

揭阳职业技术学院

Jieyang Polytechnic

教 案

系（部）： 化学工程系

讲授课程： 无机化学

任课教师： 陈仪

专业班级： 石油化工生产技术 251、新能源材料应用技术

251

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”课程综述

一、本课程的主要内容

该课程是石油化工技术专业与新能源材料应用技术基础课程,是对所有元素和它们的化合物(除去碳氢化合物和其大多数衍生物外)的性质和反应进行实验研究和理论解释的科学。它由化学热力学、化学平衡、化学反应速度和物质结构等化学原理和元素化学两大部分内容构成,与《无机化学实验》课程同步进行教学。

(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:缓冲溶液的配制

理论与实验模块学时分别为 64: 18

二、本课程现状

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。

三、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。

四、选用教材及主要参考书

李业梅,傅佃亮、江英志:《无机化学》(第二版).华中科技大学出版社

朱圣平,朱明发:《无机化学实验》(第二版).华中科技大学出版社

北京师范大学等校编:《无机化学》(上、下册)(第三版).高等教育出版社

课程名称	无机化学	专业班级	石化 251、新能材 251
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 (<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	知识目标: 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。 思政目标: 1、培养学生科学、认真、严谨的学习态度与高效学习方法。 2、以化学发展史培养科学探索精神		
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 (<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	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	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。		

无机化学简介（2学时）

授课老师：陈仪

[教学目标]

知识目标：

- 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。

思政目标：

培养学生科学、认真、严谨的学习态度与高效学习方法。
激发学生对化学知识学习兴趣与探究精神。

[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**

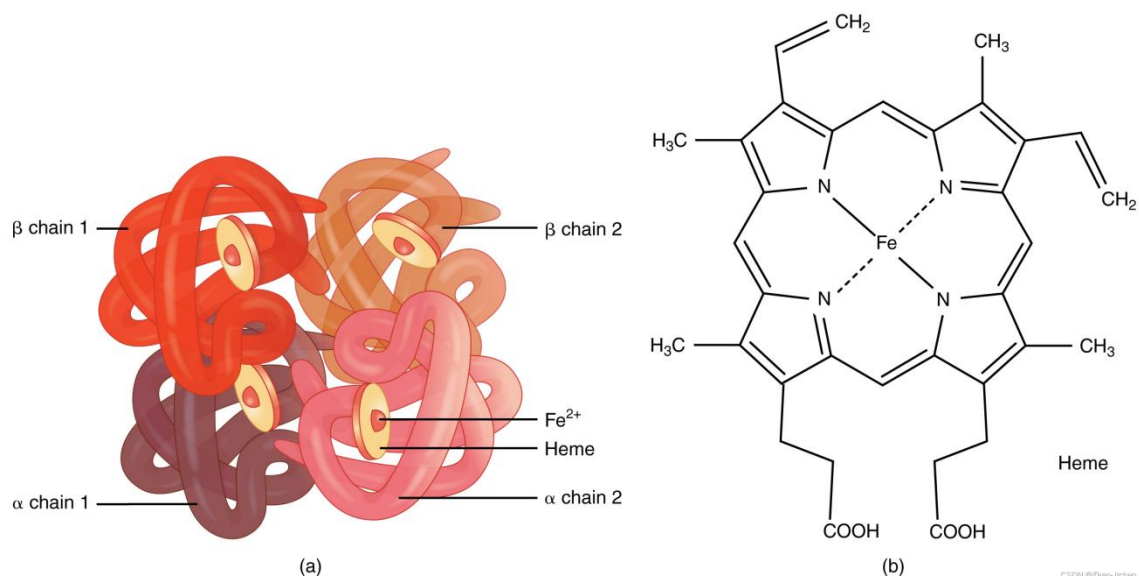
有机化学的研究对象：研究碳氢化合物及其衍生物的化学分支，也有人认为有机化学就是碳的化学。有机化学是化学研究中最庞大的领域，它与医药、农药、染料、日用化工等方面的关系特别密切。

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。

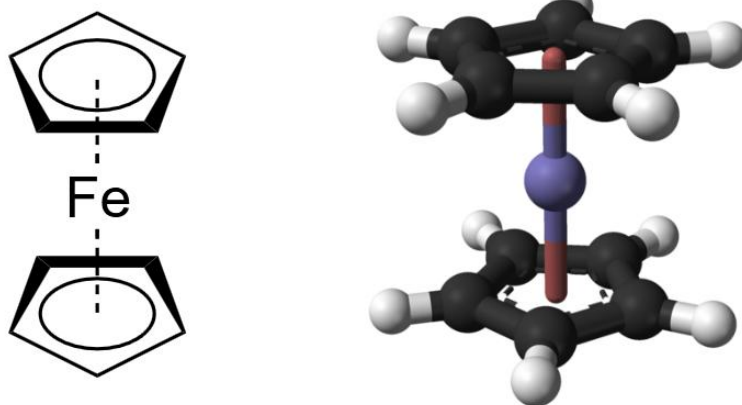
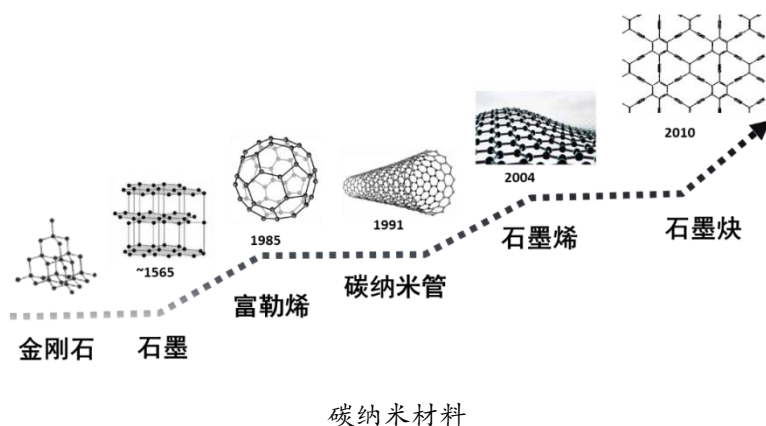
主要研究下列问题：①物质中有哪些元素、离子、官能团、或化合物组成（定性分析）；②每种成分的数量或物质纯度如何（定量分析）；③物质中原子彼此如何连结而成分子和在空间如何排列（结构和立体分析）；④各物质性质之间的关系。

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. 20 世纪的无机化学： 生物无机化学、无机材料化学、金属有机化学。



血红蛋白分子的结构



二茂铁

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. 化学在人类社会发史中的作用

[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]

制定本学期学习计划并预习下章内容化学基础知识

课程名称	无机化学	专业班级	石化 251、新能材 251
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 (<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	知识目标: 1、了解掌握几个化学基本概念。 2、掌握理想气体方程的内容,并能运用这些知识进行基本计算。 思政目标: 介绍原子分子的观测实验与现象,培养学生掌握辩证唯物主义的世界观和方法论		
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 (<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	2.1.1 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	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：陈仪

[教学目标]

知识目标：

- 1、了解掌握几个化学基本概念。
- 2、掌握理想气体方程的内容，并能运用这些知识进行基本计算。

思政目标：

培养学生掌握辩证唯物主义的世界观和方法论

[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

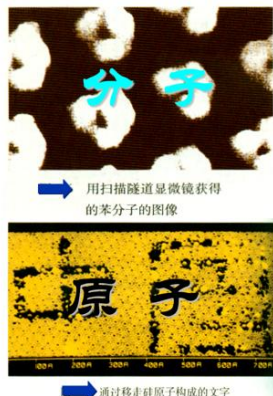
[授课要点]

1. 分子、原子

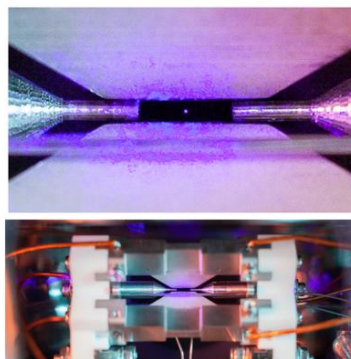
分子和原子是真实存在的。

人类对分子、原子的观测

现代科学技术已能将构成物质的粒子放大后呈现在我们的眼前。



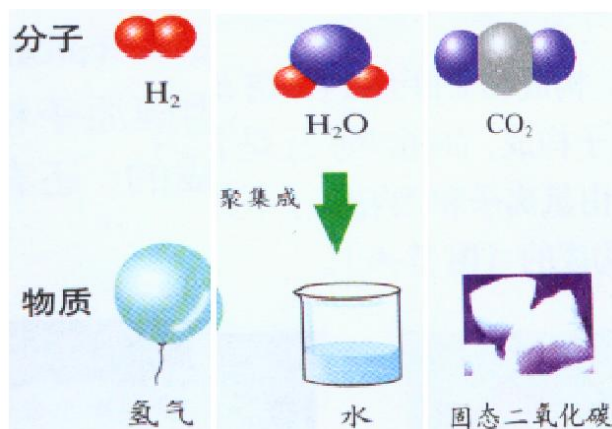
一个单一的、带正电的铯原子，通过电场悬浮运动。



● **定义：**分子是保持物质化学性质的最小微粒。

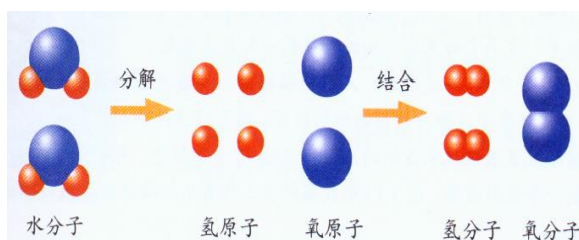
● 分子只保持物质的化学性质，而不保持物质的物理性质。

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。

在电解水的过程中，只是发生了 H 原子和 O 原子间的不同组合过程，而原子本身没有发生变化。



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。	

● **核素：**具有一定数目质子和一定数目中子的原子成为一种核素。N=A-Z

● **同位素：**质子数相同而中子数不同的同一种元素的不同原子。

	元素	核素	同位素
“量”和“种类”	只可以论种类不可以论个数，如O、H、C表示三种元素，没有两个O元素之类的说法。 “宏观概念”	核素既可以论种类也可以论个数，如氕、氘、氚是不同的三种核素， ² D、 ³ T也可分别表示两个氘核素（2个重氢原子）和两个氚核素（2个超重氢原子）	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

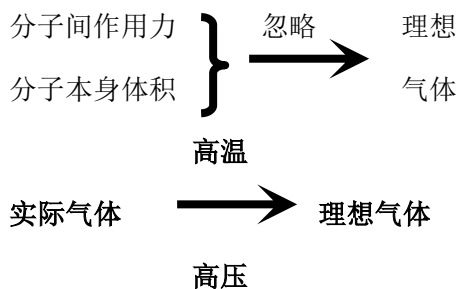
c. 多核元素的相对原子质量等于该元素的天然同位素相对原子质量的加权平均值

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]

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

5 . 气体



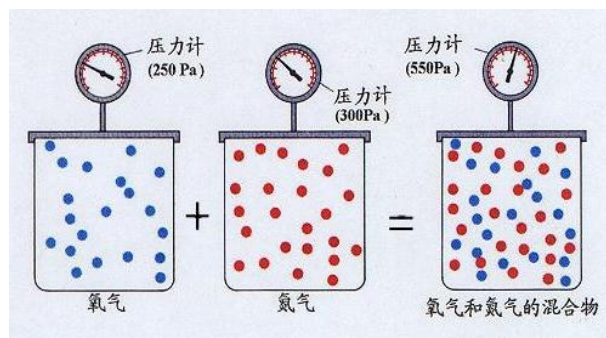
A. 理想气体状态方程式

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

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。

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



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 总) 等于各组分气体分体积 (Vi) 之和。

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

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

[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”

课程名称	无机化学	专业班级	石化 251、新能材 251
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 (<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	知识目标: 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。 思政目标: 通过溶液浓度的计算培养学生严谨求实的科学态度		
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 (<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	2.3.1 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	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。		

溶 液 (2 学时)

授课老师: 陈仪

[教学目标]

知识目标:

- 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。

思政目标:

通过溶液浓度的计算培养学生严谨求实的科学态度

[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 (w_B)	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 ($b/\text{mol}\cdot\text{Kg}^{-1}$)	蒸气压 p (mmHg, 20°C)	沸点 T_b (20°C)	凝固点 T_f (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

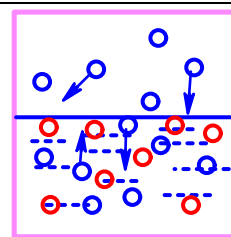
溶液 ($b/\text{mol}\cdot\text{Kg}^{-1}$)	蒸气压 p (mmHg, 20°C)
0.198 <i>b</i> 蔗糖水	17.50 - 0.061
0.396 <i>b</i> 蔗糖水	17.50 - 0.123
0.594 <i>b</i> 蔗糖水	17.50 - 0.185
0.792 <i>b</i> 蔗糖水	17.50 - 0.248

- [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：

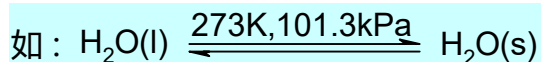
- 非电解质：0.1mol 葡萄糖含有 6.02×10^{22} 个分子，0.1mol NaCl 含有约 $2 \times 6.02 \times 10^{22}$ 个离子
- 难挥发：否则必须考虑溶质的蒸气压
- 稀溶液：不须考虑溶质分子对溶剂分子的作用力

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

$$\Pi V = nRT \quad \Pi = cBRT$$

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 $9.0\text{g}\cdot\text{L}^{-1}$, $T=37+273=310\text{K}$

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

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

课程名称	无机化学	专业班级	石化 251、新能材 251
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	知识目标: 1、理解化学反应中的能量关系 2、掌握热化学定律。 思政目标: 让学生领悟严谨、诚信、实事求是的科学态度和科学精神		
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	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：陈仪

[教学目标]

知识目标：

- 1、理解化学反应中的能量关系
- 2、掌握热化学定律。

思政目标：

让学生领悟严谨、诚信、实事求是的科学态度和科学精神

[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

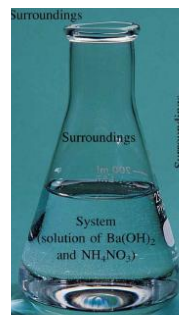
●热力学：研究能量转换过程中所遵循的规律。

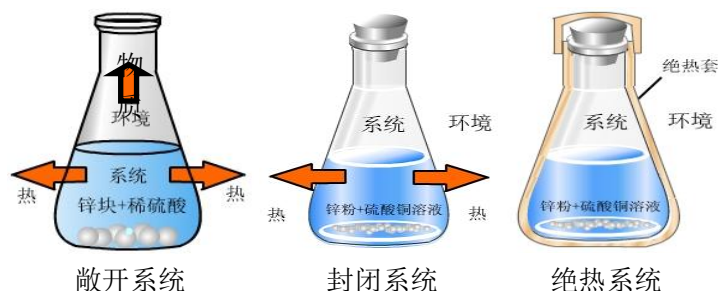
●化学热力学：应用热力学原理，研究化学反应过程中能量变化规律。

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

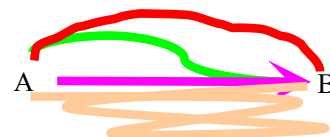
容量（广度）性质：与量成正比，有加和性。如 $v/m/nd$

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：

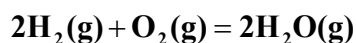
$$\Delta_r H_m^\theta \begin{cases} \Delta - \text{变化量} \\ r - \text{化学反应 (reaction)} \\ m - \text{摩尔 (molar)} \\ \theta - \text{热力学标准状态} \end{cases}$$

热力学标准态与标况区别？无温度限制

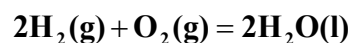
B.热化学方程式的书写：

- (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

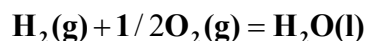


$$\Delta_r H_m^\theta (298.15K) = -483.64 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$$



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

 化学计量数不同， $\Delta_r H_m^\theta$ 不同

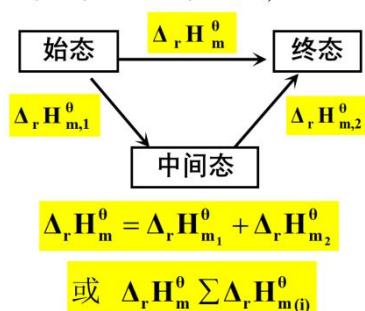


$$\Delta_r H_m^\theta (298.15K) = -285.8 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$$

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。

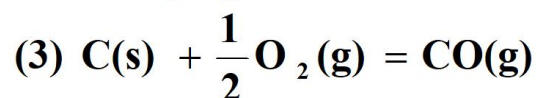


例题:

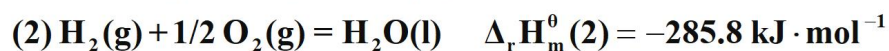
【例】已知298.15K下, 有以下反应:



计算下列反应的热效应 $\Delta_r H_m^\circ$: |



2、已知298.15K下, 有以下反应:



计算下列反应的热效应 $\Delta_r H_m^\circ$:



$$\begin{aligned} \Delta_r H_m^\circ &= 3 \times (-393.51) + 4 \times (-285.83) - (-2220.05) \\ &= -103.8(\text{KJ} \cdot \text{mol}^{-1}) \end{aligned}$$

课程名称	无机化学	专业班级	石化 251、新能材 251
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	知识目标: 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。 思政目标: 由多步反应中决定反应速率的因素探讨合作和互助精神的重要意义。		
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	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。		

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：陈仪

[教学目标]

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

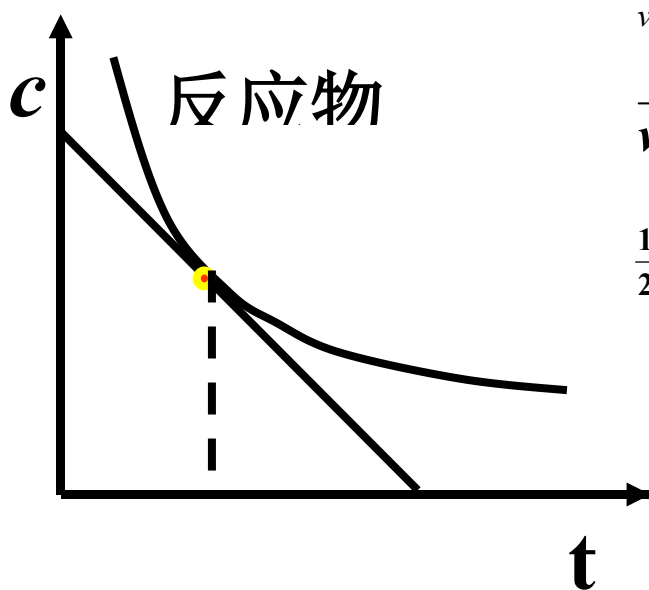
$$\begin{aligned} \bar{v}_{(\text{N}_2\text{O}_5)} &= -\frac{(c_{\text{N}_2\text{O}_5})_2 - (c_{\text{N}_2\text{O}_5})_1}{t_2 - t_1} = -\frac{1.95 - 2.10}{100 - 0} \\ &= 1.5 \times 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{S}^{-1} \end{aligned}$$

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

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

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。

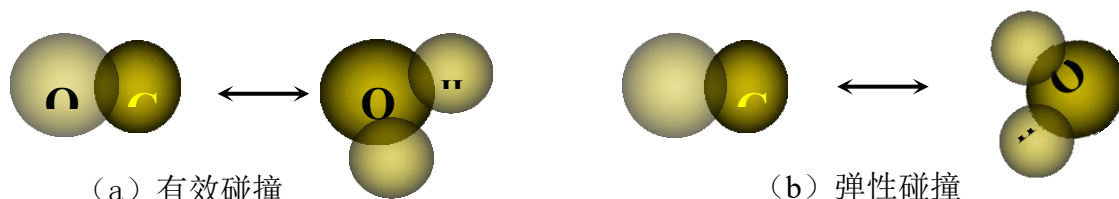
2. 化学反应速率理论

● **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。

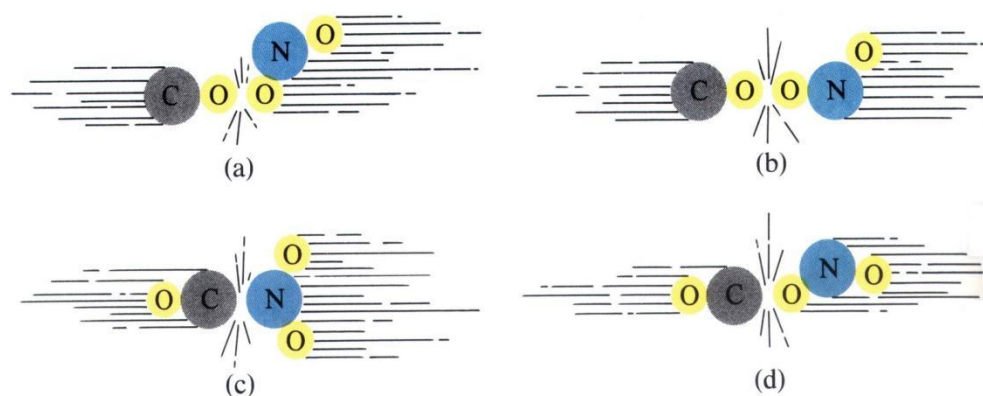
有效碰撞：1、能量足够 2、方向合适

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。

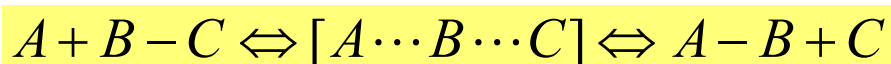
反应： $H_2O(g) + CO(g) \rightarrow H_2(g) + CO_2(g)$ ，只有当高能量 CO 中的 C 原子与高能量 H₂O 中的 O 原子靠近，并且沿着 C—O···O—H 直线方向碰撞，才能发生反应：



