

揭阳职业技术学院
生物工程系

授 课 教 案

2025 -- 2026 学年度第一学期

课程名称_____无机化学_____

班 级_____药学（专本协同）251_____

教 研 室_____药学教研室_____

授课教师_____黄乾峰_____

课程信息表

课程属性		专业必修课程		有无大纲	有	
授课总学时		66	学分	4	周学时	3
选用教材	教材名称	无机化学				
	出版社	人民卫生出版社				
	编（著）者	杨晓达				
	版次	1				
课程所需参考资料		<p>[1] 孙莹、吕洁 主编. 药物分析. 北京：人民卫生出版社，2013.</p> <p>[2] 尤启冬 主编. 药物化学(第七版). 北京：人民卫生出版社，2011.</p> <p>[3] 张天蓝 姜凤超 主编. 无机化学（第六版）. 北京：人民卫生出版社，2011.</p>				
班级		药学（专本协同）251	总人数	55		
考核方式		考试				
主要教学方法及手段		多媒体讲授、师生互动、案例分析、实训				
备注						

绪论 2 学时
课题： 绪论
教学目标 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。 课程思政元素： 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。
教学重点及难点： 重 点： 药学与化学知识框架 难 点： 药学专业在无机化学要掌握的核心内容有哪些
教学方法及手段： 多媒体讲授
教学过程： 新课导入 课堂分组讨论:学习化学有何意义? 培养学生的团队意识、逻辑思维能力、总结归纳能力、语言表达能力 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） 小结 1. 关键词记忆法回顾化学的定义。 2. 指出化学研究的对象和任务。 3. 强调化学的重要性，重视化学的学习。
作业： 默写元素周期表前 4 个周期元素符号和汉字符号

章： 第一章 6 学时

课题： 原子结构

教学目标

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 Ψ 、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。

课程思政元素：

- 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。

教学重点及难点：

- 重 点：**四个量子数。
- 难 点：**原子轨道的概念。

教学方法及手段：多媒体讲授，实训练习

教学过程：

第一节 核外电子运动的特征

一、量子化特征（熟悉）

（一）原子光谱

1900年，德国物理学家普朗克（Planck）为了解决黑体辐射实验数据和经典理论计算方法之间的矛盾，提出假设：辐射能的吸收或发射是以基本量一小份、一小份整数倍作跳跃式的增减，是不连续的，这种过程叫做能量的量子化。

$$E = h \nu$$

上式中， h 为普朗克常数，其值为 $6.626 \times 10^{-34} \text{ J}\cdot\text{s}$ ， ν 是黑体辐射的频率。

（二）玻尔（Bohr）氢原子模型

（1）定态假设：核外电子不能沿任意轨道运动，只能沿某些特许的轨道绕核运动，电子在轨道上运动时，既不吸收也不释放能量，处于稳定的状态。

（2）轨道的量子化特性：在特定轨道上运动的电子具有一定的能量，它们只允许是不连续的分立值，即能量量子化。

（3）频率假设：当电子从一个能量状态跃迁到另一个能量状态时会吸收或释放一定能量。光的频率取决于两轨道的能量之差

二、波粒二象性（熟悉）

1924年，年轻的法国博士生德布罗意（Louis de Broglie）受到光具有波粒二象性的启发，在他的博士论文中大胆假设：具有静止质量的微观粒子，如电子、质子、原子等都具有波粒二象性。

- （一）粒子性
- （二）波动性
- （三）测不准原理

第二节 核外电子运动状态的描述

一、薛定谔（Schrödinger）方程（了解）

（一）薛定谔方程

为了描述具有波粒二象性的微观粒子的运动状态，1926年奥地利物理学家薛定谔受物质波的观点启发，建立微观粒子数理方程即著名的薛定谔方程：

$$\frac{\partial^2 \psi}{\partial x^2} + \frac{\partial^2 \psi}{\partial y^2} + \frac{\partial^2 \psi}{\partial z^2} + \frac{8\pi^2 m}{h^2} (E - V) \psi = 0$$

上式中， E 为微观粒子的总能量， V 是微观粒子的总势能， m 为微观粒子的质量， ψ 称为波函数， h 为Planck常数。

（二）波函数与原子轨道（熟悉）

薛定谔方程是描述核外电子的运动状态的方程。它的解（波函数 ψ ）是描述核外电子运动状态的函数。在量子力学中常把波函数称为原子轨道波函数，简称原子轨道。

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： $E_{n_s} < E_{n_p} < E_{n_d} < E_{n_f}$ 。

（三）磁量子数 m 取值：0、 ± 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

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^0 、 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

章节总结

作业:

课后题练习

章: 第二章 6 学时

课题: 分子结构

教学目的及要求 (包括本课题要完成的教学任务、专业知识、专业技能、素质能力培养等):

教学目的与要求

学习掌握分子的构成和分子间的相互作用。

知识要求

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。

教学重点及难点：

重 点：掌握离子键、共价键、氢键的概念及特点；价键理论；分子间作用力及杂化轨道理论

难 点：共价键及杂化轨道理论

教学方法及手段：多媒体讲授

教学过程：

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

作业：

- 1、课后题练习
- 2、实例分析不同物质间的分子作用力

章： 第三章 6学时

课题： 化学反应的基本原理简介

教学目的及要求（包括本课题要完成的教学任务、专业知识、专业技能、素质能力培养等）：

教学目的与要求

学习掌握化学反应的基本原理。

知识要求

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^\ominus 与标准 Gibbs 自由能变化 $\Delta_r G_m^\ominus$ 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。

