热,溶液显紫色(Bi^{3+} 无色)。配平该反应的离子方程式:



【解析】 本题属于缺项配平,即方程式中有一种或几种物质没有给出,需要通过观察、分析,确定所缺物质。就本题而言用观察法难以确定缺项物质,可选确定氧化剂和还原剂的化学计量数。

溶液呈紫色说明有 MnO_4^- 生成。化合价分析如下:

+5 -3

$Bi \longrightarrow Bi$ 化合价降 2×5

+2 +7

$Mn \longrightarrow Mn$ 化合价升 5×2

5 和 2 分别为 $NaBiO_3$ 和 Mn^{2+} 的化学计量数,用观察法确定有关物质的化学计量数,根据质量守恒定律,生成物应补上 $7H_2O$ 。

【答案】 5、2、14、5、5、2、 MnO_4^- 、7、 H_2O

【例题 12】 在一定条件下 RO_3^- 和氟气可发生如下反应: $RO_3^- + F_2 + OH^- \rightarrow RO_4^- + F^- + H_2O$, 其中 RO_3^- 和 F_2 的物质的量之比为 1:1, 从而可知在 RO_3^- 中, 元素 R 的化合价是

A. +4 B. +5 C. +6 D. +7

【解析】 此反应中 RO_3^- 为还原剂, F_2 为氧化剂, $1mol F_2$ 得 2mol 电子, 所以 $1mol RO_3^-$ 失 2mol 电子生成 RO_4^- (+7 价), 所以 RO_3^- 中 R 的化合价为 +5 价。

【答案】 B

【例题 13】 $R_2O_8^{n-}$ 离子在一定条件下可以把 Mn^{2+} 离子氧化成 MnO_4^- , 若反应后 $R_2O_8^{n-}$ 离子变为 RO_4^{2-} 离子, 又知反应中氧化剂与还原剂的离子个数比为 5:2, 则 $n = \underline{\hspace{1cm}}$ 。

【解析】 根据题意可知 $R_2O_8^{n-}$ 做氧化剂; Mn^{2+} 做还原剂, 根据得失电子数目相等可列

$$[(16-n)/2 - 6] \times 10 = (7-2) \times 2, n = 2$$

【答案】 2

【例题 14】 在 100mL 含等物质的量的 HBr 和 H_2SO_3 溶液中通入 0.01mol Cl_2 (已知 Br_2 能氧化 H_2SO_3), 此时有一半 Br^- 被氧化。原溶液中 HBr 和 H_2SO_3 的浓度都等于

A. 0.0075mol/L B. 0.0018mol/L
C. 0.075mol/L D. 0.08mol/L

【解析】 解此题的关键是先判断出还原性 $H_2SO_3 > HBr$,

Cl_2 先氧化 H_2SO_3 后氧化 HBr , 当有一半的 Br^- 变为 Br_2 时, H_2SO_3 已完全被氧化。设原溶液中 HBr 和 H_2SO_3 的浓度都等于 x , 则有得失电子数目守恒可得下列等式:

$$0.1 \times x \times 0.5 + 0.1 \times x \times 2 = 0.01 \times 2x$$

$$x = 0.08 \text{ mol/L}$$

【答案】 D

【例题 15】 实验室制氯气 $MnO_2 + 4HCl = MnCl_2 + Cl_2 + 2H_2O$ 的反应中, 当

(1) 有 4mol HCl 参与反应时, 生成标况下氯气 $\underline{\hspace{1cm}}$ L, 此时转移的电子是 $\underline{\hspace{1cm}}$ mol。

(2) 有 4mol HCl 被氧化时, 生成标况下氯气 $\underline{\hspace{1cm}}$ L, 此时转移的电子是 $\underline{\hspace{1cm}}$ mol。

(3) 含 4mol HCl 的浓盐酸与足量的 MnO_2 反应时, 生成标况下 Cl_2 的量 $\underline{\hspace{1cm}}$ 。

(4) 有 2mol Cl_2 生成时转移的电子数与反应 $KClO_3 + 6HCl = KCl + 3Cl_2 + 3H_2O$ 中生成 2mol Cl_2 转移的电子数的比值为 $\underline{\hspace{1cm}}$ 。

【解析】 在 $MnO_2 + 4HCl = MnCl_2 + Cl_2 + 2H_2O$ 中, 4mol HCl 参加反应, 其中 2mol 被还原, 因此可求得 (1)(2) 问; MnO_2 只与浓盐酸反应, 所以 (3) 中 4mol HCl 不能全反应, 故产生的 Cl_2 小于 1mol; 由反应 $MnO_2 + 4HCl = MnCl_2 + Cl_2 + 2H_2O$ 制备 Cl_2 , 生成 2mol Cl_2 转移 4mol 电子, 由反应 $KClO_3 + 6HCl = KCl + 3Cl_2 + 3H_2O$ 制备 Cl_2 , 生成 2mol Cl_2 转移 10/3mol 电子, 故 (4) 中比值为 6:5。

