《无机及分析化学》课程教学大纲

课程代码：00091002

课程性质：公共基础课程新大类基础课程

授课对象： 医学部各专业、冶金工程、金属材料工程、新能源材料与器件（含中外合作办学）、轻化工程等专业

开课学期：第1学期

总学时：72学时 学分：4学分

讲课学时：72学时 实验学时：0学时 实践学时：0学时

主讲教师：周为群、朱琴玉、薛明强等

指定教材：周为群、朱琴玉《无机及分析化学》，苏州大学出版社，2016年

参考书目：

1.朱琴玉、周为群，《无机及分析化学习题课教程》，苏州大学出版社，2016年

2.虞虹、薛明强，《基础化学实验》，苏州大学出版社，2016年

3.董元彦，《无机及分析化学（第三版）》，科学出版社，2011年

4.贾之慎，《无机及分析化学（第二版）》，高等教育出版社，2008年

5.南京大学，《无机及分析化学（第五版）》，高等教育出版社，2015年

6.倪静安、商少明，《无机及分析化学教程》，高等教育出版社，2006年

6.杨宏孝，《无机化学简明教程》，天津大学出版社，2002年

7.吴国庆，《无机化学》，高等教育出版社，2013年

8.于世林、苗凤琴，《分析化学》，化学工业出版社，2001年

9.郭兴杰，《分析化学（第三版）》，中国医药科技出版社，2015年

教学目的：

化学是多门自然学科的基础之一。适用于医学类、生物类各专业以及其他非化学化工的大学理工科的大学化学课程，应该既能适当的强调化学理论基础，又能及时的体现化学现代技术手段。无机及分析化学的课程设置即针对非化学专业的化学基础课。

本课程科学、系统、简明地阐述了无机化学和分析化学的基本理论、基本理论和应用性知识。无机化学部分主要介绍溶液与胶体、化学热力学、化学反应速率、物质结构、化学平衡中的酸碱平衡、沉淀溶解平衡、配位平衡和氧化还原平衡等化学基础理论，要求学生掌握有关基础的化学理论，通过对化学基本规律的学习，能运用化学的理论和方法解决后续专业学习和工作中的有关化学问题。

分析化学部分主要介绍定量分析的基本理论、误差和分析数据的处理、各种化学滴定分析方法、仪器分析方法等，要求学生掌握有关测定原理和数据处理的方法，逐渐学会查阅定量分析的有关资料。应注重培养和提高学生的自学能力、思维能力、动手能力、表达能力以及分析与解决的能力。

