教案

**无机化学（第二版）**

**北京出版社**

### 课时分配表

|  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- |
| **章序** | **课程内容** | **课时** | **备注** |
| **1** | **绪论** | **1** |  |
| **2** | **原子结构与元素周期表** | **6** |  |
| **3** | **分子结构** | **4** |  |
| **4** | **化学基础概念和热力学基础** | **4** |  |
| **5** | **分散系** | **6** |  |
| **6** | **化学平衡** | **4** |  |
| **7** | **酸碱反应** | **4** |  |
| **8** | **氧化还原平衡与电化学基础** | **4** |  |
| **9** | **沉淀溶解平衡** | **2** |  |
| **10** | **配位化合物** | **2** |  |
| **11** | **常见金属元素及其化合物** | **4** |  |
| **12** | **常见非金属元素及其化合物** | **4** |  |
| **总计** |  | **48** |  |

### 第3课 分子结构

|  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- |
| **课题** | 分子结构 | | |
| **课时** | 4课时（180min）。 | | |
| **教学目标** | **知识技能目标：**  1.掌握共价键的基本理论，理解键参数的含义。  2.了解杂化轨道理论，理解杂化轨道与分子的几何构型的关系。  3.了解分子间作用力的种类：范德华力（包括取向力、诱导力和色散力）和分子间氢键，理解分子的极性与分子间力的关系，并会解释一些事实现象。  **思政育人目标：**  培养学生科学思维与求真精神；探索精神与哲学思考。 | | |
| **教学重难点** | **教学重点：**杂化轨道理论，杂化轨道与分子的几何构型的关系，范德华力和分子间氢键。  **教学难点：**共价键的基本理论，理解键参数的含义。 | | |
| **教学方法** | 讲授法、问答法、讨论法 | | |
| **教学用具** | 电脑、投影仪、多媒体课件、教材 | | |
| **教学设计** | 第1节课：考勤（2min）--知识讲解（40min）--作业布置（3min）  第2节课：知识讲解（40min）--课堂小结（5min）  第3节课：知识讲解（40min）--课堂小结（5min）  第4节课：知识讲解（40min）--课堂小结（3min）--作业布置（2min） | | |
| **教学过程** | **主要教学内容及步骤** | | **设计意图** |
| **考勤**  **（2min）** | ■【教师】清点上课人数，记录好考勤  ■【学生】班干部报请假人员及原因 | | 培养学生的组织纪律性,掌握学生的出勤情况 |
| **知识讲解**  （40min） | **【教师】第一节：共价键**  自然界的物质除稀有气体是单原子分子外，其他元素的原子都是通过一定的化学键结合成分子或晶体而存在的。化学上把分子或晶体中相邻原子（或离子）之间强烈的相互吸引作用称为化学键。根据原子（或离子）间相互作用方式的不同，大致上把化学键分成三种基本类型：离子键、共价键、金属键。相应形成的晶体为离子晶体、原子晶体和分子晶体、金属晶体。本章主要讨论分子的形成、分子的几何构型以及分子的相互作用。其中价键理论及杂化轨道理论为难点，为有助于理解分子的形成及构型，另外简单介绍几种分子间力，利用分子间力的理论解释一些事实现象。  共价键概念是 1916 年由美国化学家路易斯（LewisGN）提出的。他认为在 H2、O2、N2 等分子中，两个原子是由于共用电子对吸引两个相同的原子核而结合在一起的，电子成对并共用之后，每个原子都达到稳定的稀有气体原子的 8 电子结构。这种通过共用电子对形成的键叫作共价键。