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** | **溶液** | **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1课 原子结构与元素周期表

|  |  |  |
| --- | --- | --- |
| **课题** | 原子结构与元素周期表 | |
| **课时** | 6课时（270min）。 | |
| **教学目标** | **知识技能目标：**  1.了解人类对原子结构的认识过程。  2. 理解原子轨道、电子云及四种量子数的含义。  3. 掌握原子核外电子排布的规律，掌握原子电子层结构与元素周期表及元素性质的关系，总结出原子的某些基本性质及规律，如电离能、电负性、金属性和非金属性、氧化态等。  **思政育人目标：**  培养学生科学思维与求真精神；模型认知与抽象思维能力；探索精神与哲学思考。 | |
| **教学重难点** | **教学重点：**原子轨道、电子云及四种量子数的含义  **教学难点：**原子核外电子排布的规律 | |
| **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（5min）  第5节课：知识讲解（40min）--课堂小结（5min）  第6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 原子结构与元素周期表  世界是由物质组成的，物质又由相同或不同的元素组成。迄今经 IUPAC 正式公布的元素已有 109 种，正是这些元素的原子经过各种化学反应，组成了千万种不同性质的物质。19 世纪末以来，科学实验证实了原子很小（直径约 10-10 m），却有着复杂的结构。原子是由带正电荷的原子核和绕核运动的带负电荷的电子所组成的。原子核又包含了带正电荷的质子与不带电荷的中子。元素的原子序数等于核电荷数（即质子数），也等于核外电子数。由于化学反应不涉及原子核的变化，而只是改变了核外电子的数目或运动状态。因此，本章在讨论原子核外电子排布和运动规律的基础上介绍元素周期表，并进一 步阐明原子和元素性质变化的周期规律。  一、人类对原子结构的认识  “原子”一词最早是由古希腊哲学家德谟克里特（Demokritios）提出的，意为“不可分割”。19 世纪初，道尔顿（Dalton）建立了近代原子论，他认为原子是有质量的，原子不可再分，同一种元素的原子相同，不同元素的原子则不同。然而，19 世纪末 20 世纪初，电子及原子核的发现推翻了原子不可再分的观点。  1897 年，汤姆逊（Thomson）测定了电子的荷质比（*e*/*m*），并发现电子普遍存在于原子中。  1911 年卢瑟福（Ruthuerford）通过 α 粒子散射实验证实了原子中存在质量较重、带正电荷的原子核，提出了行星系式核型原子模型：原子中存在一个原子核，它集中了原子的全部正电荷和几乎全部的质量，带负电荷的电子在核外空间绕核高速运动。卢瑟福的原子模型在当时能解释一些实验现象，但无法解释当时已经发现的线状原子光谱。按照经典电动力学理论，带负电荷的电子在绕核旋转时，必然会发射电磁波，即要不断地释放出能量，电子绕核旋转的轨道半径将越来越小，最后电子将会掉到原子核上而毁灭。这与原子客观存在的事实不符。另外，根据卢瑟福的原子模型，电子绕核高速运动，其放出的能量是连续的，如此得到的原子光谱应该是连续的带状光谱，但实验得到的原子光谱却是线状的。  人们对原子结构的认识是和原子光谱的实验分不开的。1913 年，玻尔（BohrN）在氢原子光谱和普朗克（PlanckM）量子论的基础上提出了关于原子结构的假设（即玻尔模型）。如下：  1. 在原子中，电子只能沿着一定能量的轨道运动，这些轨道称为稳定轨道。电子运动时所处的能量状态称为能级。轨道不同，能级也不同。  2. 