

卫生部规划教材·供高职、高专药学专业用

· 全国高等职业技术教育配套教材 ·

# 无机化学学习指导

主 编 黄南珍 · 副主编 欧英富



人民卫生出版社

全国高等职业技术教育配套教材

供高职、高专药学专业用

# 无机化学学习指导

主 编 黄南珍

副主编 欧英富

编 者(以姓氏笔画为序)

王余保(湖北省卫生学校)

许鸣芬(山东省济南卫生学校)

何萍芬(河南省职工医学院)

李培凡(天津医学高等专科学校)

李新民(山东省中医药学校)

陈先玉(重庆药剂学校)

段穗芳(广东省佛山职工医学院)

欧英富(大连医科大学丹东分校)

黄南珍(湖北省卫生学校)

赖国华(浙江医学职业技术学院)

人民卫生出版社

### 图书在版编目(CIP)数据

无机化学学习指导/黄南珍主编. —北京:  
人民卫生出版社, 2003

ISBN 7-117-05538-3

I. 无… II. 黄… III. 无机化学-自学参考资料  
IV. 061

中国版本图书馆 CIP 数据核字 (2003) 第 039933 号

### 无机化学学习指导

---

主 编: 黄南珍

出版发行: 人民卫生出版社(中继线 67616688)

地 址: (100078)北京市丰台区方庄芳群园 3 区 3 号楼

网 址: <http://www.pmph.com>

E-mail: [pmph@pmph.com](mailto:pmph@pmph.com)

印 刷: 潮河印业有限公司

经 销: 新华书店

开 本: 787×1092 1/16 印张: 9.75

字 数: 218 千字

版 次: 2003 年 7 月第 1 版 2003 年 7 月第 1 版第 1 次印刷

标准书号: ISBN 7-117-05538-3/R·5539

定 价: 14.00 元

著作权所有, 请勿擅自用本书制作各类出版物, 违者必究

(凡属质量问题请与本社发行部联系退换)

# 前 言



《无机化学学习指导》是全国高等职业技术教育药学专业卫生部规划教材《无机化学》的配套教材。本配套教材共分四篇：第一篇《无机化学》知识模块精要及问题解析；第二篇《无机化学》习题及解答；第三篇水平测试；第四篇生命过程中一些重要的无机物。

编写本配套教材总的指导原则是：跳出重复知识要点和罗列习题的框框，给学生以更新的知识 and 掌握知识的方法。

第一篇将《无机化学》中的主要内容按知识结构特点，分为三大部分：结构、原理、元素与化合物。各部分内又分若干个知识模块。编写中既强调指明各模块内的“精要”知识，更注重它们之间的联系，同时也“点拨”了学习的方法要领。“精要”中，包含各模块的重点，也包含了一些难点解析。编写第一篇的目的，就是要教会学生把“难点”读懂，把“厚书”读“薄”，让一些看起来联系不大的知识在头脑中融会贯通，而且实现新的升华。

第二篇编入了一些习题及解答。一部分是原教材中部分习题解答，目的在于给学习有一定困难的学生提供帮助；另外增编了有一定难度的自测题及阶段测试题，自测题能给一些学有余力的学生自学时提供方便；阶段测试是对每阶段学习效果的检测，以便及时发现和攻克薄弱环节。

第三篇的水平测试是对本门课程学习结束后的学习自评。在测试过程中查漏补缺，以便更扎实地掌握《无机化学》这门重要的课程，为今后学习专业课程奠定基础。

第四篇收集了一些生命过程中的无机物等各方面的知识，力求在科学性的基础上同时体现出通俗性、趣味性；传播一些反映新领域、新动态的新知识，借以扩大学生的阅读面，激发学生学化学、学药学的兴趣。

总之，在编写这本配套教材时，我们刻意引导学生学会关注知识点，善于把知识“点”连成“线”，把“线”扩展成“面”，以最浓厚的兴趣，最佳的心态，最有效的方法到知识的海洋中去寻觅……

主编 黄南珍

2003年5月

# 目 录



第一篇 《无机化学》知识模块精要及问题解析 .....	1
一、结构部分 .....	1
(一) 各模块知识要点 .....	1
(二) 各模块知识联系 .....	3
(三) 学习方法点拨 .....	3
(四) 问题解析 .....	4
二、原理部分 .....	8
(一) 各模块知识要点 .....	8
(二) 各模块知识联系 .....	10
(三) 学习方法点拨 .....	10
(四) 问题解析 .....	10
三、元素部分 .....	14
(一) 各模块知识要点 .....	14
(二) 元素与化合物性质的规律性 .....	14
(三) 学习方法点拨 .....	19
(四) 问题解析 .....	19
第二篇 《无机化学》习题及解答 .....	25
一、原子结构 .....	25
(一) 自测题 .....	25
(二) 自测题参考答案 .....	27
(三) 教材第二章习题参考答案 .....	27
二、分子结构 .....	28
(一) 自测题 .....	28
(二) 自测题参考答案 .....	29
(三) 教材第三章习题参考答案 .....	30
(四) 教材第二、三章阶段测试题及解答 .....	31