教学重点及难点：

重 点： Hess 定律；热力学平衡常数 K^\ominus 与标准 Gibbs 自由能变化；Arrhenius 方程

难 点： Gibbs 自由能变的计算

教学方法及手段：多媒体讲授

教学过程：

一、离子晶体和分子晶体的溶解

（一）溶解过程

在水溶液中， Na^+ 和 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)

作业：课后题练习

章： 第四章 6 学时

课题： 酸碱与质子传递反应

教学目的及要求（包括本课题要完成的教学任务、专业知识、专业技能、素质能力培养等）：

教学目的与要求

学习酸碱与质子传递反应的相关理论。

知识要求

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。

<p>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。</p> <p>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。</p>
<p>教学重点及难点：</p> <p>重 点：pH 值计算</p> <p>难 点：缓冲溶液 pH 值计算缓冲溶液配制原则及方法</p>
<p>教学方法及手段：多媒体讲授</p>
<p>教学过程：</p> <p>第一节 酸碱质子理论</p> <p>一、酸碱质子理论 (Proton Theory of Acid-base)</p> <p>(一) 酸碱的定义</p> <p>酸 (acid)：能给出质子的物质</p> $\text{H}_3\text{O}^+、\text{HAc}、\text{NH}_4^+、[\text{Zn}(\text{H}_2\text{O})_4]^{2+}$ <p>碱 (base)：能接受质子的物质</p> $\text{OH}^-、\text{NH}_3、\text{Ac}^-、[\text{Zn}(\text{OH})_4]^{2-}$ <p>酸碱可以是中性分子，也可以是带电荷的离子</p> <p>共轭酸碱对 (conjugate acid-base pair)：只相差一个质子的一对酸碱</p> <p>两性物质 (amphoteric substance)：既能给出质子又能接受质子的物质</p> $\text{HCO}_3^-、\text{H}_2\text{PO}_4^-、\text{H}_2\text{O}$ <p>(二) 酸碱反应的实质</p> <p>两对共轭酸碱对之间的质子传递反应 (protolysis reaction)</p> <p>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</p> <p>第二节 水溶液中的质子传递平衡</p> <p>一、水溶液中质子传递动力学</p> <p>质子沿氢键网络传递机制：</p> <p>① 酸 HA 与 H₂O 之间的质子传递：</p> $\text{HA} + \text{H}_2\text{O}(1) \rightarrow \text{H}_3\text{O}^+(1) + \text{A}^-$ <p>② H⁺沿水分子氢键网络传递：</p> $\text{H}_3\text{O}^+(1) + \text{H}_2\text{O}(2) \rightarrow \text{H}_2\text{O}(1) + \text{H}_3\text{O}^+(2)$ <p>③ H₃O⁺与碱 B 之间的质子传递：</p> $\text{H}_3\text{O}^+(2) + \text{B}^- \rightarrow \text{HB} + \text{H}_2\text{O}(2)$ <p>质子沿氢键网络快速传递的重要意义：</p> <ul style="list-style-type: none"> ➢ 水溶液中酸碱反应进行的速率非常快； ➢ 水溶液中酸 HA 与碱 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 H₃O⁺将质子传递给碱 B⁻。 <p>二、水的质子自递平衡和 pH</p> <p>(一) 水的质子自递反应 (proton self-transfer reaction)</p> <p>K_w：水的质子自递平衡常数 (autoprotolysis equilibrium constant)</p> <p>也称水的离子积 (ionic product constant) 25°C 时 $K_w = 1 \times 10^{-14}$</p> <p>(二) pH</p> <p>25°C 时</p> $\text{pH} + \text{pOH} = 14$ $\text{pH} = -\lg a(\text{H}_3\text{O}^+)$

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 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;

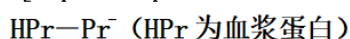
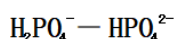
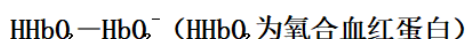
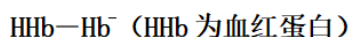
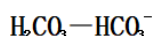
4. 校正缓冲溶液的 pH 值。

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 $7.35 \sim 7.45$ 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。

作业:

课后题练习

章: 第五章 6 学时

课题: 沉淀反应和溶胶

教学目的及要求 (包括本课题要完成的教学任务、专业知识、专业技能、素质能力培养等):

教学目的

掌握沉淀反应和溶胶的理论知识。

知识要求

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

能力要求

掌握溶胶制备方法

课程思政目标：培养学生的生态安全意识。

教学重点及难点：

重 点：溶度积常数表达式

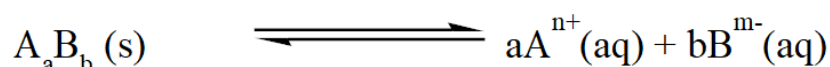
难 点：沉淀形成与转化

教学方法及手段：多媒体讲授，实训练习

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。

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

三、溶度积规则

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

$$\Delta_r G_m = 0 \quad \text{饱和溶液，沉淀-溶解处于动态平衡。}$$

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

$$\Delta_r G_m > 0 \quad \text{，过饱和溶液，沉淀析出。}$$

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

作业：

课后题练习完成对应练习题

章： **第六章 4 学时**

课题： **氧化还原反应**

教学目的及要求（包括本课题要完成的教学任务、专业知识、专业技能、素质能力培养等）：

教学目的

掌握氧化还原反应的理论知识。

知识要求

1. 氧化还原反应的特征，元素的氧化数概念，氧化还原反应方程式的配平方法（离子-电子法）；运用 Nernst 方程计算电极电势和电池的电动势，判断氧化剂和还原剂的相对强弱，判断氧化还原反应进行的方向；一些平衡常数的计算。

