

# 无机化学

## 课程标准

编者：黄乾峰

揭阳职业技术学院生物工程系

# 第一部分 前言

## 一、课程背景

### 一、教学目的和要求

无机化学是全日制专科药学专业学生必修的化学基础课。开设此课程的任务和目的是：以阐明本门学科的系统知识为主，同时结合药学专业对化学基础的要求，为学生学习后继课程和继续自学打下良好的基础。

在教学过程中，应注意培养学生辩证唯物主义思想，理论联系实际和实事求是的科学态度，并培养学生分析问题和解决问题的能力。

本大纲采用我国法定计量单位。

## 二、课程内容和学时分配

根据教学计划规定的学时数，理论课 48 学时（包括考试学时），实验 18 学时。

## 三、课程基本理念

在无机化学的整个学习过程中，要求学生学会自学，善于独立思考，触类旁通；通过本课程的学习，能够明确无机化学的主要内容和任务，了解本课程在药学领域中的基础理论知识的地位和作用，初步认识今后所学习的药学各学科和无机化学理论知识和实训操作的联系，树立较强的基础理论和操作素养。重点突出以下特点。

1. 适应发展需求，体现高职特色。
2. 完善课程标准，兼顾接续培养。
3. 推进产学结合，实现一体化教学。
4. 注意素养教育，打造工匠精神。

## 四、课程设计思路

《无机化学》课程总课时为 66 学时，其中理论 48 学时，实践 18 学时；课程框架及学时分配如下表所示：

	模块	学时		
		理论	实践	合计
0	绪论	2	3	5
1	原子结构	6	0	6
2	分子结构	6	0	6
3	化学反应的基本原理简介	6	3	9
4	酸碱与质子传递反应	6	3	9
5	沉淀反应和溶胶	6	3	9

6	氧化还原反应	6	3	9
7	配位化学反应	6	3	9
8	元素总论	2	0	2
9	主族元素	2	0	2
10	过渡金属元素	2	0	2
合 计		48	18	66
理论与实践比		2.66: 1		

## 第二部分 课程目标

《无机化学》是高职高专教育药学专业的一门专业课程。本课程主要内容包括：原子分子结构、溶液和胶体以及电解质溶液、化学平衡与热力学基础、氧化还原与电极电势、配位化合物、常见非金属和金属及其化合物；掌握化学实验室中基础规则和练习基本操作；通过实验，进一步加深氧化还原反应、解离平衡和沉淀反应的本质。通过本课程的学习，使学生具备基本的实验室素养，培养规范操作和书写实验报告的能力；在学习和实践中培养良好的敬业精神和职业道德。并达到如下目标：

### 一、知识和职业技能目标

1. 掌握基本的化学理论知识，对相关学科的学习打下基础。
2. 掌握实验室基本操作，认识常用仪器和辨别试剂的能力。
3. 熟悉实验室管理规则，掌握实验报告书写规范。
4. 了解团队协作以及培养严谨执行实验的精神。

### 三、职业素质和态度目标

通过本课程的学习，使学生具备对物质组成，化学反应的本质有一定的理解，掌握常用化学实验仪器的操作技能，提高分析问题和解决问题的能力，建立起严谨操作的职业精神，掌握报告的规范书写方式，能够明确地表达实验中的操作步骤、现象。为后续的药学相关专业课的学习打下基础。

### 第三部分 教学内容与要求

本书分为三大模块。首先是基本化学原理，包括第一章至第三章的结构和物理化学原理，这是理解元素及其反应性的基础。在化学原理部分重新适度加入了化学热力学、动力学和溶液性质等基本知识。在第二模块中，我们力图以结构和物理化学原理对四大基本类型的无机化学反应：酸碱反应、难溶盐形成反应(即沉淀反应)、氧化还原反应和配位反应进行定性和定量的简明分析。在第三模块中，我们将扼要讲解无机元素及其重要的化合物。这部分的核心是将化学基本原理落实到具体的实例应用之中。在基本教学内容之外，书中设置了“知识拓展”条目，以二维码关联的数字资源形式展示。

#### 课程内容和学时分配表

章目	内容	理论课时
绪论	绪论	2
第一章	原子结构	6
第二章	分子结构	6
第三章	化学反应的基本原理简介	6
第四章	酸碱与质子传递反应	6

第五章	沉淀反应和溶胶	6
第六章	氧化还原反应	4
第七章	配位化学反应	6
第八章	元素总论	2
第九章	主族元素	2
第十章	过渡金属元素	2
实验一	实验室安全常识教育及常用仪器的使用维护	3
实验二	溶液的配制	3
实验三	药用氯化钠的精制	3
实验四	缓冲溶液的配制和酸度计的使用	3
实验五	醋酸解离常数的测定	3
实验六	配合物的生成的性质	3

## 绪论

## 教学目的与要求

### 知识目标

- 1.掌握化学研究的对象和任务
- 2.熟悉化学的定义。
- 3.了解化学与医药学的关系（无机化学是药学各专业必备的化学基础知识）。

### 能力目标

- 1.能阐明化学与医药学的关系。

### 素养目标

1. 认识到化学对专业学习的重要性
- 2.树立学习化学的兴趣和信心。

## 课程思政目标

- 1.激发大一学生学习化学的兴趣，增强学生的国际视野，树立为中华民族的伟大复兴而努力奋斗的信念；
- 2.引导学生坚定专业理想信念；
- 3.培养学生辩证认识问题的能力，增强学生的生态文明意识。

## 教学内容

### 第一节 无机化学的研究内容和发展前景（了解）

- 一、无机化学的意义和内容（化学反应的本质和基本类型）。
- 二、现代无机化学的意义。
- 三、无机化学近年的活跃研究领域。
- 四、无机化学的前景。

### 第二节、化学与药学（了解）

- 一、化学是药学的基础
- 二、药学的研究内容范围
- 三、行业前沿介绍（培养学生的科学探究精神和对专业的热爱）

### 第三节、无机化学的学习方法（了解）

# 第一章 原子结构

## 教学目的与要求

### 知识目标

- 四个量子数的物理意义与取值规则；
- 原子轨道的角度分布图；
- 多电子原子轨道的近似能级；
- 多电子原子核外电子排布规则和价层电子组态；
- 周期表中元素的分区和结构特性。

### 能力目标

- 掌握波函数 $\Psi$ 、原子轨道、概率密度、电子云的概念。
- 熟悉电子云的角度分布函数图；屏蔽效应和钻穿效应。

### 素养目标

- 培养学生的逻辑思维能力。
- 以实例讲解，培养学习化学的自信心。

## 课程思政目标

- 科学家的爱国、敬业、严谨、诚信、奉献等精神。
- 严谨求实的科学态度与诚实守信的做人准则。
- 辩证唯物主义的世界观和方法论。

## 教学内容

### 第一节 核外电子运动的特征

- 一、量子化特征（熟悉）
- 二、波粒二象性（熟悉）

### 第二节 核外电子运动状态的描述

## 一、薛定谔 (Schrödinger) 方程

(一) 薛定谔方程 (了解)

(二) 波函数与原子轨道 (熟悉)

## 二、四个量子数 (掌握)

(一) 主量子数  $n$  取值: 正整数  $n = 1, 2, 3 \dots$

主量子数  $n$  表示电子离核平均距离的远近, 也是决定电子能量的主要因素, 也叫电子层数。  $n$  越大, 电子离核平均距离越远, 能量越高。

(二) 角量子数  $l$  取值:  $0, 1, 2, 3 \dots n-1$

$l$  决定原子轨道的角度分布即原子轨道的形状。  $l$  的取值受主量子数  $n$  的限制, 在多电子原子中,  $n$  相同、  $l$  越小, 其能量越低:  $E_{ns} < E_{np} < E_{nd} < E_{nf}$ 。