三、溶液 .....	34
(一) 自测题 .....	34
(二) 自测题参考答案 .....	38
(三) 教材第四章习题参考答案 .....	40
四、胶体溶液及物质的表面现象 .....	42
(一) 自测题 .....	42
(二) 自测题参考答案 .....	44
(三) 教材第五章习题参考答案 .....	45
(四) 教材第四、五章阶段测试题及解答 .....	45
五、化学反应速率和化学反应的限度 .....	50
(一) 自测题 .....	50
(二) 自测题参考答案 .....	53
(三) 教材第六章习题参考答案 .....	55
六、酸碱平衡 .....	55
(一) 自测题 .....	55
(二) 自测题参考答案 .....	57
(三) 教材第七章习题参考答案 .....	57
七、难溶电解质的沉淀——溶解平衡 .....	59
(一) 自测题 .....	59
(二) 自测题参考答案 .....	61
(三) 教材第八章习题参考答案 .....	64
(四) 教材第六、七、八章阶段测试题及解答 .....	68
八、氧化还原与电极电势 .....	73
(一) 自测题 .....	73
(二) 自测题参考答案 .....	74
(三) 教材第九章习题参考答案 .....	76
九、配位化合物和生物元素 .....	77
(一) 自测题 .....	77
(二) 自测题参考答案 .....	78
(三) 教材第十章习题参考答案 .....	80
(四) 教材第九、十章阶段测试题及解答 .....	81
十、S 区重要元素及其化合物 .....	86
(一) 自测题 .....	86
(二) 自测题参考答案 .....	87
(三) 教材第十一章习题参考答案 .....	88
十一、P 区元素及其化合物 .....	88
(一) 自测题 .....	88
(二) 自测题参考答案 .....	92

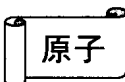
(三) 教材第十二章习题参考答案 .....	93
十二、d 区重要元素及其化合物 .....	95
(一) 自测题 .....	95
(二) 自测题参考答案 .....	96
(三) 教材第十三章习题参考答案 .....	97
(四) 教材第十一、十二、十三章阶段测试题及解答 .....	98
<b>第三篇 水平测试</b> .....	101
期末水平测试题一 .....	101
期末水平测试题二 .....	107
期末水平测试题三 .....	112
期末水平测试题四 .....	116
期末水平测试题五 .....	120
期末水平测试题六 .....	126
期末水平测试题七 .....	133
<b>第四篇 生命过程中的一些重要无机物</b> .....	138
一、生命中的金属离子 .....	138
(一) 金属离子-生命的钥匙 .....	138
(二) 钙、钾、钠、镁、铁、锌——生命中的重要作用 .....	139
(三) 来自“天堂”和“地狱”的元素 .....	141
二、“石头”里的“灵丹妙药” .....	143
(一) 传说中的“仙丹”“奇石” .....	143
(二) 矿物类中药 .....	145
三、西医药中的无机物 .....	147
(一) 常用的含卤素药物 .....	147
(二) 常用的含氧族元素药物 .....	148
(三) 常用的含氮族元素药物 .....	148
(四) 常用的含碳族和硼族元素药物 .....	148
(五) 常用的含碱金属和碱土金属元素药物 .....	149
(六) 常用的含过渡元素药物 .....	149

# 第一篇

## 《无机化学》知识模块精要 及问题解析

### 一、结构部分

#### (一) 各模块知识要点



1. 原子的组成
- |             |       |          |
|-------------|-------|----------|
| 原子          | 原子核 { | 质子(Z)个   |
|             |       | 中子(A-Z)个 |
| $({}^A_ZX)$ |       | 核外电子(Z个) |
- (A表示原子质量数, Z表示质子数)

#### 2. 原子核外电子运动状态的描述

(1) 电子云: 用小圆点形象地描述电子在原子核外某区域出现的“机会”多少或“几率”大小, 是从统计的角度来说明微观粒子运动规律的一种特殊方式。

(2) 四个量子数: 全面描述电子在核外空间运动状态, 它们是:

主量子数( $n$ ): 也称电子层, 是描述核外电子运动离核远近的数值, 是决定电子运动能量高低的主要参数。

副量子数( $l$ ): 即电子亚层, 是描述电子云形状的数值, 是决定电子运动能量的另一个重要参数。

磁量子数( $m$ ): 是描述电子云在空间的伸展方向的数值。

自旋量子数( $m_s$ ): 是描述电子自旋方向的数值。  $m_s = \pm \frac{1}{2}$

$n, l, m$  之间的关系:

$$l = 0, 1, 2, \dots (n-1)$$

$$m = 0, \pm 1, \pm 2, \dots \pm l$$

各电子层最多容纳的电子数为  $2n^2$

#### 3. 原子核外电子的排布规律:





- (1) 保利不相容原理
- (2) 能量最低原理
- (3) 洪特规则
4. 元素周期律—元素主要性质随核电荷数递增呈周期性变化
  - (1) 原子的最外层电子排布呈周期性变化
  - (2) 原子半径呈周期性变化
  - (3) 元素金属性、非金属性呈周期性变化
  - (4) 化合价及电负性呈周期性变化
5. 元素周期表—元素周期律的具体表现形式
  - (1) 元素周期表的结构: 七个周期

