

提分攻略

主编 蔡晔

疑难与规律详解

高考化学

全国百位名师联合编写

数理报
精编



龍門書局

www.longmenbooks.com

提分攻略

疑难与规律详解

高考化学

丛书主编 蔡 晔

丛书编委 李学镇 冯素梅 徐淑民 陈晓钟

刘贵军 李也莉 隋良永 张大蒙

《数理报》优秀作者编写

数理报
精编

龍 門 書 局

北 京

版权所有 翻印必究

举报电话:(010)64034160,13501151303(打假办)

邮购电话:(010)64034160

图书在版编目(CIP)数据

提分攻略:疑难与规律详解·高考化学/蔡晔主编.

北京:龙门书局,2009

ISBN 978-7-5088-2076-7

I. 提… II. 蔡… III. 化学课—高中—升学参考资料 IV. G634.73

中国版本图书馆 CIP 数据核字(2009)第 105414 号

责任编辑:田旭 佟艳丽 王艺超/封面设计:0504 设计

龍 門 書 局 出 版

北京东黄城根北街16号

邮政编码:100717

www.longmenbooks.com

天 时 彩 色 印 刷 有 限 公 司 印 刷

科学出版社总发行 各地书店经销

*

2009年7月第一版 开本:B5(720×1000)

2009年7月第一次印刷 印张:13

字数:250 000

定 价:20.00 元

(如有印装质量问题,我社负责调换)

前言

您在学习中遇到过难以理解的知识点吗？

您在考试中碰到过难以解答的试题吗？

您还在苦苦的寻觅学习的规律、解题的技巧吗？

您还经常为那些“看似容易，一做就错”的易错题苦恼吗？

不要烦恼了，本书将全方位地从根本上帮您解决这一系列问题，帮助您快速、有效地突破学习瓶颈，创造优异成绩。

本书编写背景

新课标教学和新的中高考改革，越来越强调学生能力的培养，包括思维能力、实际应用能力和创新能力。在这三个能力之中，思维能力是核心、是基础。而思维能力的培养不是一蹴而就的，需要教师、教材、学生三个方面通过科学的教学、学习、训练才能见效。

目前各中学使用各种不同版本的教材，都是依据“新课标”的精神和要求编写的，内容新颖，知识覆盖面广。但由于教材本身的篇幅所限，造成教材内容对知识的深度挖掘和对思维的纵向拓展不够。因此，绝大多数教师需要自己花大功夫去研究教材和考试，针对不同学生的学习水平，开发不同的教学资料。学生们也必须根据自身情况寻找学习资源，研究学习对策。这无疑给广大师生带来很大的负担。

而《数理报》作为一份专门为一线教学服务的优秀报刊，非常好地解决了教材、教学、学习、考试等各个环节的衔接问题。为您释疑解难，归纳总结，让您能够灵活应用知识规律解决问题，并能有所创新。为广大师生的教学和学习扫清了障碍。

鉴于此，我们组织了一批经验丰富的一线优秀教师，将《数理报》5年来积淀下来的精华内容进行重新加工和整合，根据“新课标”和“考试大纲”的要求，分模块、分年级编排成册。

本书具有以下优势

一、既具有报刊的深度和灵活性，又具有图书的广度和系统性。

报刊上的文章，均为一线优秀教师将自己的教学心得归纳整理而成。内容深刻、实用，针对性非常强。但报刊内容同时也有很大的先天缺陷，那就是随意性较强，不成系统。我们将其5年的精华内容整理、提升，编写成书，既弥补了其系统性不足的缺陷，又发挥了其灵活性的优势。

二、紧扣各版本教材，可以作为同步教学使用。

《数理报》是一份非常成熟、非常实用的优秀报刊，它已经得到了全国几百万师生的认可。《数理报》的版本配备比较全，是一份同步辅导报。本书融合了《数理报》所有新旧“大纲”的配版分刊，根据知识模块加以整合。因此，本书适合各版本不同学段的师生同步教学和学习使用。

三、内容覆盖面广，重点突出，专门解决“疑难”和“规律”问题。

本书的编写定位，就是为了解决教学、学习、考试中的疑难问题，总结归纳解决问题的方法规律，旨在为广大师生突破教学、学习中的难点，找到提高思维能力的捷径。

本书将您学习中已经遇到和将要遇到的各类疑难各个击破，将学习中的窍门和规律一网打尽，为您的学习扫清障碍、铺路搭桥。

四、本书编写队伍庞大、实力雄厚。

多年来，《数理报》汇集了一大批优秀的一线作者，他们来自全国各地、各级中学的教育教学一线，有的是德高望重的教育教学专家，有的是教学成绩优异的中年骨干教师，还有崭露头角的年轻一代。总之，他们是我国目前中学教学一线优秀教师的代表，是我们教师队伍的精英。

本书使用建议

本丛书是对学生课堂学习的必要补充，主要针对学生学习的疑难点、易错点以及思维规律进行剖析和概括，帮助学生突破学习的薄弱环节。

本书内容分为三大部分，需要同学们根据自身的学习情况选择使用。

“知识疑难解读”针对课本各章节的重点、难点，给出详细的讲解和点拨。

此栏目需要同学们在掌握了课本知识的基本概念后使用。

“思维规律解读”总结了各章节的各类思维和解题规律，分析点拨了应用问题、探索性和开放性问题的解题思路，并针对中（高）考对各章节考查的重点考点做了剖析。

这一栏目的思维要求较高，例题有一定的难度，需要同学们首先弄懂课本上的例题和思维方法，再来研读。

“思维误区破解”精选学生容易出现的错误理解和错误解题思路，作深刻剖析，并向正确的思维引导学生。

同学们在研读这一栏目内容时，要结合自己的错题笔记，融会贯通，切勿死记硬背。

愿我们的劳动能帮助您跳出题海，享受思维探究的乐趣，体验学习成功的喜悦！

本书编写组



目 录

专题一	基本概念	(1)
专题二	物质结构与元素周期律	(19)
专题三	化学反应速率与化学平衡	(40)
专题四	电解质溶液	(60)
专题五	金属及其化合物	(74)
专题六	卤 素	(88)
专题七	氧族元素	(94)
专题八	碳族元素 无机非金属材料	(106)
专题九	氮族元素	(115)
专题十	有机化学	(130)
专题十一	化学实验	(152)
专题十二	化学计算	(186)
	答案与解析	(198)

专题一

基本概念

知识疑难解读

影响物质氧化性、还原性的因素

(河南 范鹏洁)

一、浓度对物质氧化性、还原性的影响

一般说来,溶液浓度越高,溶质的氧化性、还原性就越强。如制氯气的反应中,若盐酸浓度过低则反应不能进行,再如 Ag^+ 与 I^- 浓度较大时,发生氧化还原反应: $2\text{Ag}^+ + 2\text{I}^- = 2\text{Ag} + \text{I}_2$, 浓度较小时则发生复分解反应: $\text{Ag}^+ + \text{I}^- = \text{AgI} \downarrow$ 。另外,氧化剂、还原剂浓度不同会使氧化还原产物有所不同,如稀硝酸的还原产物一般是 NO 气体,浓硝酸的还原产物则是 NO_2 。

二、温度对物质氧化性、还原性的影响

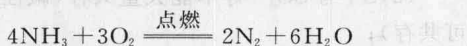
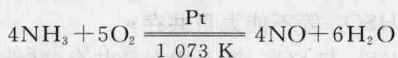
一般说来,物质所处温度越高,氧化性或还原性就越强,如碳随温度升高还原性增强,几乎能还原所有金属氧化物。

三、溶液酸碱性对氧化性、还原性的影响

酸性条件能增强氧化剂的氧化能力,并有利于归中反应。中性、碱性条件下会使氧化剂的氧化能力变弱,并有利于歧化反应的发生。如酸化的 KMnO_4 溶液氧化能力远大于碱性的 KMnO_4 , 其还原产物也不同。在酸性介质中 MnO_4^- 被还原成几乎无色的 Mn^{2+} ; 中性介质中, MnO_4^- 被还原成 MnO_2 。又如 Cl_2 通入水或碱溶液中,发生歧化反应,而 KClO_3 与 HCl 则可能发生归中反应得到 Cl_2 。