绪论

课时：0.25周，共1课时

教学内容

0-1 概述

0-2 无机及分析化学课程的基本内容和任务

0-3 无机及分析化学课程的学习方法

第一章 溶液与胶体

课时：1.5周，共6课时

教学内容

1-1 分散系

1-2 溶液组成标度的表示方法

1-2-1 物质的量浓度

1-2-2 质量浓度

1-2-3 质量摩尔浓度

1-2-4 质量分数、摩尔分数和体积分数

1-3 稀溶液的依数性

1-3-1 溶液的蒸气压下降

1-3-2溶液的沸点升高与凝固点降低

1-3-3 溶液的渗透压力

1-3-4 渗透压力的意义

1-4 胶体溶液

1-4-1 溶胶的制备

1-4-2 溶胶的性质

1-4-3 胶团的结构

1-4-4 溶胶的稳定性

1-4-5 大分子化合物溶液

1-4-6 凝胶与胶凝

思考题：

1.什么是分散系统？根据分散相粒子的大小，液体分散系统可分为哪几种类型？

2.溶胶有哪些性质？这些性质与胶体的结构有何关系。

3.医学临床上用的葡萄糖等渗液的冰点为-0.543℃，试求此葡萄糖溶液的质量分数和血浆的渗透压（血浆的温度为37℃）

第二章 化学热力学与化学平衡

课时：2.5周，共10课时

教学内容

2-1 基本概念和术语

2-1-1 体系与环境

2-1-2 状态和状态函数

2-1-3 过程与途径

2-2 热力学第一定律

2-2-1 热和功

2-2-2 热力学能

2-2-3 热力学第一定律

2-3 热化学

2-3-1 等容反应热和等压反应热

2-3-2 热化学方程式

2-3-3 盖斯定律

2-3-4 生成焓和燃烧焓

2-4 热力学第二定律

2-4-1 化学反应的自发性

2-4-2 熵

2-4-3 热力学第二定律

2-4-4 标准摩尔熵

2-5 吉布斯自由能及其应用

2-5-1 吉布斯（Gibbs）自由能

2-5-2 标准生成吉布斯自由能

2-5-3 ΔG与温度的关系

2-6 化学平衡

2-6-1 可逆反应与化学平衡

2-6-2 化学反进行的程度

2-7 化学平衡的移动

思考题：

1.估计下列各变化过程是熵增还是熵减。

（1）NH4NO3爆炸 2NH4NO3(s)→2N2(g)十4H2O(g)十O2(g)

(2)水煤气转化 CO(g)十H2O(g) →CO 2(g)十H2(g)

(3)臭氧生成 3O2(g) →2O3(g)

2.CO是汽车尾气的主要污染源，有人设想以加热分解的方法来消除之：



试从热力学角度判断该想法能否实现？

3.预言下列过程体系熵变ΔS的符号

(1)水变成水蒸汽；

(2)气体等温膨胀；

(3)苯与甲苯相溶；

(4)盐从过饱和水溶液中结晶出来；

(5)渗透；

(6)固体表面吸附气体。

4.判断下列反应



（1）在25℃下能否自发进行？

（2）在360℃下能否自发进行？

（3）求该反应能自发进行的最低温度。

5.标准态下哪些反应在所有温度下都能自发进行?哪些只在高温或只在低温下自发进行？哪些反应在所有温度下都不能自发进行？

第三章 化学反应速率

课时：0.75周，共3课时

教学内容

3-1 化学反应速率的表示法

3-2 反应速率理论简介

3-2-1 碰撞理论

3-2-2 过渡态理论

3-3 浓度对化学反应速率的影响

3-3-1 基元反应速率与浓度的关系——质量作用定律

3-3-2 非基元反应的速率方程式

3-3-3 反应级数和反应分子数

3-3-4 一级、二级和零级反应

3-4 温度对反应速率的影响

3-5 催化剂对反应速率的影响

3-5-1 催化剂与催化作用

3-5-2 均相催化与多相催化

3-5-3 酶及其催化作用

思考题：

1.反应 2NO(g)十2H2(g)＝N2(g)十2H2O(g)的速率方程式中，对NO(g)为二次方，对H2(g)为一次方。

(1)写出N2(g)生成速率方程式。

(2)浓度表示为mol·L-1，该反应速度常数k的单位是什么？

(3)如果浓度用气体分压(大气压为单位)表示，k的单位又是什么?

(4)写出NO(g)消耗的速率方程式，在这个方程式中，k在数值上是否与问题(1)中方程式的k值相同？

2.某反应的活化能为180kJ·mol-1，800K时反应速率常数为k1，求k2 = 2k1时的反应温度。

3.设某一化学反应的活化能为100kJ·mol-1(1)当温度从300K升高到400K时速率加快了多少倍? (2)温度从400K升高到500K时速率加快了多少倍？说明在不同温度区域，温度同样升高100K，反应速率加快倍数有什么不同？