元素所处的周期序数 = 元素原子的电子层数

十六个族 { 八个主族 主族序数 = 价电子数 (0 族除外)  
               { 八个副族

四个区 {  $s$  区 I A、II A 族  
           {  $p$  区 III A ~ VII A 0 族  
           {  $d$  区 I B ~ VII B VIII 族  
           {  $f$  区 镧系 锕系

(2) 元素周期表中元素性质的递变规律

同周期元素: 从左至右金属性渐弱, 非金属性渐强

同主族元素: 从上至下金属性渐强, 非金属性渐弱

## 分子

1. 化学键: 分子或晶体内, 相邻的原子 (或离子) 间一种强烈的相互作用力。

化学键 { 离子键  
           { 共价键 { 按极性分类 { 极性共价键  
                   (含配位键) { 非极性共价键  
                                   { 按电子云重叠方式分类 {  $\sigma$  键  
   {  $\pi$  键  
           { 金属键

2. 共价键理论

(1) 现代价键理论: 能从本质上说明共价键的形成和特征。

关键词: 自旋相反 电子配对 原子轨道最大程度重叠

(2) 杂化轨道理论: 是对现代价键理论的补充, 较好地说明多原子分子的空间构型。

关键词: 同一原子 能量相近的轨道发生杂化

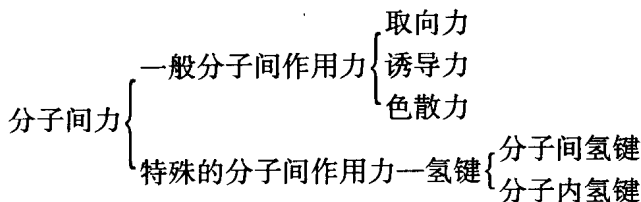
等性与不等性杂化 成键能力增强

3. 共价键的极性与分子的极性

共价键的极性取决于成键原子间共用电子对是否偏移

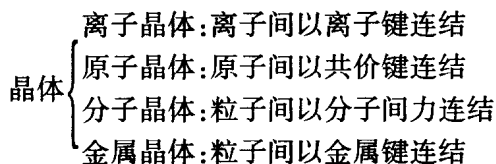
分子的极性取决于分子中的正、负电荷重心是否重合

4. 分子间力:是使分子聚集在一起的作用力,是决定物质熔点、沸点和溶解度等物理性质的主要因素。

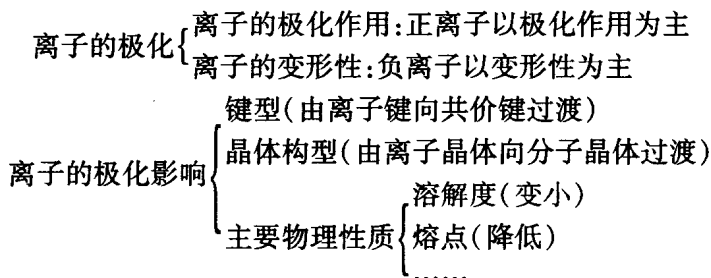


## 晶体

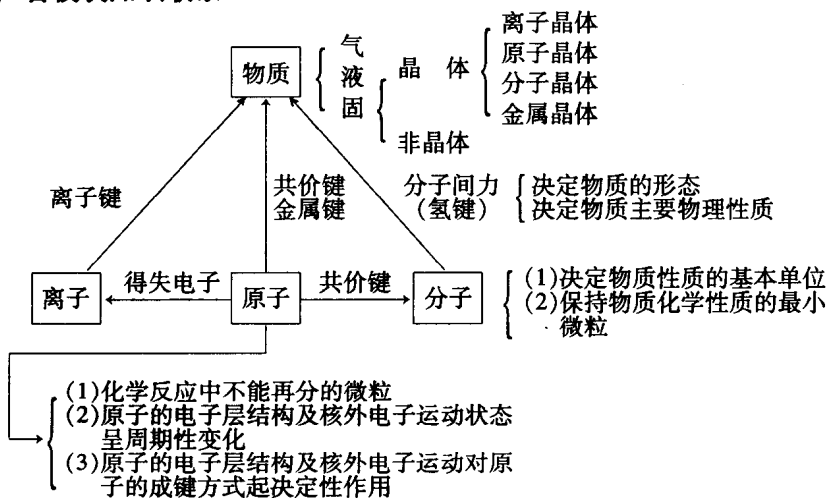
1. 晶体:是固体物质存在的一种形式(质点有序排列)



2. 离子的极化



### (二) 各模块知识联系



### (三) 学习方法点拨

## 1. 明确学习本模块知识的主要目的

学习原子结构的有关知识,不要把重点放在原子结构理论本身,而是要学会用这些基本知识来说明元素周期律的本质,元素周期表的结构,元素的主要性质。

学习分子结构的有关知识,目的也不在于分子结构理论本身,而在于从本质上了解物质的主要性质及其化学变化的规律。

2. 学习过程中处理好“抽象”与“具体”,“微观”与“宏观”的关系,要善于用具体的实物或比喻来理解抽象的概念,又能自如地脱离实物来说明抽象概念的本质(如用模型来说明各种形状的电子云)。

