一、试区别下列名词或概念：  
（1）连续光谱与线状光谱 （2）定态，基态与激发态  
（3）几率与几率密度 （4）原子轨道与电子云

（5）电子层与能级

答：（1）线状光谱：彼此分立，波长恒定的谱线。单原子气体或金属蒸气所发的光波均有线状光谱，故又称为原子光谱。原子受激发时，电子由低能级轨道跃迁到高能级轨道，回到低能级轨道时就产生波长单一的光波。连续光谱包含各种色光，在光谱图上形成一条连续的色带。炽热的固体、液体或高压气体所发的光都形成这种光谱。

（2）原子中的电子处于那些轨道的对应能态，称为定态。能量最低的定态称为基态，其余的则称激发态。

（3）几率是指出现的机会；几率密度是指在单位体积内出现几率。概率密度|*ψ*|2指波函数*ψ*（*r,θ,φ*）表示的特定核外电子在核外空间（*r,θ,φ*）这一点周围单位体积内电子出现的概率，电子在核外空间某一区域出现的概率等于概率密度与该区域体积的乘积。

（4）原子轨道是指在特定能量的某一个电子在核外空间出现机会最多的那个区域，亦叫"原子轨函"。电子云是用统计的方法对电子出现的概率密度*ψ*2的形象化表示，可认为是电子运动行为的统计结果，用小黑点分布的疏密程度形象化地表现电子在核外空间出现的概率密度相对大小的图形。

(5) 电子层是用来表示核外电子离核平均距离的术语．将n相同的电子称为同一层的电子。而能级组是用来表示核外电子能级大小的术语，将(n+0.7*l*)值整数相同的能级称为同一能级组。在讨论原子的内层电子能级时，把n相同的能级合并为一组，如K层(1s)、L层(2s，2p)，是很合适的，因为同一层中能级相差不大。但在讨论原于的外层电子能级时，由于能级交错的结果，这种电子层分法就不够恰当。如，4f和4s虽同为八层，但4f的能级要高得多，实际比6s能级还要高些，故它和6s合为一组更为合适。能级组是划分周期表中周期的依据。

2. 简述玻尔的氢原子模型（略）。

答：玻尔在卢瑟福原子模型、普朗克量子理论和爱因斯坦光子学说基础上建立了玻尔氢原子模型，主要包括定态假设、频率假设、量子化条件假设等理论。主要思想：原子系统具有一系列不连续的能量状态，核外电子只能在特定的轨道上绕核运动，且运动的电子不辐射能量也不吸收能量，每一轨道上的电子有特定的能量值；原子由某一定态能级跃迁到另一定态能级的时候，需要吸收或者放出一定频率的光，其能量差会以电磁波的形式辐射出来。光的能量*hν*等于这两个定态的能量差。电子不是在任意的轨道上绕核运动，而是在符合一定条件的轨道上运动，具有一定的角动量。Bohr理论冲破了经典物理学中能量连续变化的束缚，首先用量子化假设较成功地解释了氢原子的结构和氢光谱不连续的特点，指出原子结构量子化的特征。由于它未能完全冲破经典物理的束缚，勉强的加进了一些假定，没有考虑电子运动的另一重要特性-波粒二象性，使电子在原子核外的运动采取了宏观物体固定轨道的理论，致使玻尔理论在解释多电子原子的光谱时遇到了困难。

3. 利用德布罗依关系式，计算质量为1.0×10-2kg，运动速度为1.0×103m·s-1的子弹，所具有的波长；计算质量为9.1×10-31kg，运动速度为6.0×106m·s-1的电子所具有的波长。计算结果说明什么？

答：子弹的波长为6.6×10-23pm，根本无法测量，可忽略。说明子弹等宏观物体主要表现为粒子性。电子的波长为120pm，说明电子等微观粒子具有波粒二象性。

4．核外电子运动有哪些基本特点？

答：核外电子的运动有三个基本特点：

（1）核外电子运动的能量是不连续的，分为不同的能级，其能级大小与主量子数n和角量子数*l*有关。

（2）电子的空间运动状态需用波函数来描述，一定的波函数由三个量子数（n、l、m）决定的。

（3）电子的运动没有确定的运动轨道，而有与φ2成正比的几率密度分布。

5. 4个量子数的物理意义是什么？它们的合理组合方式有什么规律？下列各组量子数哪些是不合理的？说明理由：

(1) 2，1，2，+1/2； (2) 3，2，1，-1/2；

(3) 4，4，2，-1/2。

答：主量子数*n*表示电子在核外空间出现概率最大的区域离核的远近，是决定电子能量的主要因素。*n*可取任意正整数，即*n*＝1、2、3、……，

角量子数*l*决定原子轨道（或电子云）的形状，并在多电子原子中，配合主量子数*n*一起决定电子的能量，*l*的每一个取值对应一个亚层。*l*取值受主量子数*n*的限制，可取小于*n*的正整数和零，即*l*＝0、1、2、3……(*n-*1) ，共*n*个数值。

