

智康 1对1

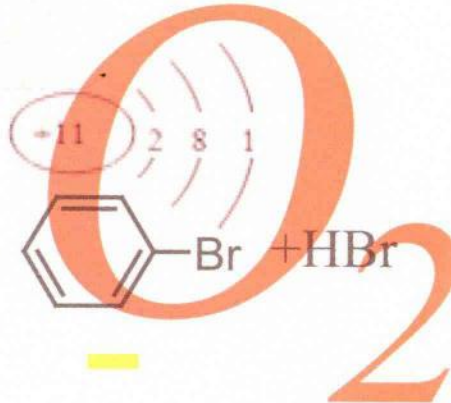
高考解决方案系列丛书

化学

高分必备

智康 1 对 1 高考研究中心 编著

$$v(B) = \frac{|\Delta c(B)|}{\Delta t}$$



中国环境出版社

高考解决方案系列丛书

化学

高分必备

智康 1 对 1 高考研究中心 编著

| 智康 1 对 1 图书策划委员会 |

主 编：唐 勇

执行主编：杨 芳

编

中心

晓蕊

段小寒 董建忠



中国环境出版社·北京

图书在版编目(CIP)数据

化学高分必备/智康1对1高考研究中心编著.-北京:中国环境出版社,2013.9
(高考解决方案系列丛书)
ISBN 978-7-5111-1502-7

I.①化… II.①智… III.①中学化学课—高中—升学参考资料 IV.①G634.83

中国版本图书馆CIP数据核字(2013)第142611号

出版人 王新程
责任编辑 丁莞歆
责任校对 唐丽虹
装帧设计 宋 瑞

出版发行 中国环境出版社
(100062 北京市东城区广渠门内大街16号)
网 址: <http://www.cesp.com.cn>
电子邮箱: bjgl@cesp.com.cn
联系电话: 010-67112765 (编辑管理部)
010-67175507 (科技标准图书出版中心)
发行热线: 010-67125803, 010-67113405 (传真)

印 刷 北京中科印刷有限公司
经 销 各地新华书店
版 次 2013年10月第一版
印 次 2013年10月第一次印刷
开 本 787×1092 1/16
印 张 6.25
字 数 112千字
定 价 23.00元

【版权所有。未经许可,请勿翻印、转载,违者必究】
如有缺页、破损、倒装等印装质量问题,请寄回本社更换

序言

随着高考一天天的临近，面对每天的作业与试卷，考生的压力越来越大——课本上要记的知识点这么多，看起来每一条都是重点；要做的复习题那么多，似乎所做题型都可能在高考试卷上出现。更令人郁闷的是，背了这么多知识点，做了无数的题，为什么成绩还是原地踏步？原因是什么？——课本上的知识点多且杂，没有系统的总结，以致考生无法正确应用于考题中。那么，有没有一套书籍可以解决上述问题，《高考解决方案系列丛书》应运而生。

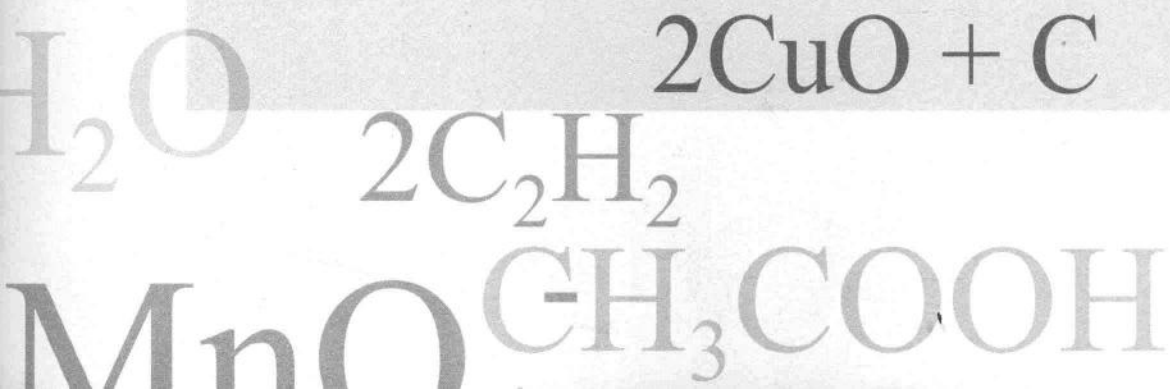
《高考解决方案系列丛书》凝聚着智康老师们五年的心血，旨在为考生提供高中阶段完整的知识网络。本书遵循考纲，深入研究近几年的高考考题趋势，梳理基础知识。在高三阶段用好这本书，可以帮助考生重拾遗漏，夯实基础。《高考解决方案系列丛书》覆盖语文、英语、数学、物理、化学五大学科，相信在本套丛书的陪伴下，广大考生必将轻松自如赢得高考。