(三) 磁量子数  $m$  取值:  $0, \pm 1, \pm 2 \dots \pm l$

它表示原子轨道在空间的伸展方向, 磁量子数与能量无关。

(四) 自旋量子数  $m_s$  取值:  $+1/2$ 、 $-1/2$

它表示电子自旋的两个方向, 顺 (逆) 时针常用  $\uparrow$  或  $\downarrow$  表示。

四个量子数  $n$ 、 $l$ 、 $m$ 、 $m_s$  可全面确定原子中每个电子的运动状态, 它们的取值是相互制约的。

## 三、原子轨道与电子云的空间图像 (了解)

为了形象化地表示电子在核外空间某一区域出现的概率密度, 以不同的浓淡点表示几率的大小, 其统计结果像电子在原子核周围形成的云雾, 被称为“电子云”。

(一) 原子轨道角度分布图

(二) 概率密度与电子云

(三) 电子云角度分布图

(四) 电子云壳层径向分布函数图

## 三、原子轨道与电子云的空间图像 (了解)

为了形象化地表示电子在核外空间某一区域出现的概率密度, 以不同的浓淡点表示几率的大小, 其统计结果像电子在原子核周围形成的云雾, 被称为“电子云”。

(一) 原子轨道角度分布图

(二) 概率密度与电子云

(三) 电子云角度分布图

(四) 电子云壳层径向分布函数图

## 第三节 核外电子排布与元素周期表

### 一、多电子原子的原子轨道能级

(一) 屏蔽效应 (了解)

(二) 钻穿效应 (了解)

(三) 原子轨道的近似能级图 (掌握)

- ① 当  $l$  相同,  $n$  不同时,  $n$  越大, 能量越高。如:  $E_{1s} < E_{2s} < E_{3s}$
- ② 当  $n$  相同,  $l$  不同时,  $l$  越大, 能量越高。如:  $E_{3s} < E_{3p} < E_{3d}$
- ③ 当  $n$ 、 $l$  都不同时, 轨道能量的高低, 就由屏蔽效应与钻穿效应共同来决定, 如:  $E_{4s} < E_{3d}$ 。(钻穿效应 > 屏蔽效应)

## 二、核外电子排布原理 (掌握)

- (一) 能量最低原理: 体系能量越低越稳定, 按原子轨道近似能级图由低向高排布。
- (二) 泡利不相容原理: 在同一个原子中, 没有运动状态完全相同的电子。
- (三) 洪德 (Hund) 规则: 在填充能量相等的等价轨道时, 电子尽可能分占不同等价轨道, 且自旋方向平行。

### 洪德规则特例

当等价轨道中的电子处于半充满 ( $p^3$ 、 $d^5$ 、 $f^7$ )、全充满 ( $p^6$ 、 $d^{10}$ 、 $f^{14}$ ) 或全空 ( $p^0$ 、 $d^0$ 、 $f^0$ ) 时, 具有额外的稳定性。

## 三、原子的电子层结构与元素周期表 (熟悉)

- (一) 周期与能级组
- (二) 族与原子的价层电子组态
- (三) 元素的分区

## 第四节 元素基本性质的周期性变化

### 一、原子半径

- (一) 原子半径的类型
- (二) 原子半径的变化规律

### 二、电离能

### 三、电子亲和能

### 四、元素的电负性

## 第二章 分子结构

### 教学目的与要求

#### 知识目标

掌握离子键、共价键、氢键的概念及特点; 掌握价键理论。

熟悉分子间作用力及杂化轨道理论的内容。

了解离子晶体、分子晶体和原子晶体的特点。

## 课程思政目标

培养学生勇于探索的使命感。

## 教学内容

### 第一节 离子键

#### 一、离子键的形成（掌握）

离子键是由正负离子之间的静电吸引力形成的。形成条件：活泼金属与活泼非金属元素之间。形成过程：原子失去或获得电子形成离子，然后通过静电作用结合。

#### 二、离子键的特点（掌握）

离子键是强相互作用，通常存在于盐类化合物中。离子化合物通常具有高熔点和高沸点。离子键没有方向性和饱和性。

#### 三、离子键强度（掌握）

离子键的强度取决于离子的电荷大小和离子半径。

离子键强度可以通过晶格能来衡量，晶格能越大，离子键越强。

#### 四、量子晶体（了解）

量子晶体是一种特殊的离子晶体，其电子在晶体中可以自由移动。量子晶体通常具有超导性和磁性。

五、离子的极化（了解）离子的极化是指一个离子对另一个离子的电子云产生影响，使其变形。离子极化可以影响离子键的性质，如键的强度和方向。

### 第二节 共价键

#### 一、价键理论（掌握）

价键理论解释了原子如何通过共享电子对形成共价键。

共价键的形成基于原子的价电子，它们通过成键达到稳定的电子构型。

#### 二、杂化轨道理论与分子的几何构型（掌握）

杂化轨道理论解释了原子如何通过杂化其原子轨道形成新的杂化轨道，以适应分子的几何构型。

分子的几何构型由原子的杂化方式和电子对的排斥效应决定。

#### 三、分子晶体和原子晶体（掌握）

分子晶体是由分子间作用力（如范德华力）结合在一起的晶体。

原子晶体是由共价键结合在一起的晶体，具有很高的硬度和熔点。

### 第三节 分子间作用力和氢键（熟悉）

一、分子的极性：分子的极性是由分子中不同原子的电负性差异造成的。极性分子具有永久偶极矩，而非极性分子则没有。

二、分子间的作用力：分子间的作用力包括范德华力、偶极-偶极相互作用、伦敦色散力等。这些作用力影响分子晶体的物理性质，如熔点、沸点和溶解性。

三、氢键

氢键是一种特殊的偶极-偶极相互作用，发生在含有高电负性原子（如氧、氮、氟）的氢原子与另一个高电负性原子之间。氢键对分子的稳定性、溶解性和生物分子的结构有重要影响。

观摩视频：

五、杂化轨道理论

六、氢键

## 第三章 化学反应的基本原理简介

### 教学目的与要求

知识目标

1. 溶液浓度的概念及其表示方法；溶液的渗透压在临床中的应用；利用 Hess 定律计算化学反应的热效应；热力学平衡常数  $K_{\Theta}$  与标准 Gibbs 自由能变化  $\Delta_r G_m^{\Theta}$  的关系；化学反应速率和速率定律；利用 Arrhenius 方程计算实验活化能  $E_a$ 。
2. 电解质溶液的电离度以及稀溶液的依数性；利用 Gibbs-Helmholtz 方程讨论温度对化学反应自发性的影响；热力学平衡常数的数学意义以及表达形式；利用 Van't Hoff 等温式讨论浓度、压力、温度对化学平衡的影响；一级反应的动力学特征；浓度、温度、催化剂对反应速率的影响。
3. 了解焓、熵、Gibbs 自由能等状态函数的定义及影响因素；自发过程；化学平衡和可逆反应；半衰期、活化能、过渡态、酶催化等基本概念；碰撞理论和过渡态理论的基本内容。

### 课程思政目标

培养学生与时俱进、绿色发展的意识。

### 教学内容

#### 一、离子晶体和分子晶体的溶解

##### （一）溶解过程

在水溶液中， $\text{Na}^+$ 和  $\text{Cl}^-$ 离子分别吸引水分子，使得每个离子都被水分子包围，这种现象称为水合作用（hydration）。