<p>2. 原电池组成式（符号）的书写，电池反应及电池电动势的定义；标准电动势和平衡常数之间的关系。</p> <p>3. 电极电势产生的机理，常用电极的类型，原电池的结构及工作原理，电势法测定溶液的pH、离子选择性膜和浓差电势。</p> <p>能力要求 掌握运用 Nernst 方程计算电极电势和电池的电动势的相关计算方法。</p> <p>课程思政目标： 帮助学生认识到安全生产和环境保护的重要性。</p>
<p>教学重点及难点：</p> <p>重 点： Nernst 方程</p> <p>难 点： 判断氧化还原反应进行的方向</p>
<p>教学方法及手段： 多媒体讲授</p>
<p>教学过程：</p> <p>第一节 氧化还原基本概念</p> <p>一、氧化与还原</p> <p>化学反应可分为： 氧化还原反应和非氧化还原反应。参加反应的物质在反应前后有电子的转移或偏移，这类反应就称为氧化还原反应(oxidation-reduction reaction)</p> <p>(一) 氧化还原反应的实质和特征</p> <p>1. 实质： 反应物间发生了电子转移（或偏移）。反应过程中氧化与还原同时存在，相互共轭。</p> <p>2. 特征： 还原剂和氧化剂发生电子的得失或偏移，同时伴随有能量的变化。表现为反应前后某些元素的氧化数发生了变化。</p> <p>(二) 氧化反应、还原反应、氧化剂和还原剂</p> <p>1. 在氧化还原反应中，物质失去电子（氧化数升高）的反应称为氧化反应，氧化数升高的物质称为还原剂，本身被氧化。</p> <p>2. 物质得到电子（氧化数降低）的反应称为还原反应，氧化数降低的物质称为氧化剂，本身被还原。</p> <p>注意： 电子的转移或偏移是在还原剂与氧化剂之间同时进行。</p> <p>二、元素的氧化数</p> <p>19 世纪中叶人们提出了化合价概念,以说明元素原子形成价键的数目。但随着化学结构理论的发展,出现了矛盾或缺。1948 年,为了描述原子中电子的得失或偏移程度,以统一说明氧化还原反应,在价键理论和电负性的基础上提出了氧化数 (oxidation number) 的概念,也称为氧化值(oxidation state)。</p> <p>(一) 定义</p> <p>氧化数是指某元素一个原子的表观电荷数 (apparent charge number)。计算表观电荷数时,可以把每个化学键中的电子指定给电负性较大的原子。</p> <p>(二) 氧化数的确定-经验规则</p> <p>(三) 化合价与氧化数的区别与联系</p> <p>三、氧化还原半反应</p> <p>(一) 氧化-还原半反应</p> <p>一个氧化还原反应可以看成是由两个半反应 (half-reaction) 组成的。</p> <p>在一个半反应中,获得电子前 (或失去电子后) 的物质形式称为氧化型(oxidized species); 获得电子后 (或失去电子前) 的物质形式称为还原型(reduced species); 这两种物质形式构成一对氧化还原电对, 简称电对(redox electric couple)。</p> <p>(二) 氧化还原反应方程式的配平</p>

(二) 氧化还原反应方程式的配平

第二节 原电池

一、电极和原电池

(一) 原电池的组成

(二) 电极和原电池的符号

(三) 常用电极的类型

二、电极电势和电池电动势

(一) 电极电势的产生及电动势

无论形成哪一种双电层，在金属与溶液之间都会产生一个恒定的电势差。这种由于双电层的建立而在金属和它的盐溶液之间产生的电(位)势差称为该金属的电极电势(electrode potential)，也称为电极电位，记为 $\varphi^\ominus(\text{M}^{n+}/\text{M})^\ominus$