【答案】 (1) 22.4L 2mol (2) 44.8L 4mol (3) 小于 1mol (4) 6:5



(三) 方法总结

氧化还原反应的一般规律

1. 在氧化还原反应中, 有氧化必有还原, 且得失的电子数相等。

2. 活泼金属易失电子被氧化, 是强还原剂, 其氧化产物必然只有弱氧化性; 活泼的非金属易得电子被还原, 是强氧化剂, 其还原产物必然只有弱还原性。

3. 还原剂(或氧化剂)不可能把高价态(或低价态)的某种元素还原(或氧化)成和还原剂(或氧化剂)中该元素相同的价态; 相邻价态(无中间价态)的同种元素不发生氧化还原反应(如浓硫酸可干燥二氧化硫气体); 不同价态的同种元素之间“向中看齐”, 最多只能达到相同的价态, 而决不会出现高价变低, 低价变高的交叉现象, 也不会出现价态互变, 更不能超越价态。即遵循“高价 + 低价 $\rightarrow$ 中间价”的规律。

4. 最低价态只表现还原性, 如 S^{2-} 、 I^- ; 最高价态只表现氧化性, 如 Fe^{3+} 、 H^+ ; 具有中间价态的元素及其化合物在一定条件下, 既可以表现出氧化性, 也可以表现出还原性, 如 SO_2 、 S 。

【注意】 元素的价态高低,只能一般地表示所在物质的氧化能力或还原能力,氧化剂(还原剂)的氧化(还原)能力强弱,还跟其化合物本身的稳定性有关。

价态与氧化还原反应规律:高价氧化低价还原,中间价态两俱全;同种元素多种变:中间变两头,两头变中间;相邻价态不氧还。

5. 反应条件对氧化还原反应也有影响,如:

(1)氧化能力:浓硫酸 > 稀硫酸

浓硝酸 > 稀硝酸

还原能力:浓盐酸 > 稀盐酸

(2)体系酸碱性:含酸盐作氧化剂时,在酸性条件下氧化性比在中性及碱性环境中要强。如 KClO_3 能氧化浓盐酸中的氯元素至氯气,而不能氧化氯化钠中的氯元素至氯气; KMnO_4 的氧化能力在酸性条件下强于中性条件和碱性条件;某些反应在酸性条件下按正方向反应进行,在碱性条件下按逆方向反应进行。

如: $\text{XO}_3^- + \text{X}^- \rightarrow \text{X}_2$ (酸性条件)

$\text{X}_2 \rightarrow \text{XO}_3^- + \text{X}^-$ (碱性条件)(X 为卤素)

$\text{SO}_3^{2-} + \text{S}^{2-} \rightarrow \text{S}$ (酸性条件)

$\text{S} \rightarrow \text{SO}_3^{2-} + \text{S}^{2-}$ (碱性条件)

NO_3^- 在酸性条件下显氧化性,在中性或碱性条件下不显氧化性。

(3)温度:升高温度可增强氧化剂的氧化性和还原剂的还原性(个别除外)。如浓硝酸与木炭的反应在常温下不反应,而与红热的木炭可剧烈反应。

二、离子反应

一点一法

(一) 知识点

1. 两组定义

(1)电解质、非电解质

电解质:水溶液或熔融状态下能导电的化合物。

非电解质:水溶液或熔融状态下都不能导电的化合物。

【注意】 ①“水溶液”、“熔融”、“导电”、“化合物”。

②电解质并不是在什么情况下都能导电:就像固体 NaCl 、冰醋酸等。

③能导电的并不一定是电解质: Cu 、 Ag (单质); NaCl 溶液(混合物)。

④ NH_3 、 SO_2 导电的不是其本身,而是⑤ $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$ 和 H_2SO_3 电离导电)

⑤电解质导电的前提是电离,即产生自由移动离子的过程。

常出现的非电解质:① NH_3 、 CH_4 。②非金属氧化物(SO_2 、 SO_3 、 NO_2 、 NO 等)。③许多有机物(蔗糖、苯、酒精、乙烯等)。

(2)强电解质、弱电解质

强电解质:水溶液或熔融状态下,全部电离的电解质。

弱电解质:水溶液或熔融状态下,部分电离的电解质。

常见强电解质:①强酸: HCl 、 HBr 、 HI 、 HNO_3 、 H_2SO_4 、 HClO_4 等。

②强碱:碱金属族氢氧化物,第二主族 Ca 以下的氢氧化物。

③几乎所有的盐(除去 PbAc_2)。

④活泼金属氧化物(Na_2O 、 Na_2O_2 、 CaO 等)。

二者区别:强电解质全部电离,无电离平衡;弱电解质部分电离,存在电离平衡。

强电解质溶液中只有电离出来的阴阳离子,无电解质分子,但有溶剂分子;弱电解质溶液中既有电离出来的阴阳离子,也有电解质分子,还有溶剂分子。

2. 离子反应和离子方程式及发生条件

(1)离子反应:在溶液里或熔化状态下,有离子参加或有离子生成的反应。

(2)离子方程式:用实际参加反应的离子的符号来表示离子反应的式子。

(3)发生条件:①生成难溶物(即沉淀),②生成易挥发性物质(即气体),③生成难电离物,即弱电解质(初中只有水)。

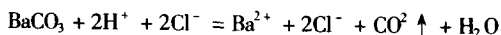
3. 离子反应的书写步骤

以碳酸钡和盐酸反应为例:

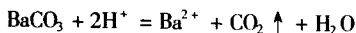
(1)写:写出正确的化学方程式,并配平。



(2)拆:把在溶液中完全电离的物质写成离子形式。



(3)删:删去方程式两边不参加反应的离子。



(4)查:检查方程式两边是否遵守质量守恒和电荷守恒。

在这四步中最重要的就是第二步,哪些能拆,哪些不能拆,这是掌握的重点。

记住能拆的,其他的就不能拆。

能拆的:①强酸:HCl、HBr、HI、HNO₃、H₂SO₄、HClO₄等。

②强碱:碱金属族氢氧化物,第二主族Ca以下的氢氧化物。

③可溶性的盐(除去PbAc₂)

[注意] 微溶物是否能拆在反应物中和在生成物中不同:在反应物中,当为溶液(或饱和溶液)时能拆,当为悬浊液时则不能拆;而在生成物中,只要不特别说明,就不能拆。

另外,能拆的物质与强电解质的区别,不要记混了。

4. 离子方程式的实质和意义

(1)离子方程式的实质:在溶液中自由移动的离子之间发生反应(生成沉淀、挥发性气体、难电离物或发生氧化还原反应等),使溶液中的离子浓度减小,在反应中不断向离子浓度减小的方向进行。

(2)离子方程式的意义

离子方程式是表示同一类型的所有的离子反应。如: $\text{H}^+ + \text{OH}^- = \text{H}_2\text{O}$ 表示强酸与强碱生成可溶性盐的中和反应。

5. 离子共存

离子能否发生反应是离子是否能共存的关键:

(1)同一溶液中离子不能大量共存的主要有下列几种情况

①生成难溶物或微溶物不能大量共存。在这里要记住课本后面关于物质溶解性难易的表。如: Ca^{2+} 与 CO_3^{2-} 、 SO_4^{2-} 、 SO_3^{2-} ; Ag^+ 与 Cl^- 、 Br^- 、 I^- 、 CO_3^{2-} 等不能大量共存。

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

③生成难电离物不能大量共存。如: H^+ 与 CH_3COO^- 、 F^- ; OH^- 与 HCO_3^- ; H^+ 与 OH^- 等不能大量共存。

④发生氧化还原反应不能大量共存。如氧化性离子(MnO_4^- 、 Fe^{3+} 、 ClO^- 、 NO_3^-)与还原性离子(S^{2-} 、 SO_3^{2-} 、 Fe^{2+} 、 I^-)等不能大量共存。

⑤生成配合物(络合物)不能大量共存。如: Fe^{3+} 与 SCN^- 不能大量共存。

⑥两种离子发生双水解(两种离子水解相互促进)能进行到底的不能大量共存。

如: Al^{3+} 、 Fe^{3+} 与水解显碱性的离子不能大量共存,像 Al^{3+} 、 Fe^{3+} 与 CO_3^{2-} 、 HCO_3^- 、 S^{2-} 、 SO_3^{2-} 、 AlO_2^- 等不能大量共存。

AlO_2^- 与水解显酸性的离子不能大量共存,像 AlO_2^- 与 Al^{3+} 、 Fe^{3+} 与 NH_4^+ 。另外 AlO_2^- 与 HCO_3^- 、 HSO_3^- 也不能大量共存。

(2)另外在做有关离子共存的选择题时还要注意题干中经常含有许多隐含条件:

①强酸性溶液强碱性溶液:酸性溶液中一定不存在 OH^- ;碱性溶液中一定不存在 H^+ ;且为酸性时如果含有 MnO_4^- 、 NO_3^- 时,一些还原性离子也不能大量共存。

②溶液为无色透明时,有颜色的离子不会存在。 Cu^{2+} (蓝色)、 Fe^{2+} (浅绿色)、 Fe^{3+} (棕黄色)、 MnO_4^- (紫色)等。



(二) 典型例题

[例题1] 下列物质是电解质的为:_____,是非电解质的为:_____,是强电解质的为:_____,是弱电解质的为:_____,能导电的为:_____,不能导电的为:_____。

①NaCl晶体 ②Cl₂ ③Cu ④NaOH溶液 ⑤SO₂
⑥Na₂O固体 ⑦汽油 ⑧CH₃COOH ⑨NH₃

[解析] Cl₂、Cu是单质,NaOH溶液、汽油是混合物,SO₂溶于水导电是因为生成的H₂SO₃能电离出H⁺、HSO₃⁻而导电。

[答案] ①⑥⑧;⑤;①⑥;⑧;③④;①②⑤⑥⑨

[例题2] 把0.05mol KOH固体分别加入到下列100mL液体中,溶液导电能力变化显著增强的为

A. 自来水
B. 0.05mol/L 盐酸
C. 0.05mol/L 醋酸
D. 0.05mol/L NH₄Cl 溶液

[解析] 电解质溶液的导电性主要取决于离子浓度。B、D的溶质是强电解质,自由移动离子的浓度反应前后变化不大,所以导电性变化不大;而A、C中自由移动的离子反应前很少,反应后生成强电解质,离子浓度显著增加,所以导电性显著增强。