4. 反应2NO(g) + H2(g) → N2(g) + H2O(g)的反应速率表达式为v=k[NO]2[H2]，试讨论下列各种条件变化时对初速率有何影响。

（1）NO的浓度增加一倍

（2）有催化剂参加

（3）降低温度

（4）将反应容器的容积增大一倍

（5）向反应体系中加入一定量的N2

第四章 物质结构

课时：3周，共12课时

教学内容

4-1原子核外电子运动特征

4-1-1 原子结构发展简史

4-1-2 玻尔原子模型

4-1-3 核外电子运动特征

4-2 氢原子核外电子运动状态

4-2-1 波函数

4-2-2 波函数和电子云图形

4-2-3 四个量子数

4-3 多电子原子核外电子的运动状态

4-3-1 屏蔽效应和穿透效应

4-3-2 原子核外电子排布

4-4 原子结构和元素周期律

4-4-1 核外电子排布和周期表的关系

4-4-2 元素性质的周期性

4-5 离子键

4-5-1 离子键理论

4-5-2 决定离子化合物性质的因素——离子的特征

4-6 共价键

4-6-1 价键理论

4-6-2 轨道杂化理论

4-6-3 分子轨道理论

4-7 金属键

4-8 分子间力和氢键

4-8-1 分子的极性

4-8-2 分子间力

4-8-3 氢键

4-9 晶体结构

4-9-1 四类晶体的一般情况

4-9-2 离子晶体与离子极化

4-9-3 原子晶体

4-9-4 分子晶体

4-9-5 金属晶体

4-9-6 过渡型的晶体

思考题：

1.原子核外电子的运动有什么特点？概率和概率密度有什么区别？

2. 计算基态钾原子的4s和3d电子的能量高低，对氢原子呢？

3.下列各组量子数的组合是否合理？为什么？

*（1）n=2 ,l=1, m=0*

*（2）n=2, l=2 ,m=-1*

*（3）n=3, l=0, m=0*

*（4）n=3 ,l=1, m=+1*

*（5）n=2, l=0, m=-1*

*（6）n=2, l=3, m=+2*

4. 23号元素钒(V)的电子层结构为1s22s22p63s23p63d34s2,试计算其3d和4s能级能量。

5. 写出17Cl，19K，24Cr，29Cu，26Fe，30Zn，31Ga，35Br，59Pr和82Pb的电子结构式（电子排布）和价电子层结构。

6.写出42、83号元素的电子结构式，指出各元素在元素周期表哪一周期？哪一族？哪个分区和最高正化合价。

7.指出下列分子中心原子的杂化轨道类型：

BCl3 PH3 CS2 HCN OF2 H2O2  N2H4 AsCl5 SeF6

8.指出下列各对分子之间存在的分子间作用力的具体类型(包括氢键)

(1)苯和四氯化碳 (2)甲醇和水

(3)二氧化碳和水 (4)溴化氢和碘化氢

第五章 电解质溶液

课时：1.75周，共7课时

教学内容

5-1 强电解质溶液理论

5-1-1 离子相互作用理论

5-1-2 活度和活度系数

5-1-3 离子强度和活度系数

5-2 酸碱质子理论

5-2-1 电离理论

5-2-2 质子理论的酸、碱定义

5-2-3 酸碱反应的实质

5-2-4 酸碱强度

5-2-5 酸碱电子理论

5-3 水溶液中的质子转移平衡

5-3-1 水的质子自递作用和溶液的pH值

5-3-2 其他弱酸弱碱在水溶液中的质子转移平衡

5-4 质子转移平衡有关计算及平衡的移动

5-4-1 一元弱酸弱碱溶液

5-4-2 多元酸（碱）溶液

5-4-3 两性物质

5-5 缓冲溶液

5-5-1 缓冲溶液的组成及作用原理

5-5-2 缓冲溶液的PH值的计算

5-5-3 缓冲容量

5-5-4 缓冲溶液的配制

5-5-5 缓冲溶液在生命科学中的意义

思考题：

1.根据酸碱质子理论，判断下列物质在水溶液中哪些是酸？哪些是碱？哪些是两性物质？写出它们的共轭酸或共轭碱。HS-、HCO3-、CO32-、ClO-、OH-、H2O、NH3、[Cu(H2O)4]2+

2.将0.10 mol· L-1HA溶液50mL与0.10 mol·L-1 KOH20mL相混合，并稀释至100mL，测得pH值为5.25，求此弱酸HA的解离常数。