(二) 标准氢电极和标准电极电势

1. 标准氢电极

2. 甘汞电极

3. 标准电极电势：标准电极电势即：化学热力学标准态下的电极电势。

三、标准电极电势表及其应用

(一) 标准电极电势表

(二) 标准电极电势的应用

第三节 电极电势的定量关系式、Nernst 方程

一、Nernst 方程和影响电极电势的因素

(一) Nernst 方程

(二) 物质的浓度对电极电势的影响

(三) 溶液酸度对电极电势的影响

(四) 生成沉淀对电极电势的影响

(五) 对电极电势的影响因素-小结

二、电极电势 (Nernst 方程) 的应用

(一) 电池电动势的计算

$$E = E^\ominus - \frac{0.0592}{n} \lg Q$$

原电池的电动势 E 与氧化还原反应自发进行的方向间存在如下关系：

$E > 0$ ，氧化还原反应正向自发进行。

$E < 0$ ，氧化还原反应逆向自发进行。

$E = 0$ ，氧化还原反应达到平衡。

(二) 氧化还原反应平衡常数的计算

$$\Delta_r G_m^\ominus = -RT \ln K^\ominus = -2.303RT \lg K^\ominus$$

$$\ln K^\ominus = \frac{nFE^\ominus}{RT}$$

(三) 离子选择性膜和浓差电势的形成

1. 离子选择性及膜电势

Nernst 方程揭示了溶液中电对离子浓度对电极电势的影响。根据这一原理，研制出了离子选择电极，用于某些离子的定性和定量检测。

离子选择电极 (ion selectivity electrode, ISE) 又称膜电极，是一种利用选择性

<p>电极膜对溶液中待测离子产生选择性响应，而指示待测离子浓度（活度）的电极。</p> <p>2. 浓差电势</p> <p>从电极的能斯特方程可知，相同种类的电极若其氧化还原电对的浓度不同，则其电极电势会不同即存在浓差电势。由两个电极种类相同但电极电势不同的电极连接组成原电池，也会产生电池电动势。</p> <p>同一种电极，当电对氧化型或还原型的浓度不同时，它们也可以组成原电池，称为浓差电池（concentration cell）。</p> <p>浓差电池的电动势取决于两侧电极溶液的浓度差别，当两池的溶液浓度相等时，即浓差消失时，电池电动势变为零。</p> <p>（四）电势法测定溶液的 pH 及细胞的动作电势</p> <p>1. 电势法测定溶液的 pH</p> <p>2. 细胞的动作电势</p>
<p>作业： 课后题练习</p>

<p>章： 第七章 6 学时</p>
<p>课题： 配位化学反应</p>
<p>教学目的及要求（包括本课题要完成的教学任务、专业知识、专业技能、素质能力培养等）： 教学目的与要求</p> <p>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。</p> <p>知识要求</p> <p>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。</p> <p>课程思政目标：培养学生实事求是的科学精神。</p>
<p>教学重点及难点：</p> <p>重 点：配合物的概念、组成、命名、稳定常数及稳定性 难 点：配合物配位平衡及配位平衡的移动</p>
<p>教学方法及手段：多媒体讲授；实训练习</p>
<p>教学过程：</p> <p>第一节 配合物的基本概念</p> <p>1. 配位键（熟悉）</p> <ul style="list-style-type: none"> ○ 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。 <p>2. 配合物的定义（掌握）</p> <ul style="list-style-type: none"> ○ 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 NH_3 、 H_2O 、 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。

通过这样的教学过程，学生可以全面了解配合物的基本理论、性质和应用，为进一步的专业学习和研究打下坚实的基础。

作业：课后题练习

章： 第八章 2 学时

课题： 元素总论

教学目的及要求（包括本课题要完成的教学任务、专业知识、专业技能、素质能力培养等）：

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。

知识要求

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。

教学重点及难点：

重 点：元素的电子结构如何决定其化学结构、化合物的性质

难 点：电子结构如何决定其化学结构

教学方法及手段：多媒体讲授；实训练习

教学过程：

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、钒”

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

章： 第九章 2 学时

课题： 主族元素

教学目的及要求（包括本课题要完成的教学任务、专业知识、专业技能、素质能力培养等）：

教学目的与要求

学习主族元素的相关知识。

知识要求

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。

教学重点及难点：

重 点：各区元素的电子层结构与性质的关系

难 点： s 区、p 区元素成键特征

教学方法及手段：多媒体讲授；实训练习

教学过程：

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

章： 第十章 2 学时

课题：过渡金属元素

教学目的及要求（包括本课题要完成的教学任务、专业知识、专业技能、素质能力培养等）：

教学目的与要求

学习过渡金属元素相关知识

知识要求

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。

教学重点及难点：

重 点：常见过渡金属元素的性质

难 点：常见过渡金属元素在药学中的应用

教学方法及手段：多媒体讲授；实训练习

教学过程：

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、铁的合金。

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、 π 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。
- 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. III B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, 也称为镧分组。
 - (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钷化合物性质相似, 也称为钷分组。
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。

本章小结

实验一 实验室安全常识教育及常用仪器的使用维护

教学目标:

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。

课程思政元素:

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。

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

实验内容与步骤:

- 1、对照清单认领仪器, 清点装置 (找到移液管、刻度吸管 (吸量管)、烧杯、量筒、容量瓶)