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

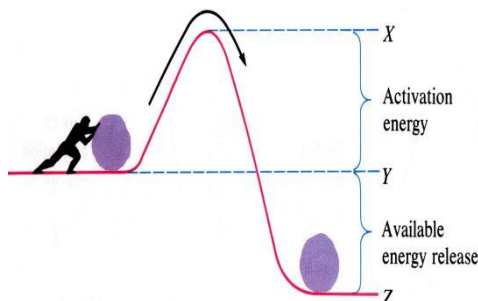


● **过渡态理论**：过渡态理论认为，化学反应不只是通过反应物分子间的简单碰撞就生成产物，而是经过一个中间的过渡状态。



✚ **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：

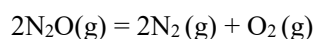
✚ 大量的实验证明：在一定温度下，增大反应物的浓度，大都使反应速率加快。

✚ 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。

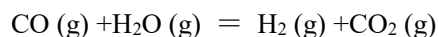
a. 基元反应与非基元反应

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：

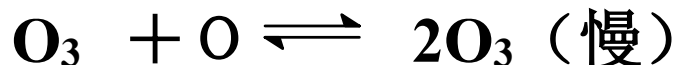
质量作用定律：在恒温下，基元反应的速率正比于各反应物浓度幂的乘积，各浓度幂中的指数等于基元反应方程中各相应反应物的系数。

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:

其历程为:



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

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: $a\text{A} + b\text{B} = g\text{G} + h\text{H}$, $v = k C_A^a C_B^b$

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 $n = a + b$ 。

质量作用定律仅实用于基元反应, 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: $v = k C_A^\alpha C_B^\beta C_C^\gamma \dots$
 $n = \alpha + \beta + \gamma + \dots$

例: 一些反应的速率方程与反应级数

化学方程式	速率方程	反应级数
$2\text{N}_2\text{O} = 2\text{N}_2 + \text{O}_2$	$v = k C_{\text{N}_2\text{O}}^0 = k$	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: $\frac{k_{t+10}}{k_t} = 2 \sim 4$

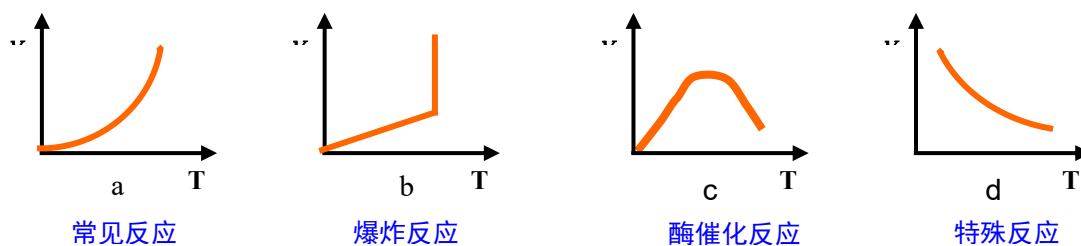
范霍夫经验规律可以用来估计温度对反应速率的影响。但不够精确, 且物理意义也不明确。

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。

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

[拓展知识]

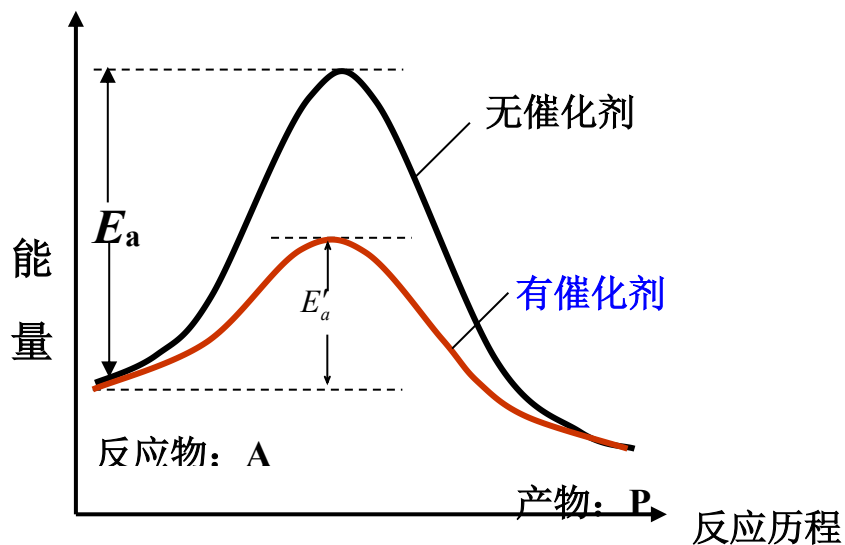
温度对化学反应速率的影响, 就是温度对 k 的影响, 一般来说, 温度升高, 反应加快。但温度对反应速率的影响是相当复杂的:



C. 催化剂对化学反应速率的影响

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。

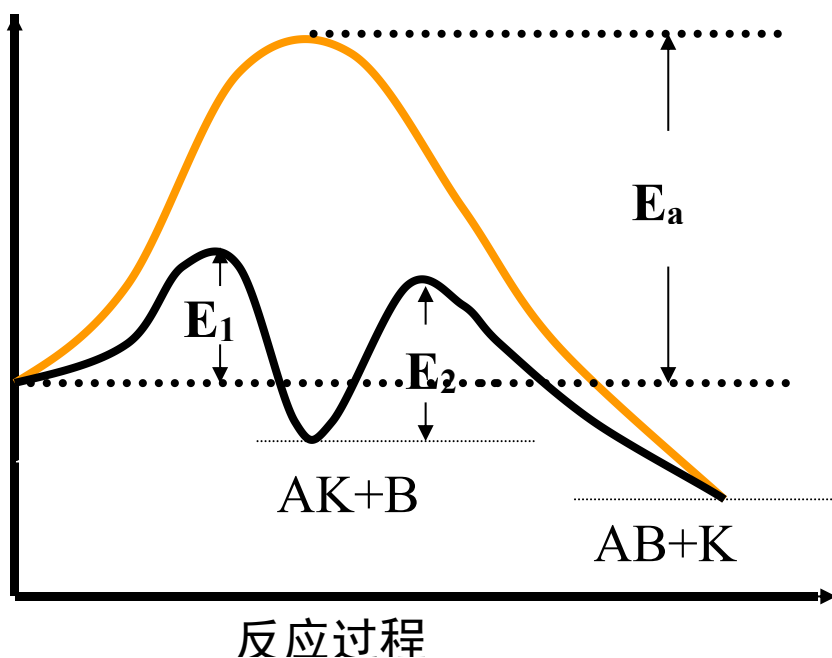
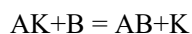
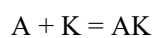




催化剂降低反应活化能示意图

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 ()

课程名称	无机化学	专业班级	石化 251、新能材 251
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 (<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	知识目标: 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 思政目标: 通过化学平衡原理与合成氨气的关系, 介绍氮肥与现代农业的重要意义, 正确认识化学对人类文明的重要作用		
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 (<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	3.4.1 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	部分学生对化学平衡计算及移动的影响因素掌握不扎实。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: 陈仪

[教学目标]

知识目标:

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

思政目标:

通过化学平衡原理与合成氨气的关系, 介绍氮肥与现代农业的重要意义, 正确认识化学对人类文明的重要作用

[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:



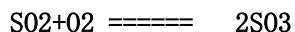
在 19 世纪后期, 人们发现从炼铁高炉的炉口排出的尾气中含有一定量的 CO。有的工程师认为, 这是由于 CO 与铁矿石接触时间不够长的原因。于是在英国耗费了大量资金建造了一个高大的炼铁高炉, 以增加 CO 和 Fe_2O_3 的接触时间。可后来发现, 用这个高炉炼铁, 排出的高炉气中 CO 的含量并未减少。这是为什么呢?

一、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； $v_{\text{正}}$ ；此时反应物_____

← 逆反应方向； $v_{\text{逆}}$ ；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， $v_{\text{逆}}=0$

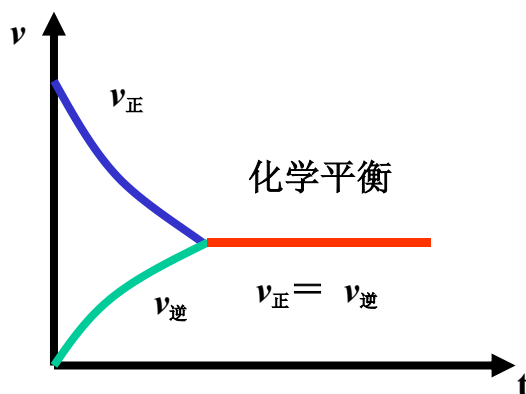
(2) 随着反应进行又有什么特征？

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

(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

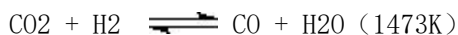
- 1 个 $\text{N} \equiv \text{N}$ 键断裂的同时，有 3 个 $\text{H}-\text{H}$ 键形成
- 1 个 $\text{N} \equiv \text{N}$ 键断裂的同时，有 3 个 $\text{H}-\text{H}$ 键断裂
- 1 个 $\text{N} \equiv \text{N}$ 键断裂的同时，有 6 个 $\text{N}-\text{H}$ 键断裂
- 1 个 $\text{N} \equiv \text{N}$ 键断裂的同时，有 6 个 $\text{N}-\text{H}$ 键形成

当可逆反应 $2\text{SO}_2 + \text{O}_2 \rightleftharpoons 2\text{SO}_3$ 达平衡时，通入 18O_2 ，再次平衡时， 18O 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

二、平衡常数

A. 标准平衡常数 K^θ



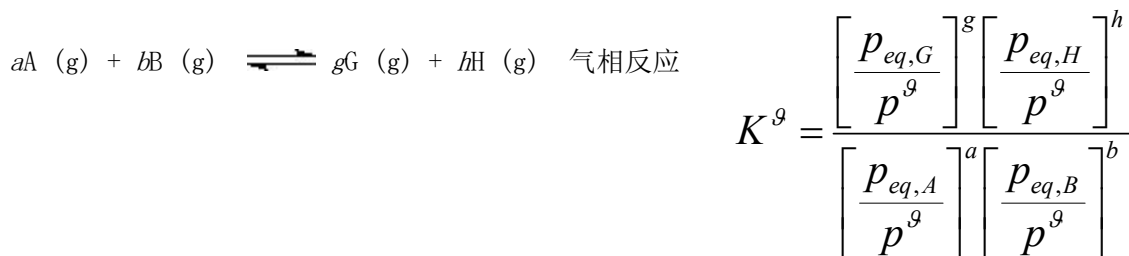
编号	起始浓度 / $\text{mol} \cdot \text{dm}^{-3}$				平衡浓度 / $\text{mol} \cdot \text{dm}^{-3}$				$\frac{[\text{CO}][\text{H}_2\text{O}]}{[\text{CO}_2][\text{H}_2]}$
	CO_2	H_2	CO	H_2O	CO_2	H_2	CO	H_2O	
1	0.01	0.01	0	0	0.004	0.004	0.006	0.006	2.3
2	0.01	0.02	0	0	0.0022	0.0122	0.0078	0.0078	2.3
3	0.01	0.01	0.001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

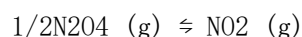
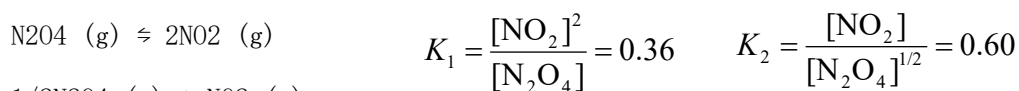
$K^\theta \uparrow$ ，[产物] \uparrow ，化学反应向右进行得越彻底。

★ 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，



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

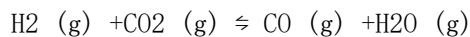
方程式的配平系数扩大 n 倍时，平衡常数将变为 K^n 。

c. 逆反应的平衡常数与正反应的平衡常数互为倒数。

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

三、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

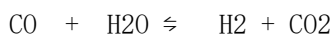
平衡浓度： 0.005 0.005 0.015 0.015 mol/L

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 H₂O 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

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

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

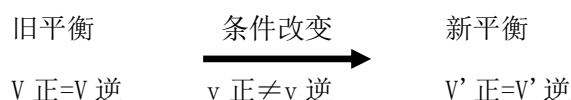
转化率为: $(0.015 / 0.02) \times 100\% = 75\%$

≥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。

四、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。



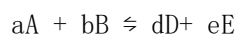
移动的方向: 注意: 移动的方向: 由 $v_{\text{正}}$ 和 $v_{\text{逆}}$ 的相对大小决定。

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



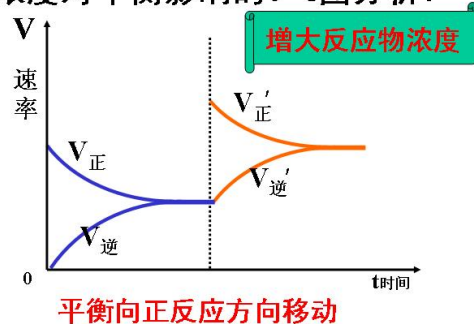
$$K^\theta = \frac{([\text{D}]/c^\theta)^d ([\text{E}]/c^\theta)^e}{([\text{A}]/c^\theta)^a ([\text{B}]/c^\theta)^b} = \frac{(c_{\text{D}}/c^\theta)^d (c_{\text{E}}/c^\theta)^e}{(c_{\text{A}}/c^\theta)^a (c_{\text{B}}/c^\theta)^b} = Q$$

↑ 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。

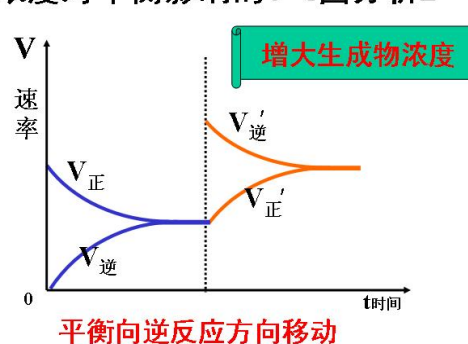
在平衡体系中, 增大 (或减小) 某物质的浓度, 平衡就向减小 (或增大) 该物质浓度的方向移动。

A. 浓度对平衡影响

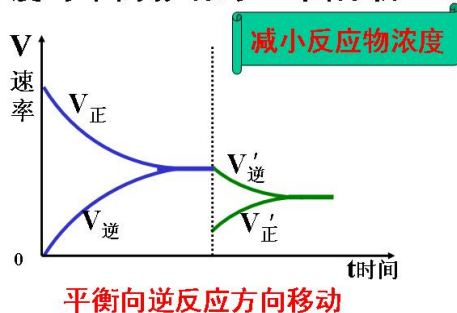
浓度对平衡影响的v-t图分析1



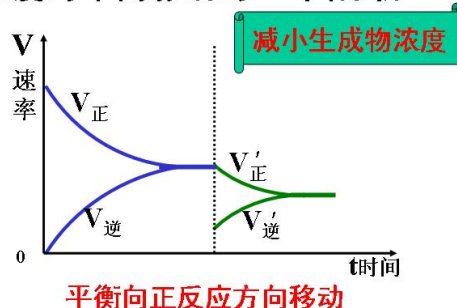
浓度对平衡影响的v-t图分析2



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

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

➡ 增大反应物分压或减少产物分压，平衡向正向移动。

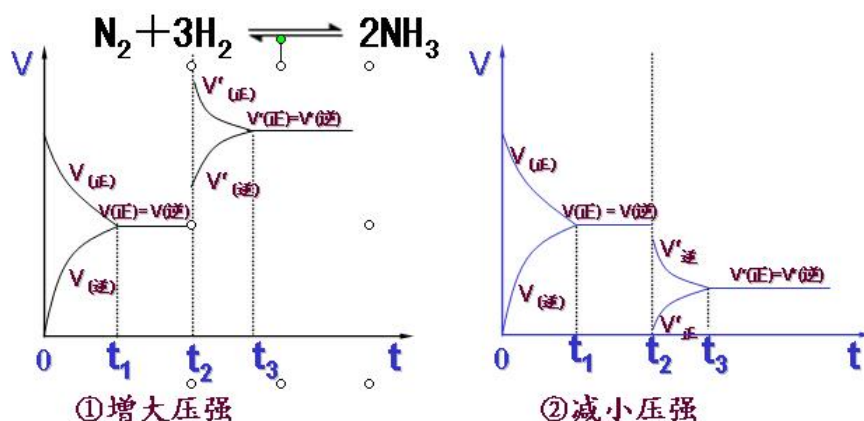
➡ 减少反应物分压或增大产物分压，平衡向逆向移动。

➡ 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；

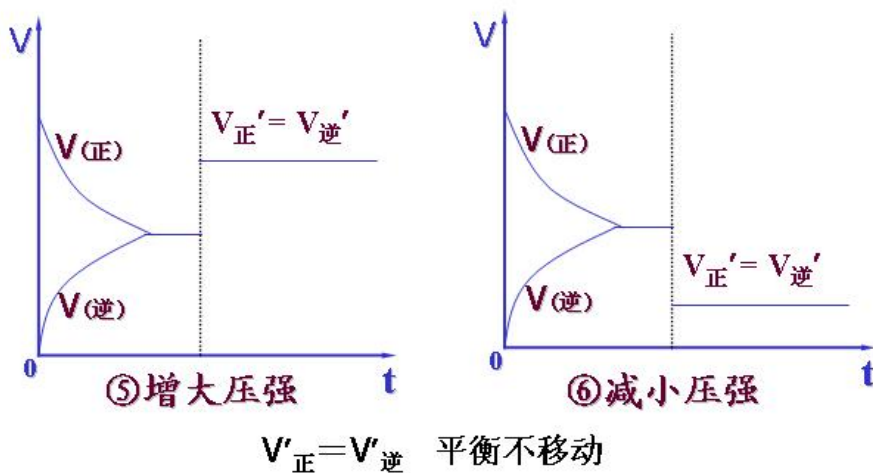
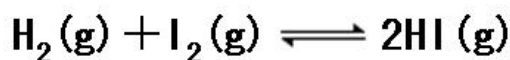
$p_{\text{总}} \downarrow$ ，平衡向气体分子数目增多的方向移动。



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 ()

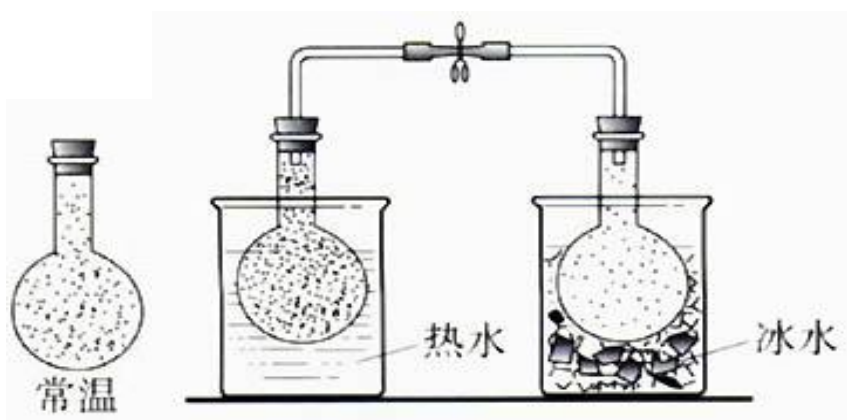
- A. 增大反应物浓度 B. 减小反应容器的体积
C. 增大生成物浓度 D. 升高反应温度

2. 压强变化不会使下列化学反应的平衡发生移动的是 ()

- A. $\text{Fe}_2\text{O}_3(\text{s}) + 3\text{CO}(\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{Fe}(\text{s}) + 3\text{CO}_2(\text{g})$
B. $\text{N}_2 + 3\text{H}_2 \rightleftharpoons 2\text{NH}_3$
C. $2\text{SO}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{SO}_3(\text{g})$
D. $\text{C}(\text{s}) + \text{CO}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{CO}(\text{g})$