一般来说，电负性相差不大的元素原子之间常形成共价键。共价键形成的本质于1927 年由海特勒（HeitlerW）和伦敦（LondonF）用量子力学处理 H2 分子而得到进一步的阐明，并在此基础上逐步形成了两种共价键理论：价键理论和分子轨道理论。本章仅对价键理论作初步介绍。   1. **价键理论** 2. **共价键的形成**   海特勒和伦敦应用量子力学处理由 H 原子形成 H2分子的系统，假设有两种情况：  1. 两个 H 原子中电子的自旋方向相反。当这两个 H 原子相互靠近时，每个 H 原子核除了吸引自身的 1s 电子外，还可以吸引另一 H 原子的 1s 电子，即发生两个 1s 轨道的重叠。从电子出现的概率密度分布（电子云）来看，由于轨道的重叠，在两核间的概率密度增大，形成了高电子概率密度的区域，从而增强了核对其的吸引，同时部分抵消了两核间的排斥，此时系统能量降到最低，从而形成了稳定的化学键。但两原子也不能无限靠近，因为在更为靠近时，两核间的斥力迅速增加。在曲线上的能量最低点处，吸引和排斥达到平衡状态。  2. 两个 H 原子的自旋方向相同。当它们相互靠近时，两原子核间的电子概率密度几乎为零，两核的正电荷互斥，使系统能量升高，处于不稳定状态，不能形成化学键。  **（二）价键理论的要点**  1930 年，美国化学家鲍林把上述研究 H2 分子的成果推广到其他分子系统，发展为价键理论。价键理论的基本要点为：  1. 电子配对原理 两个键合原子互相接近时，各提供 1 个自旋方向相反的电子彼此配对，形成共价键，故价键理论又称电子配对法。例如，H2 分子的形成可表示为  H↑+H↓H↑↓H 或简写成 H∶H 或 H—H  2. 最大重叠原理 成键电子的原子轨道重叠越多，则两核间的电子概率密度越大，形成的共价键越牢固。  **（三）共价键的特征**  价键理论的两个基本要点决定了共价键具有的两种特性，即饱和性和方向性。  1. 饱和性  根据自旋方向相反的两个未成对电子，可以配对形成一个共价键，推知一个原子有几个未成对电子，就只能和同数目的自旋方向相反的未成对电子配对成键，即原子所能形成共价键的数目受未成对电子数所限制。这一特性称为共价键的饱和性。  例如，Cl 原子的电子排布为[Ne]3s23p5 ，3p 轨道中只有一个未成对电子。因此，它只能和另一个 Cl 原子中自旋方向相反而未成对的电子配对，形成一个共价键，即 Cl2 分子。当然，该 Cl 原子也可以和一个 H 原子中自旋方向相反的未成对电子配对，形成一个共价键，即 HCl 分子。但是，一个 Cl 原子决不能同时和两个 Cl 原子或两个 H 原子配对。上述形成共价键的配对电子，它们只在两个原子的核间附近运动，所以这种电子常称为定域电子。  2. 方向性  原子轨道中，除 s 轨道是球形对称没有方向性外，p、d、f 原子轨道中的等价轨道，都具有一定的空间伸展方向。在形成共价键时，只有当成键原子轨道沿合适的方向相互靠近时，才能达到最大程度的重叠，形成稳定的共价键。因此，共价键必然具有方向性，称为共价键的方向性。例如，HCl 分子中共价键的形成，假如 Cl 原子的 p 轨道中的 p*x* 有一个未成对电子，H 原子的 s 轨道中自旋方向相反的未成对电子只能沿着 *x* 轴方向与其相互靠近，才能达到原子轨道的最大重叠。  **（四）共价键的类型**  可从不同角度对共价键进行分类。  根据原子轨道重叠方式，将共价键分为 σ 键和 π 键。  原子轨道沿两原子核的连线（键轴），以“头顶头”方式重叠，重叠部分集中于两核之间，通过并对称于键轴，这种键称为 σ 键。形成 σ 键的电子称为 σ 电子，的 H—H 键、H—Cl 键、Cl—Cl 键均为 σ 键。  **二、共价键的键参数**  用来表征化学键性质的物理量，如键长、键角、键能、键级、键矩等统称为键参数。利用键参数可以判断分子的几何构型、分子的极性、分子的热稳定性等。  **（一）键长（l）**  分子中成键的两原子核间的平衡距离（即核间距），称为键长或键距，常用单位为pm（皮米）。用 X 射线衍射方法可以精确地测得各种化学键的键长。表 2-1 列举了一些共价键的键长。一般情况下，键合原子的半径越小，成键的电子对越多，其键长越短，键能越大，共价键就越牢固。  **（二）键能（E）**  键能是化学键强弱的量度。在一定温度和标准压力下，断裂气态分子的单位物质的量的化学键（即 6.022×1023 个化学键），使它变成气态原子或原子团时所需要的能量，称为键能，用符号 *E* 表示，其 SI 的单位为 kJ·mol-1 。对于双原子分子，键能在数值上等于键离解能（*D*）；对 A*m*B 或 AB*n*类的多原子分子所指的是 *m* 个或 *n* 个等价键的离解能的平均键能。表 2-1 列出了一些化学键的平均键能。从表中数据看出，共价键是一种很强的结合力。键能越大，表明该键越牢固，断裂该键所需要的能量越大。故键能可作为共价键牢固程度的参数。键能是热力学能的内函之一，化学反应中键的形成和破坏都涉及热力学能的变化。  **（三）键角（*θ*）**  在分子中，键与键之间的夹角，称为键角。键角是反映分子几何构型的重要因素之一。对于双原子分子，分子的形状总是直线形的。对于多原子分子，由于原子在空间排列不同，所以有不同的键角和几何构型。键角由实验测得。一般说来，如果知道一个分子中所有共价键的键长和键角，这个分子的几何构型就能确定。例如，H2O 分子中 O—H 键的键长和键角分别为 96 pm 和104.45°，说明水分子是 V 形结构。  **【学生】**思考、讨论。 | | **展示共价键（一），让学生更加仔细的阅读，从而激发学生的学习欲望。** |
| **作业布置**（3min） | **【教师】**布置课后作业 | | 通过课后练习，使学生巩固所学新知识 |
| **知识讲解**  （40min） | **【教师】第二节 杂化轨道理论与分子几何模型**  价键理论部分说明了分子中共价键的形成，而像 HgCl2、BF3、CH4 等分子的成键情况却不能很好地说明，并且往往不能圆满地解释分子的几何构型。例如，CH4 分子中 C原子的电子排布式是 1s2 2s2 2p2 ，p 轨道上只有 2 个未成对电子，按照价键理论，与 H 原子只能形成两个 C—H 键。但经实验测定，在 CH4 分子中有 4 个 C—H 键。  为了说明这一问题，有人提出激发成键的概念，即在化学反应中，C 原子的 2个 s 电子，其中有 1 个跃迁到 2p 轨道上去，使价电子层内具有 4 个未成对电子，这样就可能形成 4 个 C—H 键。但是问题并没有完全解决。由于 s 轨道和 p 轨道能级不同，这4 个 C—H 键的键能和键角不应相同。而实验测知 CH4 分子中的键长、键角却是相同的，CH4 分子的构型是正四面体，C 原子位于正四面体中心，H 原子分别位于四面体的顶点。  解决上述矛盾，1931年鲍林和斯莱脱在价键理论的基础上，提出杂化轨道理论。  **一、杂化理论概要**  杂化轨道的概念是从电子具有波动性及波的叠加原理引出来的。它认为一个原子和周围原子成键时所用的轨道不是原来纯粹的 s 轨道或 p 轨道，而是若干各能量相近的不同类型的原子轨道经过叠加，重新分配能量和调整伸展方向以满足成键的需要，组合成同等数目的、成键能力更强的新轨道。这种过程就称为原子轨道杂化，所得的新轨道称为杂化原子轨道，或简称为杂化轨道。道经杂化后，其角度分布及形状均发生了变化，形成的杂化轨道形状一头大、一头小，大的一头与另一原子成键时，原子轨道可以得到更大程度的重叠，所以杂化轨道的成键能力比未杂化前更强（图 2-7），使系统能量降低得更多，生成的分子也更加稳定。因此杂化轨道理论认为原子轨道在成键时会采取杂化方式。  杂化轨道类型与分子的几何构型有密切关系，由 s 轨道和 p 轨道组合形成杂化轨道的过程成为 sp 杂化。同一原子中同一价电子层有三个 p 轨道，根据组合中 p 轨道的数目不同，sp 杂化可分为 sp、sp2 、sp3 杂化三种类型。  **二、sp 杂化轨道**  sp（实际是 sp1 ）杂化是同一原子的 1 个 s 轨道和 1 个 p 轨道之间进行的杂化，形成2 个等价的 sp 杂化轨道，每个 sp 杂化轨道含1/2 s、1/2p成分。  以 HgCl2 分子的形成为例，实验测得 HgCl2 的分子构型为直线形，键角为 180°。