##### （二）溶解度

在指定温度下，一定量的饱和溶液中所含溶质的量（g 或 mol）称为溶解度（solubility），用  $S$  表示。

##### （三）电解质和非电解质溶液

酸、碱、盐的水溶液能够导电，这一类物质称为电解质；

蔗糖、乙醇、甘油等在水溶液中以分子形式存在，称为非电解质。

弱电解质已电离的分子数与原有分子总数之比称作电离度（degree of ionization）。

## 二、溶液的浓度

1. 质量浓度定义为溶质的质量  $m_B$  除以溶液的体积  $V$ :

$$\rho_B = \frac{m_B}{V}$$

2. 物质的量浓度定义为溶质的物质的量  $n_B$  除以溶液的体积  $V$ :

$$c_B = \frac{n_B}{V}$$

3. 质量摩尔浓度定义为溶质 B 的物质的量  $n_B$  除以溶剂 A 的质量  $m_A$ :

$$b_B = \frac{n_B}{m_A}$$

4. 质量分数定义为溶质的质量  $m_B$  与溶液的质量  $m$  之比的百分值:

$$\omega_B = \frac{m_B}{m} \times 100\%$$

5. 体积分数是指液态溶质的体积  $V_B$  占全部溶液体积  $V$  的百分数:

$$\varphi_B = \frac{V_B}{V} \times 100\%$$

6. 摩尔分数定义为溶质 B 的物质的量  $n_B$  与溶液各组分物质的量之和 ( $n = \sum n_i$ ) 的比值:

$$x_B = \frac{n_B}{\sum n_i}$$

## 三、稀溶液的依数性

1. 溶液的蒸气压下降 (Raoult 定律)

2. 溶液的沸点升高 (boiling point elevation)

3. 溶液的凝固点下降 (freezing point depression)

4. 溶液的渗透压

为维持只允许溶剂分子通过的膜所隔开的溶液与纯溶剂之间的渗透平衡而需要的额外压力称为该溶液的渗透压 (osmotic pressure)。

$$\Pi = \frac{n}{V}RT = c_B RT$$

## 第二节 化学热力学基础

### 一、热力学基本概念和第一定律

#### (一) 系统、环境和过程

- 封闭系统 (closed system) : 系统与环境之间没有物质交换, 只有能量交换。
- 开放系统 (open system) : 系统与环境之间既有物质交换, 又有能量交换。
- 孤立系统 (isolated system) : 系统与环境之间既没有物质交换, 也没有能量交换。

系统中所发生的一切变化称作热力学过程 (process)。

#### (二) 状态和状态函数

- 在一定温度和压力下, 系统中物质的种类、数量和物理状态保持不变, 就认为系统处于一定的热力学状态 (state)。
- 可以用来确定系统热力学性质的宏观物理量, 如温度、压力、体积、质量、物质的量等, 统称为状态函数 (state function)。

#### (三) 热、功和热力学第一定律

对于一个封闭体系来说, 内能可以通过与环境交换功和热而发生改变:

$$\Delta U = Q + W$$

能量既不会凭空产生, 也不会凭空消失, 它只会从一种形式转化为另一种形式, 或者从一个物体转移到其它物体, 而能量的总量保持不变。

### 二、化学反应的热效应

#### (一) 等容反应热和等压反应热

化学反应在等容过程中的热效应称为等容反应热, 通常用  $Q_V$  表示。

$$Q_V = \Delta U$$

化学反应在等压过程中的热效应称之为等压反应热, 用  $Q_p$  表示。

$$Q_p = \Delta U + p\Delta V$$

定义  $H \equiv U + pV$ , @等压条件下:

$$\Delta H = \Delta U + p\Delta V \quad Q_p = \Delta H$$

## (二) 热化学方程式

### (三) 摩尔反应焓变 $\Delta_r H_m^\ominus$ 的计算

Hess 定律: 一个化学反应, 不论是一步完成的还是分几步完成的, 其热效应总是相同的。

### (三) 摩尔反应焓变 $\Delta_r H_m^\ominus$ 的计算

## 三、化学反应的熵效应和自发方向

### (一) 熵和微观状态数

热力学第二定律: 孤立体系任何自发过程总是熵增加的, 即“熵增加原理 (principle of entropy increase)”。

### (二) 化学反应的标准摩尔熵变

对于某一化学反应来说, 其标准摩尔熵变  $\Delta_r S_m^\ominus$  等于产物的标准摩尔熵之和减去反应物的标准摩尔熵之和。

$$\Delta_r S_m^\ominus = \sum S_m^\ominus (\text{产物}) - \sum S_m^\ominus (\text{反应物})$$

### (三) Gibbs 自由能与自发过程

1. Gibbs 自由能 (Gibbs free energy,  $G$ ):

$$G \equiv H - TS$$

等温等压条件下, 推导出以下 Gibbs-Helmholtz 方程:  $\Delta G = \Delta H - T\Delta S$

## 四、化学平衡

### (一) 化学反应的可逆性和化学平衡

1. 化学反应的可逆性

2. 化学平衡

### (二) 化学反应的平衡常数

(三) 平衡常数  $K^\ominus$  和 Gibbs 自由能变  $\Delta_r G_m^\ominus$

### (四) 影响化学平衡移动的因素

1. 浓度对化学平衡的影响

2. 压力对化学平衡的影响

3. 温度对化学平衡的影响

## 第二节 化学动力学基础

## 一、化学反应速率

### (一) 化学反应速率

1. 平均反应速率
2. 瞬时速率

### (二) 反应物浓度和时间的数学关系

1. 一级反应 (first-order reaction)
2. 二级反应 (second-order reaction)

## 三、温度对化学反应速率的影响

### (一) 温度对反应速率的影响——Arrhenius 方程

$$k = A \cdot e^{-\frac{E_a}{RT}}$$

### (二) 碰撞理论 (collision theory)

### (三) 过渡态理论 (transition-state theory)

## 四、催化剂对反应速率的影响

- (一) 催化剂和催化作用
- (二) 酶 (enzyme)

## 第四章 酸碱与质子传递反应

### 教学目的与要求

#### 知识目标

1. 酸碱质子理论酸(碱)度常数及应用各类酸、碱溶液 pH 值计算两性物质溶液 pH 值计算缓冲溶液 pH 值计算缓冲溶液配制原则及方法。
2. 熟悉弱酸(碱)溶液质子传递平衡稀释效应同离子效应缓冲溶液作用机制缓冲容量和缓冲范围。
3. 溶剂的拉平效应和区分效应血液中碳酸缓冲系的作用机制。

### 课程思政目标

培养学生可持续发展观及科技报国的家国情怀。

### 教学内容

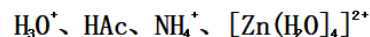
教学过程：

## 第一节 酸碱质子理论

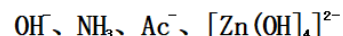
### 一、酸碱质子理论 (Proton Theory of Acid-base)

#### (一) 酸碱的定义

酸 (acid): 能给出质子的物质



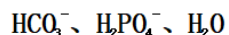
碱 (base): 能接受质子的物质



酸碱可以是中性分子, 也可以是带电荷的离子

共轭酸碱对 (conjugate acid-base pair): 只相差一个质子的一对酸碱

两性物质 (amphoteric substance): 既能给出质子又能接受质子的物质



#### (二) 酸碱反应的实质

两对共轭酸碱对之间的质子传递反应 (protonolysis reaction)

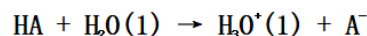
相对较强的酸和相对较强的碱反应生成相对较弱的碱和相对较弱的酸

## 第二节 水溶液中的质子传递平衡

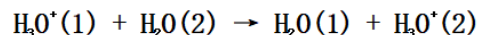
### 一、水溶液中质子传递动力学

质子沿氢键网络传递机制:

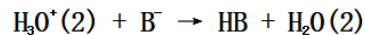
① 酸 HA 与  $\text{H}_2\text{O}$  之间的质子传递:



②  $\text{H}^+$  沿水分子氢键网络传递:



③  $\text{H}_3\text{O}^+$  与碱 B 之间的质子传递:



质子沿氢键网络快速传递的重要意义:

➢ 水溶液中酸碱反应进行的速率非常快;

➢ 水溶液中酸 HA 与碱  $\text{B}^-$  间发生的质子传递过程, 必定是酸 HA 先将质子传递给水分子, 然后再由水合氢离子  $\text{H}_3\text{O}^+$  将质子传递给碱  $\text{B}^-$ 。

### 二、水的质子自递平衡和 pH

#### (一) 水的质子自递反应 (proton self-transfer reaction)

$K_a$ : 水的质子自递平衡常数 (autoprotolysis equilibrium constant)

也称水的离子积 (ionic product constant) 25°C 时  $K_a = 1 \times 10^{-14}$

## (二) pH

25°C 时

$$\text{pH} + \text{pOH} = 14$$

$$\text{pH} = -\lg a(\text{H}_3\text{O}^+)$$

### 三、溶剂的拉平效应和区分效应

拉平效应：将不同强度的酸拉平到溶剂化质子水平的效应

拉平溶剂：具有拉平效应的溶剂

区分效应：能区分酸（碱）强度的效应

区分溶剂：具有区分效应的溶剂

### 第三节 酸碱溶液 pH 值的计算

#### 一、强酸（碱）溶液 pH 值计算

#### 二、一元弱酸（碱）溶液 pH 值计算(重点)

$$[\text{H}^+] = \sqrt{K_a \cdot c_A}$$

#### 三、多元弱酸（碱）溶液 pH 值计算

#### 四、两性物质溶液 pH 值计算

### 第四节 缓冲溶液

#### 一、缓冲溶液及缓冲机制

缓冲溶液中同时含有足够浓度的抗酸、抗碱成分，外加少量强酸或强碱时，弱酸的质子传递平衡没有被破坏，从而可以维持溶液的 pH 值基本不变。

#### 二、缓冲溶液 pH 值计算

##### (一) Henderson-Hasselbalch 方程式

$$\text{pH} = \text{p}K_a + \lg \frac{[\text{B}^-]}{[\text{HB}]} = \text{p}K_a + \lg \frac{[\text{共轭碱}]}{[\text{共轭酸}]}$$

##### (二) 影响缓冲溶液 pH 值的因素：

1. 缓冲溶液的 pH 值随温度改变而变化；
2. 缓冲溶液的 pH 取决于缓冲系中弱酸的  $\text{p}K_a$ ；
3. 同一缓冲系的缓冲溶液，pH 随缓冲比的改变而改变；

4. 缓冲溶液在稍加稀释时, 溶液中 HB 和 B<sup>-</sup> 的浓度同等程度下降, pH 值基本不变。

(三) Henderson-Hasselbalch 方程式的校正

由于缓冲溶液中缓冲对的浓度足够高, 含有较高浓度的强电解质, 因此溶液的离子强度较高, 各离子活度随之降低, 使计算值和实测值之间会出现一定的差距。

### 三、缓冲容量和缓冲范围

(一) 缓冲容量 (buffer capacity)

1. 定义: 使 1 L 缓冲溶液的 pH 值改变 1 个单位所需加入的一元强酸或一元强碱的物质的量, 是衡量缓冲溶液的缓冲能力大小的尺度。

2. 缓冲容量的计算公式:

$$\beta = 2.303 \times \frac{[\text{HB}][\text{B}^-]}{[\text{HB}] + [\text{B}^-]} = 2.303 \times \frac{[\text{HB}][\text{B}^-]}{c_{\text{总}}} = 2.303 \times c_{\text{总}} \times \frac{r}{(1+r)^2}$$

式中  $c_{\text{总}}$  为缓冲溶液的总浓度,  $c_{\text{总}} = [\text{HB}] + [\text{B}^-]$ ,  $r$  为缓冲比。

3. 影响缓冲容量的因素:

- (1) 缓冲容量与总浓度。当缓冲比  $r$  一定时, 缓冲溶液的总浓度  $c_{\text{总}}$  越高, 其缓冲容量越大;
- (2) 缓冲容量与缓冲比。当总浓度  $c_{\text{总}}$  一定时, 缓冲比越接近于 1, 缓冲溶液的缓冲容量越大。
- (3) 缓冲比  $r$  为 1, 即  $[\text{HB}] = [\text{B}^-] = (1/2)c_{\text{总}}$  时, 缓冲溶液的缓冲容量极大。

$$\beta_{\text{max}} = 0.576c_{\text{总}}$$

(二) 缓冲范围 (buffer effective range)

同一缓冲系, 总浓度一定时, 缓冲比越远离 1, 缓冲容量越小。

当缓冲比大于 10:1 或小于 1:10 时, 缓冲溶液已基本失去缓冲能力。

缓冲溶液的缓冲范围:  $\text{pH} = \text{p}K_{\text{a}} \pm 1$

### 四、缓冲溶液的配制

(一) 配制原则和步骤

1. 选择合适的缓冲系;

$\text{p}K_{\text{a}}$  在  $\text{pH}-1 \sim \text{pH}+1$  的范围内

pH 尽量接近  $\text{p}K_{\text{a}}$

2. 确定适宜的总浓度;

生物医学中配制缓冲溶液的总浓度一般在  $0.05 \sim 0.2 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$

3. 根据 Henderson-Hasselbalch 方程式, 计算所需缓冲系各物质的量;

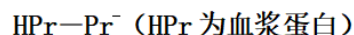
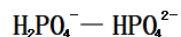
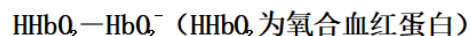
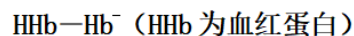
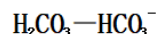
4. 校正缓冲溶液的 pH 值。

五、缓冲溶液在医学上的意义

1. 正常人体血液的 pH 值稳定在 7.35~7.45 之间。

血液 pH 值低于 7.35 时发生酸中毒, 高于 7.45 时则发生碱中毒。

2. 人体血液中含有的缓冲系主要有:



3. 人体血液中缓冲能力最强、含量最高的缓冲系为:  $\text{H}_2\text{CO}_3 - \text{HCO}_3^-$

第五节 酸碱催化剂简介

- 酸碱型催化反应的反应机制一般认为是催化剂和反应物分子间通过电子对的授受而配位, 或发生强烈极化, 形成离子型活性中间物种而进行催化反应;
- 氧化还原型催化反应的反应机制可以认为是催化剂与反应物之间通过单个电子转移, 形成活性中间物种而进行催化反应。

## 第五章 沉淀反应和溶胶

### 教学目的与要求

掌握溶度积常数表达式的书写溶度积常数与溶解度的换算溶度积规则的运用沉淀的形成过程溶胶的基本性质及结构。熟悉同离子效应和盐效应同离子效应对溶解-沉淀平衡的影响沉淀形成与转化的计算。了解沉淀的类型凝胶纳米颗粒的性质及其应用

