

# 四川轻化工大学硕士研究生招生考试大纲

## 《无机化学》

### 一、考试要求说明

科目名称：702 无机化学

适用专业：0703 化学

题型结构：单项选择题（40 分）、判断题（20 分）、填空题（20 分）、简述题（15 分）、推断题（15 分）、计算题（40 分）。

考试方式：闭卷笔试

考试时间：3 小时

参考书目：

1. 《无机化学》，大连理工大学无机化学教研室编，高等教育出版社（第六版）

### 二、考试范围和内容

#### 第一章 化学热力学

1. 掌握：标准态反应热、盖斯定律的应用以及用标准生成焓、反应焓计算反应的标准焓变，焓变和自由能变，多重平衡规则以及利用 $\Delta G$  判断反应进行的方向和限度有关计算。

2. 理解：能量守恒与转化定律，热和功，热力学内能基本概念和物理意义，状态函数的基本特性，焓，等压反应热，等容反应热及其相互关系。状态函数的特征，物质标准态的规定，盖斯定律，反应限度的判据。

3. 了解：热力学的常用术语（系统、环境、相、功、热、热力学能和焓等概念），初步了解反应焓变 $\Delta H$ 、焓变 $\Delta S$  和吉布斯自由能变 $\Delta G$  的意义及关系。

#### 第二章 化学动力学

1. 掌握：化学反应速率、基元反应，复合反应、反应速率方程式、速率系数、反应级数等概念；掌握活化分子、活化能的概念，并能用其说明浓度、温度和催化剂对反应速率的影响。

2. 理解：浓度、压强、温度及催化剂对反应速率的影响。速率方程的实验测定和 Arrhenius 公式的有关计算，基元反应和质量作用定律。

3. 了解：化学反应速率的概念及反应速率的实验测定。基元反应、复杂反应、反应级数、反应分子数的概念，活化能的概念及其与反应速率的关系。

### 第三章 化学平衡

1. 掌握：标准平衡常数、平衡组成的简单计算和多重平衡规则，反应商判据和 Le Chaterlier 原理，浓度、压力、温度对化学平衡移动的影响及有关的简单计算，化学反应等温方程式的应用。

2. 理解：化学平衡的概念，标准平衡常数和标准平衡常数的表达式、含义及计算公式。化学平衡的特征，平衡常数的意义和书写规则，化学平衡移动的规律，影响化学平衡移动的因素（浓度、压强、温度和催化剂）。

3. 了解：化学平衡的概念，理解平衡常数的物理意义，理解各种不同平衡常数的表达式及其相互关系。

### 第四章 物质结构基础

1. 掌握：四个量子数的意义、取值范围和四个量子数对核外电子运动状态的描述，核外电子排布原理和鲍林近似能级图排布多电子原子核外电子，原子结构同元素周期系的关系，原子结构与原子半径，电离能，电子亲和能及电负性变化的周期性间的关系；共价键的键型和特点，等性杂化（ $sp$ 、 $sp^2$ 、 $sp^3$ ）的键角、空间构型及常见实例，不等性杂化的空间构型。范德华力（取向力、诱导力、色散力）及氢键的形成和特征，并解释物质的性质；

2. 理解：玻恩-哈伯循环并能进行有关计算，离子键、共价键、金属键的形成及特性（方向性和饱和性），会用价键理论处理一般分子的成键及结构问题，离子极化观点解释键型、晶型的过渡及其物理性质的变化。

3. 了解：电子运动的波粒二象性，薛定谔方程，原子轨道概念，屏蔽效应和钻穿效应；分子轨道理论，离子键理论，晶体的类型及其特征。

## 第五章 酸碱平衡

1. 掌握：强酸、强碱溶液有关离子浓度和 pH 的计算。掌握同离子效应和缓冲溶液的概念，能熟练地计算缓冲溶液的 pH 值。弱酸、弱碱在水溶液中的平衡和近似计算，同离子效应、盐效应、缓冲溶液的 pH 值计算。

2. 理解：水的电离平衡、强酸溶液的 pH 值的计算。一元弱酸或弱碱的电离平衡、电离常数、电离度及其有关计算，一元弱酸盐、一元弱碱盐的水解平衡及平衡组成的计算；多元弱酸盐的分步水解及平衡组成的计算。

