《普通化学》课程教学大纲

课程代码：00091001

课程性质：通识选修课程

授课对象：物理科学与技术学院各专业、纺织与服装工程学院各专业、轨道交通学院各专业。

开课学期：第1学期

总学时：54 学时 学分：3 学分

讲课学时：54 学时 实验学时：0 学时 实践学时：0 学时

主讲教师：丁建刚、李宝宗等

指定教材：周为群、朱琴玉《普通化学》第二版，苏州大学出版社，2014年

参考书目：

1.浙江大学普通化学教研组，《普通化学》第六版，高等教育出版社，2011年

2.王明华，许莉，《普通化学解题指南》，高等教育出版社，2010年

3. 武汉大学、吉林大学等校编，《无机化学》(上、下册)第三版，高等教育出版社，2010年

4. 傅献彩主编，《大学化学》(上、下册)，高等教育出版社，1999年

教学目的：

 普通化学是一门关于物质及其变化规律的基础课，是一般工科学生大学阶段唯一的化学必修课。普通化学是培养全面发展的高素质现代技术人员所应具备的知识结构和能力过程中的重要组成部分。本课程介绍学生所应具备的化学最基本的基础理论、基本知识，化学基本理论部分包括化学热力学基础、电化学基础、化学平衡理论和近代物质结构理论基础；化学基本知识部分包括金属材料、无机非金属材料。另外也介绍了与化学密切相关的社会热点、科技发展、学科渗透交叉等方面的知识，使学生具有较高化学素质和知识水平，建立化学的思维方式，增加用化学方法解决实际问题的综合能力，并培养学生科学的世界观和方法论。

第一章 化学反应的基本原理

课时：4 周，共12 课时

教学内容

* 1. 热化学与能量

1、基本概念和术语

2、热力学第一定律

3、热化学

盖斯定律。

* 1. 化学反应进行的方向

1、反应自发进行的方向

2、反应自发性的判断

吉布斯自由焓最小原理。

3、ΔG的计算方法

* 1. 化学反应的限度和化学平衡

1、可逆反应与化学平衡

2、标准平衡常数

3、标准平衡常数与Δ*G*

4、多重平衡规则

5、*K*的意义及其应用

6、化学平衡的移动

化学平衡的影响因素：浓度、压力、温度。勒沙特里原理。

* 1. 化学反应速率

1、化学反应速率及其表示法

2、浓度对反应速率的影响

3、温度对反应速率的影响

4、催化剂对反应速率的影响

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？

6. 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？

7. 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。

8. 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？

9. 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

第二章 水溶液

课时：3 周，共9 课时

教学内容

2.1 溶液的通性

1、 非电解质溶液的通性

蒸气压下降，沸点升高，凝固点下降，渗透压。

2、电解质溶液的通性

2.2 电解质溶液

1、酸碱的概念

酸碱电离理论，酸碱质子理论，酸碱电子理论。

2、酸碱离子平衡及pH值计算

一元弱酸弱碱的解离平衡，多元弱酸、弱碱的离解平衡。

3、缓冲溶液

同离子效应，盐效应，缓冲作用，缓冲溶液及其计算。

2.3 难溶电解质的多相离子平衡

1、溶度积和多相离子平衡

2、溶度积规则及其应用

溶度积规则，同离子效应和盐效应，沉淀的转化，沉淀的溶解。

思考题：

1. 1.00克非电解质溶于20.0克水中，测定冰点是-0.50℃，该非电解质的相对分子量是（ ）（*K*f＝1.86）

 (A) 1.86 /( 0.50×0. 20)

 (B) 1.86/(0.50×20.0)

 (C) 0.50×20.0/1.86

 (D) 1.86/( 0.50×0.020)

2. 相同质量的蔗糖和葡萄糖分别溶解于相同

体积的水中，所得溶液的渗透压（ ）。

蔗糖(C12H22O11)葡萄糖(C6H12O6)

 (A)前者大于后者

(B)后者大于前者

 (C)两者相同

 (D)不能判断

3. 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+

4. 将0.10 mol· L-1HA溶液50 mL与0.10 mol·L-1 KOH 20 mL相混合，并稀释至100 mL，测得pH值为5.25，求此弱酸HA的解离常数。

5. 0.10 mol·L-1 HC l与 0.10 mol·L-1Na2CO3溶液等体积混合，求混合溶液的pH值。

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

7. 欲配制 pH=5.00 的缓冲溶液500 mL，现有6 mol·L-1的HAc 34.0 mL， 问需要加入NaAc·3H­2O( M=136.1 g·mol-1)多少克？如何配制？

8. 已知Ag2S的**= 1.6×10-49，PbS的**= 3.4×10-28，问在各自的饱和溶液中，[Ag+]、[Pb2+]的浓度各是多少？

9. Ag+、Pb2+两种离子的质量浓度均为100 mg⋅L-1，要使之生成碘化物沉淀，问需用最低的[I-]各为多少？AgI和PbI2沉淀哪个先析出？

10. 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？

第三章 电化学原理与应用

课时：3 周，共9 课时

教学内容

3.1 氧化还原反应基本概念

氧化还原方程式的配平：氧化值法，半反应法。

3.2 原电池

1、原电池的组成

2、电极类型

3、电池反应的

4、Δr*G*m 与电动势 *E* 的关系

5、电池反应的*K*  与标准电动势*E* 的关系。

3.3 电池电动势与电极电势

1、电极电势的产生

2、标准电极电势。

3.4 影响电极电势的因素

电极电势的能斯特方程。

3.5 电极电势及电池电动势的应用

1、计算原电池的电动势

2、氧化剂和还原剂相对强弱的比较

3、氧化还原反应方向的判断

4、氧化还原反应进行程度的衡量

5、求溶度积常数。

3.6 电解与化学电源

1、化学电源

2、电解

3、分解电压和超电势

4、极化

5、电解池中两极的电解产物

6、电解的应用

3.7 金属的腐蚀及其防止

 1、腐蚀的分类

2、金属腐蚀的防止

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. 现有下列物质：KMnO4,K2Cr2O7,CuCl2,FeCl3,I2,Cl2，在酸性介质中它们都能作为氧化剂。试把这些物质按氧化能力的大小排列，并注明它们的还原产物。