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。

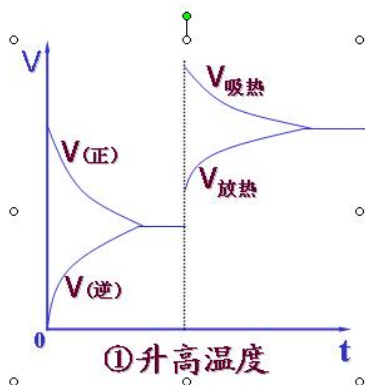
注意：温度的变化一定会影响化学平衡，使平衡发生移动

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



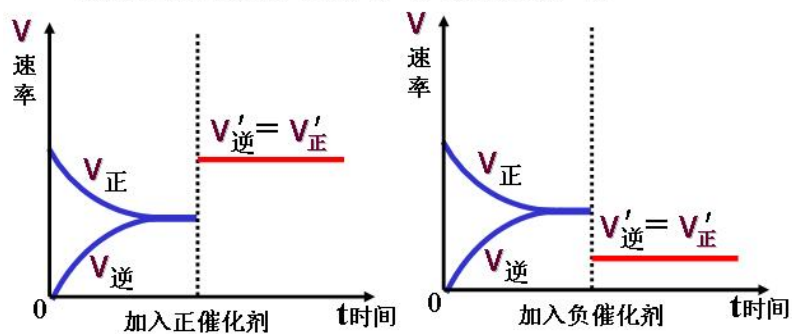
结论：其他条件不变，升高温度平衡向吸热反应方向移动

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

五、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。

六、反应速率和化学平衡的综合应用

（1）在化工生产中，为了尽可能充分利用某一种物料，往往使用过量的另一种物料（一般是价廉易得的）和它作用，使平衡向正反应方向移动，以提高前者的转化率。

（2）对于气相反应，加大压力会使反应速率加快，对于气体分子数减少的反应还能提高转化率。



（3）升高温度能增大反应速率，对于吸热反应，还能提高转化率，但要避免反应物或产物的过热分解，也要注意燃料的合理消耗；对于放热反应，会使转化率降低，这涉及到最佳反应温度的选择问题。

（4）选用催化剂时，需注意催化剂的活化温度，防止催化剂中毒，相同的反应物，若同时可以发生几种反应，而其中只有一个反应是我们需要的，则首先必须选择合适的催化剂以保证主反应的进行和遏制副反应的发生，然后再考虑其他条件。

课程名称	无机化学	专业班级	石化 251、新能材 251
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	知识目标: 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碱性、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 溶液的酸碱性和 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	对于水溶液电离平衡中,学生对氢离子和氢氧根离子的离子积运用不熟练,需要通过课后习题巩固。		

水的解离和溶液的 pH (2 学时)

授课老师: 陈仪

[教学目标]

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]

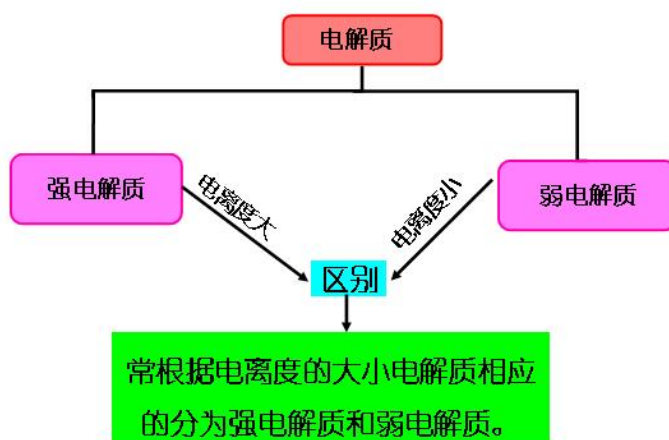
知识点回顾1



不是电解质的物质:

单质、混合物、非电解质

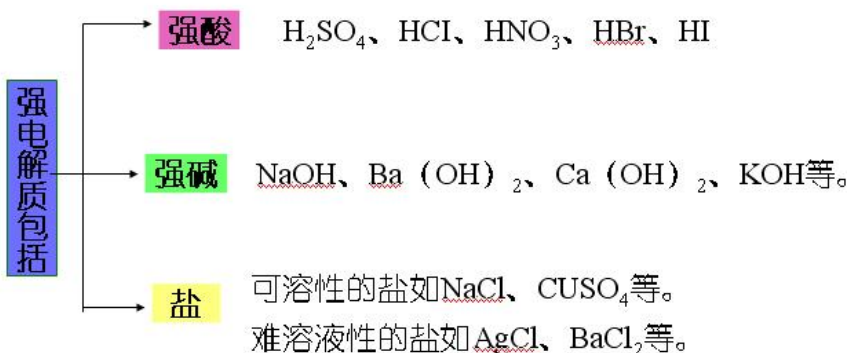
知识点回顾2



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

- 水有微弱的导电性：灵敏度极高的电流计能够检测到极其微弱的电流，这表明纯水中存在导电的粒子。
- 水的解离平衡可表示为：



B. 水的离子积

因为水的浓度为：

$$c(H_2O) = (1000g \cdot L^{-1}) / (18.0g \cdot mol^{-1}) = 55.6 mol \cdot L^{-1}$$

$$\text{所以: } K_W^\ominus = K^\ominus \cdot c'(H_2O) = c'(H^+) \cdot c'(OH^-)$$

∵ H_2O 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。

$$\therefore [H^+][OH^-] = K[H_2O] = K_w$$

K_w ：常数

在 $25^\circ C$ 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

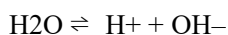
T/K	K_w
273	1.139×10^{-15}
295	1.000×10^{-14}
★ 298	1.008×10^{-14}
323	5.474×10^{-14}
373	5.51×10^{-13}

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: $\{c(\text{H}^+)/c\} \cdot \{c(\text{OH}^-)/c\} = K_{\text{w}}(\text{H}_2\text{O}) = K_{\text{w}}$

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

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, $[\text{H}^+] \uparrow$, $[\text{OH}^-] \downarrow$

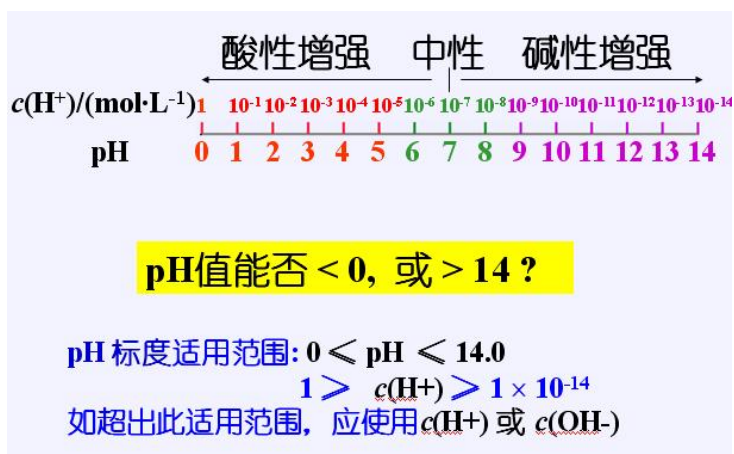
在纯水中加入碱, $[\text{OH}^-] \uparrow$, $[\text{H}^+] \downarrow$

而 $[\text{H}^+][\text{OH}^-] = K_{\text{w}}$ 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



苦丁茶



生长在 pH 值为 4.5-6.5 的土壤中为宜

课程名称	无机化学	专业班级	石化 251、新能材 251
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 (<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	知识目标: 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。 思政目标: 1、通过辨析“人体酸碱质”培养学生辩证思维能力 2、依据沉淀溶解平衡原理的水处理技术与美好生活的联系, 理解青山绿水才是金山银山。		
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 (<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. 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	见教案		
教学后记	由于此章节涉及较多计算, 所以对于数学、化学基础较差的学生掌握起来比较困难。讲解例题时应该适当放缓速度, 让学生充分思考。		

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：陈仪

[教学要求]

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]

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

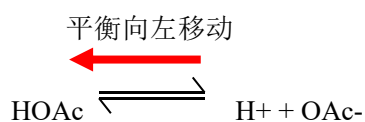
[基本概念]

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

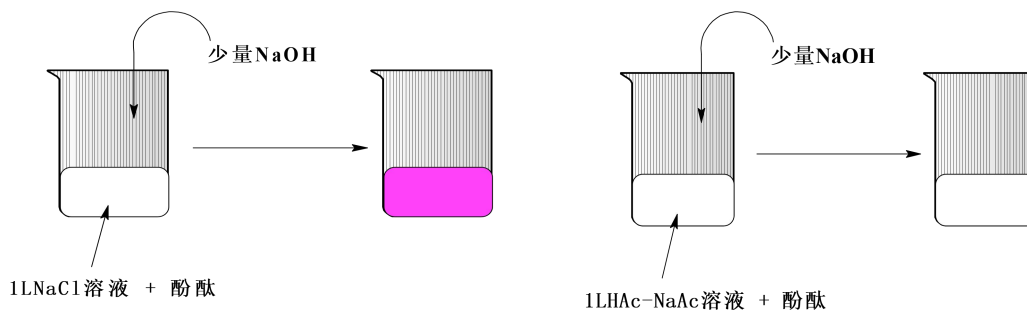
●HOAc 溶液加入 NaOAc



●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

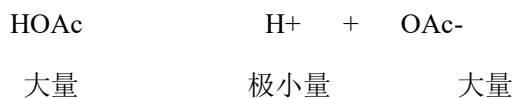
A、缓冲溶液作用机制



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）。

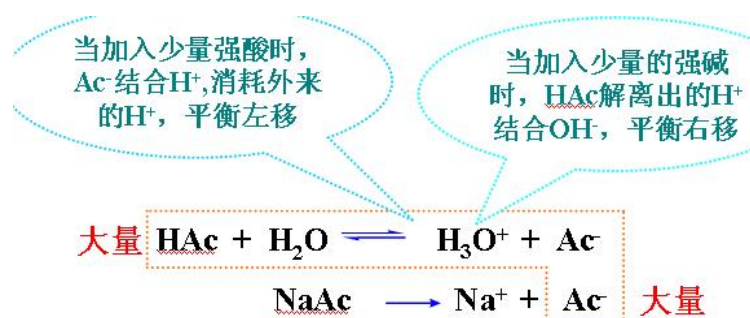
外加适量碱(OH⁻)，平衡向右移动



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

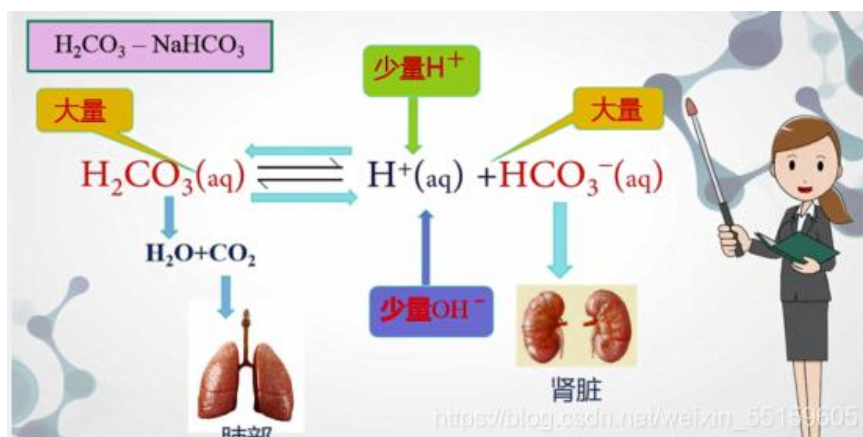
在体外，微生物的培养、组织染色、血液的冷藏保存

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？“呼出性碱中毒”发生的原因是什么？怎么解决？



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) CH_3COONa (2) Na_2CO_3 (3) NH_4Cl (4) $(NH_4)_2SO_4$ (5) $NaCl$
(6) Na_2SO_4

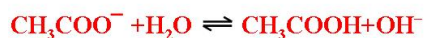
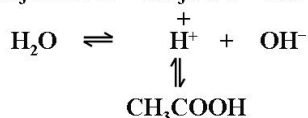
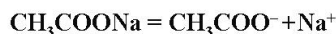
测试对象	溶液酸碱性	生成该盐的		盐的类型
		酸	碱	
CH_3COONa	碱性	CH_3COOH	$NaOH$	强碱
Na_2CO_3		H_2CO_3	$NaOH$	弱酸盐
NH_4Cl	酸性	HCl	$NH_3 \cdot H_2O$	强酸
$(NH_4)_2SO_4$		H_2SO_4	$NH_3 \cdot H_2O$	弱酸盐
$NaCl$	中性	HCl	$NaOH$	强碱
Na_2SO_4		H_2SO_4	$NaOH$	强酸盐

[思考题]

CH_3COONa 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) CH_3COONa 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？

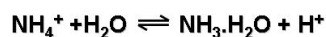
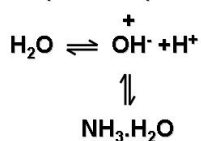
醋酸钠在水溶液中的变化：



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:

- a、盐中必须有弱
- b、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]

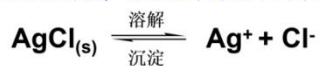
(1) 下列溶液能使酚酞指示剂显红色的是 ()

- A、碳酸钾
- B、氯化铵
- C、硫酸钠
- D、氯化铁

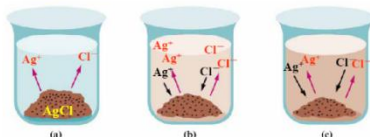
4.沉淀-溶解平衡

A.溶度积常数

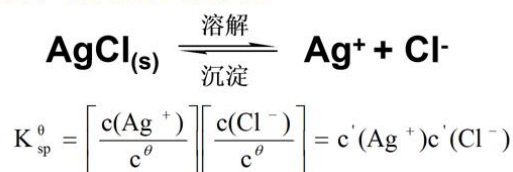
- AgCl 是一种难溶的电解质，水溶液中存在下列平衡：



- 在一定温度下，当沉淀和溶解速率相等时，就达到平衡。此时所得的溶液即为该温度下的饱和溶液，溶质的浓度即为饱和浓度。



- 对于AgCl, 其平衡常数表达式为:

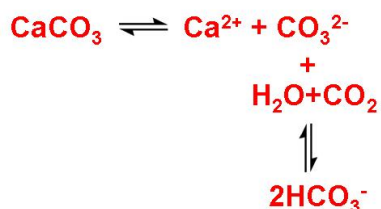


式中: K_{sp}^{θ} 称为溶度积常数, 简称溶度积, 反映了物质的溶解能力

- 通式: 对于 $\text{A}_m\text{B}_n(s) \rightleftharpoons m\text{A}^{n+} + n\text{B}^{m-}$
 $K_{sp}^{\theta} = [c'(A^{n+})]^m \cdot [c'(B^{m-})]^n$

[知识拓展]

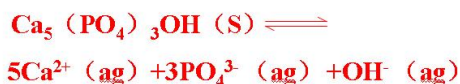
溶洞的形成:



(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

[作业]

已知 25℃时, $K_b^{\theta}(\text{NH}_3) = 1.8 \times 10^{-5}$, 现有 1L 0.1mol/L 氨水问:

- (1) 该溶液的 pH, 以及此时氨水的解离度
- (2) 往该氨水溶液中加入 0.05mol 的 $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$ 固体, 此时溶液 pH 又变为多少?
- (3) 将(2)中的混合溶液平均分成两份, 分别加入 0.5mL 1.0mol/L 的 H_2SO_4 和 NaOH 溶液, 此时 pH 将变化为多少?
- (4) 向(2)中的混合溶液中加入 1L 0.5mol/L 的 MgCl_2 溶液, 试问有无 $\text{Mg}(\text{OH})_2$ 沉淀生成, 为什么? ($K_{sp}^{\theta}(\text{Mg}(\text{OH})_2) = 1.8 \times 10^{-11}$)

课程名称	无机化学	专业班级	石化 251、新能材 251
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 (<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	知识目标: 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 (<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	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	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。		

氧化还原反应的基本概念（2 学时）

授课老师：陈仪

[教学目标]

知识目标：

- 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。

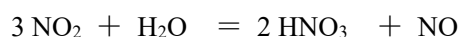
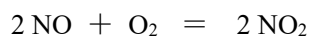
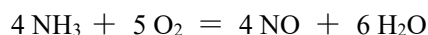
[基本概念]

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

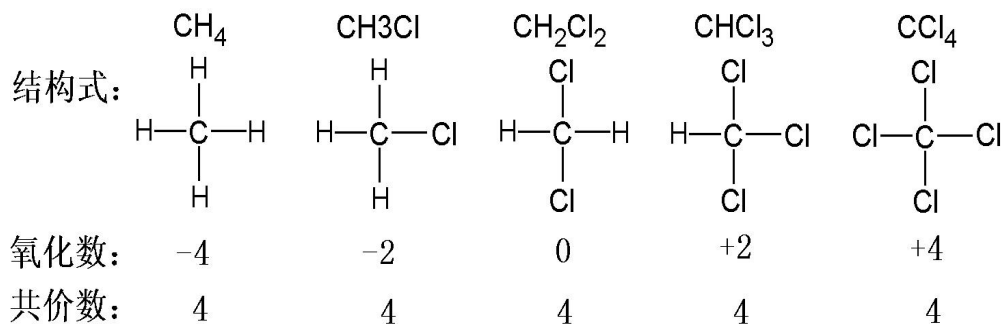
- H: +1 在氢化物中 (NaH、CaH₂) 为-1
- O: -2 在过氧化物中为-1，超氧化物 K₂O₂ 中为 - 1/2，
在臭氧化物 (KO₃) 中 是 -1/3，
在氟化氧 OF₂ 中为+2，O₂F₂ 中是+1。
- F: -1 其他卤素，除了与电负性更大的卤素结合 (ClF、ICl₃) 时或与氧结合时具有正的氧化数外，氧化数都为-1。
- 碱金属: +1
- 碱土金属: +2

●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。

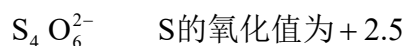
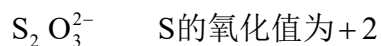
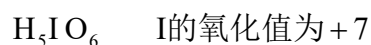
③在共价化合物中，氧化数和化合价两者常不一致。



共价数: 原子间公用电子对数 (仅有正整数)

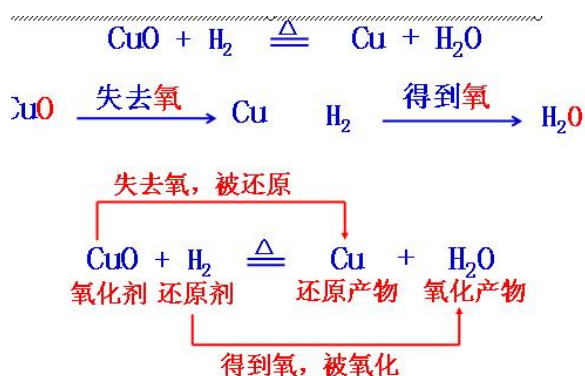
化合价有正负、无分数；氧化数有正负、有分数

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。

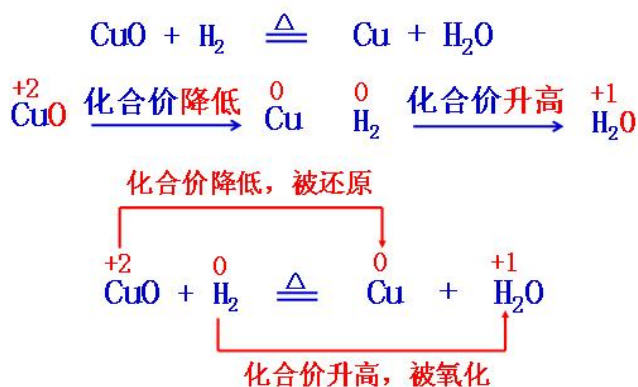


2. 氧化还原反应

A、从得氧失氧的角度



B、从元素化合价升降的角度



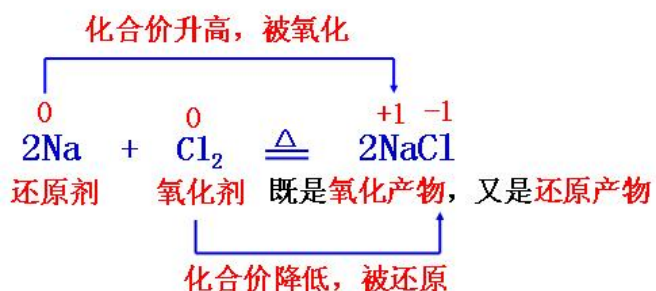
用元素化合价升降的观点来分析大量的氧化还原反应，我们可以得出：

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。

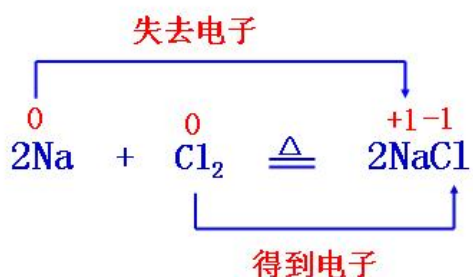
②凡有元素化合价升降的反应就是氧化还原反应。

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。

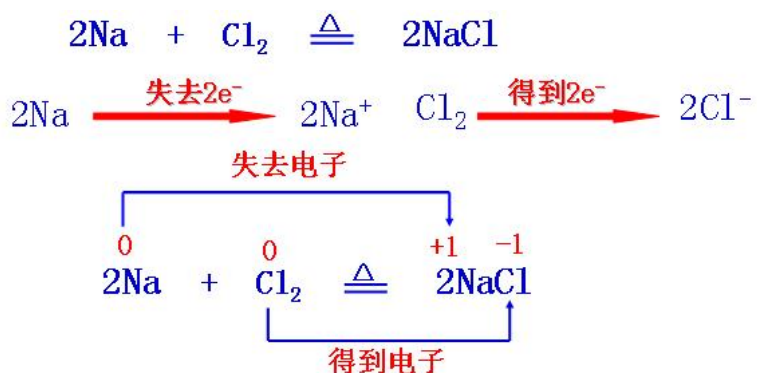
[举例分析]