四、催化剂对物质氧化性、还原性的影响

催化剂使用与否首先影响反应速率。另外,使用不同的催化剂其氧化还原产物也会不同,如:



五、高价态元素氧化性不一定强

最高价态元素只有氧化性,但氧化性强弱还受该元素所在原子团的稳定性影响,原子团结构

越稳定,物质氧化性就越弱,反之就越强。如: H_3PO_4 , 由于 PO_4^{3-} 结构稳定, H_3PO_4 中 +5 价的 P 几乎不表现氧化性; 而 HNO_3 由于结构不稳定, 会表现出强氧化性, 为氧化性酸。再如氯元素含氧酸的氧化性: $\text{HClO} > \text{HClO}_2 > \text{HClO}_3 > \text{HClO}_4$ 。

六、中间价态元素虽既可表现氧化性又可表现还原性,但仍可成为强氧化剂

中间价态元素虽既可得到电子又可失去电子,但得电子能力仍可很强,如 Na_2O_2 (或 H_2O_2) 中氧元素为 -1 价,在反应中可同时表现氧化性及还原性,但 Na_2O_2 由于在反应中可释放出氧原子,所以仍是强氧化剂。

七、物质氧化性及还原性受物质状态影响

一般来说,固、液态物质的氧化性、还原性大于气态的。另外,物质在溶液中的氧化性、还原性与纯净物又有所不同,如水溶液中还原性 $\text{Sn} > \text{Pb}$, 而气态金属还原性是 $\text{Pb} > \text{Sn}$, 氧化性: CO_2 大于溶液中的 CO_3^{2-} 。

八、元素与其单质氧化性及还原性不一定一致

如 N_2 因结构中有三个共价键,键能大,发生化学反应时首先需破坏三个共价键而消耗较多能量,所以 N_2 在常温下不活泼。而 N 元素因其原子半径小,最外层电子数较多,故呈现出活泼的非金属性。

九、物质氧化性及还原性受结构影响

如 CuS 可被硝酸氧化,而 Ag_2S 却不能,这是因为 Ag_2S 晶体结构与 CuS 不同, Ag_2S 结构较为紧密,导致 S^{2-} 不易被氧化。

离子反应与离子共存 (吉林 华重辉)

一、离子方程式书写或正误的判断需注意以下一些问题

(一)要注意区别离子反应和离子方程式

凡有离子参加或生成的反应都是离子反应。用实际参加反应的离子、原子或分子的符号来表示离子反应的式子叫做离子方程式。

(二)要注意哪些物质写离子符号,哪些物质写化学式

易溶的并且易电离的物质写离子符号.难溶的、难电离的或易挥发的物质写化学式.结合中学化学的实际情况,我们可归纳为:易溶于水的强电解质(即强酸、强碱、易溶于水的盐)写离子,其他(即弱酸、弱碱、难溶于水的盐、单质、氧化物等)全部写化学式.

1.将溶于水的强电解质写成离子形式,其他(包括难溶于水的强电解质)写化学式.例如: Na_2CO_3 与 HCl 反应的离子方程式为: $\text{CO}_3^{2-} + 2\text{H}^+ \rightleftharpoons \text{CO}_2 \uparrow + \text{H}_2\text{O}$; CaCO_3 与 HCl 反应的离子方程式为: $\text{CaCO}_3 + 2\text{H}^+ \rightleftharpoons \text{CO}_2 \uparrow + \text{H}_2\text{O} + \text{Ca}^{2+}$.因此,掌握哪些物质属于强电解质,哪些强电解质能溶于水写好离子方程式的基础和关键.

2.有酸式盐参加的离子反应,在书写离子方程式时,对于弱酸酸根不能拆成 H^+ 与酸根(HSO_4^- 除外).如: NaHCO_3 和 NaOH 反应,应写成 $\text{HCO}_3^- + \text{OH}^- \rightleftharpoons \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_3^{2-}$,不能写成 $\text{H}^+ + \text{OH}^- \rightleftharpoons \text{H}_2\text{O}$.

3.有微溶物参加(或微溶物生成)的离子方程式书写时,如果微溶物是反应物且澄清,写成离子形式;如果微溶物浑浊,则要写成化学式形式;微溶物是生成物时,通常用化学式表示.例如:澄清 $\text{Ca}(\text{OH})_2$ 溶液中通入适量 CO_2 的离子方程式应写成 $\text{Ca}^{2+} + 2\text{OH}^- + \text{CO}_2 \rightleftharpoons \text{CaCO}_3 \downarrow + \text{H}_2\text{O}$;石灰乳 $[\text{Ca}(\text{OH})_2$ 浑浊液]和 Na_2CO_3 溶液作用的离子方程式应写成 $\text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{CO}_3^{2-} \rightleftharpoons \text{CaCO}_3 \downarrow + 2\text{OH}^-$.

(三)要注意遵循质量守恒和电荷守恒定律

离子方程式不仅要配平原子个数,还要配平离子的电荷数.例如: Fe 与 FeCl_3 溶液反应的离子方程式应写成 $\text{Fe} + 2\text{Fe}^{3+} \rightleftharpoons 3\text{Fe}^{2+}$,而不能写成 $\text{Fe} + \text{Fe}^{3+} \rightleftharpoons 2\text{Fe}^{2+}$.

(四)要注意约简系数时不能破坏关系量

删除未反应的离子是必要的,但约简系数时,若约部分离子时,一定要注意不能破坏实际反应中各物质的关系量.例如: H_2SO_4 和 $\text{Ba}(\text{OH})_2$ 溶液作用的离子方程式为: $\text{Ba}^{2+} + 2\text{OH}^- + 2\text{H}^+ + \text{SO}_4^{2-} \rightleftharpoons \text{BaSO}_4 \downarrow + 2\text{H}_2\text{O}$,若

只简约 OH^- 和 H^+ 的系数写成 $\text{Ba}^{2+} + \text{OH}^- + \text{H}^+ + \text{SO}_4^{2-} \rightleftharpoons \text{BaSO}_4 \downarrow + \text{H}_2\text{O}$,就不符合实际上生成1份 BaSO_4 时有2份 H_2O 生成的事实,因此是错误的.

二、一般条件下,判断溶液中不同的离子能否大量共存

(一)离子间能发生复分解反应而不能大量共存

1.离子间能生成难溶或微溶的物质,而不能大量共存.如:

(1) SO_4^{2-} 与 Ba^{2+} 、 Ca^{2+} 、 Pb^{2+} 、 Ag^+ 等不能共存;

(2) CO_3^{2-} 与 Ba^{2+} 、 Ca^{2+} 、 Mg^{2+} 、 Ag^+ 、 Cu^{2+} 、 Zn^{2+} 等不能大量共存;

(3) S^{2-} 与 Cu^{2+} 、 Pb^{2+} 、 Fe^{2+} 、 Hg^{2+} 、 Ag^+ 等不能共存;

(4) OH^- 与 Mg^{2+} 、 Al^{3+} 、 Fe^{2+} 、 Fe^{3+} 、 Cu^{2+} 、 Ag^+ 、 Zn^{2+} 等不能大量共存;

(5) AlO_2^- 与 HCO_3^- 不能大量共存:
 $\text{AlO}_2^- + \text{HCO}_3^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{Al}(\text{OH})_3 \downarrow + \text{CO}_3^{2-}$.

2.离子间能生成气体或易挥发性物质而不能大量共存.如: H^+ 与 CO_3^{2-} 、 HCO_3^- 、 SO_3^{2-} 、 HSO_3^- 、 S^{2-} 、 HS^- 等不能大量共存.

3.离子间若能生成弱电解质则不能大量共存.如:

(1) H^+ 与 OH^- 、 AlO_2^- 、 SiO_3^{2-} 、 ClO^- 、 F^- 、 PO_4^{3-} 、 HPO_4^{2-} 、 H_2PO_4^- 、 CH_3COO^- 、 $\text{C}_6\text{H}_5\text{O}^-$ 、 $\text{NH}_2\text{-CH}_2\text{-COO}^-$ 、 $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+$ 等不能大量共存;

(2) OH^- 与 H^+ 、 NH_4^+ 、 HCO_3^- 、 HSO_3^- 、 HS^- 、 H_2PO_4^- 、 HPO_4^{2-} 等不能大量共存.