该分子的形成过程如下：  Hg 原子的价层电子为5d106s2 ，成键时 6s 轨道上的 1 个电子激发到空的 6p 轨道上（成为激发态 6s1 6p1 ），同时发生杂化，组成 2 个新的等价的 sp 杂化轨道。每个 sp 杂化轨道均含有 1/2s轨道和 1/2p道成分，这两个轨道在同一直线上，杂化轨道间的夹角为180°，如图 2-8 所示。2 个 Cl 原子的 3p 轨道以“头对头”方式与 Hg 原子的 2 个杂化轨道大的一端发生重叠，形成两个 σ 键。所以HgCl2 分子中三个原子在一直线上，Hg 原子位于中间（又称其为中心原子）。这样就圆满地解释了HgCl2 分子的几何构型。BeCl2及Ⅱ B 族元素的其他 AB2 型直线形分子的形成过程与上述过程相似。  **三、sp2 杂化轨道**  sp2 杂化是同一原子的 1 个 s 轨道和 2 个 p 轨道进行杂化，形成 3 个等价的 sp2 轨道。以 BF3 分子的形成为例，实验测得 BF3 分子的几何构型是平面正三角形，键角为120°。该分子形成过程如下：    **四、sp3 杂化轨道**  **五、不等性杂化**  当几个能量相近的原子轨道杂化后，所形成的各杂化轨道的成分不完全相等时，即为不等性杂化。下面以 NH3 分子的形成为例予以说明。实验测定 NH3 为三角锥形，键角为 107.3°，略小于正四面体时的键角。N 原子的价层电子构型为 2s2 2p3 ，它的 1 个 s轨道和 3 个 p 轨道进行杂化，形成 4 个 sp3 杂化轨道。其中 3 个杂化轨道中各有 1 个成单电子，第 4 个杂化轨道则被成对电子所占有。3 个具有成单电子的杂化轨道分别与 H原子的 1s 轨道重叠成键，而为成对电子占据的杂化轨道不参与成键，此即不等性杂化。在不等性杂化中，由于成对电子没有参与成键，则离核较近，故其占据的杂化轨道所含s 轨道成分较多、p 轨道成分较少，其他成键的杂化轨道则相反。因此，受成对电子的影响，键的夹角小于正四面体中键的夹角。  H2O 分子的形成与此类似，其中 O 原子也采取不等性，sp3 杂化，只是 4 个杂化轨道中有 2 个被成对电子所占有。成键轨道所含 p 轨道成分更多，其键的夹角也更小，分子为角折形（或 V 形）。  **【学生】**思考、讨论。 | | **通过教师讲解，了解杂化轨道理论与分子几何构型** |
| **课堂小结**  （3min） | 【**教师**】**回顾和总结本节课的知识点。** | | 通过对所学知识的回顾，培养学生的归纳总结能力 |
| **作业布置**（3min） | **【教师】**布置课后作业 | | 通过课后练习，使学生巩固所学新知识 |
| **知识讲解**  （40min） | **【教师】第三节 分子间力**  化学键是分子中原子与原子之间的一种较强的相互作用，它是决定物质化学性质的主要因素。但对于处于一定聚集状态的物质来说，只靠化学键还是不能说明它整体的性质。分子与分子之间还存在着一种较弱的作用力。这种力虽不及化学键强烈，但气态物质能凝聚成液态，液态物质能凝固成固态，正是分子之间相互作用或吸引的结果。分子间作用力是 1873 年由荷兰物理学家范德华首先提出的，故又称范德华力。随着人们对原子、分子结构研究的深入，逐渐认识到分子间力本质上也属于一种电性引力。为了说明这种引力的由来，先介绍分子的极性与变形性。  **一、分子的极性**  任何以共价键结合的分子中，都存在带正电荷的原子核和带负电荷的电子。尽管整个分子是电中性的，但可设想分子中两种电荷分别集中于一点，各称为正电荷中心和负电荷中心，即“+”极和“-”极。如果两个电荷中心之间存在一定的距离，即形成偶极，这样的分子就有极性，称为极性分子。如果两个电荷中心重合，分子就无极性，称为非极性分子。  对于双原子分子来说，分子的极性和化学键的极性是一致的。例如，H2、O2、N2、Cl2 等分子都是由非极性共价键相结合的，它们都是非极性分子；HF、HCl、HBr、HI 等。分子由极性共价键结合，正、负电荷中心不重合，它们都是极性分子。对于多原子分子来说，分子有无极性，由分子的组成和结构而定。