本书分为九章：

第一章——化学计量中的四大基本公式及阿伏伽德罗定律的延伸是高中化学计算的重要工具。

第二章——氧化还原和离子方程，牢牢掌握氧化还原的本质是电子守恒，离子方程式中的电荷守恒，这样可以帮助考生很快写出相关的反应式及快速的计算。

第三章——元素化合物是重点及难点所在，本书中重点阐述的是元素间的关联及化学性质的递变律，带考生领略蕴含在化学方程式的零碎基础知识及知识体系的建立。



第四章——元素周期律，如果说考生将周期律和氧化还原灵活地应用到了无机化学学习中，那么无机也就没有难度。

第五、六、七章——化学原理的重要组成部分，其核心是化学平衡思想，不论是水溶液中的离子平衡还是沉淀间的转化都需要用这个利器理清题目中的信息；电化学其实可以带领考生再次加深对氧化还原和离子反应式的领悟。

第八章——几乎所有的中学阶段要考到的反应类型我们都将它们搜罗在这里，并分类到了每种有机物的性质中。

第九章——化学与生活，条例清晰，知识点简明扼要，可以在很短的时间将繁复的选修知识点刻在脑海中。

最后真心地希望这本书真正能帮助我们的高三学子在有限的时间内击破零碎的基础知识这一难关。

鉴于时间仓促，书中难免有不少纰漏，敬请读者批评指正。

智康1对1高考研究中心

2013年9月



目录

第一章	化学计量 /1
第二章	氧化还原反应 /6
第三章	金属及非金属元素化合物 /12
第四章	物质结构及元素周期律 /37
第五章	化学反应与能量 /45
第六章	化学反应速率及平衡 /54
第七章	水溶液中的电解平衡 /64
第八章	有机化学 /77
第九章	化学与生活 /84



第一章 化学计量



考纲要求

考试内容	知识点	要求
化学用语及常用计量	1. 熟记元素并正确书写常见元素的名称与符号、离子符号	I
	2. 根据元素的化合价正确书写化学式(分子式)或根据化学式判断化合价	II
	3. 能用原子结构示意图、电子式、结构式和结构简式等方法表示物质的组成和结构	I
	4. 利用相对原子质量、相对分子质量进行有关计算	II
	5. 理解质量守恒定律的含义	II
	6. 理解物质的量及其单位的含义, 能根据物质的量与摩尔质量、气体摩尔体积、物质的量浓度、阿伏伽德罗常数、微粒数目之间的相互关系进行计算	II
	7. 能用化学方程式、离子方程式表示物质的变化并进行相关计算	II