(二)离子间能发生氧化还原反应而不能大量共存

1.在酸性条件下:

(1) NO_3^- 与 I^- 、 Br^- 、 Fe^{2+} 、 S^{2-} 、 HS^- 、 SO_3^{2-} 、 HSO_3^- 等不能大量共存;

(2) S^{2-} 与 SO_3^{2-} 等不能大量共存(碱性条件可共存);

(3) MnO_4^- 与 I^- 、 Br^- 、 Cl^- 、 S^{2-} 、 HS^- 、 SO_3^{2-} 、 HSO_3^- 、 Fe^{2+} 等不能大量共存;

(4) ClO^- 与 Fe^{2+} 、 I^- 、 S^{2-} 、 HS^- 、 SO_3^{2-} 、

HSO_3^- 等不能大量共存;

(5) $\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$ 不能大量存在: $\text{S}_2\text{O}_3^{2-} + 2\text{H}^+ \rightarrow \text{S} \downarrow + \text{SO}_2 \uparrow + \text{H}_2\text{O}$ (碱性条件下可以存在).

2. Fe^{3+} 与 S^{2-} 、 HS^- 、 SO_3^{2-} 、 HSO_3^- 、 I^- 等不能大量共存.

(三) 离子间能发生络合反应而不能大量共存

1. Fe^{3+} 与 SCN^- 、 $\text{C}_6\text{H}_5\text{O}^-$ 不能共存.

2. Ag^+ 与 NH_4^+ 在碱性条件下不能共存.

(四) 离子间能发生双水解反应而不能大量共存

1. Al^{3+} 与 AlO_2^- 、 HCO_3^- 、 CO_3^{2-} 、 HS^- 、 S^{2-} 、 SO_3^{2-} 、 HSO_3^- 、 SiO_3^{2-} 、 ClO^- 、 $\text{C}_6\text{H}_5\text{O}^-$ 等不能大量共存.

2. Fe^{3+} 与 AlO_2^- 、 HCO_3^- 、 CO_3^{2-} 、 SiO_3^{2-} 、 ClO^- 、 $\text{C}_6\text{H}_5\text{O}^-$ 等不能大量共存.

3. NH_4^+ 与 AlO_2^- 、 SiO_3^{2-} 等不能共存.

三、在指定条件下,判断溶液中不同的离子能否大量共存

1. “无色透明的溶液中”,即不能含有色离子.如: Fe^{2+} (浅绿色)、 Fe^{3+} (黄色)、 Cu^{2+} (蓝色)、 MnO_4^- (紫红色)、 $\text{Fe}(\text{SCN})_2^+$ (血红色)、 $\text{Fe}(\text{C}_6\text{H}_5\text{O})_3$ (紫色)等.

2. “ $\text{pH}=1$ 的溶液中”,即溶液呈强酸性,有大量 H^+ 存在;“ $\text{pH}=14$ 的溶液中”,即溶液呈强碱性,有大量 OH^- 存在.

3. “由水电离的 $c(\text{H}^+) = 10^{-12}$ mol/L 的某溶液”,可能是强酸性溶液 ($\text{pH}=2$),也可能是强碱性溶液 ($\text{pH}=12$).

4. “与 Al 反应能放出 H_2 的某溶液”,可能是强酸性溶液 (其中不可能含有 NO_3^-),也可能是强碱性溶液.

5. 与酸碱指示剂颜色变化有关的信息.

6. 弄清是“肯定”还是“可能”大量共存;“能”还是“不能”大量共存等.

使用阿伏加德罗常数时应注意的几个问题

(山东 王鹏)

1. 状态问题. 在标况下水为液态或固态; SO_3 、 H_3PO_4 、 CH_3COOH 等为液态;碳原子数大于 4 的烃为液态或固态,故不能使用 22.4 L/mol.

2. 一些特别物质的摩尔质量,如 D_2O 、 T_2O 、 $^{18}\text{O}_2$ 等.

3. 某些物质中的原子个数,如 Ne 、 O_3 、白磷等.

4. 一些物质中的化学键数目,如金刚石、 SiO_2 、 Si 、 P_4 、 CS_2 等.

5. 较复杂的化学反应中,转移电子数的计算,如 $\text{Na}_2\text{O}_2 + \text{H}_2\text{O}$ 、 $\text{Cl}_2 + \text{NaOH}$ 、 Al 与碱液反应等.

6. 某些离子或原子团在水溶液中能发生水解反应,使其数目减少或增加.

以阿伏加德罗常数为背景考查的热点问题,主要有以下几个方面:

1. 一定质量的物质中所含原子个数、电子个数、中子个数,其中考查较多的是 H_2O 、 N_2 、 O_2 、 NH_3 、 H_2 、 NH_4^+ 等.

2. 一定体积的物质中所含原子个数和分子个数,经常考查的物质有 Cl_2 、 NH_3 、 CH_4 、辛烷、丙烷等.

3. 一定量的物质在化学反应中的电子转移数目,经常考查的物质有 Na 、 Mg 等.

胶体粒子的带电规律

(吉林 李林)

胶体粒子表面积大,具有很强的吸附作用,可吸附胶体中的阴、阳离子而带电.

1. 一般来说,金属氧化物、金属的氢氧化物的胶体粒子带正电荷,如 $\text{Fe}(\text{OH})_3$ 、 $\text{Al}(\text{OH})_3$ 等;非金属氧化物、金属硫化物的胶体粒子带负电荷,如 H_2SiO_3 、 As_2S_3 等.

2. 同一溶胶的胶体粒子带有同种电荷,具有静电斥力,这是胶体稳定存在的主要原因,布朗运动是使胶体稳定存在的次要原因.

3. 胶体粒子带有电荷,而不是胶体带有电荷,整个胶体是呈电中性的,常见胶粒带正电荷的有 $\text{Fe}(\text{OH})_3$ 胶体、 $\text{Al}(\text{OH})_3$ 胶体等;带负电荷的有硅酸胶体、土壤胶体、 As_2S_3 胶体等.

4. 带相反电荷的胶体粒子相遇,可发生聚沉现象,也就是发生胶体凝聚.

注:常见用胶体知识解决的问题

1. “三角洲”的形成;2. 明矾的净水;3. 卤水点豆腐;4. 土壤的保肥性;5. 皂化反应中的盐析;6. 冶金工业的电泳除尘;7. 不同颜色的墨水

不能混用;8. 三氯化铁溶液可止血等。

中学化学反应的重要规律 (吉林 周鸣)

一、复分解反应规律

(1) 强酸制弱酸反应: 即相对较强的酸在溶液中与相对较弱的酸对应的盐反应制得相对较弱的酸。如: ① $\text{Na}_3\text{PO}_4 + 3\text{HI} = 3\text{NaI} + \text{H}_3\text{PO}_4$; ② $\text{CaCO}_3 + 2\text{HCl} = \text{CaCl}_2 + \text{CO}_2 \uparrow + \text{H}_2\text{O}$; ③ $\text{Na}_2\text{SiO}_3 + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O} = \text{H}_2\text{SiO}_3 \downarrow + \text{Na}_2\text{CO}_3$ 。

上述反应中物质的酸性强弱顺序为① $\text{HI} > \text{H}_3\text{PO}_4$; ② $\text{HCl} > \text{H}_2\text{CO}_3$; ③ $\text{H}_2\text{CO}_3 > \text{H}_2\text{SiO}_3$ 。

(2) 强碱制弱碱反应: 即相对较强的碱在溶液中与相对较弱的碱对应的可溶性盐反应制得相对较弱的碱。如: ① $\text{Mg}(\text{NO}_3)_2 + \text{Ca}(\text{OH})_2 = \text{Mg}(\text{OH})_2 \downarrow + \text{Ca}(\text{NO}_3)_2$; ② $\text{NH}_4\text{Cl} + \text{KOH} = \text{KCl} + \text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$; ③ $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + 6\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O} = 2\text{Fe}(\text{OH})_3 \downarrow + 3(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$ 。

上述反应中物质的碱性强弱顺序为

① $\text{Ca}(\text{OH})_2 > \text{Mg}(\text{OH})_2$; ② $\text{KOH} > \text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$;

③ $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O} > \text{Fe}(\text{OH})_3$ 。

