

揭阳职业技术学院

Jieyang Vocational & Technical College

教 案

系（部）： 化工系

讲授课程： 无机化学（含实验）

任课教师： 陈乔彬

专业班级： 石油化工生产技术 252、251(3+)

授课学期： 2025-2026 学年第一学期

揭阳职业技术学院化工系

2025年9月

“无机化学（含实验）”课程综述

一、本课程的主要内容

通过本课程理论和实验内容的学习，使学生能较好地掌握无机化学的基本理论、基本技能，培养学生分析问题、解决问题的能力，以及为学习后继课程及今后工作奠定基础。主要知识模块如下：

(1) 理论模块：主要为无机化学的基本原理和重要元素及其化合物两大篇章。

(2) 实验模块

实验一：化学实验基本知识及仪器的认领、洗涤和基本操作训练

实验二：化学实验基本操作—玻璃管加工

实验三：溶液的配制

实验四：氯化钠的提纯

实验五：硫酸亚铁铵的制备

实验六：阳离子和阴离子的鉴定

理论与实验模块学时分别为 64：18

二、本课程与其他课程的关系

本课程是在应用化工技术专业（商品检测、石化营销）的基础职业能力课程，安排在大一第一学期，以中学化学为基础进行教学，后续课程有有机化学、有机化学实验、分析化学、分析化学实验、油品分析、煤分析、物理常数检测、精细化学品检测、高分子材料分析与测试。

三、本课程的现状

随着能源、催化及生化等研究领域的出现和发展，无机化学无论在实践还是在理论方面都取得了新的突破。当今，在无机化学中最活跃的领域有无机材料化学、生物无机化学、有机金属化学三个方面。

四、本课程的发展

当今化学发展的总趋势大致是：由宏观到微观，由定性到定量，由稳态向亚稳态，由经验上升到理论并用理论指导实践，进而开创新的研究。为适应需要，合成具有特殊性能的新材料、新物质，解决和其他自然科学互相渗透过程中产生的新问题，并向探索生命和宇宙起源的方向发展。

生物无机化学是一门年轻而又活跃的新科学，其研究对象是生物体内的金属元素及其化合物，特别是痕量金属元素和生物大分子配体形成的生物配合物，如：各种金属酶、金属蛋白、金属离子通道、金属药物等同时也研究它们的结构、性质、生物活性之间的关系以及在生命环境内参与反应的机理。无机药物也是生物无机化学研究的一个重要方面，近年发现的具有抗癌活性的无机化合物已逐渐多于有机化合物。

无机材料化学是一门正在蓬勃兴起的新应用学科，其研究对象和范畴与固体化学基本相同。无机材料化学既是材料科学的一个重要组成部分又是化学的一个分支，具有明显的交叉、边缘学科的性质。

在可持续发展的大背景下，金属有机化学将成为新世纪环保、材料、能源及人类健康等方面研究开发的热门学科，其发展前景不可限量。

授课日期

教案编号 1

课程名称	无机化学	专业班级	石化 251(3+)、252
教材名称	无机化学 华中科技大学出版社		
授课题目	第 1 章 无机化学简介		
授课学时	2 节 (√); 3 节 (); 其它 ()		
课 型	理论 (√); 实验 (); 见习 (); 实训 (); 其它 ()		
教学目的	1. 熟悉化学研究的对象。 2. 了解无机化学的发展趋势。 3. 掌握学习无机化学的方法。		
教学重点	掌握无机化学研究的基本内容。		
教学难点	有关无机化学的现代研究方法。		
教学方法	讲授 (√); 讨论 (); 指导 (); 示教 (); 其它 ()		
电子教案	有 (√)	Microsoft PowerPoint (√); Author ware (); 其它 ()	
	无 ()		
教学资源	多媒体 (√); 模型 (); 标本 (); 实物 (); 音像 (); 其它 ()		
教学过程 时间安排	1. 化学研究的对象 40' 2. 无机化学发展趋势以及在社会中的作用 25' 3. 学习无机化学的方法 15'		
思考题	学生计划怎样学好这门课程?		
作 业	1. 详细阅读本书 p10 以前的所有内容。 2. 预习下章内容化学基础知识		
教学后记	<p>讲课后评: 学生对化学的研究内容、化学的发展史、以及化学的分类各类化学所要解决的内容,都有了深刻了解。并且对接下来认真学习这门课程有了初步的计划。</p>		

无机化学简介（2学时）

授课老师：陈乔彬

[教学要求]

1. 了解无机化学在自然科学和化学学科发展中的地位和作用。
2. 了解无机化学的发展史和重要分支学科及新的边缘学科。
3. 掌握无机化学的研究基本内容。
4. 掌握学习无机化学的方法。

[教学重点]

本章重点讲授无机化学在自然科学和化学学科发展中的地位和作用，以及化学的发展史和近代无机化学发展的重要分支学科以及新的边缘学科。重点讲授无机化学的研究基本内容。

[教学难点]

本章难点内容：有关无机化学的现代研究方法。

[基本概念]

无机化学；四大平衡；元素化学；稀土元素化学；配位化学；生物无机化学；金属有机化学；无机材料化学

[授课要点]

1. 化学的研究对象

什么是化学？

- 化学是研究物质的组成、结构、性质与变化的一门自然科学。（太宽泛）
- 化学研究的是化学物质（chemicals）。
- 化学研究分子的组成、结构、性质与变化。
- 化学是研究分子层次以及以超分子为代表的分子以上层次的化学物质的组成、结构、性质和变化的科学。
- 化学是一门研究分子和超分子层次的化学物种的组成、结构、性质和变化的自然科学。
- 化学研究包括对化学物质的①分类；②合成；③反应；④分离；⑤表征；⑥设计；⑦性质；⑧结构；⑨应用以及⑩它们的相互关系。

2. 化学的主要分支

a. 经典化学的四大分支：

无机化学、有机化学、分析化学、物理化学。

无机化学的研究对象：研究除 C、H 化合物及其衍生物以外的所有元素和化合物的组成、结构、性质、变化规律及其应用的化学分支。**研究热点：材料、生命、能源、环境**

有机化学的研究对象：研究碳氢化合物及其衍生物的化学分支，也有人认为有机化学就是碳的化学。有机化学是化学研究中最庞大的领域，它与医药、农药、染料、日用化工等方面的关系特别密切。

分析化学的研究对象：研究获取物质化学组成和结构信息的分析方法及相关理论的科学，是化学学科的一个重要分支。

主要研究下列问题：①物质中有哪些元素、离子、官能团、或化合物组成（定性分析）；②每种成分的数量或物质纯度如何（定量分析）；③物质中原子彼此如何连结而成分子和在空间如何排列（结构和立体分析）；④各物质性质之间的关系。

物理化学的研究对象：化学反应的规律、化学物质的结构、结构的测定方法，化学物质和化学反应与电、声、光、磁、热的相互关系等等，是用物理的方法研究化学。

b. 新型学科分支或交叉学科：

元素化学、配位化学、合成化学、仪器分析、电化学、光化学、磁化学、化学热力学、化学动力学、胶体化学、界面化学、结构化学、结晶化学、高分子化学、化学工程学、地球化学、环境化学、生物化学（生命化学）、农业化学、工业化学、天体化学、宇宙化学、固体化学、药物化学、核化学（放射化学、辐射化学）、化学信息学、化学商品学、化学教育学 ·····。

3. 化学的发展史

a. 17 世纪中叶以后，积累了有关物质变化的知识。同时，数学、物理学、天文学等相关学科的发展促进了化学的发展。

b. 18 世纪末，化学实验室开始有了较精密的天平，使化学科学从对物质变化的简单定性研究进入到精密的定量研究。随后相继发现了质量守恒定律、倍比定律等定律，为化学新理论的诞生打下了基础。

c. 19 世纪初，为了说明这些定律的内在联系，道尔顿和阿佛加德罗分别创立了原子论和原子论-分子论。从此进入了近代化学的发展时期。

- d. 19 世纪下半叶，热力学理论引入化学，从宏观角度解决了化学平衡的问题。随工业化进程，出现了生产酸、碱、合成氨、染料以及其它有机化合物的大工厂。化工的发展更促使学科深入发展，开始形成无机化学、分析化学、有机化学和物理化学四大基础学科。
- e. 20 世纪是化学取得巨大成就的世纪，化学的研究对象从微观世界到宏观世界，从人类社会到宇宙空间不断地发展。生命化学的崛起给古老的生物学注入了新的活力。

4. 化学在人类社会史中的作用

[引入] A. 房屋装修后，装修材料会释放出甲醛、苯等有毒气体，可在室内放一些活性炭进行吸收，这是利用活性炭的吸附性。

B. 若要除去热水瓶中的水垢，可选用厨房中的醋。

C. 若要用大粒盐配制盐水，为使大粒盐尽快溶解，可采取的两种方法是：方法一：搅拌；方法二：研碎。

[结论] 化学在人类的生产、生活和科技领域中起着十分重要的作用，几乎每一个部门领域都离不开它。当今人类社会面临的能源、粮食、环境、人口、资源等五大全球性问题中，天然能源的有效利用、新能源的开发、肥料、农药、环境保护、人口的控制、资源的合理开采与利用、人们的衣食住行都离不开化学。

一个洁净的世界、一个可持续发展的社会在很大程度上依赖于化学的进步。

5. 怎样学好化学

(1) 要有动力：做任何事情都需要有动力，学习化学同样要有动力，只有明确了为什么要学化学，自己想学化学，才有可能学好化学。

(2) 要重视实践的指导作用：要做好实验，要认真完成作业，要善于思考，要做研究，要学会自学。

(3) 要讲究方法：要选找出最适合自己的学习方法。在学习的过程中，应努力学习前人是如何进行观察和实验的，是如何形成分类法、归纳成概念、原理、理论的，并不断体会、理解创造的过程，形成创新的思想，努力去尝试创新。在学习的过程中，应努力把握学科发展的最新进展，努力将所学的知识、概念、原理和理论理解新的事实，思索其中可能存在的矛盾和问题，设计并参与新的探索。

[课后任务]

1. 详细阅读本书 p10 以前的所有内容。
2. 预习下章内容化学基础知识

授课日期

教案编号 2

课程名称	无机化学	专业班级	石化 251 (3+)、252
教材名称	无机化学 华中科技大学出版社		
授课题目	2.1 化学基本概念 2.2 物质的聚集状态		
授课学时	2 节 (√); 3 节 (); 其它 ()		
课 型	理论 (√); 实验 (); 见习 (); 实训 (); 其它 ()		
教学目的	1. 了解几个化学基本概念。 2. 掌握气体定律的内容, 并能运用这些知识进行基本计算。		
教学重点	物质的量和气体定律		
教学难点	运用分压定律和分体积定律进行简单计算。		
教学方法	讲授 (√); 讨论 (); 指导 (); 示教 (); 其它 ()		
电子教案	有 (√)	Microsoft PowerPoint (√); Author ware (); 其它 ()	
	无 ()		
教学资源	多媒体 (√); 模型 (); 标本 (); 实物 (); 音像 (); 其它 ()		
教学过程 时间安排	2.1.1 分子、原子 10' 2.1.2 元素、核素及同位素 15' 2.1.3 物质的量及其单位、摩尔质量 15' 2.1.4 相对原子质量和相对分子质量 5' 2.2.1 气体 25' 2.2.2 液体 5' 2.2.3 固体 5'		
思考题	教案中[思考题]1、2、3、4		
作 业	P35 2.28		
教学后记	讲课后评: 学生对原子分子、同位素、元素和核素的概念可以很好的掌握, 并且对它们之间的区别和联系深刻理解。但是学生在分压定律和分体积定律方面的运用还不够熟练, 需要课后复习慢慢消化习题, 通过作业进一步加深理解。		

化学基本概念和物质的聚集状态（2学时）

授课老师：陈乔彬

[教学要求]

1. 了解几个化学基本概念。
2. 掌握气体定律的内容，并能运用这些知识进行基本计算。

[教学重点]

本章重点讲授元素、核素及同位素三个概念之间的区别和练习，物质的量的定义及单位，以及理解气体的分压定律和分体积定律并能进行简单计算。

[教学难点]

本章难点内容：运用分压定律和分体积定律进行简单计算。

[基本概念]

分子及原子；核素、元素及同位素；物质的量及其单位；摩尔质量；相对原子质量和相对分子质量；分压定律；分体积定律

[授课要点]

1. 分子、原子

分子和原子是真实存在的。

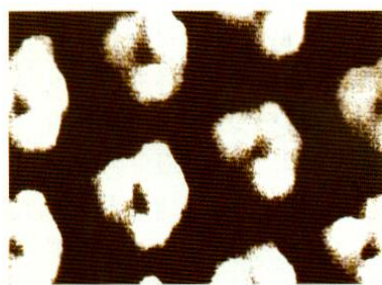


图 3-6 用扫描隧道显微镜获得的苯分子的图像

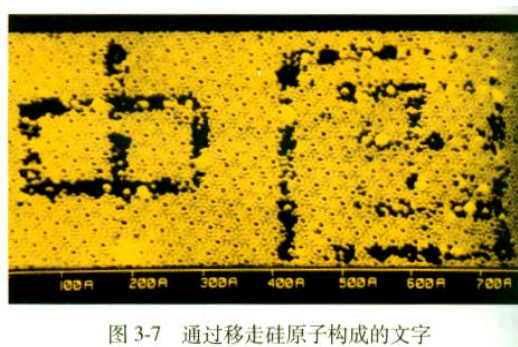
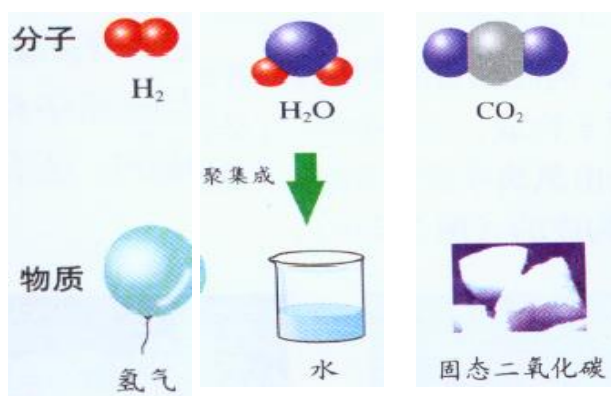


图 3-7 通过移走硅原子构成的文字

●**定义：**分子是保持物质化学性质的最小微粒。

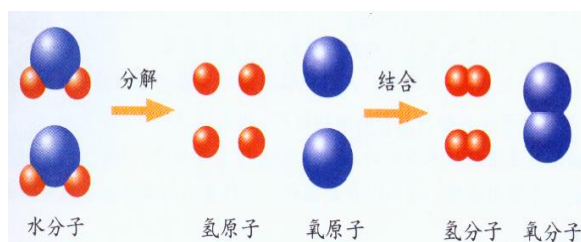
●分子只保持物质的化学性质，而不保持物质的物理性质。

物理性质如：熔点、沸点、密度、硬度等，许多分子聚集才能表现出来的。



● **定义：** 原子是物质进行化学反应的基本微粒。

在电解
了H原子和O原子
原子本身没有发



水的过程中，只是发生
间的不同组合过程，而
生变化。

2 . 元素、核素及同位素

● **元素：** 原子核内质子数（即核电荷数）相同的一类原子的总称。

	元 素	原 子
定义	具有相同核电荷数的同一类原子的总称	化学变化中的最小微粒
区分	1、只讲种类，不讲个数 2、组成物质	1、既讲种类，又讲个数 2、构成分子，也可直接构成物质
使用范围	描述物质的宏观组成	描述物质的微观结构
联系	元素的概念是建立在原子的基础上，即具有相同核电荷数的同一类原子的总称为一种元素。	

	元 素	核 素	同 位 素
--	-----	-----	-------

“量”和“种类”	只可以论种类不可论个数，如 O、H、C 表示三种元素，没有两个 O 元素之类的说法	核素既可以论种类也可以论个数，如氕、氘、氚是三种不同的核素，2D、2T 也可分别表示两个氘核素（2 个重氢原子）和两个氚核素（2 个超重氢原）	三种核素均是氢的同位素，三者之间互称为同位素。
决定因素	质子数	质子数和中子数	中子数
举例	H、D、T、H ⁺ 、H ⁻ 等都称为氢元素	H、D、T 各为一种核素	H、D、T 互称为氢的同位素
联系	一种元素可能有几种核素，如果有多种核素，核素之间互称同位素，并且核素均是该元素的同位素。在任何核素中存在六种量——质子、中子、核电荷数、核外电子数、原子序数、质量数，它们之间有下列关系： 质子数=核电荷数=原子序数=核外电子数；质量数=质子数+中子数		

[小结] 元素：宏观概念，如：1H（氕） 2H（氘） 3H（氚）都是氢元素，说元素时三者没区别。

核素：微观概念，如：1H（氕） 2H（氘） 3H（氚）分别是三种不同的核素。它们是氢元素的三种核素。

同位素：是同一元素不同核素之间的互称。如：1H（氕） 2H（氘） 3H（氚）都是氢的同位素

3. 物质的量及其单位、摩尔质量

物质的量：表示物质中含组成物质的基本单元数的物理量。规定单位为摩尔（mol）

以水分子为基本单元，一滴水（0.05ml）中约含 1.7×10^{21} 个水分子。

每摩尔物质所含的基本单元数 $0.012 \text{ kg}^{12}\text{C}$ 的原子数目相等。

某物质中所含的基本单元数是阿伏伽德罗常数的多少倍，物质的量就是多少摩尔

摩尔质量：单位物质的量（1mol）的物质所具有的质量，M 表示单位： $\text{kg} \cdot \text{mol}^{-1}$ ，但常用 $\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$

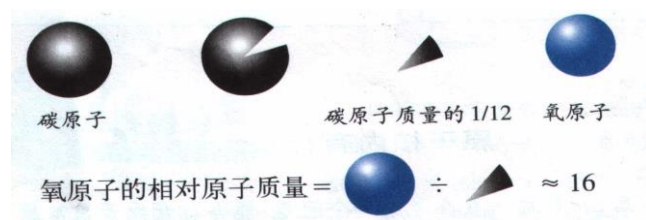
物质的量、质量、摩尔质量三者的关系为： $n_i = m_i / M_i$

4. 相对原子质量和相对分子质量

相对原子质量： a. 相对原子质量是一个纯数

b. 单核元素的相对原子质量等于该元素的相对原子质量

c. 多核元素的相对原子质量等于该元素的天然同位素相对原子质量的加权平均值



相对分子质量： 构成该分子各原子的相对原子质量的总和。

[练习]

- 0.5mol 的 Zn、H₂O、各含微粒数目？
- 多少摩尔 CO₂ 中含有 0.5 摩尔氧原子？
- 多少摩尔 CO₂ 中含有 1.505 × 10²³ 个 CO₂ 分子？

5. 气体

分子间作用力 } 忽略 → 理想
分子本身体积 } 气体

实际气体 $\xrightarrow[\text{高压}]{\text{高温}}$ 理想气体

A. 理想气体状态方程式

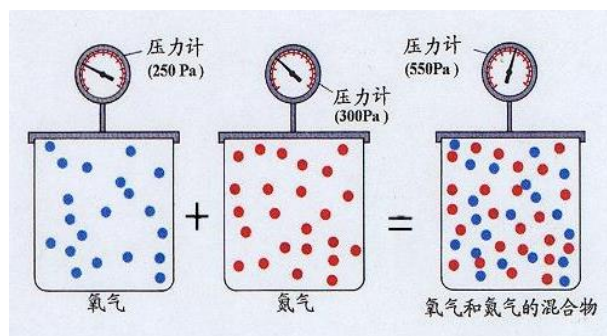
$$pV = nRT \quad R = \frac{pV}{nT} = \frac{101.325 \times 10^3 \text{ Pa} \times 22.414 \times 10^{-3} \text{ m}^3}{1.000 \text{ mol} \times 273.15 \text{ K}} = 8.314 \text{ J/mol} \cdot \text{K}$$

B. 理想气体分压定律

a. 分压：混合气体中某组分单独占有与混合气体相同体积和温度时所具有的压力。

$$p_B = \frac{n_B RT}{V}$$

$$\frac{p_B}{p_{\text{总}}} = \frac{V_B}{V_{\text{总}}} = \frac{n_B}{n_{\text{总}}} = x_B$$



道尔顿分压定律也只适用于理想气体。

C. 分体积定律

混合气体总体积 ($V_{\text{总}}$) 等于各组分气体分体积 (V_i) 之和。

$$V_{\text{总}} = V_1 + V_2 + V_3 + \dots + V_i \quad \text{或} \quad V_{\text{总}} = \sum V_i$$

$$\phi_i = \frac{V_i}{V_{\text{总}}} = x_i = \frac{n_i}{n_{\text{总}}} = \frac{p_i}{p_{\text{总}}}$$

[思考题]

1、实际气体与理想气体更接近的条件是

- (1) 高温高压 (2) 低温高压
(3) 高温低压 (4) 低温低压

2、密闭容器有互不发生反应混合气体 A(g) 和 B(g)，总压力为 p ，A 分压为 p_A ，向容器充入稀有气体，使总压力为 $2p$ ，则此时 A 的分压为

- (1) p_A (2) $1/2p_A$ (3) $2 p_A$ (4) $4p$

3. 某容器中含有 NH_3 、 O_2 、 N_2 气体混合物。取样分析后，其中： $n(\text{NH}_3) = 0.320\text{mol}$ ， $n(\text{O}_2) = 0.180\text{mol}$ ， $n(\text{N}_2) = 0.700\text{mol}$ ，混合气体总压 $p = 133.0\text{kPa}$ 。

试计算各组分气体的分压。

4. 体积为 10.0L 含 N_2 、 O_2 、 CO_2 的混合气体， $T=30^\circ\text{C}$ 、 $p=93.3\text{kPa}$ ，其中： $p(\text{O}_2)=26.7\text{kPa}$ ， CO_2 含量为 5.00g ，试计算 N_2 、 CO_2 分压。

6. 液体

A. 液体的蒸气压

在恒定温度下，与液体平衡的蒸气称为饱和蒸气，饱和蒸气的压力就是该温度下的饱和蒸气压，简称蒸气压。

液体的蒸气压只是温度的函数，且随温度的升高而增大。一定温度下，蒸气压大的物质为易挥发物质，蒸气压小的为难挥发物质。

B. 液体的蒸气压随温度的升高而增大，当温度升到使液体蒸气压与外界大气压力相等时，液体内部会有大量气泡不断产生并逸出，这种现象称为沸腾，此时的温度称为该液体的沸点。

习惯上将外界压力为 101.325 kPa 时液体的沸点称为**正常沸点**。

7 . 固体

晶体与非晶体

(1) 概念

(2) 晶体与非晶体的不同点

- (a) 可压性和扩散性均不同
- (b) 晶体有固定的外形，非晶体没有
- (c) 晶体有固定的熔点，非晶体没有
- (d) 晶体有各向异性，非晶体则是各向同性的

[课后作业]

1. P35 2.28
2. 预习下一节内容“溶液”

授课日期

教案编号 3

课程名称	无机化学	专业班级	石化 251 (3+)、252
教材名称	无机化学 华中科技大学出版社		
授课题目	2.3 溶液		
授课学时	2 节 (√); 3 节 (); 其它 ()		
课 型	理论 (√); 实验 (); 见习 (); 实训 (); 其它 ()		
教学目的	1. 掌握几种溶液浓度的表示及计算方法。 2. 了解难挥发非电解质稀溶液的依数性。		
教学重点	掌握物质的量浓度和难挥发非电解质依数性的表现。		
教学难点	难挥发非电解质溶液依数性的理解。		
教学方法	讲授 (√); 讨论 (); 指导 (); 示教 (); 其它 ()		
电子教案	有 (√)	Microsoft PowerPoint (√); Author ware (); 其它 ()	
	无 ()		
教学资源	多媒体 (√); 模型 (); 标本 (); 实物 (); 音像 (); 其它 ()		
教学过程 时间安排	2.3.1 溶液浓度的表示方法 25' 2.3.2 稀溶液的依数性 40' 课堂总结及练习 15'		
思 考 题	见教案中[思考题]		
作 业	巩固这节知识内容并预习下一节内容“化学反应中的能量关系”		
教学后记	<p>讲课后评: 学生对溶液浓度的表示方法很好地掌握, 并可以进行简单的计算。 但少部分学生对难挥发非电解质稀溶液依数性的表现未能从根本上进行理解。</p>		

溶 液 (2 学时)

授课老师: 陈乔彬

[教学要求]

3. 掌握几种溶液浓度的表示方法。
4. 了解难挥发非电解质稀溶液的依数性。

[教学重点]

本章重点讲授掌握物质的量浓度的概念及简单计算, 难挥发非电解质依数性表现的几个方面。

[教学难点]

本章难点内容: 学生对难挥发非电解质溶液依数性表现的本质理解。

[基本概念]

溶质的质量分数; 摩尔分数或物质的量分数; 溶质的量浓度; 质量摩尔浓度; 溶质的质量浓度

[授课要点]

1. 溶液

● **定义:** 物质以分子、原子或离子状态分散于另一种物质中所形成的均匀而稳定的分散体系。

气态溶液: 空气

固态溶液: 黄铜、钢等合金及掺杂的半导体材料

液态溶液: 普遍存在

溶液浓度的表示法	定义	公式
溶质 B 的质量分数 (wB)	溶质 B 的质量与溶液的质量之比	$w_B = m_B / m(\text{溶液})$
摩尔分数或物质的量分数 (x)	溶液中溶质 (或溶剂) 的物质的量与溶液的物质的量之比	$x_B = n_B / (n_B + n_A)$ $x_A = n_A / (n_B + n_A)$ $x_B + x_A = 1$

溶质的量浓度 (c_B)	溶液中所含溶质 B 的物质的量与溶液的体积之比, 即 1L 溶液中所含的溶质的物质的量	$c_B = n_B / V$ 物质的量浓度和质量分数的换算
质量摩尔浓度 (m_B)	物质 B 的质量摩尔浓度是指溶质 B 的物质的量除以溶剂的质量, 即 1kg 溶剂中所溶解的物质 B 的物质的量	$m_B = n_B / m$ (溶剂)
溶质 B 的质量浓度 (ρ_B)	溶质 B 的质量 m_B 除以混合物的体积 V	$\rho_B = m_B / V$

2. 稀溶液的依数性

物质	蒸气压 p	沸点 T_b	凝固点 T_f
($b/\text{mol} \cdot \text{Kg}^{-1}$)	(mmHg, 20°C)	(20°C)	(20°C)
纯水	17.50	100	0
0.5 <i>b</i> 蔗糖水	17.31	100.27	-0.93
0.5 <i>b</i> 尿素溶液	17.31	100.24	-0.94
0.5 <i>b</i> 甘油溶液	17.31		

[结论] ① 与纯溶剂相比, 溶液的 $p \downarrow$, $T_b \uparrow$, $T_f \downarrow$

② 变化与溶质的本性无关

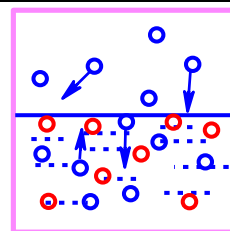
溶液	蒸气压 p
($b/\text{mol} \cdot \text{Kg}^{-1}$)	(mmHg, 20°C)
0.198 <i>b</i> 蔗糖水	17.50 - 0.061
0.396 <i>b</i> 蔗糖水	17.50 - 0.123
0.594 <i>b</i> 蔗糖水	17.50 - 0.185
0.792 <i>b</i> 蔗糖水	17.50 - 0.248

[结论] ③ p 降低值与溶液的浓度成正相关

A. 溶液的蒸气压下降

溶剂（纯液体）的蒸气压， p/Pa 或 kPa

定义：一定 T ， $V_{\text{蒸发}}=V_{\text{凝聚}}$ 时，溶剂蒸气压强恒定



溶液蒸气压下降的原因：当溶剂中加入一种难挥发的非电解质将占据一部分溶剂的表面。

溶液蒸气压下降的 Raoult 定律：一定温度下，难挥发非电解质稀溶液的蒸气压与溶剂的摩尔分数成正比，而与溶质的本性无关。

稀溶液的 Δp 与溶质的质点浓度成正比

$$\Delta p \approx K \cdot c_B$$

Raoult 定律适用范围：

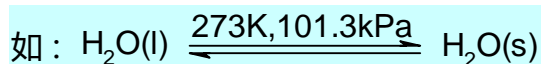
- 非电解质：0.1mol 葡萄糖含有 6.02×10^{22} 个分子，0.1molNaCl 含有约 $2 \times 6.02 \times 10^{22}$ 个离子
- 难挥发：否则必须考虑溶质的蒸气压
- 稀溶液：不须考虑溶质分子对溶剂分子的作用力

B. 溶液的沸点升高

- 溶剂(纯液体)的沸点:液体沸腾($p_{\text{液}} = p_{\text{大气}}$)时的温度，正常沸点: $p_{\text{大气}} = 101.3\text{kPa}$ 时的沸点。
- 溶液的沸点升高：是溶液蒸气压下降的直接结果。

C.溶液的凝固点降低

- 纯溶剂的凝固点：在一定外压下，物质固、液两相平衡共存(两相 p 相等)时的温度,又称为熔点。



$$p_{\text{H}_2\text{O}(\text{l})} = p_{\text{H}_2\text{O}(\text{s})} = 610.5\text{Pa}$$

[思考题] 为什么只有当物质固、液两相 p 相等时，它们才能平衡共存？

∵ 否则 p 大者必向 p 小者转化。

- 定义：一定外压下，溶液中溶剂与固态纯溶剂平衡共存时的温度。

$$p_{\text{溶液中溶剂(l)}} = p_{\text{溶剂(s)}}$$

[结论] 溶液凝固点降低也是溶液蒸气压下降的直接结果

[例题] 取 0.749g 谷氨酸溶于 50.0g 水中，测得其凝固点为 -0.188°C ，已知水的 $K_f = 1.86$ ，计算谷氨酸的 M_B 。

$$\text{解：} \because \Delta T_f = K_f b_B = K_f \frac{n_B}{m_A} = K_f \frac{m_B}{M_B \cdot m_A}$$

$$\therefore M_B = \frac{K_f \cdot m_B}{m_A \cdot \Delta T_f} = \frac{1.86 \times 0.749}{0.0500 \times 0.188} = 148(\text{g} \cdot \text{mol}^{-1})$$

D. 稀溶液的渗透压

a. 渗透作用：通过半透膜发生表面上单方面扩散的现象。

产生条件：半透膜，浓度差

b. 渗透现象产生原因::恰能阻止纯溶剂通过半透膜向溶液渗透必须施加于溶液液面上的额外压强。

c. 实验证明 Π 在数值上符合理想气体方程

$$\Pi V = nRT \quad \Pi = c_B RT$$

d、渗透浓度 单位： $\text{mmol}\cdot\text{L}^{-1}$

混合溶液中能产生渗透效应的溶质微粒（分子或离子）的浓度总和。

[例题] 试计算 37°C 生理盐水的渗透压和渗透浓度。

生理盐水的质量浓度 ρ_B 为 $9.0\text{g}\cdot\text{L}^{-1}$, $T=37+273=310\text{K}$

$$c_B = \frac{\rho_B}{M_B} = \frac{9.0}{58.5} = 0.154(\text{mol}\cdot\text{L}^{-1}) \quad \Pi \approx i c_B RT = 2 \times 0.154 \times 8.314 \times 310 = 7.94 \times 10^2 (\text{kPa})$$

$$c_{B,os} = 2 \times 0.154 \times 1000 = 308(\text{mmol}\cdot\text{L}^{-1})$$

授课日期

教案编号 4

课程名称	无机化学	专业班级	石化 251 (3+)、252
教材名称	无机化学 华中科技大学出版社		
授课题目	化学反应中的能量关系		
授课学时	2 节 (<input checked="" type="checkbox"/>); 3 节 (); 其它 ()		
课 型	理论 (<input checked="" type="checkbox"/>); 实验 (); 见习 (); 实训 (); 其它 ()		
教学目的	理解化学反应中的能量关系, 掌握热化学定律。		
教学重点	热化学方程式的书写; 热化学定律-盖斯定律		
教学难点	化学反应焓变的计算		
教学方法	讲授 (<input checked="" type="checkbox"/>); 讨论 (); 指导 (); 示教 (); 其它 ()		
电子教案	有 (<input checked="" type="checkbox"/>)	Microsoft PowerPoint (<input checked="" type="checkbox"/>); Author ware (); 其它 ()	
	无 ()		
教学资源	多媒体 (<input checked="" type="checkbox"/>); 模型 (); 标本 (); 实物 (); 音像 (); 其它 ()		
教学过程 时间安排	2.4.1 基本概念和术语	10'	
	2.4.2 反应热效应、焓变	15'	
	2.4.3 热化学方程式	15'	
	2.4.4 热化学定律-盖斯定律	25'	
	2.4.5 生成焓以及反应焓变的计算	15'	
思考题	见教案中例题		
作 业	总结这节课内容并预习下一章		
教学后记	<p style="text-align: center;">讲课后评:</p> 学生对体系与环境、状态和状态函数、过程与途径这几组概念掌握的很好, 但是对于焓和焓变的计算掌握的不是很好, 需要课后多加练习计算。		