理解描述“微观粒子”与“宏观物体”运动规律所采用的完全不同的方法:

微观粒子的运动,具有“测不准”的特征,因此只能用统计的方法,测出“几率”大小,一般用小圆点来描述。

宏观物体运动,如火车、汽车的运动,一般随时随地都可“测准”其运动状态(速度及方向)。在物理学上已学习过各种宏观的描述方法,它们比起描述微观粒子的运动来要方便得多。

## (四) 问题解析

1. 为什么原子核外电子排布中,最外层电子数不超过 8 个,次外层电子数不超过 18 个?

答:我们已经知道,根据核外电子排布规律,每层电子数可达到  $2n^2$  个。但最外层电子数不超过 8 个,即无论最外层是第几层,无论这一层有多大的空间,可容纳多少电子,只要是最外层,电子数都不超过 8 个。这是因为电子除受原子核的吸引外,电子之间还存在着相互排斥的作用,这种相互排斥作用导致外层电子渗入内层使其能量降低,称之为钻穿效应;而内层电子使外层电子能量升高,称之为屏蔽效应。这两种效应导致能级交错现象的发生,这就是  $4s < 3d$ ,  $5s < 4d$ ,  $6s < 5d$  的原因;同理,  $6s < 4f$ ,  $7s < 5f$ ,  $6p < 5f$ ,  $7p < 6f$ 。现以钾为例,钾的原子序数为 19,19 个电子的排布是  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$ ,而不是  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^1$ ,最外层电子是 1 个,而不是 9 个。可以看出,由于内层  $d$  轨道电子的能量比外层  $s$  轨道电子的能量高, $d$  轨道电子总是在次外层,最外层不会有  $d$  轨道电子,因此最外层电子数不会超过 8 个。再以 79 号元素金为例,金原子核外 79 个电子的排布顺序是  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^{10} 4f^4 5s^2 5p^6 5d^{10} 6s^1$ ,而不是  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^{10} 4f^4 5s^2 5p^6 5d^{10} 5f^1$ ,由于最外层( $n$ )的  $s$  轨道电子的能量比倒数第三层( $n-2$ )的  $f$  轨道电子的能量低,最外层( $n$ )的  $p$  轨道电子的能量比次外层( $n-1$ )的  $f$  轨道电子的能量低,它们的能量高低顺序是  $6s < 4f < 5d < 6p < 7s < 5f$ 。 $f$  电子的填充总是在倒数第三层上,次外层不会有  $f$  电子,因此次外层电子数不会超过 18 个。

2. 外层电子构型、价电子构型、外围电子构型和价层电子构型,各有何区别和联系?

答:(1) 外层电子构型:指最外层电子分布式,只适用于表示主族元素原子。

(2) 价层电子构型:价电子所在的亚层统称价层。原子的价层电子构型是指价层电子的分布式,但价层中的电子不一定是价电子,例如 Ag 的价层电子构型为  $4d^{10} 5s^1$ ,而其化合价只有 +1, +2, +3。

(3) 价电子构型、外围电子构型:外围电子构型是价层电子构型的前称,实为一回事。价电子构型与价层电子构型相同。是价层电子构型的简称。

现举例如下:

元素	电子分布式	外层电子构型	价层电子构型(外围电子构型,价电子构型)
<sub>11</sub> Na	[Ne]3s <sup>1</sup>	3s <sup>1</sup>	3s <sup>1</sup>
<sub>35</sub> Br	[Ar]3d <sup>10</sup> 4s <sup>2</sup> 4p <sup>5</sup>	4s <sup>2</sup> 4p <sup>5</sup>	4s <sup>2</sup> 4p <sup>5</sup>
<sub>83</sub> Bi	[Xe]4f <sup>14</sup> 5d <sup>10</sup> 6s <sup>2</sup> 6p <sup>3</sup>	6s <sup>2</sup> 6p <sup>3</sup>	6s <sup>2</sup> 6p <sup>3</sup>
<sub>79</sub> Au	[Xe]4f <sup>14</sup> 5d <sup>10</sup> 6s <sup>1</sup>	—	5d <sup>10</sup> 6s <sup>1</sup>
<sub>23</sub> V	[Ar]3d <sup>3</sup> 4s <sup>2</sup>	—	3d <sup>3</sup> 4s <sup>2</sup>
<sub>80</sub> Hg	[Xe]4f <sup>14</sup> 5d <sup>10</sup> 6s <sup>2</sup>	—	5d <sup>10</sup> 6s <sup>2</sup>
<sub>59</sub> Pr	[Xe]4f <sup>3</sup> 6s <sup>2</sup>	—	4f <sup>3</sup> 6s <sup>2</sup>
<sub>71</sub> Lu	[Xe]4f <sup>14</sup> 5d <sup>1</sup> 6s <sup>2</sup>	—	4f <sup>14</sup> 5d <sup>1</sup> 6s <sup>2</sup>
<sub>94</sub> Pu	[Rn]5f <sup>6</sup> 7s <sup>2</sup>	—	5f <sup>6</sup> 7s <sup>2</sup>

### 3. 为什么有些分子或离子中会形成大 $\pi$ 键(离域 $\pi$ 键)?

答:一般的  $\pi$  键成键电子活动范围局限在成键两个原子之间,属于定域  $\pi$  键,又称小  $\pi$  键。由三个或三个以上原子之间的电子云肩并肩形成的  $\pi$  键称为大  $\pi$  键,又称离域  $\pi$  键。

为什么一些分子或离子中会形成离域  $\pi$  键(大  $\pi$  键)呢?这是因为形成离域  $\pi$  键后, $\pi$  电子的活动范围增大,可以释放出额外的离域能,导致体系的能量降低,使体系更趋稳定的缘故。在有机化学中我们会经常接触到这类知识。

### 4. 什么情况下发生等性杂化? 什么情况下发生不等性杂化?

答:所谓等性杂化,是指每个杂化轨道所含成分完全等同的杂化。如果杂化轨道成分不完全等同,则称为不等性杂化。我们知道在  $\text{CH}_4$ 、 $\text{H}_2\text{O}$ 、 $\text{NH}_3$  等分子中的 C、O、N 等原子在与 H 原子化合过程中都发生了  $sp^3$  杂化。其中 C 原子是  $sp^3$  等性杂化, O、N 原子是  $sp^3$  不等性杂化,那么怎样判断分子的中心原子发生了等性杂化,还是不等性杂化? 首先要判断中心原子是否存在孤对电子,其次看化合过程中成键的原子是否相同。

中心原子是否存在孤对电子是导致等性杂化或不等性杂化的根本原因。C 原子在杂化过程中参加杂化的 1 个 s 轨道和 3 个 p 轨道中都只有 1 个电子,没有孤对电子,而且与其化合的 4 个原子都相同,在这种情况下, $\text{CH}_4$  中的 C 原子发生了  $sp^3$  等性杂化; $\text{NH}_3$  和  $\text{H}_2\text{O}$  中的 N 和 O 原子参加杂化的轨道有孤对电子,所以 N 和 O 原子发生了  $sp^3$  不等性杂化。同理,由于  $\text{BH}_3$  分子中的 B 原子参加杂化的轨道没有孤对电子,而且与 B 化合的三个原子都相同,所以, B 原子发生了  $sp^2$  等性杂化;在  $\text{PH}_3$  分子中的 P 原子参加杂化的轨道有孤对电子,所以, P 原子发生了  $sp^3$  不等性杂化。

化合过程中成键的原子不相同,是引起不等性杂化的另一重要原因。如: $\text{CH}_4$ 、 $\text{CH}_3\text{Cl}$ 、 $\text{CH}_2\text{Cl}_2$  和  $\text{CHCl}_3$ ,其中  $\text{CH}_4$  分子中 C 原子发生了  $sp^3$  等性杂化, $\text{CH}_3\text{Cl}$ 、 $\text{CH}_2\text{Cl}_2$  和  $\text{CHCl}_3$  分子中 C 原子则发生了  $sp^3$  不等性杂化。

### 5. 由极性键结合的多原子分子,如何确定分子的极性?

答:在多原子分子中,如: $\text{CO}_2$ 、 $\text{BH}_3$ 、 $\text{CH}_4$ ,分子中键有极性,整个分子不显极性,而  $\text{SO}_2$ 、 $\text{NH}_3$ 、 $\text{H}_2\text{O}$  等分子中键有极性,整个分子也有极性。只要分析这些分子的分子结构,不难看出, $\text{CO}_2$ 、 $\text{BH}_3$ 、 $\text{CH}_4$  等分子中的中心原子都无孤对电子,成键数与价层电子对数相等,因此,整个分子构型是对称的,正电荷重心与负电荷重心重合,键的极性抵消,整个分

子无极性。而  $\text{SO}_2$ ,  $\text{NH}_3$ ,  $\text{H}_2\text{O}$  等分子的中心原子都有孤对电子,成键数与价层电子对数不相等,因此,整个分子构型不对称,正电荷重心与负电荷重心不重合,键的极性不能抵消,整个分子有极性。一般说来,由极性键结合的多原子分子中,中心原子没有孤电子对,发生了等性杂化,且结合的原子(配位原子)是同一种原子,则这种分子一定无极性。若中心原子有孤电子对,发生了不等性杂化,无论结合的原子(配位原子)是同一种原子还是不同种原子,这种分子都有极性。

6. 试用杂化轨道理论说明下列物质分子的中心原子可能采取的杂化类型,并预测其分子或离子的几何构型及极性。



答: B 的价电子构型为  $2s^2 2p^1$ , 化合时, 价电子处于激发态, 排布为  $2s^1 2p^2$ , 进行等性  $sp^2$  杂化, 无孤电子对存在。