(3) 强强制弱弱反应: 即相对较强的酸性物质与相对较强的碱性物质反应生成相对较弱的碱性物质和相对较弱的酸性物质。如: ① $\text{C}_6\text{H}_5\text{ONa} + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{C}_6\text{H}_5\text{OH} + \text{NaHCO}_3$; ② $\text{C}_6\text{H}_5\text{OH} + \text{Na}_2\text{CO}_3 \rightarrow \text{C}_6\text{H}_5\text{ONa} + \text{NaHCO}_3$; ③ $2\text{NaAlO}_2 + \text{CO}_2 + 3\text{H}_2\text{O} = \text{Na}_2\text{CO}_3 + 2\text{Al}(\text{OH})_3 \downarrow$ 。

反应①可理解为 $\text{C}_6\text{H}_5\text{ONa}$ (相对较强的碱性物质) 和 H_2CO_3 (相对较强的酸性物质) 制得 $\text{C}_6\text{H}_5\text{OH}$ (相对较弱的酸性物质) 和 NaHCO_3 (相对较弱的碱性物质), 即酸性 $\text{H}_2\text{CO}_3 > \text{C}_6\text{H}_5\text{OH}$, 碱性 $\text{C}_6\text{H}_5\text{ONa} > \text{NaHCO}_3$ 。

同理, 反应②酸性 $\text{C}_6\text{H}_5\text{OH} > \text{NaHCO}_3$, 碱性 $\text{Na}_2\text{CO}_3 > \text{C}_6\text{H}_5\text{ONa}$ 。反应③酸性 $\text{H}_2\text{CO}_3 > \text{Al}(\text{OH})_3$, 碱性 $\text{NaAlO}_2 > \text{Na}_2\text{CO}_3$ 。

(4) 溶解度大的物质制取溶解度小的物质的反应。如 $\text{CaSO}_4 + \text{Na}_2\text{CO}_3 = \text{CaCO}_3 \downarrow + \text{Na}_2\text{SO}_4$ 。

上述反应有关物质溶解度大小的顺序为: $\text{CaSO}_4 > \text{CaCO}_3$ 。

(5) 由离子浓度大的物质制取离子浓度小的物

质的反应。如 $\text{H}_2\text{S} + \text{CuSO}_4 = \text{CuS} \downarrow + \text{H}_2\text{SO}_4$ 。

该反应能发生是因为 H_2S 饱和溶液中的 S^{2-} 浓度比 CuS 饱和溶液中的 S^{2-} 浓度大。

实质上, 上述五种反应的情况均为由离子浓度较大的制取离子浓度较小的, 当反应后溶液中的离子浓度越小时, 反应就越优先, 进行的程度也越大。如在 NaI 、 NaBr 和 NaCl 组成的混合溶液中滴加足量的 AgNO_3 溶液时, 发生反应的先后顺序是:

① $\text{AgNO}_3 + \text{NaI} = \text{AgI} \downarrow + \text{NaNO}_3$;

② $\text{AgNO}_3 + \text{NaBr} = \text{AgBr} \downarrow + \text{NaNO}_3$;

③ $\text{AgNO}_3 + \text{NaCl} = \text{AgCl} \downarrow + \text{NaNO}_3$ 。

原因是 AgCl 、 AgBr 和 AgI 饱和溶液中离子浓度大小为 $\text{AgCl} > \text{AgBr} > \text{AgI}$ 。

同理, 如在 AgCl 浑浊液中加入 NaBr 溶液, 沉淀会转化成溶解度更小的 AgBr , 化学方程式为 $\text{AgCl} + \text{NaBr} = \text{AgBr} \downarrow + \text{NaCl}$, 如再加入 KI 又会转化为更难溶解的 AgI , 化学方程式为 $\text{AgBr} + \text{KI} = \text{AgI} \downarrow + \text{KBr}$ 。

需要指出的是: 物质的酸碱性只有足够强时反应才能进行。如 H_2SiO_3 和 $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$ 、 $\text{Al}(\text{OH})_3$ 和 $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$ 不能发生反应, 原因是物质的酸碱性不够强。当参加反应的物质酸碱性越强时, 反应就越优先, 进行的程度也越大。如在① Na_2CO_3 和 NaOH 或② Na_2CO_3 和 NaHCO_3 组成的混合物中加入足量的盐酸时, 发生反应的先后顺序分别是: ① $\text{NaOH} + \text{HCl} = \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$; $\text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{HCl} = \text{NaHCO}_3 + \text{NaCl}$, $\text{NaHCO}_3 + \text{HCl} = \text{NaCl} + \text{CO}_2 \uparrow + \text{H}_2\text{O}$ 。② $\text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{HCl} = \text{NaHCO}_3 + \text{NaCl}$, $\text{NaHCO}_3 + \text{HCl} = \text{NaCl} + \text{CO}_2 \uparrow + \text{H}_2\text{O}$ 。

二、氧化还原反应规律

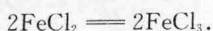
(1) 强氧化剂制弱氧化剂的反应: 即相对较强的氧化剂制得相对较弱的氧化剂。如:

① $\text{H}_2\text{SO}_4(\text{浓}) + 2\text{HBr} = \text{Br}_2 + \text{SO}_2 \uparrow + 2\text{H}_2\text{O}$; ② $\text{Br}_2 + \text{SO}_2 + 2\text{H}_2\text{O} = \text{H}_2\text{SO}_4 + 2\text{HBr}$ 。

很明显反应②中生成的为稀 H_2SO_4 , 上述反应中氧化性强弱为: ① 浓 $\text{H}_2\text{SO}_4 > \text{Br}_2$; ② $\text{Br}_2 > \text{稀 H}_2\text{SO}_4$ 。

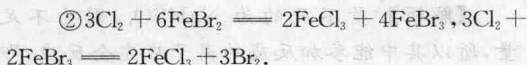
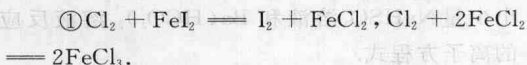
(2) 强还原剂制弱还原剂的反应: 即相对较强的还原剂制得相对较弱的还原剂。如:

① $2\text{FeCl}_3 + 2\text{HI} = \text{I}_2 + 2\text{FeCl}_2 + 2\text{HCl}$; ② $\text{Cl}_2 +$



上述反应还原性强弱分别为：① $\text{I}^- > \text{Fe}^{2+}$ ；
② $\text{Fe}^{2+} > \text{Cl}^-$ 。

需要指出的是：物质的氧化性和还原性只有足够强时反应才能进行。如 I_2 和 FeI_2 、 FeCl_3 和 HCl 不能发生反应，原因是物质的氧化性和还原性不够强。而当参加反应的物质氧化性和还原性越强时，反应就越优先，进行的程度也越大。如在 FeI_2 和 FeBr_2 组成的混合溶液中通入足量的 Cl_2 时，发生反应的先后顺序分别是：



另外，同种元素不同价态之间的氧化还原反应，化合价的变化遵循“高价+低价→中间价”（即价态归中）；同种元素，相邻价态间不发生氧化还原反应。

三、盐类水解反应规律

(1) 盐类水解是中和反应的逆反应，中和反应一般趋于反应完全，盐类水解反应一般较为微弱。盐类水解的离子方程式一般不写“ \rightleftharpoons ”而写“ \rightleftharpoons ”，不标“ \downarrow ”和“ \uparrow ”，也不把生成物（如 $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$ 、 H_2CO_3 等）写成其分解产物的形式。

(2) 某些盐溶液在混合时，一种盐的阳离子和另一种盐的阴离子，如都能发生水解，则会相互促进对方的水解，使两种离子的水解程度增大。如：将 NH_4Cl 溶液和 CH_3COONa 溶液混合时， NH_4^+ 与 CH_3COO^- 的水解程度比混合前均有所增大，但水解的也还是只占一小部分。水解离子方程式还是用“ \rightleftharpoons ”，其水解离子方程式为 $\text{CH}_3\text{COO}^- + \text{NH}_4^+ + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{COOH} + \text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$ 。

也有一些盐溶液在混合时，一种盐的阳离子和另一种盐的阴离子，相互促进水解，水解产物为难溶于水的沉淀和气体，两种离子的水解趋于完全。此时，写盐类水解的离子方程式时要标“ \downarrow ”和“ \uparrow ”，用“ \rightleftharpoons ”而不用“ \rightleftharpoons ”。如：将 $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ 溶液和 NaHCO_3 溶液混合，立即产生白