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:

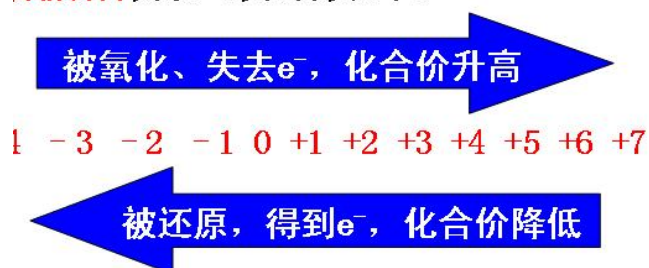
物质失去电子的反应就是氧化反应;

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。

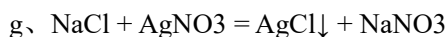
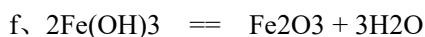
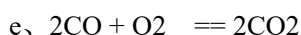
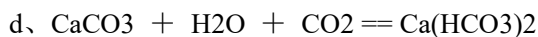
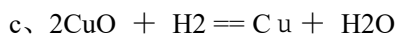
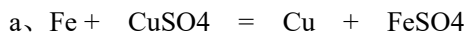
生成物中所含元素化合价降低的物质。

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:

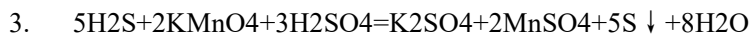


还原剂_____，氧化剂_____，

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_____。



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

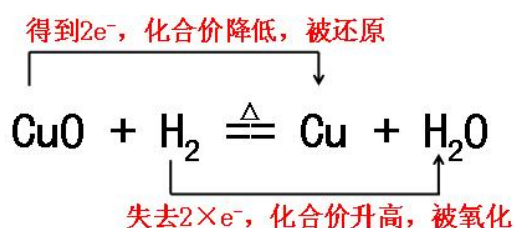
A.双线桥法

定义：表示同种元素在反应前后得失电子的情况。

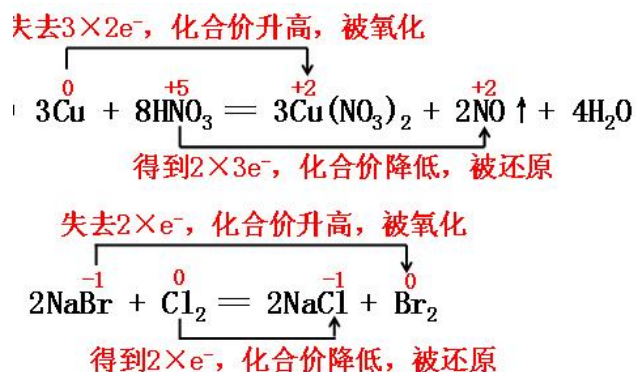
①同种元素间建桥，标出“得到”或“失去”字样；

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] 用双线桥法标出下列氧化还原反应中电子转移情况。

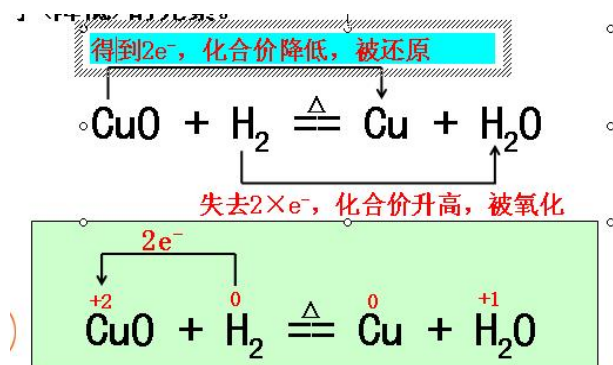


B.单线

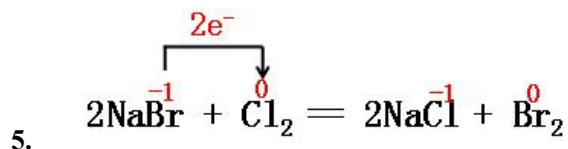
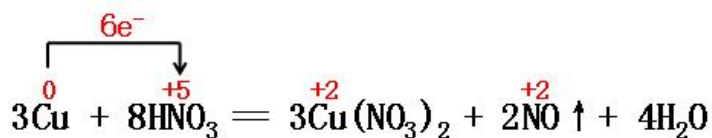
桥法

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。



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： $2Fe^{3+} + Sn^{2+} \rightleftharpoons 2Fe^{2+} + Sn^{4+}$

可拆为两个半反应：

$Sn^{2+} - 2e^- \rightleftharpoons Sn^{4+}$ 电对： Sn^{4+} / Sn^{2+}

$2Fe^{3+} + 2e^- \rightleftharpoons 2Fe^{2+}$ 电对： Fe^{3+} / Fe^{2+}

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

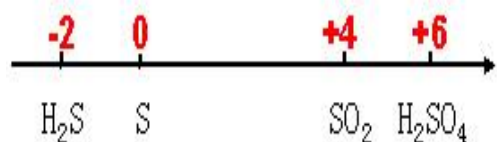
一般而言，元素处于最高化合价态时，它的原子只能得电子，该元素只具有氧化性；

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 Fe^{3+} , Ce^{4+} , Ag^+ , Hg_2^{2+} 等

③ 高氧化态含氧化合物尤其是非金属含氧化合物, 如 KMnO_4 , $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, KNO_3 , NaBiO_3 , $(\text{NH}_4)_2\text{S}_2\text{O}_8$, KClO_3 , HNO_3 , MnO_2 , PbO_2 , H_2O_2 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 H_2 , C , Si 等

③ 低氧化态离子, 如 I^- , S^{2-} , Sn^{2+} , Fe^{2+} 等

④ 低氧化态非金属化合物, 如 CO , H_2S , SO_3^{2-} 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。

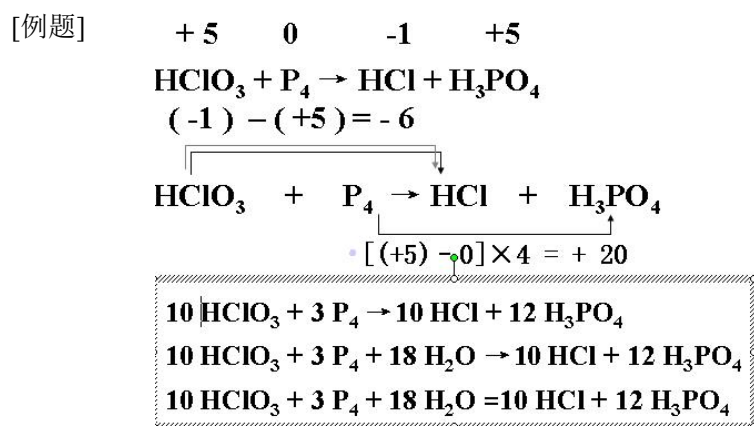
B. 配平步骤

(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 H_2O 配平



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。

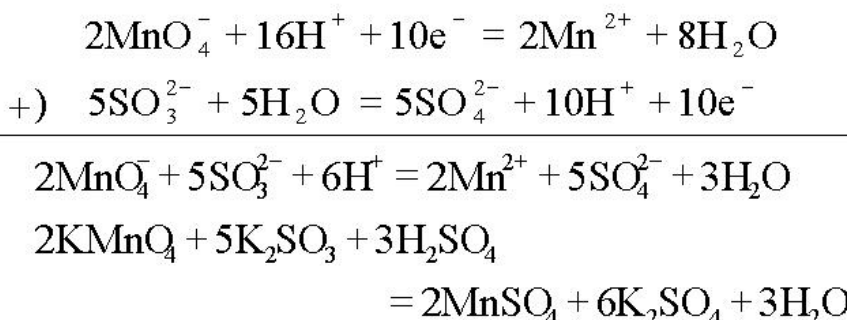
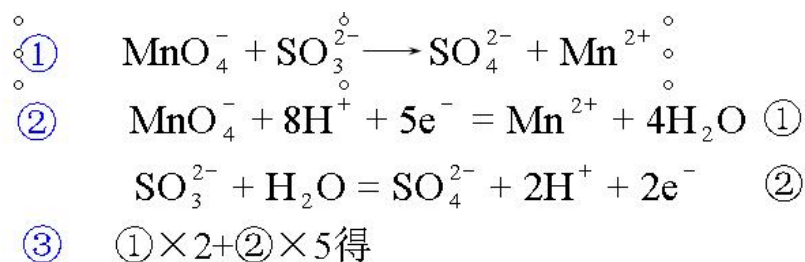
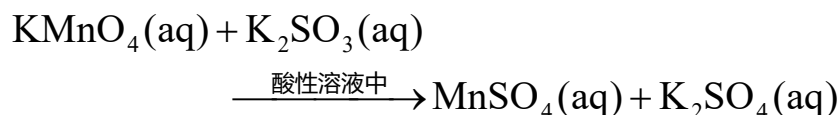
C.配平方法

离子-电子法

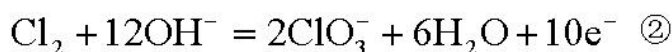
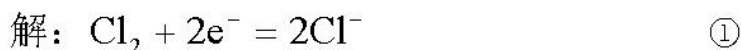
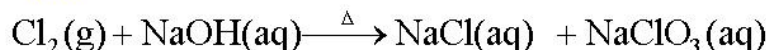
配平步骤：

- 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]



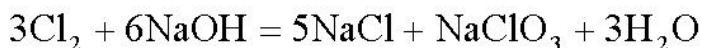
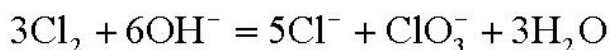
例2: 配平



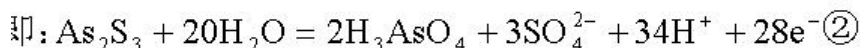
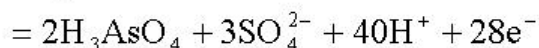
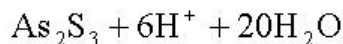
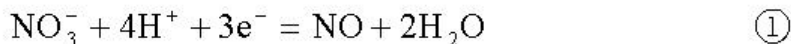
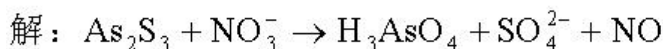
①×5+②得:



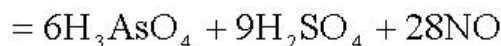
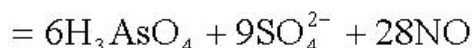
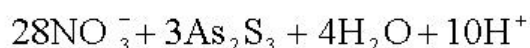
化简得:



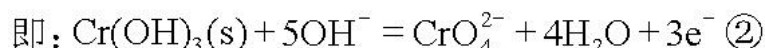
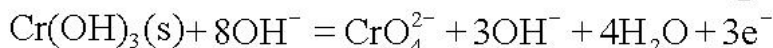
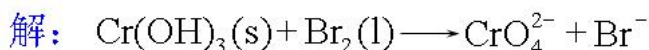
例3: 配平方程式



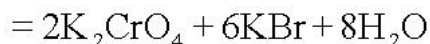
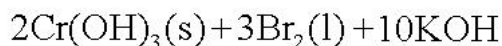
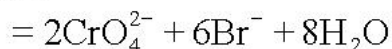
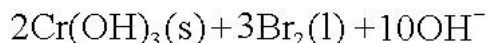
①×28+②×3得



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⁻

课程名称	无机化学	专业班级	石化 251、新能材 251
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	知识目标 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。 思政目标： 1、通过锂电池的应用，说明具有自主知识产权的先进技术对国家发展的重要性 2、介绍燃料电池，激发学生的环保意识		
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		
教学后记	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。		

原电池（2学时）

授课老师：陈仪

[教学目标]

知识目标

- 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。

思政目标：

- 1、通过锂电池的应用，说明具有自主知识产权的先进技术对国家发展的重要性
- 2、介绍燃料电池，激发学生的环保意识

[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]

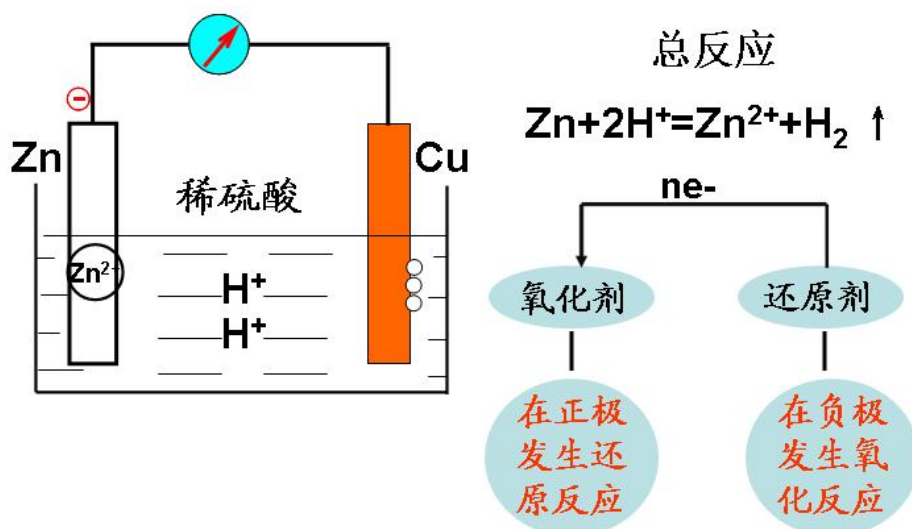
本章难点内容：让学生理解原电池的工作原理，并自己可以设计原电池。

[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

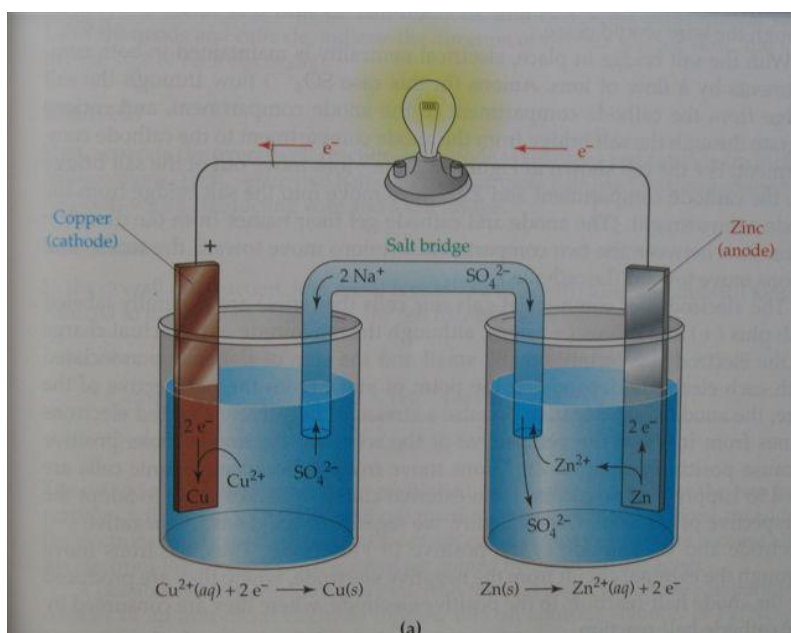
●氧化还原反应中电子的转移(化学能)直接转变为电能的装置。

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



负极(电子流出): $\text{Zn(s)} - 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Zn}^{2+}(\text{aq})$ 氧化反应

正极(电子流入): $\text{Cu}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Cu(s)}$ 还原反应

电池反应: $\text{Zn(s)} + \text{Cu}^{2+}(\text{aq}) \rightleftharpoons \text{Zn}^{2+}(\text{aq}) + \text{Cu(s)}$

氧化型 + $\text{Ze}^- \rightleftharpoons$ 还原型

电对: Zn^{2+}/Zn , Cu^{2+}/Cu

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；

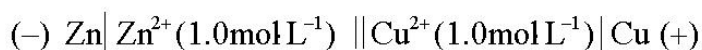
电极：包含同一元素的不同氧化数的两种物质，氧化型和还原型；

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：Fe³⁺/Fe²⁺电极

电极反应：

电极符号：Pt | Fe²⁺ (c₁), Fe³⁺(c₂)

“|”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 Hg/Hg₂Cl₂

电极反应： $AgCl + e \rightleftharpoons Ag + Cl^-$ $Hg_2Cl_2 + 2e \rightleftharpoons 2Hg + 2Cl^-$

电极符号：Ag, AgCl(s) | Cl⁻(c) Hg, Hg₂Cl₂(s) | 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：Cu/Cu(NH₃)₄²⁺, NH₃ 电极

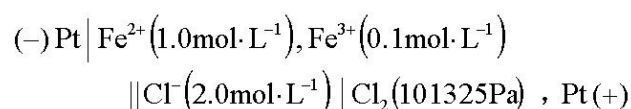
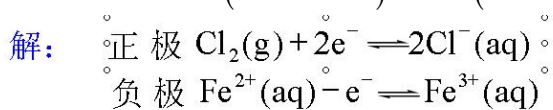
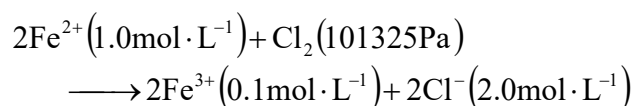
电极反应：

电极符号：Cu | Cu(NH₃)₄²⁺ (c₁), NH₃(c₂)

“|”表示金属与溶液之间的界面，即固液界面，

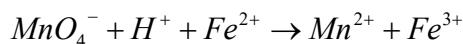
(c) 表示离子浓度

[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: $Fe^{2+} \rightleftharpoons Fe^{3+} + e$

正极反应: $MnO_4^- + 8H^+ + 5e \rightleftharpoons Mn^{2+} + 4H_2O$

电池反应: $MnO_4^- + 8H^+ + 5Fe^{2+} \rightleftharpoons Mn^{2+} + 5Fe^{3+} + 4H_2O$

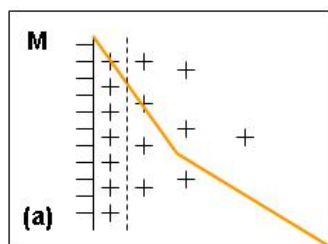
电池符号: (-) Pt | Fe²⁺ (c₁), Fe³⁺(c₂) || MnO₄⁻ (c₃), H⁺(c₄), Mn²⁺(c₅) | Pt (+)

3. 电池电动势和电极电势

1 电池电动势:

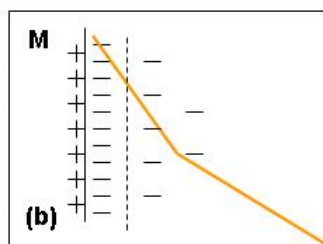
两个电极之间的电势差, 符号为 ε 单位V, 即伏特;

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;

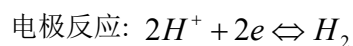
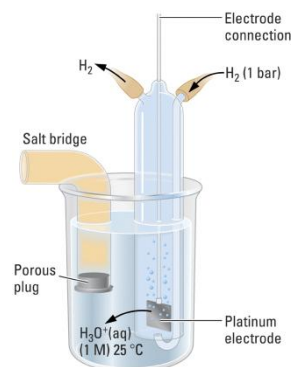
3. 标准电极电势: 标态下测定的电极电势, 单位伏特(V);

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 $[H^+] = 1 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$ 的溶液;
 3 持续标准压力的纯 H_2 气流;
 4 铂黑吸附 H_2 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:

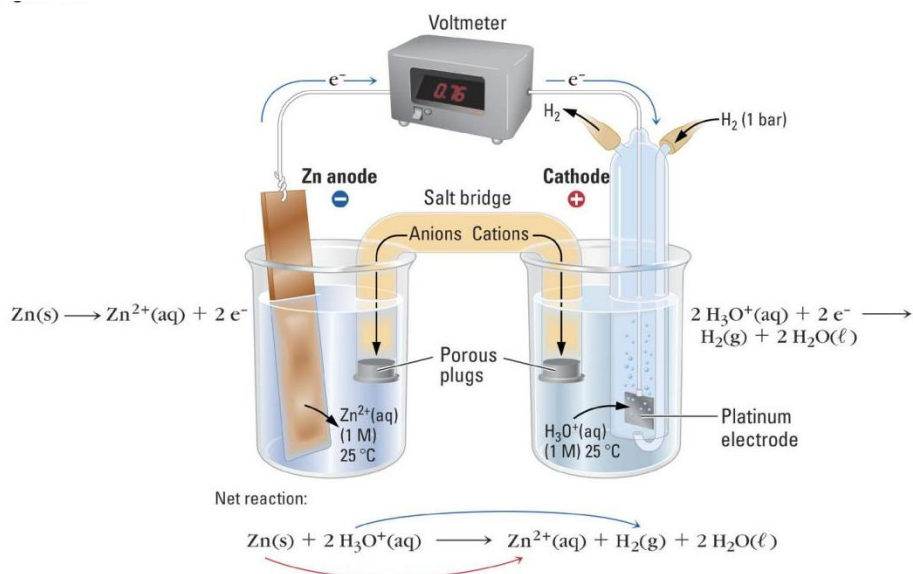
- 将待测标准电极与标准氢电极组成原电池,恒温 25°C ;
 用检流计确定电池的正负极; 如果没有检流计如何判断?
 用电位差计测量电池的电动势;
 公式: 电动势=正极电极电势-负极电极电势