[答案] A、C

[例题3] (上海高考)下列物质的水溶液能导电,但属于非电解质的是

A. CH₃CH₂COOH B. Cl₂
C. NH₄HCO₃ D. SO₂

[解析] SO₂的水溶液能导电,但电解质为H₂SO₃而不是SO₂。

[答案] D

[例题4] 写出下列离子反应方程式。

(1)稀硫酸与氢氧化铜反应

(2)盐酸与亚硫酸铵溶液反应

(3)NaHSO₄溶液与Na₂S溶液混合

(4) 少量 CO_2 通入 KOH 溶液中

(5) SO_2 通入氯水中

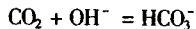
(6) NaHSO_4 与 BaCl_2 两溶液混合

(7) MgCl_2 与氨水混合

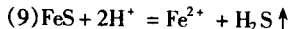
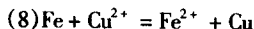
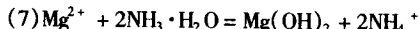
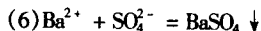
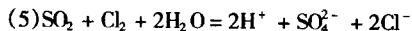
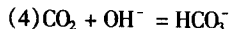
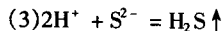
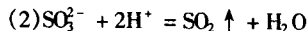
(8) 铁粉投入 CuBr_2 溶液

(9) NaHSO_4 溶液与 FeS 反应

【解析】 在写离子方程式时要注意难溶物、 $\text{Mg}(\text{OH})_2$ 、 FeS 应写分子式，弱电解质 H_2S 、 $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$ 写分子式，氧化物 SO_2 、 CO_2 写分子。填空第(4)小题注意，通入少量的 CO_2 ，正确的离子方程式应为



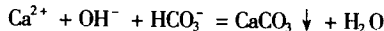
【答案】 (1) $\text{Cu}(\text{OH})_2 + 2\text{H}^+ = \text{Cu}^{2+} + 2\text{H}_2\text{O}$



【例题 5】 (2002·上海) 下列离子方程式书写正确的是

A. FeCl_2 溶液中通入 Cl_2 : $\text{Fe}^{2+} + \text{Cl}_2 = \text{Fe}^{3+} + 2\text{Cl}^-$

B. 澄清的石灰水与少量小苏打溶液混合:



C. FeS 固体放入稀硝酸溶液中: $\text{FeS} + 2\text{H}^+ = \text{Fe}^{2+} + \text{H}_2\text{S} \uparrow$

D. AlCl_3 溶液中加入过量氨水: $\text{Al}^{3+} + 4\text{OH}^- = \text{AlO}_2^- + 2\text{H}_2\text{O}$

【解析】 A 中得失电子不守恒; C 中应发生氧化还原反应; D 中氨水是弱碱不能溶解 $\text{Al}(\text{OH})_3$ 。

【答案】 B

【例题 6】 将 Na^+ 、 Al^{3+} 、 NO_3^- 、 OH^- 、 Fe^{3+} 、 S^{2-} 、 H^+ 、 NH_4^+ 、 AlO_2^- 、 CO_3^{2-} 、 K^+ 、 MnO_4^- ，按在溶液中能大量共存的情况分成两组，每组中含有六种离子且阴阳离子分别不少于两种。

第一组是: _____

第二组是: _____

【解析】 此题关键是抓住 OH^- 和 H^+ 分属在两组，即酸性条件下不能共存的离子放到含有 OH^- 的一组；碱性条件下不能共存的离子放到含有 H^+ 的一组。再注意 Fe^{3+} 和 S^{2-} 、 AlO_2^- 、 CO_3^{2-} 不能共存的情况，就很容易得出答案。

【答案】 Na^+ 、 Al^{3+} 、 Fe^{3+} 、 NH_4^+ 、 NO_3^- 、 MnO_4^-

OH^- 、 S^{2-} 、 H^+ 、 AlO_2^- 、 CO_3^{2-} 、 K^+

【例题 7】 既可以在强酸性条件下大量共存又能在强碱性条件下大量共存的离子组是

A. Al^{3+} Na^+ NO_3^- Cl^-

B. K^+ Na^+ Cl^- NO_3^-

C. K^+ Na^+ Cl^- AlO_2^-

D. K^+ NH_4^+ SO_4^{2-} NO_3^-

【解析】 强酸性条件下不能大量存在的是 C 中的 AlO_2^- ，强碱性条件下不能大量存在的是 A 中的 Al^{3+} D 中的 NH_4^+ 。

【答案】 B

【例题 8】 对某酸性溶液(可能含有 Br^- 、 SO_4^{2-} 、 H_2SO_3 、 NH_4^+)分别进行如下实验:

①加热时放出的气体可以使品红溶液褪色

②加碱调至碱性后，加热时放出的气体可以使润湿的红色石蕊试纸变蓝;

③加入氯水时，溶液略显黄色，再加入 BaCl_2 溶液时，产生的白色沉淀不溶于稀硝酸

对于下列物质不能确认其在溶液中是否存在的是

A. Br^- B. SO_4^{2-} C. H_2SO_3 D. NH_4^+

【解析】 由①可知含有 H_2SO_3 ，由②可知含有 NH_4^+ ，由③可知含有 Br^- 因为溶液中已经含有 H_2SO_3 ，加入氯水后生成了 H_2SO_4 ，所以不能确定是否含有 SO_4^{2-} 。

【答案】 B

【例题 9】 在允许加热的条件下，只用一种试剂就可以鉴别硫酸铵、氯化钾、氯化镁、硫酸铝和硫酸铁溶液，这种试剂是

A. NaOH B. $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$ C. AgNO_3 D. BaCl_2

【解析】 $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$ 与 NaOH 生成 $\text{NH}_3 \uparrow$ ， MgCl_2 与 NaOH 生成白色沉淀， $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ 与 NaOH 是先生成沉淀，沉淀再消失， $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$ 与 NaOH 生成红色褐色沉淀。