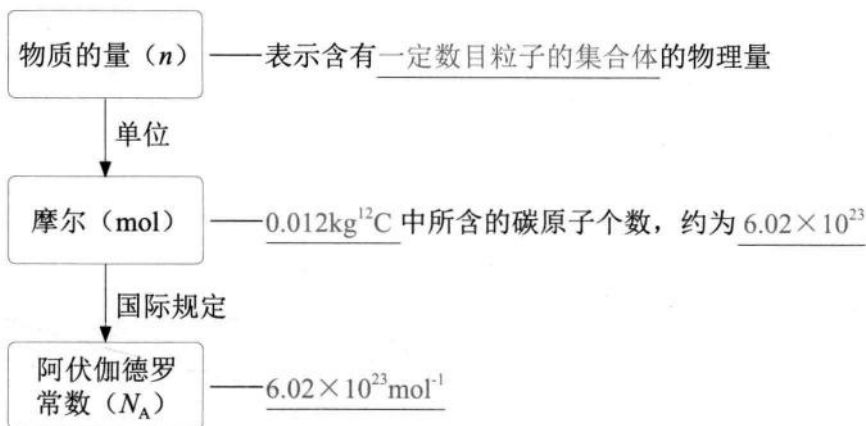
注: I: 了解。II: 掌握。III: 理解。



知识要点

一、物质的量及其单位

1. 基本概念



2. 物质的量与粒子数、阿伏伽德罗常数之间的关系:

$$n = \frac{N}{N_A}$$

二、摩尔质量

1. 概念: 单位物质的量的物质所具有的质量。
2. 符号: M
3. 单位: g/mol 或 kg/mol
4. 当摩尔质量以 g/mol 为单位时, 在数值上与物质的相对原子质量或相对分子质量相等。
5. 物质的量、物质的质量和摩尔质量间的关系:

$$n = \frac{m}{M}$$

三、气体摩尔体积

1. 定义: 一定温度和压强下单位物质的量的气体所占的体积。
2. 符号: V_m
3. 单位: L/mol , m^3/mol
4. 气体摩尔体积概念的要点
 - (1) 物质的聚集状态必须是气态, 不适用于固体、液体。
 - (2) 物质的量必须为 1 mol 。
 - (3) 必须指明气体所处的外界条件, 即: 温度、压强。
5. 标准状况下气体体积与物质的量的关系是:

$$n = \frac{V}{V_m}$$

四、阿伏伽德罗常数及其应用

阿伏伽德罗定律: 在相同的温度和压强下, 相同体积的任何气体都含有相同数目的粒子。



小贴士:

解答阿伏伽德罗常数问题的试题时, 必须注意哪些细微的知识点?

- (1) 条件问题: 用到 22.4 L/mol 时, 首先要看是否为标准状况下, 不为标准状况无法求 n 。
- (2) 状态问题: 如水在标准状况时为液态或固态; SO_3 在标准状况时为固态; 戊烷及碳原子数大于 5 的烃在标准状况时为液态或固态; 在标准状况下, 乙醇、四氯化碳、氯仿、苯、二硫化碳等许多有机物都不是气态。
- (3) 氧化还原反应: 考查指定物质参加氧化还原反应时, 常设置氧化还原反应中氧化剂、还原剂、氧化产物、还原产物、被氧化、被还原、电子转移(得失)数目方面的陷阱。如: Fe 与氯气反应(只生成 FeCl_3), Fe、Cu 与硫反应(分别生成 FeS 、 Cu_2S), 氯气与 NaOH 或 H_2O 反应, Na_2O_2 与 CO_2 或 H_2O 反应等。
- (4) 电离或水解: 考查电解质溶液中粒子数目及粒子浓度大小关系时, 常涉及弱电解质的电离平衡及盐类的水解平衡。如: 1 mol/L 的 NH_4Cl 溶液中 $c(\text{NH}_4^+) < 1 \text{ mol/L}$ 。
- (5) 几种特殊情况
 - ①考查某些物质分子中的原子个数时, 尤其要注意单原子分子组成的气体单质, 如 Ne、臭氧等。
 - ②关于物质化学键的数目: 如白磷(P_4)的空间结构为正四面体, 有 6 个 P-P 键; 烷烃的共价键数目为 $3n + 1$ 。
 - ③浓盐酸与足量 MnO_2 反应、浓硫酸与足量的铜片在加热条件下反应, 要注意浓盐酸、浓硫酸变稀后, 稀盐酸不与 MnO_2 反应, 稀硫酸不与铜片反应。