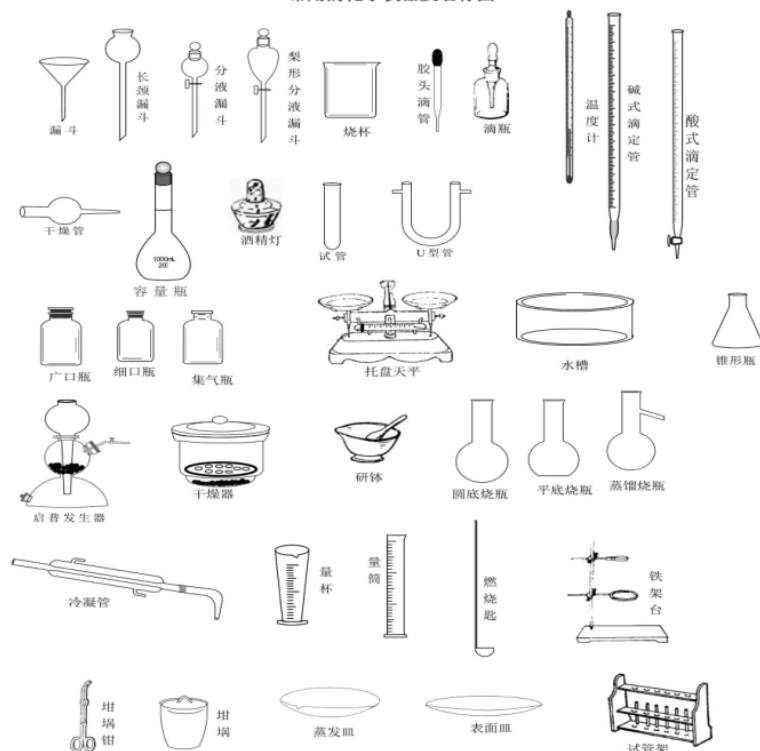
移液管



吸量管



常用的化学仪器及名称图



2、分类洗涤各种仪器

(1) 普通仪器洗涤

为了使实验得到正确的结果，实验所用的玻璃仪器必须是洁净的，有些实验还要求是干燥的，所以需对玻璃仪器进行洗涤和干燥。要根据实验要求、污物性质和玷污的程度选用适宜的洗涤方法。玻璃仪器的一般洗涤方法有冲洗、刷洗及药剂洗涤等。对一般沾附的灰尘及可溶性污物可用水冲洗去。洗涤时先往容器内注入约容积 1/3 的水，稍用力振荡后把水倒掉，如此反复冲洗数次。

当容器内壁附有不易冲洗掉的污物时，可用毛刷刷洗，通过毛刷对器壁的摩擦去掉污物。刷洗时需要选用合适的毛刷。毛刷可按所洗涤的仪器的类型，规格（口径）大小来选择。洗涤试管和烧瓶时，端头无直立竖毛的秃头毛刷不可使用（为什么？）。刷洗后，再用水连续振荡数次。冲洗或刷洗后，必要时还应用蒸馏水淋洗三次。对于以上两法都洗不去的污物则需要洗涤剂或药剂来洗涤。对油污或一些有机污物等，可用毛刷蘸取肥皂液或合成洗涤剂或去污粉来刷洗。对更难洗去的污物或仪器口径较小、管细长不便刷洗时的仪器可用铬酸洗液或王水洗涤，也可针对污物的化学性质选用其他适当的药剂洗涤（例如碱，碱性氧化物，碳酸盐等可用 $6\text{mol}\cdot\text{L}^{-1}\text{HCl}$ 溶解）。用铬酸洗液或王水洗涤时，先往仪器内注入少量洗液，使仪器倾斜并慢慢转动，让仪器内壁全部被洗液湿润。再转入仪器，使洗液在内壁流动，经流动几圈后，把洗液倒回原瓶（不可倒入水池或废液桶，铬酸洗液变暗绿色失效后可另外回收再生使用）。对玷污严重的仪器可用洗液浸泡一段时间，或者用热洗液洗涤。用洗液洗涤时，决不允许将毛刷放入洗瓶中！（为什么？）倾出洗液后，再用水冲洗或刷洗，必要时还应用蒸馏水淋洗。

(2) 洗净标准

仪器是否洗净可通过器壁是否挂水珠来检查。将洗净后的仪器倒置，如果器壁透明，不挂水珠，则说明已洗净；如器壁有不透明处或附着水珠或有油斑，则未洗净应予以重洗。

(3) 移液管怎么润洗

[1]、先用自来水淋洗后，用铬酸洗涤液浸泡，操作方法如下：(1) 用右手拿移液管上端合适位置，食指靠近管上口，中指和无名指张开握住移液管外侧，拇指在中指和无名指中间位置握在移液管内侧，小指自然放松；(2) 左手拿洗耳球，尖口向下，排出球内空气，将吸耳球尖口插入或紧接在移液管上口，注意不能漏气。慢慢松开左手手指，将洗涤液慢慢吸入管内，直至刻度线以上部分，移开吸耳球，迅速用右手食指堵住移液管上口，等待片刻后，将洗涤液放回原瓶；(3) 用自来水冲洗移液管内、外壁至不挂水珠，再用蒸馏水洗涤 3 次，控干水备用。

[2]、待取溶液润洗：(1) 摇匀待吸溶液，将待吸溶液倒于一洗净干燥的小烧杯中，将清洗过的移液管尖端内外的水分吸干；(2) 插入小烧杯中吸取溶液，当吸至移液管容量的 1/3 时，立即用食指按住管口，取出，横持并转动移液管，使溶液流遍全管内壁，后将溶液从下端尖口处排入废液杯内；(3) 如此操作，润洗了 3—4 次后即可吸取溶液。

3、电子天平的使用

(1) 电子天平预热：使用电子天平时，预热 30 秒再接通电源预热 30 秒。

(2) 开启显示器：轻按开关按键，显示器亮起，稍等片刻后称量模式 0.0000 g。读数时应关上天平门。(注意天平上方会显示最大量程)。

(3) 天平校准天平安装后，首次使用前，应对天平进行校准。因存放时间较长、位置移动、环境变化或未获得精确测量，天平在使用前一般都应进行校准操作。取 20g 砝码，按下置零键显示器显示 0 后按下校准键显示器显示 20g 则校准完成

(4) 去皮称量：置容器于秤盘上，天平显示容器质量，再按去皮键，显示零，即去除皮重。再置称量物于容器中，或将称量物（粉末状物或液体）逐步加入容器中直至达到所需质量，待显示器左下角“0”消失，这时显示的是称量物的净质量。将秤盘上的所有物品拿开后，天平显示负值，按置零键，天平显示 0.0000 g。

(5) 物体称量：取出砝码，按置零键，显示为零后，置称量物于秤盘上，关上天平盖，待数字稳定即显示器左下角的“0”标志消失后，即可读出称量物的质量值。

(6) 称量结束：若较短时间内还使用天平（或其他人还使用天平）一般不用按 OFF 键关闭显示器。实验全部结束后，关闭显示器，切断电源，若短时间内（例如 2 h 内）还使用天平，可不必切断电源，再用时可省去预热时间。若当天不再使用天平，应拔下电源插头。

