**华北电力大学（保定）**

**2018年硕士研究生入学考试初试学校自命题科目考试大纲**

**（招生代码：10079）**

**《823无机化学一》**

**一、考试范围：**

1.基本理论部分

1. 焓和焓变、标准摩尔生成焓的概念，化学反应热效应的计算；反应速率理论及活化能；基元反应、反应级数及反应速率常数概念及求算
2. 化学平衡概念及三个平衡常数Ｋp、Ｋc、Ｋ∅之间的关系，化学平衡及移动的计算；浓度、温度、压强、催化剂对反应速率的影响和对化学平衡影响的定性分析；熵、自由能等概念，化学反应方向的计算和判断（吉布斯－赫姆霍兹公式的有关计算）。
3. 电离平衡、盐水解、缓冲溶液、同离子效应、溶度积规则等概念；一元及二元弱酸碱溶液pH值、同离子效应的计算方法、缓冲溶液的配制及计算；溶解度和溶度积的相互换算，溶液积规则的计算和分步沉淀的计算；沉淀溶解的几种方法。
4. 原电池、电极、电极反应、电极电势等概念，原电池符号的写法；氧化还原反应方程式的配平方法；电极电势和奈斯特方程式的有关计算，元素电势图及其应用。
5. 原子核外电子运动规律、四个量子数的意义，s、p、d原子轨道的形态和方向；常见元素价层电子构型；原子半径、电离能、电负性的周期性变化。
6. 共价键的形成、特点和类型；杂化轨道理论；分子轨道理论及应用。
7. 晶体结构的基本概念（晶格、晶胞、晶系），不同类型晶体的结构特征及性质特征；三种典型离子晶体的结构特征，晶格能。
8. 分子间力、氢键及其对物质性质的影响。
9. 配位化合物的基本概念及写法、命名；配位化合物的价键理论；有关配位平衡的计算。

2．元素部分

1. 主族元素的单质和重要化合物的典型性质及在周期系中的变化规律。
2. 过渡元素钛、铬、锰、铁、钴、镍、铜、银、锌、汞等元素的单质、重要离子、重要配位化合物性质。
3. 正确书写以上元素常见反应的化学方程式。

**二、考查重点：**

1. 标准摩尔生成焓、焓变、基元反应、反应级数、活化能、熵、自由能等概念；浓度、温度、催化剂对反应速率的影响和对化学平衡的影响（重点要求定性的影响）；化学反应的热效应的计算；化学平衡及其移动的计算；化学反应方向的计算和判断（吉布斯－赫姆霍兹公式的有关计算）。
2. 一元弱酸碱溶液pH值、同离子效应的计算方法、有关溶液积规则的计算和分步沉淀的计算。
3. 原电池、电极、电极反应的概念及原电池符号的写法；电极电势和奈斯特方程式的有关计算；元素电势图及其应用。
4. 四个量子数的意义；常见元素价层电子构型；原子半径及电离能。
5. 杂化轨道理论类型与分子构型的关系；分子间力的组成、氢键的存在及其对物质物理性质的影响。
6. 不同类型晶体的结构特征及性质特征；三种典型离子晶体的结构特征及晶格能的概念。
7. 配位化合物的基本概念及写法、命名；有关配位平衡的计算。
8. 主族元素（氢、氯、氧、碘、硫、碳、硅、锡、铅、硼）的单质和重要化合物的典型性质；过渡元素铬、锰、铁、铜、银、锌、汞等元素的单质、重要离子、重要配位化合物性质。

**三、是否需携带计算器（是或否）：是**

**《824无机化学二》**

**一、考试范围：**

1.基本原理部分

1. 标准摩尔生成焓、焓变、基元反应、反应级数、反应速率常数、活化能、熵、自由能等概念；浓度、温度、催化剂对反应速率的影响和对化学平衡的影响（重点要求定性的影响）；化学反应的热效应的计算；化学平衡及其移动的计算；化学反应方向的计算和判断（吉布斯－赫姆霍兹公式的有关计算）。
2. 电离平衡、盐水解、缓冲溶液、同离子效应、溶度积规则等概念；一元弱酸碱溶液pH值、同离子效应的计算方法、有关溶液积规则的计算和分步沉淀的计算；沉淀溶解的几种方法。
3. 原电池、电极、电极反应的概念及原电池符号的写法，氧化还原反应方程式的配平；电极电势和奈斯特方程式的有关计算，元素电势图及其应用。
4. 四个量子数的意义，第四周期前各元素价层电子构型；原子半径、电离能、电负性概念及周期性变化规律。
5. 共价键的形成、特点和类型；sp、sp2 sp3 杂化轨道理论。
6. 不同类型晶体的结构特征及性质特征；三种典型离子晶体的结构特征，晶格能。分子间力的种类、氢键的存在及其对物质物理性质的影响。
7. 配位化合物的基本概念及写法、命名；有关配位平衡的计算。

2．元素部分

1. 主族元素氢、氯、氧、硫、碳、硅、锡、铅、硼、铝的单质和重要化合物的典型性质以及某些性质在周期系中的变化规律。
2. 过渡元素铬、锰、铁、铜、银、锌、汞等元素的单质及其化合物性质。
3. 判断常见反应的产物，正确书写化学方程式。