3.0.10 mol·L-1HCl与0.10 mol·L-1Na2CO3溶液等体积混合，求混合溶液的pH值。

4.用0.10 mol·L-1HAc溶液和0.20 mol·L-1NaAc溶液等体积混合，配成0.50L缓冲溶液。当加入0.005molNaOH后，此缓冲溶液pH变化如何？缓冲容量为多少？

5.欲配制pH=5.00的缓冲溶液500mL，现有6 mol·L-1的HAc34.0mL， 问需要加入NaAc·3H­2O(M=136.1g·mol-1)多少克？如何配制？

第六章 分析化学概论

课时：0.75周，共3课时

教学内容

6-1 分析化学的任务和作用

6-2 定量分析方法的分类

6-3 定量分析的过程及分析结果的表示

6-4 定量分析的误差和分析结果的数据处理

6-4-1 有效数字及运算规则

6-4-2 定量分析误差的产生及表示方法

6-4-3 提高分析结果准确度的方法

6-5 实验数据的统计处理

6-5-1 偶然误差的正态分布

6-5-2 平均值的置信区间

6-5-3 可疑数据的取舍

6-5-4 分析结果的数据处理与报告

思考题：

1.在以下数值中，各数值包含多少位有效数字?

（1）0.004050； (2)5.6×10-11； (3)1000； (4)96500； (5)6.20 ×1010；(6)23.4082。

2.如果要使分析结果的准确度为0.2%。应在灵敏度为0.0001和0.001的分析天平上分别称取试样多少克?如果要求称取试样为0.5g以下．应取哪种灵敏度的天平较为合适?

第七章 酸碱滴定法

课时：0.75周，共3课时

教学内容

7-1 滴定分析概论

7-1-1 滴定分析法的方法及其特点

7-1-2 方法分类

7-1-3 对滴定反应的要求

7-1-4 滴定方式

7-1-5 标准溶液和基准物质

7-1-6 滴定分析法的计算

7-2 不同酸度溶液中各种酸碱组分的分布情况

7-2-1 一元弱酸（碱）溶液各种酸碱组分的分布情况

7-2-2 多元弱酸（碱）溶液中各种酸碱组分的分布情况

7-3 酸碱指示剂的主要特性

7-3-1 酸碱指示剂的解离平衡

7-3-2 指示剂的变色范围

7-4 滴定曲线及指示剂的选择

7-4-1 强酸（碱）滴定强碱（酸）

7-4-2 强碱滴定弱酸

7-4-3 多元酸（碱）的滴定

7-5 酸碱滴定法计算示例

7-6 终点误差

7-7 应用示例

7-8 非水溶液中的酸碱滴定

思考题：

1．下列物质能否用酸碱滴定法滴定？直接还是间接？选用什么标准溶液和指示剂？

(1) HCOOH (2) H3BO3 (3) KF (4) NH4NO3

(5) H2C2O4 (6) 硼砂 （7）水杨酸 （8）乙胺

2．某弱酸的pKa为9.21,现有其共轭碱A-溶液0.1000mol·L-1、20.00mL，用0.1000 mol·L-1HCl溶液滴定时，化学计量点的pH值为多少？滴定突跃是多少？选用何种指示剂？

3.以0.2000mol·L-1 NaOH标准溶液滴定0.2000mol·L-1 邻苯二甲酸氢钾溶液。化学计量点的pH值为多少？滴定突跃是多少？选用何种指示剂？

4.称取混合碱试样1.1200克，溶解后，用0.5000mol·L-1 HCl溶液滴定至酚酞褪色，消耗去30.00mL，加入甲基橙，继续滴加上述HCl溶液至橙色，又消耗去10.00mL，问：试样中含有哪些物质？其质量分数各为多少？