P 的价电子构型为  $3s^2 3p^3$ , 化合时, 进行不等性  $sp^3$  杂化, 有 1 对孤电子对存在。

S 的价电子构型为  $3s^2 3p^4$ , 化合时, 进行不等性  $sp^3$  杂化, 有 2 对孤电子对存在。

Si 的价电子构型为  $3s^2 3p^2$ , 化合时, 价电子处于激发态, 排布为  $3s^1 3p^3$ , 进行等性  $sp^3$  杂化, 无孤电子对存在。

C 的价电子构型为  $2s^2 2p^2$ , 化合时, 价电子处于激发态, 排布为  $2s^1 2p^3$ , 进行等性  $sp$  杂化, 无孤电子对存在。

N 的价电子构型为  $2s^2 2p^3$ , 形成  $\text{NH}_4^+$  时, 由不等性  $sp^3$  杂化变成等性  $sp^3$  杂化, 无孤电子对存在(孤电子对被  $\text{H}^+$  接受)。见下表:

分子或离子	$\text{BBr}_3$	$\text{PH}_3$	$\text{H}_2\text{S}$	$\text{SiCl}_4$	$\text{CO}_2$	$\text{NH}_4^+$
中心原子杂化类型	等性 $sp^2$ 杂化	不等性 $sp^3$ 杂化	不等性 $sp^3$ 杂化	等性 $sp^3$ 杂化	等性 $sp$ 杂化	等性 $sp^3$ 杂化
分子或离子的几何构型	正三角形	三角锥形	"V"字形	正四面体	直线形	正四面体
分子或离子的极性	无极性	有极性	有极性	无极性	无极性	有极性

7. 比较下列各组中化合物的离子极化作用的强弱, 并预测溶解度的相对大小。  
(1)  $\text{ZnS}$ ,  $\text{CdS}$ ,  $\text{HgS}$  (2)  $\text{CaS}$ ,  $\text{FeS}$ ,  $\text{ZnS}$ 。

答: 第(1)组物质中的阴离子相同, 阳离子:  $\text{Zn}^{2+}$ ,  $\text{Cd}^{2+}$ ,  $\text{Hg}^{2+}$  均为 18 电子构型, 极化力、变形性均较大, 由于  $\text{Zn}^{2+}$ ,  $\text{Cd}^{2+}$ ,  $\text{Hg}^{2+}$  的半径逐渐增大, 变形性增大, 离子极化作用由弱到强, 所以溶解度由大到小的顺序是  $\text{ZnS}$ ,  $\text{CdS}$ ,  $\text{HgS}$ 。

第(2)组物质中阴离子相同, 阳离子电荷相同, ( $\text{Ca}^{2+}$ ) 的电子构型为 8 电子构型, ( $\text{Fe}^{2+}$ ) 的电子构型为 9~17 电子构型, ( $\text{Zn}^{2+}$ ) 的电子构型为 18 电子构型, 离子极化作用由弱到强, 所以溶解度由大到小的顺序是  $\text{CaS}$ ,  $\text{FeS}$ ,  $\text{ZnS}$ 。

8. 离子晶体在水中溶解度的相对大小有何规律?

答: 离子极化程度小的离子晶体在水中溶解度相对大小, 大致有如下规律:

小的阳离子与大的阴离子("小一大")、大的阳离子与小的阴离子("大一小")组成的离子晶体, 溶解度相对较大; 小的阳离子与小的阴离子("小一小")、大的阳离子与大的阴离子("大一大")组成的离子晶体, 溶解度相对较小。如:  $\text{Mg}(\text{OH})_2$  ("小一小") 的溶解度相

对较小,而  $\text{Ba}(\text{OH})_2$  (“大一小”)的溶解度相对较大; $\text{MgSO}_4$  (“小一大”)的溶解度相对较大,而  $\text{BaSO}_4$  (“大一”)的溶解度相对较小。这与离子晶体的晶格能和离子的水合能的大小有关(晶格能大对溶解不利,水合能大对溶解有利)。我国的化学工作者,就离子的半径( $r_+$ ,  $r_-$ )对离子晶体的晶格能、水合能以及对离子晶体溶解度的影响,进行了定量研究,提出了无机盐溶解度判据-0.75 规则。此规则指出,同一系列离子晶体溶解度相对大小有如下规律:

$r_+/r_- \approx 0.75$  时,溶解度最小。

$r_+/r_- < 0.75$  时,溶解度随  $r_+/r_-$  增大而减小。

$r_+/r_- > 0.75$  时,溶解度随  $r_+/r_-$  增大而增大。

要注意上述规律只适用于离子极化作用很小的离子晶体。对于离子极化作用强的离子晶体,其溶解度相对大小的规律是:离子极化作用越强,在水中溶解度越小。这是因为离子极化作用越强,键的离子成分越少,共价成分越多。极化作用的强弱决定于离子电荷、离子半径及离子的电子构型。晶体中阳离子电荷越高、阴离子半径越大,极化作用越强。尤其是非 8 电子构型阳离子组成的晶体,极化作用最强,溶解度也最小,如:  $\text{AgI}$ ,  $\text{HgS}$  等。

9. 各类晶体物质的熔点、沸点与晶体质点间的作用力有何关系?