色沉淀和大量气体。这是由于：混合前 $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ 水解使溶液呈酸性： $\text{Al}^{3+} + 3\text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{Al}(\text{OH})_3 + 3\text{H}^+$ ； NaHCO_3 水解使溶液呈碱性： $\text{HCO}_3^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_2\text{CO}_3 + \text{OH}^-$ ；混合后，由于： $\text{H}^+ + \text{OH}^- \rightleftharpoons \text{H}_2\text{O}$ ，使两个水解反应互相促进，使其各自水解趋于完全。其总的水解离子方程式为 $\text{Al}^{3+} + 3\text{HCO}_3^- \rightleftharpoons \text{Al}(\text{OH})_3 \downarrow + 3\text{CO}_2 \uparrow$ 。

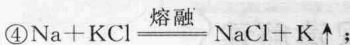
常见的能发生相互促进水解反应的离子有 Al^{3+} 和 S^{2-} 、 HS^- 、 CO_3^{2-} 、 HCO_3^- 、 AlO_2^- ； Fe^{3+} 与 AlO_2^- 、 CO_3^{2-} 、 HCO_3^- ； NH_4^+ 与 AlO_2^- 、 SiO_3^{2-} 等。

(3) 多元弱酸根离子水解是分步进行的，以第一步水解为主。如 CO_3^{2-} 水解的离子方程式为： $\text{CO}_3^{2-} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{HCO}_3^- + \text{OH}^-$ ， $\text{HCO}_3^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_2\text{CO}_3 + \text{OH}^-$ ，溶液中的 OH^- 主要是由第一步水解来的；多元弱碱的阳离子水解复杂，中学阶段可看成一步水解，如 Fe^{3+} 的水解离子方程式为 $\text{Fe}^{3+} + 3\text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{Fe}(\text{OH})_3 + 3\text{H}^+$ 。

(4) 多元弱酸的酸式酸根离子既有水解倾向又有电离倾向，以水解为主，溶液显碱性（如 HCO_3^- ）；以电离为主，溶液显酸性（如 HSO_3^- ）。

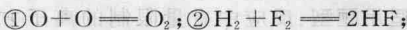
四、其他一些反应规律

(1) 高沸点物质制取低沸点物质。如：



上述反应中①②③为高沸点、不挥发性酸制取低沸点、挥发性酸的反应；④为熔融状况下，由于K的沸点较低，首先从反应体系中挥发出来，使化学平衡向右移动，从而制得金属钾；⑤⑥反应是由于 CO_2 是挥发性酸的酸酐，能从反应体系中挥发出来，使化学平衡向右移动，从而实现反应。

(2) 高能量物质反应生成低能量物质。如：

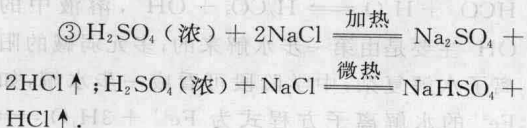
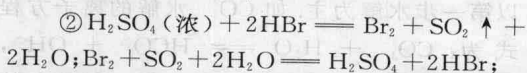
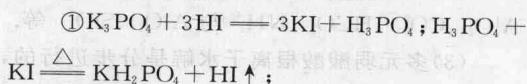




上述反应中右边物质的能量均比左边物质的能量低,从原子分子结构角度看也是较不稳定结构到较稳定结构的过程.实际上一切能自发进行的化学反应都是朝着降低整体能量的方向进行的.

五、外界条件对反应规律的影响

同一个化学反应,由于外界条件的改变,有时会对上述反应规律产生影响.如:



上述反应①②是由于浓度对反应规律的影响,①中前一反应在稀溶液中进行,满足强酸制弱酸这一反应规律,后一反应在浓溶液中进行,满足不挥发性酸制挥发性酸这一反应规律;反应②中因氧化性 $\text{H}_2\text{SO}_4(\text{浓}) > \text{Br}_2 > \text{H}_2\text{SO}_4(\text{稀})$,前一反应在浓溶液中进行,后一反应在稀溶液中进行,均满足强氧化剂制取弱氧化剂这一反应规律;反应③则是温度对反应规律产生影响,前一反应在加热条件下生成正盐,后一反应在微热条件下生成酸式盐.

思维规律解读

有特殊条件限制的离子方程式书写

(河南 周景涛)

特殊条件是指:反应物量的多少,物质的溶解度大小,反应的先后顺序等.这些条件的加入,使离子方程式的书写难度加大.有特殊条件限制的离子方程式的书写是离子反应知识复习的难点和重点,下面举例说明这类离子方程式的书写技巧及具体应用.

一、书写技巧

1. 按量不足书写法

适用题型:反应中有量限制的离子方程式

的书写

步骤:

①设不足量物质为 1 mol,写出其中参加反应的离子符号及系数;

②由不足量物质中参加反应的离子量确定过量物质中参加反应的离子的量.

原理:该方法是由过量讨论计算中按量不足进行计算的原理引申而来,按量不足进行书写,目的是保证能参加反应的离子全部反应.

例 1 已知: $\text{H}_2\text{SO}_4 \rightleftharpoons 2\text{H}^+ + \text{SO}_4^{2-}$. 试写出少量 NaHSO_4 溶液和 $\text{Ba}(\text{HCO}_3)_2$ 溶液反应的离子方程式.

【解析】量不足的为 NaHSO_4 ,因为不足量,所以其中能参加反应的离子应完全反应,即按 NaHSO_4 中的离子的量进行书写.参加反应的离子实质上为 HSO_4^- ,设其为 1 mol,根据已知条件可知, HSO_4^- 在水中能完全电离,即实际参加反应的离子为 H^+ 和 SO_4^{2-} ,它们各为 1 mol,由此可知,需要 HCO_3^- 和 Ba^{2+} 也各为 1 mol,写出生成物的化学式及系数即可: $\text{H}^+ + \text{SO}_4^{2-} + \text{HCO}_3^- + \text{Ba}^{2+} \rightleftharpoons \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2 \uparrow + \text{BaSO}_4 \downarrow$.

如果 $\text{Ba}(\text{HCO}_3)_2$ 的量不足, NaHSO_4 溶液过量呢?同理可设 $\text{Ba}(\text{HCO}_3)_2$ 为 1 mol,由于 Ba^{2+} 为 1 mol, HCO_3^- 为 2 mol,为了保证它们能完全反应,需要 SO_4^{2-} 和 H^+ 分别为 1 mol 和 2 mol,按以上分析就可以很容易写出在此条件下反应的离子方程式: $2\text{H}^+ + \text{SO}_4^{2-} + 2\text{HCO}_3^- + \text{Ba}^{2+} \rightleftharpoons 2\text{H}_2\text{O} + 2\text{CO}_2 \uparrow + \text{BaSO}_4 \downarrow$.

对于更复杂的离子方程式的书写,用此法也可以迅速写出.

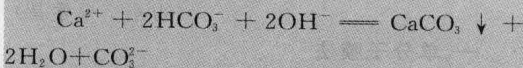
例 2 $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ 溶液和 $\text{Ba}(\text{OH})_2$ 溶液反应,分别写出 $\text{Ba}(\text{OH})_2$ 过量和不足量时的离子方程式.

【解析】当 $\text{Ba}(\text{OH})_2$ 过量时,量不足的为 $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$,按 $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ 的量来写,设 $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ 为 1 mol,参加反应的 Al^{3+} 为 2 mol, SO_4^{2-} 为 3 mol,则需 OH^- 、 Ba^{2+} 分别为 8 mol、3 mol.因为碱过量, Al^{3+} 转化为 AlO_2^- ,故离子方程为 $2\text{Al}^{3+} + 3\text{SO}_4^{2-} + 8\text{OH}^- + 3\text{Ba}^{2+} \rightleftharpoons 2\text{AlO}_2^- + 3\text{BaSO}_4 \downarrow + 4\text{H}_2\text{O}$.