第八章 沉淀-溶解平衡及沉淀滴定

课时：1.25周，共5课时

教学内容

8-1 溶度积

8-1-1 沉淀溶解平衡常数——溶度积

8-1-2 溶度积与溶解度的相互换算

8-2 沉淀溶解平衡的移动

8-2-1 溶度积规则

8-2-2 沉淀的生成

8-2-3 分步沉淀和沉淀的转化

8-2-4 沉淀的溶解

8-3 沉淀滴定法

8-3-1 沉淀滴定法概述

8-3-2 沉淀滴定的滴定曲线

8-3-3 沉淀滴定法的终点检测

8-3-4 应用示例

思考题：

1.写出下列难溶强电解质PbCl2 、AgBr 、Ba3(PO4)2 、Ag2S的溶度积表示式。

2.现有0.1 mol • L-1的Fe2+和Fe3+溶液，控制溶液的pH值只使一种离子沉淀而另一种离子留在溶液中？

3.某溶液中含有FeCl2和CuCl2，两者浓度均为0.10 mol • L-1，通入H2S是否会生成FeS沉淀？（已知在100 Kpa，室温时，H2S饱和溶液浓度为0.10 mol • L-1）

第九章 配位化合物和配位滴定

课时：2.5周，共10课时

教学内容

9-1 配位化合物的一些基本概念

9-1-1 配合物的组成和定义

9-1-2 配合物的类型和命名

9-2 配位化合物的化学键的本质

9-2-1 价键理论

9-2-2 晶体场理论

9-3 配位解离平衡

9-3-1 稳定常数和不稳定常数

9-3-2 配位平衡的计算

9-3-3 配位平衡的移动

9-3-4 稳定常数的应用

9-4 螯合物

9-4-1 螯合物的概述

9-4-2 生物学中的螯合物

9-4-3 乙二胺四乙酸(EDTA)的螯合物

9-4-4 影响金属与EDTA螯合物稳定性的因素

9-5 配位滴定的基本原理（单一金属离子的滴定）

9-5-1 配位滴定曲线

9-5-2 单一金属离子准确滴定的界限

9-5-3 配位滴定中酸度的控制

9-5-4金属离子指示剂

9-5-5 提高配位滴定选择性的方法

9-5-6 配位滴定的方法和应用实例

思考题：

1.无水CrCl3和氨作用能形成两种配合物A和B，组成分别为CrCl3·6NH3和CrCl3·5NH3。加入AgNO3, A溶液中几乎全部氯沉淀为AgCl，而B溶液中只有2/3的氯沉淀出来，加入NaOH并加热，两种溶液均无氨味。试写出这两种配合物的化学式并命名。

2.指出下列配合物的中心离子、配体、配位数、配离子电荷数和配合物名称。

K2[HgI4] [CrCl2(H2O)4]Cl [Co(NH3)2(en)2](NO3)2

Fe3[Fe(CN)6]2  K[Co(NO2)4(NH3)2] Fe(CO)5

3.试用价键理论说明下列配离子的类型、空间构型和磁性。

（1）CoF63- 和 Co(CN)63-

（2）Ni(NH3)42+  和Ni(CN)42-

4.50 mL 0.1 mol·L-1Ag NO3溶液与等量的6 mol·L-1 NH3混合后，向此溶液中加入0.119g KBr固体，有无AgBr沉淀生成？如欲阻止AgBr沉淀析出，原混合液中氨的初浓度至少要多少？

5.含0.01 mol·L-1 Pb2+、0.01 mol·L-1 Ca2+的硝酸溶液中，能否用0.1 mol·L-1的EDTA准确滴定Pb2+？若可以，应在什么pH下滴定而Ca2+不干扰？(3.2~7.5)

6.用返滴定法测定Al3+的含量时，首先在pH=3.0左右加入过量的EDTA并加热，使Al3+完全配位。试问为何选择此pH值？

第十章 氧化还原与氧化还原滴定

课时：2.5周，共10课时

教学内容

10-1 氧化还原反应基本概念

10-1-1氧化(oxidation)和还原(reduction)