【答案】 A

【例题 10】 除去粗盐中少量泥沙、 Mg^{2+} 、 Ca^{2+} 、 SO_4^{2-} 等杂质而得到精制食盐。所用试剂加入的先后顺序是 _____，过滤操作应在加入 _____ 之前，理由是 _____。

【解析】 除 Mg^{2+} 可加 NaOH ，除 SO_4^{2-} 可加过量的 BaCl_2 ，除 Ca^{2+} 可加过量 Na_2CO_3 ，最后加盐酸除去多余的 NaOH 和 Na_2CO_3 。需要注意的是加 BaCl_2 要在加 Na_2CO_3 之前，过滤操作需在加盐酸之前，否则会溶解沉淀。

【答案】 先加过量的 NaOH ，再加过量的 BaCl_2 ，后加过量的 Na_2CO_3 ，最后加适量的盐酸；盐酸；过滤之前加盐酸会使 $\text{Mg}(\text{OH})_2$ 、 BaCO_3 、 CaCO_3 沉淀溶解又引入 Mg^{2+} 、 Ca^{2+} 、 Ba^{2+} 杂质。

【例题 11】某溶液中含有 Cl^- 、 CO_3^{2-} 、 OH^- 三种阴离子,如果只取一次该溶液,就能将这三种离子检验出来,则检验顺序是:

- (1)先检验_____离子,加入的试剂是_____;
 (2)再检验_____离子,加入的试剂是_____;
 (3)最后检验_____离子,加入的试剂是_____;

【解析】先加入 $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$ 溶液,可检验出 CO_3^{2-} ,再加酚酞溶液变红色,加入 HNO_3 红色变浅,检验出 OH^- ,最后加入 AgNO_3 溶液可检验出 Cl^- 。

【答案】(1) CO_3^{2-} ; $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$ 溶液;(2) OH^- ; 酚酞溶液 HNO_3 ;(3) Cl^- AgNO_3 溶液

【例题 12】某无色透明溶液可能含有 K^+ 、 Ca^{2+} 、 Cu^{2+} 、 CO_3^{2-} 、 SO_4^{2-} 、 Cl^- 中的几种,进行如下实验:

滴加 BaCl_2 溶液,有白色沉淀产生,将沉淀滤出,并将滤液分为两份。上述沉淀可部分溶于稀 HNO_3 。

取一份滤液,向其中加入氨水并加入 CCl_4 ,振荡后静置, CCl_4 层呈橙色。

向另一份滤液中加入 AgNO_3 溶液,有白色沉淀生成该沉淀不溶于稀 HNO_3 。

试判断:该溶液中肯定有_____离子,肯定没有_____离子,可能有_____离子。

【解析】因为是无色溶液,所以没有 Cu^{2+} ;(2)中沉淀部分溶解可知一定有 CO_3^{2-} 、 SO_4^{2-} 有了 CO_3^{2-} 就没了 Ca^{2+} ,又因为溶液中阳离子只有 K^+ 、 Ca^{2+} 、 Cu^{2+} 三种, Ca^{2+} 、 Cu^{2+} 已没有,所以一定有 K^+ ,由(3)中的橙色可知有 Br^- ;而(2)中加入了 BaCl_2 溶液引入了 Cl^- 所以(4)中出现白色沉淀原溶液中却不一定有 Cl^-

【答案】 K^+ 、 Br^- ; Ca^{2+} 、 Cu^{2+} 、 CO_3^{2-} ; Cl^-



(三) 方法总结

书写电离方程式、离子方程式时的易错点

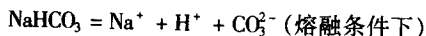
1. 电离方程式

(1)等号、可逆号用错。如 $\text{HCOOH} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{COOH}^-$

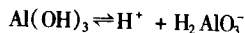
(2)电离部位错。如氨水中误为 $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O} = \text{OH}^- + \text{NH}_4^+$

(3)多元弱酸应分步写电离方程式。

(4)电离方式与电离条件不符。如



(5)没注意某些离子形式。如



2. 水解离子方程式

(1)误用“ $\downarrow$ ”“ $\uparrow$ ”。单水解及不完全、不强烈的双水解不产生气体、沉淀。如 $\text{Fe}^{3+} + 3\text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{Fe}(\text{OH})_3 \downarrow + 3\text{HCl}$,应改“ $\downarrow$ ”为“胶体”更合适。

(2)“=”“ $\rightleftharpoons$ ”用错。只有完全(较完全)水解才能用

“=”,一般应用“ $\rightleftharpoons$ ”。如 Al_2S_3 的水解可用“=”。

(3)多元弱酸根的各步水解程度相差很大,应分步写。

(4)某些双水解反应误做沉淀反应。如 FeCl_3 溶液、 Na_2CO_3 溶液混合误写作 $2\text{Fe}^{3+} + 3\text{CO}_3^{2-} = \text{Fe}_2(\text{CO}_3)_3 \downarrow$,而应为 $2\text{Fe}^{3+} + 3\text{CO}_3^{2-} + 3\text{H}_2\text{O} = 2\text{Fe}(\text{OH})_3 \downarrow + 3\text{CO}_2 \uparrow$ 。