上述情况往往是命题者有意设置的干扰性因素, 解题容易有疏忽之处。

五、物质的量浓度

1. 定义：从单位体积的溶液里所含溶质 B 的物质的量来表示溶液组成的物理量叫做溶质 B 的物质的量浓度。符号为 $c(B)$ ，单位有 mol/L （或 $\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$ ）等。
2. 注意
 - (1) 溶液体积不能等同于溶剂体积，应是溶质在溶剂中溶解后的实际体积。
 - (2) 溶质可以是物质，也可以是分子或离子。
 - (3) 溶液具有均一性，即从一定物质的量浓度的溶液中取出任意体积的溶液，物质的量浓度保持不变。
3. 溶质的物质的量 (n)、溶液的物质的量浓度、溶液的体积三者关系式：

$$c = \frac{n}{V}$$

- (1) 物质的量浓度与溶质质量分数的换算：

$$c = \frac{1000\rho\omega}{M} \quad (\omega \text{ 为溶质质量分数})$$

- (2) 溶液的稀释规律：稀释前后，溶质的物质的量不变，则有 $c_1V_1 = c_2V_2$

六、一定物质的量浓度溶液的配制

1. 一定物质的量浓度溶液的配制有两种类型：由固体配制溶液（需确定溶质的质量）和由浓溶液配制稀溶液（需确定要量取的浓溶液体积）。整个过程可细化为八个步骤：计算、称量、溶解或稀释、转移、洗涤、转移、定容、摇匀。
2. 仪器通常有：容量瓶（注意规格）、托盘天平（固体配制溶液）或滴定管（用浓溶液配制稀溶液）、量筒（用于量取溶剂）、烧杯（溶解）、玻璃棒（搅拌、引流）、胶头滴管（用于定容）、药匙（溶质是固体时使用）。
3. 容量瓶为细颈、梨形玻璃容器，带有磨口玻璃塞。容量瓶上标有刻度线、适用温度、容量，使用前一定要检查容量瓶是否漏液，方法是：向瓶内加一定量水，塞好瓶塞，用左手食指顶住瓶塞，右手托住瓶底，将容量瓶倒置，看是否有水漏出。如不漏水，再将瓶塞旋转 180° ，重复上述操作，两次均不漏水的容量瓶才能使用。
4. 误差分析：一般根据公式 $c_B = \frac{n_B}{V}$ 判断，即分析实验操作对变量 n 和 V 的影响。其他正常时，凡是使 m 或 n 增大的因素，则使 c 偏大，反之使 c 偏小；凡是使 V 增大的因素，则使 c 偏小，反之使 c 偏大。例如：转移溶液后未洗涤烧杯和玻璃棒，将使溶质损失，所以会使 c 偏低；定容摇匀后发现液面低于刻度线，又补加少量蒸馏水，将使得溶液的总体积偏大，也会使 c 偏低。