4. 现有下列物质：FeCl2,SnCl2,H2,KI,Li,Al，在酸性介质中它们都能作为还原剂。试把这些物质按还原能力的大小排列，并注明它们的氧化能力。

5. 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。

6. 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。

7. 根据电极电势表，计算下列反应在298K时的标准平衡常数。

(1) Zn+Fe2+=Zn2++Fe

(2) 2Fe3++2Br-=2Fe2++Br2

第四章 物质结构基础

课时：4周，共12 课时

教学内容

4.1 原子核外电子运动特征

1、人类认识原子结构的简单历史

2、 氢原子光谱和玻尔原子结构理论

3、 电子运动的波粒二象性

电子的波粒二象性，测不准原理。

4.2 氢原子核外电子运动状态

1、薛定谔（Schrödinger）方程

2、量子数和波函数

3、波函数的角度分布图

4、自旋量子数(*m*S)

5、电子云

4.3 多电子原子核外电子的运动状态

1、多电子原子轨道的能级

2、核外电子分布原理与方式

4.4 原子结构和元素周期律

1、原子结构和元素周期律

2、元素性质的周期性

 原子半径、电离能、电子亲合能和电负性。

4.5 离子键

1、离子键理论

2、影响离子键强度的因素

4.6 共价键

1、价键理论

2、杂化轨道理论

3、分子轨道理论简介

4.7 分子间力和氢键

1、共价键参数

2、分子的极性和电偶极矩

3、范德华力

4、氢键

4.8 晶体结构

1、晶体的基本类型

离子晶体，原子晶体，金属晶体，分子晶体。

2、过渡型晶体

链状结构和层状结构的过渡型晶体。

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.下列说法中错误的是（ ）

A.角量子数 l 决定原子轨道的形状

B.角量子数 l 决定原子轨道在空间的伸展方向

C.磁量子数 m 决定原子轨道在空间的伸展方向

D. 某亚层中原子轨道的数目是 2l+1

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. n=3，l 有多少可能值？ n=3，共有多少原子轨道？电子的最大可能状态数是多少？

5.下列各元素原子的电子排布式写成下面形式，各自违背了什么原理？并写出改正的电子排布式。

1） B 1s2 2s3

2) N 1s2 2s22px2 2py1

3) Be 1s2 2p2

6. 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。

7.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？

8.指出下列分子中心原子的杂化轨道类型：

 BCl3 PH3 CS2 HCN OF2 H2O2  N2H4

9.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 配位化合物

课时：1 周，共3 课时

教学内容

5.1 配位化合物的组成和结构

5.2 配位化合物的命名

5.3 配位化合物的价键理论

5.4 配离子的解离平衡

5.5 配合物及配位化学的应用

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. 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？

第六章 重要元素及化合物

课时：2 周，共6 课时

教学内容

6.1 单质的物理性质

1、熔点、沸点和硬度

2、导电性和能带理论

6.2 单质的化学性质

1、金属单质的还原性

2、非金属单质的氧化还原性

6.3 无机化合物的物理性质

1、氯化物的物理性质

离子极化理论及应用。

2、氧化物的熔点、沸点和硬度

6.4 无机化合物的化学性质

1、 氧化还原性无机化合物的化学性质。

2、 酸碱性

6.5 无机材料

1、 金属和合金材料

2、 无机非金属材料

3、 纳米材料和纳米碳管

思考题：

1. 写出钾与氧气作用分别生成氧化物、过氧化物以及超氧化物的三种反应的化学方程式以及这些生成物与水反应的化学方程式。

2. 写出 (1) 锌与稀硫酸；(2) 铜与浓硝酸；(3) 金与王水反应的化学方程式，并指出这些酸中起氧化作用以及起配位作用的元素。

3. 金属的超氧化物是固体储氧物质,它与水反应生成的氧气可模拟为空气成分供人体呼吸用。试通过计算说明100 g 超氧化钾与水完全反应生成的氧气在标准状态与体温(37.0 ℃)条件下可维持人体呼吸多长时间?(设人体呼吸时每分钟需空气8.0 dm3 ,不考虑水蒸气分压的影响,不计入人体呼出的CO2 与 KOH 作用生成的O2 量。)

4. 比较下列各项性质的高低或大小次序。(1) SiO2、KI、FeCl3、FeCl2 的熔点；(2)金刚石、石墨、硅的导电性；(3) SiC、CO2、BaO 晶体的硬度。

5. 下列反应都可以产生氢气:(1)金属与水；(2)金属与酸；(3)金属与碱；(4)非金属单质与水蒸气；(5)非金属单质与碱。试各举一例,并写出相应的化学方程式。

6. 列举具有下列性能的化合物各2～3种,并写出这些物质(或主要组分)的分子式或化学式。

(1)熔点很高 (2)硬度很大 (3)碱性很强 (4)酸性很强 (5)很易与水反应 (6)很易挥发 (7)溶解度很小 (8)强氧化性。

考核方式：期中（闭卷）：20%，平时：10%，期末（闭卷）：70%

 执笔人：丁建刚

 2019 年 5 月 14 日