### 课程思政目标

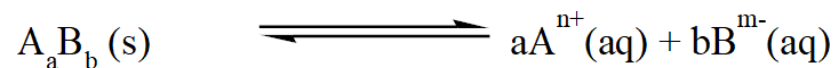
培养学生的生态安全意识。

### 教学内容

#### 第一节

溶度积规则—沉淀反应的热力学

#### 一、溶度积常数



$$K_{sp} = [\text{A}^{n+}]^a [\text{B}^{m-}]^b$$

## 二、溶度积常数与溶解度

溶解度：在一定温度和压力下，一定量饱和溶液中溶质的含量，常用  $S$  表示。

$$S = a+b \sqrt{\frac{K_{sp}}{a^a \cdot b^b}}$$

## 三、溶度积规则

$$\Delta_r G_m = -RT \ln K_{sp} + RT \ln I_p$$

$\Delta_r G_m = 0$  饱和溶液，沉淀-溶解处于动态平衡。

$\Delta_r G_m < 0$  不饱和溶液，无沉淀析出，或沉淀溶解。

$\Delta_r G_m > 0$  ，过饱和溶液，沉淀析出。

## 四、沉淀—溶解平衡的移动

### (一) 同离子效应和盐效应

同离子效应：在难溶强电解质饱和溶液中，加入与其含有相同离子的易溶强电解质，使沉淀-溶解平衡向着生成沉淀的方向移动，最终导致难溶强电解质溶解度降低的现象。

盐效应：在含有难溶强电解质的饱和溶液中，加入不含有相同离子的易溶强电解质，使得难溶强电解质溶解度略有增加的现象。

### (二) 沉淀的生成

#### 1. 沉淀的生成

根据溶度积规则，在难溶强电解质溶液中，如果  $I_p > K_{sp}$ ，就会生成沉淀。

#### 2. 沉淀的转化

沉淀的转化：把一种沉淀转化成另一种沉淀的过程。

沉淀的转化的实质：新沉淀的形成降低了与原有沉淀平衡的离子浓度。

### 3. 分级沉淀和共沉淀

#### (三) 沉淀的溶解

降低沉淀-溶解平衡体系中难溶强电解质离子的浓度，使其  $I_p < K_{sp}$ ，可使沉淀溶解。

### 四、沉淀-溶解平衡的移动

1. 生成弱电解质使沉淀溶解
2. 氧化还原反应使沉淀溶解
3. 生成难解离配合物使沉淀溶解

## 第二节

### 难溶盐沉淀的形成过程—沉淀反应的动力学

#### 一、沉淀的类型

1. 晶型沉淀：内部结构为晶体，且其中离子有规则地排列、结构紧密。
2. 无定型沉淀：内部离子排列杂乱无章，沉淀颗粒无规则堆积，且包含有大量水分子。
3. 凝乳状沉淀：介于晶形沉淀与无定形沉淀之间，属于二者之间的过渡形。

#### 二、沉淀的形成过程

1. 成核过程
2. 成长过程
3. 后续沉淀过程

## 第三节 纳米颗粒和溶胶

### 一、纳米颗粒

### 二、溶胶的性质和结构

### 三、凝胶

## 第六章 氧化还原反应

### 教学目的与要求

掌握溶度积常数表达式的书写溶度积常数与溶解度的换算溶度积规则的运用沉淀的形成过程溶胶的基本性质及结构。熟悉同离子效应和盐效应同离子效应

对溶解-沉淀平衡的影响沉淀形成与转化的计算。 了解沉淀的类型凝胶纳米颗粒的性质及其应用

### 课程思政目标

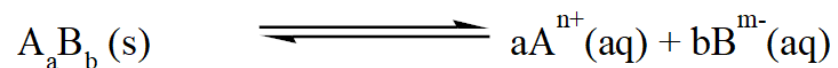
培养学生的生态安全意识。

### 教学内容

#### 第一节

#### 溶度积规则—沉淀反应的热力学

##### 一、溶度积常数



$$K_{sp} = [A^{n+}]^a [B^{m-}]^b$$

##### 二、溶度积常数与溶解度

溶解度：在一定温度和压力下，一定量饱和溶液中溶质的含量，常用  $S$  表示。

$$S = \sqrt[a+b]{\frac{K_{sp}}{a^a \cdot b^b}}$$

##### 三、溶度积规则

$$\Delta_r G_m = -RT \ln K_{sp} + RT \ln I_p$$

$\Delta_r G_m = 0$  饱和溶液，沉淀-溶解处于动态平衡。

$\Delta_r G_m < 0$  不饱和溶液，无沉淀析出，或沉淀溶解。

$\Delta_r G_m > 0$  ，过饱和溶液，沉淀析出。

## 五、沉淀—溶解平衡的移动

### (一) 同离子效应和盐效应

同离子效应：在难溶强电解质饱和溶液中，加入与其含有相同离子的易溶强电解质，使沉淀—溶解平衡向着生成沉淀的方向移动，最终导致难溶强电解质溶解度降低的现象。

盐效应：在含有难溶强电解质的饱和溶液中，加入不含有相同离子的易溶强电解质，使得难溶强电解质溶解度略有增加的现象。

### (二) 沉淀的生成

#### 1. 沉淀的生成

根据溶度积规则，在难溶强电解质溶液中，如果  $I_p > K_{sp}$ ，就会生成沉淀。

#### 2. 沉淀的转化

沉淀的转化：把一种沉淀转化成另一种沉淀的过程。

沉淀的转化的实质：新沉淀的形成降低了与原有沉淀平衡的离子浓度。

#### 3. 分级沉淀和共沉淀

### (三) 沉淀的溶解

降低沉淀—溶解平衡体系中难溶强电解质离子的浓度，使其  $I_p < K_{sp}$ ，可使沉淀溶解。

## 四、沉淀—溶解平衡的移动

### 1. 生成弱电解质使沉淀溶解

### 2. 氧化还原反应使沉淀溶解

### 3. 生成难解离配合物使沉淀溶解

## 第二节

### 难溶盐沉淀的形成过程—沉淀反应的动力学

#### 一、沉淀的类型

1. 晶型沉淀：内部结构为晶体，且其中离子有规则地排列、结构紧密。

2. 无定型沉淀：内部离子排列杂乱无章，沉淀颗粒无规则堆积，且包含有大量水分子。

3. 凝乳状沉淀：介于晶形沉淀与无定形沉淀之间，属于二者之间的过渡形。

#### 二、沉淀的形成过程

1. 成核过程

2. 成长过程

3. 后续沉淀过程

### 第三节 纳米颗粒和溶胶

- 一、纳米颗粒
- 二、溶胶的性质和结构
- 三、凝胶

## 第七章 配位化学反应

### 教学目的与要求

学习配位化合物的理论知识并通过实训练习配位化合物的生成和检验。加深知识的理解。

掌握配合物的概念、组成、命名、稳定常数及稳定性。

熟悉配合物的分类、配位平衡及配位平衡的移动。

了解配合物的同分异构现象、价键理论、磁性及应用。

### 课程思政目标

培养学生实事求是的科学精神。

### 教学内容

#### 第一节 配合物的基本概念

##### 1. 配位键（熟悉）

- 配位键是一种特殊的共价键，其中一个原子提供空轨道，另一个原子提供孤对电子形成键。
- 配位键的特点是方向性和饱和性不如普通共价键明显。

##### 2. 配合物的定义（掌握）

- 配合物是由一个中心原子或离子与围绕它的一定数量的配体通过配位键结合形成的复杂离子或分子。
- 配合物在化学反应中可以作为一个整体参与反应。

##### 3. 配合物的组成（掌握）

- 配合物由中心原子或离子（通常是金属离子）和配体（可以是分子或离子，如  $\text{NH}_3$ 、 $\text{H}_2\text{O}$ 、 $\text{Cl}^-$  等）组成。
- 配体提供孤对电子与中心原子形成配位键。

##### 4. 配合物的命名（掌握）

- 配合物的命名遵循特定的规则，包括中心原子的名称、配体的名称和数量、配体的电荷状态以及配合物的电荷。
- 例如， $[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]\text{Cl}_3$  表示六氨合钴(III)氯化物。