当 $\text{Ba}(\text{OH})_2$ 量不足时,同理,设 $\text{Ba}(\text{OH})_2$

为 1 mol, 参加反应的 Ba^{2+} 为 1 mol, OH^- 为 2 mol, 则需 SO_4^{2-} 、 Al^{3+} 分别为 1 mol、 $\frac{2}{3}$ mol. 即参加反应的 Ba^{2+} 、 OH^- 、 SO_4^{2-} 和 Al^{3+} 的物质的量之比为 $1:2:1:\frac{2}{3}=3:6:3:2$. 按以上分析就可以很容易写出此条件下反应的离子方程式: $2\text{Al}^{3+} + 3\text{SO}_4^{2-} + 6\text{OH}^- + 3\text{Ba}^{2+} = 2\text{Al}(\text{OH})_3 \downarrow + 3\text{BaSO}_4 \downarrow$

总结: 由例题及分析可见, 量不足的物质中参加反应的离子应完全反应掉, 即不足量的物质中, 参加反应的离子数之比一定要与原化学式中相应的离子数之比相同, 而由于足量的物质提供的离子的量, 由不足量物质中参加反应的离子的量决定, 所以足量物质中参加反应的离子数之比不一定与原化学式中的离子数之比相符合. 此性质可作为判断这类离子方程式书写正误的标准之一. 如 NaOH 溶液和 $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$ 溶液混合反应, $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$ 量不足的离子方程式为:



其中参加反应的 Ca^{2+} 和 HCO_3^- 的离子数之比跟 $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$ 中相同. 在此条件下若 Ca^{2+} 和 HCO_3^- 的离子数之比不为 $1:2$, 则此离子方程式一定错误.

2. 加合法

适用题型: 考虑先后顺序的离子反应.

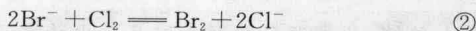
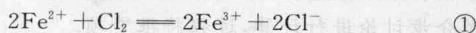
步骤: 分析讨论, 决定(离子反应)先后顺序, 再按照要求, 先分后合.

例 3 在 FeBr_2 溶液中, 缓缓通入 Cl_2 充分反应后, 经测定有 $\frac{1}{3}$ 的 Br^- 被氧化, 试写出其总离子方程式.

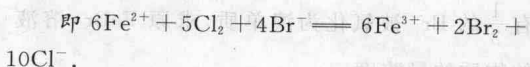
【解析】 由于还原性 $\text{Fe}^{2+} > \text{Br}^-$, 按离子被氧化的先后顺序, Cl_2 通入溶液中, 先氧化 Fe^{2+} , 再氧化 Br^- , 由于 Br^- 没有全部被氧化, 所以 Cl_2 量不足, 可按 FeBr_2 化学式中实际参加反应的离子的量来书写离子方程式.

设 FeBr_2 为 1 mol, 则依题意知有 1 mol Fe^{2+} 和 $\frac{2}{3}$ mol Br^- 被氧化, 即参加反应的 Fe^{2+} 和

Br^- 物质的量之比为 $1:\frac{2}{3}$. 先分别写出 Fe^{2+} 、 Br^- 和 Cl_2 反应的离子方程式:



按上述分析中参加反应的 Fe^{2+} 、 Br^- 的物质的量的比, 将 $① \times \frac{1}{2} + ② \times \frac{1}{3}$ 可得总离子方程式: $\text{Fe}^{2+} + (\frac{1}{2} + \frac{1}{3})\text{Cl}_2 + \frac{2}{3}\text{Br}^- = \text{Fe}^{3+} + \frac{1}{3}\text{Br}_2 + \frac{5}{3}\text{Cl}^-$,



二、具体应用

因为离子方程式是用实际参加反应的离子符号来表示的式子, 所以它能揭示离子反应的实质.

1. 利用离子方程式来准确找出实际参加反应的离子量间的关系

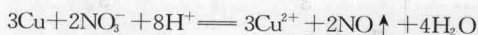
例 4 铜与 1 mol/L 的稀硝酸反应, 如果 NO_3^- 的浓度下降了 0.2 mol/L, 则溶液中 H^+ 的物质的量浓度下降了多少?

【解析】 本题的关键是找出被还原的硝酸根和消耗的氢离子间的关系, 由铜和稀硝酸反应的离子方程式 $3\text{Cu} + 2\text{NO}_3^- + 8\text{H}^+ = 3\text{Cu}^{2+} + 2\text{NO} \uparrow + 4\text{H}_2\text{O}$ 可看出 $\text{NO}_3^- \sim 4\text{H}^+$, 所以 H^+ 浓度下降了 0.8 mol/L.

2. 利用离子方程式, 抓住反应实质, 使复杂的讨论计算过程得到简化

例 5 在 100 mL 混合液中, 硝酸和硫酸的浓度分别为 0.4 mol/L、0.1 mol/L, 向该混合液中加入 1.92 g 铜粉, 加热, 待充分反应后, 所得溶液中的 Cu^{2+} 的物质的量浓度是多少?

【解析】 本题涉及两个反应: 一是铜和硝酸的反应, 二是硝酸铜中的硝酸根在硫酸的酸性环境中铜继续反应. 但这两个反应的实质却是相同的, 都是硝酸根在酸性条件下氧化了铜, 用离子方程式表示为



再根据题中提供的 Cu 、 NO_3^- 、 H^+ 三者的物质

量和离子方程式中的系数关系,推出 H^+ 的量不足,按不足量求出 Cu^{2+} 的物质的量,再根据溶液的体积求得浓度为 0.225 mol/L 。如果用化学方程式分步讨论进行计算,过程将很繁琐。

总结: 此类题目解题关键是写出总离子方程式,判断过量后再进行计算。

一道氧化还原反应计算题的解法归纳

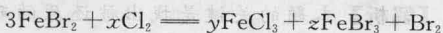
(河北 王志荣)

例 6 在 100 mL 的 $FeBr_2$ 溶液中,通入 2.24 L 标准状况下的氯气,充分反应后,溶液中有 $\frac{1}{3}$ 的 Br^- 被氧化为溴单质,求原 $FeBr_2$ 溶液的物质的量浓度。

【分析】 根据反应 $2Fe^{2+} + Br_2 = 2Fe^{3+} + 2Br^-$, 可确定还原性: $Fe^{2+} > Br^-$ 。计算的关键在于当 Fe^{2+} 全部被氧化为 Fe^{3+} 后, Br^- 才开始被氧化,据此有以下三种不同的解法,计算时可寻找最简捷的方法。

【解答】解法 1: 化学方程式法

题中给出通入标准状况下 2.24 L Cl_2 后, $FeBr_2$ 中有 $\frac{1}{3}$ 的 Br^- 被氧化,由此可知反应物 $FeBr_2$ 与生成物 Br_2 的物质的量之比为 $3:1$ 。



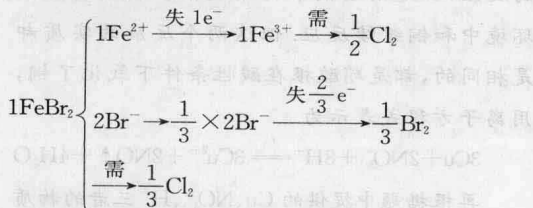
由 Br 、 Fe 、 Cl 分别守恒得: $z = \frac{4}{3}$, $y = \frac{5}{3}$, $x = \frac{5}{2}$ 。将这些数值代入化学方程式,整理得:



因反应的 Cl_2 的物质的量为 0.1 mol , $n(FeBr_2) = \frac{18}{15} \times 0.1 \text{ mol} = 0.12 \text{ mol}$, $c(FeBr_2) = \frac{0.12 \text{ mol}}{0.1 \text{ L}} = 1.2 \text{ mol/L}$ 。

解法 2: 物质的量分析法

因为 $2Fe^{2+} + Br_2 = 2Fe^{3+} + 2Br^-$, 如有 $\frac{1}{3}$ 的 Br^- 被氧化, 则有关系



设原溶液中含 $FeBr_2$ 的物质的量浓度为 x ,

$$\text{得 } \frac{1}{0.1 \text{ L} \cdot x} = \frac{\frac{1}{2} + \frac{1}{3}}{\frac{2.24 \text{ L}}{22.4 \text{ L/mol}}}, x = 1.2 \text{ mol/L}.$$

解法 3: 电子守恒法

设 $FeBr_2$ 溶液的物质的量浓度为 x , 根据氧化还原反应中氧化剂和还原剂得失电子数相等的原理, Cl_2 所得电子数是 Fe^{2+} 和 Br^- 所失电子数的总和。则

$$0.1 \text{ mol} \times 2 = 0.1 \text{ L} \cdot x \times 1 + \frac{0.1 \text{ L} \cdot x \times 2}{3} \times 1,$$