化学反应中的能量关系 (2 学时)

授课老师：陈乔彬

[教学要求]

5. 理解化学反应中的能量关系。
6. 掌握热化学定律。

[教学重点]

本章重点讲授热化学方程式的书写和热化学定律-盖斯定律的应用。

[教学难点]

本章难点内容：化学反应焓变的计算。

[基本概念]

体系和环境；状态和状态函数；过程与途径；反应热效应和焓变；热化学定律；生成焓

[授课要点]

[引入] 生活中化学能量变化的实例

如：煤燃烧时放热；

碳酸钙分解要吸热；

原电池反应可产生电能；

电解食盐水要消耗电能；

镁条燃烧时会放出耀眼的光；

叶绿素在光作用下使二氧化碳和水转化为糖类

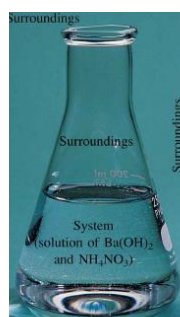
1 . 基本概念和术语

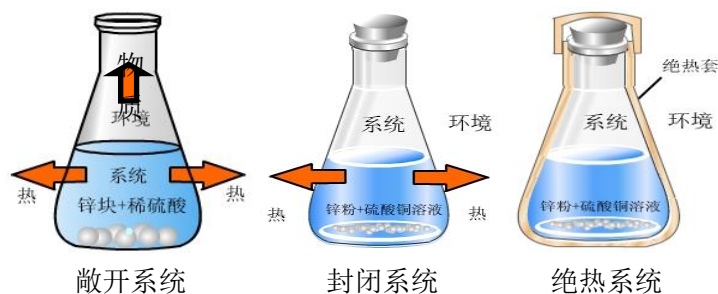
- 热力学：研究能量转换过程中所遵循的规律。
- 化学热力学：应用热力学原理，研究化学反应过程中能量变化规律。

A、系统(system)与环境(surroundings)

系统：被研究的对象或空间，又称体系。

环境：系统以外与其密切相关的部分。





B.状态和状态函数

状态：系统所有物化性质的综合表现

状态函数：描述状态的物理量（如：P/V/T）

特点：a、状态一定，状态函数值一定。

b.状态函数有特征，状态一定值一定，殊途同归变化等，周而复始变化零。

c.同一体系各状态函数间相互联系。

d.同一状态下状态函数组合仍为状态函数。如： $\Delta T = T_2 - T_1$ ， ΔT 就不是状态函数。

分类：根据与体系物质的量有无关系分

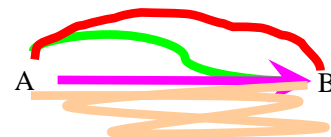
容量（广度）性质：与量成正比，有加和性。如 $v/m/nd$

强度性质：与量无关，仅由物质本身的特性所决定，无加和性。如：温度、蒸汽压、粘度、密度等

C.过程与途径

过程：系统状态发生的任何变化。

途径：完成过程的具体步骤。一个过程可由很多不同途径实现。



2. 反应热效应和焓变

A.热和功

热 (Q)：系统与环境不同而交换的能量。系统吸热 $Q > 0$; 系统放热 $Q < 0$

功 (W)：除热外，系统与环境交换的能量。环境对系统做功 $W > 0$; 系统对环境做功 $W < 0$

B.热力学能 (U)

系统内部各种形式能量的总和，又称内能。

绝对数值难以确定，但能得到 U 的变化量。

状态函数、具有广度性质。

C.反应热和焓变

反应热：只做体积功，产物 T 恢复到反应物 T，体系吸收或放出的热。

分类：恒容反应热、恒压反应热

D、焓和焓变

焓：封闭系统等压过程 $H = U + pV$ 为状态函数，绝对值不知，广度性质，单位 KJ 或 J

焓变： $\Delta H = H_2 - H_1 = Q_p$ 焓变等于恒压反应热

说明：恒容条件下进行化学反应是不方便甚至是困难的，因为许多化学反应过程

中压力变化很大，反应容器需要耐压。化学反应通常是在敞开容器内即恒压(大气压)

条件下进行的，所以恒压热效应 H 更为重要。

3.热化学方程式

A.标准摩尔反应焓变

$$\Delta_r H_m^\theta \begin{cases} \Delta - \text{变化量} \\ r - \text{化学反应 (reaction)} \\ m - \text{摩尔 (molar)} \\ \theta - \text{热力学标准状态} \end{cases}$$


kJ·mol⁻¹

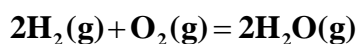
气体：p=100kPa=p 溶液：cB=1mol dm⁻³=c 液、固体：p 下纯物质

热力学标准态与标况区别？无温度限制

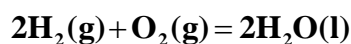
B.热化学方程式的书写

- (1) 写出正确化学方程式（计量数可为分数）
- (2) 标明质所处状态(s、l、g或aq)和晶形
- (3) 注明温度和压力
- (4) 标明反应热于方程式后


 聚集状态不同, $\Delta_r H_m^\theta$ 不同

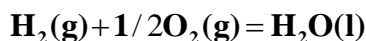


$$\Delta_r H_m^\theta (298.15K) = -483.64 kJ \cdot mol^{-1}$$



$$\Delta_r H_m^\theta (298.15K) = -571.66 kJ \cdot mol^{-1}$$

 化学计量数不同, $\Delta_r H_m^\theta$ 不同

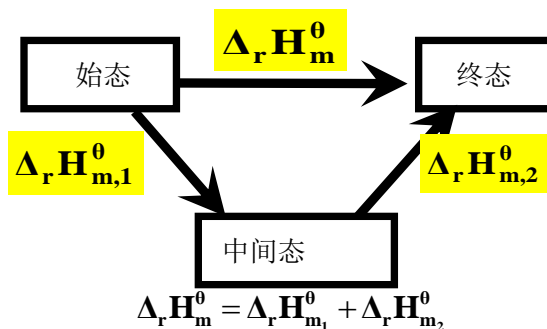


$$\Delta_r H_m^\theta (298.15K) = -285.8 kJ \cdot mol^{-1}$$

正逆反应 Q_p 数值相同，符号相反

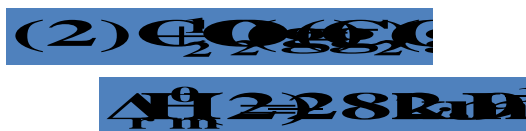
4.热化学定律-盖斯定律

描述：反应不管一步还是几步完成，总热效应相同。



[

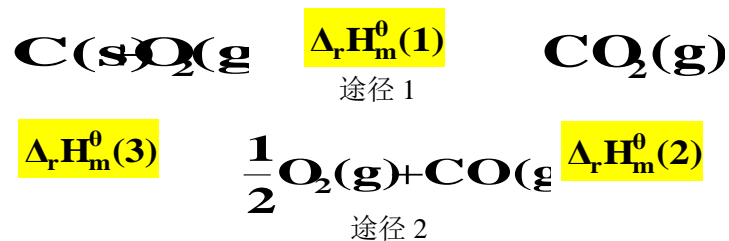
【例】已知 298.15K 下，



计算下列反应的热效



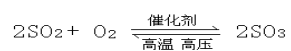
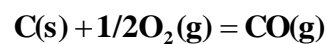
据Hess定律:



$$\Delta_r H_m^\ominus(3) = \Delta_r H_m^\ominus(1) - \Delta_r H_m^\ominus(2) \quad \Delta_r H_m^\ominus(1) = \Delta_r H_m^\ominus(2) + \Delta_r H_m^\ominus(3)$$

$$= -110.53 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$\Delta_r H_m^\ominus(3) = \Delta_r H_m^\ominus(1) - \Delta_r H_m^\ominus(2)$$



授课日期

教案编号 5

课程名称	无机化学	专业班级	石化 251 (3+)、252
教材名称	无机化学 华中科技大学出版社		
授课题目	化学反应速率以及影响化学反应速率的因素		
授课学时	2 节 (<input checked="" type="checkbox"/>); 3 节 (); 其它 ()		
课 型	理论 (<input checked="" type="checkbox"/>); 实验 (); 见习 (); 实训 (); 其它 ()		
教学目的	1. 理解化学反应速率的概念, 掌握化学反应速率的表示方法。 2. 能够解释浓度、温度、催化剂对化学反应速率的影响规律。		
教学重点	掌握化学反应速率的概念及影响因素。		
教学难点	影响化学反应速率的因素。		
教学方法	讲授 (<input checked="" type="checkbox"/>); 讨论 (); 指导 (); 示教 (); 其它 ()		
电子教案	有 (<input checked="" type="checkbox"/>)	Microsoft PowerPoint (<input checked="" type="checkbox"/>); Author ware (); 其它 ()	
	无 ()		
教学资源	多媒体 (<input checked="" type="checkbox"/>); 模型 (); 标本 (); 实物 (); 音像 (); 其它 ()		
教学过程 时间安排	3. 1. 1 化学反应速率的定义		10'
	3. 1. 2 化学反应速率的表示方法		15'
	3. 2. 1 浓度或分压对反应速率的影响		15'
	3. 2. 2 温度对反应速率的影响		15'
	3. 2. 3 催化剂与反应速率		15'
	3. 2. 4 影响反应速率的其他因素		15'
思考题	见教案中 [思考题]		
作 业	1. 做 [课后习题] 2. 预习下一节内容		
教学后记	<p>讲课后评: 学生对化学反应速率的定义及简单计算方法, 学生基本都能正确掌握。 但少部分学生对利用活化分子解释浓度或分压、温度和催化剂对化学反应速率的影响还不能很好地掌握。</p>		

化学反应速率及影响化学反应速率的因素（2学时）

授课老师：陈乔彬

[教学要求]

1. 理解化学反应速率的概念，掌握化学反应速率的表示方法。
2. 能够解释浓度、温度、催化剂对化学反应速率的影响规律。

[教学重点]

本节重点讲授化学反应速率的定义及表示方法，影响化学反应速率的因素。

[教学难点]

本章难点内容：浓度或分压、温度、催化剂对化学反应速率的影响。

[基本概念]

化学反应速率；基元反应和非基元反应；质量作用定律；阿龙乌尼斯方程。

[授课要点]

[引入]

通过日常生活中的现象引入化学反应速率。

请用“很快、较快、较慢、很慢”描述反应快慢程度：

爆炸—很快；牛奶变质—较快；溶洞形成—很慢；铁棒生锈—较慢

1. 化学反应速率的定义

定义：在体积一定的密闭容器中的反应，通常用单位时间内反应物浓度的减少或生成物浓度的增加来表示。

单位： $\text{mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{时间}^{-1}$

$\text{mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$ 、 $\text{mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{min}^{-1}$ 或 $\text{mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{h}^{-1}$ 。

速率都为正值。

2. 化学反应速率的表示方法

A. 平均反应速率



起始	2.10	0	0	mol.L ⁻¹
100 秒后	1.95	0.30	0.075	mol.L ⁻¹

$$\bar{v}_{(\text{N}_2\text{O}_5)} = -\frac{(c_{\text{N}_2\text{O}_5})_2 - (c_{\text{N}_2\text{O}_5})_1}{t_2 - t_1} = -\frac{1.95 - 2.10}{100 - 0}$$

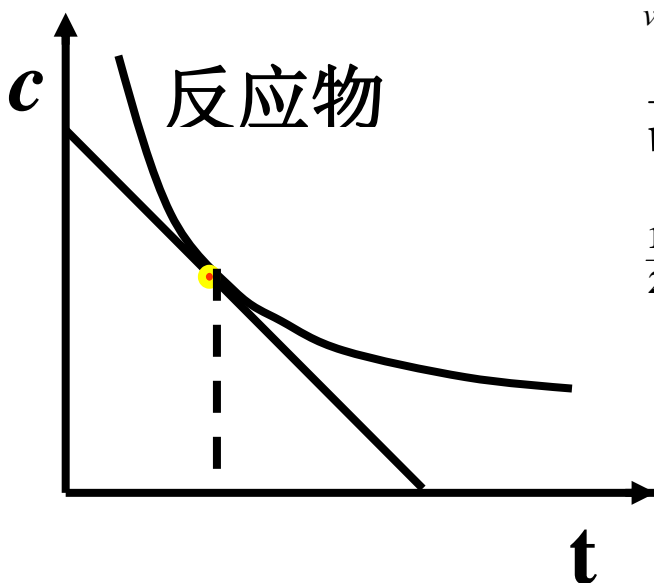
$$\bar{v}_{(\text{NO}_2)} = \frac{\Delta c_{\text{NO}_2}}{\Delta t} = \frac{0.30}{100} = 3 \times 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{S}^{-1} = 1.5 \times 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{S}^{-1}$$

$$\bar{v}_{(\text{O}_2)} = \frac{\Delta c_{\text{O}_2}}{\Delta t} = \frac{0.075}{100} = 0.75 \times 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{S}^{-1}$$

B. 瞬时速率

●定义：若将观察的时间间隔无限缩小，平均速率的极限值即为化学反应在 t 时的瞬时速率

(用作图的方法可求出反应的瞬时速率)：



$$v_{(\text{N}_2\text{O}_5)} = \lim_{\Delta t \rightarrow 0} \left[-\frac{\Delta c_{\text{N}_2\text{O}_5}}{\Delta t} \right] = -\frac{dc_{\text{N}_2\text{O}_5}}{dt}$$

$$\bar{v}_{(\text{N}_2\text{O}_5)} : \bar{v}_{(\text{NO}_2)} : \bar{v}_{(\text{O}_2)}$$

$$\frac{1}{2} \bar{v}_{(\text{N}_2\text{O}_5)} = \frac{1}{4} \bar{v}_{(\text{NO}_2)} = \frac{1}{1} \bar{v}_{(\text{O}_2)}$$

∴ 对于一般化学反应 $a\text{A} + b\text{B} \rightarrow g\text{G} + h\text{H}$ ，则有：

$$-\frac{1}{a} \frac{\Delta c_{\text{A}}}{\Delta t} = -\frac{1}{b} \frac{\Delta c_{\text{B}}}{\Delta t} = \frac{1}{g} \frac{\Delta c_{\text{G}}}{\Delta t} = \frac{1}{h} \frac{\Delta c_{\text{H}}}{\Delta t}$$



$$\frac{1}{a} \bar{v}_{(\text{A})} = \frac{1}{b} \bar{v}_{(\text{B})} = \frac{1}{g} \bar{v}_{(\text{G})} = \frac{1}{h} \bar{v}_{(\text{H})}$$

C. 平均速率与瞬时反应速率的区别

对于反应： $aA + bB = gG + hH$

等效不等值 $\bar{v}_a : \bar{v}_b : \bar{v}_g : \bar{v}_h = a : b : g : h$

等效等值 $v = -\frac{1}{a} \frac{dC_A}{dt} = -\frac{1}{b} \frac{dC_B}{dt} = \frac{1}{g} \frac{dC_G}{dt} = \frac{1}{h} \frac{dC_H}{dt}$

实际工作中如何选择，往往取决于哪一种物质更易通过试验监测其浓度变化。

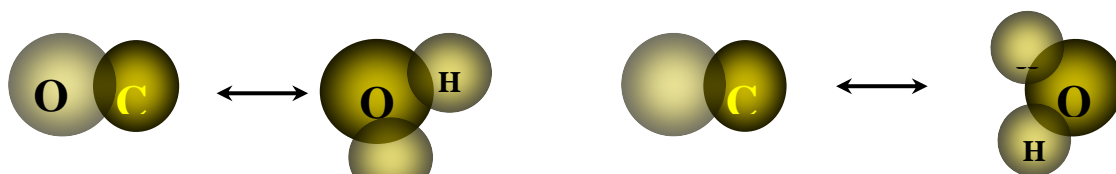
2. 化学反应速率理论

● **碰撞理论**：该理论认为反应物分子间的相互碰撞是反应进行是先决条件。

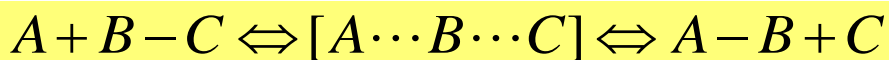
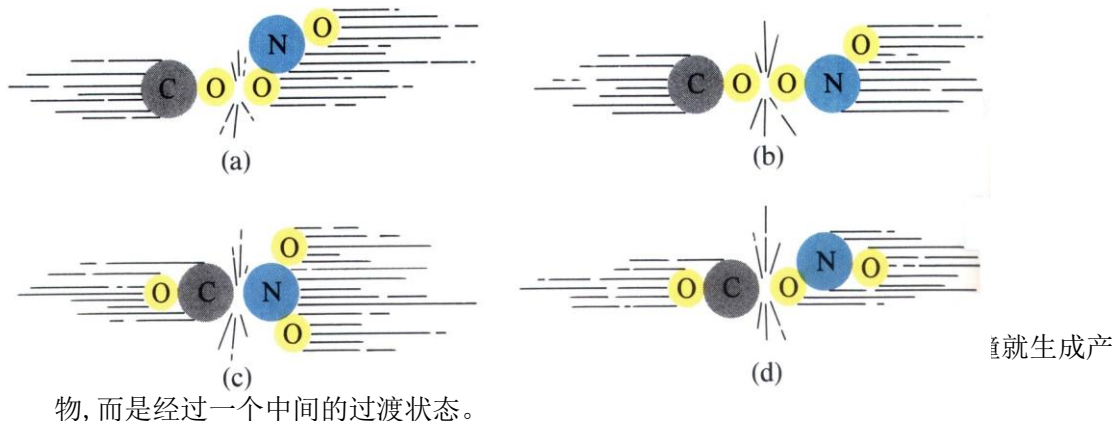
有效碰撞： 1、能量足够 2、方向合适

缺点：把分子间的复杂作用简单地看成是机械的碰撞，忽视了化学反应的特性。

反应： $H_2O(g) + CO(g) \rightarrow H_2(g) + CO_2(g)$ ，只有当高能量 CO 中的 C 原子与高能量 H₂O 中的 O 原子靠近，并且沿着 C—O···O—H 直线方向碰撞，才能发生反应：

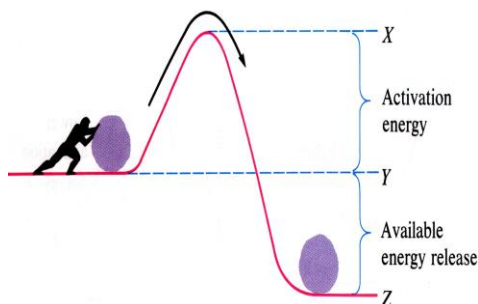


[思考题] 对于反应 $NO_2 + CO \rightarrow NO + CO_2$ 哪个是有效碰撞呢？ (a) 弹性碰撞



✚ **活化分子**：只有少数能量足够高的分子碰撞后才能发生反应，这样的分子称为活化分子。

✚ **活化能**：反应物与活化络合物之间的能量差，或发生反应必须越过的能垒。



3. 影响化学反应速率的因素

- 内因：毫无疑问，反应速率首先决定于反应物本身的性质。
- 外因：浓度、温度、催化剂、接触面积。

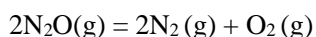
A. 浓度对化学反应速率的影响：

- ✚ 大量的实验证明：在一定温度下，增大反应物的浓度，大都使反应速率加快。
- ✚ 碰撞理论认为：增加反应物浓度时，活化分子总数增多，使单位时间内反应物分子发生有效碰撞机会增多，从而加快反应速率。

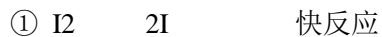
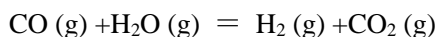
a. 基元反应与非基元反应

反应机理（反应历程）：一个化学反应所经历的途径或具体步骤。

※ 基元反应：由反应物微粒(分子、原子、离子或自由基)一步直接生成产物的反应称为基元反应。



反应 $\text{H}_2 + \text{I}_2 = 2\text{HI}$ 是由两步组成的



由两个或两个以上的基元反应组成的化学反应，叫总反应。

b. 质量作用定律（反应速率方程）

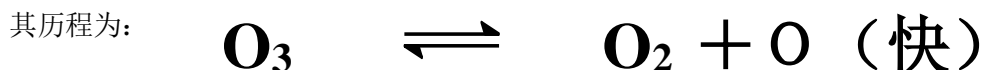
反应速率与各反应组分的浓度密切相关，人们总结出其影响规律：

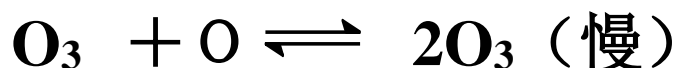
质量作用定律：在恒温下，基元反应的速率正比于各反应物浓度幂的乘积，各浓度幂中的指数等于基元反应方程中各相应反应物的系数。

对于基元反应： $a\text{A} + b\text{B} = g\text{G} + h\text{H}$ ：

$$v = kC_A^a C_B^b$$

[思考题] 对臭氧转变成氧的反应：





适合此历程的速率方程是什么？

- a. $k_c(\text{O}_3)^2$ b. $k_c(\text{O}_3)c(\text{O})$ c. $k_c(\text{O}_3)^2c(\text{O}_2)$ d. $k_c(\text{O}_3)^2c(\text{O}_2)^{-1}$

c. 反应级数的概念

在速率方程中，各反应物浓度的指数，称为该反应物的级数，所有反应物的级数之和，称为该反应的总级数 (n)。

对于基元反应: $a\text{A} + b\text{B} = g\text{G} + h\text{H}$, $v = kC_A^a C_B^b$

该反应对于 A 来说，属 a 级反应，对于 B 来说，属 b 级反应，该反应的总级数 $n = a + b$ 。

质量作用定律仅适用于基元反应，故非基元反应的复杂反应的速率方程都由实验确定。

例如: $a\text{A} + b\text{B} + c\text{C} + \dots = \text{P}$

其反应速率方程具有反应物浓度幂乘积的形式: $2\text{SO}_2 + \text{O}_2 \xrightarrow[\text{高温 高压}]{\text{催化剂}} 2\text{SO}_3$

$$n = \alpha + \beta + \gamma + \dots$$

化学方程式	速率方程	反应级数
$2\text{N}_2\text{O} = 2\text{N}_2 + \text{O}_2$	$v = k C_{\text{N}_2\text{O}}^2 = k$	0
$2\text{H}_2\text{O}_2 = 2\text{H}_2\text{O} + \text{O}_2$	$v = k C_{\text{H}_2\text{O}_2}$	1
$\text{H}_2 + \text{Cl}_2 = 2\text{HCl}$	$v = k C_{\text{H}_2} C_{\text{Cl}_2}^{1/2}$	3/2
$\text{H}_2 + \text{I}_2 = 2\text{HI}$	$v = k C_{\text{H}_2} C_{\text{I}_2}$	2
$2\text{H}_2 + 2\text{NO} = \text{N}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$	$v = k C_{\text{H}_2} C_{\text{NO}}^2$	3

因此，反应级数可以为整数、零，也可以是分数。

B. 温度对化学反应速率的影响

[引入] 例：天气炎热时，食物易变质，而把食物储藏于冰箱中，则不易变质。

假定某一反应的温度系数为 2，则 100℃时的反应速率将为 0℃时的 = 1024 倍，即在 0℃时

需要 7 天多完成的反应在 100℃时 10 分钟就能完成。

a. 范霍夫 (van' t Hoff) 近似规律:

范霍夫根据大量的实验数据总结出一条经验规律温度每升高 10 K，反应速率近似增加 2~4

倍: $\frac{k_{t+10}}{k_t} = 2 \sim 4$

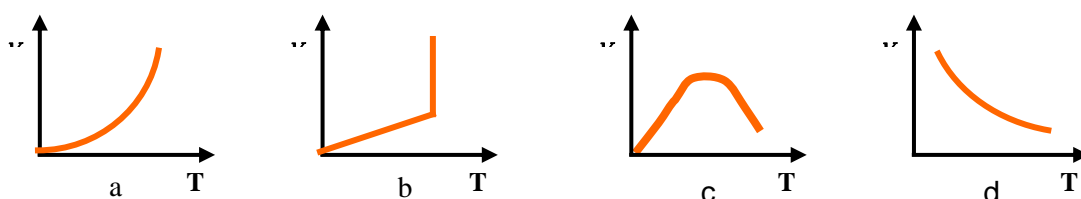
范霍夫经验规律可以用来估计温度对反应速率的影响。但不够精确,且物理意义也不明确。

b. 阿仑尼乌斯根据大量的实验数据,又提出了著名的阿仑尼乌斯经验公式。

$$k = Ae^{-\frac{E_a}{RT}}$$

[拓展知识]

温度对化学反应速率的影响,就是温度对 k 的影响,一般来说,温度升高,反应加快。但温度对反应速率的影响是相当复杂的:

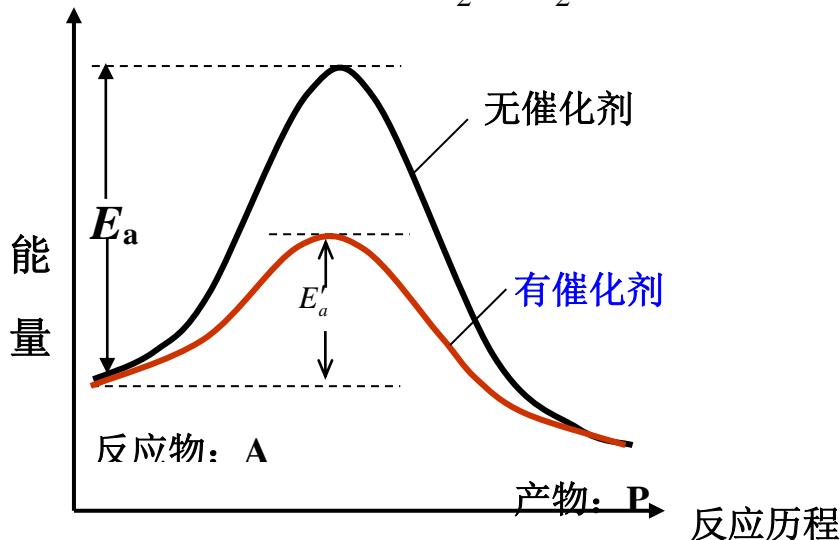


c. 催化剂对化学反应速率的影响
 常见反应 爆炸反应

酶催化反应

特殊反应

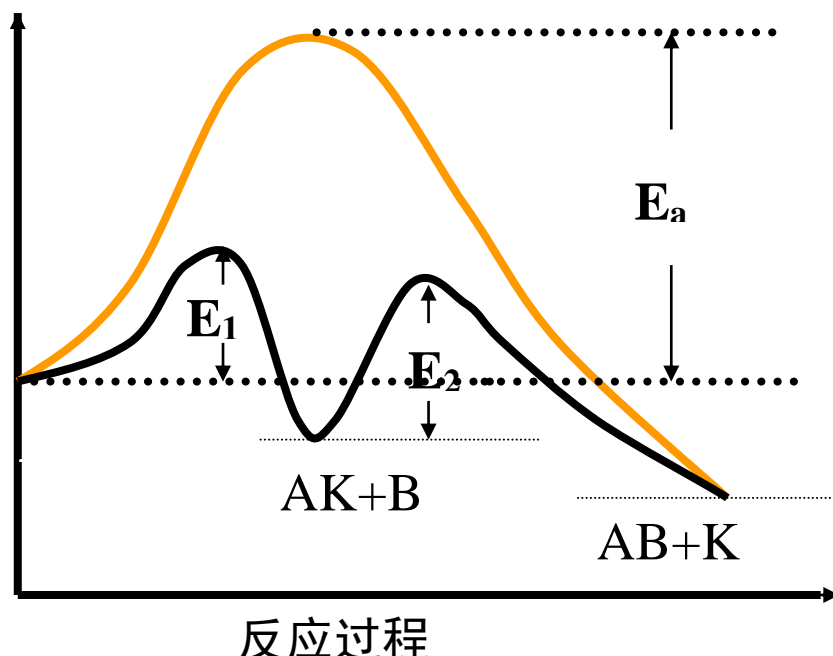
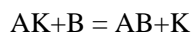
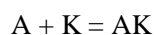
催化剂: 一种或多种少量的物质,能使化学反应的速率显著增大,而这些物质本身在反应后的数量及化学性质都不改变。这种现象称为催化作用。起催化作用的物质称为催化剂。



催化剂降低反应活化能示意图

催化机理: 由图可见, 催化剂能改变反应途径, 降低反应的活化能, 从而加快反应速度。

- a、改变反应途径，降低活化能。
 b、催化剂参加反应，生成不稳定的中间产物，中间产物再反应生成产物和原来的催化剂：



催化剂催化作用的基本特征：

- ✚ 催化剂参与了化学反应，但在反应前后的数量及化学性质不变。
- ✚ 催化剂只能缩短反应达平衡的时间，不能改变平衡常数的数值。
- ✚ 催化剂有选择性。
- ✚ 催化剂不能启动反应，只能加速反应。
- ✚ 许多催化剂对杂质很敏感。

[课后习题]

- 1、催化剂的特征之一是（ ）。

A: 加快反应速率，改变化学平衡	B: 加快反应速率，不改变化学平衡
C: 减慢反应速率，改变化学平衡	D: 减慢反应速率，不改变化学平衡
- 2、质量作用定律适用于（ ）。

A: 酸碱中和反应	B: 基元反应	C: 吸热反应	D: 放热反应
-----------	---------	---------	---------
- 3、反应的活化能越大，反应速度（ ）。

A: 越快	B: 不变	C: 越慢	D: 无法确定
-------	-------	-------	---------
- 4、在复杂反应中，控制总反应速率的是（ ）。

A: 最快的一步 B: 最慢的一步 C: 其中的一步 D: 每一步

5. 下列说法是否正确? 为什么?