10-1-2 氧化数

10-2 氧化还原方程式配平

10-2-1 氧化数法

10-2-2离子电子法

10-3 原电池

10-3-1 原电池的概念

10-3-2 原电池的组成和表示

10-3-3 电极的分类

10-3-4 电池组成式与电池反应的互译

10-4 电池电动势与电极电势

10-4-1 电池电动势

10-4-2 电极电势的产生

10-4-3 电极电势的测量

10-4-4 标准电极电势

10-5 影响电极电势的因素

10-5-1 能斯特(Nernst)方程式

10-5-2 能斯特方程式的推导

10-6 电极电势及电池电动势的应用

10-6-1计算原电池的电动势

10-6-2 判断氧化还原反应进行的方向

10-6-3 选择氧化剂和还原剂

10-6-4 判断氧化还原反应进行的次序

10-6-5 判断反应进行的限度——求平衡常数

10-6-6 计算吉布斯自由能

10-7 元素电势图及其应用

10-8 电解与化学电源

10-8-1 电解的概念

10-8-2 电解的原理

10-8-3 电解的产物

10-8-4 电解的应用

10-8-5 化学电源

10-8-6 金属的腐蚀及其防止

10-9 氧化还原滴定法

10-9-1 氧化还原滴定法概述

10-9-2 氧化还原滴定法基本原理

10-9-3 氧化还原滴定法的分类和应用举例

思考题：

1.写出下列电池中电极反应和电池反应：

(1)(-)Zn|Zn2+||Br-,Br2(aq)|Pt(+)

(2)(-)Cu,Cu(OH)2(s)|OH-||Cu2+|Cu(+)

2.配平下列各反应方程式，并将它们设计组成原电池，写出电池组成式：

(1)MnO4-+Cl-+H+ Mn2++Cl2+H2O

(2)Ag++I- AgI(s)

3.已知电池(-)Cu|Cu2+(0.010mol·L-1)||Ag+(xmol·L-1)|Ag(+)电动势为0.436V,试求Ag+的离子浓度。

4.根据电极电势解释下列现象。

(1)金属铁能置换Cu2+,而FeCl3溶液又能溶解铜。

(2)H2S溶液久置会变混浊.

(3)H2O2溶液不稳定，易分解.

(4)Ag不能置换1mol·L-1HCl中的氢，但可置换1mol·L-1HI中的氢。

第十一章 紫外－可见吸光光度法

课时：0.75周，共3课时

教学内容

11－1 紫外－可见吸光光度法概论

11-1-1 紫外－可见吸光光度法的特点

11-1-2 物质对光的选择性吸收

11－2 紫外－可见吸收光谱的产生

11-2-1 跃迁类型

11-2-2 影响吸收带的主要因素

11－3 吸收定律

11-3-1 朗伯—比耳定律

11-3-2 影起偏离朗伯—比耳定律的因素

11－4 紫外－可见分光光度计

11-4-1 单波长分光光度计

11-4-2 双波长分光光度计

11-4-3 多通道分光光度计

11-5 显色反应和显色条件的选择

11-5-1 对显色反应的要求

11-5-2 显色反映的选择

11-6 紫外－可见吸收光谱法的应用

11-6-1 定性分析

11-6-2 定量分析

11-6-3 测定平衡常数

11-6-4 研究有机化合物的异构体

11-6-5 测定相对分子质量

11-7 紫外光度法在生物学中的应用

11-7-1 蛋白质含量的测定

11-7-2 核酸的测定

11-7-3 酶的研究

11-7-4 生物代谢产物的测定

思考题：

1.请将下列化合物的紫外吸收波长λmax 值按由长波到短波排列，并解释原因。  
(1) CH2=CHCH2CH=CHNH2   
(2) CH3CH=CHCH=CHNH2  
(3) CH3CH2CH2CH2CH2NH2   
2.问：在分子(CH3)2NCH＝CH2 中，预计发生的跃迁类型有哪些？

3.Fe(Ⅱ)-2,2’,2”-三联吡啶在波长522nm处的摩尔吸光系数ε为1.11×104 L·mol－1·cm－1，用1cm吸收池在该波长处测得百分透光度为38.5。试计算铁的浓度为多少？

考核方式：期中（闭卷）：20%，平时：10%，期末（闭卷）：70%

执笔人：曹洋

2017 年 5 月 26 日