5. 注意事项

- (1) 称量时一般用托盘天平，量取时一般用量筒，它们只能准确到小数点后一位（0.1 g 或 0.1 mL），因此计算所用溶质的质量或体积时保留到小数点后一位。
- (2) 称量时左物右码，有吸湿性和腐蚀性的药品放在烧杯中快速称量；用量筒量取的液体倒入烧杯后，量筒内壁附着的溶质不要洗涤到烧杯中。
- (3) 溶解时一般先在烧杯中加入溶质，后加溶剂进行溶解。浓硫酸的稀释一定要注意将浓硫酸沿烧杯内壁慢慢倒入水中，且边加边用玻璃棒搅拌。
- (4) 不能配制任意体积的溶液，因为配制过程中是用容量瓶来定容的，而容量瓶的规格又是特定值。常用容量瓶的规格有 100 mL、250 mL、500 mL、1000 mL 等。
- (5) 不能用容量瓶溶解、稀释或久贮溶液（尤其是碱性溶液），更不可在容量瓶中进行化学反应。配制完溶液后，应将溶液倒入干燥、洁净的试剂瓶中。
- (6) 溶液注入容量瓶前要使其温度恢复到室温，这是因为热的溶液转入容量瓶会使所配的溶液的体积偏小（玻璃的膨胀系数小于液体），所配溶液浓度偏大。
- (7) 溶液转移至容量瓶时，要用玻璃棒引流，并用蒸馏水洗涤烧杯及玻璃棒（上面沾有少量溶质）2 ~ 3 次，将洗涤液移入容量瓶。
- (8) 当容量瓶中液面上升到离刻度线 1 ~ 2 cm 处，要改用胶头滴管加入蒸馏水，防止液面超过刻度线。若加水定容时超过刻度线，必须重新配制。
- (9) 定容后的溶液要注意反复摇匀。静置后若发现液面下降，稍低于标线，不要再加蒸馏水，否则会引起结果偏低。如果摇匀后洒出几滴，溶液的浓度不变。

第二章 氧化还原反应



考纲要求

考试内容	知识点	要求
物质的组成、性质和分类	1. 识别分子、原子、离子(包括原子团)	I
	2. 从组成上对物质进行分类, 如: 混合物和纯净物、单质和化合物、金属和非金属等	II
	3. 根据物质组成和性质理解酸、碱、盐、氧化物的分类及其相互联系	II
溶液和胶体	1. 了解溶液、溶解度、溶质的质量分数的概念	I
	2. 利用溶解度表或溶解度曲线获取相关物质溶解性等信息	I
	3. 理解溶液的组成并能用溶液中溶质的质量分数、物质的量浓度进行相关计算	II
	4. 了解溶液和胶体的区别	I



知识要点

一、氧化还原反应

1. 氧化还原反应的特征: 元素化合价有无升降是判断是否是氧化还原反应的依据。

2. 氧化还原反应各概念间的关系, 可用以下两条线掌握概念



3. 物质有无氧化性或还原性及其强弱的判断

(1) 物质有无氧化性或还原性的判断

① 元素为最高价态时只具有氧化性, 如 Fe^{3+} 、 H_2SO_4 分子中 +6 价硫元素。

②元素为最低价态只具有还原性，如 Fe 、 S^{2-} 等。

③元素处于中间价态既有氧化性又具有还原性，如 Fe^{2+} 、 SO_2 、 S 等。

(2) 物质氧化性或还原性相对强弱的判断

①由元素的金属性或非金属性比较：金属阳离子的氧化性随单质还原性的增强而减弱，如下列四种阳离子的氧化性由强到弱的顺序是 $\text{Ag}^+ > \text{Cu}^{2+} > \text{Al}^{3+} > \text{K}^+$ ；非金属阴离子的还原性随单质氧化性的增强而减弱，如下列四种卤素离子还原性由强到弱的顺序是 $\text{I}^- > \text{Br}^- > \text{Cl}^- > \text{F}^-$ 。

②由反应条件的难易比较：不同氧化剂与同一还原剂反应，反应条件越易，氧化性越强，如 F_2 和 H_2 混合在暗处就能剧烈化合而爆炸，而 I_2 与 H_2 需在不断加热的情况下才能缓慢化合，因而 F_2 的氧化性比 I_2 强；不同还原剂与同一氧化剂反应，反应条件越易，还原性越强，如有两种金属 M 和 N 均能与水反应， M 在常温下能与水反应产生氢气，而 N 需在高温下才能与水蒸气反应，由此判断 M 的还原性比 N 强。