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



2.常见的化学电源

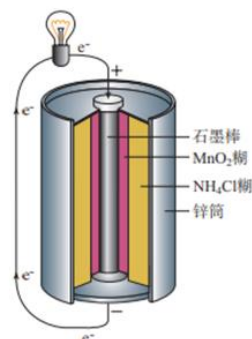
A. 干电池

一次性电池，不可充电电池，电解质通常为糊状。常见类型有**锌锰干电池**。

原理：通过氧化还原反应产生电流，Zn作为负极被氧化， MnO_2 作为正极被还原。

优点：体积小、便于携带、价格低廉。

应用：用于手电筒、遥控器、闹钟等小功率设备。



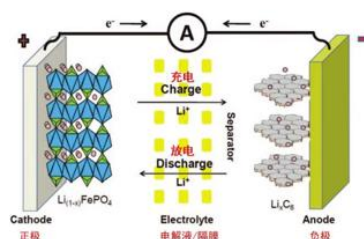
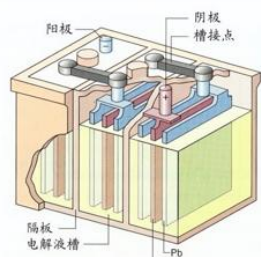
B. 蓄电池

二次电池，即可充电电池。常见的蓄电池包括**铅蓄电池**和**锂离子电池**。

原理：通过电化学反应存储和释放电能，放电和充电通过反向的化学反应实现。

优点：可以反复充电、使用寿命较长。

应用：汽车启动电池、手机、笔记本电脑和电动汽车等。



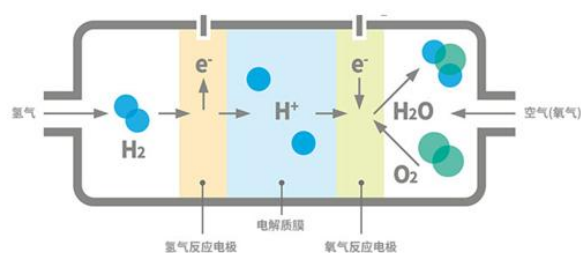
C. 燃料电池

将化学能直接转化为电能，是典型的**清洁能源**装置。

原理： H_2 在阳极被氧化成 H^+ ， O_2 在阴极与 H^+ 结合生成水，产生电流。

优点：高效、环保，唯一的副产物是水。

应用：主要用于燃料电池汽车、备用电源以及航天设备等。



课程名称	无机化学	专业班级	石化 251、新能材 251
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	知识目标 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。 思政目标： 通过原子结构发展史说明创新思想在科学发展中的重要性；		
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	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		
教学后记	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。		

原子核外电子的运动状态 (2 学时)

授课老师：陈仪

[教学要求]

知识目标

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。

思政目标：

通过原子结构发展史说明创新思想在科学发展中的重要性

[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]

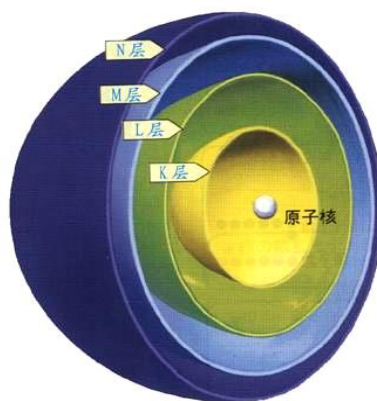
本章难点内容：让所有学生掌握并理解四个量子数的物理意义及基本概念。

[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



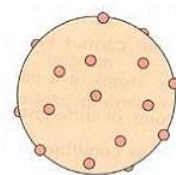
英国化学及物理学家
道尔顿 (J. Dalton)



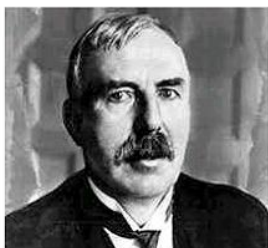
道尔顿原子模型



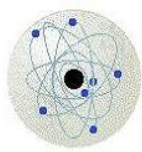
英国物理学家
汤姆生
(J. J. Thomson, 1856-1940)



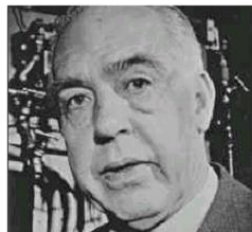
汤姆生原子模型
(枣糕模型)



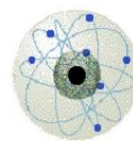
英籍新西兰物理学家
卢瑟福
(E. Rutherford, 1871-1937)



卢瑟福原子模型

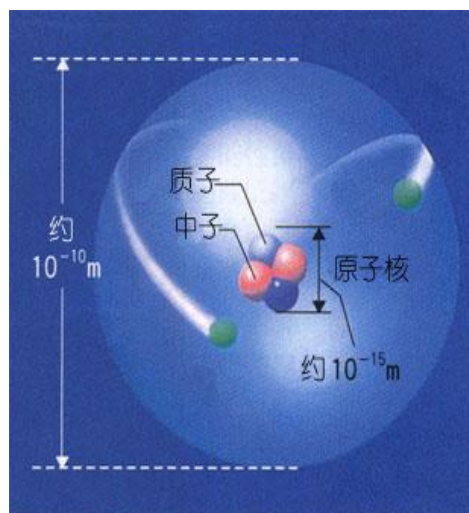
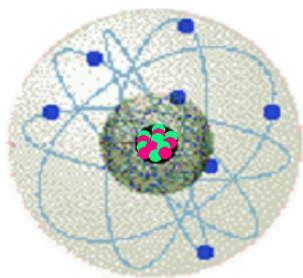


丹麦物理学家
波尔 (N. Bohr, 1885-1962)



波尔的原子结构模型

2. 原子的构成

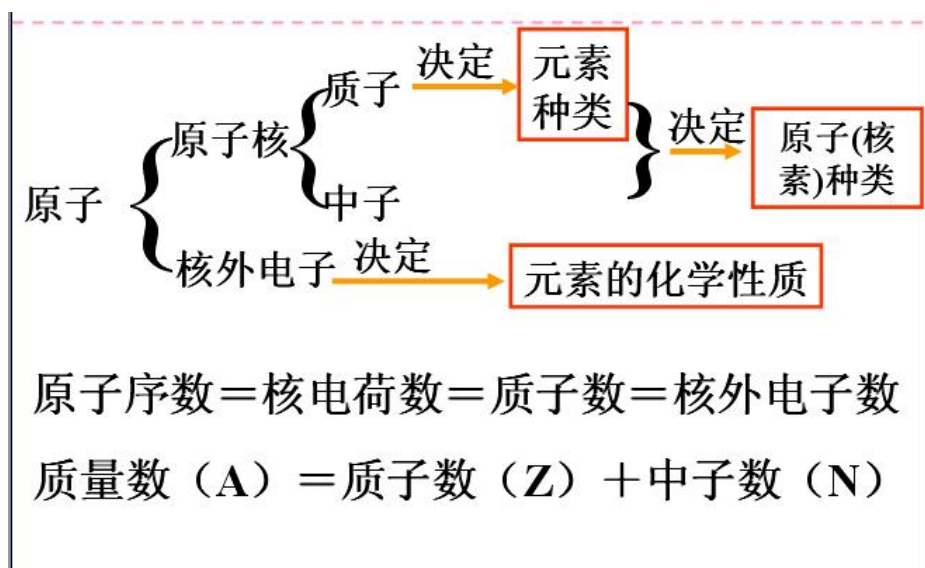


原子核 质子、中子

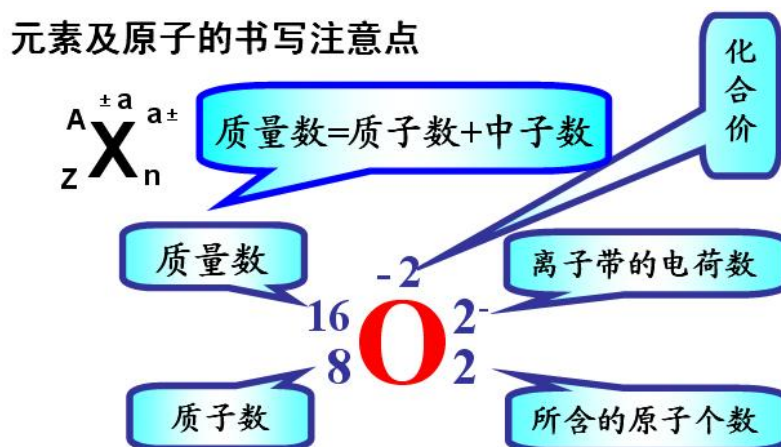
原子

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}

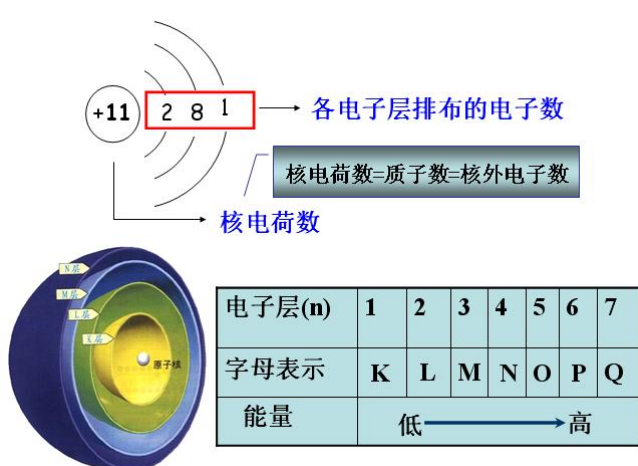


3. 元素及原子书写的注意点



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, \dots 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: $0, \pm 1, \pm 2, \dots, \pm l$

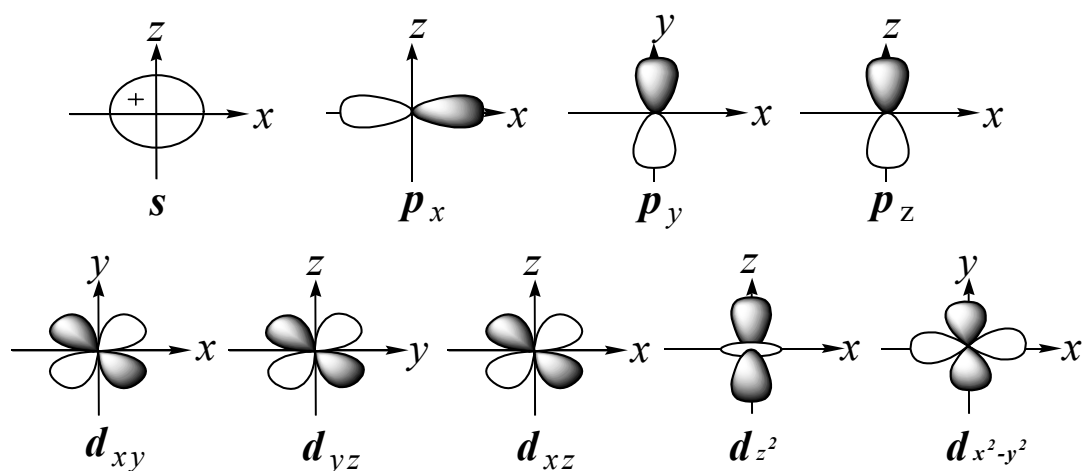
意义 m 决定原子轨道的空间取向

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]

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

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

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

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

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

$n=4$ $l=()$ $m=0$ $m_s=+\frac{1}{2}$

$n=4$ $l=2$ $m=()$ $m_s=-\frac{1}{2}$

课程名称	无机化学	专业班级	石化 251、新能材 251
教材名称	无机化学 华中科技大学出版社		
授课题目	核外电子排布式与元素周期表		
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	知识目标 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。 思政目标： 元素周期表的产生，折射出人类认识自然的艰辛历程，激发学时的探究精神		
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 (<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	1. 电子排布式与元素周期表	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	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。 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。		

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：陈仪

[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 $1S^2 2S^2 2P^5$	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； Na^+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

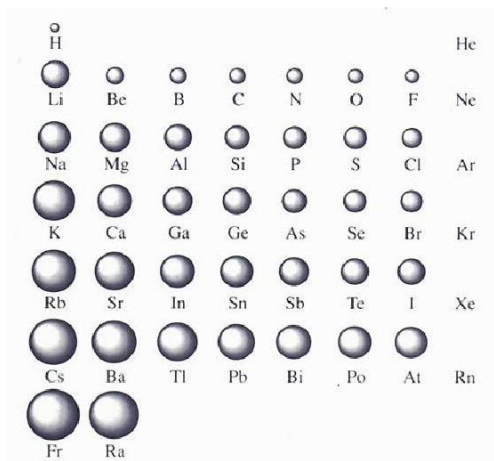
C.周期数=电子层数=能级组数

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

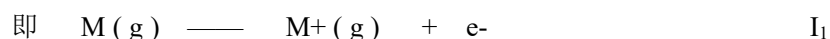
- ① 核电荷 Z 增加许多，对电子吸引力增大，使 r 减小；
- ② 核外电子增多，增加一个电子层，使 r 增大。

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。

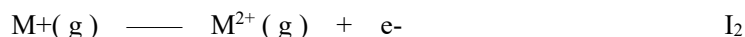
主族元素	Li	123 pm
	Na	154 pm
	K	203 pm
	Rb	216 pm
	Cs	235 pm

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 。

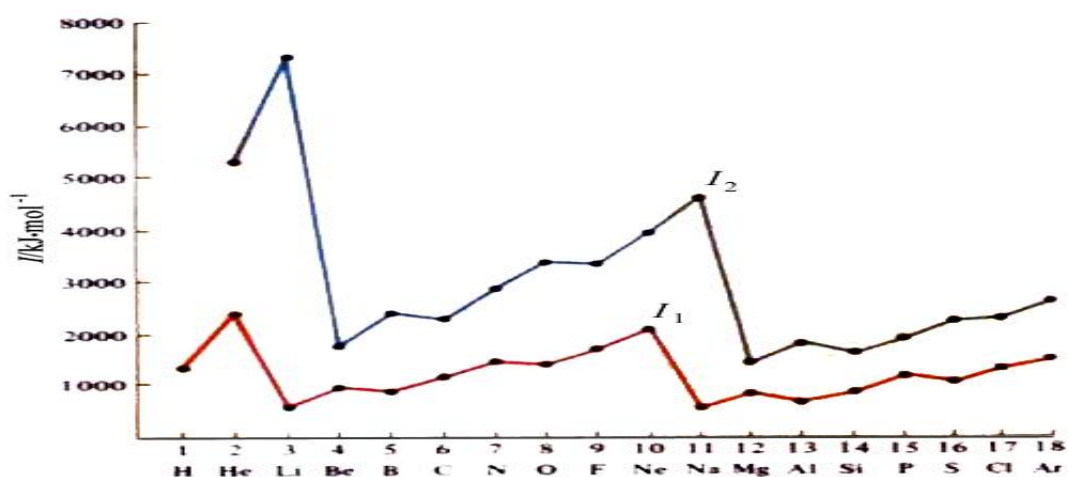


用类似的方法定义 I_3, I_4, \dots, I_n 。

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 $\text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$ 。

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 I_1 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。 I_1 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 I_1 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 Y_1 表示。同样有 $Y_2, Y_3, Y_4 \dots$ 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
$E / \text{kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$	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

从上到下电子亲和能逐渐变小，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

元素的电负性是指在分子中原子吸引成键电子的能力。为衡量元素的得失电子的综合能力。



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）

课程名称	无机化学	专业班级	石化 251、新能材 251
教材名称	无机化学 华中科技大学出版社		
授课题目	化学键理论与分子结构		
授课学时	4 学时		
课 型	理论 (<input checked="" type="checkbox"/>) ; 实验 (<input type="checkbox"/>) ; 见习 (<input type="checkbox"/>) ; 实训 (<input type="checkbox"/>) ; 其它 (<input type="checkbox"/>)		
教学目的	<p>知识目标:</p> <p>1. 掌握离子键理论、晶格能的概念; 掌握离子极化概念。</p> <p>2. 掌握价键理论, 价层电子对互斥理论, 杂化轨道理论和分子轨道理论;</p> <p>3. 掌握分子间作用力和氢键。</p> <p>思政目标:</p> <p>1. 借助化学键理论的发展, 培养学生的批判性思维, 充分理解理论是一个不断更新和发展的过程;</p> <p>2. 鼓励学生勇于创新, 坚持联系的观点和发展的观点。</p> <p>3. 利用中国科研团队发现氢键来证明: 实践是检验真理的唯一标准</p>		
教学重点	掌握化学键的理论以及分子间作用力		
教学难点	判断分子的几何构成与分子间作用力影响因素		
教学方法	讲授 (<input checked="" type="checkbox"/>) ; 讨论 (<input type="checkbox"/>) ; 指导 (<input type="checkbox"/>) ; 示教 (<input type="checkbox"/>) ; 其它 (<input type="checkbox"/>)		
电子教案	有 (<input checked="" type="checkbox"/>)	Microsoft PowerPoint (<input checked="" type="checkbox"/>) ; Author ware (<input type="checkbox"/>) ; 其它 (<input type="checkbox"/>)	
	无 (<input type="checkbox"/>)		
教学资源	多媒体 (<input checked="" type="checkbox"/>) ; 模型 (<input type="checkbox"/>) ; 标本 (<input type="checkbox"/>) ; 实物 (<input type="checkbox"/>) ; 音像 (<input type="checkbox"/>) ; 其它 (<input type="checkbox"/>)		
教学过程 时间安排	1. 共价键理论	60'	
	2. 离子键理论	60'	
	3. 分子间作用力和氢键	60'	
思 考 题	见教案		
作 业	预习下章内容重要元素及其化合物		
教学后记	待补充		

化学键理论与分子结构（4学时）

授课老师：陈仪

[教学目标]

知识目标：

1. 掌握离子键理论、晶格能的概念；掌握离子极化概念。
- 3、掌握价键理论，价层电子对互斥理论，杂化轨道理论和分子轨道理论；
- 3、掌握分子间作用力和氢键。

思政目标：

- 1、借助化学键理论的发展，培养学生的批判性思维，充分理解理论是一个不断更新和发展的过程；
 - 2、鼓励学生勇于创新，坚持联系的观点和发展的观点。
- 利用中国科研团队发现氢键来证明：实践是检验真理的唯一标准

[教学重点]

本章重点讲授掌握掌握化学键的理论以及分子间作用力

[教学难点]

本章难点内容：让学生理解并掌握判断分子的几何构成与分子间作用力影响因素。

[基本概念]

离子键；共价键；氢键；

[授课要点]

一、共价键理论

1、经典路易斯学说

1916年美国化学家路易斯提出了共价键的概念，他认为那些电负性相差较小或相同原子之间是通过共用电子对而结合在一起的，成键原子通过形成共用电子对以后，每一个原子都达到相应稀有气体原子的2或8电子稳定构型，即最外层电子符合 $1s^2$ 或 ns^2np^6 的电子构型。

化学上把这种原子间通过共用电子对而形成的化学键称为共价键。

成就与局限：

1. 指出了共价键与离子键的差异；
2. 解释了一些简单的非金属单质和化合物分子的形成过程。

1. 未能阐明共价键的本质及特征;

为什么都带负电荷的 2 个电子不是互相排斥, 而配对成键? 为什么共价键有方向性?

2. “八偶体规则”, 例外很多,

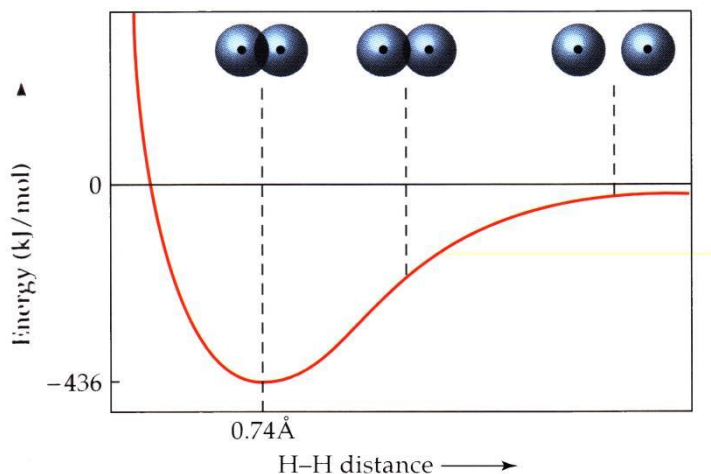
如 PCl_5 、 SF_6 、 $\text{BeCl}_2(\text{g})$ ……

3. 不能解释一些分子的性质, 如 O_2 、 B_2 的顺磁性, NO_2 -和 SO_2 、 NO_3 -和 SO_3 化学键的等价性.