解得 $x = 1.2 \text{ mol/L}$ 。

总结: 本题采用原子个数守恒、得失电子守恒和常用分析三种方法求解, 显示了守恒法的优势。 $FeBr_2$ 中通 Cl_2 应清楚首先是 Fe^{2+} 被氧化, 其次才是 Br^- 被氧化, 这也体现了氧化还原反应规律中的优先规律。

例析阿伏加德罗常数的测定方法

(山东 宋学昌)

一、单分子膜法

单分子膜法是将油分子简化为理想的球体模型, 测出油滴的体积 V , 然后再测出油滴在水面上散开的面积 S , 进而求得油分子的直径 $D = \frac{V}{S}$ 。每个分子的体积为 $V_0 = \frac{4}{3} \pi r^3 = \frac{1}{6} \pi D^3$, 再根据 $\rho = \frac{M}{V_m}$ 求出摩尔体积 V_m , 则阿伏加德罗常数 $N_A = \frac{V_m}{V_0}$ 。

例 7 已知某种油的摩尔质量为 0.1 kg/mol , 密度为 $0.8 \times 10^3 \text{ kg/m}^3$, 现取一滴体积为 $0.3 \times 10^{-3} \text{ cm}^3$ 的油滴, 滴于水面上展成一单分子油膜, 测得油膜的面积为 0.42 m^2 。试根据上述数据求阿伏加德罗常数(保留一位有效数字)。

【解析】 由体积 $V = SD$ 可得: $D = \frac{V}{S} = \frac{0.3 \times 10^{-3} \times 10^{-6} \text{ m}^3}{0.42 \text{ m}^2} = 7.0 \times 10^{-10} \text{ m}$, 每个分子的体积为 $V_0 = \frac{4}{3} \pi r^3 = \frac{1}{6} \pi D^3$, 根据 $\rho = \frac{M}{V_m}$, 摩尔体积为

$$V_m = \frac{0.1 \times 10^3 \text{ g/mol}}{0.8 \times 10^3 \times 10^3 \text{ g/m}^3}, \text{ 所以有: } N_A =$$

$$\frac{V_m}{V_0} \approx 6 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}.$$

二、衍射法

衍射法是通过 X 射线衍射仪测出离子晶体中离子间的间隔,再根据该化合物质量与体积的关系(密度)来确定.关系式是: $\rho V N_A = NM$,其中: ρ 是晶体的密度, V 是一个晶胞的体积, N_A 是阿伏加德罗常数, N 是一个晶胞里所含有的粒子个数, M 是晶胞中粒子的摩尔质量.

例 8 NaCl 的晶胞如图 1-1 所示.已知 NaCl 的摩尔质量为 58.45 g/mol,NaCl 的晶体密度为 2.165 g/cm³,X 射线测得钠离子跟氯离子间的距离 $d=2.82 \times 10^{-8}$ cm.试根据上述数据求阿伏加德罗常数(保留三位有效数字).

【解析】在 NaCl 的晶胞中,六个处于面心的 Cl⁻ 离子分属两个晶胞所共有,八个处于顶点的 Cl⁻ 离子分属八个晶胞所共有,所以每一个晶胞“实际”拥有的 Cl⁻ 离子个数为 $6 \times \frac{1}{2} + 8 \times \frac{1}{8} = 4$,同样,每一个晶胞“实际”拥有的 Na⁺ 离子个数也为 4 个,即每一个晶胞“实际”拥有 4 个“NaCl 分子”.X 射线测得钠离子跟氯离子间的距离 $d=2.82 \times 10^{-8}$ cm,则晶胞的体积为 $V=(2 \times 2.82 \times 10^{-8} \text{ cm})^3$,NaCl 的摩尔质量为 58.45 g/mol,NaCl 的晶体密度为 2.165 g/cm³.1 mol NaCl 的粒子数即阿伏加德罗常数为

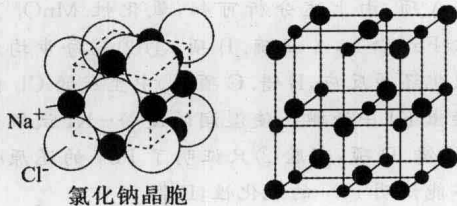


图 1-1

$$\begin{aligned} N_A &= \frac{NM}{\rho V} \\ &= \frac{4 \times 58.45 \text{ g/mol}}{2.165 \text{ g/cm}^3 \times (2 \times 2.82 \times 10^{-8} \text{ cm})^3} \\ &= 6.02 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}. \end{aligned}$$

三、电解法

电解法是指电流通过电解池一段时间后,某极析出一定质量的金属时所转移的电子带电量与通过整个电路的电量相等,即根据关系式 $It = \frac{m \cdot n \cdot N_A \cdot q}{M}$ (其中, I 是通过电路的电流, t 是通电时间, m 是析出金属的质量, n 是金属离子的带电荷数, M 是金属的摩尔质量, N_A 是阿伏加德罗常数, q 是一个电子的电量)来求阿伏加德罗常数的一种方法.

基本概念考题例析

(河北 姜迈)

1. 考查常见化学物质在生产生活中的应用

例 9 下列叙述正确的是 ()

- A. 目前加碘食盐中主要添加的是 KIO₃
- B. 日常生活中无水乙醇常用于杀菌消毒
- C. 绿色食品是不含任何化学物质的食品
- D. 在空气质量日报中 CO₂ 含量属于空气污染指数

【解析】食盐中加碘指的是加碘酸钾,A 正确;医学上用于杀菌消毒的是 75% 的酒精,B 错误;绿色食品是指无污染的、安全、优质、营养类食品,它是未来农业和食品发展的一种新兴主导食品.任何食品都是由化学物质组成的,C 错误;根据我国空气污染特点和污染防治重点,目前空气质量日报中主要涉及二氧化硫、一氧化碳、可吸入颗粒物、二氧化氮和臭氧五种大气污染物,二氧化碳不属于空气质量日报的项目,D 错.

【答案】 A

总结:注意化学物质在生产、生活中的应用,如食品添加剂、医疗用品及一些生活常识、环境问题.

2. 考查离子共存

例 10 室温下,在强酸性和强碱性溶液中都不能大量共存的离子组是 ()

- A. NH₄⁺、Cu²⁺、Cl⁻、NO₃⁻
- B. K⁺、Na⁺、SO₃²⁻、S²⁻
- C. K⁺、Na⁺、AlO₂⁻、SO₄²⁻
- D. Ba²⁺、Fe²⁺、NO₃⁻、Br⁻

【解析】A 项: NH₄⁺、Cu²⁺ 在强碱性溶液中

与 OH^- 发生复分解反应, 分别生成 $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$ 和 $\text{Cu}(\text{OH})_2$ 而不能大量共存, 但可存在于强酸性溶液中, A 错。B 项: SO_3^{2-} 、 S^{2-} 在强酸性溶液中, 两者与 H^+ 一起发生氧化还原反应生成单质 S 而不能大量共存, 但在强碱性溶液中可以共存, B 错。C 项: AlO_2^- 因在强酸性溶液中会发生复分解反应生成 $\text{Al}(\text{OH})_3$ 而不能大量共存, 但可存在于强碱性溶液中, C 错。D 项: Fe^{2+} 在强碱性溶液中生成 $\text{Fe}(\text{OH})_2$ 沉淀, 在强酸性溶液中与 NO_3^- 因发生氧化还原反应而不能大量共存, D 符合题意。

【答案】 D

总结: 考查离子共存的试题, 考生最容易疏漏题干中的隐含条件; 还有多离子间的反应, 考生也不太容易发现, 其中 H^+ 、 NO_3^- 与 Fe^{2+} 或 I^- 或其他还原性离子, 因离子间发生氧化还原反应而不能大量共存于同一溶液中在高考中出现频率最高。

3. 考查离子方程式的正误判断

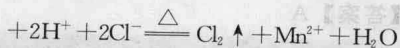
例 11 下列反应的离子方程式正确的是 ()