③由氧化还原反应方向比较：还原剂 A + 氧化剂 $\text{B} \longrightarrow$ 氧化产物 a + 还原产物 b ，则：氧化性 $\text{B} > \text{a}$ ；还原性 $\text{A} > \text{b}$ 。如由 $2\text{Fe}^{2+} + \text{Br}_2 = 2\text{Fe}^{3+} + 2\text{Br}^-$ 可知，氧化性 $\text{Br}_2 > \text{Fe}^{3+}$ ，还原性 $\text{Fe}^{2+} > \text{Br}^-$ 。

④当不同的还原剂与同一氧化剂反应时，可根据氧化剂被还原的程度不同来判断还原剂还原性的强弱。一般规律是氧化剂被还原的程度越大，还原剂的还原性越强。同理，当不同氧化剂与同一还原剂反应时，还原剂被氧化的程度越大，氧化剂的氧化性就越强。如氯气、硫两种氧化剂分别与同一还原剂铁起反应，氯气可把铁氧化为 FeCl_3 ，而硫只能把铁氧化为 FeS ，由此说明氯气的氧化性比硫强。



小贴士：

还原性的强弱是指物质失电子能力的强弱，与失电子数目无关。如 Na 的还原性强于 Al ，而 $\text{Na} \xrightarrow{\text{失}e^-} \text{Na}^+$ ， $\text{Al} \xrightarrow{\text{失}3e^-} \text{Al}^{3+}$ ， Al 失电子数比 Na 多。

同理，氧化性的强弱是指物质得电子能力的强弱，与得电子数目无关。如氧化性 $\text{F}_2 > \text{O}_2$ ，则 $\text{F}_2 \xrightarrow{\text{得}2e^-} 2\text{F}^-$ ， $\text{O}_2 \xrightarrow{\text{得}4e^-} 2\text{O}^{2-}$ ， O_2 得电子数比 F_2 多。

4. 氧化还原方程式配平

原理：氧化剂所含元素的化合价降低（或得电子）的数值与还原剂所含元素的化合价升高（或失电子）的数值相等。

步骤一：标价态。

步骤二：定得失。

步骤三：求化合价升降值（或得失电子数目）的最小公倍数，配平氧化剂、还原剂、氧化产物、还原产物的系数。

步骤四：用观察法配平其他物质的系数。

二、离子反应

(一) 离子反应发生条件（离子在溶液中不能大量共存的原因）

1. 离子间发生复分解反应

(1) 有沉淀生成。不溶于水的化合物可依据课本后物质的溶解性表判断，还有以下物质不溶于水： CaF_2 、 CaC_2O_4 （草酸钙）等。

(2) 有气体生成。如： $\text{CO}_3^{2-} + 2\text{H}^+ = \text{CO}_2 \uparrow + \text{H}_2\text{O}$ 。

(3) 有弱电解质生成。如：弱碱 $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$ ，弱酸 HF 、 HClO 、 H_2S 、 H_3PO_4 等，还有水、 $(\text{CH}_3\text{COO})_2\text{Pb}$ 、 $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+$ 、 $[\text{Fe}(\text{SCN})]^{2+}$ 等难电离的物质生成。

2. 离子间发生氧化还原反应

如： Fe^{3+} 与 I^- 在溶液中不能共存 ($2\text{Fe}^{3+} + 2\text{I}^- = 2\text{Fe}^{2+} + \text{I}_2$)；

S^{2-} 、 SO_3^{2-} 、 H^+ 三种离子在溶液中不能共存 ($2\text{S}^{2-} + \text{SO}_3^{2-} + 6\text{H}^+ = 3\text{S} \downarrow + 3\text{H}_2\text{O}$)。

(二) 书写离子方程式应注意的问题

1. 没有自由移动离子参加的反应，不能写离子方程式。如 $\text{Cu} + \text{H}_2\text{SO}_4$ （浓）， NH_4Cl （固）+ $\text{Ca}(\text{OH})_2$ ， $\text{C} + \text{H}_2\text{SO}_4$ （浓）反应， NaCl （固）+ H_2SO_4 （浓），均因无自由移动离子参加反应，故不可写离子方程式。