(1) 质量作用定律是一个普遍的规律, 适用于一切化学反应。 ()

(2) 反应速率常数与温度有关, 而与物质的浓度无关。 ()

(3) 在一定温度下, 反应的活化能越大, 其反应速率也越大。 ()

(4) 分步进行的化学反应, 总反应的速率取决于最慢一步的反应速率 ()

(5) 温度的变化总是对放热反应的反应速率影响较大。 ()

(6) 在可逆反应中, 吸热反应的活化能总是大于放热反应的活化能 ()

授课日期

教案编号 6

课程名称	无机化学	专业班级	石化 251 (3+)、252
教材名称	无机化学 华中科技大学出版社		
授课题目	化学平衡与化学平衡的移动		
授课学时	2 节 (√); 3 节 (); 其它 ()		
课 型	理论 (√); 实验 (); 见习 (); 实训 (); 其它 ()		
教学目的	3. 掌握化学平衡的概念和特征 4. 掌握平衡常数的概念及其表达式的书写 5. 熟练掌握影响化学平衡移动的因素		
教学重点	化学平衡常数及影响化学平衡移动的因素		
教学难点	浓度、压力、温度及催化剂对化学平衡移动的影响及平衡移动原理的理解。		
教学方法	讲授 (√); 讨论 (); 指导 (); 示教 (); 其它 ()		
电子教案	有 (√)	Microsoft PowerPoint (√); Author ware (); 其它 ()	

	无 ()
教学资源	多媒体 (√); 模型 (); 标本 (); 实物 (); 音像 (); 其它 ()
教学过程 时间安排	3.4.1 可逆反应与化学平衡 20' 3.4.2 平衡常数 10' 3.4.3 平衡常数与平衡转化率 15' 3.5.1 浓度或分压对化学平衡的影响 15' 3.5.2 压力对化学平衡的影响 15' 3.5.3 温度对化学平衡的影响 5' 3.5.4 催化剂对化学平衡的影响 5' 3.5.5 平衡移动的原理-吕*查德里原理 5'
思考题	见教案中[思考题]
作业	预习下一节内容
教学后记	讲课后评: 部分学生对化学平衡移动的影响因素掌握的不扎实。 课后需多做练习

化学平衡与化学平衡的移动（2 学时）

授课老师：陈乔彬

[教学要求]

1. 掌握化学平衡的概念和特征
2. 掌握平衡常数的概念及其表达式的书写
3. 熟练掌握影响化学平衡移动的因素

[教学重点]

本节重点讲授化学平衡常数的概念及影响化学平衡移动的因素。

[教学难点]

本章难点内容：浓度或分压、温度、催化剂对化学反应平衡移动的影响。

[基本概念]

可逆反应与化学平衡；平衡常数；平衡转化率；平衡移动原理

[授课要点]

[引入]

高炉炼铁的主要反应为：



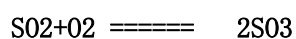
在 19 世纪后期，人们发现从炼铁高炉的炉口排出的尾气中含有一定量的 CO。有的工程师认为，这是由于 CO 与铁矿石接触时间不够长的原因。于是在英国耗费了大量资金建造了一个高大的炼铁高炉，以增加 CO 和 Fe₂O₃ 的接触时间。可后来发现，用这个高炉炼铁，排出的高炉气中 CO 的含量并未减少。这是为什么呢？

1 . 可逆反应与化学平衡

A. 可逆反应

定义：可逆反应：在*同一条件*下既可向正反应方向进行又可向逆反应方向进行的反应。

高温、高压



催化剂

→ 正反应方向; v 正; 此时反应物_____

← 逆反应方向; v 逆; 此时反应物_____

不可逆反应: $2\text{KClO}_3 \rightarrow 2\text{KCl} + 3\text{O}_2 \uparrow$

II 事实上, 大部分化学反应都是可逆反应。只不过有的逆方向较弱, 不太明显; 而有的逆方向很强, 表现为明显的可逆反应。因此, 研究可逆反应的规律具有十分重要的意义。

[练习题]

下列为可逆反应的是

A 氢气与氧气点燃可化合成水, 水电解可生成氢气和氧气, 因此氢气与氧气的反应是可逆反应。

B 在催化剂的作用下, 二氧化硫与氧气反应生成三氧化硫的同时, 三氧化硫又有分解。

C 碳酸钙在高温下分解生成氧化钙和二氧化碳, 氧化钙和二氧化碳在常温下生成碳酸钙, 因此这二个反应互为可逆反应。

注: 只有在“同一条件下”同时进行的才互为可逆反应。

[思考题]

可逆反应能进行彻底吗? 即 2mol SO_2 与 1mol O_2 在催化剂的作用下最终能得到 2mol SO_3 吗?

(1) 开始时刻各物质浓度, 正、逆反应速率如何?

$c(\text{SO}_2)$ 、 $c(\text{O}_2)$ 最大, $c(\text{SO}_3)=0$ $v(\text{正})$ 最大, $v(\text{逆})=0$

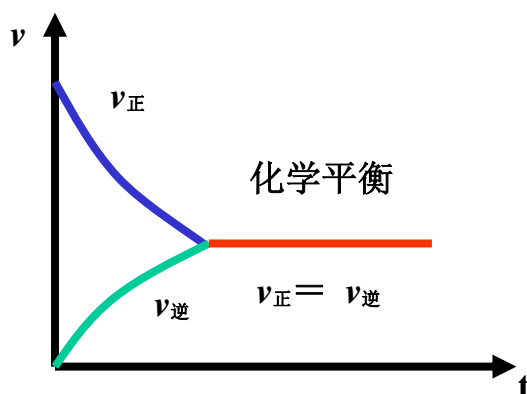
(2) 随着反应进行又有什么特征?

$c(\text{SO}_2) \downarrow$ $c(\text{O}_2) \downarrow$ $c(\text{SO}_3) \uparrow$; $v(\text{正}) \downarrow$ $v(\text{逆}) \uparrow$

(3) 一段时间后有什么特征?

$v(\text{正})=v(\text{逆})$ $c(\text{SO}_2)$ 、 $c(\text{O}_2)$ 、 $c(\text{SO}_3)$ 均不再变化

化学平衡:



B. 化学平衡状态

定义：可逆反应在一定条件下进行到一定程度时，正反应速率与逆反应速率相等，反应物和生成物的浓度不再随时间发生变化的状态。

研究对象：可逆反应

平衡前提：一定条件下，（即外部条件如 C、P、T 等）

平衡特征：定：化学平衡状态时， $v_{\text{正}} = v_{\text{逆}}$ ，一定温度下，平衡状态体现该条件下反应进行的最大限度。

动：动态平衡： $V(\text{正}) = V(\text{逆}) \neq 0$

变：条件改变 \rightarrow 平衡改变

化学平衡状态：

[研究素材] 在恒温压的条件下，有人将一定质量的蔗糖粒放入它的饱和水溶液中，过了一天之后再来看时，发现许多小的颗粒不见了，而大的颗粒变得更大，取出干燥后称量，发现质量却与原来一样。

- 这里有二个相反过程：溶解和结晶。
- 为什么固体的总质量没变？
- 在饱和溶液中这二个相反过程停止了吗？

化学平衡状态的标志：

(1) $v_{\text{正}} = v_{\text{逆}}$ （本质特征）

- 同一种物质：该物质的生成速率等于它的消耗速率。
- 不同的物质：速率之比等于方程式中各物质的计量数之比，但必须是不同方向的速率。

(2) 各组分的含量保持不变（外部表现）：

[练习题]

下列说法可以证明反应

$\text{N}_2 + 3\text{H}_2 \rightleftharpoons 2\text{NH}_3$ 已达平衡状态的是

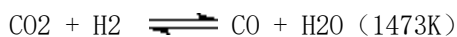
- 1 个 $\text{N} \equiv \text{N}$ 键断裂的同时，有 3 个 $\text{H}-\text{H}$ 键形成
- 1 个 $\text{N} \equiv \text{N}$ 键断裂的同时，有 3 个 $\text{H}-\text{H}$ 键断裂
- 1 个 $\text{N} \equiv \text{N}$ 键断裂的同时，有 6 个 $\text{N}-\text{H}$ 键断裂
- 1 个 $\text{N} \equiv \text{N}$ 键断裂的同时，有 6 个 $\text{N}-\text{H}$ 键形成

当可逆反应 $2\text{SO}_2 + \text{O}_2 \rightleftharpoons 2\text{SO}_3$ 达平衡时，通入 SO_2 ，再次平衡时， SO_2 存在于

- A. SO_3 O_2 B. SO_2 SO_3
 C. SO_2 O_2 D. SO_2 O_2 SO_3

2. 平衡常数

A. 标准平衡常数 K^θ



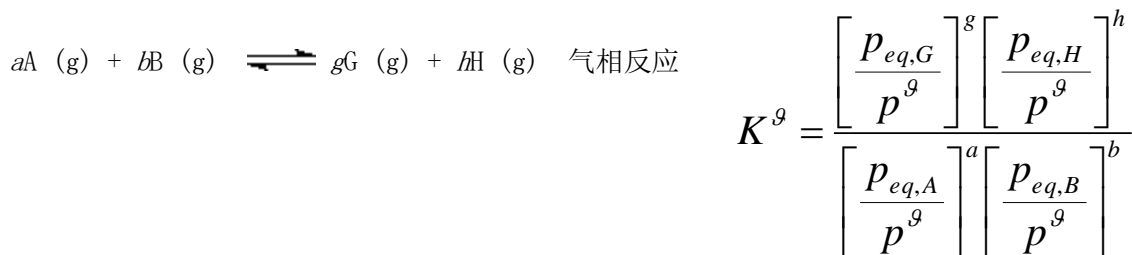
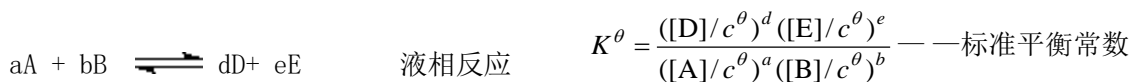
编号	起始浓度 / $\text{mol} \cdot \text{dm}^{-3}$				平衡浓度 / $\text{mol} \cdot \text{dm}^{-3}$				$\frac{[\text{CO}][\text{H}_2\text{O}]}{[\text{CO}_2][\text{H}_2]}$
	CO_2	H_2	CO	H_2O	CO_2	H_2	CO	H_2O	
1	0.01	0.01	0	0	0.004	0.004	0.006	0.006	2.3
2	0.01	0.02	0	0	0.0022	0.0122	0.0078	0.0078	2.3
3	0.01	0.01	0.001	0	0.0041	0.0041	0.0069	0.0059	2.4
4	0	0	0.02	0.02	0.0082	0.0082	0.0118	0.0118	2.2

$$\frac{[\text{CO}][\text{H}_2\text{O}]}{[\text{CO}_2][\text{H}_2]} = \text{恒定值}$$

化学平衡定律：在一定温度下，可逆反应达平衡时，生成物的浓度以反应方程式中计量系数为指数幂的乘积与反应物的浓度以反应方程式中计量系数为指数幂的乘积之比是一个常数。

相对平衡浓度：
$$\frac{\text{平衡浓度}}{\text{标准态浓度}} = \frac{[]}{c^\theta (=1\text{mol} \cdot \text{L}^{-1})}$$

相对平衡分压：
$$\frac{\text{平衡分压}}{\text{标准态压力}} = \frac{P_{\text{eq}}}{p^\theta (=1.00 \times 10^5 \text{Pa})}$$



★ 标准平衡常数是一定温度下，化学反应可能进行的最大限度的量度。

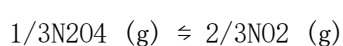
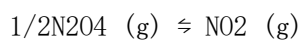
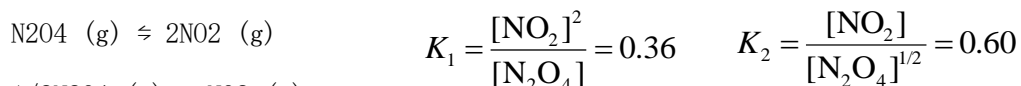
$K^\theta \uparrow$, [产物] \uparrow , 化学反应向右进行得越彻底。

★ K^θ 只与反应的本性和温度有关，与浓度或分压无关。温度不同， K^θ 不同。

B. 书写和应用标准平衡常数表达式的注意事项

a 纯固体, 液体和稀溶液中水的浓度不写入 K^θ 的表达式;

b. K^θ 值与反应方程式的写法有关, 例: 在 373K 时,



$$K_3 = \frac{[\text{NO}_2]^{2/3}}{[\text{N}_2\text{O}_4]^{1/3}} = 0.72$$

$$K_1 = (K_2)^2 = (K_3)^3$$

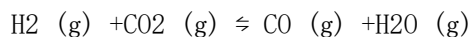
方程式的配平系数扩大 n 倍时, 平衡常数将变为 K^n 。

c. 逆反应的平衡常数与正反应的平衡常数互为倒数。

$$K^{\text{正}} \times K^{\text{逆}} = 1$$

3. 平衡转化率

● 定义: 转化率就是反应物转化为产物的百分数



起始浓度: 0.02 0.02 0 0 mol/L

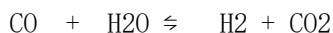
平衡浓度: 0.005 0.005 0.015 0.015 mol/L

转化浓度: 0.015 0.015 mol/L

$$\text{转化率} = \frac{0.015}{0.02} \times 100\% = 75\%$$

[例题] 反应 $\text{CO} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_2 + \text{CO}_2$, 在温度 T 时, $K=9$, CO 和 H_2O 的起始浓度均为 0.02 mol.L⁻¹, 求 CO 平衡转化率。

解: 设消耗了 CO 的浓度为 x mol.L⁻¹



起始浓度 0.02 0.02 0 0 mol.L⁻¹

平衡浓度 0.02-x 0.02-x x x mol.L⁻¹

$$K = \frac{[\text{H}_2][\text{CO}_2]}{[\text{CO}][\text{H}_2\text{O}]} = \frac{x \cdot x}{(0.02-x)(0.02-x)} = 9$$

$$x = 0.015 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}, [\text{H}_2] = [\text{CO}_2] = 0.015 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$$

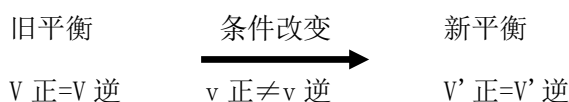
转化率为: $(0.015 / 0.02) \times 100\% = 75\%$

≥同理, 可求得当 $K=4$ 和 $K=1$ 时, CO 转化率分别为 67% 和 50%。所以, K 越大, 转化率越大。

4. 化学平衡的移动

● 定义: 改变外界条件, 破坏原有的平衡状态, 建立起新的平衡状态的过程。

移动的原因: 外界条件发生变化。



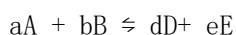
移动的方向: 注意: 移动的方向: 由 $v_{\text{正}}$ 和 $v_{\text{逆}}$ 的相对大小决定。

①若 $v_{\text{正}} > v_{\text{逆}}$, 平衡向正反应方向移动。

②若 $v_{\text{正}} = v_{\text{逆}}$, 平衡不移动。

③若 $v_{\text{正}} < v_{\text{逆}}$, 平衡向逆反应方向移动。

5. 影响化学反应速率的因素



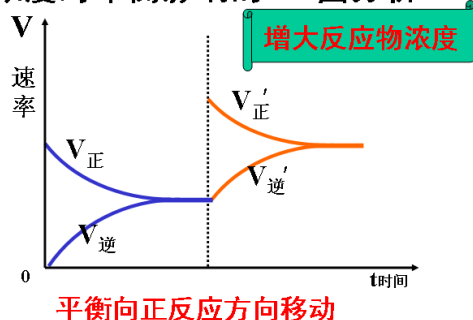
$$K^\theta = \frac{([\text{D}]/c^\theta)^d ([\text{E}]/c^\theta)^e}{([\text{A}]/c^\theta)^a ([\text{B}]/c^\theta)^b} = \frac{(c_{\text{D}}/c^\theta)^d (c_{\text{E}}/c^\theta)^e}{(c_{\text{A}}/c^\theta)^a (c_{\text{B}}/c^\theta)^b} = Q$$

↑ 反应物浓度或 ↓ 产物浓度, $Q \downarrow$, $Q < K^\theta$, 平衡 → 正, 直到 $Q = K^\theta$, 达到新的平衡。

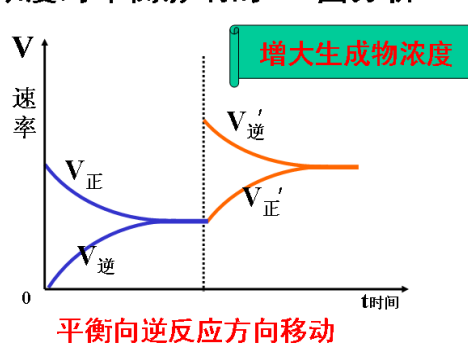
在平衡体系中, 增大 (或减小) 某物质的浓度, 平衡就向减小 (或增大) 该物质浓度的方向移动。

A. 浓度对平衡影响

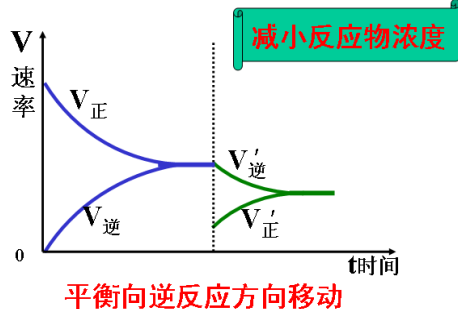
浓度对平衡影响的v-t图分析1



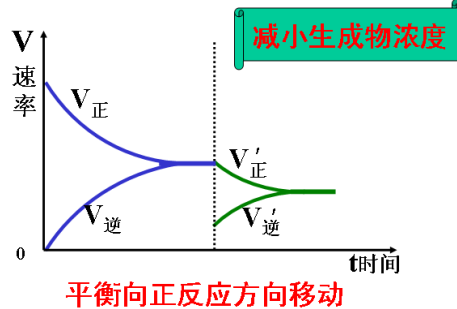
浓度对平衡影响的v-t图分析2



浓度对平衡影响的v-t图分析3

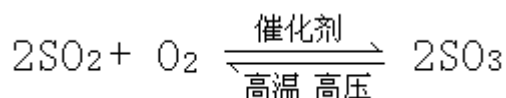


浓度对平衡影响的v-t图分析4



[练习]

浓度的影响在实际中的应用



工业上制取硫酸的过程中，有一重要的反应：

在实际生产过程中，常用过量的空气与成本较高的 SO_2 作用，为什么？

a. 可逆反应中，为尽可能利用某一反应物，用过量的另一种反应物和它作用，可以使该某反应物的转化率增大。

例：工业制硫酸， $\text{SO}_2 + \text{O}_2 \rightleftharpoons 2\text{SO}_3$

b. 不断将生成物从反应体系中分离出来，则平衡不断向生成物方向移动。

例：氢气和四氧化三铁反应，生成的水蒸气不断从反应体系中移去，四氧化三铁可以全部转化成铁。 $\text{Fe}_3\text{O}_4 + 4\text{H}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 3\text{Fe} + 4\text{H}_2\text{O}(\text{g})$

B. 压力对化学平衡的影响

可逆反应 $a\text{A} + b\text{B} \rightleftharpoons d\text{D} + e\text{E}$ ：

$$K^\theta = \frac{(p_{eq,D}/p^\theta)^d (p_{eq,E}/p^\theta)^e}{(p_{eq,A}/p^\theta)^a (p_{eq,B}/p^\theta)^b} \quad Q = \frac{(p_D/p^\theta)^d (p_E/p^\theta)^e}{(p_A/p^\theta)^a (p_B/p^\theta)^b}$$

➡ 增大反应物分压或减少产物分压，平衡向正向移动。

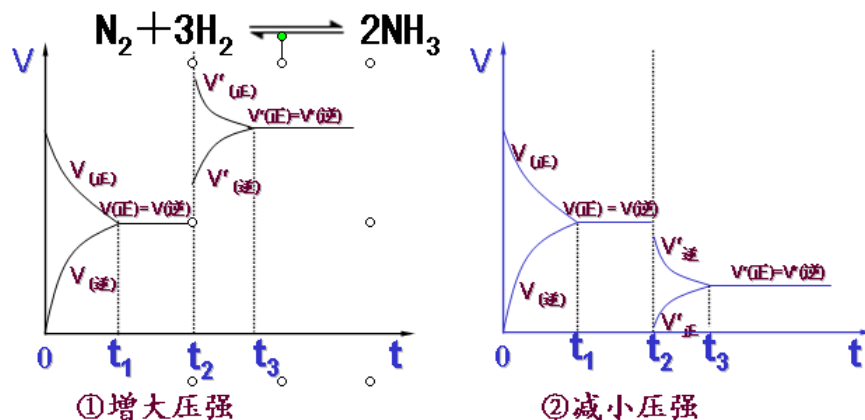
➡ 减少反应物分压或增大产物分压，平衡向逆向移动。

➡ 改变平衡体系的总压力时：(1) 若 $a+b=d+e$ ，平衡不移动；

(2) 若 $a+b \neq d+e$ ，

$p_{\text{总}} \uparrow$ ，平衡向气体分子数目减少的方向移动；

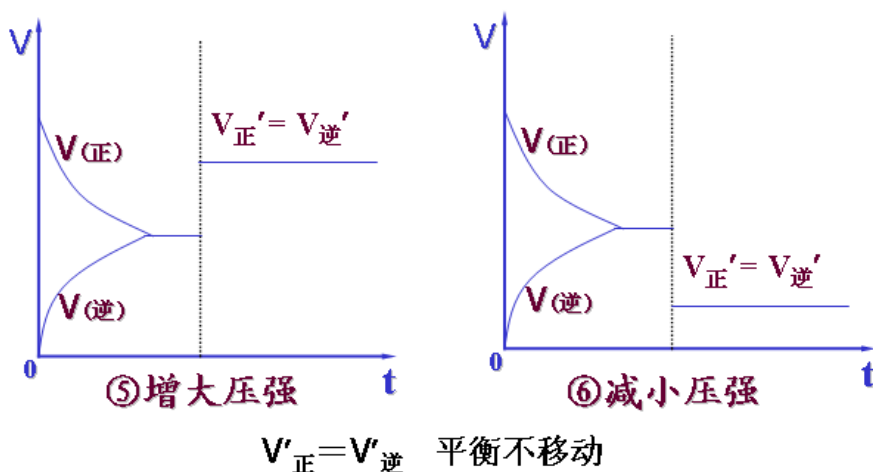
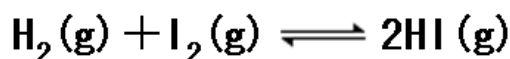
$p_{\text{总}} \downarrow$ ，平衡向气体分子数目增多的方向移动。



结论： 增加压强可使平衡向气体减小的方向移动；
减小压强可使平衡向气体体积增大的方向移动。

压强引起平衡移动的v-t图分析

对于反应前后气体分子数目不变的反应



压强引起平衡移动的相关v-t图分析

注意：充入“惰性气体”

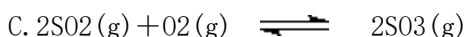
- a 恒压 当成“减压”
- b 恒容 速率不变，平衡不移动

[练习题]

1. 某一化学反应，反应物和生成物都是气体，改变下列条件一定能使化学平衡向正反应方向移动的是 ()

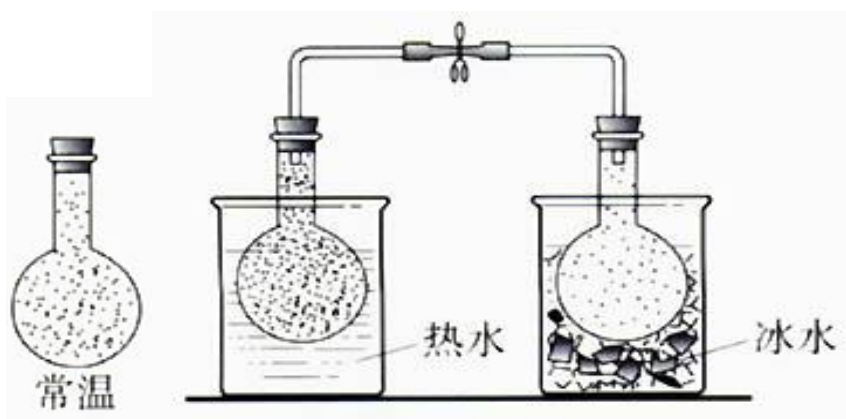
- A. 增大反应物浓度 B. 减小反应容器的体积
C. 增大生成物浓度 D. 升高反应温度

2. 压强变化不会使下列化学反应的平衡发生移动的是 ()



C. 温度对化学平衡的影响

[探究]



$$\begin{aligned} \Delta_r G_m^\ominus &= -RT \ln K^\ominus \\ \Delta_r G_m^\ominus &= \Delta_r H_m^\ominus - T\Delta_r S_m^\ominus \end{aligned} \quad \Rightarrow \quad \ln K^\ominus = -\frac{\Delta_r H_m^\ominus}{RT} + \frac{\Delta_r S_m^\ominus}{R}$$

结论：大量实验研究表明，在其他条件不变的情况下，

升高温度，化学平衡向吸热反应方向移动；降低温度，化学平衡向放热反应方向移动。

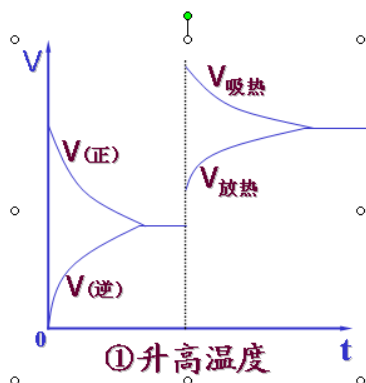
注意：温度的变化一定会影响化学平衡，使平衡发生移动

温度的改变对正逆反应速率都会产生影响，但影响的程度不同，温度的变化对吸热反应的速率比放热反应的速率影响大。

具体表现：升高温度，正、逆反应速率都增大，但增大的倍数不一样，吸热反应增大的倍数大。

降低温度，正、逆反应速率都减小，但降低的倍数不一样，吸热反应降低的倍数大。

温度变化对化学平衡的影响



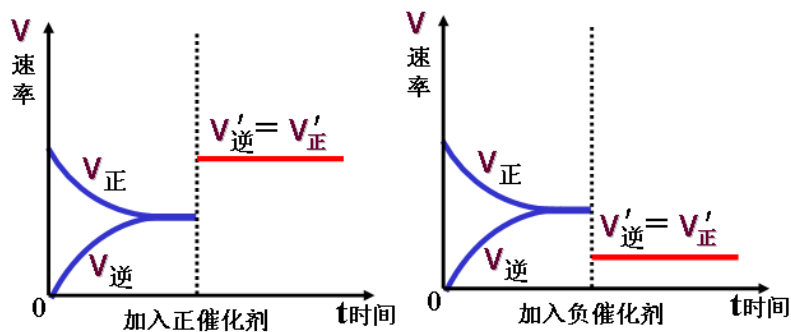
结论：其他条件不变，升高温度平衡向吸热反应方向移动

温度引起平衡移动的相关v-t图分析

C. 催化剂对化学平衡的影响

催化剂降低了反应的活化能，正反应的活化能降低，逆反应的活化能也降低，正反应的活化分子百分数增加几倍，逆反应的活化分子百分数也增加几倍，正逆反应速率增加的倍数相等，加催化剂，不能使平衡发生移动，只影响到达平衡的时间。

使用催化剂对化学平衡的影响



- ❖ 催化剂同等程度的改变正、逆反应速率 ($V_{正} = V_{逆}$)
- ❖ 使用催化剂，对化学平衡无影响。
- ❖ 正催化剂能缩短平衡到达的时间

❖ 化学平衡移动原理——勒夏特列原理

如果改变影响平衡的一个条件（如浓度、温度、或压强等），平衡就向能够减弱这种改变的方向移动。

注意：

- ①是“减弱”这种改变，不是“消除”这种改变
- ②勒夏特列原理适用于任何动态平衡体系（如：溶解平衡、电离平衡、沉淀平衡、水解平衡等），未平衡状态不能用此来分析
- ③平衡移动原理只能用来判断平衡移动方向，但不能用来判断建立平衡所需时间。

授课日期

教案编号 7

课程名称	无机化学	专业班级	石化 251 (3+)、252
教材名称	无机化学 华中科技大学出版社		
授课题目	水的解离和溶液的 pH		
授课学时	2 节 (<input checked="" type="checkbox"/>); 3 节 (); 其它 ()		
课 型	理论 (<input checked="" type="checkbox"/>); 实验 (); 见习 (); 实训 (); 其它 ()		
教学目的	1. 理解水的离子积和溶液的 pH 基本概念 2. 熟练掌握强酸强碱溶液的 pH 值计算 3. 熟悉 pH 值的测定方法 4. 理解解离常数和解离度的概念		
教学重点	水的解离平衡和溶液的酸性、PH 的计算方法以及测定方法。		
教学难点	PH 的计算。。		
教学方法	讲授 (<input checked="" type="checkbox"/>); 讨论 (); 指导 (); 示教 (); 其它 ()		
电子教案	有 (<input checked="" type="checkbox"/>)	Microsoft PowerPoint (<input checked="" type="checkbox"/>); Author ware (); 其它 ()	
	无 ()		
教学资源	多媒体 (<input checked="" type="checkbox"/>); 模型 (); 标本 (); 实物 (); 音像 (); 其它 ()		
教学过程 时间安排	4.1.1 基础知识回顾和水的解离平衡 40' 4.1.2 溶液的酸碱性 and pH 25' 4.1.3 酸碱指示剂 15'		
思考题	见教案中 [思考题]		
作 业	预习下一节内容		
教学后记	讲课后评: 由于此行政班级大部分为文科生, 所以化学基础较差, 从初中及高中化学知识的引入讲解这节, 学生掌握起来比较容易, 但是对于水溶液电离平衡中, 氢离子和氢氧根离子的离子积运用不熟练。		

水的解离和溶液的 pH (2 学时)

授课老师: 陈乔彬

[教学要求]

1. 理解水的离子积和溶液的 pH 基本概念
2. 熟练掌握强酸强碱溶液的 pH 值计算
3. 熟悉 pH 值的测定方法
4. 理解解离常数和解离度的概念

[教学重点]

本节重点讲授水的解离平衡和溶液的酸碱性、PH 的计算方法以及测定方法。

[教学难点]

本章难点内容: PH 的计算。

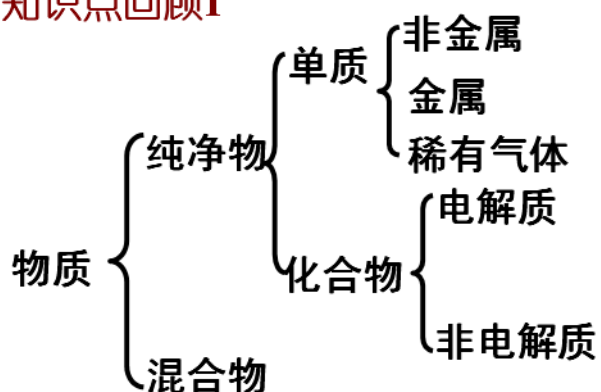
[基本概念]

标准平衡常速; PH; 酸碱指示剂。

[授课要点]

[引入]

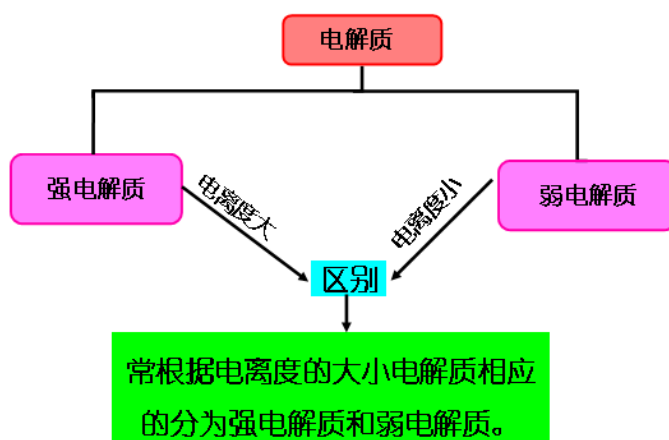
知识点回顾1



不是电解质的物质:

单质、混合物、非电解质

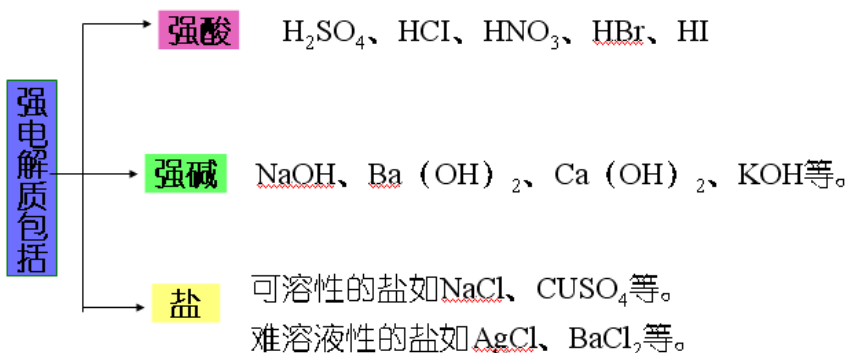
知识点回顾2



知识点回顾3

在水溶液中或在熔化状态下能导电的化合物叫做**电解质**。

(1) 强电解质：在水溶液中能**全部离解**成离子的电解质



(2) 弱电解质：

在水溶液中**只有一部分离解**的电解质叫做弱电解质。

↓
是一个可逆过程

(3) 电离：

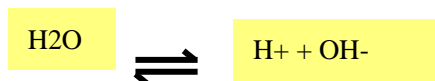
电解质在水溶液中或在熔化状态下，分离成为离子的过程叫电离。

★注：电离过程在水溶液中或在热的作用下发生的，并非通电后引起的。

1. 水的电离和溶液的 pH

水是一种极弱的电解质，绝大部分以水分子形式存在，仅能离解出极少量的H⁺ 和OH⁻。实验表明，纯水也有微弱的导电性。

A. 水的解离平衡



$$K^\ominus = \frac{\{c(\text{H}^+)/c^\ominus\} \cdot \{c(\text{OH}^-)/c^\ominus\}}{\{c(\text{H}_2\text{O})/c^\ominus\}} = \frac{c'(\text{H}^+) \cdot c'(\text{OH}^-)}{c'(\text{H}_2\text{O})}$$

式中 c' 为物种浓度 c 与标准浓度 c^\ominus 的比值，其量纲为1；而 c 的量纲为 $\text{mol}\cdot\text{L}^{-1}$ 。

B. 水的离子积

因为水的浓度为：

$$c(\text{H}_2\text{O}) = (1000\text{g} \cdot \text{L}^{-1}) / (18.0\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}) = 55.6 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

$$\text{所以: } K_W^\ominus = K^\ominus \cdot c'(\text{H}_2\text{O}) = c'(\text{H}^+) \cdot c'(\text{OH}^-)$$

∵H₂O 的电离极弱，电离的水分子数与总的水分子数相比微不足道，故水的浓度可视为常数，合并入平衡常数。

$$\therefore [\text{H}^+][\text{OH}^-] = K[\text{H}_2\text{O}] = K_w$$

K_w : 常数

在 25°C时, $K_W^\ominus = 1.00 \times 10^{-14}$ -----水的离子积常数

意义：在纯水或稀水溶液中，H⁺与OH⁻浓度的乘积为一常数。

表 1 不同温度下水的离子积

T/K	K_w
273	1.139×10^{-15}
295	1.000×10^{-14}
★ 298	1.008×10^{-14}
323	5.474×10^{-14}
373	5.51×10^{-13}

K_w^\ominus 是温度的函数 温度 ↑ K_w^\ominus ↑

水的解离是吸热反应

2. 溶液的酸碱性和 pH

A. 溶液的酸碱性和 pH 值



定 T 下达平衡时: $\{c(\text{H}^+)/c\} \cdot \{c(\text{OH}^-)/c\} = K(\text{H}_2\text{O}) = K_w$

在 25°C 时, $K_w = 1.00 \times 10^{-14}$

酸性溶液: $c(\text{H}^+) > 1 \times 10^{-7} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} > c(\text{OH}^-)$

中性溶液: $c(\text{H}^+) = 1 \times 10^{-7} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} = c(\text{OH}^-)$

碱性溶液: $c(\text{H}^+) < 1 \times 10^{-7} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} < c(\text{OH}^-)$

● **定义:** pH 的定义: 溶液中氢离子浓度的负对数叫做 pH 值。

$$\text{pH} = -\lg\{c(\text{H}^+)/c\}$$

$$\text{pOH} = -\lg\{c(\text{OH}^-)/c\}$$

$$298.15\text{K 时: } \{c(\text{H}^+)/c\} \cdot \{c(\text{OH}^-)/c\} = 1 \times 10^{-14}$$

对上式两边取负对数得: $\text{pH} + \text{pOH} = 14$

酸性溶液: $\text{pH} < 7$;

中性溶液: $\text{pH} = 7$;

碱性溶液: $\text{pH} > 7$ 。

B. 对纯水或在纯水中加入酸、碱或其它物 (浓度较稀) 都适用

在纯水中加入酸, $[\text{H}^+] \uparrow$, $[\text{OH}^-] \downarrow$

在纯水中加入碱, $[\text{OH}^-] \uparrow$, $[\text{H}^+] \downarrow$

而 $[\text{H}^+][\text{OH}^-] = K_w$ 不变

[思考题] 1. 已知 $[\text{H}^+] = 5.6 \times 10^{-5} \text{ mol/L}$, 则 $\text{pH} = ?$

2. 已知 $\text{pH} = 0.25$, 则 $[\text{H}^+] = ?$

3. $0.050 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ 的 HCl 溶液的 pH 和 pOH.



[生活中的实例]

人血液	7.35~7.45	牛奶	6.5
雨	5.7	番茄汁	4.2
葡萄酒	3.4	柠檬汁	2.4
胃液	1.0~3.0	眼泪	7.4

肉类新鲜程度会引起pH发生相应的变化，变化关系如表：

名称	新鲜肉	次鲜肉	变质肉
pH	5.8-6.2	6.3-6.6	>6.7

3. 酸碱指示剂

● 是一种有机染料，为有机弱酸或弱碱，它们的分子或离子在不同的PH值时，因为本身结构变化而呈现不同的颜色。

常见指示剂的变色范围

指示剂	变色范围	酸色	过渡色	碱色
甲基橙	3.1-4.4	红	橙	黄
甲基红	4.4-6.2	红	橙	黄
石蕊	5.0-8.0	红	紫	蓝
酚酞	8.2-10.0	无色	粉红	玫瑰红

[知识拓展] 常见的几种指示剂

石蕊: 石蕊的性状为蓝紫色粉末, 是从地衣植物“石蕊”中提取得到的蓝色色素, 能部分地溶于水而显紫色。



酚酞: 为白色或微带黄色的细小晶体。



pH试纸上有甲基红、溴甲酚绿、百里酚蓝这三种指示剂。它们和酚酞一样, 在不同pH值的溶液中均会按一定规律变色



携带非常方便的笔式 pH 计

pH值与生物之间的联系:

苦丁茶



生长在 pH 值为 4.5-6.5 的土壤中为宜

某些花浸出液的变色情况

花名	花的颜色	变色情况	
		酸性	碱性
月季花	红色	红色	黄色
菊花	紫色	红色	黄色
丝瓜花	黄色	黄绿色	黄色
一串红	红色	红色	黄绿色

授课日期

教案编号 8

课程名称	无机化学	专业班级	石化 251 (3+)、252
教材名称	无机化学 华中科技大学出版社		
授课题目	同离子效应、缓冲溶液、盐的水解及沉淀溶解平衡		
授课学时	2 节 (√); 3 节 (); 其它 ()		
课 型	理论 (√); 实验 (); 见习 (); 实训 (); 其它 ()		
教学目的	1. 掌握同离子效应、盐效应对解离平衡和沉淀溶解平衡的影响。 2. 会用溶度积常数规则判断沉淀的产生和溶解。 3. 了解缓冲溶液的作用原理。		
教学重点	对同离子效应、缓冲溶液、盐的水解及沉淀溶解平衡的理解		
教学难点	缓冲溶液的缓冲原理及盐的水解原理		
教学方法	讲授 (√); 讨论 (); 指导 (); 示教 (); 其它 ()		
电子教案	有 (√)	Microsoft PowerPoint (√); Author ware (); 其它 ()	
	无 ()		
教学资源	多媒体 (√); 模型 (); 标本 (); 实物 (); 音像 (); 其它 ()		
教学过程 时间安排	4.3.1 同离子效应 15' 4.3.2 缓冲溶液 30' 4.4 盐类的水解 20' 4.7 沉淀溶解平衡 20'		
思考题	见教案中[思考题]		
作 业	于下周实验时上交实验报告		
教学后记	讲课后评: 常用玻璃仪器的使用注意事项, 学生基本都能正确掌握。 但少部分学生对意外事故的紧急处理没有掌握好, 在实训过程中出现问题, 没法应用所学知识去解决, 以至于手忙脚乱。 解决办法为: 加强意外事故紧急处理的理论知识的学习和掌		

	握。
--	----

同离子效应、缓冲溶液、盐的水解及沉淀溶解平衡（2 学时）

授课老师：陈乔彬

[教学要求]

7. 掌握同离子效应、盐效应对解离平衡和沉淀溶解平衡的影响。
8. 会用溶度积常数规则判断沉淀的产生和溶解。
9. 了解缓冲溶液的作用原理。

[教学重点]

本章重点讲授对同离子效应、缓冲溶液、盐的水解及沉淀溶解平衡概念的理解。

[教学难点]

本章难点内容：缓冲溶液的缓冲原理及盐的水解原理

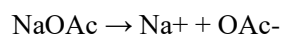
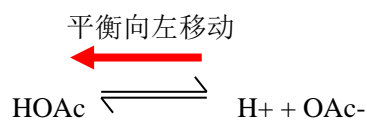
[基本概念]

同离子效应；缓冲溶液；盐的水解；水解常数；水解度；沉淀-溶解平衡

[授课要点]

1 . 解离平衡的移动-同离子效应

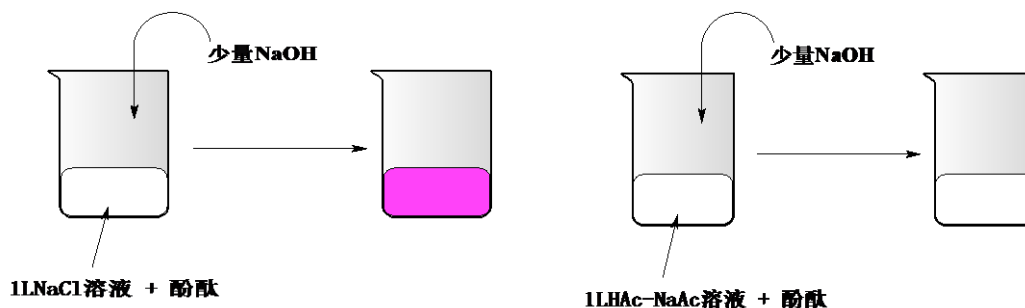
●HOAc 溶液加入 NaOAc



●同离子效应——在弱电解质溶液中，加入含有相同离子的易溶强电解质，使弱电解质解离度降低的现象

2 . 缓冲溶液

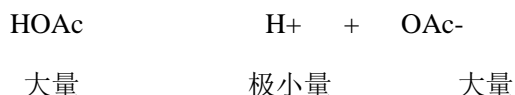
A、缓冲溶液作用机制



B.缓冲溶液的概念

能抵抗外来少量强酸、强碱或稍加稀释，而能保持其 pH 基本不变的溶液，称为缓冲溶液 (buffer solution)。

外加适量碱(OH⁻)，平衡向右移动

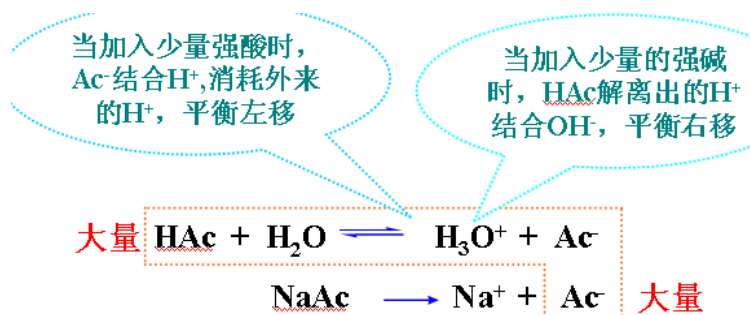


外加适量酸(H⁺)，平衡向左移动

NaOAc 抵消 H⁺; HOAc 抵消 OH⁻

C.

缓冲机制



- (1) Ac⁻ (共轭碱) 为缓冲溶液的抗酸成分。
 - (2) HAc (弱酸) 为缓冲溶液的抗碱成分。
- 但缓冲溶液的缓冲作用不是无限的

血液中的缓冲系

在体外，微生物的培养、组织染色、血液的冷藏保存

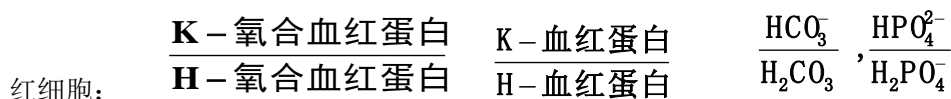
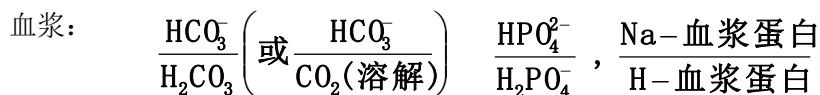
人体内，复杂的物质代谢反应。如胃蛋白酶的适宜 pH 为 1.5—2.0 范围

健康人血液的 pH 值总保持在 7.35 — 7.45 的范围内

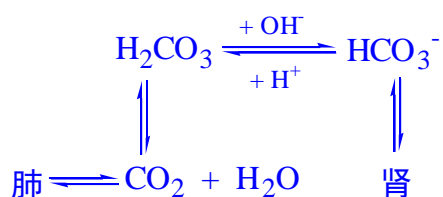
[思考题]

血液的 pH 值是如何调节的?

血液中的缓冲系:



血液 pH 维持 7.35~7.45 原因?



[H⁺]增加时, H⁺+HCO₃⁻, 平衡左移

CO₂ (溶解) (增加) 肺 排除 CO₂

HCO₃⁻ (减少) 肾 延长 HCO₃⁻ 停留时间(或回吸收)

3. 盐类的水解反应

A. 溶液的酸碱性跟 H⁺ 和 OH⁻ 浓度有什么关系?

中性溶液: c(H⁺) = c(OH⁻) PH=7

酸性溶液: c(H⁺) > c(OH⁻) PH < 7

碱性溶液: c(H⁺) < c(OH⁻) PH > 7

【试一试】用 pH 试纸检验下列溶液显酸性、碱性、中性?

- (1)CH₃COONa (2)Na₂CO₃ (3)NH₄Cl (4)(NH₄)₂SO₄ (5)NaCl
(6)Na₂SO₄

测试对象	溶液酸碱性	生成该盐的		盐的类型
		酸	碱	
CH ₃ COONa	碱性	CH ₃ COOH	NaOH	强碱弱酸盐
Na ₂ CO ₃		H ₂ CO ₃	NaOH	
NH ₄ Cl	酸性	HCl	NH ₃ ·H ₂ O	强酸弱碱盐
(NH ₄) ₂ SO ₄		H ₂ SO ₄	NH ₃ ·H ₂ O	
NaCl	中性	HCl	NaOH	强碱强酸盐
Na ₂ SO ₄		H ₂ SO ₄	NaOH	

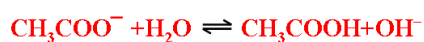
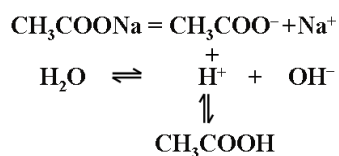
[思考题]

CH₃COONa 的水溶液显碱性的原因:

- (1) 写出醋酸钠在水溶液中电离的方程式?
- (2) 写出水电离的方程式?

- (3) CH₃COONa 溶液中存在着几种离子?
 (4) 溶液中哪些离子可以结合成弱电解质?
 (5) 生成弱电解质时对水的电离平衡有何影响?

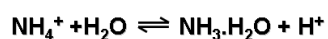
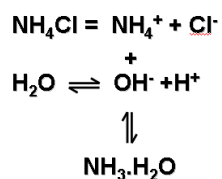
醋酸钠在水溶液中的变化:



盐类的水解

定义: 在水溶液中盐电离出来的离子跟水所电离出来的 H⁺ 或 OH⁻ 结合生成弱电解质的反应, 叫做盐类的水解。

氯化铵在溶液中的变化:



B. 盐类水解的条件是:

- 盐中必须有弱
 - 盐必须溶于水
- C. 盐类水解的实质是: 水的电离平衡被破坏
- D. 盐类水解规律:

有弱才水解, 无弱不水解, 越弱越水解, 都弱都水解, 谁强显谁“性”, 同强显中性。

[练习题]

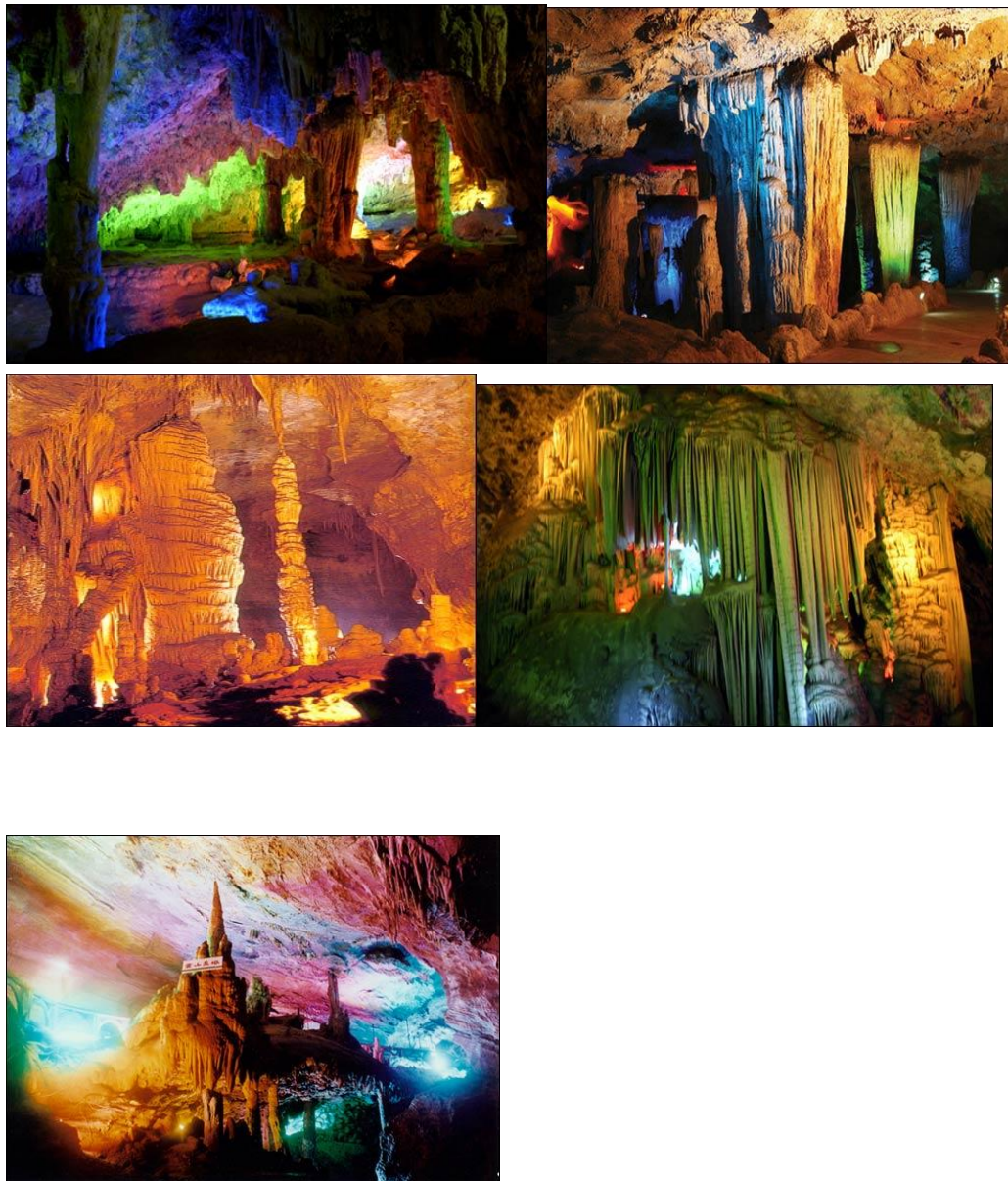
- (1) 下列溶液能使酚酞指示剂显红色的是 ()
- A、碳酸钾 B、氯化铵
- C、硫酸钠 D、氯化铁

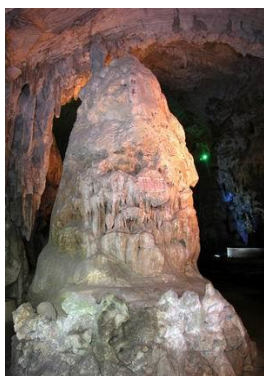
4.沉淀-溶解平衡

A.溶度积常数

溶解平衡——一定温度下，溶解与沉淀速率相等时，沉淀和溶液中的相应离子达到平衡，称为溶解平衡。

$$K_{sp}(\text{BaSO}_4)=[c(\text{Ba}^{2+})/c^{\ominus}][c(\text{SO}_4^{2-})/c^{\ominus}]$$





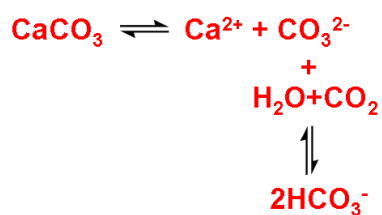
“砥柱峰”

是善卷洞的当家宝贝

这实际上是个大钟乳石，有七米多高。根据地质学家测算，大约要 30—50 年才长一厘米，竖着长又比横着长要快。

[知识拓展]

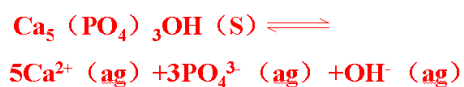
溶洞的形成：



(1) 钙、磷在骨骼牙齿中的存在形式



(2) 存在的溶解平衡



注：氟过量会导致氟斑牙，因此，生活在水中含氟量较高的地区的人，不宜使用含氟牙膏

授课日期

教案编号 9

课程名称	无机化学	专业班级	石化 251 (3+)、252
教材名称	无机化学 华中科技大学出版社		
授课题目	氧化还原反应的基本概念		
授课学时	4 节 (√); 3 节 (); 其它 ()		
课 型	理论 (√); 实验 (); 见习 (); 实训 (); 其它 ()		
教学目的	掌握氧化还原反应的有关基本概念, 它的特征与本质; 了解氧化还原电对及其反应的电子转移 (用单线桥法 或 双线桥法表示); 了解常见的氧化剂、还原剂; 掌握氧化还原反应方程式的配平。		
教学重点	让学生能够掌握氧化还原反应的有关基本概念, 它的特征与本质; 反应的电子转移 (用单线桥法 或 双线桥法表示) 掌握氧化还原反应方程式的配平。		
教学难点	了解氧化还原电对及其反应的电子转移 (用单线桥法 或 双线桥法表示)		
教学方法	讲授 (√); 讨论 (); 指导 (); 示教 (); 其它 ()		
电子教案	有 (√)	Microsoft PowerPoint (√); Author ware (); 其它 ()	
	无 ()		
教学资源	多媒体 (√); 模型 (); 标本 (); 实物 (); 音像 (); 其它 ()		
教学过程 时间安排	5.1.1 氧化数	20'	
	5.1.2 氧化还原电对与氧化还原反应	60'	
	5.1.3 常见的氧化剂和还原剂	30'	
	5.1.4 氧化还原反应方程式的配平	60'	
思考题	见教案中 [思考题]		
作 业	配平方程式		
教学后记	<p>讲课后评: 学生对氧化还原反应的基本概念氧化剂、还原剂、氧化产物、还原产物都基本掌握。但是少部分同学对化学方程式中电子转移数目的掌握还未达到基本要求。还需要多做练习。</p>		

氧化还原反应的基本概念（2 学时）

授课老师：陈乔彬

[教学要求]

1. 掌握氧化还原反应的有关基本概念，它的特征与本质；
2. 了解氧化还原电对及其反应的电子转移（用单线桥法 或双线桥法表示）；
3. 了解常见的氧化剂、还原剂；掌握氧化还原反应方程式的配平。

[教学重点]

本章重点讲授让学生能够掌握氧化还原反应的有关基本概念，它的特征与本质；反应的电子转移（用单线桥法 或双线桥法表示）掌握氧化还原反应方程式的配平。

[教学难点]

本章难点内容：让学生能够掌握氧化还原反应的有关基本概念，它的特征与本质；反应的电子转移（用单线桥法 或双线桥法表示）掌握氧化还原反应方程式的配平。

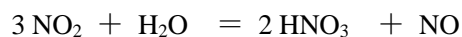
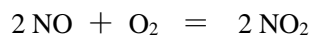
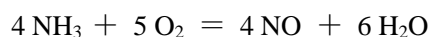
[基本概念]

氧化数；氧化还原电对；氧化剂；还原剂；

[授课要点]

[引入]

- 氧化还原反应是一类极其重要的化学反应。实验室制取氧气的反应，工业上生产硝酸过程中涉及的几个反应都是氧化还原反应。



- 氧化—还原反应：有电子得失（或电子偏移）的反应。

1. 氧化数（氧化值、氧化态）IUPAC 定义：

在单质或化合物中，假设把每个化学键中的电子指定给所连接的两原子中电负性较大的一个原子，这样所得的某元素一个原子的电荷数就是该元素的氧化数。

●确定氧化数的原则

- (1) 单质中，元素的氧化数为零；
- (2) 在单原子离子中，元素的氧化数等于该离子所带的电荷数；
- (3) 中性分子中，各元素原子的氧化数的代数和为零；
- (4) 复杂离子的电荷等于各元素氧化数的代数和。

●常见元素的氧化数

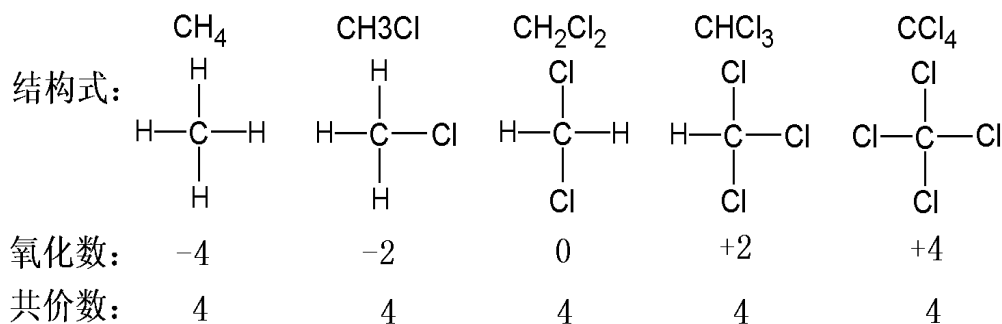
- H: +1 在氢化物中 (NaH、CaH₂) 为-1
- O: -2 在过氧化物中为-1，超氧化物 KO₂ 中为 - 1/2，
在臭氧化物 (KO₃) 中 是 -1/3，
在氟化氧 OF₂ 中为+2，O₂F₂ 中是+1。
- F: -1 其他卤素，除了与电负性更大的卤素结合 (ClF、ICl₃) 时或与氧结合时具有正的氧化数外，氧化数都为-1。
- 碱金属: +1
- 碱土金属: +2

●氧化数和化合价两个概念的区别与联系

① 氧化数是某元素一个原子的荷电数，该荷电数由假设把每一个化学键中的电子指定给电负性更大的原子而求得，而化合价是一种元素一定数目的原子跟其它元素一定数目的原子化合的性质，也就是不同元素形成化合物时，原子数目间的比例关系。

② 氧化数是按一定规则指定的形式电荷的数值或者表观电荷数，所以可以是正数、负数、零，也可以是分数或小数，而化合价是指元素在化合态时原子的个数比，只能是整数。

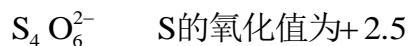
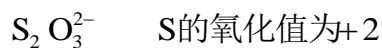
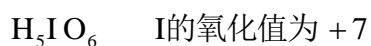
③在共价化合物中，氧化数和化合价两者常不一致。



共价数: 原子间公用电子对数 (仅有正整数)

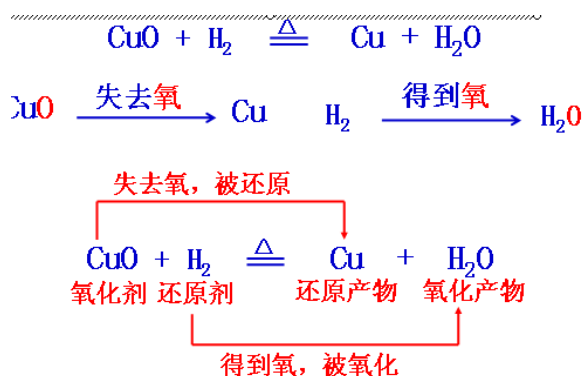
化合价有正负、无分数; 氧化数有正负、有分数

中性分子中，各元素原子的氧化值的代数和为零，复杂离子的电荷等于各元素氧化值的代数和。

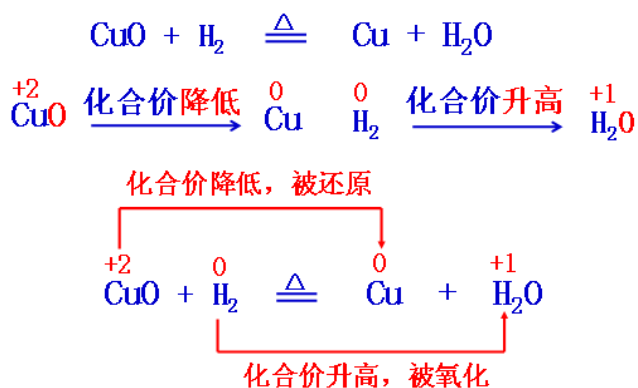


2. 氧化还原反应

A、从得氧失氧的角度



B、从元素化合价升降的角度



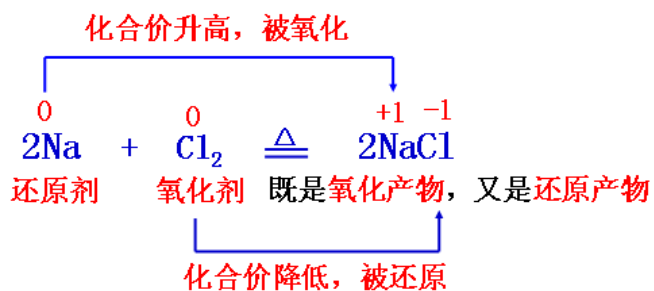
用元素化合价升降的观点来分析大量的氧化还原反应，我们可以得出：

①物质所含元素化合价升高的反应就是氧化反应，物质所含元素化合价降低的反应就是还原反应。

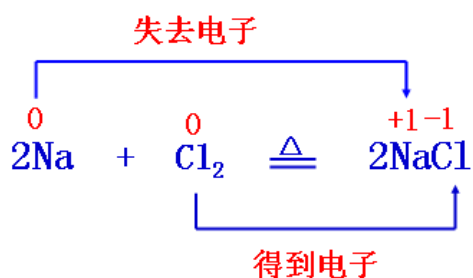
②凡有元素化合价升降的反应就是氧化还原反应。

③所含元素化合价升高的物质是还原剂，所含元素化合价降低的物质是氧化剂。

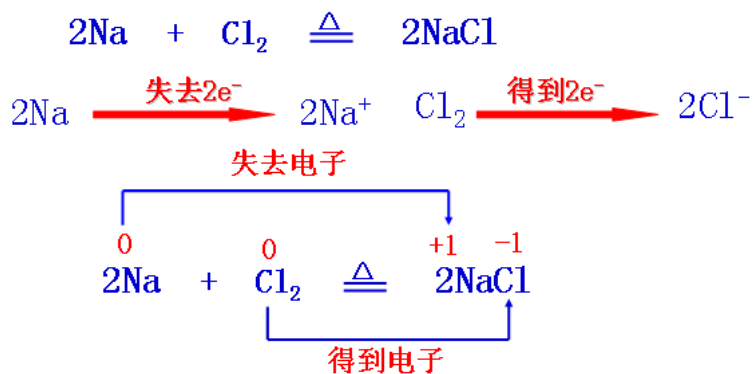
[举例分析]