答:晶体物质熔化或沸腾,只须不同程度地克服相应晶体内晶格结点粒子之间的作用力,而不改变结点上粒子内部结合力的性质,因此各类晶体物质的熔点、沸点只决定于相应晶体内晶格结点粒子之间的作用力的性质。对此,不同类型的晶体情况有所不同。

分子晶体晶格结点上排列的是分子,结点之间的作用力是分子间力。分子晶格熔化,只是部分地克服分子间力,沸腾成为单个分子,可近似认为克服分子间全部作用力。由于分子间力较化学键要弱得多,所以分子晶体物质一般熔点、沸点较低。

离子晶体晶格结点上排列的是离子,结点之间的作用力是离子键。然而离子晶体熔化、沸腾克服的并不是离子键的全部键能,也不是克服全部晶格能。因为离子晶体沸腾不是成为单个的气态离子,而只是离子对或离子群。由于离子对或离子群内的极化作用比晶体中的要强,离子对或离子群内共价成分增大,所以离子晶体熔化或沸腾只需克服阴、阳离子间的部分库仑引力或者说部分晶格能。但毕竟离子间的库仑引力比分子间力要大得多,故离子晶体物质有较高的熔点、沸点。

原子晶体晶格结点上排列的是原子,结点之间的作用力是共价键。金属晶体晶格结点上排列的是金属原子或金属阳离子,金属晶体内的作用力是金属键。因而前者熔点、沸点很高,后者一般较高,但并非一定要破坏全部键使之成为单个粒子。

10. 怎样用金属键理论来解释金属具有的物理性质?

答:金属具有导电、导热和延展性,这是金属内部结构所决定的一些性质。在金属晶体中,金属原子靠金属键结合。可用金属的自由电子模型理论来说明金属键。金属的自由电子模型认为:金属原子较易失去电子成为阳离子,电离出的电子不局限属于某个金属离子;另一方面,金属离子又可以结合电子成为金属原子。因而金属中有不定域的电子即“自由电子”存在。

金属晶体内的自由电子在外电场的作用下可作定向移动形成电流,所以金属能导电。如果金属的一部分受热,则这部分粒子的能量升高,自由电子不断与粒子碰撞,在碰撞过程中,电子被结合或脱落进行着能量交换,从而将能量从金属的一部分传到其它部分,因

此,金属能导热。当金属受到外力作用时,一部分相对另一部分移动,由于自由电子的存在,金属键不会断裂而能持续地作用,使金属只发生变形而一般不会破裂。因此,金属能被压成片,抽成丝,表现出良好的延展性。

## 二、原理部分

### (一) 各模块知识要点

#### 反应速率与化学平衡

##### 1. 化学反应速率

$$(1) v = \left| \frac{\text{某反应物或生成物浓度变化值}}{\text{变化所需时间}} \right| = \left| \frac{\Delta c}{\Delta t} \right|$$

- (2) 影响  $v$  的外部因素
- 浓度、温度
  - 压强(有气体参加的反应)
  - 催化剂

##### 2. 化学平衡

(1) 化学平衡状态是可逆反应进行的最大限度状态。

(2) 化学平衡主要特征

等:正、逆反应速率相等

定:各物质平衡浓度分别保持恒定(一定条件下)

动:动态平衡

(3) 化学平衡常数  $K_c$ 、 $K_p$

- (4) 影响化学平衡的主要因素
- 浓度
  - 压强(有条件的)
  - 温度

#### 酸碱平衡

(主要根据酸碱质子理论来讨论酸碱平衡)

1. 酸碱平衡
  - ① 水的质子自递平衡及  $K_w$ 。
  - ② 弱电解质的电离平衡  $K_a$ 、 $K_b$  及有关计算。
  - ③ 弱电解质溶液中的同离子效应及盐效应。