4、仪器使用练习

1. 移液管的练习：

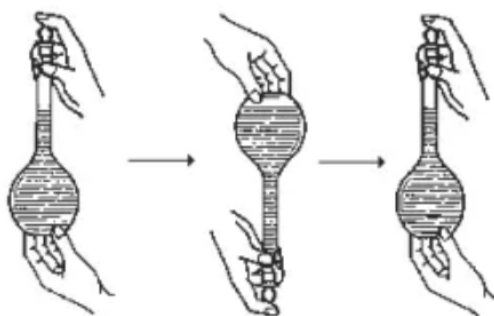
使用时应先将移液管洗净，自然沥干。用待量取的溶液润洗 3 次，用右手拇指及中指捏住管颈标线以上的地方。左手拿像皮球轻轻将溶液吸上，眼睛注意上升的液面。当液面上升到标线约 1cm 以上时，迅速用右手食指堵住管口。取出移液管，用滤纸拭干移液管下端及外壁。稍稍松开右手食指，使液面缓缓下降，至凹液面与标线相切。再将移液管移入准备接受溶液的容器中，使其出口尖端接触器壁。容器稍微倾斜，移液管直立，使溶液自由的顺壁流下。此时移液管尖端仍残留有一些液体，不可吹出，停留 10 秒不动即可。

2. 容量瓶的定容:

使用前检查瓶塞处是否漏水，在容量瓶内装入半瓶水，塞紧瓶塞，用右手食指顶住瓶塞，然后用另一只手指托住瓶底，将其倒立。将准确称量好的固体溶质放到烧杯里，用少量溶剂溶解，然后转移到容量瓶里。向容量瓶内加入的液体液面离标线 0.5 到 1 厘米左右，改用滴管小心滴加。盖紧瓶塞，用倒转和摇动的方法使瓶内的液体均匀混合。混合后，小心打开容量瓶盖，让瓶盖与瓶口处的溶液流回瓶内，再盖好瓶盖。



加入液体稀释操作示意图



容量瓶内溶液混匀操作示意图

3. 电子天平的练习:

按照上述说明称量 1g 氯化钠。并记录读数。

作业:

1. 实验报告
2. 第二次实验预习报告

课题： 实验二 溶液的配制

教学目标

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

课程思政元素：

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。

重难点：1.重点：溶液的配制方法

2.难点：台秤、量筒、移液管和量瓶的使用规范

溶液配制的方法与步骤讲解

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。

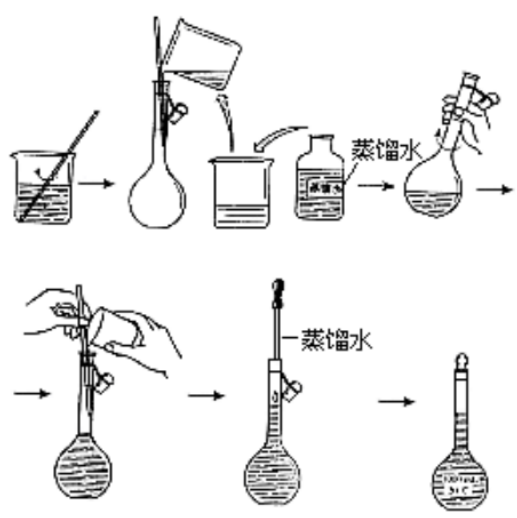
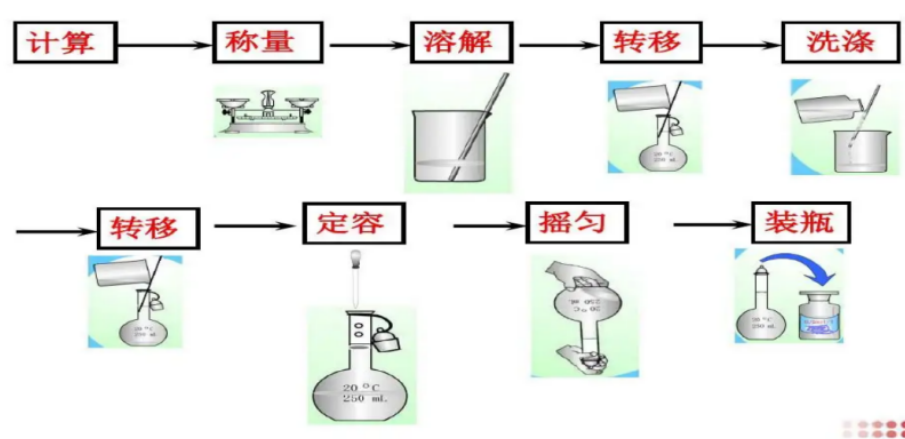
插入复习：

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

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。



一定物质的量浓度溶液的配制步骤



实验课内容

一. 实验目的
掌握溶液配制的基本操作

二. 仪器试剂
10mL 量筒、50mL 烧杯、50ml 量筒、50 毫升量瓶、各规格移液管、电子天平
1mol/L 的 NaCl、NaCl 固体、葡萄糖

三. 实验步骤

1. 配制生理盐水溶液
 - (1) 液体稀释：各小组先取足够量 1mol/L 的 NaCl 至小烧杯内，计算所需移取的 1mol/L NaCl 的量，使用移液管精密移取到