C、从电子得失角度



为了进一步了解氧化还原反应的本质,我们再从电子得失的角度来分析 Na 和 Cl₂ 的反应:



[D 图片展示]

用电子得失的观点来分析大量的氧化还原反应，我们可以得出：

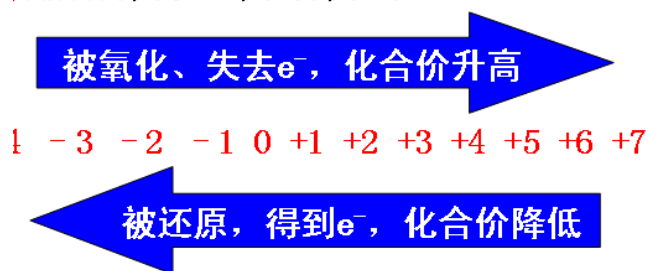
物质失去电子的反应就是氧化反应；

物质得到电子的反应就是还原反应。

得到电子的物质是氧化剂，

失去电子的物质是还原剂。

氧化还原反应中，**电子转移**（得失或偏移）和**化合价升降**关系，可以表示如下：



氧化还原反应的特征：**化合价升降**

氧化还原反应的实质：**电子转移(得失或偏移)**

[小结]

A. 电子得失角度：

- 有电子转移的反应是氧化还原反应；
- 物质失去电子的反应就是氧化反应；
- 物质得到电子的反应就是还原反应。

B. 化合价升降角度

- 有元素化合价升降的反应是氧化还原反应；
- 物质所含元素化合价升高的反应就是氧化反应；
- 物质所含元素化合价降低的反应就是还原反应。

3. 氧化剂、还原剂；氧化产物、还原产物概念：

氧化剂：得到电子（或电子对偏向）的物质。

反应物中所含元素化合价降低的物质。

还原剂：失去电子（或电子对偏离）的物质。

反应物中所含元素化合价升高的物质。

氧化产物：还原剂发生氧化反应后的生成物。

生成物中所含元素化合价升高的物质。

还原产物：氧化剂发生还原反应后的生成物。

生成物中所含元素化合价降低的物质。

氧化还原反应中各概念之间的关系：

“升 失 氧 还原剂，降 得 还 氧化剂”

[思考题]

1.判断下列化学反应哪些是氧化还原反应:

- a、 $\text{Fe} + \text{CuSO}_4 = \text{Cu} + \text{FeSO}_4$
- b、 $2\text{FeCl}_2 + \text{Cl}_2 = 2\text{FeCl}_3$
- c、 $2\text{CuO} + \text{H}_2 = \text{Cu} + \text{H}_2\text{O}$
- d、 $\text{CaCO}_3 + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2 = \text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$
- e、 $2\text{CO} + \text{O}_2 = 2\text{CO}_2$
- f、 $2\text{Fe}(\text{OH})_3 = \text{Fe}_2\text{O}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$
- g、 $\text{NaCl} + \text{AgNO}_3 = \text{AgCl}\downarrow + \text{NaNO}_3$

2. $2\text{KMnO}_4 + 16\text{HCl} = 2\text{MnCl}_2 + 2\text{KCl} + 5\text{Cl}_2\uparrow + 8\text{H}_2\text{O}$

还原剂_____，氧化剂_____，
 氧化产物_____，还原产物_____，
 被氧化的物质_____，发生氧化反应的物质_____，
 被还原的物质_____，发生还原反应的物质_____。

3. $5\text{H}_2\text{S} + 2\text{KMnO}_4 + 3\text{H}_2\text{SO}_4 = \text{K}_2\text{SO}_4 + 2\text{MnSO}_4 + 5\text{S}\downarrow + 8\text{H}_2\text{O}$

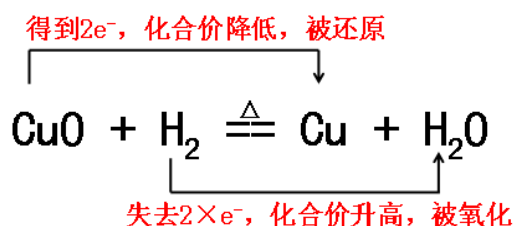
还原剂_____，氧化剂_____，
 氧化产物_____，还原产物_____，
 被氧化的物质_____，发生氧化反应的物质_____，
 被还原的物质_____，发生还原反应的物质_____。

4.氧化还原反应方程式中电子转移的方向和数目的表示方法

A.双线桥法

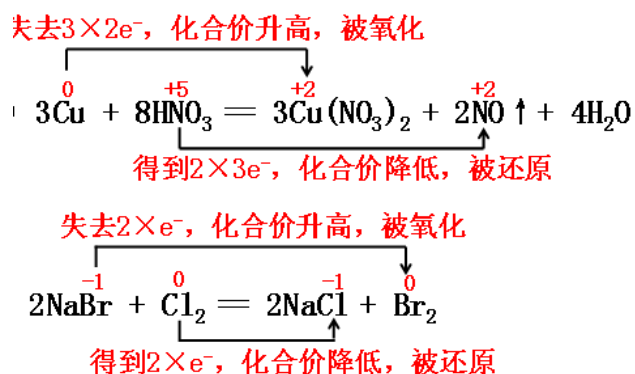
定义：表示同种元素在反应前后得失电子的情况。

- ①同种元素间建桥，标出“得到”或“失去”字样；
- ②箭头从反应物出发，指向生成物；
- ③箭头方向不代表电子转移方向，只代表电子转移前后变化。



[练习题]

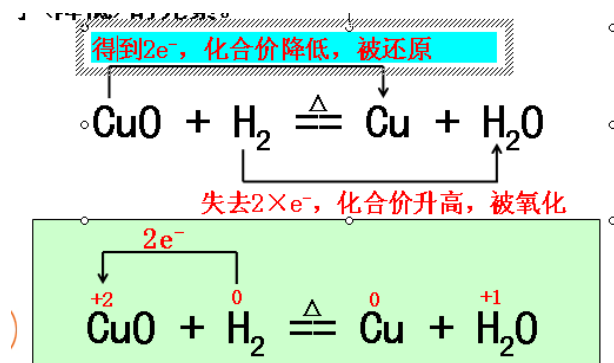
氧化还原情况。



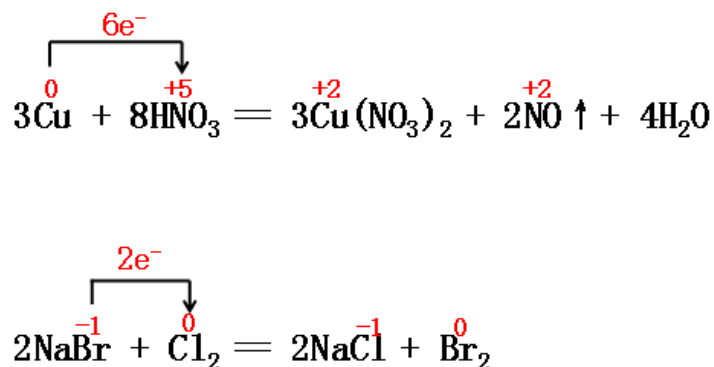
用双线桥法标出下列原反应中电子转移情况

B.单线桥法

- ①反应物间建桥，不标“得到”或“失去”字样；
- ②箭头从失去电子元素(升高)出发，指向得到电子(降低)的元素。



[练习题] 用单线桥法标出下列氧化还原反应中电子转移情况。



5.氧化还原电对

- 任何一个氧化还原反应可拆分为两部分：氧化反应和还原反应，这两部分即为两个半反应。
- 半反应中包含同一种元素两种不同氧化态的物种，氧化数较大的物种为氧化型，氧化数较小的物种为还原型。
- 半反应通式为：氧化型 + ne⁻ \rightleftharpoons 还原型
或 Ox + ne⁻ \rightleftharpoons Red
- 半反应中同一种元素两种不同氧化态的物种可构成一个氧化还原电对，简称电对，用“氧化型/还原型”或“Ox / Red”表示。

如：2Fe³⁺ + Sn²⁺ == 2Fe²⁺ + Sn⁴⁺

可拆为两个半反应：

Sn²⁺ - 2e⁻ == Sn⁴⁺ 电对： Sn⁴⁺ / Sn²⁺

2Fe³⁺ + 2e⁻ == 2Fe²⁺ 电对： Fe³⁺ / Fe²⁺

氧化性和还原性强弱的判断方法：

A、依据金属、非金属活动性顺序表

金属： K Ca Na Mg Al Zn Fe Sn

Pb (H) Cu Hg Ag Pt Au

非金属： F Cl Br O I S

金属性越强，单质的还原性越强，对应阳离子的氧化性越弱。

非金属性越强，单质的氧化性越强，对应阴离子的还原性越弱。

B.依据元素周期表

C.依据元素化合价

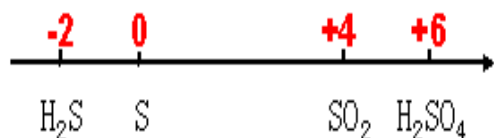
一般而言，元素处于最高化合价态时，它的原子只能得电子，该元素只具有氧化性；

元素处于最低化合价态时，它的原子只能失去电子，该元素只具有还原性；

若元素处于中间价态时，则既能得到电子，又能失去电子，则该元素既有氧化性又有还原性。

记忆：“高价氧化低价还，中间价态两边转”

例如：硫元素常见化合价



6、常见的氧化剂和还原剂

A.常见的氧化剂:

- ① 活泼非金属单质: Cl₂, Br₂, I₂, O₂ 等
- ② 高氧化态金属离子, 如 Fe³⁺, Ce⁴⁺, Ag⁺, Hg²⁺ 等
- ③ 高氧化态含氧化合物尤其是非金属含氧化合物, 如 KMnO₄, K₂Cr₂O₇, KNO₃, NaBiO₃, (NH₄)₂S₂O₈, KClO₃, HNO₃, MnO₂, PbO₂, H₂O₂ 等

教材 P109 表 5-1

B 常见的还原剂:

- ① 较活泼金属单质
- ② 某些非金属单质, 如 H₂, C, Si 等
- ③ 低氧化态离子, 如 I⁻, S²⁻, Sn²⁺, Fe²⁺等
- ④ 低氧化态非金属化合物, 如 CO, H₂S, SO₃²⁻ 等

7.氧化还原方程式的配平

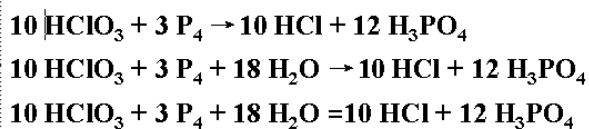
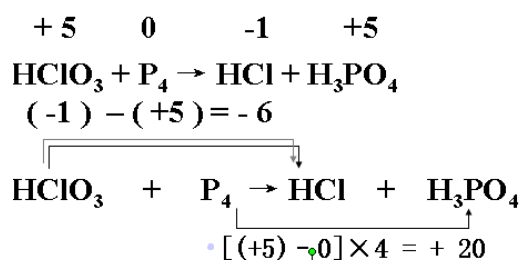
A.配平原则:

- ① 电荷守恒: 氧化剂得电子数等于还原剂失电子数。
- ② 质量守恒: 反应前后各元素原子总数相等。

B.配平步骤

- (1) 确定反应产物及反应条件, 写出反应物和生成物的化学式;
- (2) 标出氧化数有变化的元素的氧化数, 并求出反应前后氧化数升降的数值;
- (3) 找出氧化数升高与降低数值的最小公倍数, 根据氧化剂中氧化数降低的数值与还原剂中氧化数升高的数值相等的原则, 在相应的化学式前乘以适当的系数;
- (4) 核对反应式两边氢氧及其它元素的原子数。根据实际反应条件酸性或碱性, 用 H⁺或 OH⁻与 H₂O 配平

[例题]



必须强调指出

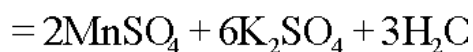
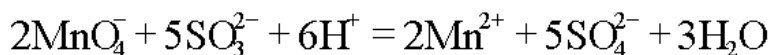
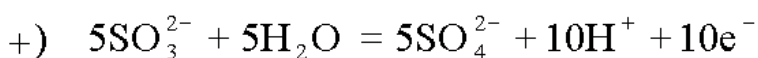
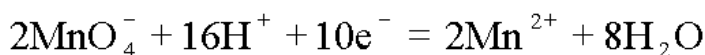
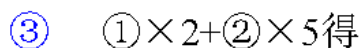
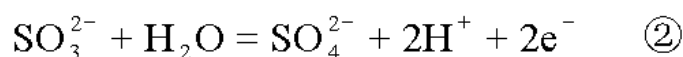
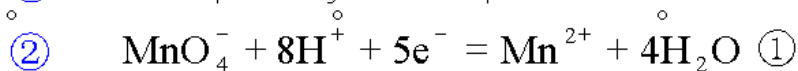
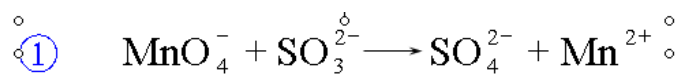
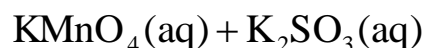
- 在配平方程式时，如果是化学方程式，则不能出现离子；
- 如果是离子方程式，除两边各原子个数相等，两边电荷总数也应相等。
- 在酸性介质中进行的反应，产物不能出现碱；在碱性介质中进行的反应，产物不能出现酸；在中性介质中，反应物应是 H₂O，而产物可出现酸或碱。

C.配平方法

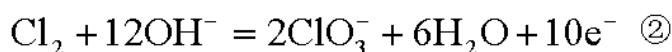
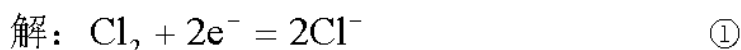
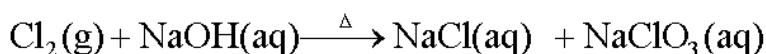
离子-电子法

配平步骤：

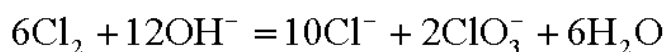
- ①用离子式写出主要反应物和产物(气体、纯液体、固体和弱电解质则写分子式)。
- ②分别写出氧化剂被还原和还原剂被氧化的半反应。
- ③分别配平两个半反应方程式，等号两边的各种元素的原子总数各自相等且电荷数相等。
- ④确定两半反应方程式得、失电子数目的最小公倍数。将两个半反应方程式中各项分别乘以相应的系数，使得、失电子数目相同。然后，将两者合并，就得到了配平的氧化还原反应的离子方程式。有时根据需要可将其改为分子方程式。

[例题]

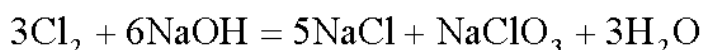
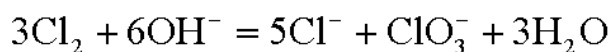
例2: 配平



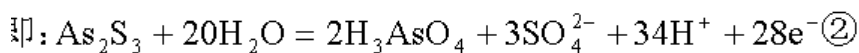
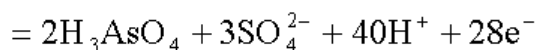
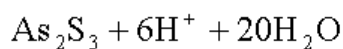
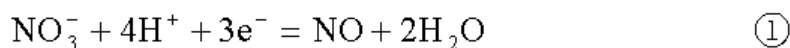
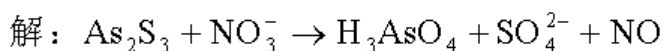
①×5+②得:



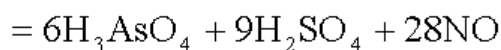
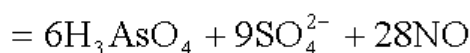
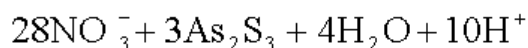
化简得:



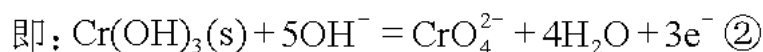
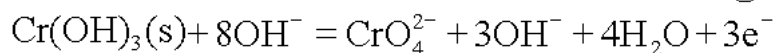
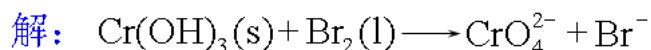
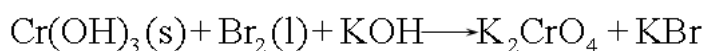
例3: 配平方程式



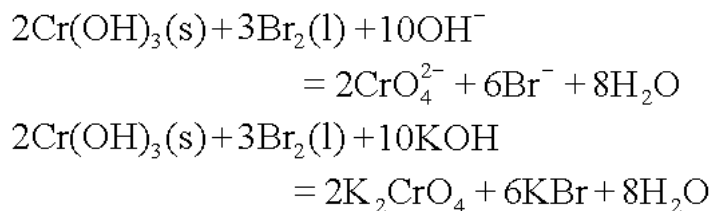
①×28+②×3得



例4: 配平方程式



①×3+②×2得:



[小结]

酸性介质:

多 n 个 O+2n 个 H⁺, 另一边 +n 个 H₂O

碱性介质:

多 n 个 O+n 个 H₂O, 另一边 +2n 个 OH⁻

授课日期

教案编号 10

课程名称	无机化学	专业班级	石化 251 (3+)、252
教材名称	无机化学 华中科技大学出版社		
授课题目	原电池		
授课学时	2 节 (<input checked="" type="checkbox"/>); 3 节 (); 其它 ()		
课 型	理论 (<input checked="" type="checkbox"/>); 实验 (); 见习 (); 实训 (); 其它 ()		
教学目的	6. 理解原电池和电极电势的概念 7. 掌握原电池的工作原理及书写方法 8. 了解电极电势在有关方面的应用。		
教学重点	掌握常原电池的工作原理及书写方法。		
教学难点	让学生理解原电池的工作原理, 并自己可以设计原电池。		
教学方法	讲授 (<input checked="" type="checkbox"/>); 讨论 (); 指导 (); 示教 (); 其它 ()		
电子教案	有 (<input checked="" type="checkbox"/>)	Microsoft PowerPoint (<input checked="" type="checkbox"/>); Author ware (); 其它 ()	
	无 ()		
教学资源	多媒体 (<input checked="" type="checkbox"/>); 模型 (); 标本 (); 实物 (); 音像 (); 其它 ()		
教学过程 时间安排	第一节 原电池知识回顾 10' 第二节 原电池及其组成 45' 第三节 原电池的设计及书写 35'		
思考题	见教案中[思考题]		
作 业	预习下一节内容		

<p>教学后记</p>	<p>讲课后评: 对于原电池的工作原理, 学生基本都能正确掌握。 但少部分学生对原电池的设计及符号的书写还未能完全掌握。 解决办法为: 课后多加练习并给予学生辅导。</p>
-------------	---

原电池（2学时）

授课老师：陈乔彬

[教学要求]

1. 理解原电池和电极电势的概念
2. 掌握原电池的工作原理及书写方法
3. 了解电极电势在有关方面的应用。

[教学重点]

本章重点讲授掌握常原电池的工作原理及书写方法。

[教学难点]

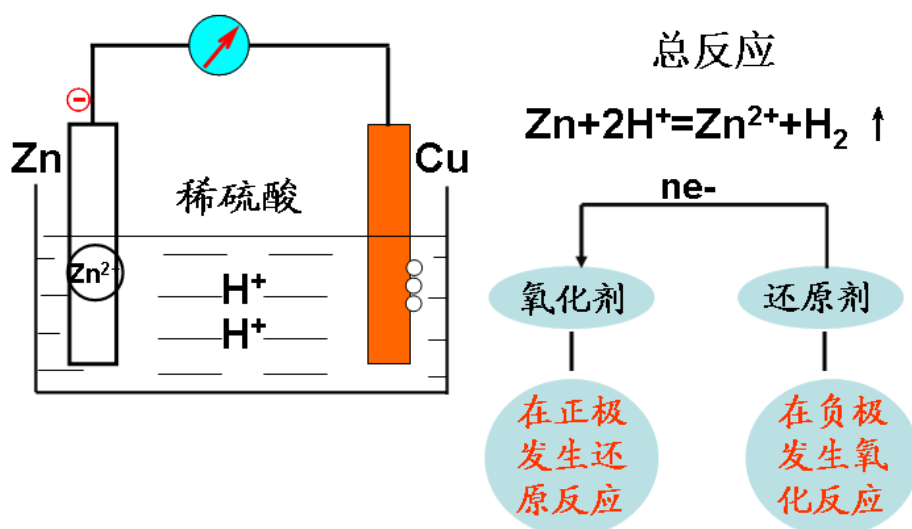
本章难点内容：让学生理解原电池的工作原理，并自己可以设计原电池。

[基本概念]

原电池；原电池的组成；原电池表示方法；常用的电极类型

[授课要点]

[知识点回顾] 中学时的原电池



将化学能转化成电能的装置称为原电池

1. 原电池

●氧化还原反应中电子的转移(化学能)直接转变为电能的装置。

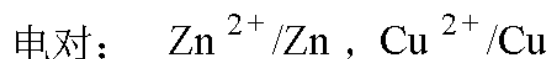
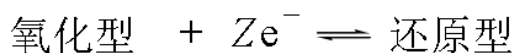
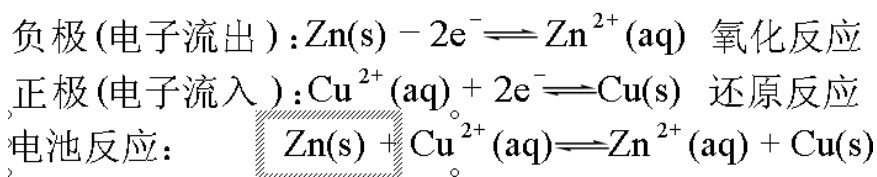
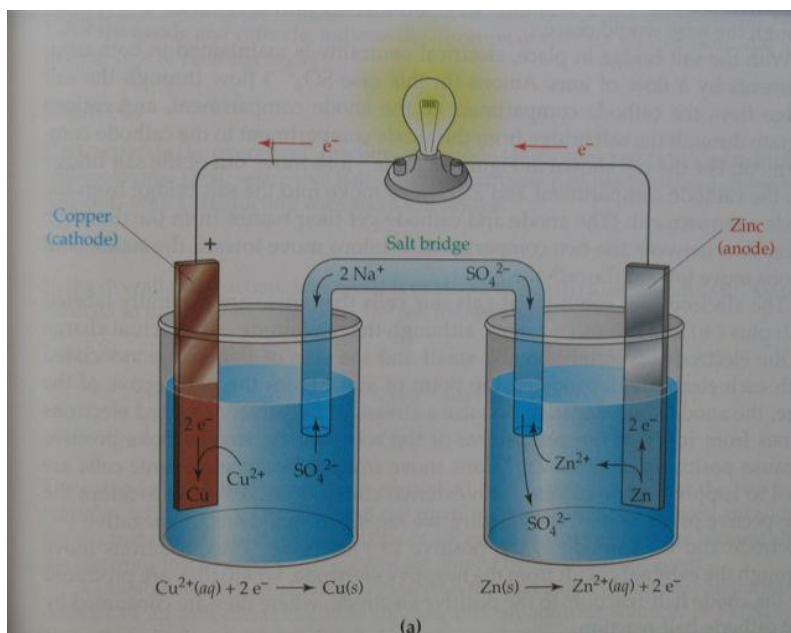
锌铜原电池主要构件:

- Zn 片和 ZnSO₄ 溶液
- Cu 片和 CuSO₄ 溶液
- 盐桥:

填充饱和 KCl 和琼胶做成的冻胶, 沟通电极, 中和 Zn²⁺过剩和 SO₄²⁻过剩, 保持电中性。

•

金属
导线



电极 { 金属导体如 Cu、Zn
 { 惰性导体如 Pt、石墨棒

●原电池的组成

由两个半电池组成，每个半电池又称电极，包括传导电子的金属和组成电极的溶液；

电极：包含同一元素的不同氧化数的两种物质，氧化型和还原型；

电极反应：电极中发生的氧化反应或还原反应；

电池反应：两个电极反应之和；

电对：一种元素的氧化型和还原型组成氧化还原对，简称电对；表示为 氧化型/还原型

原电池符号(电池图示)：



书写原电池符号的规则：

①负极“-”在左边，正极“+”在右边，盐桥用“||”表示。

②半电池中两相界面用“|”分开，同相不同物种用“,”分开，溶液、气体要注明 c_B , p_B 。

③纯液体、固体和气体写在惰性电极一边用“,”分开。

●电极类型

A、金属-金属离子电极

组成：由金属和金属离子的盐溶液组成；

例： Zn^{2+}/Zn 和 Cu^{2+}/Cu 电极

电极反应：

电极符号： $\text{Zn} | \text{Zn}^{2+} (c)$ $\text{Cu} | \text{Cu}^{2+} (c)$

“|”表示金属与溶液之间的界面，即固液界面，

(c)表示离子浓度

B、气体-离子电极

组成：由惰性导体(如铂和石墨)，气体和相应气体元素的离子盐溶液组成；

惰性导体与接触的气体和溶液均不发生反应；

例：氢电极(H^+/H_2)和氯电极(Cl_2/Cl^-)电极

电极反应：

电极符号: $\text{Pt}, \text{H}_2 | \text{H}^+ (c)$ $\text{Pt}, \text{Cl}_2(p) | \text{Cl}^- (c)$

“|”表示气体与溶液之间的界面, 即气液界面

(p) 表示压力;

C 离子电极

组成: 由同一种元素的不同氧化态的两种离子的溶液;

例: $\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}$ 电极

电极反应:

电极符号: $\text{Pt} | \text{Fe}^{2+} (c_1), \text{Fe}^{3+} (c_2)$

“|”表示金属与溶液之间的界面, 即固液界面,

(c) 表示离子浓度

D 金属-金属难溶盐电极

组成: 由金属、金属难溶盐以及含有难溶盐负离子的溶液;

例: 氯化银电极 Ag/AgCl 甘汞电极 $\text{Hg}/\text{Hg}_2\text{Cl}_2$

电极反应: $\text{AgCl} + e \rightleftharpoons \text{Ag} + \text{Cl}^-$ $\text{Hg}_2\text{Cl}_2 + 2e \rightleftharpoons 2\text{Hg} + 2\text{Cl}^-$

电极符号: $\text{Ag}, \text{AgCl} (s) | \text{Cl}^- (c)$ $\text{Hg}, \text{Hg}_2\text{Cl}_2 (s) | \text{Cl}^- (c)$

“|”表示金属与溶液之间的界面, 即固液界面,

(c) 表示离子浓度

E 金属-金属配合物电极

组成: 由金属、配体和金属配合物离子的溶液;

例: $\text{Cu}/\text{Cu}(\text{NH}_3)_4^{2+}, \text{NH}_3$ 电极

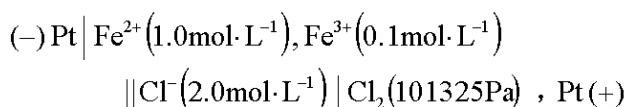
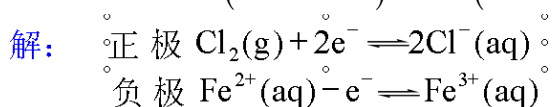
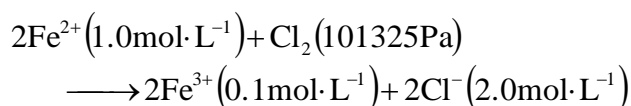
电极反应:

电极符号: $\text{Cu} | \text{Cu}(\text{NH}_3)_4^{2+} (c_1), \text{NH}_3 (c_2)$

“|”表示金属与溶液之间的界面, 即固液界面,

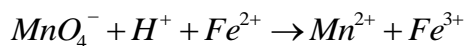
(c) 表示离子浓度

[例题] 将下列反应设计成原电池并以原电池符号表示。



[思考题]

稀 H₂SO₄ 溶液中, KMnO₄ 和 FeSO₄ 发生如下反应



根据此反应设计原电池, 写出正负极的反应, 电池反应与符号.