	Lewis式	结构式
HCl	$\text{H}:\text{Cl}$	$\text{H}-\text{Cl}$ 单键
O_2	$\text{O}::\text{O}$	$\text{O}=\text{O}$ 双键
N_2	$\text{N} \vdots \vdots \text{N}$	$\text{N} \equiv \text{N}$ 参键
H_2	$\text{H}:\text{H}$	$\text{H}-\text{H}$ 单键

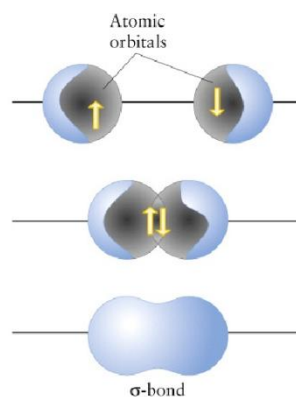
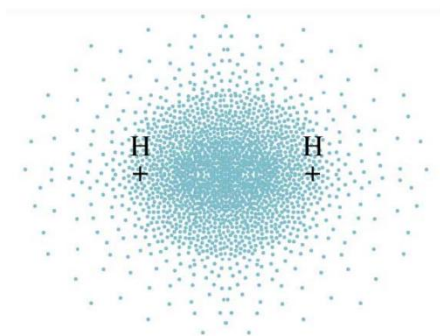
2、价键理论

1927 年, 德国化学家 Heitler 和 London 用量子力学方法处理 H_2 分子, 得到 H_2 形成过程的能量随核间距变化的图象



【共价键的本质】两原子互相接近时, 由于原子轨道重叠, 两原子共用自旋相反的电子对, 使体系能量降低, 而形成化学键 (共价键)。

1930 年鲍林等人, 把海特勒和伦敦应用量子力学原理处理 H_2 形成的成果推广应用到其它分子的形成, 并加以发展提出了现代价键理论。



价键理论要点:

(1) 电子配对原理 两键合原子接近时, 各提供一个自旋方向相反的未成对价电子配对, 形成稳定的共价键。一般说, 若原子的价层没有单电子, 不能形成共价键。例如稀有气体元素的原子通常不形成双原子分子。

(2) 最大重叠原理 两原子成键电子的原子轨道重叠越多, 两原子核间电子的概率密度越大, 所形成的共价键越牢固。

成就与局限:

优点: 说明了共价键的本质和特点;

但不能说明:

(1) 一些分子的成键数目及几何构型。

如: C $2s^2 2p_x^1 2p_y^1$, 仅 2 个成单电子,

CH₄ 4 个 C-H 键 ???

(2) H₂⁺, O₃

3、杂化轨道理论

为了解决现代价键理论无法解决的问题, 1931 年, 鲍林等人在价键理论的基础上提出了杂化轨道理论, 进一步丰富和发展了现代价键理论, 成功的阐明了现代价键理论无法解释的部分多原子分子的成键性质及分子空间构型。

基本要点

①孤立的原子, 其轨道不发生杂化, 只有在形成分子的过程中才有可能发生。

②原子形成共价键时, 可以运用杂化轨道成键。不同的杂化方式导致杂化轨道的空间分布不同, 由此决定了分子的空间几何构型不同。

③ 只有能量相近的原子轨道才能进行杂化。

④形成的杂化轨道的数目等于参加杂化的原子轨道数目。

⑤杂化轨道的形状和空间伸展方向与杂化前轨道相比都发生了改变,使电子云更加集中,成键时重叠程度更大,成键能力更强,形成的分子更加稳定。

成就与局限:

(1) 解释了一些分子 (CH₄、PCl₅、SF₆) 的形成过程,在预测分子几何构型方面十分成功。

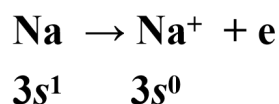
(2) 不能解释 H₂⁺ (单电子键) 和一些复杂分子的结构。

(3) 有时难以判断中心原子的杂化态。

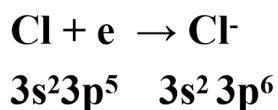
二、离子键理论

1、离子键的形成

德国化学家 Kossel 提出离子键理论。



Na⁺ Cl⁻ (静电引力)
离子化合物



要点:

阴、阳离子通过静电引力作用所形成的化学键称之为离子键。

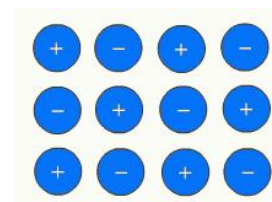
阴、阳离子通过静电引力相互结合形成的化合物称为离子型化合物。

离子键 (ionic bond) 的本质就是阴、阳离子间的静电作用力。

2、离子键的性质

作用力的实质是静电引力

离子键无方向性和饱和性



3、离子键的强度

离子键的强度可用晶格能的大小来衡量,晶格能(绝对值)越大,离子键的强度越强。

晶格能 (U) --- 由气态离子形成 1 mol 离子晶体的过程中所释放的能量称为晶格能,或者定义为:标准态下,拆开 1 mol 离子晶体,使其变为气态组分离子时所需能量。

三、分子间作用力和氢键

除化学键(共价键、离子键、金属键)外,分子与分子之间,某些较大分子的基团之间,或小分子与大分子内的基团之间,还存在着各种各样的作用力,总称**分子间力**。相对于化学键,分子间力是一类弱作用力。

1、色散力

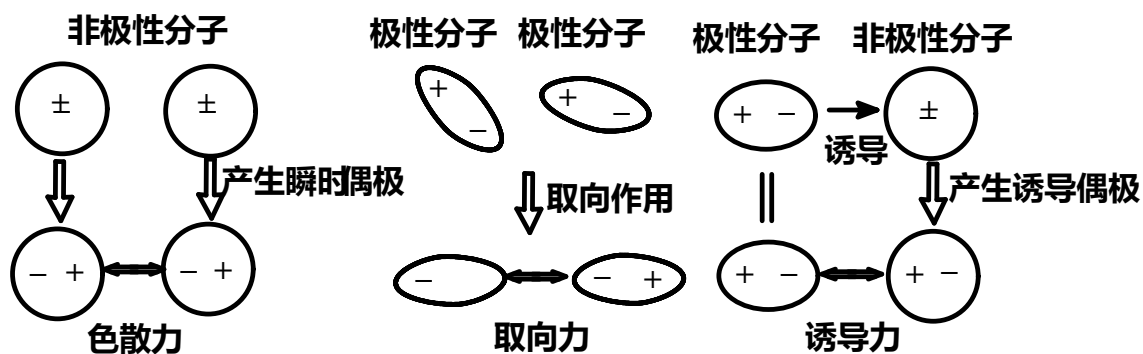
分子的正电荷重心与负电荷重心时时刻刻不重合,产生瞬时偶极。分子相互靠拢时,它们的瞬时偶极矩之间会产生电性引力,这就是色散力。

2、诱导力

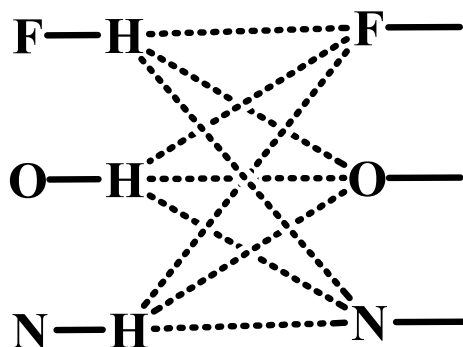
在极性分子的固有偶极诱导下,临近它的分子会产生诱导偶极,分子间的诱导偶极与固有偶极之间的电性引力称为诱导力。

3、取向力

又叫定向力,是极性分子与极性分子之间的固有偶极与固有偶极之间的静电引力。



氢键是已经以共价键与其他原子键合的氢原子与另一个原子之间产生的分子间作用力,是除范德华力外的另一种常见分子间作用力。通常,发生氢键作用的氢原子两边的原子必须是强电负性原子,换句话说,传统意义的氢键只有9种可能。



思考题: 怎么运用氢键解释水的特殊物理性质?

水的物理性质十分特异。与同周期氢化物相比,冰的密度小、4℃时水的密度最大、水的熔沸点高、水的比热大、水的蒸气压小、……等等。

课程名称	无机化学	专业班级	石化 251、新能材 251
教材名称	无机化学 华中科技大学出版社		
授课题目	金属元素		
授课学时	4 学时		
课 型	理论 (<input checked="" type="checkbox"/>) ; 实验 (<input type="checkbox"/>) ; 见习 (<input type="checkbox"/>) ; 实训 (<input type="checkbox"/>) ; 其它 (<input type="checkbox"/>)		
教学目的	知识目标: 1、掌握碱金属和碱土金属单质的物理性质、化学性质及制备方法。 2、掌握金属氧化物和氢氧化物的通用物理化学性质, 理解氢氧化物碱性变化规律。 3、掌握铝及其化合物性质 思政目标: 1、利用侯氏制碱法, 说明实践是检验真理的唯一标准 2、介绍侯德榜先生在抗战时期的自主发明, 厚植家国情怀		
教学重点	掌握碱金属和碱土金属单质的理化性质与制备方法		
教学难点	理解金属性规律, 判断氢氧化物碱性。		
教学方法	讲授 (<input checked="" type="checkbox"/>) ; 讨论 (<input type="checkbox"/>) ; 指导 (<input type="checkbox"/>) ; 示教 (<input type="checkbox"/>) ; 其它 (<input type="checkbox"/>)		
电子教案	有 (<input checked="" type="checkbox"/>)	Microsoft PowerPoint (<input checked="" type="checkbox"/>) ; Author ware (<input type="checkbox"/>) ; 其它 (<input type="checkbox"/>)	
	无 (<input type="checkbox"/>)		
教学资源	多媒体 (<input checked="" type="checkbox"/>) ; 模型 (<input type="checkbox"/>) ; 标本 (<input type="checkbox"/>) ; 实物 (<input type="checkbox"/>) ; 音像 (<input type="checkbox"/>) ; 其它 (<input type="checkbox"/>)		
教学过程 时间安排	1. 碱金属元素		30'
	2. 碱土金属元素		40'
	3. 铝元素及其化合物		20'
思考题	见教案		
作 业	预习下章内容非金属元素及其化合物		
教学后记	待补充		

主族金属元素（2 学时）

授课老师：陈仪

[教学目标]

知识目标：

- 1、掌握碱金属和碱土金属单质的物理性质、化学性质及制备方法。
- 2、掌握金属氧化物和氢氧化物的通用物理化学性质，理解氢氧化物碱性变化规律。

思政目标：

- 1、利用侯氏制碱法，说明实践是检验真理的唯一标准
- 2、介绍侯德榜先生在抗战时期的自主发明，厚植家国情怀。

[教学重点]

掌握碱金属和碱土金属单质的理化性质与制备方法

[教学难点]

本章难点内容：理解金属性规律，判断氢氧化物碱性。

[基本概念]

碱金属元素；碱土金属元素；对角线规则；

[授课要点]

一、碱金属元素

1、概述

元素周期表的 I A 族金属元素称为碱金属，包括锂、钠、钾、铷、铯和钫 6 种元素。碱金属属于 s 区元素，其原子价电子层构型为 ns^1 ，次外层为稀有气体的稳定 8 电子结构。锂、铷和铯是稀有金属，钫是放射性元素。

碱金属是银白色的柔软、易熔轻金属，密度较小，可以用刀切割。与同一周期其它元素相比，碱金属的原子半径最大，固体中的金属键较弱，原子间的作用力较小，故密度、硬度小，熔点低。

2、金属钠和金属钾

钾和钠的性质十分相似，质软似蜡，可以用小刀进行切割。新切面呈银白色光泽，但暴露在空气中会因氧化而迅速变暗。钠遇到水会发生剧烈反应，生成 NaOH 和 H_2 ，因此需密闭储存在煤油或石蜡中。钾比钠更活泼，因此制备、储运和使用时应更加小心。

钠钾的用途：

钠钾的高活泼性——冶金工业重要的还原剂；

强传热性——原子能工业中作核反应堆的导热剂；

钠、钾——制备过氧化物、氢化物及有机合成的原料。

钠钾的制备：工业上制取钠：电解廉价的熔融 NaCl ；

工业上制取钾：在熔融状态下，用金属钠从 KCl 中置换出钾，经分级蒸馏(800~880℃)得到金属钾。



3、碱金属的氧化物和氢氧化物

碱金属的氢氧化物都是白色固体，容易潮解和吸收空气中的 CO₂（须密封保存），易溶于水，溶解时放出大量的热，仅 LiOH 的溶解度较小。除 LiOH 是中强碱外，其余都是强碱，对于纤维、皮肤有强烈的腐蚀作用，因此叫苛性碱。碱性按以下顺序变化：



NaOH 和 KOH 在性质、用途和制备方面都相似，但 KOH 价贵，因此用途不如 NaOH 广泛。

3、钠盐和钾盐

氯化钠 NaCl

食盐是人类赖以生存的物质，也是化学工业的基本原料。NaCl 广泛存在于海洋、盐湖和岩盐中。工业 NaCl 的精制通常采用重结晶法。粗盐中常含有 SO₄²⁻、Ca²⁺、Mg²⁺、Fe³⁺、K⁺等杂质，依次加入适量的 BaCl₂、Na₂CO₃ 和 NaOH 使其沉淀析出，得到精盐。

碳酸钠 Na₂CO₃

Na₂CO₃ 有无水物和一水、七水、十水结晶水合物，常见工业品不含结晶水，为白色粉末，又称纯碱、碱面或苏打。Na₂CO₃ 在饱和状态(质量分数约为 20%)能强烈水解，使 pH 达到 12。

联合制碱法(又称侯氏制碱法) 它是由我国著名化工专家侯德榜在苏尔维法的基础上做了重大改进，于 20 世纪 40 年代研究成功的。此法将合成氨和制碱联合在一起，所以称为联合制碱法。他利用 NH₄Cl 在低温时的溶解度比 NaCl 小的特性，于 5~10℃ 下往母液中加入 NaCl 粉末，产生同离子效应，使 NH₄Cl 结晶析出，剩余的 NaCl 溶液返回使用。这样做

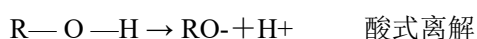
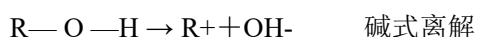
不仅提高了 NaCl 的使用率（达 91%），得到的 NH₄Cl 可做氮肥，同时可利用合成氨厂的废气 CO₂，且不生成无用的 CaCl₂ 废液，收到综合利用的效果。

二、碱土金属元素

碱土金属是周期表的 II A 族、s 区元素，其原子的价电子构型为 ns²。碱土金属包括铍、镁、钙、锶、钡和镭 6 种元素，由于钙、锶、钡的氧化物在性质上介于“碱性的”碱金属氧化物和“土性的”难溶的 Al₂O₃ 之间，因此称为碱土金属。

性质 \ 元素	铍 Be	镁 Mg	钙 Ca	锶 Sr	钡 Ba
原子序数	4	12	20	38	56
金属半径/pm	111.3	160	197.3	215.1	217.3
离子半径/pm	31	80	99	113	135
第一电离能 I ₁	kJ·mol ⁻¹	900	738	590	549
第二电离能 I ₂		1768	1460	1152	1070
第三电离能 I ₃		14939	7658	4942	4351
电负性	1.5	1.2	1.0	1.0	0.9
φ (M ²⁺ /M) / V	-1.85	-2.37	-2.87	-2.89	-2.90
φ (M ²⁺ /M) / V	-2.28	-2.69	-3.02	-2.99	-2.97
M ²⁺ (g)水合热/kJ·mol ⁻¹	2494	1921	1577	1443	1305

ROH 的酸碱性取决于两种离解方式：



ROH 的酸碱性取决于它的离解方式，而这又与 R 的电荷数 z 和半径 r 的比值 = z/r (称为“离子势”)有关。

判断 ROH 碱性的方法：

同一周期，自左至右，R 离子的电荷依次增多，r 依次减小，故值趋于增大，氢氧化物碱性逐渐减弱，酸性逐渐增强。碱土金属与同周期碱金属相比，离子的电荷多，半径小，值相对较大，它们的氢氧化物的碱性比相邻的碱金属弱。

同一主族，自上而下，R 离子的电荷不变，r 依次增大，故值趋于减小。氢氧化物碱性逐渐增大，酸性逐渐减弱。碱土金属中，Be(OH)₂ 呈两性，Mg(OH)₂ 是中强碱，Ca(OH)₂、Sr(OH)₂、Ba(OH)₂ 都属于强碱，变化非常明显。

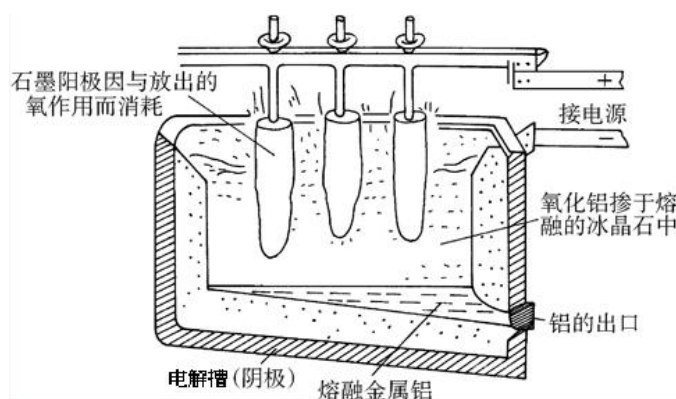
三、铝元素及其化合物

1、金属铝

铝是银白色的金属，最重要的性质是质轻，密度为 $2.7\text{g}\cdot\text{cm}^{-3}$ ，属轻金属，质软，硬度为 1.5，熔点为 660.37°C ，沸点为 2467°C 。无毒，富有延展性，具有很好的导电性、传热性，抗氧化、抗酸碱，无磁性。

铝及其合金易于制成各种形状的用材，使它在国民经济中占有重要地位。铝表面有一层氧化物薄膜，经过阳极化处理，其具有更好的抗腐蚀性和抗磨损性。

铝的冶炼：



2、铝的化合物

(1) 氧化铝： Al_2O_3 为难溶于水的白色无定形粉末，属于离子晶体，熔点高，硬度大。活性氧化铝，常用作吸附剂和催化剂。

透明的 Al_2O_3 陶瓷(玻璃)有优良的光学性能，且耐高温 (2000°C)，耐冲击，可用来做防弹汽车窗、坦克观察窗和轰炸机的瞄准器等。

(2) 氢氧化铝： Al_2O_3 难溶于水，故其氢氧化物只能通过其他方法制得。 $\text{AlO}\cdot\text{OH}$ 称为偏氢氧化铝，它是将氨水加入沸腾的铝盐溶液中生成的，而 $\text{Al}(\text{OH})_3$ 则是：



$\text{Al}(\text{OH})_3$ 为白色无定形粉末，广泛应用于医药、玻璃、陶瓷工业中。

(3) 铝盐

硫酸铝：无水硫酸铝为白色粉末，易溶于水，水解呈酸性。

矾 $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ 与钾、钠、铵的硫酸盐可形成溶解度相对较小的复盐，称为矾。铝钾矾是铝矾当中最为常见的，它的组成为： $\text{K}_2\text{SO}_4\cdot\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3\cdot24\text{H}_2\text{O}$ ，俗称明矾，又称白矾、钾矾等。易溶于水，水解生成 $\text{Al}(\text{OH})_3$ 或碱式盐的胶状沉淀。明矾被广泛用于水的净化、造纸业的上浆剂等。

课程名称	无机化学	专业班级	石化 251、新能材 251
教材名称	无机化学 华中科技大学出版社		
授课题目	非金属元素		
授课学时	4 学时		
课 型	理论 (<input checked="" type="checkbox"/>) ; 实验 (<input type="checkbox"/>) ; 见习 (<input type="checkbox"/>) ; 实训 (<input type="checkbox"/>) ; 其它 (<input type="checkbox"/>)		
教学目的	知识目标: 1、掌握氢的成键方式、性质及制备, 了解氢气的用途 2、了解稀有气体的性质与用途 3、掌握卤素单质及其化合物的物理性质、化学性质、制备方法; 4、掌握硫、氮、氧、碳及其化合物的理化性质与制备方法 思政目标: 介绍氧元素在空间和时间里的循环, 思考人类命运共同体问题, 坚持人与自然和谐共生;		
教学重点	掌握重要的非金属元素及其化合物的理化性质与制备		
教学难点	能运用元素周期律判断单质及化合物性质		
教学方法	讲授 (<input checked="" type="checkbox"/>) ; 讨论 (<input type="checkbox"/>) ; 指导 (<input type="checkbox"/>) ; 示教 (<input type="checkbox"/>) ; 其它 (<input type="checkbox"/>)		
电子教案	有 (<input checked="" type="checkbox"/>)	Microsoft PowerPoint (<input checked="" type="checkbox"/>) ; Author ware (<input type="checkbox"/>) ; 其它 (<input type="checkbox"/>)	
	无 (<input type="checkbox"/>)		
教学资源	多媒体 (<input checked="" type="checkbox"/>) ; 模型 (<input type="checkbox"/>) ; 标本 (<input type="checkbox"/>) ; 实物 (<input type="checkbox"/>) ; 音像 (<input type="checkbox"/>) ; 其它 (<input type="checkbox"/>)		
教学过程 时间安排	1. 氢、稀有气体		60'
	2. 卤素单质及其化合物		60'
	3. 硫、氮、氧、碳及其化合物		60'
思考题	见教案		
作 业	预习下章内容副族金属元素及其化合物		
教学后记	待补充		