3. 了解：酸碱电离理论、质子理论和电子理论的基本概念，水的解离平衡、水的离子积常数。缓冲溶液的组成，缓冲作用原理。

## 第六章 沉淀溶解平衡

1. 掌握：难溶电解质的沉淀-溶解平衡，标准溶度积常数及其与溶解度之间的关系和有计算；溶度积规则，能用溶度积规则判断沉淀的生成和溶解，影响沉淀-溶解平衡的因素及有计算。

2. 理解：难溶电解质的溶度积与溶解度有关计算；利用溶度积规则来判定沉淀的生成与溶解，对分步沉淀和沉淀的转化，沉淀的相关计算；同离子效应和盐效应对沉淀的生成和溶解的影响。

3. 了解：难溶电解质的沉淀-溶解平衡，溶解度和溶度积的差异，分步沉淀和两种沉淀间的转化及有关计算。

## 第七章 氧化还原反应

1. 掌握：氧化还原反应方程式配平，电极、电池符号的书写，标准电动势与平衡常数关系及计算，氧化还原反应进行的方向和进度，电动势和电极电势的能斯特方程及其应用，元素电势图及其应用。

2. 理解：氧化还原反应的基本概念，标准电极电势的意义，用电极电势判断元素不同氧化态的氧化还原能力、自发反应方向、反应产物，影响电极电势的因素；标准电极表及其应用。

3. 了解：原电池和电极电位概念，电动势和自由能的关系，自由能与平衡常数的关系。

## 第八章 配位化合物

1. 掌握：配合物的几何构型与中心离子杂化轨道的关系；内轨型、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、磁性的关系；八面体场中  $d$  电子的分布和高、低自旋的概念，推测配合物的稳定性、磁性。

2. 理解：配合物的空间构型和磁性，配合物的化学键理论。掌握八面体场中  $d$  电子的分布和高、低自旋的概念，推测配合物的稳定性、磁性。

3. 了解：配合物的组成、命名规和书写规则，配位化合物的配位平衡，稳定常数和解离常数，配合物价键理论的基本要点。

## 第九章 元素化学部分

1. 掌握：碱金属和碱土金属氢氧化物的溶解度，碱性和盐类溶解度，热稳定性的变化规律金属硫化物的溶解性；三氧化二硼、硼酸的结构和性质；碳酸及其盐的重要性质，能用离子极化理论说明碳酸盐的热稳定性；砷、锑、铋的氧化物及其水合物的酸碱性及其变化规律； $\text{Cr(III)}$ 、 $\text{Cr(VI)}$ 化合物的酸碱性、氧化还原性及其相互转化， $\text{Mn(II)}$ 、 $\text{Mn(IV)}$ 、 $\text{Mn(VI)}$ 、 $\text{Mn(VII)}$ 重要化合物的性质；铁、钴、

镍、铜、银，锌，汞重要化合物及配合物的性质及其变化规律，常见金属离子的鉴定。

2. 理解：硼族元素的通性，熟悉缺电子原子和缺电子化合物。碱金属和碱土金属氧化物、过氧化物和超氧化物的基本性质；硫和卤素氢化物、过氧化氢的性质（还原性、酸性、稳定性）及变化规律；卤素、硫、氮、磷、碳、硅、铝、锡、铅的含氧化合物（氧化物、氢氧化物或含氧酸及其盐）的主要性质：溶解性、酸碱性、氧化还原性、热稳定性等及其变化的规律性。

3. 了解：s 区、p 区、d 区、ds 区元素的通论及性质递变规律，氢氧化物的酸碱性及 ROH 经验规则。对角线规则和锂铍的特殊性；磷的单质、磷的氢化物、卤化物、氧化物的结构和基本性质，熟悉磷酸及其性质；焦硫酸及其盐、连二亚硫酸及其盐的性质；铜的氧化物、氢化物、重要铜盐的性质，Cu(I)和 Cu(II)的相互转化。

## 第十章 无机化学实验部分

掌握：无机化学实验的基本操作方法和技能；无机化学实验的基本原理；设计型实验的设计思路，能拟定实验方案（原理、主要仪器试剂、实验步骤、结果计算）。

### 有关提法的说明

- 1、了解：指能表述概念、原理、事实等，包括必要的记忆。
- 2、理解：指能对概念、原理、方法等进行叙述、解释、归纳、举例说明。
- 3、掌握：指能综合运用原理、方法等。