(5)某些沉淀、氧化还原反应误作双水解反应。如 CuSO_4 与 Na_2S 溶液反应应写作 $\text{Cu}^{2+} + \text{S}^{2-} = \text{CuS} \downarrow$ 而不可写为 $\text{Cu}^{2+} + \text{S}^{2-} + 2\text{H}_2\text{O} = \text{Cu}(\text{OH})_2 \downarrow + \text{H}_2\text{S} \uparrow$; Fe^{3+} 与 S^{2-} 反应应写作 $2\text{Fe}^{3+} + \text{S}^{2-} = 2\text{Fe}^{2+} + \text{S} \downarrow$ 不可写成 $2\text{Fe}^{3+} + 3\text{S}^{2-} + 6\text{H}_2\text{O} = 2\text{Fe}(\text{OH})_3 \downarrow + 3\text{H}_2\text{S} \uparrow$ 。

3. 一般化学反应的离子方程式

(1)反应原理错误。如 $2\text{Fe} + 6\text{H}^+ = 2\text{Fe}^{3+} + 3\text{H}_2 \uparrow$ (应写成 Fe^{2+})。Mg 条在 FeCl_3 溶液中 $3\text{Mg} + 2\text{Fe}^{3+} = 3\text{Mg}^{2+} + 2\text{Fe}$, 应该为 $3\text{Mg} + 2\text{Fe}^{3+} + 6\text{H}_2\text{O} = 3\text{Mg}^{2+} + 2\text{Fe}(\text{OH})_3 \downarrow + 3\text{H}_2 \uparrow$ 。 Cl_2 与热的浓 KOH 溶液 $\text{Cl}_2 + 2\text{OH}^- = \text{Cl}^- + \text{ClO}^- + \text{H}_2\text{O}$, 应改为 $3\text{Cl}_2 + 6\text{OH}^- = 5\text{Cl}^- + \text{ClO}_3^- + 3\text{H}_2\text{O}$ 。

(2)离子形式、分子形式书写不当。

(3)氧化还原反应中电子得失不守恒,或等号两边电荷总量不相等,或违背质量守恒定律等。

(4)忽略了反应物相对量对反应机理的影响。如过量铁粉与稀硝酸反应,不可生成 Fe^{3+} 只能生成 Fe^{2+} 。

(5)非溶液反应误写作离子反应方程式。如实验室制氨气不能写成离子方程式。

(6)以偏盖全。如 $\text{Ba}(\text{OH})_2$ 与 H_2SO_4 反应不能写成 $\text{OH}^- + \text{H}^+ = \text{H}_2\text{O}$ 。

(7)忽略反应物浓度。如铜和稀硝酸反应不能写成 $\text{Cu} + 4\text{H}^+ + 2\text{NO}_3^- = \text{Cu}^{2+} + 2\text{NO}_2 \uparrow + 2\text{H}_2\text{O}$ 。

三、化学反应中的能量变化

一点一法

(一) 知识点

1. 化学反应过程中伴随着能量变化主要以热能的形式表现出来

(1) 反应热: 化学反应的生成物和反应物温度相同时, 反应过程中吸收或放出的热量称为反应热。反应热可分为燃烧热、中和热等。

化学反应的热效应 = 反应物的键能总和 - 生成物的键能总和

(2) 根据化学反应体系从环境中吸收或释放能量把化学反应分为吸热反应和放热反应。

(3) 中和热和燃烧热。

中和热是以生成 1mol 水所放出的热量来定义的, 强酸与强碱在稀溶液中的中和热为 $\Delta H = -57.3 \text{ kJ/mol}$; 燃烧热是以 1mol 物质完全燃烧生成稳定的氧化物时所放出的热量来定义的。

[注意] ①稀溶液是指溶于大量水的离子。

②中和热不包括离子在水溶液中的生成热、物质的溶解热、电解质电离的吸热所伴随的热效应。

③中和反应的实质是 H^+ 与 OH^- 化合成 H_2O , 若反应过程中有其他物质生成, 这部分反应热也不在中和热内。

燃烧热是以 1mol 物质完全燃烧生成稳定的氧化物时所放出的热量来定义的。

[注意] ①燃烧反应: 剧烈的发光发热的化学反应。

②燃料充分燃烧的条件: 要有足够的空气; 燃料与空气要有足够大的接触面积。

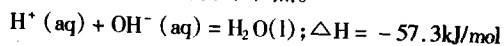
2. 实验: 中和热的测定

(1) 实验用品

大烧杯 (500mL)、小烧杯 (100mL)、温度计、2 个量筒 (50mL)、泡沫塑料或硬纸条、泡沫塑料板或硬纸板 (中心有两个小孔)、环形玻璃搅拌器。

(2) 实验原理

在稀溶液中, 酸跟碱发生中和反应而生成 1mol 水, 这时的反应热叫中和热。实验中通过酸碱中和反应, 测定反应过程中所放出的热量可计算中和热。



(3) 实验步骤

①在大烧杯底部垫泡沫塑料 (或纸条), 使放入的小烧杯杯口与大烧杯杯口相平。然后再在大、小烧杯之间填满碎泡沫塑料 (或纸条), 大烧杯上用泡沫塑料板或硬纸板 (中心有