容量瓶，加水稀释，并定容至刻度线。盖好瓶塞，摇匀。经老师检查后，将溶液倒至废液回收处。

步骤分解：

- ① 计算 需要移取的溶液体积：_____mL
- ② 转移 使用_____转移溶液至_____
- ③ 定容 缓缓将蒸馏水注入容量瓶，直至容量瓶刻度线以下_____离刻度线_____处时，改用_____，加水，使_____恰好与我们需要配制的溶液体积刻度线相切。
- ④ 摇匀 瓶塞盖好，反复上下颠倒摇匀。
- ⑤ 标记 注明药品名称、规格、日期、配置人姓名、保质期

(2) 固体溶解稀释：

各小组先取精密称取计算所需的 NaCl 固体至小烧杯内，加水溶解，使用移液管精密移取到容量瓶，加水稀释，并定容至刻度线。盖好瓶塞，摇匀。经老师检查后，将溶液倒至废液回收处。

- ① 计算 需要称取的 NaCl 固体：_____g
- ② 称量 使用_____称量 NaCl 固体_____g
- ③ 溶解 将称量好的 NaCl 固体放入_____，加蒸馏水溶解，冷却至室温。
- ④ 转移 使用_____转移溶液至_____
- ⑤ 洗涤 用蒸馏水洗涤_____2-3 次，并将每次洗涤的液体转移至_____，混匀。
- ⑥ 定容 缓缓将蒸馏水注入容量瓶，直至容量瓶刻度线以下_____离刻度线_____处时，改用_____，加水，使_____恰好与我们需要配制的溶液体积刻度线相切。
- ⑦ 摇匀 瓶塞盖好，反复上下颠倒摇匀。
- ⑧ 标记 注明药品名称、规格、日期、配置人姓名、保质期

2. 配制 50g/L 葡萄糖溶液

各小组先取精密称取计算所需的 $C_6H_{12}O_6$ 固体至小烧杯内，加水溶解，使用移液管精密移取到容量瓶，加水稀释，并定容至刻度线。盖好瓶塞，摇匀。经老师检查后，将溶液倒至废液回收处。

- ① 计算 需要称取的 $C_6H_{12}O_6$ 固体：_____g
- ② 称量 使用_____称量 $C_6H_{12}O_6$ 固体_____g
- ③ 溶解 将称量好的 $C_6H_{12}O_6$ 固体放入_____，加蒸馏水溶解，冷却至室温。
- ④ 转移 使用_____转移溶液至_____
- ⑤ 洗涤 用蒸馏水洗涤_____2-3 次，并将每次洗涤的液体转移至_____，混匀。
- ⑥ 定容 缓缓将蒸馏水注入容量瓶，直至容量瓶刻度线以下_____离刻度线_____处时，改用_____，加水，使_____恰好与我们需要配制的溶液体积刻度线相切。
- ⑦ 摇匀 瓶塞盖好，反复上下颠倒摇匀

作业：

1. 实验报告

课题： 实验三 药用氯化钠的精制

课程目标及能力要求：

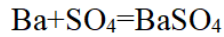
- 1.学会化学方法提纯粗盐，同时进一步精制成试剂级纯度的氯化钠提供原料.
- 2.练习天平的使用，以及加热、溶解、过滤、蒸发和结晶、干燥的根本操作.
- 3.体会过滤的原理在生活生产等社会实际中的应用.

课程思政目标：培养学生精益求精的科学探知态度

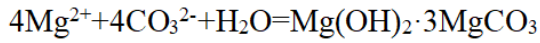
原理：粗盐中含有泥沙等不溶性杂质，以及可溶性杂质如： Ca^{2+} 、 Mg^{2+} 、 SO_4^{2-} 等。不溶性杂质可以用过滤的方法除去， Ca^{2+} 、 Mg^{2+} 、 SO_4^{2-} 可以通过化学方法----加试剂使之沉淀，在过滤，然后蒸发水分得到较纯洁的食盐。

BaCl₂—NaOH,Na₂CO₃ 法

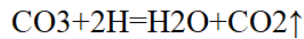
(1) 除 SO₄²⁻, 加 BaCl₂ 溶液



(2) 除 Ca²⁺、Mg²⁺、和 Fe³⁺和过量的 Ba²⁺,加 NaOH—Na₂CO₃



(3) 除 CO₃²⁻, 加 HCl 溶液



实验仪器和药品:

药品: 粗盐, 水, 2mol/L 盐酸, 2mol/L 氢氧化钠, 1mol/L 氯化钡, 1mol/L 碳酸钠

器材: 天平, 量筒, 烧杯, 玻璃棒, 药匙, 漏斗, 铁架台 (带铁圈), 蒸发皿, 酒精灯, 坩埚钳, 胶头滴管, 滤纸, 剪刀, 火柴, 纸片

实验步骤:

1. 准备实验仪器

2. 洗涤

先用洗衣粉水刷洗, 再用自来水冲洗, 最后用蒸馏水冲洗。

3. 称量粗盐

调零, 在左、右盘中各放等质量的称量纸, 取粗盐称得 10.0g。

4. 溶解粗盐

将粗盐转入烧杯, 加 30ml 蒸馏水, 用玻璃棒搅拌, 加热溶解。

5. 过滤

将滤纸折成圆锥状, 置于漏斗中, 用蒸馏水润湿, 用玻璃棒将气泡赶出。

6. 加 BaCl₂ 溶液

待滤液液沸腾, 边加边搅拌。

7. 静置

继续加 BaCl₂ 溶液, 直至溶液不再变浑浊。

8. 加 NaOH—Na₂CO₃

待滤液液沸腾, 边加边搅拌, 用 PH 试纸检验, 直到其值为 4

9.过滤

11.蒸发、结晶

加热蒸发滤液，不断搅拌至稠状，趁热抽干转入蒸发皿烘干。

12.称量

冷至室温，称得产物重量。

13.计算产率

实验现象及原因

使用三线表分析

作业：

1. 实验误差分析(系统误差, 操作误差)
2. 按规范完成实验报告

课题： 实验四 缓冲溶液的配制和酸度计的使用

课程目标及能力要求：

- 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

二、实验原理

1.缓冲溶液原理 $\text{pH}=\text{pK}_a+\lg(V_{\text{B}^-}/V_{\text{HB}})$

2.酸度计原理 (p240)

