**大连理工大学2024年硕士研究生入学考试大纲**

**科目代码：630 科目名称：无机化学及无机化学实验**

具体复习大纲如下：

一、气体和溶液

1、理想气体的概念、理想气体状态方程、理想气体状态方程的应用.

2、混合气体中组分气体、分压的概念，分压定律、分体积定律.

3、真实气体与理想气体的差别.

4、液体的蒸发及饱和蒸汽压.

5、稀溶液的依数性.

二、热化学

1、系统、环境、相、热、功、热力学能和焓等概念.

2、热力学第一定律.

3、热化学方程式、化学反应的标准摩尔焓变（Δr*H*mӨ）.

4、物质的标准摩尔生成焓（Δf*H*mӨ）、物质的标准摩尔燃烧焓（Δc*H*mӨ）.

5、Hess定律及有关计算.

三、化学反应速率

1、化学反应速率、（基）元反应、复合反应等概念.

2、反应速率方程、速率系数、反应级数的确定.

3、活化分子、活化能等概念、阿伦尼乌斯方程.

4、用碰撞理论和活化络合物理论说明浓度、温度和催化剂对反应速率的影响.

四、化学平衡 熵和Gibbs函数

1、化学平衡、标准平衡常数、平衡组成的计算、多重平衡规则.

2、反应商判据、Le Chaterlier原理.

3、浓度、压力、温度对化学平衡移动的影响及相关计算.

4、熵的概念、吉布斯函数的概念，物质的标准摩尔熵*S*mӨ、物质的标准摩尔生成Gibbs函数、反应的Δr*S*mӨ和Δr*G*mӨ的简单计算，Δr*G*mӨ与Δr*H*mӨ和Δr*S*mӨ的关系、Δr*G*mӨ与*K*Ө的关系.

5、介绍反应的Δr*G*m，用Δr*G*m和Δr*G*mӨ判断反应进行的方向和程度.

五、酸碱平衡

1、酸碱质子理论、水的解离平衡、水的离子积常数、常见酸碱指示剂的变色范围.

2、强酸、强碱溶液有关离子浓度和pH的计算.

3、一元（多元）弱酸（碱）的解离平衡、解离常数和平衡组成的计算.

4、一元弱酸强碱盐和一元强酸弱碱盐的水解平衡、水解常数和平衡组成的计算.

5、多元弱酸强碱盐的分步水解及其平衡组成的计算、酸式盐溶液pH的近似计算.

6、同离子效应、缓冲溶液、缓冲能力、缓冲溶液pH的计算.

7、酸碱电子理论、配合物的基本概念、配合物的命名、配合物的不稳定常数和稳定常数、配体过量时配位平衡组成的计算、酸碱反应与配合反应共存时溶液平衡组成的计算.

六、沉淀-溶解平衡

1、难溶电解质的沉淀-溶解平衡、标准溶度积常数、标准溶度积常数与溶解度之间的关系和有关计算.

2、溶度积规则、用溶度积规则判断沉淀的生成和溶解.

3、pH对难溶金属氢氧化物沉淀-溶解平衡的影响及有关计算、沉淀的配位溶解及其简单计算.

4、分步沉淀和两种沉淀间的转化及有关计算.

七、氧化还原反应 电化学基础

1、氧化还原反应的基本概念、氧化反应方程式的配平.

2、原电池的基本概念、电池电动势的概念.

3、电极电势的概念及其影响因素、Nernst方程式及其相关计算、电极电势的应用.

4、元素电势图及其应用.

八、原子结构和元素周期律

1、氢原子光谱、Bohr原子结构理论、电子的波粒二象性、量子化和能级、原子轨道、概率密度、概率、电子云.

2、四个量子数的名称、符号、取值和意义.

3、s、p、d原子轨道与电子云的形状和空间伸展方向.

4、多电子原子轨道能级图和核外电子排布的规律、写出常见元素原子的核外电子排布、根据核外电子排布确定它们在周期表中的位置.

5、周期表中元素的分区、结构特征.

6、原子半径、电离能、电子亲和能和电负性的变化规律.

九、分子结构

1、化学键的分类、共价键价键理论的基本要点、共价键的特征和类型.

2、杂化轨道理论的概念和类型、用杂化轨道理论解释简单分子和离子的几何构型.

3、价层电子对互斥理论的要点、用价层电子对互斥理论推测简单分子或离子的几何构型.

4、分子轨道的概念、第二周期同核双原子分子的能级图、电子在分子轨道中的分布、推测第二周期同核双原子分子（离子）的磁性和稳定性（键级）.

5、键级、键能、键长、键角等概念.

十、晶体结构

1、晶体的类型、特征和组成晶体的微粒间的作用力.

2、金属晶体的三种密堆积结构及其特征、金属键的形成和特征.

3、三种典型离子晶体的结构特征、晶格能的概念、离子电荷和半径对晶格能的影响、晶格能对离子化合物熔点、硬度的影响、晶格能的热化学计算方法.

4、离子极化及其对键型、晶格类型、溶解度、熔点、颜色的影响.

5、键的极性和分子的极性、分子的偶极矩和变形性及其变化规律、分子间力的产生及其对物质性质的影响.

6、氢键形成的条件、特点及对物质某些性质的影响.

7、过渡性晶体结构（如：层状晶体）.