磁量子数*m*决定原子轨道和电子云在空间的伸展方向，其取值受角量子数*l*的限制，可取包括0、±1、±2、±3……直至±*l*，每一个*l*对应有2*l*+1个不同的*m*取值。

自旋量子数*ms*描述核外电子“自旋”运动的方向，自旋量子数取值只有+1/2和－1/2。

量子数(1)2，1，2，+1/2不合理，因为*m*取值范围为0到±*l*的整数，即本例中只能取0和±1；量子数(3) 4，4，2，-1/2不合理，因为*l*取值范围为0到(*n-*1)的正整数，本例*n*=4，*l*就不能为4。

1. 氢原子中3s和3p能级相同，而在氯原子中的3s的能级却比3p能级低，这是为什么？

答：因氢原子核外只有一个电子，核外运动的电子能量由主量子数n决定，n相同时能量相同。而氢原子中核外有17个电子，核外运动的电子能量不仅与主量子数n有关，而且也与角量子数L有关，3s的穿透能力大于3p，故3s能级低于3p能级。

7．已知下列元素原子的价层电子构型分别为：3s2 ；4s24p1；3d54s2，它们分别属于第几周期？第几族？哪个区？最高氧化数是多少？（略）

8． 氧原子中有8个电子，试写出各电子的四个量子数。

答：O：1s22s22p4

1s2：1, 0, 0, ±1/2；2s2：2, 0, 0, ±1/2；

2p4：2, 1, 0, ±1/2； 2, 1, 1, +1/2或 2, 1, 1, -1/2

2, 1, -1, +1/2；2, 1, -1, -1/2

9.什么是屏蔽效应和钻穿效应？能级交错是怎样产生的？

答：在多电子原子中，每个电子不仅受到原子核的吸引，而且不同电子间还存在着同性电荷的排斥作用。通常的近似处理方法是将其他电子对指定电子的排斥作用简单的看成是抵消了一部分核电荷，屏蔽效应就是指其他电子对指定电子的排斥作用归结为核电荷降低的作用；

钻穿效应指*n*较大*l*较小的外层轨道电子由于其概率分布特点，穿透内层电子，钻入原子核附近，从而避开其他电子的屏蔽作用，有效电荷增加，能量降低的现象。

在钻穿能力强的*n*s轨道与钻穿能力较弱的（*n*－1）d或（*n*－2）f轨道之间，由于屏蔽效应和钻穿效应的综合作用结果造成了能级能级交错。

10．写出原子序数为24的元素的核外电子排布，价电子构型、元素符号，元素名称以及此元素在周期表中的位置。

答：1s22s22p64s13d5; 4s13d5(或3d54s1)

Cr; 铬；第四周期； VIB族

11．比较Si，Ge，As三元素的（1）金属性 （2）电离能 （3）电负性 （4）原子半径。

答： （1）金属性： Ge>Si>As (2) 电离能： As>Si>Ge (3) 电负性： As>Si≈Ge (4) 原子半径：Ge>As>Si

12.简述元素的原子半径、第一电离能、电子亲和能和电负性周期性变化的规律？

答：原子半径：通常情况下，同一主族元素从上到下原子半径随该原子电子层数的增加而依次增大。同一副族元素从上到下原子半径总的趋势也增大，但幅度较小。由于镧系、锕系元素的原子半径十分接近且从左到右逐渐减小的镧系收缩现象，第5和第6周期同族元素的原子半径很接近。同一周期从左到右元素的原子半径逐渐减小。同一周期主族元素的原子半径减小幅度较大。

第一电离能：在同一周期中，从左到右元素核电荷增加，原子核对外层电子的吸引力也增加，半径减小，故第一电离能总趋势逐渐增大，其中由于某些元素具有全满或半满的电子结构，稳定性高于左右相邻元素，故*I*1较高。在同一主族中，从上到下电子层数逐渐增加，原子核对外层电子的引力减小，半径增大，元素原子的第一电离能逐渐减小，副族元素原子的第一电离能变化幅度较小。

电子亲和能：一般随原子半径的增大而减小。在周期系的主族元素中，一般从左到右元素的电子亲和能增大，从上至下元素的电子亲和能减小。ⅤA族元素由于原子最外层构型为半充满的稳定状态，因此电子亲和能较小；碱土金属元素难以得到电子，电子亲和能为负值；稀有气体元素由于外层已达稳定结构，故其电子亲和能为最大负值。

电负性：同一周期中从左到右元素的电负性依次增大；同族中自上而下元素的电负性逐渐减小，副族元素规律不明显。在所有元素中，周期表右上方的氟的电负性最大，左下方的钫（Fr）的电负性最小。