两个小孔) 作盖板, 温度计和玻璃搅拌器刚好通过两个小孔, 已达到保温、隔热、减少实验过程中热量损失的目的。(该实验也可在保温杯中进行)

②用一个量筒量取 50mL 0.50mol/L 盐酸, 倒入小烧杯中, 并用温度计测量盐酸的温度, 记入下表。然后把温度计上的酸用水冲洗干净。

③用另一个量筒量取 50mL 0.55mol/L NaOH 溶液, 并用温度计测量 NaOH 溶液的温度, 记入下表。

④把温度计和环形玻璃搅拌器放入小烧杯中的盐酸中, 并把量筒中的 NaOH 溶液一次倒入小烧杯中 (注意不要洒在外面), 用环形玻璃搅拌器轻轻搅动溶液, 并准确读出混合液的最高温度, 作为终止温度记入下表。

⑤重复实验两次, 取测量所得数据的平均值作为计算依据。

实验次数	起始温度 $t_1 / ^\circ\text{C}$			终止温度 $t_2 / ^\circ\text{C}$	温度差 $(t_2 - t_1) / ^\circ\text{C}$
	HCl	NaOH	平均值		

⑥根据实验数据计算中和热。

(4) 数据处理

为了使计算简便一些, 我们近似地认为:

①0.50 mol/L HCl 和 0.55mol/L NaOH 的密度是 1 g/cm^3 , 所以 50mL 0.50mol/L 盐酸的质量 m_1 为 50g, 50mL 0.55mol/L NaOH 溶液的质量 m_2 为 50g。

②中和后生成溶液的比热容 $C = 4.18 \text{ J/(g} \cdot ^\circ\text{C)}$, 由此可以计算出 50mL 0.50mol/L 盐酸和 50mL 0.55mol/L NaOH 发生中和反应时放出的热量为 $(m_1 + m_2) \cdot C \cdot (t_2 - t_1) = 0.418(t_2 - t_1) \text{ kJ}$ 。又因为 50mL 0.50mol/L 盐酸中含有 0.025mol 的 HCl, 0.025mol 的 HCl 和 0.025mol 的 NaOH 发生中和反应, 生成 0.025mol H_2O 时放出的热量即中和热为 $\Delta H = 0.418(t_2 - t_1) / 0.025 \text{ kJ/mol}$ 。

(5) 注意事项

①为了保证 0.50mol/L 盐酸被 NaOH 完全中和, 采用 0.55mol/L NaOH 溶液, 使碱稍稍过量。

②实验中若用弱酸代替强酸, 或用弱碱代替强碱, 因中和过程中电离吸热, 会使测得中和热的数值偏低。

3. 热化学方程式

(1) 概念: 表示一个化学反应的热效应的表达式。

(2) 热化学方程式书写注意事项

①方程式要配平, 反应热写在方程式右端, 热量用 “ $\pm$ ” 表示。

②要注明反应物与生成物的聚集状态。

③热化学反应方程式各物质前化学计量数不表示分子个数, 因此可以是分数。对相同物质的反应, 当计量数不同时, 其 ΔH 也不同。

④热化学方程式要注明温度和压强,未注明的则指 25℃ 101kPa。

⑤放热反应 ΔH 数值小于零,吸热反应 ΔH 数值大于零。

(二) 典型例题

【例题 1】 下列选项中说明乙醇作为燃料的优点的是①燃烧时发生氧化反应②充分燃烧的产物不污染环境③乙醇是一种再生能源④燃烧时放出大量的热

A. ①②③ B. ①②④ C. ①③④ D. ②③④

【解析】 乙醇充分燃烧生成 CO_2 和 H_2O , 同时放出大量的热, CO_2 和 H_2O 可通过光合作用生成葡萄糖, 葡萄糖发酵成乙醇。

【答案】 D

【例题 2】 强酸与强碱的稀溶液发生中和反应的热效应: $\text{H}^+(\text{aq}) + \text{OH}^-(\text{aq}) = \text{H}_2\text{O}(\text{l}); \Delta H = -57.3 \text{ kJ/mol}$, 向 1L 0.5mol/L 的 NaOH 溶液中加入下列物质: ①稀醋酸 ②浓硫酸 ③稀硝酸恰好完全反应时的热效应 ΔH_1 、 ΔH_2 、 ΔH_3 的关系正确的是

A. $\Delta H_1 > \Delta H_2 > \Delta H_3$ B. $\Delta H_3 > \Delta H_2 > \Delta H_1$
C. $\Delta H_2 > \Delta H_1 > \Delta H_3$ D. $\Delta H_1 > \Delta H_3 > \Delta H_2$

【解析】 ①稀醋酸电离出 H^+ 要吸收热量; ②浓 H_2SO_4 溶于 H_2O 放热故 ΔH_1 最大, ΔH_2 最小。

【答案】 D

【例题 3】 沼气是一种能源, 它的主要成分是甲烷。0.5mol CH_4 完全燃烧生成 CO_2 和 H_2O 时, 放出 445kJ 热量, 则下列热化学方程式中正确的是