##### 2. 酸碱平衡移动原理的应用

- (1) 酸碱指示剂
- (2) 缓冲溶液

#### 难溶电解质的沉淀-溶解平衡

1. 沉淀-溶解平衡及  $K_{sp}$

2. 沉淀-溶解平衡移动原理—溶度积规则

3. 溶度积规则的应用
- 沉淀的生成
  - 沉淀的溶解
  - 沉淀的转化
  - 分步沉淀

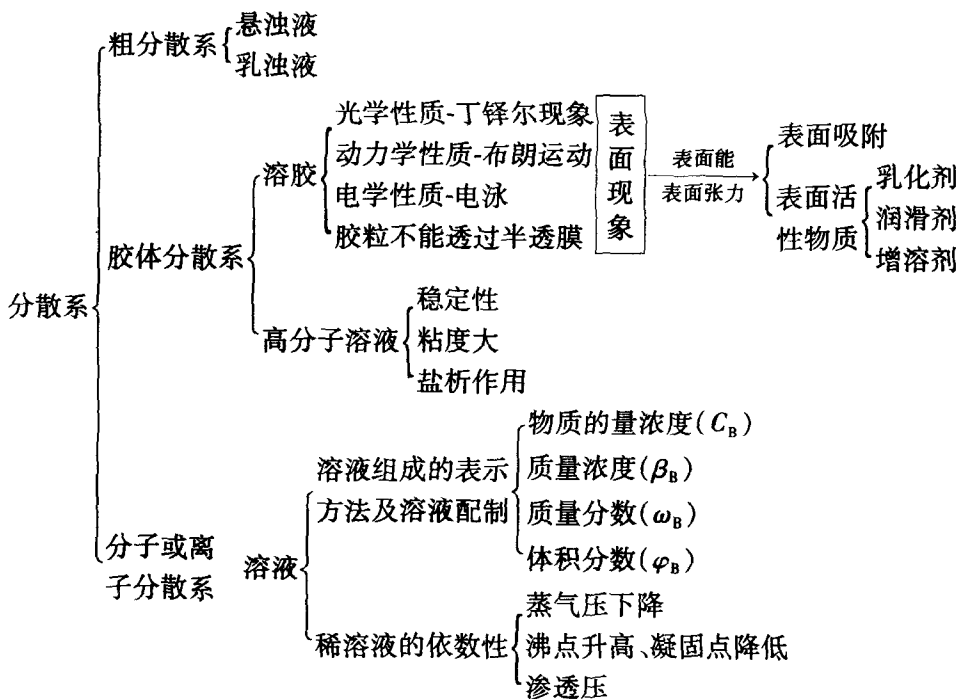
**氧化-还原平衡**

1. 氧化-还原反应的实质
2. 氧化-还原共轭关系
3. 电极电势及 Nernst 方程
4. 氧化还原反应的方向与限度
5. 氧化还原反应平衡常数与电极电势的关系

**配位平衡**

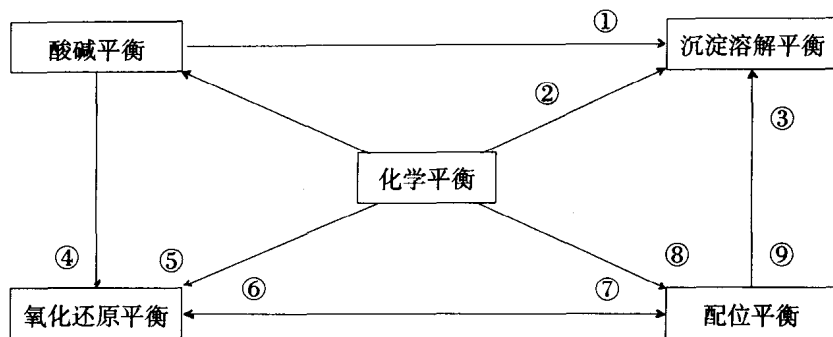
1. 配合物的形成及结构
2. 配位平衡的移动与配合物的稳定性
3.  $K_{稳}$  与  $K_{不稳}$

**分散系**





## (二) 各模块知识联系



1. 上述联系图说明:酸碱平衡、沉淀溶解平衡、氧化还原平衡、配位平衡是化学平衡在酸碱反应、沉淀反应、氧化还原反应、配位化合反应中的具体体现。这四大平衡都遵循着化学平衡的普遍原理和规律。

2. “四大平衡”各自独立而又可以互相影响,而且在体系中可能呈现出“多重平衡”。其中①、②、③分别表示酸碱平衡、氧化还原平衡、配位平衡对沉淀—溶解平衡可产生影响,即通过调节 pH、加入氧化剂或还原剂、加入配位物质,都可使沉淀—溶解平衡发生移动,导致沉淀生成、溶解、转化或分步沉淀。

④、⑤、⑥分别表示酸碱平衡、沉淀—溶解平衡,配位平衡对氧化还原平衡可产生影响,即通过调节 pH 值、沉淀的生成或溶解、加入配位物质可改变电对的电极电势,从而导致氧化—还原平衡发生移动。

⑦、⑧、⑨分别表示氧化还原平衡、酸碱平衡、沉淀—溶解平衡对配位平衡或配合物的稳定性可产生影响,即通过氧化剂或还原剂的加入、调节 pH、沉淀的生成或溶解可使配位平衡发生移动,从而影响到配合物的稳定性。

## (三) 学习方法点拨

在学习本模块内容时要把握以下几点:

## 1. 掌握共性

“四大平衡”均遵循着化学平衡的原理和规律,有着共同的特点(即“动”、“等”、“定”),有着类似的平衡常数表达式(即  $K_a$ 、 $K_b$ 、 $K_{sp}$ 、 $K$ 、 $K_{稳}$ 、 $K_{不稳}$ ),有着相同的移动规律等。

## 2. 关注联系

除了浓度、温度、压强等外界因素对各大平衡体系有直接影响外,各平衡共存时,即多重平衡的存在互相之间也会产生较大的影响而发生移动。

## 3. 突出个性

各类平衡有着自身的本质特性。

酸碱平衡的实质是共轭酸碱对间质子的传递;沉淀—溶解平衡移动时总是伴随着一种物相的生成或者消失;氧化还原平衡的实质是共轭电对间电子的转移;配位平衡是配位化合物稳定性大小的体现。

## (四) 问题解析

## 1. 活化能概念的实质指什么?