#### 第二节 配位平衡

### 1. 配合物的稳定常数（配位平衡常数）（熟悉）

- 稳定常数 ( $K_f$ ) 是描述配合物形成程度的平衡常数，用于衡量配合物的稳定性。
- 稳定常数越大，配合物越稳定。

### 2. 配位平衡的移动（熟悉）

- 配位平衡的移动可以通过 Le Chatelier 原理来解释，即改变条件（如浓度、压力、温度）会影响平衡位置。
- 例如，增加配体浓度会推动平衡向配合物形成的方向移动。

## 第三节 配合物的键价理论

### 1. 键价理论的要点（了解）

- 键价理论解释了配位键的形成和配合物的稳定性。
- 包括晶体场理论 (CFT) 和配位场理论 (LFT)。

### 2. 配位键的形成及对应配合物的空间构型（了解）

- 配位键的形成与中心原子的 d 轨道和配体的孤对电子有关。
- 配合物的空间构型由配体数量和配体与中心原子的相互作用决定，如八面体、四面体等。

### 3. 外轨型和内轨型配合物（了解）

- 外轨型配合物：中心原子使用外部的 d 轨道与配体成键。
- 内轨型配合物：中心原子使用内部的 d 轨道与配体成键。

### 4. 螯合物和螯合效应（了解）

- 螯合物是由一个多齿配体与中心原子形成的配合物，具有高稳定性。
- 螯合效应：螯合物的形成增强了配合物的稳定性，减少了配合物的解离。

## 第四节 配合物的应用

### 1. 在分析化学中的应用（了解）

- 配合物常用于分析化学中的显色反应、催化反应和分离技术。

### 2. 在工业生产中的应用（了解）

- 配合物在工业催化剂、染料、塑料添加剂等方面有广泛应用。

### 3. 在化妆品中的应用（了解）

- 配合物可用于化妆品中的着色剂和稳定剂。

### 4. 在生物、医药等方面的应用（了解）

- 配合物在生物体内的金属离子运输、药物设计（如抗癌药物）和诊断试剂中有重要作用。

## 第八章 元素总论

### 教学目的与要求

学习元素的分布，存在的基本化学形式等相关知识。

掌握元素的电子结构如何决定其化学结构、化合物的性质及其生物学意义

熟悉无机元素的自然分布、和自然界存在的基本化学形式

了解一些重要无机化合物（本章中列举的）的化学性质和生物效应。

### 课程思政目标

培养学生实事求是的科学精神。

### 教学内容

一、元素在自然界中的分布

二、无机元素自然存在的基本化学形式

三、元素和生命的关系

四、一些重要元素和无机化合物简介

碳酸钙

磷酸钙

生物酶金属中心—“铜、铁、锌

Fe 的化学性质和生物效应；Cu 的化学性质和生物效应；Zn 的化学性质和生物效应

污染重金属—“铅、镉、汞”

Hg 的独特物理化学和生物性质

现代药物中的金属—“铂、铋、钆”

矿物类中药

稀土探针—“钆、铈、钷”

钆造影剂(Gadolinium-based contrast agent, GBCA)

镧系荧光探针

## 第九章 主族元素

### 教学目的与要求

掌握 s 区各族元素的通性；p 区各族元素的通性；常见 s 区、p 区重要化合物的基本性质和用途。  
熟悉 s 区、p 区元素性质与电子层结构的关系。s 区、p 区元素成键特征。常见主族元素离子的分析鉴定  
了解 s 区、p 区元素的生物学效应。s 区、p 区元素的药用价值及作用机制。

### 课程思政目标

培养学生实事求是的科学精神。

### 教学内容

#### 第一节 s 区元素的通性

##### 一、碱金属原子结构特征与元素性质的关系

1. 都是活泼金属。
2. 形成+1 氧化态的阳离子，是强还原剂。
3.  $M^+$ 为  $8e^-$ 组态 (Li $^+$ 除外)，稳定、无色，化合物都是离子型。
4. 碱金属盐易溶于水 (半径较大的部分阴离子的盐除外)，不水解。
5. 氧化物和氢氧化物都显强碱性。

##### 二、碱土金属原子结构特征与元素性质的关系

1. 都是活泼金属。
2. 形成+2 氧化态的阳离子，是强还原剂。
3.  $M^{2+}$ 为  $8e^-$ 组态 ( $Be^{2+}$ 除外)，稳定、无色，化合物都是离子型。
4. 氯化物、硫化物、硝酸盐可溶于水；  
碳酸盐、草酸盐、硫酸盐、磷酸盐中大多微溶或难溶于水。
5. 氧化物、氢氧化物也显强碱性，但溶解度较小。

#### 第二节 s 区元素单质及其重要化合物的性质

##### 一、氢

###### (一) 单质氢和氢化物

- (1) 熔点和沸点极低，难液化；

- (2) 常温下不活泼，渗透性强；
- (3) 氢与活泼性强的碱金属和碱土金属在较高的温度下得到离子型氢化物；
- (4) 氢与过渡金属元素的单质在一定的压力和温度下得到金属型氢化物。

## 二、碱金属和碱土金属的单质

### (一) 化学性质

#### 通性

- 易与  $H_2$  直接化合成  $MH$ 、 $MH_2$  离子型化合物；
- 与  $O_2$  形成正常氧化物、过氧化物；
- 与卤素、硫、氮、氢直接化合，形成离子型化合物
- 易与水反应 (Be、Mg 除外)