电子只有从一个轨道跃迁到另一轨道时，才有能量的吸收或放出。  玻尔理论成功地解释了氢原子光谱，阐明了谱线的波长（λ）与电子在不同轨道之间跃迁时能级差的关系，因而在原子结构理论的发展过程中做出了很大的贡献。但是该理论不能解释多电子原子光谱、氢原子光谱的精细结构（在精密的分光镜下，发现氢光谱的每一条谱线是由几条波长相差甚微的谱线所组成的）等新的实验事实。其原因是该理论没有完全摆脱经典力学的束缚，电子在固定轨道上绕核运动的观点不符合微观粒子的运动特性。因此随着科学的发展，玻尔的原子结构理论便被原子的量子力学理论所代替。  二、电子的波粒二象性  光在传播过程中的干涉、衍射等实验现象说明光具有波动性，而光电效应、原子光谱等现象说明光具有粒子性。所以光既有波动性又有粒子性，这称为光的波粒二象性。  电子的发现和光电效应等实验事实，早就证实了电子的粒子性。电子的质量和体积都很小，但它在原子核外运动的速度却大得惊人，接近光速（3×108 m/s）。人们受到光的波粒二象性的启发，想到高速运动的电子是否也具有波粒二象性呢？1927 年，戴维逊（DavissonCJ）和革末（GermerLH）进行了电子衍射实验（图 1-1），当将一束高速电子流通过镍晶体（作为光栅）而射到荧光屏上时，结果得到了和光衍射现象相似的一系列明暗交替的衍射环纹。这种现象称为电子衍射。衍射是一切波动的共同特性，由此充分证明了高速运动的电子流除有粒子性外，也有波动性，叫作电子的波粒二象性。除光子、电子外，其他微观粒子如质子、中子等也具有波粒二象性。  这种具有波粒二象性的微观粒子，其运动状态和宏观物体的运动状态不同。例如导弹、人造卫星等的运动，它在任何瞬间，人们都能根据经典力学理论，准确地同时测定它的位置和动量（动量等于质量和速度的乘积），也能够精确地预测出它的运行轨道。但是，像电子这类微观粒子的运动，由于兼具波动性，人们在任何瞬间都不能准确地同时测定电子的位置和动量；它也没有确定的运动轨道。经典力学理论无法描绘电子的运动状态。所以，在研究原子核外电子的运动状态时，必须完全摒弃经典力学理论，而代之以描述微观粒子运动的量子力学理论。  **【学生】**思考、讨论。 | **展示原子结构概述，让学生更加仔细的阅读，从而激发学生的学习欲望。** |
| **课堂小结**  （5min） | 【**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 |
| **知识讲解**  （40min） | **【教师】第二节 核外电子运动状态的近代描述**  一、波函数与原子轨道  经典力学无法准确描述核外电子的运动状态。1926 年，奥地利物理学家薛定谔（SchrdingerE）把电子运动和光的波动理论联系起来，提出了描述核外电子运动状态的数学方程，称为薛定谔方程。薛定谔方程把作为粒子特征的电子质量（*m*）、位能（*V*）和系统的总能量（*E*）与其运动状态的波函数（*ψ*）列在一个数学方程式中，即体现了波动性和粒子性的结合。  解薛定谔方程的目的就是求出波函数 *ψ* 以及与其对应的能量 *E*。求得 *ψ*（*x*，*y*，*z*）的具体函数形式，即为方程的解。它是一个包含 *n*，*l*，*m* 三个常数项的三变量（*x*，*y*，*z*）的函数，通常用 *ψn*，*l*，*m* （*x*，*y*，*z*）表示。需要指出，并不是每个薛定谔方程的解都是合理的，都可以表示电子运动的一种稳定状态的。为了得到合理的解，就要求 *n*，*l*，*m* 不是任意的数值，从而必须对它们采取一定的限制，即要符合一定的取值要求。在量子力学中，把这类有取值要求的特定常数称作量子数。*n*，*l*，*m* 分别为主量子数、角量子数和磁量子数。一组特定的 *n*，*l*，*m* 就是一个相应的波函数 *ψn*，*l*，*m* （*x*，*y*，*z*），每一个 *ψn*，*l*，*m* （*x*，*y*，*z*）表示核外电子的一种运动状态。