2. 离子生成的反应可以写离子方程式，如钠和水、铜和浓硫酸、 SO_2 通入溴水里、碳酸钙溶于乙酸等。

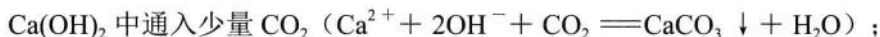
3. 单质、氧化物在离子方程式中一律写成化学式，如 SO_2 和 NaOH 溶液反应。

$\text{SO}_2 + 2\text{OH}^- = \text{SO}_3^{2-} + \text{H}_2\text{O}$ 或 $\text{SO}_2 + \text{OH}^- = \text{HSO}_3^-$ （ SO_2 过量）。

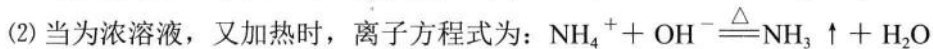
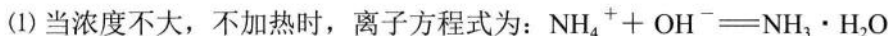
4. 酸式盐的酸根离子在离子方程式中不能拆开写, 如 NaHCO_3 溶液和稀盐酸反应:



5. 操作顺序或反应物相对量不同时离子方程式不同, 如:



6. 对于生成物是易溶于水的气体, 要特别注意反应条件, 如 NaOH 溶液和 NH_4Cl 溶液的反应。

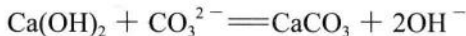


7. 对微溶物 [通常指 CaSO_4 、 $\text{Ca}(\text{OH})_2$ 、 Ag_2SO_4 、 MgCO_3 等] 要根据实际情况来判断。

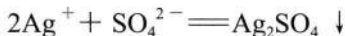
(1) 当反应里有微溶物处于溶液状态时, 应写成离子式, 如盐酸加入澄清石灰水:



(2) 当反应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:



(3) 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:



(4) 对于中强酸 (H_3PO_4 、 H_2SO_3 等) 在离子方程式中写化学式。

8. 具有强氧化性的微粒与强还原性微粒相遇时, 首先要考虑氧化还原反应, 不能只简单地考虑复分解反应。

(三) 离子在溶液中不能大量共存的几种情况

1. H^+ 与所有弱酸阴离子和 OH^- 不能大量共存, 因生成弱电解质 (弱酸) 和水。

2. OH^- 与所有弱碱阳离子、 H^+ 、弱酸的酸式酸根离子不能大量共存, 因生成弱碱、弱酸盐和水。

3. 发生复分解反应生成弱电解质、沉淀和气体者不能大量共存。

4. 发生氧化还原反应的不能大量共存, 如 Fe^{3+} 与 S^{2-} , Fe^{2+} 与 $\text{NO}_3^- (\text{H}^+)$, S^{2-} 与 $\text{SO}_3^{2-} (\text{H}^+)$ 等。

5. 某些弱酸根与弱碱根不能大量共存, 如 S^{2-} 、 HCO_3^- 、 AlO_2^- 、 CO_3^{2-} 与 Fe^{3+} 、 Al^{3+} 等不共存。

6. NH_4^+ 与 AlO_2^- 、 NH_4^+ 与 SiO_3^{2-} 不能大量共存。

7. 发生络合反应的离子不能大量共存, 如 Fe^{3+} 与 SCN^- 、 Ag^+ 与 $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$ 。
8. 有色离子 (有时为附加条件): Cu^{2+} (蓝)、 Fe^{3+} (棕黄)、 MnO_4^- (紫红色)、 $\text{Fe}(\text{SCN})^{2+}$ (血红色) 等。