A. 向沸水中滴加 FeCl_3 溶液制备 $\text{Fe}(\text{OH})_3$ 胶体:



B. 用小苏打治疗胃酸过多: $\text{HCO}_3^- + \text{H}^+ = \text{CO}_2 \uparrow + \text{H}_2\text{O}$

C. 实验室用浓盐酸与 MnO_2 反应制 Cl_2 : MnO_2



D. 用 FeCl_3 溶液腐蚀印刷电路板: $\text{Fe}^{3+} + \text{Cu} = \text{Fe}^{2+} + \text{Cu}^{2+}$

【解析】 A 项: 与一般溶液中 FeCl_3 的水解情况不同, 向沸水中滴加 FeCl_3 溶液制备 $\text{Fe}(\text{OH})_3$ 胶体, FeCl_3 水解程度大, 水解离子方程式用“ $\xrightarrow{\Delta}$ ”, 但需在 $\text{Fe}(\text{OH})_3$ 化学式右下角注明胶体, A 错。B 项: 是盐酸与 NaHCO_3 反应, 离子方程式正确。C 项: 离子方程式两边质量与电荷均不守恒, C 错。D 项: 得失电子与电荷均不守恒, D 错。

【答案】 B

总结: 判断离子方程式正误应注意: ①是否符合客观实际; ②应该用化学式表示(气体、沉淀、水、弱酸、弱碱、氧化物、单质等)和用离子符号表示(强酸、强碱、溶于水的盐)的是否正确, 应该删掉的离子是否删去; ③是否符合质量守恒和电荷守恒。

离子方程式的书写易错点有: ①拆与不拆; ②是否符合事实; ③局部删除; ④量的关系。

4. 考查氧化性(或还原性)强弱

例 12 已知: ①向 KMnO_4 晶体中滴加浓盐酸, 产生黄绿色气体;

②向 FeCl_2 溶液中通入少量实验①产生的气体, 溶液变黄色;

③取实验②生成的溶液滴在淀粉-KI 试纸上, 试纸变蓝色。

下列判断正确的是

A. 上述实验证明氧化性: $\text{MnO}_4^- > \text{Cl}_2 > \text{Fe}^{3+} > \text{I}_2$

B. 上述实验中, 共发生两个氧化还原反应

C. 实验①生成的气体不能使湿润的淀粉-KI 试纸变蓝

D. 实验②证明 Fe^{2+} 既有氧化性又有还原性

【解析】 本题为根据氧化还原反应的反应情况比较物质的氧化性强弱。由①中的反应知 KMnO_4 的氧化性比 Cl_2 强; 由②中的反应知 Cl_2 的氧化性比 Fe^{3+} 强; 由③中的反应知 Fe^{3+} 的氧化性比 I_2 强。

A 项: 由上述分析可知, 氧化性 $\text{MnO}_4^- > \text{Cl}_2 > \text{Fe}^{3+} > \text{I}_2$, A 正确。B 项: ①②③每步均发生氧化还原反应, B 错。C 项: ①中生成的 Cl_2 能置换出 KI 中的碘而使湿润的淀粉-KI 试纸变蓝, C 错。D 项: 实验②只证明了 Fe^{2+} 的还原性而不能证明 Fe^{2+} 的氧化性, D 错。

【答案】 A

总结: 比较物质氧化性(或还原性)强弱的方法有: 根据金属活动性顺序表或非金属的活动性的强弱比较; 根据元素周期律(表)比较; 根据同种元素化合价高低比较; 根据氧化还原反应方程式或反应情况比较等。

5. 考查氧化还原反应的计算

例 13 下列反应中,氧化剂与还原剂物质的量的关系为 1:2 的是 ()

- A. $O_3 + 2KI + H_2O = 2KOH + I_2 + O_2$
 B. $2CH_3COOH + Ca(ClO)_2 = 2HClO + Ca(CH_3COO)_2$
 C. $I_2 + 2NaClO_3 = 2NaIO_3 + Cl_2$
 D. $4HCl + MnO_2 = MnCl_2 + Cl_2 \uparrow + 2H_2O$

【解析】 A 项: O_3 为氧化剂, KI 为还原剂, 物质的量之比为 1:2, A 正确。B 项: 该反应为复分解反应, B 错。C 项: I_2 为还原剂, $NaClO_3$ 为氧化剂, 氧化剂与还原剂物质的量之比为 2:1, C 错。D 项: HCl 一半表现还原性, 一半表现酸性, MnO_2 为氧化剂, 氧化剂与还原剂的物质的量之比为 1:2, D 正确。

【答案】 AD

总结: 氧化还原反应的计算近年来出现频率较多的为: 根据氧化剂得电子总数等于还原剂失电子总数进行速算; 在同一反应中一种物质既表现氧化性(或还原性)又表现其他性质时的计算等。

6. 考查化学反应的能量变化

例 14 下列各组热化学方程式中, 化学反应的 ΔH 前者大于后者的是 ()

- ① $C(s) + O_2(g) = CO_2(g); \Delta H_1$
 $C(s) + \frac{1}{2}O_2(g) = CO(g); \Delta H_2$
 ② $S(s) + O_2(g) = SO_2(g); \Delta H_3$
 $S(g) + O_2(g) = SO_2(g); \Delta H_4$
 ③ $H_2(g) + \frac{1}{2}O_2(g) = H_2O(g); \Delta H_5$
 $2H_2(g) + O_2(g) = 2H_2O(l); \Delta H_6$
 ④ $CaCO_3(s) = CaO(s) + CO_2(g); \Delta H_7$
 $CaO(s) + H_2O(l) = Ca(OH)_2(s); \Delta H_8$
 A. ① B. ④
 C. ②③④ D. ①②③

【解析】 反应①: 前一反应碳完全燃烧, 放热多, 后一反应碳未完全燃烧, 放热少, 所以 $\Delta H_1 < \Delta H_2$, ①错。反应②: 前一反应固态硫由固态转化为气态要吸热, 所以前一反应放热少, 后一反应放热多, 所以 $\Delta H_3 > \Delta H_4$, ②正确。反

应③: 前一反应产物为气态水, 且量是后一反应的一半, 后一反应产物为液态水, 由气态水转化为液态水要放热, 且后一反应的量多, 放热多, 所以 $\Delta H_5 > \Delta H_6$, ③正确。反应④: 前一反应为吸热反应, 后一反应为放热反应, 所以 $\Delta H_7 > \Delta H_8$, ④正确。

【答案】 C

总结: 对于放热反应, ΔH 为负值, 放热越多, ΔH 越小; 相反吸热反应的 ΔH 为正值, 吸热越多, ΔH 越大。

7. 考查电化学的电极反应

例 15 锂离子电池已经成为新一代实用化的蓄电池, 该电池具有能量密度大、电压高的特性。锂离子电池放电时的电极反应式为:

负极反应: $C_6Li - xe^- = C_6Li_{1-x} + xLi^+$
 (C_6Li 表示锂原子嵌入石墨形成的复合材料)

正极反应: $Li_{1-x}MO_2 + xLi^+ + xe^- = LiMO_2$ ($LiMO_2$ 表示含锂的过渡金属氧化物)

下列有关说法正确的是 ()

- A. 锂离子电池充电时电池反应为 $C_6Li + Li_{1-x}MO_2 = LiMO_2 + C_6Li_{1-x}$
 B. 电池反应中, 锂、锌、银、铅各失去 1 mol 电子, 金属锂所消耗的质量小
 C. 锂离子电池放电时电池内部 Li^+ 向负极移动
 D. 锂离子电池充电时阴极反应为 $C_6Li_{1-x} + xLi^+ + xe^- = C_6Li$

【解析】 A 项: 该项中的反应为原电池放电时的反应而非充电时的反应, A 错。B 项: 根据摩尔质量知锂、锌、银、铅各失去 1 mol 电子时, 锂消耗的质量最小, B 正确。C 项: 放电时, 锂离子在负极产生, 在正极得到电子消耗, 电池放电时电池内部 Li^+ 应该由负极移向正极, C 错。D 项: 充电时阴极反应即为原电池放电时负极反应的逆反应, D 正确。

【答案】 BD

总结: 原电池的两极反应在得失电子相等时相加即为原电池的总反应式, 根据原电池的电极反应, 原电池放电的总反应式为: $C_6Li + Li_{1-x}MO_2 = LiMO_2 + C_6Li_{1-x}$ 。