非金属元素（4 学时）

授课老师：陈仪

[教学目标]

知识目标：

- 1、掌握氢的成键方式、性质及制备，了解氢气的用途
- 2、了解稀有气体的性质与用途
- 3、掌握卤素单质及其化合物的物理性质、化学性质、制备方法；
- 4、掌握硫、氮、氧、碳及其化合物的理化性质与制备方法

思政目标：

介绍氧元素在空间和时间里的循环，思考人类命运共同体问题，坚持人与自然和谐共生；

[教学重点]

掌握重要的非金属元素及其化合物的理化性质与制备

[教学难点]

本章难点内容：能运用元素周期律判断单质及化合物性质。

[基本概念]

稀有气体；卤素；拟卤素；

[授课要点]

一、氢

1、概述

氢是周期表中的第一个元素，氢位于周期表中的第 1 周期、I A 族，是一种性质非常特别的元素，与碱金属、卤素原子的原子结构、性质既有相似性又有区别。它与碱金属的性质有很大的差别，在多数化合物中氧化态为 +1，也可以形成 H^+ 离子，这与碱金属相似。H 也可以接受一个电子，形成负离子 H^- ，这又与卤素相似。氢的独特性质是由其独特的原子结构，特别小的半径和低的电负性决定的。

氢是宇宙中最丰富的元素，氢占宇宙原子总数的 90%。在地球上，氢的含量也相当丰富，约占地壳质量的 1%。氢有三种同位素：

(氕, H)占 99.98%，(氘, D)占 0.016%，(氚, T)的含量甚微。

2、氢的性质

单质氢是双原子分子，其键长为 74 pm。常温下，H₂ 是已知的最轻的气体，无色无臭，易燃。当空气中 H₂ 的体积分数在 4%~74%之间，叫做氢的爆炸极限。

氢几乎不溶于水，具有很大的扩散速度和很高的导热性。H₂ 是一种极难液化的气体，其临界温度为 -240 °C。液态氢可把除氦外的其它气体冷却转变成固体。同温同压下，氢气的密度最小，常用来填充气球。

除稀有气体外，氢几乎能与所有的元素化合。在其化合物中主要有三种成键形式：与 p 区非金属形成共价键，例如 HX，H₂O，NH₃ 等；与 s 区元素（Be 和 Mg 除外）化合时形成离子键(H⁻)，如 NaH，CaH₂ 等；过渡性键存在于非化学计量氢化物中，如 LaH_{2.87}。

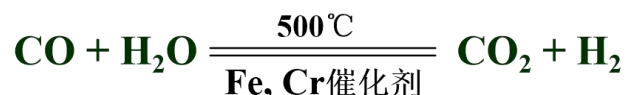
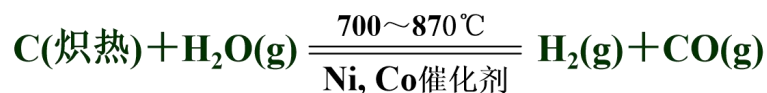
3、氢的制备

实验室常利用稀盐酸或稀硫酸与锌或铁等活泼金属作用制备氢气。



采用质量分数 15%~25%的 NaOH 或 KOH 溶液作为电解液，电解法制得的 H₂ 比化学法纯。阴极产生的 H₂ 其纯度可达 99.5%~99.9%。此外，电解食盐水生产烧碱时，H₂ 是重要的副产品。

工业上，①用碳来还原水蒸气制取氢气：



②采用烃类裂解的方法制取氢。

③盐型氢化物与水反应也可以制取氢气：

④野外工作的简便制法，用硅与碱反应制备氢气：

4、氢的用途

氢的许多性质决定了它的用途广泛。可以直接合成氨、氯化氢等化工原料，植物油加氢制得人造黄油。氢具有还原性，可将氧化物、氯化物还原得到金属或非金属，如还原 WO₃ 制钨，还原 SiHCl₃ 制纯硅。

在原子能工业中，重水 D₂O 在反应堆里作中子减速剂。氘和氚进行热核反应时放出巨大的核能。氘和重水还是宝贵的示踪材料。

氢气是一种**二级能源**，燃烧时产生大量的热。氢气作为燃料的优点是：不会对环境造成污染，是一种清洁能源；氢气本身也无毒，可代替煤气或天然气作为民用和工业用的燃料气。

二、稀有气体

1、概述

零族有氦、氖、氩、氪、氙、氡六种元素，这些元素以气体状态存在，化学性质极不活泼，过去曾称其为惰性气体元素，现在改称它们为稀有气体元素。稀有气体的熔、沸点都很低，氦的沸点是所有单质中最低的。它们的蒸发热和在水中的溶解度都很小，这些性质随着原子序数的增加而逐渐升高。

2、稀有气体用途

稀有气体的许多用途与它们不活泼及某些物理特性有密切关系。目前，氦和氩已成为重要的工业用气。

氦的密度仅次于氢，无燃烧性，使用安全，常用来填充高空气球和汽艇。用氦代替氮气和氧混合制成“人造空气”供潜水员呼吸用。氦在血液里的溶解度比氮小，不会出现“潜水病”。液态氦的沸点是已知物质中最低的，可作冷源用于超低温技术。氦气还可用于低温温度计。

稀有气体还广泛应用到光学、冶金和医学等领域中。如氦氖激光器、氩离子激光器等在国防和科研上有着广泛的用途。氖被广泛用来制造霓虹灯。

氩在化学制备中常用作保护气体，也用作电焊保护气氛(称氩弧焊)。氩可用作 X 射线的遮光材料。

氙在电场的激发下能放出强烈的白光，高压长弧氙灯俗称“人造小太阳”，氙与 20% 氧气混合使用，可作无副作用的麻醉剂。氙在医疗上用于恶性肿瘤的放射性治疗，但长期接触微量氙会导致肺癌。

三、卤素

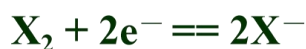
1、概述

元素周期表中 VIIA 族的氟、氯、溴、碘和砷通称为卤素，砷的原意是“不稳定”，半衰期很短，它具有其他卤素的一般特性。卤素的元素丰度从氟到碘递减。

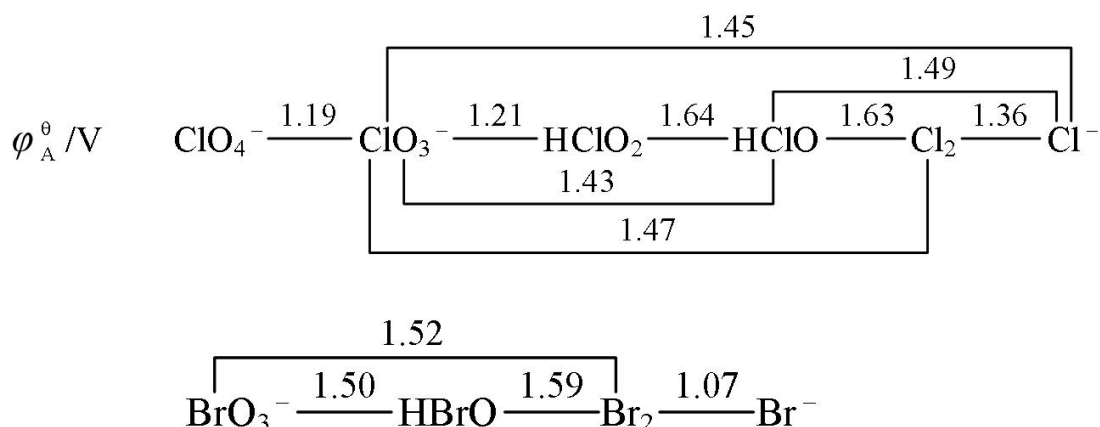
2、卤素单质的性质

卤素单质是双原子分子 F_2 , Cl_2 , Br_2 , I_2 。都是非极性分子，在固态时为分子晶体。随着 X_2 分子量增大，分子间的色散力依次增强，它们的熔点、沸点等物理性质有规律地依次升高。

卤素最突出的化学性质是氧化性。X₂ 作为氧化剂在化学反应中得到电子，本身被还原成为 X⁻ 离子：



氯、溴有关的氧化还原反应：元素电势图： X₂ 的氧化性按 F₂—Cl₂—Br₂—I₂ 的顺序递减



3、卤化氢和氢卤酸

常温下，卤化氢都是无色具有刺激性气味的气体。

	HF	HCl	HBr	HI	
μ/(10 ⁻³⁰ C·m)	6.37	3.57	2.76	1.40	分子极性↓
m.p./°C	*-83.57	-114.18	-86.87	-50.80	熔点↑
b.p./°C	* 19.52	-85.05	-66.71	-35.1	沸点↑
Δ _f H _m ^θ /kJ·mol ⁻¹	-271.1	-92.3	-36.4	-26.5	稳定性↓
分解温度/°C	>1500	1000		300	
键能/kJ·mol ⁻¹	570	432	366	298	
	酸性	弱	→		强

4、卤化物

卤化物是指卤素与电负性较小的元素形成的化合物。除非金属离子显色，一般卤化物无论是在固态或溶液中都是无色的。但碘化物例外，如 AgI 为黄色，PbI₂ 为鲜黄色，HgI₂ 为红色。分为金属型与非金属型。卤化物的键型及性质存在递变规律。

离子型: CsF, NaCl, BaCl₂, LaCl₃
IA、IIA、镧系、锕系大多数金属

共价型 $\left\{ \begin{array}{l} \text{AgCl, HgCl}_2 (18e^- \text{构型}) \\ \text{AlCl}_3, \text{SnCl}_4, \text{FeCl}_3, \text{TiCl}_4 (\text{高氧化值金属}) \end{array} \right.$

非金属卤化物: BF₃, SiF₄, PCl₅, SF₆ 等。

性质:	离子型	共价型
熔点:	高	低
溶解性:	大多易溶于水	易溶于有机溶剂
导电性:	水溶液, 熔融导电	无导电性
	金属卤化物	非金属卤化物
水解性:	对应氢氧化物不是强碱的都易水解, 产物为氢氧化物或碱式盐	易水解, 产物为两种酸 BX ₃ , SiX ₄ , PCl ₃

记: Sn(OH)Cl, SbOCl, BiOCl

四、拟卤素

1、概述

拟卤素也称为类卤素或类卤化合物, 是指那些有两个或两个以上电负性较大元素的原子组成的与卤素相似的原子团。

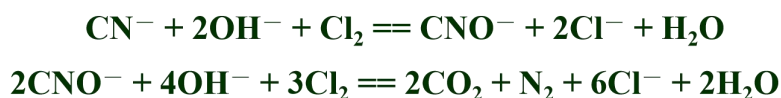
表 11-11 拟 卤 素

游离态	卤素X ₂	氰(CN) ₂ 无色气体	硫氰(SCN) ₂ 易挥发的黄色液体	氧氰(OCN) ₂ 仅存在溶液中
酸	氢卤素 HX	氢氰酸HCN K _a =6.2×10 ⁻¹⁰	硫氰酸 HSCN强酸	氰酸HOCN K _a =3.5×10 ⁻⁴
盐	M*X	MCN	MSCN	MOCN
毒性		剧毒	无毒	无毒

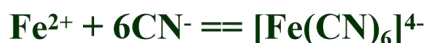
2、含氰废水的处理

由于氰化物的毒性极大, 国家对工业废水中氰化物的含量控制很严, 要求排放标准为 0.05mg · L⁻¹ 以下。下面介绍几种处理方法:

(1) 化学氧化法 例如, 在pH大于8.5的碱性条件下用氯气氧化:



(2) 配位法



还有活性炭法。生物化学法。

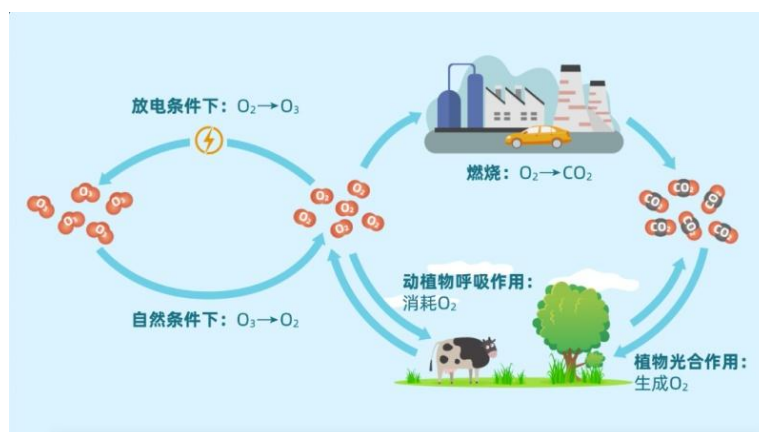
五、氧及其化合物

1、氧的性质

氧是一种无色、无味的气体，在标准状况下，氧的密度为 1.429 g/L，沸点为-183℃，熔点为-218℃。氧的化学性质非常活泼，能与大多数元素直接反应生成氧化物。氧的氧化态通常为-2，但在某些化合物中，如过氧化物和超氧化物中，氧的氧化态可以是-1 或-1/2。

氧的制备方法主要有电解水和空气分离。电解水是通过电能将水分解为氢气和氧气，而空气分离则是利用低温蒸馏的方法将空气中的氧气分离出来。氧在工业上有着广泛的应用，例如在钢铁生产中作为助燃剂，提高炉温；在医疗领域，氧气用于呼吸治疗，帮助患者改善呼吸状况；在化学工业中，氧气用于氧化反应，生产各种化学品。

氧的同素异形体包括臭氧（O₃）和单线态氧（O₂*），它们在化学反应中表现出不同的性质。其中，臭氧（O₃）是一种强氧化剂，具有消毒和净化空气的作用。臭氧层位于地球大气的平流层中，能够吸收大部分太阳紫外线，保护地球生物免受紫外线的伤害。然而，人类活动产生的氯氟烃等物质会破坏臭氧层，导致臭氧层空洞，对环境 and 人类健康造成威胁。



2、氧的化合物

(1) 水 (H₂O)

水是氧最重要的化合物，是地球上所有生命形式的基础。水的化学性质稳定，但也能参与多种化学反应，如水解、酸碱反应等。水的物理性质也十分特殊，具有较高的沸点和熔点，以及较高的比热容和表面张力。

水在自然界中以液态、固态（冰）和气态（水蒸气）三种形态存在。水的循环是地球上的一个重要过程，包括蒸发、凝结、降水和地表径流等环节。

水的化学性质活泼，能与许多物质发生反应，如酸碱反应、水解反应等。水在自然界中广泛分布，是生命活动不可或缺的物质。

（2）氧化物

氧化物是氧与另一种元素形成的化合物，常见的氧化物包括二氧化碳（CO₂）、二氧化硫（SO₂）、氧化铁（Fe₂O₃）等。氧化物在自然界和工业生产中都有广泛的应用。

二氧化碳是大气中含量最多的温室气体之一，对地球的温室效应有重要影响。二氧化硫是酸雨的主要成分之一，对环境和人类健康都有不利影响。

（3）过氧化物和超氧化物

过氧化物和超氧化物是氧的同素异形体，具有比普通氧化物更强的氧化性。过氧化氢（H₂O₂）是一种常见的过氧化物，具有消毒和漂白作用。

超氧化物如超氧化钾（KO₂）在呼吸器中用作供氧剂，可以释放氧气供人呼吸。

六、硫及其化合物

1、硫的性质与应用

硫是一种非金属元素，化学符号为S，原子序数为16。硫在自然界中以多种形态存在，包括单质硫、硫化物和硫酸盐等。硫的化合物广泛应用于农业、工业和医药等领域。硫在自然界中最常见的形态是黄色的晶体，称为硫磺。硫磺燃烧时会发出明亮的蓝紫色火焰，并产生二氧化硫气体，具有刺激性气味。硫在自然界中通过火山活动、生物代谢等途径进入大气、水体和土壤。硫的化合物对环境有重要影响，例如，二氧化硫是形成酸雨的主要原因之一。硫是生物体内重要的元素之一，是蛋白质和某些维生素的组成部分。硫在生物体内参与多种生化反应，如在植物的光合作用中，硫化氢可作为电子供体。硫磺用于制造硫酸、硫化橡胶和农药等。硫酸是化工生产中不可或缺的原料，用于生产化肥、塑料、合成纤维等。

2、硫的化合物

（1）硫化物：

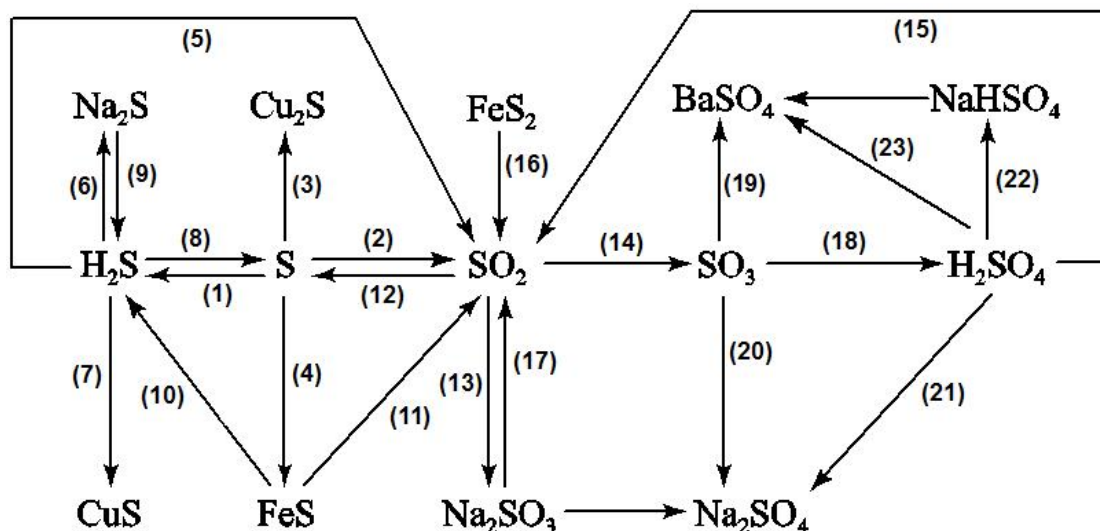
硫化物是硫与金属或非金属元素形成的化合物。例如，硫化氢是一种有毒气体，具有臭鸡蛋味。硫化钠是一种常见的硫化物，广泛用于造纸、染料和皮革工业。

（2）硫酸盐：

硫酸盐是硫与氧和金属或非金属元素形成的化合物。硫酸是一种重要的工业化学品，广泛用于化肥、洗涤剂和化工原料的生产。硫酸铜是一种常见的硫酸盐，常用于农业作为杀菌剂。

(3) 硫的氧化物：

硫的氧化物包括二氧化硫和三氧化硫。二氧化硫是一种无色气体，溶于水后形成亚硫酸，具有腐蚀性和刺激性。三氧化硫与水反应生成硫酸。



七、氮及其化合物

1、概述

氮是一种化学元素，符号为N，原子序数为7。它是一种无色、无味、无臭的气体，在标准大气压和温度下，氮气占大气体积的约78%。氮元素在自然界中广泛存在，是构成蛋白质和核酸等生物大分子的重要元素之一。氮及其化合物在工业、农业、医药和环境等多个领域中都具有重要的应用价值。

2、氮的化合物

氨 (NH_3)：氨是一种无色的刺激性气体，溶于水后形成氨水。它是农业生产中重要的氮肥原料，也是合成多种化工产品的基础原料。

硝酸 (HNO_3)：硝酸是一种强酸，具有强烈的腐蚀性。它广泛应用于生产化肥、炸药、染料、医药等行业。

硝酸盐：硝酸盐是硝酸的盐类，常见的有硝酸钠 (NaNO_3)、硝酸钾 (KNO_3) 等。它们在农业中用作肥料，也用于食品工业中作为防腐剂和发色剂。

氮氧化物：氮氧化物包括一氧化氮（NO）和二氧化氮（NO₂）等，它们是大气的污染物，对环境和人体健康有害。氮氧化物在工业生产中也有应用，如制造硝酸和作为火箭燃料的氧化剂。

氨基酸：氨基酸是含有氨基（-NH₂）和羧基（-COOH）的有机化合物，是蛋白质的基本组成单位。氮元素在氨基酸分子中扮演着重要角色。

腈类化合物：腈类化合物是一类含有-CN 官能团的化合物，如丙烯腈（CH₂=CH-CN）等。它们在合成纤维、塑料和橡胶等工业中有广泛应用。

八、磷及其化合物

1、概述

磷是一种化学元素，符号为 P，原子序数为 15。它是一种非金属，存在于多种矿物中，如磷灰石。磷在自然界中以三种同素异形体存在：白磷、红磷和黑磷。白磷是一种有毒的白色蜡状固体，能在常温下自燃；红磷是一种暗红色粉末，相对稳定；黑磷则是磷的一种稀有同素异形体，具有层状结构。