三、胶体

- 定义: 分散质微粒的直径大小在 $10^{-9} \sim 10^{-7} \text{m}$ 的分散系叫胶体。
- 胶体的类型
 - 气溶胶: 烟、云、雾。
 - 液溶胶: AgI 水溶胶、 $\text{Fe}(\text{OH})_3$ 等。
 - 固溶胶: 烟水晶、有色玻璃等。
- 渗析: 指因胶体粒子不能透过半透膜, 所以把混有离子或分子杂质的胶体装入半透膜的袋里, 并把此袋放在溶剂中, 从而使离子或分子从胶体溶液里分离的操作, 常用于精制某些胶体。
- 胶体的制备方法
 - 物理分散法: 把难溶于水的物质颗粒分散成 $1 \sim 100 \text{nm}$ 的胶粒溶于水, 如研磨分散法。
 - 化学凝聚法: 通过复分解反应使产物分子逐步凝聚为胶体。如:

$$\text{AgNO}_3 + \text{KI} = \text{AgI}(\text{胶体}) + \text{KNO}_3$$

$$\text{FeCl}_3 + 3\text{H}_2\text{O} \xrightarrow{\Delta} \text{Fe}(\text{OH})_3(\text{胶体}) + 3\text{HCl}$$
- 胶体的性质
 - 丁达尔效应: 让光线透过胶体时由于胶体微粒对光线有散射作用, 所以从入射光的垂直方向 (或从侧面) 可以看到一道光的“通路”, 此现象叫丁达尔现象。溶液无此现象, 用此法可鉴别胶体和溶液。
 - 布朗运动: 在胶体里由于分散剂分子从各个方向撞击胶体微粒而形成的不停的、无秩序的运动叫布朗运动。
 - 电泳: 在外加电场的作用下胶体里的微粒在分散剂里向阴极或阳极做定向移动的现象叫做电泳。电泳证明了胶粒带电荷, 常用于分离胶粒或提纯胶体。
 - 聚沉: 在一定条件下, 使胶粒聚集成较大的颗粒形成沉淀, 从分散剂里析出的过程叫胶体聚沉。其方法有: ①加热; ②加入强电解质溶液; ③加入带相反电荷的另一种胶体。

6. 胶体微粒所带的电荷：胶体表面积大，具有很强的吸附作用，可吸附胶体中的阴离子或阳离子而带电。一般来说，金属氢氧化物、金属氧化物的胶粒吸附阳离子，胶体微粒带正电荷；非金属氧化物、金属硫化物的胶体微粒吸附阴离子，胶体微粒带负电荷。同一溶胶微粒带有同种电荷具有静电斥力，这是胶体稳定的主要原因，布朗运动是胶体较稳定的次要原因。



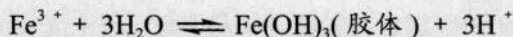
小贴士：

①胶体的电荷是指胶体中胶体微粒带有的电荷，而不是胶体带电荷，整个胶体是电中性的。

②分子胶体微粒大都不带电，如淀粉溶液。

③书写胶体制备的反应方程式时，生成的不溶物质不写“↓”符号，这是因为胶粒带同种电荷相互排斥，没有凝集成大颗粒而沉淀下来。

④制备 $\text{Fe}(\text{OH})_3$ 胶体溶液是向沸水中滴加 FeCl_3 饱和溶液。其离子方程式为：



制备 AgI 胶体是将 8 ~ 10 滴 0.01mol/L 的 AgNO_3 溶液滴入 10mL 0.01mol/L 的 KI 溶液中（浓度不能大，否则要产生 AgI 沉淀）。

⑤电解质溶液聚沉作用大小除和电解质溶液及电解质离子本性有关外，一般是离子的电荷数越多，离子半径越小，聚沉能力越大。如：使带负电荷胶粒聚沉的阳离子 $\text{Al}^{3+} > \text{Fe}^{3+}$ ；使带正电荷胶粒聚沉的阴离子能 $[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{4-} > [\text{Fe}(\text{CN})_6]^{3-}$ ，但淀粉胶体微粒因不吸附离子而不带电荷，所以加入少量电解质不凝聚，也无电泳现象。