### (二) 焰色反应

原子发射光谱法：利用被激发原子发出的辐射线形成的光谱与标准光谱比较，识别物质中含有何种物质的分析方法。

原子吸收光谱法：通过测量蒸气相中待测元素的基态原子对其对应元素的特征原子发生谱线（也称为共振辐射谱线）的吸收强度来测定该元素含量。

## 三、碱金属和碱土金属的重要化合物

### (一) 氧化物

### (二) 氢氧化物

### (三) 常见盐

### (四) 配合物

## 四、对角线规则

在周期表中某一元素的性质和它左上方或右下方的另一元素性质的相似性，称为对角线规则。

## 五、离子鉴定

### 第三节 p 区元素的通性

#### 一、p 区元素的价层电子组态与元素的性质

1. 价层电子组态与氧化数
2. 原子半径
3. 第二和第四周期 p 区元素性质的特殊性
4. 第五、六周期元素性质

#### 二、p 区元素单质及其重要化合物的性质

##### (一) 卤族元素

##### 1. 卤素的成键特征

2. 卤素氧化的热力学趋势
3. 卤素单质及化学性质
4. 卤化氢和氢卤酸主要性质
5. 卤素含氧酸及其盐
6. 卤素离子的鉴定

#### (二) 氧族元素

1. 氧族元素的成键特征
2. 氧及其重要化合物
3. 硫及其重要化合物
4. 氧族元素离子的鉴定

#### (三) 氮族元素

1. 氮族元素的成键特征
2. 氮及其重要化合物
3. 磷及其重要化合物
4. 砷、锑、铋及其重要化合物
5. 氮族元素离子的鉴定

#### (四) 硼族与碳族元素

1. 硼族与碳族元素的成键特征
2. 硼及其重要化合物
3. 铝及其重要化合物
4. 碳及其重要化合物
5. 硅及其重要化合物
6. 硼族与碳族元素离子的鉴定

#### 第四节

##### 重要主族元素及其生物学效应简介

- 一、s 区元素的重要化合物的生物学效应
- 二、p 区元素的重要化合物的生物学效应

## 第十章 过渡金属元素

### 教学目的与要求

掌握常见过渡金属元素氧化物和氢氧化物的性质。

Ti(III、IV)化合物、钒酸盐、铬酸盐、重铬酸盐、高锰酸钾的性质。

常见铁(III、II)盐及重要的铁(II、III)和铂(II)配合物的性质。

常见铜(II)、银(I)盐、锌(II)、汞(I、II)盐的性质。

熟悉过渡金属元素的通性。

过渡金属配位化学特征。

过渡金属元素单质的主要物理性质及化学性质。

了解过渡金属常见化合物的颜色特征。

常见过渡元素药物的性质和临床应用，以及汞的生物毒性。

常见过渡金属离子的分析鉴定。

### 课程思政目标

培养学生实事求是的科学精神。

### 教学内容

#### 第一节 s 区元素的通性

#### 第一节 d 区、ds 区元素的通性

##### 一、原子结构特征与元素性质的关系

###### (一) 原子半径

###### (二) 电负性、电离能、金属性

##### 二、单质的物理性质

1. 密度大、硬度大。
2. 熔点高、沸点高。
3. 导电性和导热性良好。
4. 铁磁性：铁、钴、镍、铁合金。

##### 三、单质的化学性质

1. 金属活泼性及反应性能

第一过渡系金属较活泼，第二、第三过渡系金属较稳定。

钪族的活泼性较强，而铂系元素为惰性金属。

钪、钛、钒、铬、锰等生成致密的氧化物保护膜。

## 2. 氧化态特征

趋势：同族元素从上到下，高氧化态趋于稳定

## 3. 化合物的颜色特征

## 4. 氧化物及其水合物的酸碱性

## 5. 常见配合物

### 第二节 钛、钒、铬、锰

1. 单质都具有强还原性，但因有致密氧化膜保护而钝化。

2. 酸性介质中，除  $TiO_2$  外，其他元素最高氧化数的化合物具有强氧化性。

3. 酸性介质中， $V^{3+}$  的还原性弱于  $Ti^{3+}$ ， $Ti^{2+}$ 、 $V^{2+}$ 、 $Cr^{2+}$  的还原性都较强， $Cr^{3+}$  和  $Mn^{2+}$  分别是铬和锰的最稳定的氧化态。

4. 锰元素中间氧化数（+3、+6）的化合物可发生歧化反应，在酸性介质中歧化反应进行的倾向很强。

### 第三节 铁系元素和铂

1. 都是中等活泼的金属，具有较强的还原性，活泼性依 Fe、Co、Ni 的次序减弱。

2. +2 氧化态在酸性介质中较稳定，在碱性介质中还原性较强，但还原性逐渐减弱。

3. 在酸性介质中  $Fe^{3+}$  是中等强度的氧化剂，而  $Co^{3+}$  和  $Ni^{3+}$  是强氧化剂。

4. +2、+3 氧化态具有形成配合物的强烈倾向；还可与 CO、 $\pi$  型配体形成具有 p-d 反馈键的低氧化数配合物。

### 第四节 铜、银、锌、汞

#### （一）铜

- 铜具有优良的导电性和导热性，良好的延展性和机械加工性。
- 化学性质比较稳定，常温下，铜不与氧气和水作用，但能与卤素直接化合。
- 加热时，能与氧和硫直接化合，在潮湿的空气中其表面可生成一层绿色的铜锈。
- 与非氧化性稀酸不反应，只能溶解在硝酸、浓盐酸及热的浓硫酸中。

#### （二）银

- 银的导电、导热性能是所有金属中最好的。
- 室温下，不与氧气和水反应，但可与卤素发生缓慢反应；即使在高温下也不与氢气、氮气或碳反应。
- 银不溶于非氧化性酸，但长期与含有  $H_2S$  的空气接触时，表面生成黑色的  $Ag_2S$ ，能溶于硝酸和热的浓硫酸中。

### (三) 锌

- 锌属于低熔点金属。
- 化学性质比较活泼，加热条件下，能与绝大多数非金属元素直接化合；在潮湿的空气中放置，可生成碱式碳酸锌。
- 锌是两性金属，既能与非氧化性稀酸作用置换出  $H_2$ ，也能与碱作用生成锌酸盐，但与过量氨水作用生成锌氨配离子。

### (四) 汞

- 液态金属，蒸气压低，有强烈的生物毒性，接触和使用汞必须在通风橱中进行。
- 活泼较差，需加热至沸才能与氧气反应生成氧化汞，加热到 773K 时又分解为汞和氧气，但在室温下与硫粉研磨时即可生成  $HgS$ ；能溶解金属形成汞齐。
- 不与非氧化性酸反应，但可溶解于热的浓硫酸和硝酸。

### 第五节 稀土元素简介

1. IIIB 族元素钪、钇和镧系元素一起被称作稀土元素 (rare earth element)，用符号 RE 表示。
2. 稀土元素都是活泼的金属元素，根据其电子层构型及其性质的差异，稀土元素分为两组：轻稀土组和重稀土组。
  - (1) 轻稀土元素组：La、Ce、Pr、Nd、Pm、Sm、Eu。它们的化合物与相应的镧化合物性质相似，也称为铈分组。
  - (2) 重稀土元素组：Gd、Tm、Dy、Ho、Er、Tm、Yb、Lu 和 Sc、Y。它们的化合物与相应的钪化合物性质相似，也称为钇分组。
3. 稀土元素的氧化物和氢氧化物难溶于水，与碱土金属相应的化合物的性质类似。
4. 稀土元素具有特殊的电子层结构和多层次电子能级，从而使其具有许多与众不同的光、电、磁和化学特性。

## 实验一 实验室安全常识教育及常用仪器的使用维护

### 教学目的与要求

#### 知识目标

1. 熟悉实验室规则、安全守则及意外事故处理
2. 认识化学实验室常用的玻璃仪器。

#### 能力目标

1. 能对常见的实验室意外事故进行简单有效的处理
2. 能用正确的方法对玻璃仪器进行洗涤。

#### 素养目标

1. 遵守实验室规则。
2. 珍爱生命，重视实验室安全。

## 课程思政目标

理论联系实际，是我们认识、分析和处理问题所遵循的最根本的指导原则和思想基础。平时要重视量的积累，注意事物细小的变化，不可揠苗助长急于求成，对于消极因素，要防微杜渐；同时又要根据事物的发展进程，不失时机地促使事物由量变到质变的转化。教

## 教学内容

实验前的准备

- 1、穿好实验服，准备做实验。
- 2、保持台面整洁，实验前先擦净台面。
- 3、检查工具
- 4、进入实验室前完成当次实验的预习报告

实验基本素养和常见仪器

实验室安全和维护常识

## 实验二 溶液的配制

### 教学目的与要求

知识目标

知识目标

1. 了解和学会实验室常用溶液的配制方法
2. 学习容量瓶和电子天平的使用方法。

能力目标

1. 能进行溶液的粗配和精配
2. 能正确使用电子天平。

素养目标

1. 养成遵守实验室规则的良好习惯
2. 培养严谨、专业的科学研究态度

能力目标

1. 能阐明化学与医药学的关系。

素养目标

2. 认识到化学对专业学习的重要性
2. 树立学习化学的兴趣和信心。

### 课程思政目标

培养学生的科学思维能力，帮助学生建立正确的科学观，初步具备进行科学研究的素质—通过发现问题、解决问题，并且和社会实践结合，培养学生的思维能力，帮助学生建立正确的世界观和方法论，始终牢记，唯有科技创新，才能从源头解决生产实践中遇到的问题

### 教学内容

1. 计算：计算配制所需固体溶质的质量或液体浓溶液的体积。根据要配制溶液的量，计算出所需的溶质质量、液体体积，只有准确的计算，配制出来的溶液浓度才能确定，才能保证检验、实验、化验结果的准确性。