磷是生命体中不可或缺的元素之一，特别是在 DNA 和 RNA 的结构中扮演着重要角色。此外，磷也是细胞能量转换过程中的关键元素，例如在 ATP（三磷酸腺苷）分子中。

2、磷的化合物

磷酸盐：磷酸盐是磷与氧和金属或非金属元素形成的化合物，广泛存在于自然界中。磷酸盐在农业中用作肥料，是植物生长必需的营养元素之一。

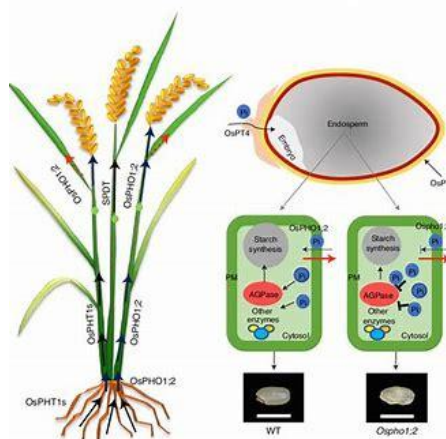
磷酸：磷酸是一种三元酸，广泛应用于食品工业、洗涤剂生产以及作为化学试剂。磷酸盐缓冲溶液在生物化学实验中也非常重要。

有机磷化合物：有机磷化合物是一类含有磷-碳键的化合物，广泛应用于农药、医药和工业领域。例如，有机磷农药在农业生产中用于防治害虫。

磷脂：磷脂是一类含有磷酸基团的脂类化合物，是细胞膜的重要组成部分。它们在细胞结构和功能中起着关键作用。

3、磷的应用

磷及其化合物在农业、工业、医药和环境科学等多个领域中都有广泛的应用。在农业中，磷肥是提高作物产量的重要手段之一。在工业上，磷酸盐用于生产洗涤剂、食品添加剂和阻燃剂等。在医药领域，有机磷化合物作为药物和农药的活性成分，用于治疗某些疾病和控制害虫。此外，磷在环境科学中也扮演着重要角色，例如在污水处理和土壤修复中。



九、碳、硅、硼及其化合物

1、概述

碳是构成生命的基本元素之一，广泛存在于有机化合物中。碳的同素异形体包括钻石、石墨和富勒烯等，它们在物理性质和化学性质上有着显著的差异。碳的化合物如碳氢化合物是石油和天然气的主要成分，而碳的氧化物如二氧化碳则是大气中的重要成分，对全球气候变化有着深远的影响。

硅是地壳中含量第二多的元素，仅次于氧。硅在自然界中主要以二氧化硅（SiO₂）的形式存在，如石英、砂岩等。硅是半导体工业的核心材料，广泛应用于电子器件的制造中。硅酸盐是硅与氧及金属元素形成的化合物，构成了许多岩石和矿物的基础。

硼是一种稀有元素，存在于多种矿物中，如硼砂和硼酸。硼在工业上主要用作玻璃和陶瓷的添加剂，以提高它们的耐热性和化学稳定性。硼的化合物如硼酸和硼砂在农业上用作肥料，也用于医药和清洁剂的生产。

性质	碳	硅	硼
外电子层构型	2s ² 2p ²	3s ² 3p ²	2s ² 2p ¹
主要氧化态	+IV,+ II (-IV,- II)	+IV,(+ II)	+III
第一电离能/(kJ/mol)	1090	786	793
电负性	2.55	1.90	2.04
熔点/K	4000(石墨)	1680	2600
沸点/K	5100	2630	4200
硬度(莫氏)	10(金刚石)	7	9.5

2、碳的化合物

碳的化合物种类繁多，其中碳氢化合物是有机化学的基础。碳的氧化物如一氧化碳和二氧化碳在工业和环境中有重要应用。碳的无机化合物如碳酸盐和碳化物在材料科学和冶金工业中占有重要地位。

3、硅的化合物

硅的化合物广泛应用于电子、建筑和化工行业。硅酸盐玻璃是现代建筑中不可或缺的材料，而硅胶则是一种常用的干燥剂。硅的有机化合物如硅烷和硅氧烷在高分子材料和润滑剂的生产中有着广泛的应用。

4、硼的化合物

硼的化合物在农业、医药和工业中有多种用途。硼酸和硼砂作为肥料，对植物的生长有促进作用。硼的有机化合物如硼烷在有机合成中作为还原剂使用。硼的化合物还用于制造耐高温的陶瓷材料。

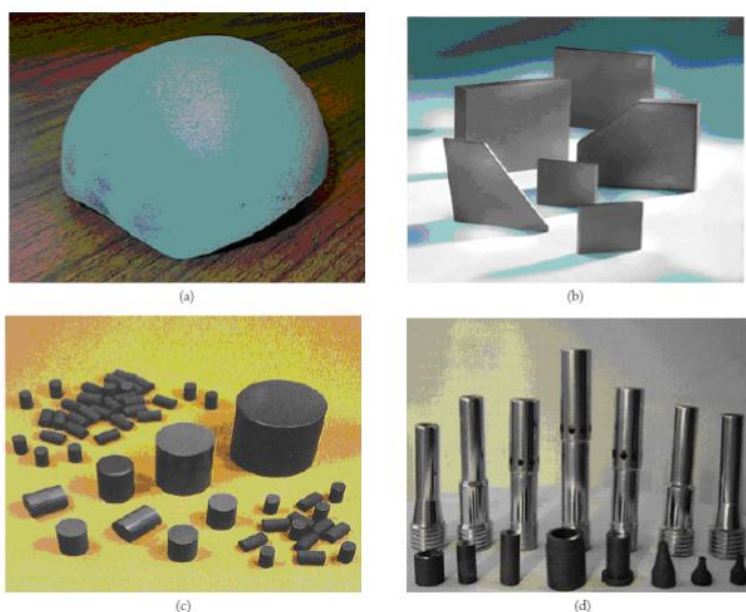
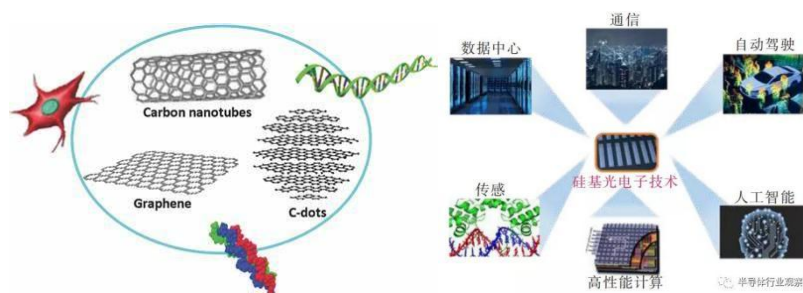


图10 工业用 B_4C 陶瓷部件 (a) B_4C 防弹头盔; (b) B_4C 防弹板; (c) B_4C 中子吸收体; (d) B_4C 耐磨喷嘴
Fig.10 Si_3N_4 ceramics for industry application:
(a) B_4C bullet-proof helmet; (b) B_4C bullet-proof plates; (c) B_4C neutron absorbers; (d) B_4C abrasive nozzles

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	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、常用化学实验室玻璃仪器：玻璃棒、试管、试管刷、烧杯等
教学 目标	一、熟悉化学实验室的规则和要求 二、领取无机化学实验常用仪器，熟知其名称、用途 三、练习常用仪器的洗涤和干燥方法
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) 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方面提出改进的方法。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。

(二) 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。

（三）认领仪器

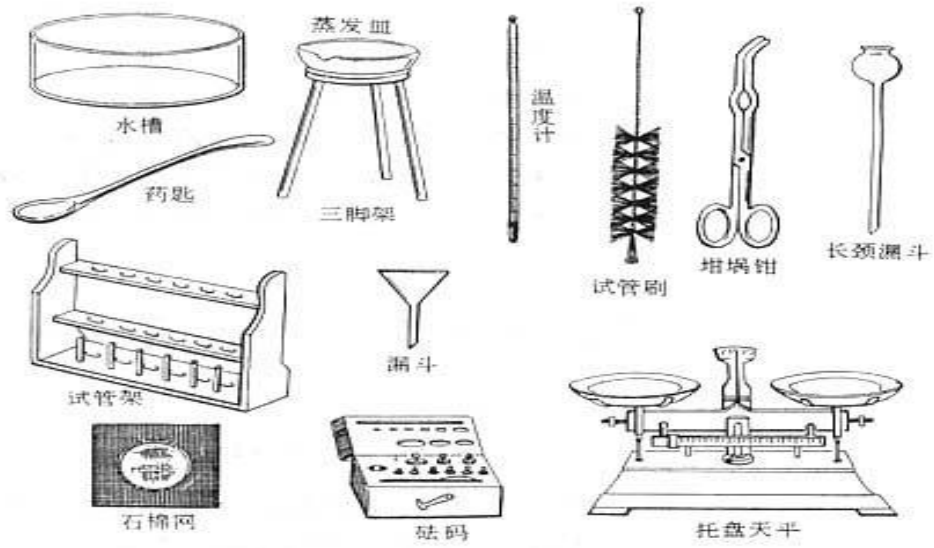
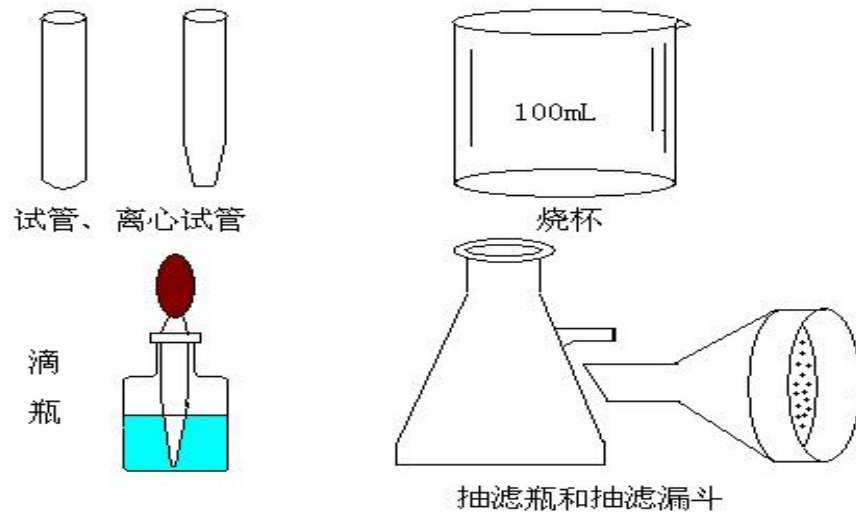
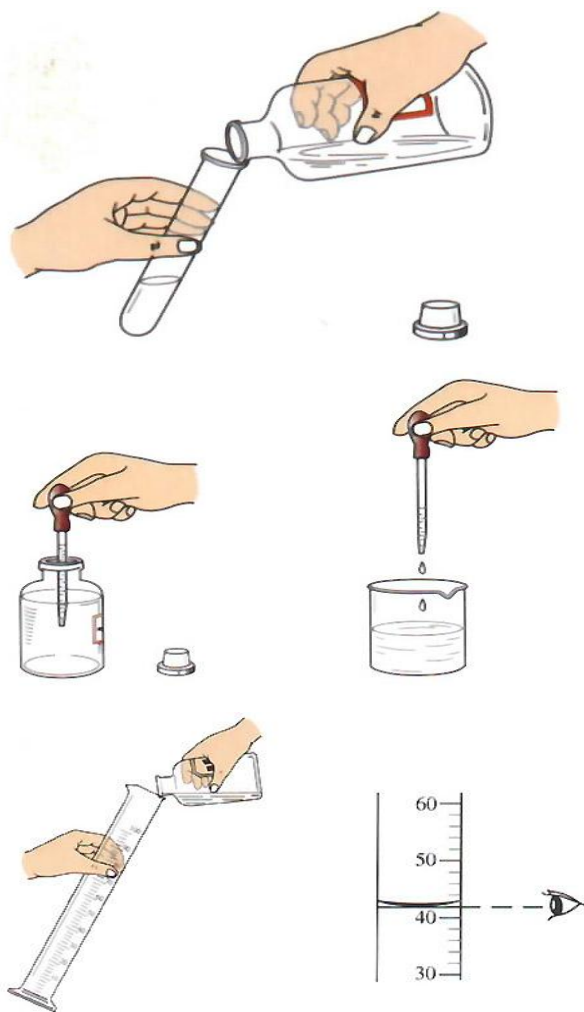


图 1 化学实验中其它比较常用仪器示意图



1、试剂的取用





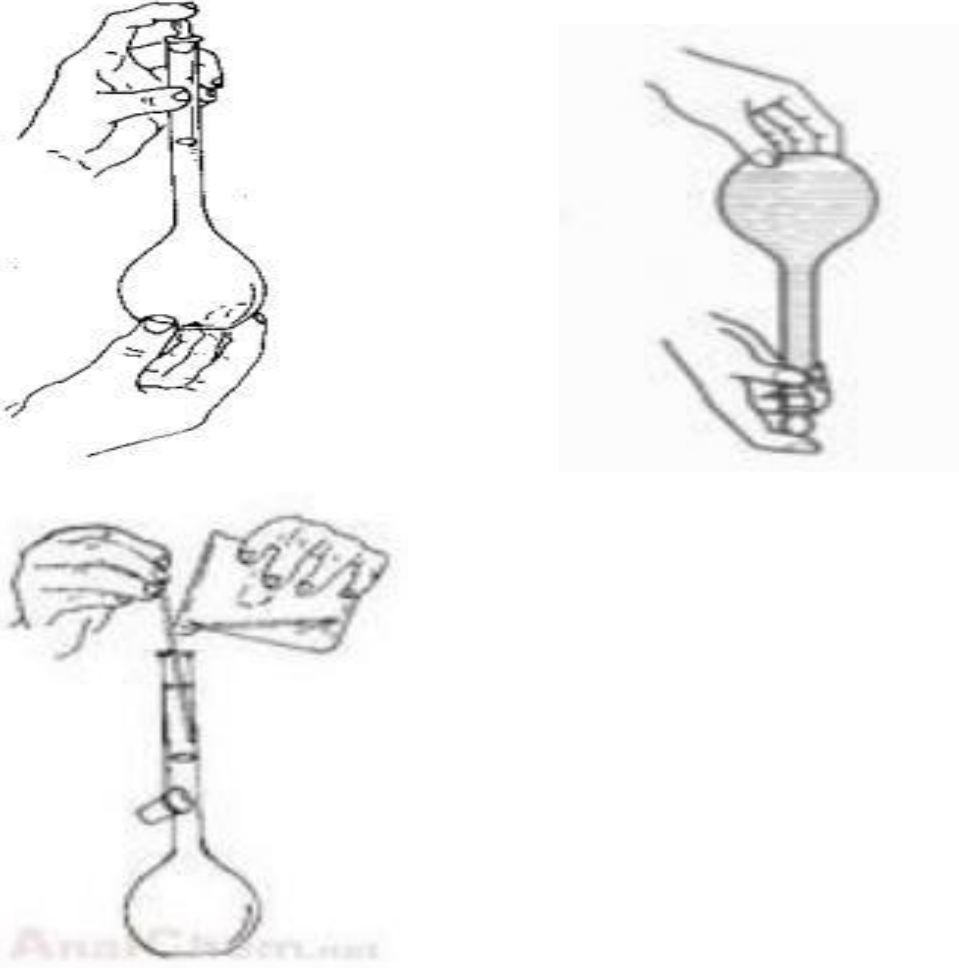
2、移液管的使用

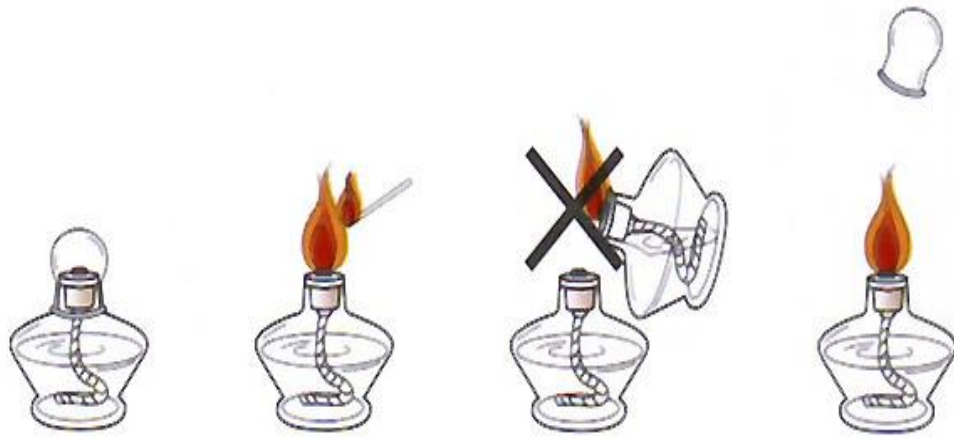
移液管是用于准确移取一定体积的量出式玻璃仪器常见规格有 1mL、2mL、5mL、10mL、25mL、50mL。

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>

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遗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, 拇指放在划痕的背后向前推压, 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面收缩变小, 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。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，那么左右相等的地方不会变软，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，即可完成所需要的角度。</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，完成所需的角度的。</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>

授课题目	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 $c = 16 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ 浓 HAc $c = 17.5 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ 浓氨水 $c = 14.8 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$</p> <p>(二) 配制方法</p> <p>1、精略配制</p>

	<p>仪器：台秤（称固体）、量筒、量杯、烧杯、搅棒、比重计。</p> <p>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）</p> <p>2、准确配制</p> <p>仪器：分析天平、吸量管、移液管、容量瓶。</p> <p>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</p> <p>（三）基本操作</p> <ol style="list-style-type: none"> 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 <p>（四）实验内容</p> <ol style="list-style-type: none"> 1、配制质量分数为 5%的 NaCl 溶液 100mL 配制：称量（用玻璃器皿）→溶解→冷却→定容→回收 2、配制 2mol·L⁻¹ NaOH 溶液 100mL 计算：$m_{NaOH} = c \cdot V \cdot M = 2 \times \frac{100}{1000} \times 40 = 8(g)$ 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。 4、由 2mol·L⁻¹ HAc 溶液配制 50ml 0.200mol·L⁻¹ HAc 溶液 计算：$c_1 V_1 = c_2 V_2 \quad V_1 = V_2 \frac{c_2}{c_1} = 50 \times \frac{0.200}{2.000} = 5.00(ml)$ 配制：吸取浓 HAc 5.0mL（用吸量管）→注入容量瓶→稀释→摇晃→定容→回收
<p>组织设计</p>	<ol style="list-style-type: none"> 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>教学实践</p>	<p>实验三、溶液的配制</p>

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> $\text{Mg}^{2+} + 2\text{OH}^- \rightleftharpoons \text{Mg}(\text{OH})_2\downarrow$ $\text{Ca}^{2+} + \text{CO}_3^{2-} \rightleftharpoons \text{CaCO}_3\downarrow$ $\text{Ba}^{2+} + \text{CO}_3^{2-} \rightleftharpoons \text{BaCO}_3\downarrow \text{ (多余的 Ba}^{2+}\text{)}$ <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 则留在溶液中。</p> <p>实训步骤：</p> <ol style="list-style-type: none"> 粗食盐的称量和溶解 称 5g 粗盐，加 20ml 水溶解（加热搅拌）。 除 SO₄²⁻ <p>将粗盐溶液加热至沸腾，边搅拌边滴加 1mol·L⁻¹ BaCl₂ 溶液共 (3-4ml)，继</p>

	<p>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 <u> </u> g，计算产率。</p>
<p>组织设计</p>	<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>
<p>教学实践</p>	<p>实验四、氯化钠的提纯</p>

授课 题目 (章、 节)	实验五、缓冲溶液 pH 值的测定
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、精密 PH 试纸、酸度计（pH 计）、缓冲溶液等
教学 目标	一、了解缓冲溶液的配制及缓冲溶液的性质 二、掌握溶液配制的基本实验方法 三、学习 pH 计的使用方法
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> $C_{H^+} \approx K_a C_a / C_s$ $pH = pK_a - \lg \frac{C_a}{C_s}$ <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> <p>实训步骤</p> <p>1、缓冲溶液的配制与 pH 值的测定</p> <p>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</p>

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)		精密 pH 试纸 测 pH 值	pH 计测 pH 值	
		(总体积 50ml)				
甲	4.0	HAc (0.1 mol/L) 用量/ml				
		NaAc (0.1 mol/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 NaH₂PO₄ 和 Na₂HPO₄ 各 10ml，另一试管中加入 2mL 0.1 mol /LNaH₂PO₄ 和 18mL0.1 mol /LNa₂HPO₄，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

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>• $\text{FeSO}_4 + 6\text{H}_2\text{O} + (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{FeSO}_4 \cdot (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$</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 15mL 10% Na_2CO_3 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 Na_2CO_3</p> <p>2、FeSO_4 溶液的制备</p> <p>铁屑加入 15mL $3\text{mol} \cdot \text{L}^{-1} \text{H}_2\text{SO}_4$，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</p>

	<p>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>
组织设计	<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>
教学实践	实验六、硫酸亚铁铵的制备