电极选择: 离子电极

电极符号: Pt | Fe²⁺ (c1), Fe³⁺(c2)

Pt | MnO₄⁻ (c3), H⁺(c4), Mn²⁺(c5)

负极反应: $\text{Fe}^{2+} \rightleftharpoons \text{Fe}^{3+} + e$

正极反应: $\text{MnO}_4^- + 8\text{H}^+ + 5e \rightleftharpoons \text{Mn}^{2+} + 4\text{H}_2\text{O}$

电池反应: $\text{MnO}_4^- + 8\text{H}^+ + 5\text{Fe}^{2+} \rightleftharpoons \text{Mn}^{2+} + 5\text{Fe}^{3+} + 4\text{H}_2\text{O}$

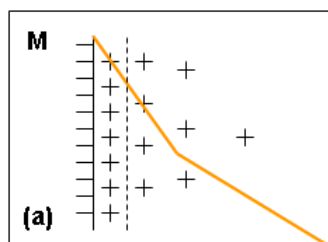
电池符号: (-) Pt | Fe²⁺ (c1), Fe³⁺(c2) || MnO₄⁻ (c3), H⁺(c4), Mn²⁺(c5) | Pt (+)

3. 电池电动势和电极电势

1 电池电动势:

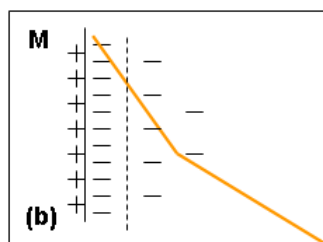
两个电极之间的电势差, 符号为 ε 单位V, 即伏特;

2. 电极电势: 电荷局部过剩

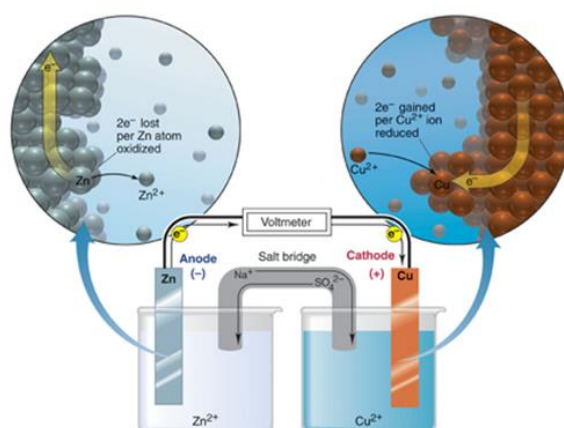


溶解倾向大于沉积倾向:
金属M失电子, 电子留在其表面;
正电荷金属离子Mⁿ⁺进入溶液;

双电层理论



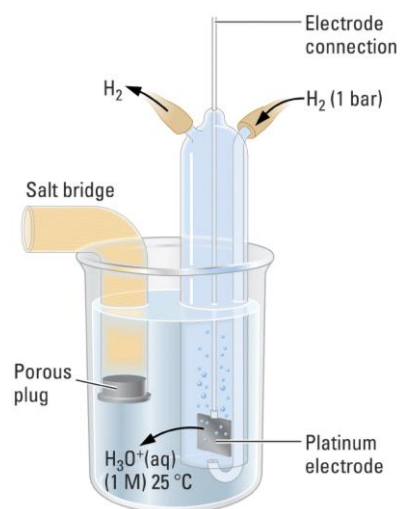
沉积倾向大于溶解倾向:
金属离子Mⁿ⁺进入金属表面, 夺取电子;
溶液中正电荷金属离子减少, 负电荷增加;



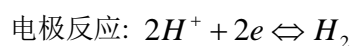
3. 标准电极电势: 标态下测定的电极电势, 单位伏特(V);

A 标准状态:

- a 温度 25 ° C; b 溶液中所有物质浓度 1mol.dm-3
c 所有气体分压都是标准压力; d 固体和液体都是纯物质;



- 构成: 1 表面镀上一层海绵状铂的铂片;
2 [H+]=1mol.dm-3 的溶液;
3 持续标准压力的纯 H2 气流;
4 铂黑吸附 H2 至饱和;



数值规定: $E_{H^+/H_2}^\theta = 0.0000V$

D 标准电极电势的测定

1) 方法:

- 将待测标准电极与标准氢电极组成原电池,恒温 25° C;
用检流计确定电池的正负极; 如果没有检流计如何判断?
用电位差计测量电池的电动势;

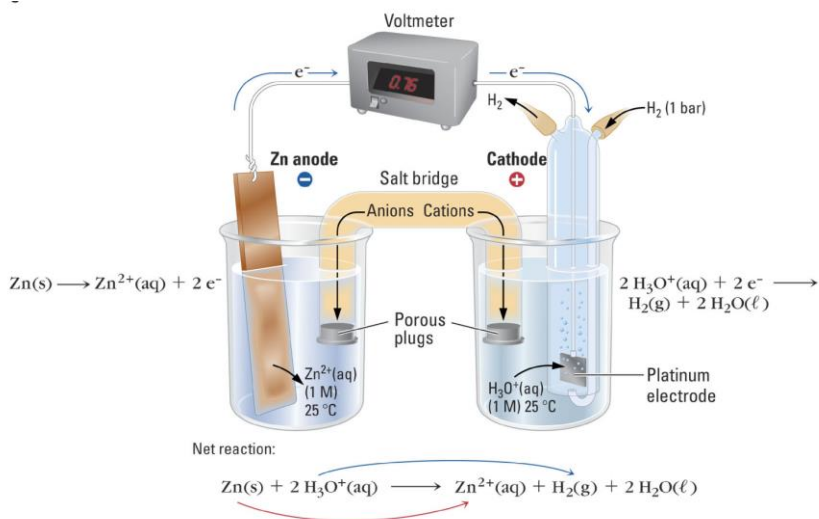
公式: 电动势=正极电极电势-负极电极电势

即:

2) 例: 标准锌电极: 锌电极与标准氢电极组成原电池;

检流计测定: 标准锌电极为负极, 标准氢电极为正极;

电位差计测定: 电动势=0.7618 V



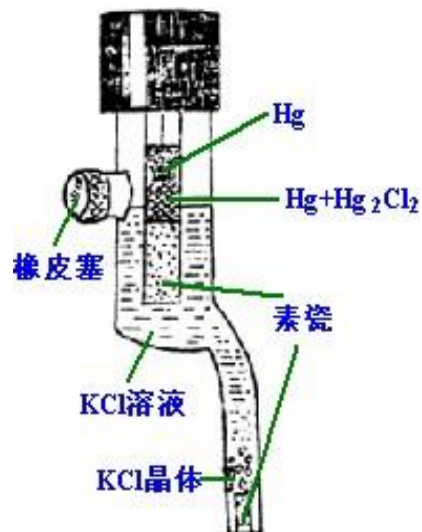
E 甘汞参比电极

- 1) 构成: 由 Hg/Hg₂Cl₂/KCl 溶液组成;
- 2) 电极反应: $Hg_2Cl_2(s) + 2e = 2Hg(l) + 2Cl^{-}(aq)$
- 3) 电极电势: $E^{\theta} = 0.280V$ $E = 0.241V$

[KCl]=1mol.dm⁻³, ;

[KCl]饱和时,即饱和甘汞电极, ;

F 常见电极的标准电极电势见附录 G



授课日期

教案编号 11

课程名称	无机化学	专业班级	石化 251 (3+)、252										
教材名称	无机化学 华中科技大学出版社												
授课题目	原子核外电子运动状态												
授课学时	2 节 (<input checked="" type="checkbox"/>); 3 节 (); 其它 ()												
课 型	理论 (<input checked="" type="checkbox"/>); 实验 (); 见习 (); 实训 (); 其它 ()												
教学目的	1. 了解原子结构模型的演变。 2. 回顾高中所学原子的构成及几个概念之间的关系。 3. 掌握原子核外电子排布的基本规律并掌握四个量子数的基本概念。												
教学重点	掌握原子核外电子排布的基本规律及原子核外电子质子核电荷数之间的关系,比你更要求学生掌握原子核外四个量子数的基本概念。												
教学难点	所有学生掌握并理解四个量子数的物理意义。												
教学方法	讲授 (<input checked="" type="checkbox"/>); 讨论 (); 指导 (); 示教 (); 其它 ()												
电子教案	有 (<input checked="" type="checkbox"/>)	Microsoft PowerPoint (<input checked="" type="checkbox"/>); Author ware (); 其它 ()											
	无 ()												
教学资源	多媒体 (<input checked="" type="checkbox"/>); 模型 (); 标本 (); 实物 (); 音像 (); 其它 ()												
教学过程 时间安排	<table border="0"> <tr> <td>1. 原子结构模型的演变</td> <td>10'</td> </tr> <tr> <td>2. 原子的构成及中学知识回顾</td> <td>25'</td> </tr> <tr> <td>3. 元素及原子书写的注意点</td> <td>15'</td> </tr> <tr> <td>4. 原子核外电子排布的基本规律</td> <td>15'</td> </tr> <tr> <td>5. 四个量子数的基本概念</td> <td>15'</td> </tr> </table>			1. 原子结构模型的演变	10'	2. 原子的构成及中学知识回顾	25'	3. 元素及原子书写的注意点	15'	4. 原子核外电子排布的基本规律	15'	5. 四个量子数的基本概念	15'
1. 原子结构模型的演变	10'												
2. 原子的构成及中学知识回顾	25'												
3. 元素及原子书写的注意点	15'												
4. 原子核外电子排布的基本规律	15'												
5. 四个量子数的基本概念	15'												
思考题	见教案中[思考题]												
作 业	预习下一节内容												

<p>教学后记</p>	<p>讲课后评: 学生对于核电荷数、质子数以及核外电子数之间的基本关系都能正确掌握。 但少部分学生对四个量子数的基本概念和物理意义掌握的不理想，主要是由于空间想象能力的差别。</p>
-------------	--

原子核外电子的运动状态 (2 学时)

授课老师: 陈乔彬

[教学要求]

1. 了解原子结构模型的演变。
2. 回顾高中所学原子的构成及几个概念之间的关系。
3. 掌握原子核外电子排布的基本规律并掌握四个量子数的基本概念。掌握热化学定律。

[教学重点]

本章重点讲授掌握原子核外电子排布的基本规律及原子核外电子质子核电荷数之间的关系, 比你更要求学生掌握原子核外四个量子数的基本概念。

[教学难点]

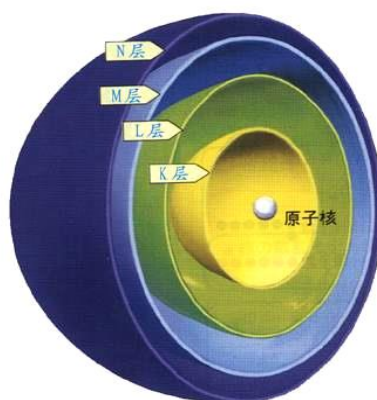
本章难点内容: 让所有学生掌握并理解四个量子数的物理意义及基本概念。

[基本概念]

主量子数 n ; 角量子数 l ; 磁量子数 m ; 自旋量子数 m_s ;

[授课要点]

1. 原子结构模型的演变



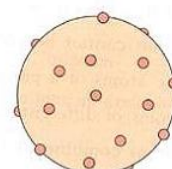
英国化学及物理学家
道尔顿 (J. Dalton)



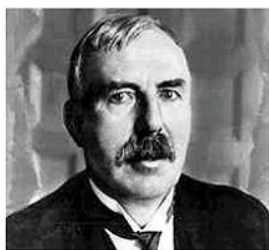
道尔顿原子模型



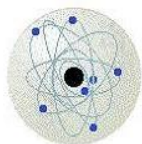
英国物理学家
汤姆生
(J. J. Thomson, 1856-1940)



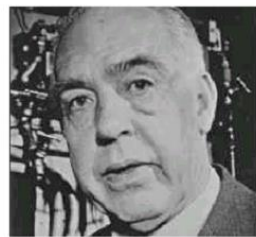
汤姆生原子模型
(枣糕模型)



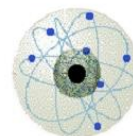
英籍新西兰物理学家
卢瑟福
(E. Rutherford, 1871-1937)



卢瑟福原子模型

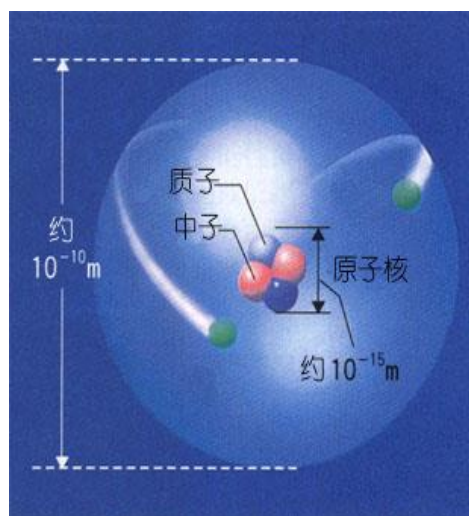
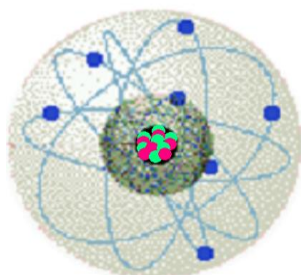


丹麦物理学家
波尔 (N. Bohr, 1885-1962)



波尔的原子结构模型

2. 原子的构成

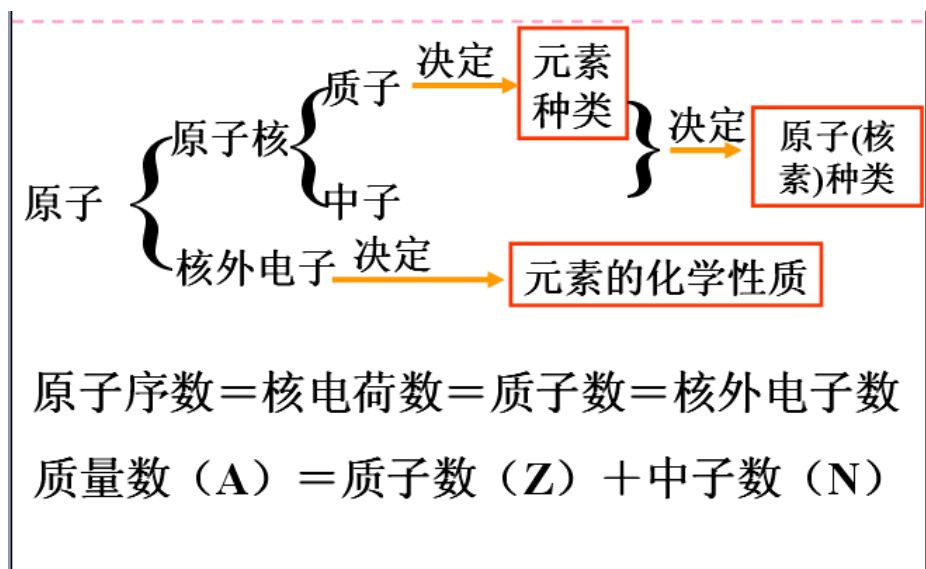


原子核 质子、中子

原子

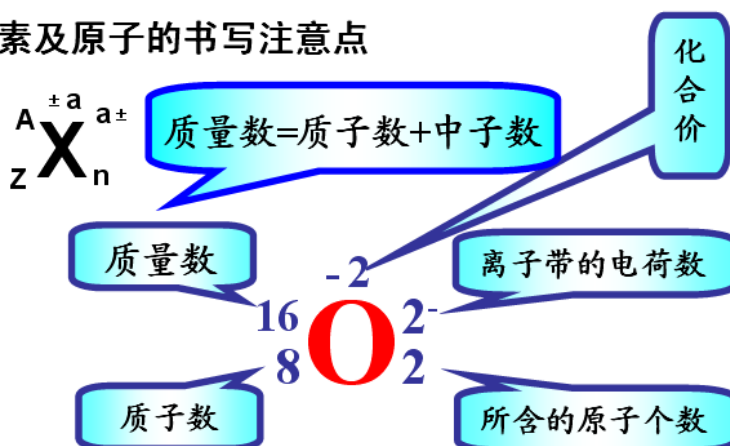
核外电子

粒子种类	质量/kg	电性	电量/c
质子	1.673×10^{-27}	正电	1.602×10^{-19}
中子	1.675×10^{-27}	---	0
电子	9.109×10^{-31}	负电	1.602×10^{-19}



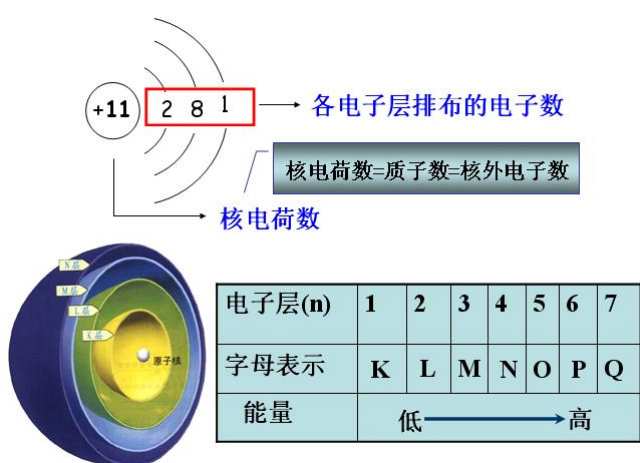
3. 元素及原子书写的注意点

元素及原子的书写注意点



数字的位置不同，所表示的意义就不同。

4. 原子核外电子的排布



A、

核电荷数为1~20的元素原子核外电子层排布

核电荷数	元素名称	元素符号	各电子层的电子数			
			K	L	M	N
1	氢	H	1			
2	氦	He	2			
3	锂	Li	2	1		
4	铍	Be	2	2		
5	硼	B	2	3		
6	碳	C	2	4		
7	氮	N	2	5		
8	氧	O	2	6		
9	氟	F	2	7		
10	氖	Ne	2	8		

B.

核电荷数为1~20的元素原子核外电子层排布

核电荷数	元素名称	元素符号	各电子层的电子数			
			K	L	M	N
11	钠	Na	2	8	1	
12	镁	Mg	2	8	2	
13	铝	Al	2	8	3	
14	硅	Si	2	8	4	
15	磷	P	2	8	5	
16	硫	S	2	8	6	
17	氯	Cl	2	8	7	
18	氩	Ar	2	8	8	
19	钾	K	2	8	8	1
20	钙	Ca	2	8	8	2

C.核外电子排布规律

[知识回顾]

- a、K 层为最外层时，最多容纳电子数-----
- b.其他各层为最外层最多容纳电子数-----。
- c.次外层最多容纳电子数-----。
- d.倒数第三层最多容纳电子数-----
- e.第 n 层最多容纳电子数-----

注意：多条规律必须同时兼顾。

- ① 能量最低原理:先排 K 层，排满 K 层后再排 L 层.
 - ② 每个电子层最多只能容纳 $2n^2$ 个电子。
 - ③ 最外层最多只能容纳 8 个电子 (K 层为最外层时不能超过 2 个) 次外层最多只能容纳 18 个电子 (K 层为次外层时不能超过 2 个)
- 倒数第三层最多只能容纳 32 个电子

注意：多条规律必须同时兼顾。

5.四个量子数基本概念

A.主量子数 n

取值： 1, 2, 3, 4, ... n 为正整数(自然数)

能量量子化

光谱学上用 K, L, M, N, ... 表示

意义：

表示原子轨道能量的高低，核外电子离核的远近，或者说是电子所在的电子层数。 $n=1$ 表示第一层(K 层)，能量最低，离核最近。 n 的数值大，电子距离原子核远，则具有较高的能量。

B.角量子数 l

用来描述同层中 (n 相同) 不同形状的原子轨道 (亚层)，取值受主量子数 n 的限制，对于确定的主量子数 n ，角量子数 l 可以为 $0, 1, 2, 3, 4, \dots (n-1)$ ，共 n 个取值，光谱学上依次用 s, p, d, f, g, \dots 表示。

意义 角量子数 l 决定原子轨道的形状

$n=4$ 时：

$l = 0$ 表示 s 轨道，能量最低，形状为球形，即 4s

轨道；

$l = 1$ 表示 p 轨道，形状为哑铃形，4p 轨道；

$l = 2$ 表示 d 轨道, 形状为花瓣形, 4d 轨道;

$l = 3$ 表示 f 轨道, 能量最高, 形状复杂, 4f 轨道

C. 磁量子数 m

取值受角量子数 l 的影响, 对于给定的 l ,

m 可取: $0, \pm 1, \pm 2, \dots, \pm l$

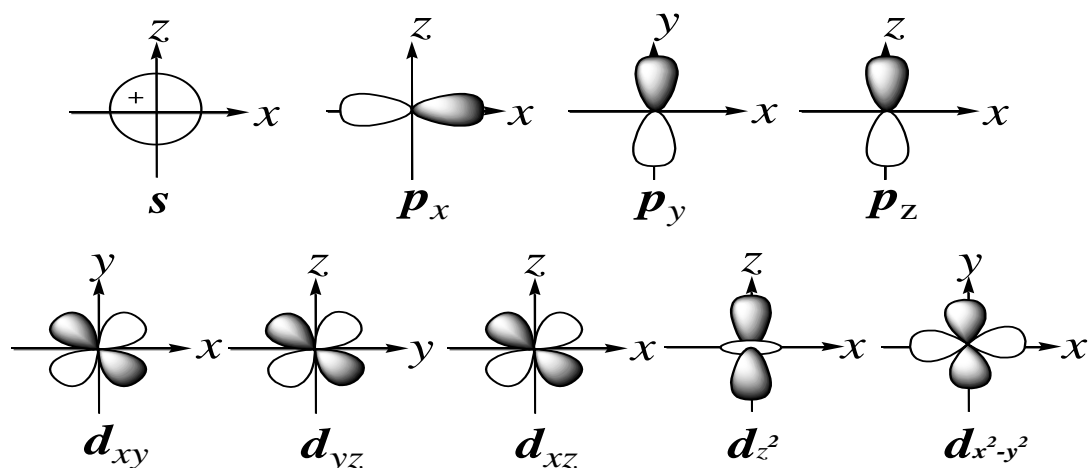
意义 m 决定原子轨道的空间取向

若 $l=3$, 则 $m=0, \pm 1, \pm 2, \pm 3$ 共 7 个值。

每一种 m 的取值, 对应一种空间取向。

n 和 l 一定的轨道, 如 $2p$ 轨道 ($n=2, l=1$) 在空间有三种不同的取向。但一般不影响能量。3 种不同取向的 $2p$ 轨道能量相同。

能量相同的原子轨道称为等价轨道或简并轨道



D、自旋量子数 m_s

电子在沿外磁场方向上的自旋角动量分量, 可用 M_s 表示:

$$M_s = m_s h/2$$

m_s 称为自旋量子数, 取值只有两个, $+\frac{1}{2}$ 和 $-\frac{1}{2}$ 。电子的自旋方式只有两种, 通常用“ $+\frac{1}{2}$ ”和“ $-\frac{1}{2}$ ”顺时针, 逆时针表示。

[练习题]

$n=2$ $l=()$ $m=1$ $m_s=+\frac{1}{2}$

$n=2$ $l=1$ $m=()$ $m_s=+\frac{1}{2}$

$n=3$ $l=0$ $m=()$ $m_s=+\frac{1}{2}$

$n=()$ $l=2$ $m=0$ $m_s=+\frac{1}{2}$

$$n=2 \quad l=() \quad m=-1 \quad ms=+1/2$$

$$n=4 \quad l=() \quad m=0 \quad ms=+1/2$$

$$n=4 \quad l=2 \quad m=() \quad ms=1/2$$

授课日期

教案编号 12

课程名称	无机化学	专业班级	石化 251 (3+)、252
教材名称	无机化学 华中科技大学出版社		
授课题目	原子核外电子排布		
授课学时	2 节 (<input checked="" type="checkbox"/>); 3 节 (); 其它 ()		
课 型	理论 (<input checked="" type="checkbox"/>); 实验 (); 见习 (); 实训 (); 其它 ()		
教学目的	3. 了解核外电子运动的特征, 原子轨道和电子云的概念。 4. 理解四个量子数的物理意义和取值规则。		
教学重点	掌握常用玻璃仪器的使用注意事项。		
教学难点	常用玻璃仪器的使用范围, 及意外事故的处理办法。		
教学方法	讲授 (<input checked="" type="checkbox"/>); 讨论 (); 指导 (); 示教 (); 其它 ()		
电子教案	有 (<input checked="" type="checkbox"/>)	Microsoft PowerPoint (<input checked="" type="checkbox"/>); Author ware (); 其它 ()	
	无 ()		
教学资源	多媒体 (<input checked="" type="checkbox"/>); 模型 (); 标本 (); 实物 (); 音像 (); 其它 ()		
教学过程 时间安排	第一节 认识环境	40'	
	第二节 了解人类与环境的关系	25'	
	第三节 掌握化工与环境保护	15'	
思考题	怎样验证玻璃仪器已经洗涤干净?使用铬酸洗液应注意哪些问题? 容量瓶、量筒能否利用加热的方法进行干燥, 为什么?		
作 业	于下周实验时上交实验报告		
教学后记	<p>讲课后评:</p> <p>常用玻璃仪器的使用注意事项, 学生基本都能正确掌握。</p> <p>但少部分学生对意外事故的紧急处理没有掌握好, 在实训过程中出现问题, 没法应用所学知识去解决, 以至于手忙脚乱。</p> <p>解决办法为: 加强意外事故紧急处理的理论知识的学习和掌握。</p>		

原子核外电子排布（2学时）

授课老师：陈乔彬

[教学要求]

- 5.理解化学反应中的能量关系。
- 6.掌握热化学定律。

[教学重点]

本章重点讲授热化学方程式的书写和热化学定律-盖斯定律的应用。

[教学难点]

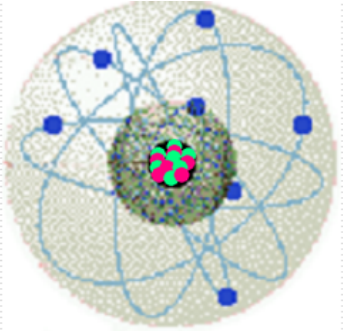
本章难点内容：化学反应焓变的计算。

[基本概念]

体系和环境；状态和状态函数；过程与途径；反应热效应和焓变；热化学定律；生成焓

[授课要点]

[知识点回顾]1

<p>(1) 主量子数 n $n=1, 2, 3, \dots$</p> <p>(2) 角量子数 $l = 0, 1, 2, \dots, n-1$</p> <p>(3) 磁量子数 m $m = +l, \dots, 0, \dots, -l$</p> <p>(4) 自旋量子数 m_s</p>	
$m_s = \frac{1}{2},$	$m_s = -\frac{1}{2}$

1. 四个量子数

A、主量子数 n

取值范围： $n=1, 2, 3, \dots$ （只能是正整数）

物理意义：描述电子运动的范围，即通常所说的电子层，决定电子能量的高低。

主量子数 n 越大，表示电子层离核越远，能级越高

通常 $n=1, 2, 3, \dots$ 的电子层常用符号 K, L, M, ... 表示。

n	1	2	3	4	5	6
电子层名称	第一层	第二层	第三层	第四层	第五层	第六层
电子层符号	K	L	M	N	O	P

B.角量子数 l

角量子数(l)表示同一层内，电子的能量的差别。

取值范围： $l=0, 1, 2, 3, \dots, n-1$ 取值从 0 到 $n-1$ 。共 n 个

物理意义： l 表示电子轨道的形状; l 在多电子原子中和主量子数一起决定电子的能量。

它的取值受主量子数 n 的限制,只有小于 n 的正整数。

当 $l=0, 1, 2, 3, \dots$ 时的各亚层，相应用符号 s, p, d, f, ... 等表示。

光谱符号

例如： $n=1$ 时， l 为 0

S

$n=2$, l 为 0, 1

S

P

$n=n$, l 为 0, 1, 2, 3, \dots, (n-1)


S

P

d

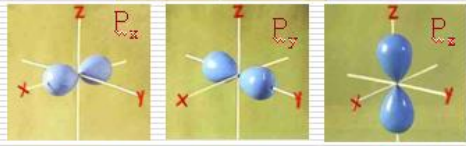
f, \dots

□ $l=0$, S亚层, 球形对称。

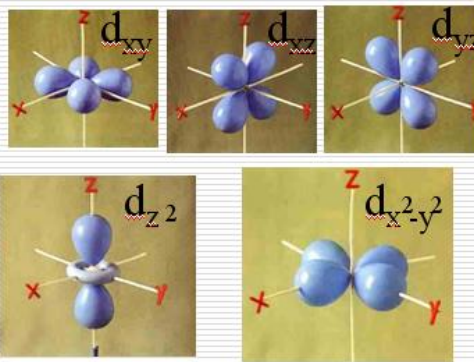


电子云模型 S 轨道

□ $l=1$, P亚层, 双哑铃



□ $l=2$, d亚层, 梅花瓣



□ 亚层符号相同的，无论主能层是否相同，则该亚层上的电子名称都相同，如 **1s、2s、3s、** 都称 **s** 电子，**2p、3p、4p、** 等都称 **p** 电子

C.磁量子数 m

其取值受角量子数的制约。共 $(2l+1)$ 个数值

取值范围： $m=0, \pm 1, \pm 2, \pm 3, \dots, \pm l$

物理意义：表示电子轨道在空间的伸展方向,取值不同表示不同的空间伸展方向；一个值代表一个方向。

当指明了电子运动的三个量子数 n, l, m , 电子运动的轨道也就确定了，波函数 (n, l, m) 称为一个原子轨道,所以说，波函数 n, l, m 和原子轨道是同义词。

[例题]

如： $n=3, l=2$ 时 $m=0, \pm 1, \pm 2$, 表示第三电子层 上 d 亚层有 5 个空间伸展方向不同的 d 轨道。

当 $n=2, l=0$ 时，m 的取值只能是 $m=0$ ，所表示的原子轨道是：

$(2, 0, 0)$ 称 S 轨道

符号： $2s$ S 轨道的形状呈球形对称

当 $n=2, l=1$ 时，m 的取值可以是 -1、0、+1，表示有三个等价轨道（简并轨道）（能量相同）： $(2, 1, 0)$ ； $(2, 1, -1)$ ； $(2, 1, 1)$ 。称为 P 轨道。

D. 自旋量子数 m_s

除了以上三个量子数外，描述电子自身运动特征的自旋量子数 m_s

物理意义：表示电子在原子轨道中运动的空间自旋方向。

(表示电子的两种不同的自旋方式)

注意：1.从薛定谔方程得不到自旋量子数 (m_s)，波函数 $\Psi(n, l, m)$ 只是由 n, l, m 决定的。

2.在一个原子中，不可能存在四个量子数完全相同的电子，因此电子的运动状态可以用四个量子数来描述(n, l, m, m_s)。

电子在原子中运动的可能状态数列于下表:

主量子数	符号	角量子数	原子轨道符号	磁量子数	轨道空间取向数	电子层中总轨道数	自旋量子数	状态数			
								各轨道	各电子层		
1	K	0	1s	0	1	1	↑↓	2	2		
2	L	0	2s	0	1	4	↑↓	2	8		
		1	2p	-1, 0, +1	3					↑↓	6
3	M	0	3s	0	1	9	↑↓	2	18		
		1	3p	-1, 0, +1	3					↑↓	6
		2	3d	-2, -1, 0, +1, +2	5					↑↓	10
4	N	0	4s	0	1	16	↑↓	2	32		
		1	4p	-1, 0, +1	3					↑↓	6
		2	4d	-2, -1, 0, +1, +2	5					↑↓	10
		3	4f	-3, -2, -1, 0, +1, +2, +3	7					↑↓	14

量子数、电子层、电子亚层之间的关系	小 结				
	每个电子层最多容纳的电子数	2	8	18	$2n^2$
	主量子数 n	1	2	3	4
	电子层	K	L	M	N
	角量子数 l	0	1	2	3
	电子亚层	s	p	d	f
	每个亚层中轨道数目	1	3	5	7
	每个亚层最多容纳电子数	2	6	10	14

[例 1]. 对于某多电子原子, 试问在其第三电子层中:

亚层数是多少? 并用符号表示各亚层.

各亚层上的轨道数是多少? 该电子层上的轨道总数是多少?

哪些是等价轨道?

系统内部各种形式能量的总和, 又称内能。

绝对数值难以确定, 但能得到 U 的变化量。

状态函数、具有广度性质。

解:

第三层为 n , 其主量子数 $n = 3$.

1). 亚层数是由角量子数的取值数所决定的, $l = 0, 1, 2$. 所以有三个亚层, $3s, 3p, 3d$.

2). 各亚层的轨道数由磁量子数决定,

$n = 3, l = 0, m = 0$ 1 个 $3s$ 轨道;

$n = 3, l = 1, m = 0, +1, -1$. 3 个 $3p$ 轨道;

$n = 3, l = 2, m = 0, +1, -1, +2, -2$. 5 个 $3d$ 轨道.

此电子层上共有 9 个轨道.

3). 3 个 $3p$ 轨道是等价轨道; 5 个 $3d$ 轨道也是等价轨道.