**二、考查重点：**

1. 焓变、标准摩尔生成焓、基元反应、熵、自由能等概念；浓度、温度、催化剂对反应速率的影响和对化学平衡的影响（重点要求定性的影响）；化学反应的热效应的计算；化学平衡及其移动的基本计算；化学反应方向的计算和判断（吉布斯－赫姆霍兹公式的有关计算）。
2. 一元弱酸碱溶液pH值、同离子效应的计算方法、有关溶液积规则的计算和分步沉淀的计算。
3. 原电池、电极、电极反应的概念及原电池符号的写法，电极电势和奈斯特方程式的有关计算，元素电势图及其应用。
4. 四个量子数的意义，第四周期前各元素价层电子构型。
5. 共价键类型；sp、sp2 sp3 杂化轨道理论。
6. 分子间力的种类及判断、氢键存在的判断及其对物质性质的影响。
7. 晶体的类型及性质特征，三种典型离子晶体的结构特征及晶格能。
8. 配位化合物的基本概念及写法、命名；有关配位平衡的简单计算。
9. 主族元素（氢、氯、氧、硫、碳、硅、硼、锡、铅）的单质和重要化合物的典型性质；过渡元素铬、锰、铁、铜、银、汞等元素的主要性质。

**三、是否需携带计算器（是或否）：是**

**《822物理化学》**

**一、考试范围：**

1. 热力学第一定律：热力学第一定律及应用；可逆过程与最大功；热与过程；相变焓，化学反应热。
2. 热力学第二定律：热力学第二定律及应用；熵增原理；单纯PVT变化熵变计算；相变过程熵变计算；标准熵及化学反应熵变的计算；亥姆赫兹函数与吉布斯函数；热力学基本方程。
3. 多组分系统热力学：偏摩尔量；化学势；气体组分化学势；理性液态混合物和理想稀溶液化学势；拉乌尔定律与亨利定律。
4. 相平衡及化学平衡：化学反应的等温方程；理想气体化学反应的标准平衡常数；温度对标准平衡常数的影响；相律；杠杆规则；单组份体系相图；双组分气-液平衡相图；双组份液-固平衡相图。
5. 电化学：电解质溶液的热力学性质及导电机理；离子迁移数；摩尔电导率；德拜-休克尔极限公式；可逆电池及电动势；原电池热力学；电极电势及电极种类；电极极化。
6. 化学动力学基础：化学反应速率及速率方程；速率方程积分形式；复合反应速率方程近似处理方法。
7. 表面现象：界面张力；润湿现象；弯曲页面的附加压力；固体表面；溶液表面。

**二、考查重点：**

1. 热力学第一定律：体积功的定义及不同过程体积功的计算；理想气体热力学能和焓的定义及计算；理想气体绝热可逆过程方程式；相变焓；标准摩尔反应焓的定义及计算；基希霍夫公式；盖斯定律；热力学第一定律及应用。
2. 热力学第二定律：热力学第二定律数学表达式及热力学第二定律的实质；熵增加原理、熵判据及其应用条件；相变化过程的熵变；热力学第三定律；标准摩尔反应熵变计算；亥姆霍兹函数和吉布斯函数及其判据；定温单纯PVT变化、相变化过程及化学反应过程吉布斯函数变计算；热力学基本方程及其使用条件；麦克斯韦关系式。
3. 多组分系统热力学：液态混合物及溶液的区别和组成表示；偏摩尔量与化学势的区别与联系；多组分组成可变的均相系统的热力学基本方程及其应用；物质平衡判据的一般形式及相平衡条件和化学平衡条件；理想气体、理想液态混合物中任意组分、理想稀溶液中溶剂和溶质的化学势表达式；真实气体化学势表达式；拉乌尔定律和亨利定律及其应用；稀溶液的依数性及其应用条件；液态混合物的定义及其混合性质；真实溶液中溶剂和溶质的化学势表达式。
4. 相平衡及化学平衡：相律及其应用；单组分、二组分系统相图分析；杠杆规则的有关计算；步冷曲线绘制相图的方法。化学反应摩尔吉布斯函数变；用热力学方法计算化学反应标准平衡常数；范特荷夫等温方程判断反应方向；反应平衡转化率及系统平衡组成计算；化学平衡移动的影响因素。
5. 电化学：电解质溶液的活度；电导率、摩尔电导率；离子独立运动定律；离子迁移数及离子电迁移率；常用电极的类型；电极反应和电池反应的能斯特方程计算；原电池热力学；原电池设计；极化现象；超电势概念及对析出电势的影响。
6. 化学动力学基础：化学反应速率；反应速率方程；反应级数；零级、一级、二级反应微分及积分速率方程和应用；零、一、二级反应的特征；反应速率与温度的一般关系；阿仑尼乌斯方程各种形式及其应用；复合反应速率方程的近似处理。
7. 表面现象：高度分散系统的热力学基本方程；弯曲液面的附加压力的概念；拉普拉斯方程及其应用；开尔文方程及其应用；触角和杨氏方程；兰格缪尔吸附等温式及其应用。

**三、是否需携带计算器（是或否）：是**