A. $2\text{CH}_4(\text{g}) + 4\text{O}_2(\text{g}) = 2\text{CO}_2(\text{g}) + 4\text{H}_2\text{O}(\text{l}); \Delta H = +890 \text{ kJ/mol}$
B. $\text{CH}_4(\text{g}) + 2\text{O}_2(\text{g}) = \text{CO}_2(\text{g}) + 2\text{H}_2\text{O}(\text{l}); \Delta H = +890 \text{ kJ/mol}$
C. $\text{CH}_4(\text{g}) + 2\text{O}_2(\text{g}) = \text{CO}_2(\text{g}) + 2\text{H}_2\text{O}(\text{l}); \Delta H = -890 \text{ kJ/mol}$
D. $1/2\text{CH}_4(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) = 1/2\text{CO}_2(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}); \Delta H = -890 \text{ kJ/mol}$

【解析】 1mol CH_4 燃烧放出的热量为 $\frac{445 \text{ kJ}}{0.5 \text{ mol}} = 890 \text{ kJ/mol}$, 又放热反应 $\Delta H < 0$, 故选 C。

【答案】 C

巩固练习

(一) 高考试题——信度、长度、效度、区分度——把握四度空间, 了解高考实际。

1. (2003·上海) ClO_2 是一种广谱型的消毒剂, 根据世界环保联盟的要求 ClO_2 将逐渐取代 Cl_2 成为生产自来水的消毒

剂。工业上 ClO_2 常用 NaClO_3 和 Na_2SO_3 溶液混合并加 H_2SO_4 酸化后反应制得, 在以上反应中 NaClO_3 和 Na_2SO_3 的物质的量之比为

A. 1:1 B. 2:1 C. 1:2 D. 2:3

2. (2003·上海) 向 NaBr 、 NaI 、 Na_2SO_3 混合液中, 通入一定量氯气后, 将溶液蒸干并充分灼烧, 得到固体剩余物质的组成可能是

A. NaCl 、 Na_2SO_4 B. NaCl 、 NaBr 、 Na_2SO_4
C. NaCl 、 Na_2SO_4 、 I_2 D. NaCl 、 NaI 、 Na_2SO_4

3. (2003·广东) 在一定条件下 RO_3^- 和氟气可发生如下反应: $\text{RO}_3^- + \text{F}_2 + 2\text{OH}^- = \text{RO}_4^- + 2\text{F}^- + \text{H}_2\text{O}$, 从而可知在 RO_3^- 中, 元素 R 的化合价是

A. +4 B. +5 C. +6 D. +7

4. (2003·全国) 在一定条件下, PbO_2 与 Cr^{3+} 反应, 产物是 $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ 和 Pb^{2+} , 则与 1mol Cr^{3+} 反应所需 PbO_2 的物质的量为

A. 3.0mol B. 1.5mol C. 1.0mol D. 0.75mol

5. (2003·广东) 浓度为 0.5mol·L⁻¹ 的某金属阳离子 M^{n+} 的溶液 10.00mL 与 0.4mol·L⁻¹ 的 NaOH 溶液 12.50mL 完全反应, 生成沉淀, 则 n 等于

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

6. (2003·广东) 等体积硫酸铝、硫酸锌、硫酸钠溶液分别与足量的氯化钡溶液反应。若生成的硫酸钡沉淀的质量比为 1:2:3, 则三种硫酸盐溶液的物质的量浓度比为

A. 1:2:3 B. 1:6:9 C. 1:3:3 D. 1:3:6

7. (2003·全国) 既可以在强酸性条件下大量共存又能在强碱性条件下大量共存的离子组是

A. Al^{3+} 、 Na^+ 、 NO_3^- 、 Cl^- B. K^+ 、 Na^+ 、 Cl^- 、 NO_3^-
C. K^+ 、 Na^+ 、 Cl^- 、 AlO_2^- D. K^+ 、 NH_4^+ 、 SO_4^{2-} 、 NO_3^-

8. (2003·全国) 在强酸溶液中, 下列各组离子能够大量共存的是

A. Mg^{2+} 、 Ca^{2+} 、 HCO_3^- 、 Cl^- B. Na^+ 、 AlO_2^- 、 Cl^- 、 SO_4^{2-}
C. K^+ 、 Fe^{2+} 、 SO_4^{2-} 、 Br^- D. Fe^{2+} 、 Ca^{2+} 、 Cl^- 、 NO_3^-

9. (2003·全国) 下列除去杂质的方法正确的是

A. 除去 N_2 中的少量 O_2 : 通过灼热的 CuO 粉末, 收集气体
B. 除去 CO_2 中的少量 HCl : 通入 Na_2CO_3 溶液, 收集气体
C. 除去 FeCl_2 溶液中的少量 FeCl_3 : 加入足量铁屑, 充分反应后, 过滤

D. 除去 KCl 溶液中的少量 MgCl_2 : 加入适量 NaOH 溶液, 过滤

10. (2003·全国) 对某酸性溶液 (可能含有 Br^- 、 SO_4^{2-} 、 H_2SO_3 、 NH_4^+) 分别进行如下实验:

①加热时放出的气体可以使品红溶液褪色,
②加碱调至碱性后, 加热时放出的气体可以使润湿的红色石蕊试纸变蓝,
③加入氯水, 溶液略显黄色, 再加入 BaCl_2 溶液时, 产生的白色沉淀不溶于稀硝酸。

对于下列物质不能确认其在溶液中是否存在的是

A. Br^- B. SO_4^{2-} C. H_2SO_3 D. NH_4^+