插入复习：

$$C(\text{物质的量浓度})=0.1\text{mol/L H}_2\text{SO}_4 \quad V(\text{体积})=\text{所选用容量瓶的体积}$$
$$n(\text{物质的量})=CV \quad m(\text{质量})=nM$$

2. 称量：用天平称量固体质量或用移液管量取液体体积。对于配制标准溶液，所需的溶质质量需用到分析天平进行精准称量。
3. 溶解：在烧杯中溶解或稀释溶质，恢复至室温，如不能完全溶解可适当加热，并用玻璃棒搅拌。
4. 转移：将烧杯内冷却后的溶液沿玻璃棒小心转入一定体积的容量瓶中，玻璃棒下端应靠在容量瓶刻度线以下。
5. 洗涤：用蒸馏水洗涤烧杯和玻璃棒 2~3 次，并将洗涤液转入容器中，振荡，使溶液混合均匀。
6. 定容：向容量瓶中加水至刻度线以下 1cm~2cm 处时，改用胶头滴管加水，使溶液凹面恰好与我们需要配制的溶液体积刻度线相切。
7. 摇匀：盖好瓶塞，用食指顶住瓶塞，另一只手的手指托住瓶底，反复上下颠倒，使溶液混合均匀，然后给溶液装瓶贴签，标注溶液名称，浓度，配制日期，配制人员，保质日期等信息。

## 实验三 药用氯化钠的精制

### 教学目的与要求

知识目标

1. 学会化学方法提纯粗盐，同时进一步精制成试剂级纯度的氯化钠提供原料。
2. 练习天平的使用，以及加热、溶解、过滤、蒸发和结晶、干燥的根本操作。
3. 体会过滤的原理在生活生产等社会实际中的应用。

### 课程思政目标

培养学生精益求精的科学探知态度

### 教学内容

粗盐中含有泥沙等不溶性杂质，以及可溶性杂质如： $\text{Ca}^{2+}$ 、 $\text{Mg}^{2+}$ 、 $\text{SO}_4^{2-}$  等。不溶性杂质可以用过滤的方法除去， $\text{Ca}^{2+}$ 、 $\text{Mg}^{2+}$ 、 $\text{SO}_4^{2-}$ 可以通过化学方法----加试剂使之沉淀，在过滤，然后蒸发水分得到较纯洁的食盐。

## 实验四 缓冲溶液的配制和酸度计的使用

### 教学目的与要求

知识目标

- 1.了解酸度计的测定方法。
- 2.掌握缓冲溶液的配制方法和缓冲容量的计算方法。

### 课程思政目标

培养学生寻求解决问题的主动性。

### 教学内容

1. 取缓冲对 NaAc 固体和冰醋酸配制 0.1mol/L 的 HAc 和 0.1mol/L 的 NaAc，计算用量后配制 pH 为 5.00 的缓冲溶液。
- 2.抗酸抗碱作用：使用 0.1mol/L 的 HCl 和 0.1mol/L 的 NaOH 各滴加两滴到配好的缓冲溶液。
- 3.抗稀释作用：取一定量的水稀释缓冲溶液并和同样方法稀释的 NaOH 做比较。

## 实验五 醋酸解离常数的测定

### 教学目的与要求

知识目标

- 1.了解酸度计测定醋酸解离常数的原理和测定方法。
- 2.进一步理解并掌握解离平衡的概念。
- 3.熟悉酸度计的使用方法。

### 课程思政目标

培养学生胆大心细的科学探知精神

### 教学内容

本实验通过测定不同浓度的醋酸的 PH 来求算醋酸的标准解离常数。

醋酸在水中存在下列解离平衡： $\text{HAc} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{Ac}^-$

在一定的温度下，这个过程很快达到了平衡，平衡常数的表达式为：

$$K = \frac{[\text{H}^+][\text{Ac}^-]}{[\text{HAc}]}$$

式中  $[\text{H}^+]$ 、 $[\text{Ac}^-]$ 、 $[\text{HAc}]$  分别为  $\text{H}^+$ 、 $\text{Ac}^-$ 、 $\text{HAc}$  的平衡浓度。

在一定温度下，用酸度计测定一系列已知浓度的醋酸溶液的 PH，根据  $\text{PH} = -\lg[\text{H}^+]$ ，可换算出相应的  $C(\text{H}^+)$ ，将  $C(\text{H}^+)$  的不同值代入上式，可求出一系列对应的  $K(\text{HAc})$  值，取其平均值，即为该温度下醋酸的解离常数。

## 无机化学实验考核（药学专业）

### 教学目的与要求

知识目标

掌握化学试剂的配置方法

### 课程思政目标

培养学生脚踏实地的科学精神

### 教学内容

抽签完成不同的溶液配置。

#### （一）准备要求

- 1、实验室准备：蒸馏水、氯化钠、洗瓶、胶头滴管、100ml 容量瓶 1 个、洗衣粉、玻璃棒、烧杯。
- 2、考生准备：白大褂、笔、纸、学生证

#### （二）考核要求

1、本题分值：100分，考核时间：10分钟

2、具体考核要求：掌握玻璃仪器的洗涤和容量瓶的使用（否定项：不会使用容量瓶和洗涤玻璃仪器实验无法进行不得分）

**(三)配分与评分标准**

序号	考核内容	考核要点	分值	评分标准	得分
1	检查实验用品 (5分)	检查实验用品，经监考老师同意后开始实验。	5	检查实验用品，经监考老师同意后开始实验 5分。	
2	实验操作过程、现象及结论 (85分)	玻璃仪器的洗涤，容量瓶的试漏	15	1、各仪器洗涤干净 5分。 2、试漏方法正确 10分。	
		定量转移	40	1、溶样完全后转移（无固体颗粒）。 2、玻璃棒拿出前靠去所挂液体。 3、玻璃棒插入瓶口深度为玻璃棒下端在磨口下端附近。 4、玻璃棒不碰瓶口。 5、烧杯离瓶口的位置（2cm左右）。 6、玻璃棒不在杯内滚动。 7、吹洗玻璃棒、容量瓶口。 8、洗涤次数至少3次、溶液不洒落。 每错一项扣5分，扣完为止	
		定容	30	1、加水到容量瓶三分之二处。 2、三分之二水平摇动。 3、接近刻线改用胶头滴管。 4、胶头滴管的正确使用 5、准确稀释至刻线 6、摇匀动作正确	

				每错一项扣 5 分，扣完为止	
3	整理台面 (10 分)	实验结束整理台面，洗涤仪器。	10	1、将废弃物倒入水槽中。(4 分) 2、将仪器洗涤干净并放回原处。(4 分) 3、整理台面，保持整洁,实验后洗手。(2 分)	

## 第四部分 教学建议

理论知识以必需和够用为原则，适当删减和引进新的内容，实训着重培养学生的实际动手能力和理论与实训相结合的能力。在知识的实用性、综合性上多下功夫，做到理论联系实际，加强启发和引导，将学生应用能力培养融汇于教材之中。

课题教学时应突出高职高专特点，减少知识的抽象性、理论性等，多采用实物，模型多媒体等直观的教学形式。

实训教学应注重培养学生实际的基本操作技能，实训时多给学生动手的机会，引导学生理论于实训相结合，提高学生实际动手能力和分析问题、解决问题及独立工作的能力。

学生的知识水平和能力水平应通过平时达标训练、实训报告、操作技能考核和考试等多种考核方式进行考评，使学生更好地适应后续教程学习的需要。作用和试题体现实用性、综合性、思考性的原则，要难易合适，减少死记硬背的题型，以训练学生的能力为中心，以考核学生的能力为目标。