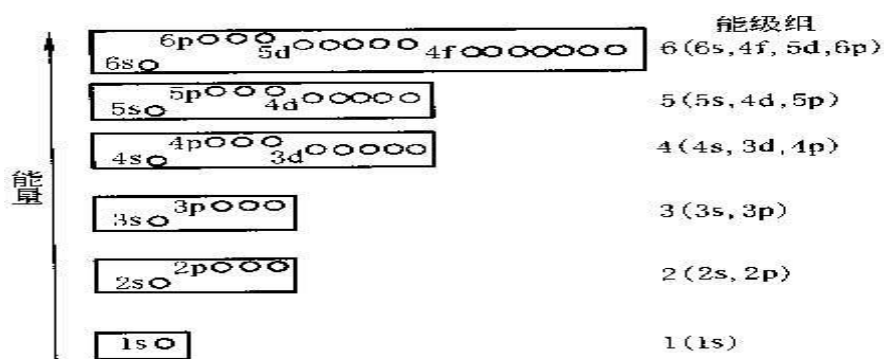
[课堂练习]

1.下列用来表示核外某电子运动状态的各组量子数 (n, l, m, ms) 中, 哪一组是合理的:
()

- (A) 2, 1, -1, -1/2 (B) 0, 0, 0, 1/2
(C) 3, 1, 2, +1/2 (D) 2, 1, 0, 0

2、原子核外电子排布规律

多电子原子轨道的能级



□同一主层中各亚层的能级顺序:

$$ns < np < nd < nf$$

主量子数n相同, l不同, l越大, 能量越高。

□同一亚层在不同电子层中的能级顺序:

$$1s < 2s < 3s$$

角量子数l相同的能级, 其能量由主量子数n决定, n越大, 能量越高。

□同一原子中第三层以外的电子层中常出现能级交错:

$$4s < 3d < 4p; \quad 5s < 4d < 5p; \\ 6s < 4f < 5d < 6p;$$



基态原子中电子的排布原理

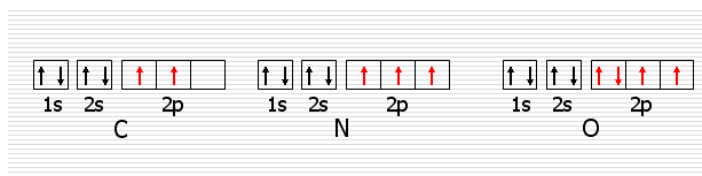
1.能量最低原理 体系的能量越低, 其状态越稳定;

电子在原子轨道上的排布, 要尽可能使电子能量最低。

2.泡利不相容原理 每个轨道最多容纳两个自旋相反地电子

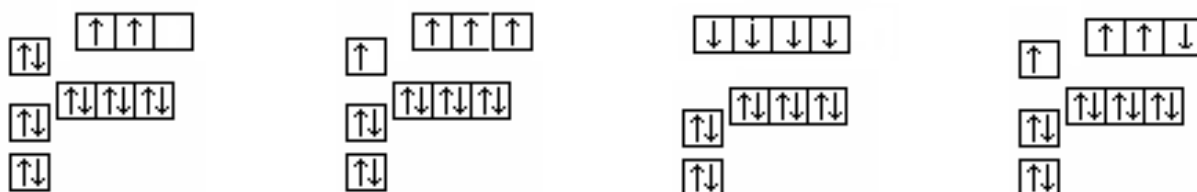
在同一原子中不能存在四个量子数完全相同的两个电子

3.洪德规则 在相同n和相同l的轨道上分布的电子, 将尽可能分占m值不同的轨道, 且自旋平行。



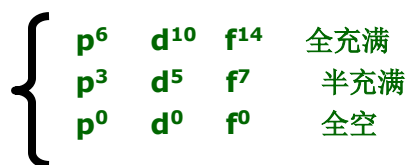
[练习]

下图中正确表示基态硅原子的是 ()



A.洪德规则

特例：对于**同一能级**，当电子排布为全充满、半充满或全空时，整个原子体系最稳定

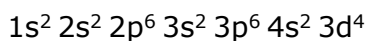


[思考题]

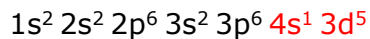
写出 **Cr** 和 **Cu** 的电子排布式

Cr(24)

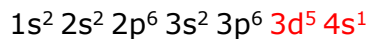
电子填充式为：



考虑洪德规则特例：

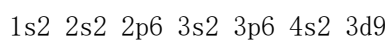


所以其电子排布式为：

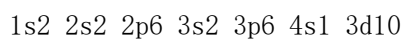


Cu(29)

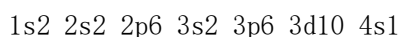
电子填充式为：



考虑洪德规则特例：



所以其电子排布式为：

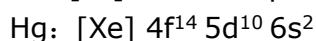
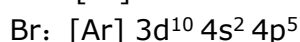
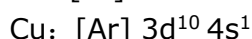
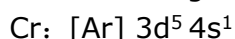


B. 原子实

说明：

为了简化原子的电子结构，通常将内层已达稀有气体的电子层结构，用稀有气体加方括号表示，并称为“原子实”。

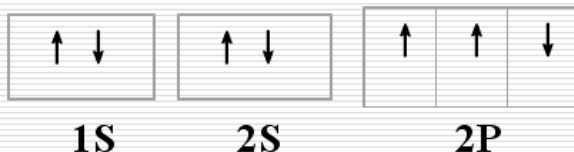
例：Cr、Cu、Br和Hg的电子排布式为：



[课堂练习]

1. 下列各原子的核外电子排布是否正确？如不正确，请指出违反哪一条原则。

(1) N (原子序数为7) 的轨道表示式为：



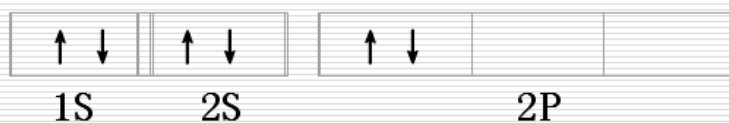
(2) B (原子序数为5) 原子的电子排布式为：
:1S²2S³

(1) 不正确。它违反洪特规则。

(2) 不正确。它违反泡利原理。

2. 下列各原子的核外电子排布是否正确？如不正确，请指出违反哪一条原则。

C (原子序数为6) 的轨道表示式为：



不正确。它违反洪特规则。

例如: ${}_{13}\text{Al} \quad 1\text{S}^2 2\text{S}^2 2\text{P}^6 3\text{S}^2 3\text{P}^1$

或 ${}_{13}\text{Al}: [\text{Ne}] 3\text{S}^2 3\text{P}^1$

(对) ${}_{24}\text{Cr} \quad 1\text{S}^2 2\text{S}^2 2\text{P}^6 3\text{S}^2 3\text{P}^6 3\text{d}^5 4\text{S}^1$

(错) $1\text{S}^2 2\text{S}^2 2\text{P}^6 3\text{S}^2 3\text{P}^6 3\text{d}^4 4\text{S}^2$

或 ${}_{24}\text{Cr} : [\text{Ar}] 3\text{d}^5 4\text{S}^1$

(对) ${}_{29}\text{Cu} \quad 1\text{S}^2 2\text{S}^2 2\text{P}^6 3\text{S}^2 3\text{P}^6 3\text{d}^{10} 4\text{S}^1$

(错) $1\text{S}^2 2\text{S}^2 2\text{P}^6 3\text{S}^2 3\text{P}^6 3\text{d}^9 4\text{S}^2$

或 ${}_{29}\text{Cu}: [\text{Ar}] 3\text{d}^{10} 4\text{S}^1$

内层电子分布与相应的稀有气体原子的电子分布相同的那部分实体, 可用原子实表示

He2 Ne10 Ar18 Kr36 Xe54 Rn86

如 P 可表示为: $[\text{Ne}] 3\text{s}^2 3\text{p}^3$

练习: 写出 K 原子的电子排布式, 并用原子实表示。

电子排布式: $1\text{s}^2 2\text{s}^2 2\text{p}^6 3\text{s}^2 3\text{p}^6 4\text{s}^1$

用原子实表示: $[\text{Ar}] 4\text{s}^1$

授课日期

教案编号 12

课程名称	无机化学	专业班级	石化 251 (3+)、252
教材名称	无机化学 华中科技大学出版社		
授课题目	元素周期律和元素基本性质的周期性变化		
授课学时	2 节 (√); 3 节 (); 其它 ()		
课 型	理论 (√); 实验 (); 见习 (); 实训 (); 其它 ()		
教学目的	1. 熟悉核外电子排布式与元素周期表之间的关系。 2. 基本掌握有效核电荷、原子半径、电离能、电子亲和能、电负性、元素的氧化数等元素性质周期性变化规律。		
教学重点	掌握核外电子排布式与元素周期表之间的关系。		
教学难点	让学生理解并掌握元素周期表中所有元素性质的周期性变化规律都与其核外电子排布有密切关系。		
教学方法	讲授 (√); 讨论 (); 指导 (); 示教 (); 其它 ()		
电子教案	有 (√)	Microsoft PowerPoint (√); Author ware (); 其它 ()	
	无 ()		
教学资源	多媒体 (√); 模型 (); 标本 (); 实物 (); 音像 (); 其它 ()		
教学过程 时间安排	1. 元素周期表	20'	
	2. 元素性质的周期性	25'	
	3. 电离能、电子亲和能、电负性	35'	
	4. 元素的氧化值	5'	
思考题	见教案中[思考题]		
作 业	预习下一节内容，并巩固课堂习题。		
教学后记	<p>讲课后评:</p> <p>学生对元素周期表中金属性非金属性、得失电子能力、半径变化、电负性、电离能、电子亲和能等的变化规律可以很好的掌握。</p> <p>但少部分学生对元素性质周期性变化规律受电子层结构周期性变化规律即核电子排布的影响没有完全掌握。</p>		

元素周期律和元素基本性质的周期性变化（2学时）

授课老师：陈乔彬

[教学要求]

1. 熟悉核外电子排布式与元素周期表之间的关系。
2. 基本掌握有效核电荷、原子半径、电离能、电子亲和能、电负性、元素的氧化数等元素性质周期性变化规律。

[教学重点]

本章重点讲授掌握核外电子排布式与元素周期表之间的关系。

[教学难点]

本章难点内容：让学生理解并掌握元素周期表中所有元素性质的周期性变化规律都与其核外电子排布有密切关系。

[基本概念]

电离能；电子亲和能；电负性；

[授课要点]

1. 元素周期表

周期：

□三短：一特短、两短

□三长：两长、一特长

□一个不完全的特长周期。

周期	元素数目	相应能级组中原子轨道	电子最大容量
1	2	1S	2
2	8	2S 2P	8
3	8	3S 3P	8
4	18	4S 3d 4P	18
5	18	5S 4d 5P	18
6	32	6S 4f 5d 6P	32
7	23 (未完)	7S 5f 6d (未完)	未满

周期数 = 最外电子层的主量子数n

A. 短周期电子排布

短周期电子的排布							
电子填充轨道顺序: $1S \rightarrow 2S \rightarrow 2P \rightarrow 3S \rightarrow 3P$							
H $1S^1$							He $1S^2$
Li $1S^2 2S^1$	Be $1S^2 2S^2$	B $1S^2 2S^2 2P^1$	C $1S^2 2S^2 2P^2$	N $1S^2 2S^2 2P^3$	O $1S^2 2S^2 2P^4$	F $1S^2 2S^2 2P^6$	Ne $1S^2 2S^2 2P^6$
Na $1S^2 2S^2 2P^6 3S^1$	Mg $1S^2 2S^2 2P^6 3S^2$	Al $1S^2 2S^2 2P^6 3S^2 3P^1$	Si $1S^2 2S^2 2P^6 3S^2 3P^2$	P $1S^2 2S^2 2P^6 3S^2 3P^3$	S $1S^2 2S^2 2P^6 3S^2 3P^4$	Cl $1S^2 2S^2 2P^6 3S^2 3P^5$	Ar $1S^2 2S^2 2P^6 3S^2 3P^6$

原子核外电子排布式按照原子轨道能量由低到高的顺序填写

B. 长周期电子排布

最外层电子填充轨道顺序: $1S \rightarrow 2S \rightarrow 2P \rightarrow 3S \rightarrow 3P \rightarrow 4S \rightarrow 3d \rightarrow 4P \rightarrow 5S \rightarrow 4d \rightarrow 5P \rightarrow 6S \rightarrow 4f \rightarrow 5d \rightarrow 6P \rightarrow 7S \rightarrow 5f \rightarrow 6d \rightarrow 7P \rightarrow \dots$

$_{19}\text{K}$ 原子的电子构型: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$

$_{21}\text{Sc}$ 原子的电子构型: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^1 4s^2$

注意: 3d电子的能量高于4s电子, 但填写Sc电子排布式时不要写为: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^1$

C. 族与价电子构型

价电子: 参加化学反应时能用于成键的电子; $\text{Na}+\text{Cl}^-$

价电子层: 价电子所在的亚层。

同周期的元素的电子层数相同,

同族中的元素的价电子构型基本相同。

周期表共有 18 个纵行, 每一纵行为一族。

主族: 即 IA ~ VIIA

族数=原子的最外层电子数($ns+np$)。

副族: 即 IB ~ VIIB。

VIIIA 主族(0 族): 惰性气体

VIIIB 副族(VIII 族):三个纵行

D、周期表的元素分区

s 区元素(ns^{1-2}): I A, II A 族元素

p 区元素(ns^2np^{1-6}): III A——VIII A 族元素

d 区元素($(n-1)d^{1-10}ns^{1-2}$): III B——VIII B 族元素

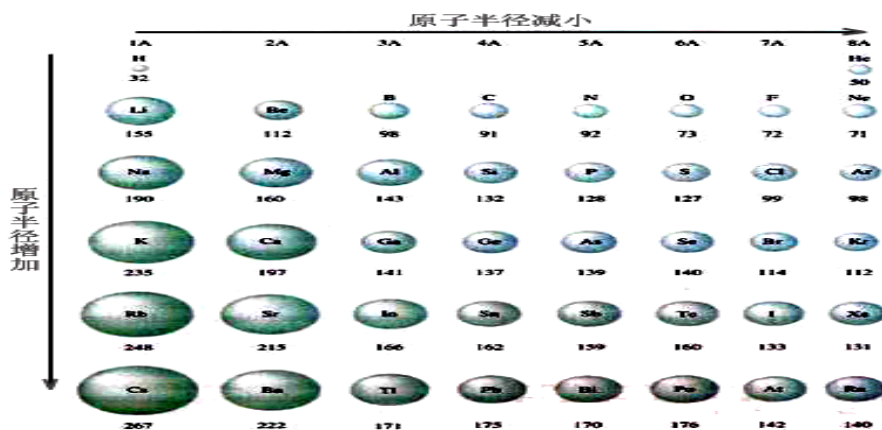
ds 区元素($(n-1)d^{10}ns^{1-2}$): I B, II B 族元素

f 区元素($(n-2)f^{1-14}(n-1)d^0-1ns^2$): 镧系和锕系元素

[小结]

- A.元素周期表是按原子结构排列的。
- B.原子序数=核电荷数=核外电子数
- C.周期数=电子层数=能级组数
- D.元素性质的周期性是由于原子序数的逐渐增大，周期性的重复着电子层结构的缘故。
- E.俄国化学巨匠门捷列夫认为元素性质随着元素相对原子质量的变化，而本质上，元素的性质随着核电荷数的递增而呈周期性的变化，这就是元素周期律。
- F.元素性质的周期性来源于原子电子构型的周期性。

2. 元素性质的周期性



- 主族元素: 从左到右 r 减小
- 从上到下 r 增大
- 过渡元素: 从左到右 r 缓慢减小
- 从上到下 r 略有增大

镧系收缩:镧系元素缓慢递减的现象。 P121

A.同周期中

从左向右，在原子序数增加的过程中，有两个因素在影响原子半径的变化

- ① 核电荷数 Z 增大，对电子吸引力增大，使得原子半径 r 有减小的趋势。
- ② 核外电子数增加，电子之间排斥力增大，使得原子半径 r 有增大的趋势。

这是一对矛盾，以哪方面为主？

以 ① 为主。即同周期中从左向右原子半径减小。

只有当 $d5, d10, f7, f14$ 半充满和全充满时，层中电子的对称性较高，这时 ② 占主导地位，原子半径 r 增大。

B.同族中

同族中，从上到下，有两种因素影响原子半径的变化趋势

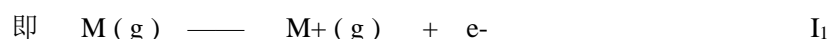
- ① 核电荷 Z 增加许多，对电子吸引力增大，使 r 减小；
- ② 核外电子增多，增加一个电子层，使 r 增大。

在这一对矛盾中，② 起主导作用。同族中，从上到下，原子半径增大。

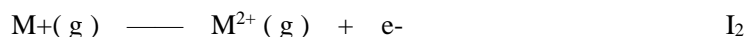
主族元素	Li	123 pm
	Na	154 pm
	K	203 pm
	Rb	216 pm
	Cs	235 pm

3.电离能

电离能的定义：某元素 1 mol 基态气态原子，失去最高能级的 1 个电子，形成 1 mol 气态离子 (M^+) 所吸收的能量，叫这种元素的第一电离能 (用 I_1 表示)。



1 mol 气态离子 (M^+) 继续失去最高能级的 1 mol 电子，形成 1 mol 气态离子 (M^{2+}) 所吸收的能量则为第二电离能 I_2 。

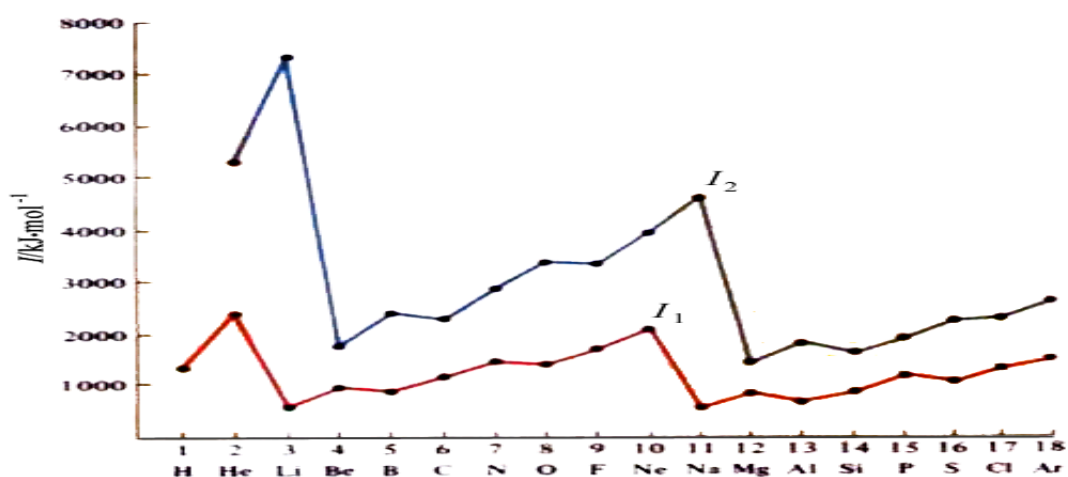


用类似的方法定义 I_3, I_4, \dots, I_n 。

电离能经常以 1 mol 原子为单位进行计算，所以电离能的物理学单位是 kJ mol^{-1} 。

电离能变化：

- (1) 主族元素：同周期：从左到右 I_1 增大；同族：从上到下 I_1 减小
- (2) 过渡元素： I_1 变化不大 总趋势：从左到右 I_1 略有增加



B 硼 电子结构为:

[He] 2s² 2p¹, 失去 2p 的一个电子, 达到类似于 Be 的 2s² 全充满的稳定结构。所以其 I₁ 小于 Be

N 氮 电子结构为 [He] 2s² 2p³, 2p³ 为半充满结构, 比较稳定, 不易失去电子。I₁ 增大明显。

O 氧 电子结构为 [He] 2s² 2p⁴, 失去 2p⁴ 的一个电子, 即可达到 2p³ 半充满稳定结构。所以 I₁ 有所降低, 以至于小于氮的第一电离能。

Ne 氖 电子结构为 [He] 2s² 2p⁶, 为全充满结构, 不易失去电子, 所以其电离能在同周期中最大。

4.电子亲和能

定义: 1 mol 某元素的基态气态原子, 得到 1mol 电子, 形成气态负离子 (M⁻) 时所放出的能量, 叫该元素的第一电子亲和能。用 Y₁ 表示。同样有 Y₂, Y₃, Y₄ ... 等。

第一电子亲和能在周期表中的变化:

若原子的核电荷 Z 大, 原子半径 r 小, 核对电子引力大, 结合电子后释放的能量多, 于是电子亲和能 Y 大。

测得的电子亲和能数据不全, 有些是计算出来的。

同周期	B	C	N	O
E / kJ mol ⁻¹	23	122	(- 58)	141

从左向右, 电子亲和能 Y 增大, 其中氮元素的 (- 58) 是计算值。

负值表示的是吸热, 还是放热? 为何为负值?

因为 N 的电子结构为 [He] 2s² 2p³, 2p 轨道半充满, 比较稳定。故 N 原子不易得电子, 如果得到电子, 非但不释放能量, 反而要吸收能量。所以 Y 为负值。

同主族

F	-327.9
Cl	-348.8
Br	-324.6
I	-295.3

从上到下电子亲合能逐渐变小，但 F 元素反常。因为 F 的原子半径非常小，电子云密度大，排斥外来电子，不易与之结合，所以 Y 反而比较小。

5.电负性

为衡量元素的得失电子的综合能力。

元素的电负性是指在分子中原子吸引成键电子的能力。

见 P124 表 5-7。

1932 年，Pauling 提出了电负性的概念

电负性表示一个元素的原子在分子中吸引电子的能力。并规定氟的电负性约为 4.0，其它元素与氟相比，得出相应数据。

Li	Be	B	C	N	O	F	
X	0.98	1.57	2.04	2.15	3.04	3.44	3.98
Cl							
3.16							
Br							
2.96							
I							
2.66							

同周期中，自左向右，电负性变大，元素的非金属性增强。

同族中，自上而下，电负性变小，元素的金属性增强。

6.元素的金属性和非金属性

元素的金属性可用电离能来衡量，是元素的原子失电子成为阳离子的能力。

元素的非金属性可用电子亲和能来衡量。元素的金属性和非金属性可用电负性来综合衡量。

一般认为：

$X < 2.0$ 为金属，

$X > 2.0$ 为非金属。

7.元素的氧化值

元素的最高氧化值随价层电子构型的周期性重复，也呈周期性的变化。

通常元素的最高氧化值等于其价电子总数，也等于其族数。如 P125 表 5-8。

但也有例外：VIII A 和 VIII B，IB 族（Cu 为+2；Ag、Au 为+3）。

教 案

授课日期：2025 年 10 月 17 日

教案编号：01

授课题目 (章、节)	实验一、仪器的认领、洗涤和基本操作训练
教学安排	<p>教学学时：3 学时</p> <p>教学方式：讲述、演示、讲解、实验</p> <p>教学资源：教材、板书、常用化学实验室玻璃仪器：玻璃棒、试管、试管刷、烧杯等</p>
教学目标	<p>一、熟悉化学实验室的规则和要求</p> <p>二、领取无机化学实验常用仪器，熟知其名称、用途</p> <p>三、练习常用仪器的洗涤和干燥方法</p>
教学重点	化学实验室各类规章制度、安全守则、各类无机化学实验常用仪器的用途
教学难点	各类无机化学实验常用仪器的使用注意事项、安全技术要点
教学内容	<p>(一) 课程思政</p> <p>无机化学实验课程思政的核心是将科学精神与价值引领相结合，培养学生的家国情怀和社会责任感。通过实验教学，引导学生认识化学对社会进步、环境保护和科技创新的贡献，激发学生服务社会、报效祖国的使命感。在实验过程中，通过讲解绿色化学理念、重大科学家事迹和化学发展历程，培养学生的科学素养与创新意识，同时渗透敬业、严谨和求实的职业态度。</p> <p>课程还强调团队协作与规范操作，促进学生的综合能力发展，使他们既掌握专业知识，又具备正确的价值观和人生观，为培养德才兼备的新时代人才奠定基础。</p> <p>(二) 化学实验规则</p> <ol style="list-style-type: none"> 1、实验前应认真预习，明确实验目的，了解实验的基本原理和方法，了解注意事项，写出预习报告。 2、实验时要遵守操作规则，遵守一切必要的安全措施，保证实验安全。 3、遵守纪律，不迟到，不早退（迟到 15 分钟者，不得参加当天实验）。保持室内安静，不要大声谈笑。不做与实验无关的事情。 4、使用水、电、药品时都要以节约为原则，对仪器要爱护，损坏仪器必须进行登记赔偿。 5、不准将实验仪器、药品及其它用品随便带出实验室，如果确有需要，必须办

理借用手续。

6、实验过程中，随时注意保持工作环境的整洁。火柴梗、纸张、废品等只能丢入废物桶内，不要丢入水槽，以免水槽堵塞。实验完毕后洗净、收好玻璃仪器，把实验桌、公用仪器、试剂架整理好。

7、实验中要集中注意力，认真操作，仔细观察，将实验中的一切现象和数据都如实记在报告本上，不得涂改和伪造。根据原始记录，认真处理数据，按时写出实验报告。

8、对实验内容和安排不合理的地方提出改进的方法。对实验中的一切现象（包括反常现象）进行讨论，并大胆提出自己的看法，做到生动、活泼、主动地学习。

9、实验后由同学们轮流值日，负责打扫和整理实验室。检查水、门窗是否关好，电源插头是否拔掉，以保证实验室的安全。

10、尊重教师的指导。

（三）实验室的安全

化学实验时，经常使用水、电、各种药品及仪器，如果马马虎虎，不遵守操作规则，不但实验会失败，还可能造成事故（如失火、中毒、烫伤或烧伤等）。出了事故，不但国家财产受到损失，还会损害人的健康。在化学实验中是否一定会出现事故呢？不是！只要我们思想上重视，又遵守操作规则，那么，事故是完全可以避免的。

❖ 实验室的安全规则

1、浓酸、浓碱具有强腐蚀性，用时要小心，不要把它洒在皮肤和衣服上。稀释硫酸时，必须把酸注入水中，而不是把水注入酸中。

2、有机溶剂（如乙醇、乙醚、苯、丙酮等）易燃，使用时一定要远离火焰，用后应把瓶塞塞严，放在阴凉的地方。

3、制备具有刺激性的、恶臭的、有毒的气体（如 H_2S 、 Cl_2 、 CO 、 SO_2 、 Br_2 等），或进行能产生这些气体的实验，以及加热或蒸发盐酸、硝酸、硫酸或溶解试样时，必须注意要在通风的条件下进行。

4、氯化汞和氰化物有剧毒，不得进入口内或接触伤口。氰化物不能碰到酸（氰化物与酸作用放出氢氰酸，使人中毒）。砷酸和钡盐毒性很强，不得进入口内。

5、实验完毕后，值日生和最后离开实验室的人员都应负责检查水、电开关是否关好，门窗是否关好。

❖ 消防

消防，应以防为主。万一不慎起火，切不要惊慌，只要掌握灭火的方法，就能迅速把火扑灭。在失火以后，应立即采取如下措施：

1、防止火势蔓延

- (1) 停止加热。
- (2) 拉开电闸。
- (3) 把一切可燃物质（特别是有机物质、易燃、易爆物质）移到远处。

2、灭火

物质燃烧需要空气和一定的温度，所以，通过降温或者将燃烧的物质与空气隔绝，就能达到灭火的目的。谈到灭火，大家很自然地会想到水，它来源丰富，使用方便，水使燃烧区的温度降低而灭火。但化学实验室有其特殊的地方，例如，水能和某些化学药品（如金属钠）发生剧烈反应，从而导致更大火灾。又如某些有机溶剂（如苯、汽油）着火时，因它们与水互不相溶，又比水轻，故浮在水面上，水不仅不能灭火，反而使火场扩大。在这种情况下应用沙土和石棉布灭火。实验室常备的灭火器材有沙箱、灭火毯（石棉布或玻璃纤维布）、灭火器（泡沫、二氧化碳、干粉）等种类。

泡沫灭火器的药液成分是碳酸氢钠和硫酸铝，用灭火器喷射起火处，泡沫把燃烧物包住，使燃烧物隔绝空气而灭火，此法不适用于电线走火引起的火灾。二氧化碳灭火器内装液态二氧化碳，是化学实验室最常使用，也是最安全的一种灭火器，适用于油脂和电器的灭火，但不能用于金属灭火。干粉灭火器的主要成分是碳酸氢钠等盐类物质，适量的润滑剂和防潮剂，适用于油类、可燃气体、电器设备等不能用水扑灭的火焰。