十一、配合物结构

1、配合物价键理论的基本要点、配合物的几何构型与中心离子杂化轨道的关系、内轨型和外轨型配合物的概念、中心离子价电子排布与配离子稳定性和磁性的关系.

2、配合物晶体场理论的基本要点、八面体场中d电子的分布、高自旋和低自旋配合物、推测配合物的稳定性和磁性、配合物的颜色与d-d跃迁的关系.

十二、s区元素

1、碱金属和碱土金属的通性、单质的重要物理性质和化学性质.

2、碱金属和碱土金属的重要氢化物、氧化物、过氧化物、超氧化物的生成和基本性质.

3、碱金属和碱土金属氢氧化物碱性强弱的变化规律、重要盐类的溶解性和稳定性.

4、锂和铍的特殊性、对角线规则.

十三、p区元素（一）

1、硼族元素的通性、缺电子原子和缺电子化合物的概念、乙硼烷的结构和重要性质、硼酸的晶体结构和性质、硼砂的结构和性质、硼的卤化物的结构和水解.

2、铝及其重要化合物的性质.

3、碳族元素的通性、碳单质的结构、碳的氧化物、碳酸及其盐的重要性质、用离子极化理论说明碳酸盐的热稳定性.

4、硅单质、硅的氢化物、硅的氧化物、硅酸及其盐的重要性质.

5、硅的卤化物的结构和水解.

6、锡和铅的氧化物和氢氧化物的酸碱性及其变化规律、Sn(Ⅱ)的还原性、Pb(Ⅳ)的氧化性、锡和铅硫化物的颜色、生成和溶解性.

十四、p区元素（二）

1、氮族元素的通性、氮分子的结构和特殊稳定性、铵盐的性质、氮的氧化物的结构、硝酸的结构和性质、硝酸盐和亚硝酸盐的性质.

2、磷的单质、氢化物、氧化物、卤化物的结构和性质.

3、磷酸及其盐的性质、亚磷酸、次磷酸、焦磷酸、聚磷酸、聚偏磷酸的结构和性质.

4、砷、锑、铋氧化物及其水合物的酸碱性及其变化规律.

5、砷、锑、铋化合物氧化还原性的变化规律和重要反应.

6、砷、锑、铋硫化物的颜色、生成和溶解性及砷、锑的硫代酸盐.

7、氧族元素的通性、氧单质的结构和性质、过氧化氢的结构和性质及其重要反应.

8、硫单质的结构和性质、硫化氢的性质、金属硫化物的溶解性、多硫化物的性质、二氧化硫和三氧化硫的结构、亚硫酸及其盐的性质、硫酸及其盐的性质、硫代硫酸盐的结构和性质、过二硫酸盐的结构和性质、焦硫酸盐和连二亚硫酸盐的性质.

十五、p区元素（三）

1、卤素的通性、卤素单质的制备和性质、卤化氢的制备及其性质（还原性、酸性、稳定性）的变化规律、氯的含氧酸及其盐的性质及其变化规律、溴和碘的含氧酸的基本性质.

2、稀有气体的重要性质及其变化规律、稀有气体化合物及其几何构型.

3、p区元素的氢化物、氧化物及其水合物性质的递变规律.

4、p区元素化合物的氧化还原性递变规律、p区元素含氧酸盐的热稳定性递变规律.

十六、d区元素（一）

1、过渡元素的原子结构特征和通性.

2、钛单质的性质和用途.

3、铬单质的性质、Cr(Ⅲ)和Cr(Ⅵ)化合物的酸碱性和氧化还原性及其相互转化，杂多酸盐磷钼酸铵.

4、Mn(Ⅱ)、Mn(Ⅳ)、Mn(Ⅵ)、Mn(Ⅶ)重要化合物的性质.

5、Fe(Ⅱ)、Co(Ⅱ)、Ni(Ⅱ)重要化合物的性质及其变化规律.

6、Fe(Ⅲ)、Co(Ⅲ)、Ni(Ⅲ)重要化合物的性质及其变化规律.

7、铁、钴、镍的重要配合物.

十七、d区元素（二）

1、铜族元素的通性.

2、铜的氧化物、氢氧化物、重要铜盐的性质.

3、Cu(Ⅰ)和Cu(Ⅱ)相互转化、铜的重要配合物、水溶液中Cu2+的重要反应.

4、银的氧化物和氢氧化物的性质、银的重要配合物、水溶液中Ag+的重要反应.

5、锌族元素的通性、氢氧化锌的性质、水溶液中Zn2+的重要反应、锌的重要配合物.

6、镉的重要化合物的性质.

7、汞的重要化合物的性质、Hg(Ⅰ)和Hg(Ⅱ)间的相互转化、水溶液中Hg2+和Hg22+的重要反应.

十八、无机化学实验

1.实验基本操作：加热、洗涤、过滤等无机化学实验操作。

2.仪器原理及操作：离心机、分光光度计、酸度计等。

3.实验内容和原理：氯化钠提纯、硫酸铜提纯、酸碱反应与缓冲溶液、氧化还原反应、元素部分实验、综合性设计性实验、阴阳离子鉴定。

**复习参考资料：**

1、《无机化学》（第六版），无机化学教研室编，孟长功主编，高等教育出版社；

2、《基础化学实验》（第三版），编者：孟长功、辛剑，高等教育出版社