例如：*n*=1，*l*=0，*m*=0 时的波函数为 *ψ*100（*x*，*y*，*z*）；*n*=2，*l*=0，*m*=0 时的波函数为 *ψ*2,0,0（*x*，*y*，*z*）；以及类似的 *ψ*3,0,0（*x*，*y*，*z*）和 *ψ*4,0,0（*x*，*y*，*z*）等，它们分别表示电子运动的四种不同状态。*l*=0 的状态称为 s 态；*l*=1 的状态称为 p 态；*l*=2 的状态称为 d 态；*l*=3的状态称为 f 态。则上述四种不同运动状态又可分别称为 *ψ*1s、*ψ*2s、*ψ*3s、*ψ*4s，其余类推。  波函数 *ψ* 是量子力学描述核外电子运动状态的数学函数式，即用一定的波函数 *ψ* 表示电子的一种运动状态。量子力学借用经典力学描述宏观物体运动的轨道概念，把波函数 *ψ* 称为原子轨道函数或简称原子轨函，甚至就叫原子轨道。因此波函数 *ψ* 和原子轨道是同义词，但此处的原子轨道绝无宏观物体固定轨道的含义，它只是反映了核外电子运动状态表现出的波动性和统计性规律。  如前所述，波函数 *ψ* 是空间坐标 *x*，*y*，*z* 的函数，这种三维空间的波（或说有四个变量）很难用适当的简单的图形表示清楚，也难以想象出来。一般处理方法是首先将*x*，*y*，*z* 表示的直角坐标转换成用 *r*，*θ* 表示的球坐标，而后把 *ψ*(*rθ*) 分解为用 *r* 表示的径向分布函数（或简称径向分布）*R*(*r*)，和仅包含角度变量 *θ* 的角度分布函数（或简称角度分布）*Y*(θ)。  由于 *ψ* 的角度分布与主量子数无关，且 *l* 相同时，其角度分布图总是一样的。在下章讨论成键时，角度分布图有直接应用，故比较重要。图 1-2 为某些原子轨道的角度分布图，图中的“+”、“-”号表示波函数的正、负值。    **【学生】**思考、讨论。 | **通过教师讲解，了解核外电子运动状态的近代描述的基本理论知识。** |
| **课堂小结**  （5min） | 【**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 |
| **知识讲解**  （40min） | **【教师】**二、概率密度与电子云  波函数 *ψ* 的物理意义曾引起科学家的长期争议，实际上与一般物理量不同，它没有明确的、直观的物理意义。现在认为 |*ψ*| 2 有明确的物理意义，这可通过与光的对比进行了解。光的强度与光子的数目成正比，而在某处光子的数目同该处发现一个光子的概率成正比。光的强度是同光波的电场或磁场强度 *ψ* 的平方成正比的，所以核外空间某处出现电子的概率和波函数 *ψ* 的平方成正比，也即 |*ψ*| 2 表示为电子在原子核外空间某点附近微体积内出现的概率。对于原子核外高速运动的电子，并不能肯定某一瞬间它在空间所处位置，只能用统计方法推算出在空间各处出现的概率，或者是电子在空间单位体积内出现的概率，即概率密度。为了形象地表示电子在原子中的概率密度分布情况，常用密度不同的小黑点来表示，这种图像称为电子云。黑点较密的地方，表示电子出现的概率密度较大；黑点较稀疏处，表示电子出现的概率密度较小。图 1-3 为基态氢原子中电子的概率密度分布及电子云分布图。图的上部分表示电子的概率密度随其离核远近（*r*）的变化；下部分表示电子云分布。  类似于作原子轨道角度分布图，也可以作电子云的角度分布图（图 1-4）。这两种图形基本相似，但有两点区别：（1）原子轨道的角度分布图带有正、负号，而电子云的角度分布图均为正值，通常不标出；（2）电子云角度分布的图形比较“瘦”些。    三、四个量子数  解薛定谔方程时引入的三个常数项分别称为主量子数 *n*、角量子数 *l* 和磁量子数 *m*，它们的取值是相互制约的。用这些量子数可以表示原子轨道或电子云离核的远近、形状及其在空间伸展的方向。此外，还有用来描述电子自旋运动的自旋量子数 *m*s。