❖ 实验室一般伤害的救护

1、割伤 先挑出伤口的异物，然后在伤口抹上碘酒后用消毒纱布包扎。也可贴上“创可贴”，能立即止血，且易愈合。

2、烫伤 在伤口处抹烫伤油膏或万花油，不要把烫出的水泡挑破。

3、受酸腐伤 先用大量水冲洗，再用饱和碳酸氢钠溶液或稀氨水冲洗，最后再用水冲洗。

4、受碱腐伤 先用大量水冲洗，再用醋酸溶液（ $20\text{g} \cdot \text{L}^{-1}$ ）或硼酸溶液冲洗，最后再用水冲洗。

5、酸和碱不小心溅入眼中 必须用大量水洗冲，持续 15min，随后即到医生处检查。

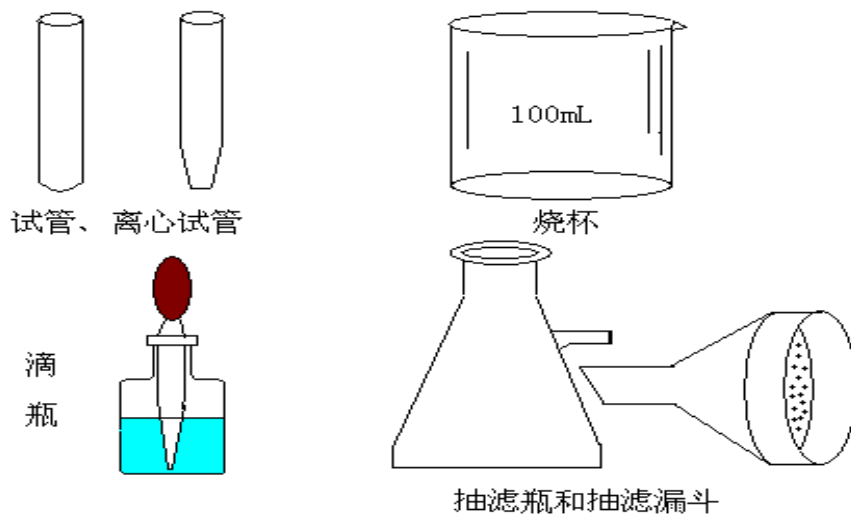
6、吸入溴蒸气、氯气、氯化氢气体，可吸入少量酒精或乙醚混合蒸气。

每个实验室里都备有必要的药品，以备急用。如果伤势较重，应立即去医院就医。

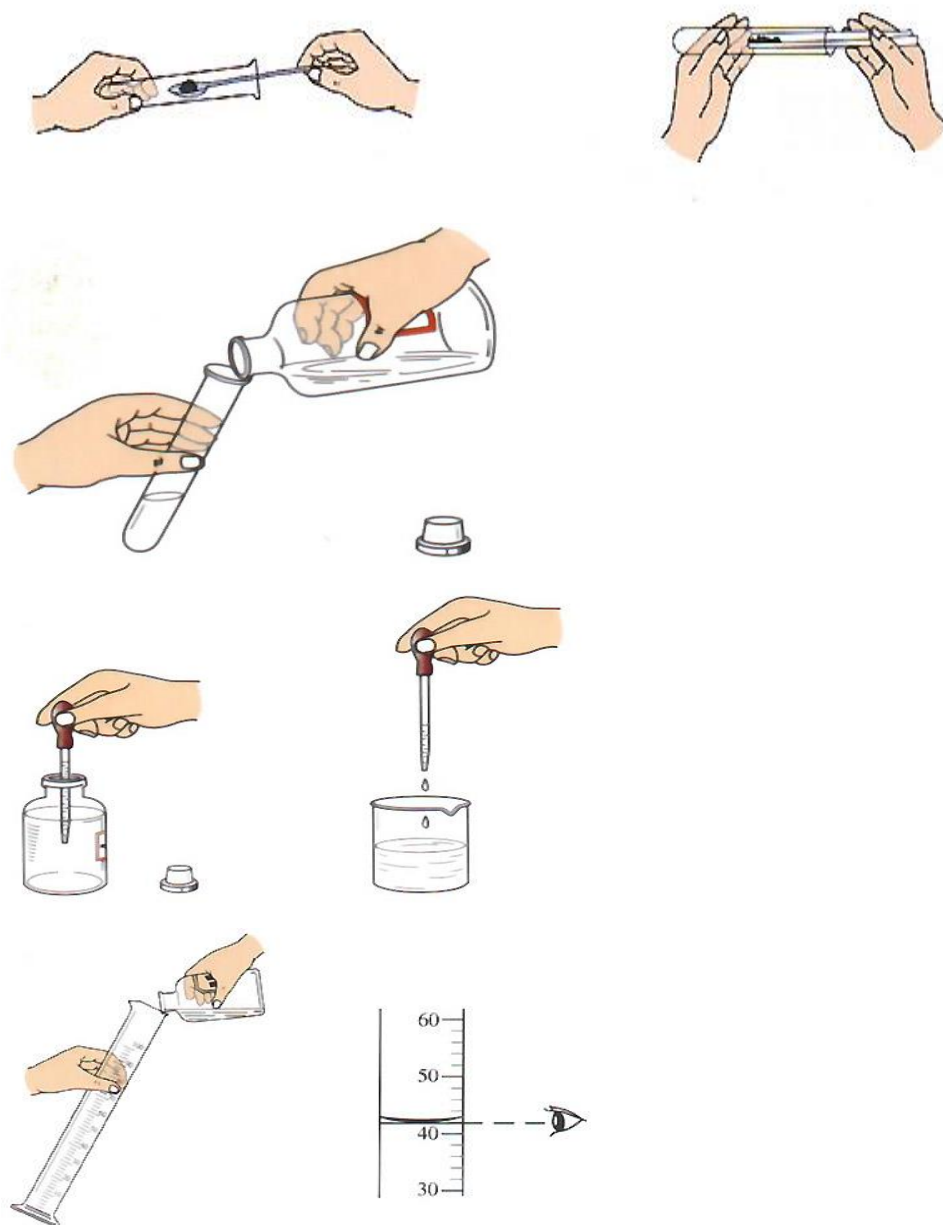
(四) 认领仪器



图 1 化学实验中其它比较常用仪器示意图



1、试剂的取用



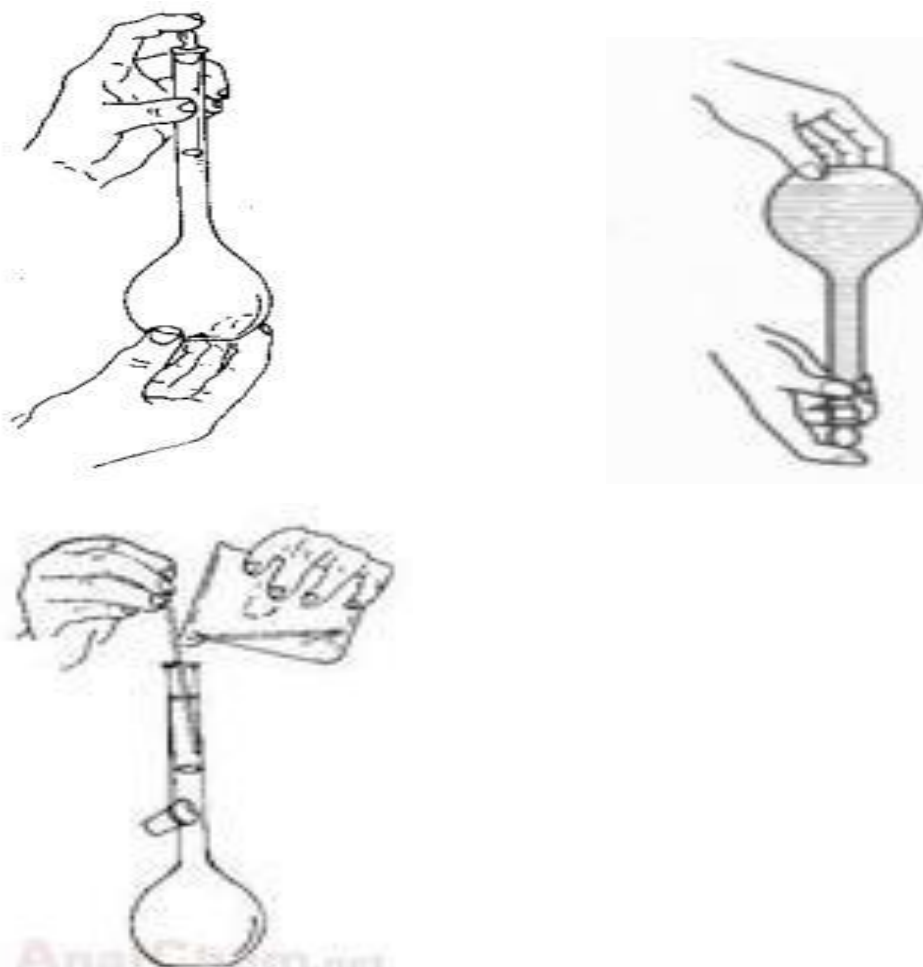
2、移液管的使用

移液管是用于准确移取一定体积的量出式玻璃仪器常见规格有 1mL、2mL、5mL、10mL、25mL、50mL。

①如移液管未标“吹”字，残留在移液管末端的溶液，不可用外力使其流出，因移液管的容积不包括末端残留的溶液；

②移液管不得在烘箱中烘烤，也不许以任何方式对其加热。

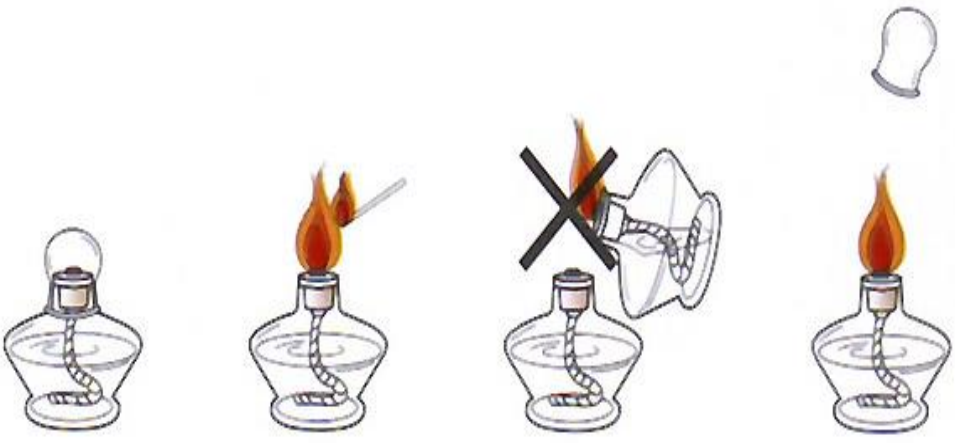
3、容量瓶的使用

	 <p>① 溶样② 移液③ 涮洗烧杯及玻璃棒④ 定容⑤ 摇匀</p> <p>注意：</p> <p>①若振荡后液面下落，此为正常现象，不要加蒸馏水补齐；</p> <p>②热溶液应先冷却至室温再配制；</p> <p>③不要用容量瓶长期存放溶液，未用完的溶液应转移至试剂瓶中保存；</p> <p>④容量瓶不得在烘箱中烘烤，也不许以任何方式对其加热。</p>
<p>组织设计</p>	<p>一、介绍化学实验室的实验守则、安全注意事项、应急处置方法</p> <p>二、讲解无机化学实验常用仪器的名称用途及演示操作要点</p> <p>三、讲解常用仪器洗涤和烘干的方法</p> <p>四、组织分组进行实验练习操作</p> <p>五、思考题、实验报告</p>
<p>教学实践</p>	<p>实验一、仪器的认领、洗涤和基本操作训练</p>

教 案

授课日期：2025 年 10 月 31 日

教案编号：02

授课题目 (章、节)	实验二、 玻璃仪器的加工及酒精灯、酒精喷灯的使用
教学安排	教学学时：3 学时 教学方式：讲述、演示、讲解、实验 教学资源：教材、板书、酒精灯、酒精喷灯、玻璃棒、玻璃管等
教学目标	一、了解酒精灯和酒精喷灯的构造和原理，掌握正确的使用方法 二、练习玻璃管（棒）的截断、弯曲、拉制和熔烧等基本操作 三、完成玻璃棒、滴管的制作
教学重点	酒精喷灯的使用，玻璃管的加工
教学难点	用酒精喷灯进行加热操作，滴管的加工
教学内容	<p>(一) 酒精灯的构造、使用</p> <p>构造：灯罩、灯芯、灯壶三部分组成</p> <p>使用注意事项：</p> <p>(1) 点灯：决不允许用燃着的酒精灯对点，否则易引起火灾。</p> <p>(2) 添灯：添加酒精必须熄灭灯焰，再用漏斗注入。酒精的最大容量不超过容积的 2/3，最小容量不少于 1/4。</p> <p>(3) 灭灯：熄灭灯焰时，用灯罩将火焰熄灭，决不能吹灭。盖灭片刻后，应将灯罩打开一次，再重新盖上，以免冷却后盖内形成负压而打不开罩子。</p> <p>(4) 放置：盖好灯帽，否则酒精易挥发造成浪费，且酒精挥发后灯芯上留下酒精中的水分使灯芯不易点燃或燃烧不好。</p> <p>使用方法</p> 



(二) 酒精喷灯的构造和使用方法



使用方法:

- (1) 添加酒精 先用漏斗从油孔注入酒精, 不超过酒精罐的 4/5 (约 250mL), 将盖拧紧, 避免漏气, 然后倾倒一下, 以使立管内灯芯被酒精润湿, 以防灯芯烧焦。
- (2) 预热 将预热盆内注入少量酒精, 点燃, 待酒精快燃尽时, 喷气桶即行喷火。
- (3) 调节空气进入量 上下移动空气调节器至适当位置, 待达到火力集中, 喷火强烈时, 拧紧固定, 即可工作。
- (4) 灭灯 旋松空气调节器旋钮, 用空气吹灭或用石棉网盖灭。

(三) 玻璃管的加工

玻璃管的加工通常有截断、熔烧、弯曲、拉细等操作。

(1) 玻管的截断

常用玻管内径为 6-15mm。将玻管平放在桌子边缘, 左手捏紧玻管, 右手持锉刀, 用锉刀的棱沿着拇指指甲在需截断处用力向前锉或向后拉 (注意不允许来回锉, 以免磨损锉刀和锉痕不平整), 锉出一道凹痕。锉出来的凹痕应与玻璃管垂直, 以保证玻璃管截断后截面平整。

刻好痕迹后, 两手分别握住玻管锉痕的两边, 使双手拇指抵住挫痕的背面, 其余各指按住玻管, 拇指放在划痕的背面向前推压, 同时食指向后拉, 即可截断玻璃管。

玻棒的截断与上相同。

(2) 管口的加工—熔光

玻管截断后的断面非常锋利, 不但很容易割破手指, 而且也不能把它插入橡皮塞或橡皮管。因此截断后应立即把断口整平和烧圆, 烧圆时应把断口放在酒精灯焰的外焰部分加热。加热时, 要不断转动玻管, 使端口各部分受热均匀到被加热的地方发红, 就可移离火焰。如果加热时间长, 端口处可能完全熔化而使断口收缩变小, 直径小的玻管, 可能由于熔化而把断口封牢, 断口移离火焰时, 动作可以慢些, 让它在火焰附近转动, 以便红热部分慢慢冷却下来。如果冷却过快, 红热部分可能由于冷热不均而炸裂。

玻棒一经截断, 其断面应该烧圆后才可使用。

	<p>(3) 玻管的弯曲</p> <p>玻管受热到一定程度就会变软，发生形变，这是弯曲玻管时所依据的道理。</p> <p>弯曲玻管时，应该使弯曲处的受热部位长一些（约 4-5cm），弯曲时才比较容易。同时也不会产生皱褶。如果弯曲处的受热部位只有 1-2cm，那么左右相邻的地方不会变软，弯曲时只有受热部位变形，而使弯曲处产生皱褶，或是瘪进去。</p> <p>酒精灯焰弯曲玻管：可在灯头上加一个金属制的鱼尾形的扩焰器，把火焰变得扁平宽大，以便使玻管的受热长度长一些。当玻管烧至红软还没有自动变形之前，就可以利用两手的动作，在火焰里把它弯成需要的角度。弯曲时两手握住玻管的</p> <p>管的两端，手心向上，并同时轻轻地向上托，借着玻管红软部分下坠的力，一次完成所需要的角度。</p> <p>酒精喷灯弯曲玻管：由于温度较高，玻管在很短的时间里就会变得红软，所以加热时受热长度可以长一些（约 4-5cm），让它受热发软，软到松开右手就会在重力的作用下弯曲。这时就可以把它从火焰里移出来，完成所需的角</p> <p>度。</p> <p>弯曲要求：内侧不瘪、两侧不鼓、角度正确、不偏不歪，而且弯曲后的玻璃管要在同一平面上（不能有扭曲现象）。</p>
<p>组织设计</p>	<ol style="list-style-type: none"> 一、介绍酒精灯的构造、使用、安全注意事项等 二、介绍酒精喷灯的构造、使用、安全注意事项等 三、讲解、演示玻璃棒、玻璃管截断 四、讲解、演示玻璃管加热制作弯头 五、讲解、演示玻璃管加热拉制滴管 六、组织分组进行实验练习操作 七、思考题、实验报告
<p>教学实践</p>	<p>实验二、 玻璃仪器的加工及酒精灯、酒精喷灯的使用</p>

教 案

授课日期：2025年11月14日

教案编号：03

授课题目 (章、节)	实验三、溶液的配制
教学安排	教学学时：3学时 教学方式：讲述、演示、讲解、实验 教学资源：教材、板书、电子天平、量筒、移液管、容量瓶等
教学目标	一、练习电子天平的使用、学习移液管、吸管、量筒、容量瓶的使用方法 二、掌握溶液的质量分数、质量摩尔浓度、物质的量浓度的概念和计算方法 三、掌握一般溶液和特殊溶液的配制方法和基本操作。
教学重点	溶液的质量分数、质量摩尔浓度、物质的量浓度概念及计算方法的讲解
教学难点	量筒、移液管的使用和容量瓶的定容
教学内容	<p>配制一定浓度的溶液的方法有多种，一般根据溶质的性质而定。对于某些易于提纯而稳定不变的物质[如草酸($\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$)、碳酸钠($\text{Na}_2\text{CO}_3$)等]，可以精确称取其纯晶体，并通过容量瓶等仪器直接配制成所需一定体积的精确浓度的溶液。对于某些不易提纯的物质[如氢氧化钠(NaOH)]或市售的浓溶液[如硫酸(H_2SO_4)、盐酸(HCl)等]，可先配制成近浓度的溶液，然后用已知精确浓度的溶液(叫做标准溶液)来测定它们的浓度。</p> <p>(一) 浓度的表示方法</p> <p>用固体配制</p> <p>1、质量分数(x)或(w): $x = \frac{m_{\text{质}}}{m_{\text{液}}}$</p> <p>2、质量摩尔浓度(m 或 b): $b = \frac{n_{\text{溶质}}(\text{mol})}{\text{溶剂质量}(\text{kg})}$</p> <p>3、物质的量浓度(c): $c = \frac{n_{\text{质}}(\text{mol})}{V_{\text{液}}(\text{L})} = \frac{m_{\text{质}}(\text{g})}{M_{\text{质}}(\text{g/mol})V_{\text{液}}(\text{L})}$</p> <p>用液体或浓溶液配制</p> <p>1、$c_1V_1 = c_2V_2$ 或 $c_2 = c_1 \frac{V_1}{V_2}$</p> <p>2、$c = \frac{1000 \times \rho \times \omega}{M_{\text{质}}}$</p> <p>注：市售浓 H_2SO_4 $c = 18.4 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ 浓 HCl $c = 12 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ 浓 H_3PO_4 $c = 14.7 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ 浓 HNO_3 $c = 16 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$</p>

浓 HAc $c = 17.5 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ 浓氨水 $c = 14.8 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$

(二) 配制方法

1、精略配制

仪器：台秤（称固体）、量筒、量杯、烧杯、搅棒、比重计。

方法：用固体配制：称固体→溶解→定容（冷后）

用液体配制：量浓溶液→混合→定容（冷后）

2、准确配制

仪器：分析天平、吸量管、移液管、容量瓶。

方法：用固体配制：精确称量→溶解→定容→装瓶

用液体配制：吸取浓液→混合→定容→装瓶

(三) 基本操作

1、容量瓶、量筒的使用

2、移液管、吸量管、洗耳球的使用

3、比重计和比较计的使用

4、台秤的使用

(四) 实验内容

1、用 $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ 配制 $0.2 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ CuSO_4 溶液 50mL, ($M_{\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}} = 249.68$)

计算：
$$m_{\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}} = 0.2 \times \frac{50}{1000} \times 249.68 = 2.5(\text{g})$$

配制：研细→称量（用台秤）→溶解→定容（量筒、量杯、带刻度烧杯均可）→回收
到指定容器中。

2、配制 $2 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ NaOH 溶液 100mL

计算：
$$m_{\text{NaOH}} = c \cdot V \cdot M = 2 \times \frac{100}{1000} \times 40 = 8(\text{g})$$

配制：称量（用玻璃器皿）→溶解→冷却→定容→回收

*NaOH 不用研细，固极易溶。

3、用浓 H_2SO_4 配制 $3 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ H_2SO_4 溶液 50mL

计算：
$$c_2 = c_1 \frac{V_1}{V_2} \quad V_{\text{H}_2\text{SO}_4} = V_2 \frac{c_2}{c_1} = 50 \times \frac{3}{18.4} = 8.3(\text{ml})$$

配制：量取浓 H_2SO_4 （用 10ml 量筒）→混合（入适量水中）→冷却→定容→回收

4、由 $2 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ HAc 溶液配制 50ml $0.200 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ HAc 溶液

计算：
$$c_1 V_1 = c_2 V_2 \quad V_1 = V_2 \frac{c_2}{c_1} = 50 \times \frac{0.200}{2.000} = 5.00(\text{ml})$$

	<p>配制：吸取浓 HAc5.0mL（用吸量管）→注入容量瓶→稀释→摇晃→定容→回收</p>
<p>组织设计</p>	<p>一、介绍溶液浓度的表示方法 二、讲解质量分数、质量摩尔浓度、物质的量浓度的概念和计算方法 三、演示固体药品配制溶液、液体试剂配制溶液的方法 四、溶液的配制实训 五、思考题、实验报告</p>
<p>教学实践</p>	<p>实验三、溶液的配制</p>

教 案

授课日期：2025 年 11 月 28 日

教案编号：04

授课题目 (章、节)	实验四、氯化钠的提纯
教学安排	教学学时：3 学时 教学方式：讲述、演示、讲解、实验 教学资源：教材、板书、电子天平、量筒、普通漏斗、布氏漏斗、酒精灯等
教学目标	一、学习提纯氯化钠的原理和方法 二、熟悉溶解、沉淀、过滤、抽滤、蒸发浓缩、结晶和烘干等操作 三、掌握酒精灯、普通漏斗、布氏漏斗的使用方法
教学重点	Ca ²⁺ 、Mg ²⁺ 、SO ₄ ²⁻ 等杂质去除的原理和方法
教学难点	溶解、沉淀、过滤、抽滤、蒸发浓缩、结晶和烘干各实验步骤的正确操作方法
教学内容	<p>粗食盐中的不溶性杂质（如泥沙等）可通过溶解和过滤的方法除去。粗食盐中的可溶性杂质主要是 Ca²⁺、Mg²⁺、K⁺和 SO₄²⁻ 离子等，选择适当的试剂使它们生成难溶化合物的沉淀而被除去。</p> <p>(1) 在粗盐溶液中加入过量的 BaCl₂ 溶液，除去 SO₄²⁻：</p> $\text{Ba}^{2+} + \text{SO}_4^{2-} \rightleftharpoons \text{BaSO}_4\downarrow$ <p>过滤，除去难溶化合物和 BaSO₄ 沉淀。</p> <p>(2) 在滤液中加入 NaOH 和 Na₂CO₃ 溶液，除去 Mg²⁺，Ca²⁺和沉淀时加入的过量 Ba²⁺和 SO₄²⁻：</p> $\text{Mg}^{2+} + 2\text{OH}^- \rightleftharpoons \text{Mg}(\text{OH})_2\downarrow$ $\text{Ca}^{2+} + \text{CO}_3^{2-} \rightleftharpoons \text{CaCO}_3\downarrow$ $\text{Ba}^{2+} + \text{CO}_3^{2-} \rightleftharpoons \text{BaCO}_3\downarrow (\text{多余的 Ba}^{2+})$ <p>过滤除去沉淀。</p> <p>(3) 在溶液中过量的 NaOH 和 Na₂CO₃ 可以用盐酸中和除去。</p> <p>(4) 粗盐中的 K⁺和上述的沉淀剂都不起作用。由于 KCl 的溶解度大于 NaCl 的溶解度，且含量较少，因此在蒸发和浓缩过程中，NaCl 先结晶出来，而 KCl 则留在</p>

	<p>溶液中。</p> <p>实训步骤：</p> <p>1、粗食盐的称量和溶解称 5g 粗盐，加 20ml 水溶解（加热搅拌）。</p> <p>2、除 SO_4^{2-}</p> <p>将粗盐溶液加热至沸腾，边搅拌边滴加 $1\text{mol}\cdot\text{L}^{-1}$ BaCl_2 溶液共 (3-4ml)，继续加热 5min。</p> <p>3、检验 SO_4^{2-} 是否除尽</p> <p>停止加热，让溶液静置，沉降至上部澄清，取上清液 0.5ml，加几滴 $6\text{mol}\cdot\text{L}^{-1}\text{HCl}$，加几滴 BaCl_2 溶液，若无沉淀产生，示 SO_4^{2-} 已除尽；若有沉淀，需再加 BaCl_2 至 SO_4^{2-} 沉淀完全。</p> <p>4、除去 Ca^{2+}、Mg^{2+} 和过量 Ba^{2+}</p> <p>将上述混合物加热至沸腾，边搅拌边滴加饱和 Na_2CO_3 溶液（共 6—8ml），直至沉淀完全。</p> <p>5、检验 Ba^{2+} 是否除去</p> <p>将上述混合物放置沉降，取 0.5ml 上清液，滴加 $3\text{mol}\cdot\text{L}^{-1}\text{H}_2\text{SO}_4$，若无沉淀，示 Ba^{2+} 已除净；否则，再补加 Na_2CO_3 至沉淀完全。</p> <p>验证沉淀完全后，常压过滤，弃去沉淀，保留溶液。</p> <p>6、用 HCl 调酸度，除去 CO_3^{2-}。</p> <p>在滤液中滴加 $6\text{mol}\cdot\text{L}^{-1}\text{HCl}$，搅匀，用 pH 试纸检验，至 pH 为 3—4 左右。</p> <p>7、加热，蒸发，结晶</p> <p>将滤液在蒸发皿中加热蒸发，体积为 1/3 时（糊状，勿蒸干），停止加热，冷却、结晶、抽滤。用少量 2: 1 酒精洗涤沉淀，抽干。</p> <p>8、烘干</p> <p>将抽滤得到的 NaCl 晶体，在干净干燥的蒸发皿中小火烘干，冷却，称重 _ g，计算产率。</p>
组织设计	<p>一、介绍粗盐中杂质的种类</p> <p>二、讲解粗盐中杂质的去除</p> <p>三、过滤、抽滤的操作演示</p> <p>四、浓缩、结晶的操作演示</p> <p>五、洗涤结晶溶剂的选用原则讲解</p> <p>六、产率计算</p> <p>七、组织分组进行实验练习操作</p> <p>八、思考题、实验报告</p>

教学实践	实验四、氯化钠的提纯
------	------------

教 案

授课日期：2025 年 12 月 12 日

教案编号：05

授课题目 (章、节)	实验五、缓冲溶液 pH 值的测定
教学安排	<p>教学学时：3 学时</p> <p>教学方式：讲述、演示、讲解、实验</p> <p>教学资源：教材、板书、精密 PH 试纸、酸度计 (pH 计)、缓冲溶液等</p>
教学目标	<p>一、了解缓冲溶液的配制及缓冲溶液的性质</p> <p>二、掌握溶液配制的基本实验方法</p> <p>三、学习 pH 计的使用方法</p>
教学重点	缓冲溶液的组成及性质
教学难点	pH 计的正确使用方法
教学内容	<p>1、基本概念:在一定程度上能抵抗外加少量酸、碱或稀释, 而保持溶液 pH 值基本不变的作用称为缓冲作用。具有缓冲作用的溶液称为缓冲溶液。</p> <p>2、缓冲溶液组成及计算公式:缓冲溶液一般是由共轭酸碱对组成的, 例如弱酸和弱酸盐, 或弱碱和弱碱盐。如果缓冲溶液由弱酸和弱酸盐 (例如 HAc-NaAc) 组成, 则:</p> $C_{\text{H}^+} \approx K_a C_a / C_s$ $\text{pH} = \text{p}K_a - \lg \frac{C_a}{C_s}$ <p>3、缓冲溶液性质:</p> <p>a. 抗酸/碱, 抗稀释作用 因为缓冲溶液中具有抗酸成分和抗碱成分, 所以加入少量强酸或强碱, 其 pH 值基本上是不变的。稀释缓冲溶液时, 酸和碱的浓度比值不改变, 适当稀释不影响其 pH 值。</p> <p>b. 缓冲容量缓冲容量是衡量缓冲溶液缓冲能力大小的尺度。缓冲容量的大小与缓冲组分浓度和缓冲组分的比值有关。缓冲组分浓度越大, 缓冲容量越大; 缓冲组分比值为 1:1 时, 缓冲容量最大。</p>

实训步骤

1、缓冲溶液的配制与 pH 值的测定

按照下表，通过计算配制三种不同 pH 值的缓冲溶液，然后用精密 pH 试纸和 pH 计分别测定它们的 pH 值。比较理论计算值与两种测定方法实验值是否相符(溶液留作后面实验用)。

表 1 缓冲溶液的配制与 pH 值的测定

实训 编号	理论 pH 值	各组分的体积(ml) (总体积 50ml)		精密 pH 试纸 测 pH 值	pH 计测 pH 值	
甲	4.0	HAc (0. 1mol/L) 用量/ml				
		NaAc (0. 1mol/L) 用量/ml				
乙	7.0	NaH ₂ PO ₄ (0.1 mol/L) 用量/ml				
		Na ₂ HPO ₄ (0.1 mol/L) 用量/ml				
丙	10.0	NH ₃ · H ₂ O (0.1 mol/L) 用量/ml				
		NH ₄ Cl (0.1 mol/L) 用量/ml				

2、缓冲溶液的性质

①取 3 支试管，依次加入蒸馏水， pH=4 的 HCl 溶液， pH=10 的 NaOH 溶液各 3mL，用 pH 试纸测其 pH 值，然后向各管加入 5 滴 0.1mol/L HCl，再测其 pH 值。用相同的方法，试验 5 滴 0.1mol /L NaOH 对上述三种溶液 pH 值的影响。将结果记录在表 2 中。

②取 3 支试管，依次加入自己配制的 pH=4.0、pH=7.0、pH=10.0 的缓冲溶液各 3mL，然后向各管加入 5 滴 0.1mol/L HCl，用精密 pH 试纸测其 pH 值。用相同的方法，试验 5 滴 0.1mol/L NaOH 对上述三种缓冲溶液 pH 值的影响。将结果记录在表 2 中。

③取 4 支试管，依次加入 pH=4.0 的缓冲溶液， pH=4 的 HCl 溶液， pH=10.0 的缓冲溶液， pH=10.0 的 NaOH 溶液各 1mL，用精密 pH 试纸测定各管中溶液的 pH 值，然后向各管中加入 10mL 水，混匀后再用精密 pH 试纸测其 pH 值，考查稀释上述四种溶液 pH 值的影响。将实验结果记录于表 2。

表 2 缓冲溶液的性质

编号	溶液类别	pH 值	加 5 滴 HCl 后的 pH 值	加 5 滴 NaOH 后的 pH 值	加 10ml 水后的 pH 值
1	蒸馏水				
2	pH=4 的 HCl				
3	pH= 10 的 NaOH				
4	pH=4.00 缓冲溶液				
5	pH=7.00 缓冲溶液				
6	pH=10.00 缓冲溶液				

3、缓冲溶液的缓冲容量

①缓冲容量与缓冲组分浓度的关系

取两支大试管，在一试管中加入 0.1mol /LHAc 和 0.1mol / LNaAc 各 3mL，另一试管中加入 1mol /LHAc 和 1mol/LNaAc 各 3mL，混匀后用精密 pH 试纸测定两试管内溶液的 pH 值(是否相同)?在两试管中分别滴入 2 滴甲基红指示剂，溶液呈何色? (甲基红在 pH<4.2 时呈红色，pH>6.3 时呈黄色)。然后在两试管中分别逐滴加入 1mol/ LNaOH 溶液(每加入 1 滴 NaOH 均需摇匀)，直至溶液的颜色变成黄色。记录各试管所滴入 NaOH 的滴数，说明哪一试管中缓冲溶液的缓冲容量大。

②缓冲容量与缓冲组分比值的关系

取两支大试管，用吸量管在一试管中加入 NaH_2PO_4 和 Na_2HPO_4 各 10ml, 另一试管中加入 2mL 0.1 mol /L NaH_2PO_4 和 18mL0.1 mol /L Na_2HPO_4 ，混匀后用精密 pH 试纸分别测量两试管中溶液的 pH 值。然后在每试管中各加入 1.8mol/L0.1mol/LNaOH，混匀后再用精密 pH 试纸分别测量两试管中溶液的 pH 值。说明哪一试管中缓冲溶液的缓冲容量大。

组织设计

- 一、介绍缓冲溶液的概念、组成、性质
- 二、缓冲溶液的配制
- 三、精密 pH 测定缓冲溶液的 pH 值
- 四、演示 pH 计的组装、正确使用及日常维护方法

	五、演示 pH 测定缓冲溶液的 pH 值 六、组织分组进行实验练习操作 七、思考题、实验报告
教学实践	实验五、缓冲溶液 pH 值的测定

教 案

授课日期：2025 年 12 月 26 日

教案编号：06

授课题目 (章、节)	实验六、硫酸亚铁铵的制备
教学安排	教学学时：3 学时 教学方式：讲述、演示、讲解、实验 教学资源：教材、板书、布氏漏斗、抽滤瓶、蒸发皿等
教学目标	一、学习制备硫酸复盐的方法 二、掌握称量、加热、溶解、过滤、蒸发、结晶等基本操作
教学重点	复盐的概念、硫酸复盐制备的方法、趁热减压抽滤的操作要点
教学难点	铁质量的计算、产率的计算、影响产率的因素
教学内容	<p>硫酸亚铁铵$[\text{FeSO}_4 \cdot (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 \cdot 6\text{H}_2\text{O}]$，俗称摩尔盐，为浅蓝绿色透明晶体，易溶于水，难溶于酒精存放时不易被氧化，故比 $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ 稳定，但仍具有 Fe^{2+} 的还原性，是分析化学中常用的还原剂。</p> <p>常用的制备方法是用铁与稀硫酸作用制得硫酸亚铁，再用 FeSO_4 与 $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$ 在水溶液中等物质的量相互作用，由于复盐的溶解度比单盐要小，因此经冷却后复盐在水溶液中首先结晶，形成 $\text{FeSO}_4 \cdot (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ 复盐。</p> <p>主要化学反应：</p> <p>• $\text{Fe} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{FeSO}_4 + \text{H}_2 \uparrow$</p> <p>• $\text{FeSO}_4 + 6\text{H}_2\text{O} + (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 \rightarrow$</p> <p style="text-align: center;">$\text{FeSO}_4 \cdot (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$</p> <p>实训步骤</p>

	<p>1、碎铁屑的准备</p> <p>称取 2g 铁屑，放入 150mL 锥形瓶中，加 15mL10%Na₂CO₃ 加热煮沸除去油污。倾去碱液，用水洗至铁屑为中性。</p> <p>注意：如纯净的铁用热水洗，不必加 Na₂CO₃</p> <p>2、FeSO₄ 溶液的制备</p> <p>铁屑加入 15mL 3mol·L⁻¹H₂SO₄，在水浴中加热约 30min（无气泡放出），加热过程中可补充水分，防止结晶析出，然后趁热减压过滤，分别用 1ml 3mol·L⁻¹ H₂SO₄ 和少量蒸馏水洗涤。滤液转移至蒸发皿中。</p> <p>3、硫酸亚铁铵的制备</p> <p>在上述 FeSO₄ 溶液中加入 4.3g 化学纯硫酸铵，用水浴加热至溶解，将 pH 调到 1-2 左右，继续加热蒸发浓缩至表面出现晶膜为止，自然冷却，结晶，抽滤，并用少量酒精洗涤表面的水分。</p> <p>4、称量计算产率</p> <p>产率的计算：$m(\text{实际}) / m(\text{理论}) \times 100\%$</p>
<p>组织设计</p>	<p>一、介绍复盐的基本概念</p> <p>二、实验原理讲解</p> <p>三、实验内容及步骤</p> <p>1、碎铁屑的准备</p> <p>2、FeSO₄ 溶液的制备</p> <p>3、FeSO₄·(NH₄)₂SO₄·6H₂O 的制备</p> <p>4、计算产率</p> <p>四、组织分组进行实验练习操作</p> <p>五、思考题、实验报告</p>
<p>教学实践</p>	<p>实验六、硫酸亚铁铵的制备</p>