例如，CO2 分子中的 C—O 键虽为极性键，但由于 CO2 分子是直线形，结构对称，两边键的极性相互抵消，整个分子的正、负电荷中心重合，故 CO2 分子是非极性分子，在 H2O 分子中，H—O 键为极性键，分子为 V 形结构，分子的正、负电荷中心不重合，所以 H2O 分子是极性分子。  分子极性的大小通常用偶极矩来衡量。偶极矩（*μ*）的定义为分子中正电荷中心或负电荷中心上的荷电量（*q*）与正、负电荷中心间距离（*d*）的乘积：  ***μ*=*q*·*d***  *d* 又称偶极长度。偶极矩的 SI 单位是 C·m，它是一个矢量，规定其方向是从正极到负极。  **二、分子的变形性**  上面所讨论的分子的极性与非极性，是在没有外界影响下分子本身的属性。如果分子受到外加电场的作用，分子内部电荷的分布因同电相斥、异电相吸的作用而发生相对位移。例如，非极性分子在未受电场的作用前，正、负电荷中心重合。当受到电场作用后，分子中带正电荷的核被吸向负极，带负电的电子云被引向正极，使正、负电荷中心发生位移而产生偶极（这种偶极称为诱导偶极），整个分子发生了变形。外电场消失时，诱导偶极也随之消失，分子恢复为原来的非极性分子。  对于极性分子来说，分子原本就存在偶极（称为固有偶极），通常这些极性分子在作不规则的热运动。当分子进入外电场后，固有偶极的正极转向负电场，负极转向正电场，进行定向排。如果外电场消失，诱导偶极也随之消失，但固有偶极不变。  **三、范德华力**  分子具有极性和变形性是分子间产生作用力的根本原因。现在认为，分子间存在三种作用力，即色散力、诱导力和取向力，通称范德华力。  （一）取向力  极性与极性分子之间存在取向力。当两个极性分子接近时，由于极性分子中存在固有偶极，就会发生同极相斥、异极相吸的取向（或有序）排列。  （二）诱导力  极性分子中存在固有偶极，可以作为一个微小的电场。当非极性分子与它充分靠近时，就会被极性分子极化而产生诱导偶极，诱导偶极与极性分子固有偶极之间有作用力。  （三）色散力  非极性分子的偶极矩为零，似乎不存在相互作用。事实上分子内的原子核和电子在不断地运动，在某一瞬间，正、负电荷中心发生相对位移，使分子产生瞬时偶极。  （四）范德华力对物质性质的影响  分子间的吸引作用比化学键弱得多，分子间力普遍存在于各种分子之间，它对物质的物理性质如熔点、沸点、硬度、溶解度等都有一定的影响。  **四、氢键**  按照前面对分子间力的讨论，在卤化氢中，HF 的熔、沸点理应最低，但事实并非如此。氢键的形成会对某些物质的物理性质产生一定的影响，如当 HF、H2O、NH3 由固态转化为液态，或由液态转化为气态时，除需克服分子间力外，还需破坏比分子间力更大的氢键，要多消耗不少能量，此即 HF、H2O、NH3的熔、沸点出现异常的原因。如果溶质分子与溶剂分子间能形成氢键，将有利于溶质的溶解。  **＊五、超分子**  近代化学完全可以称为“分子化学”，它多以共价键为基础，以分子为研究对象。随着分子知识的高度积累，不可避免地让人类的认识层次推向更高级的结构——分子聚集体。所谓超分子是指两种或两种以上的化学物质通过分子间的相互作用结合而成的复杂有序且具有特定功能的体系。  虽然在超分子体系中，分子间力比化学键弱得多，但能使超分子表现出单个分子所不具备的特性，如自组织、自组装和自复制的特性。在分子水平上进行有序组装甚至复制出一些新型的分子材料，例如具有分子识别能力的高效专用的新型催化剂、新型有效的药物、分子器件、生物传感器以及多种具有光、电、磁、声、热等功能的材料。  **【学生】**思考、讨论。 | | **教师通过分子间力展示，让学生了解分子间力的基本理论知识。** |
| **课堂小结**  （3min） | 【**教师**】**回顾和总结本节课的知识点。**  **这节课我们一起学习了杂化轨道理论，重点研究共价键的基本理论，研究解决分子间作用力的种类和分子间氢键。** | | 通过对所学知识的回顾，培养学生的归纳总结能力 |
| **作业布置**（2min） | 【**教师**】**布置课后作业** | | 通过课后练习，使学生巩固所学新知识 |
| **教学反思** | | 导入是课堂教学的起始环节，正所谓"好的开始是成功的一半"，教师在导入这一环节中应想方设法集中学生的注意力，激发学生的学习兴趣，把他们的思绪带进特定的学习情境中。 | |