下面分别予以说明。  （一）主量子数 *n*  主量子数 *n* 的取值数为从 1 开始的正整数（1，2，3，4…）。主量子数表示电子离核的平均距离，*n* 越大，电子离核的平均距离越远，*n* 相同的电子离核平均距离比较接近，即所谓电子处于同一电子层。电子离核越近，其能量越低，因此电子的能量随 *n* 的增大而升高。*n* 是决定电子能量的主要量子数。*n* 值又代表电子层数，不同的电子层用不同的符号表示，    （三）磁量子数 *m*  根据光谱线在磁场中会发生分裂的现象得出：原子轨道不仅有一定的形状，并且具有不同的空间伸展方向。磁量子数（*m*）就是用来描述原子轨道在空间的伸展方向的。磁量子数（*m*）的取值受角量子数的制约。当角量子数为 *l* 时，*m* 可以取从 +*l* 到 -*l* 并包括0 在内所有的整数。即 *m*=0，±1，±2…±*l*。因此，亚层中 *m* 取值个数与 *l* 的关系是（2*l*+1），即 *m* 的取值有（2*l*+1）个。每个取值表示亚层中的一个有一定空间伸展方向的轨道。因此，一个亚层中 *m* 有几个数值，该亚层中就有几个伸展方向不同的轨道。*n*，*l* 和 *m*的关系见表 1-4。由表可见，当 *n*=1，*l*=0，*m*=0，表示 1s 亚层在空间只有一种伸展方向。当 *n*=2，*l*=1 时，*m*=0，+1，-1，表示 2p 亚层中有 3 个空间伸展方向不同的轨道，即 p*z*、p*x*、p*y*。这 3 个轨道的 *n*，*l* 值相同，轨道的能量相同，所以称为等价轨道或简并轨道。当 *n*=3，*l*=2 时，*m*=0，±1，±2，表示 3d 亚层中有 5 个空间伸展方向不同的 d 轨道。这 5 个轨道的 *n*，*l* 值也相同，轨道能量也应相同，所以也是等价轨道或简并轨道。综上所述，用 *n*，*l*，*m* 三个量子数即可决定一个特定原子轨道的大小、形状和伸展方向。  （四）自旋量子数 *m*  s  电子除绕核运动外，本身还作两种相反方向的自旋运动，描述电子自旋运动的量子数称为自旋量子数 *ms*。取值为 + 1 2和 - 1 2 ，符号用“↑”和“↓”表示。由于自旋量子  数只有 2 个取值，因此每个原子轨道最多能容纳 2 个电子。  以上讨论了四个量子数的意义和它们之间相互联系又相互制约的关系。有了这四个量子数就能够比较全面地描述一个核外电子的运动状态。如原子轨道的分布范围、轨道形状和伸展方向以及电子的自旋状态等。此外，由 *n* 值可以确定 *l* 的最大限量（几个亚层或能级）；由 *l* 值又可以确定 *m* 的最大限量（几个伸展方向或几个等价轨道），这样就可推算出各电子层和各亚层上的轨道总数（表 1-4）。再结合 *m*s，也很容易得出各电子层和各亚层的电子最大容量。  **【学生】**思考、讨论。 | **对概率密度与电子云概述，让学生更加仔细的阅读，从而激发学生的学习欲望。** |
| **课堂小结**  （5min） | 【**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 |
|  |  |  |
| **知识讲解**（45min） | **【教师】第三节 原子中核外电子的排布**  原子由原子核和电子组成，核外电子的数目等于原子核所带正电荷的数目。核外每一个电子都具有其各自不同的运动状态，而运动状态是用四个量子数（*n*，*l*，*m*，*m*s ）来描述的。因此，在多电子原子中就存在电子如何排布的问题。为了说明基态原子的电子排布，根据光谱实验结果，并结合对元素周期律的分析，人们总结出核外电子排布的三条规律。  一、核外电子排布的规律  （一）泡利 (PauliW) 不相容原理  1925 年，泡利根据原子的光谱现象和考虑到周期表中每一周期元素的数目，提出：在同一原子中不可能有四个量子数完全相同的 2 个电子。换句话说，在同一轨道上最多只能容纳 2 个自旋方向相反的电子。  应用泡利不相容原理，可以推算出每一电子层上电子的最大容量。所以对于主量子数为 *n* 的电子层，其轨道总数为 *n*2 个，该层能容纳的最多电子数为 2*n*2。（二）能量最低原理  自然界任何体系总是能量越低，所处状态越稳定，这个规律称为能量最低原理。原子核外电子的排布也遵循这个原理。所以，随着原子序数的递增，电子总是优先进入能量最低的能级，可依鲍林（L.Pauling）近似能级图逐级填入。  鲍林根据光谱实验结果，总结出多电子原子中原子轨道能量相对高低的一般情况。每个小圆圈代表一个原子轨道，由图 1-5 可知，原子轨道能量是不连续的，像阶梯一样变化，因此通常称图 1-5 为鲍林近似能级图。  近似能级图按照能量由低到高的顺序排列，并将能量相近的能级划归一组，称为能级组，以虚线框起来。相邻能级组之间能量相差比较大。每个能级组（除第一能级组）都是从 s 能级开始，于 p 能级终止。能级组数等于核外电子层数。后面的章节将会看到能级组的划分与周期表中周期的划分是一致的。如图 1-5 所示。  1. 同一原子中的同一电子层内，各亚层之间的能量次序为：*n*s＜*n*p＜*n*d＜*n*f；  2. 同一原子中的不同电子层内，相同类型亚层之间的能量次序为：1s＜2s＜3s…  3. 同一原子中的第三层以上的电子层中，不同类型的亚层之间，在能级组中常出现能级交错现象，如：4s＜3d＜4p；5s＜4d＜5p；6s＜4f＜5d＜6p。  必须指出，鲍林近似能级图反映了多电子原子中原子轨道能量的近似高低。不能认为所有元素原子中的能级高低都是一成不变的，更不能用它来比较不同元素原子轨道能级的相对高低。    （三）洪德规则  1925 年，洪德（HundF）根据大量光谱实验数据，提出：在同一亚层的等价轨道上，电子将尽可能占据不同的轨道，且自旋方向相同（这样排布时总能量最低）。例如：6C 的电子排布为 1s2 2s2 2p2 ，其轨道上的电子排布为：      **【学生】**思考、讨论。 | **教师通过对原子中核外电子的概述展示，让学生了解其基本理论知识。** |
| **课堂小结**  （5min） | 【**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 |
| **知识讲解**  （40min） | **【教师】**二、周期表中各元素原子的电子层结构  根据上述电子排布的三条规律，利用鲍林近似能级图的顺序，在大量光谱实验的基础上，可以排出周期表中各元素原子的核外电子层结构，见表 1-5。这对大多数元素来说是一致的，但也有少数不符。对于这种情况，应以事实为准，有些不符的也可以用洪德规则特例来解释：当 p，d，f 等价轨道上的电子处于半满或全满时，可以使原子处于较稳定的状态，后来这种特例被量子力学定量地加以证明了。    **【学生】**思考、讨论。 | **通过教师讲解，了解周期表中各元素原子的电子层结构的基本理论知识。** |
| **课堂小结**  （5min） | 【**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 |
| **知识讲解**  （40min） | **【教师】第四节 原子结构与元素性质的关系**  元素性质决定于其原子的内部结构。本节结合原子核外电子层结构周期性的变化，  阐述元素的一些主要性质的周期变化规律。  一、有效核电荷（*Z*\*）  在多电子原子中，任一电子不仅受到原子核的吸引，同时还受到其他电子的排斥。斯莱脱（SlaterJC）提出：内层电子和同层电子对某一电子的排斥作用，势必削弱原子核对该电子的吸引，这种作用称为屏蔽效应。屏蔽效应的结果是使该电子实际上受到的核电荷（有效核电荷 *Z*\*）的引力比原子序数（*Z*）所表示的核电荷的引力要小。屏蔽作用的大小可以用屏蔽常数（*σ*）来表示：  *Z* \*=*Z*-*σ* 可见屏蔽常数可以理解为被抵消的那部分核电荷。在周期表中元素的原子序数依次递增，原子核外电子层结构呈周期性变化。由于屏蔽常数 *σ* 与电子层结构有关，所以有效核电荷也呈现周期性的变化。  如图 1-8 所示：由该图可以看出：  1. 有效核电荷随原子序数增加而增加，并呈周期性变化。  2. 同一周期的主族元素，从左到右随原子序数的增加，*Z\** 有明显的增加；而副族元素 *Z\** 增加的幅度要小许多。造成这种差别的原因是前者为同层电子之间的屏蔽，屏蔽作用较小；而后者是内层电子对外层电子的屏蔽，屏蔽作用较大。  3. 同族元素由上到下，虽然核电荷增加得较多，但上、下相邻两元素的原子依次增加一个电子层，屏蔽常数较大，故有效核电荷增加得并不多。  二、原子半径（r）  依量子力学的观点，核外电子在核外空间是按概率分布的，这种分布没有明确的界面，所以原子的大小无法直接测定。通常所说的原子半径，是根据原子不同的存在形式来定义的，常用的有以下三种：  （一）金属半径  把金属晶体看成是由金属原子紧密堆积而成。因此，测得两相邻金属原子核间距离的一半，称为该金属原子的金属半径。  （二）共价半径  同种元素的两个原子以共价键结合时，测得的它们核间距离的一半，称为该原子的共价半径。  （三）范德华半径  在分子晶体中，分子间以范德华（vanderWaals）力相结合，这时相邻分子间两个非键结合的同种原子，其核间距离的一半，称为该原子的范德华半径。同一元素原子的范德华半径大于共价半径。  例如，氯原子的共价半径为 99 pm，其范德华半径则为 180 pm。   1. 电子亲和能（*E*A）   原子失去电子要吸收能量，反过来，原子得到电子就要放出能量。气态原子在基态时获得一个电子成为气态 1 价阴离子时所放出的能量，称为电子亲和能（*E*A）。  五、电负性  电离能和电子亲和能各自都只从一个侧面反映了原子得失电子的能力。为了全面表征原子得失电子的能力，1932 年鲍林首先提出了电负性的概念。元素电负性是指原子在分子中吸引电子的能力。电负性的计算方法很多，不同的方法计算出的值虽不相同，但在电负性大小顺序中元素的相对位置大致相同，而且相互之间的数值换算可找到一定的关系式。通常采用鲍林电负性标度。他指定最活泼的非金属元素氟的电负性为 4.0，然后通过计算得出其他元素电负性的相对值。元素电负性越大，表示该元素原子在分子中吸引成键电子的能力越强。反之，则越弱。  六、元素的金属性与非金属性  元素的金属性是指原子失去电子成为阳离子的能力，通常可用电离能来衡量。元素的非金属性是指原子得到电子成为阴离子的能力，通常可用电子亲和能来衡量。元素的电负性综合反映了原子得失电子的能力，故可作为元素金属性与非金属性统一衡量的依据。一般来说，金属的电负性小于 2，非金属的电负性则大于 2。同一周期主族元素从左到右，元素的金属性逐渐减弱，非金属性逐渐增强。同一主族从上到下，元素的非金属性逐渐减弱，金属性逐渐增强。  七、元素的氧化态  氧化态（原子价）即化合价是化学中表征元素性质最重要的概念之一。为了说明化合物中某一元素的一个原子与其他元素原子化合的能力，原子价通常分别用离子价、共价、配位数、氧化态等概念表征。在无机化学中常用氧化态这一概念。因此把氧化态定义为：当分子中原子之间的共用电子对被指定属于电负性较大的原子后，各原子所带的形式电荷数。  元素的氧化态与价电子层构型有关，由于元素价层电子构型是周期性重复的，所以元素的最高氧化值也是周期性地重复。元素参加化学反应时，可达到的最高氧化态等于价电子总数，也等于所属族数。  **【学生】**思考、讨论。 | **通过教师讲解，了解心原子结构与元素性质基本理论知识。** |
| **课堂小结**  （3min） | 【**教师**】**回顾和总结本节课的知识点。** | 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。 | |