仪器和药品

仪器：酸度计（其配套的指示电极是玻璃电极），移液管（25、10、5mL），小烧杯

药品：标准缓冲液，NaAc 固体、冰醋酸（HAc）、NaOH 固体、0.1mol/L HCl

实验步骤

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。

作业：

课题： 实验五 醋酸解离常数的测定

课程目标及能力要求：

- 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

二、实验原理

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 H^+ 、 Ac^- 、 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。

仪器和药品

仪器：酸度计（其配套的指示电极是玻璃电极），移液管（25、10、5mL），小烧杯

药品：醋酸溶液（0.1mol/L），标准缓冲液

实验步骤

1.配制不同浓度的醋酸溶液

将 5 只烘干的容量瓶，用移液管依次加入已知浓度的醋酸溶液 40.00mL，20.00mL,10.00mL,5.00mL，和 2.00mL，分别定容摇匀备用。

2.醋酸溶液 PH 的测定（pH 计的使用）

3.计算醋酸溶液的（标准）解离常数 $K(\text{HAc})$ $K_a = \frac{[\text{H}^+]}{C_a}$ (先测定 pH 值，后计算氢离子浓度，再利用上述公式算出 $K(\text{HAc})$ 值)

根据实验数据计算出各溶液 $K(\text{HAc})$ ，求出平均值。

由实验可知：在一定的温度条件下，醋酸的解离常数为一个定值，与溶液的浓度无关。

五、数据处理

号	HAc 体积/ mL	水 体 积 / mL	HAc 浓度/ (mol·L ⁻¹)	PH	C(H ⁺) (mol·L ⁻¹)	C(Ac ⁻) (mol·L ⁻¹)	C(HAc) (mol·L ⁻¹)	K(HAc)
	40.00	10.00						
	20.00	30.00						
	10.00	40.00						
	5.00	45.00						
	2.00	48.00						

作业:

实际测得的 K 与附表中的解离常数存在一定差距, 那么怎样减少误差?

课题: 实验六 配合物的生成的性质

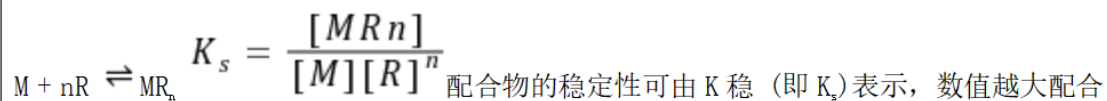
课程目标及能力要求:

1. 掌握配合物的生成和组成检验。
2. 熟悉配位平衡的移动及配离子的相对稳定性。
3. 了解配合物与复盐的区别。

课程思政目标: 培养学生环保和节约的意识。

二、实验原理

由中心离子(或原子)与配体按一定组成和空间构型以配位键结合所形成的化合物称配合物。配位反应是分步进行的可逆反应, 每一步反应都存在着配位平衡。



增加配体(R)或金属离子(M)浓度有利于配合物(MR_n)的形成, 而降低配体和金属离子的浓度则有利于配合物的解离。如溶液酸碱性的改变, 可能引起配体的酸效应或金属离子的水解等, 就会导致配合物的解离; 若有沉淀剂能与中心离子形成沉淀的反应发生,

引起中心离子浓度的减少，也会使配位平衡朝离解的方向移动；若加入另一种配体，能与中心离子形成稳定性更好的配合物，则同样导致配合物的稳定性降低。若沉淀平衡中有配位反应发生，则有利于沉淀溶解。配位平衡与沉淀平衡的关系总是朝着生成更难解离或更难溶解物质的方向移动。

配位反应应用广泛，如利用金属离子生成配离子后的颜色、溶解度、氧化还原性等一系列性质的改变，进行离子鉴定、干扰离子的掩蔽反应等。

教学方法及手段：老师讲解示范，学生实操

教学过程：

仪器和药品

仪器：试管，试管架、小烧杯

药品：0.1mol/L CuSO₄、1mol/L BaCl₂、2mol/L NaOH、6mol/L NH₄OH、0.1mol/L FeCl₃、0.1mol/L KSCN、0.1mol/L AgNO₃、0.1mol/L NaCl、0.1mol/L NaBr、1mol/L Na₂S₂O₃、0.1mol/L KI

实验内容 P251

1.配合物的生成和组成

2 简单离子与配离子的比较及配离子的颜色（不做 NH₄F 和铁氰酸钾步骤，仅做理论解释）

3 配位平衡和沉淀反应

实训考核

无机化学实验考核（药学专业）

班级_____ 学号_____ 姓名_____ 成绩_____

实验操作考核项目：准确配制 0.1mol/L NaCl 溶液 100ml

（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	5	检查实验用品，经监考老师同意后开始实验 5 分。	

		开始实验。			
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)	
考核时间:					考核教师: