教案

**无机化学（第二版）**

**北京出版社**

### 课时分配表

|  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- |
| **章序** | **课程内容** | **课时** | **备注** |
| **1** | **绪论** | **1** |  |
| **2** | **原子结构与元素周期表** | **6** |  |
| **3** | **分子结构** | **4** |  |
| **4** | **化学基础概念和热力学基础** | **4** |  |
| **5** | **分散系** | **6** |  |
| **6** | **化学平衡** | **4** |  |
| **7** | **酸碱反应** | **4** |  |
| **8** | **氧化还原平衡与电化学基础** | **4** |  |
| **9** | **沉淀溶解平衡** | **2** |  |
| **10** | **配位化合物** | **2** |  |
| **11** | **常见金属元素及其化合物** | **4** |  |
| **12** | **常见非金属元素及其化合物** | **4** |  |
| **总计** |  | **48** |  |

### 第8课 氧化还原平衡与电化学基础

|  |  |  |
| --- | --- | --- |
| **课题** | 氧化还原平衡与电化学基础 | |
| **课时** | 4课时（180min） | |
| **教学目标** | **知识技能目标**：  1.  掌握氧化还原反应的基本概念、氧化还原反应的实质；氧化还原反应方程式的配平:离子 - 电子法。  2.  掌握原电池及电池符号的书写形式、电极电势的概念、标准电极电势及其测定、能斯特方程式、影响电极电势的因素、电极电势的应用，会判断氧化还原反应的方向和氧化剂和还原剂的相对强弱。  3.  了解氧化还原反应平衡常数，会判断氧化还原反应进行的程度。  **思政育人目标：**  培养学生科学思维与求真精神；模型认知与抽象思维能力；探索精神与哲学思考。 | |
| **教学重难点** | **教学重点：**氧化还原反应平衡常数,判断氧化还原反应进行的程度。  **教学难点：** 氧化还原反应的基本概念、氧化还原反应的实质；氧化还原反应方程式的配平：离子 - 电子法，原电池及电池符号的书写形式。 | |
| **教学方法** | 讲授法、问答法、讨论法 | |
| **教学用具** | 电脑、投影仪、多媒体课件、教材 | |
| **教学设计** | 第1节课：考勤（2min）--知识讲解（40min）--作业布置（3min）  第2节课：知识讲解（40min）--课堂小结（5min）  第3节课：知识讲解（40min）--课堂小结（5min）  第4节课：知识讲解（40min）--课堂小结（3min）--作业布置（2min） | |
| **教学过程** | **主要教学内容及步骤** | **设计意图** |
| **考勤**  **（2min）** | ■【教师】清点上课人数，记录好考勤  ■【学生】班干部报请假人员及原因 | 培养学生的组织纪律性,掌握学生的出勤情况 |
| **知识讲解**  （40min） | **【教师】**  化学反应划分为两类：一类是氧化还原反应，另一类是非氧化还原反应。前面所讨论的酸碱反应和沉淀反应都是非氧化还原反应。氧化还原反应中，电子从一种物质转移到另一种物质，相应某些元素的氧化值发生了改变。这是一类非常重要的反应。“燃烧”这一最早被应用的氧化还原反应促进了人类的进化，地球上植物的光合作用也是氧化还原过程。据估计，每年通过光合作用储存了大约 1017kJ 的能量，同时将 1010t 的碳转化为碳水化合物和其他有机物。人体内氧气的输送和消耗过程也是氧化还原反应过程。在现代社会中，金属冶炼、高能燃料和众多化工产品的合成都涉及氧化还原反应。在电池中，自发的氧化还原反应将化学能转变为电能。相反，在电解池中，电能能使非自发的氧化还原反应进行，并将电能转化为化学能，电能与化学能之间的转化是电化学研究的重要内容。电化学是化学科学的分支科学之一。  本章将以原电池作为讨论氧化还原反应的物理模型，重点讨论标准电极电势的概念以及影响电极电势的因素。同时将氧化还原反应与原电池电动势联系起来，判断反应进行的方向和限度，为今后深入地学习电化学打下基础。  **第一节 氧化还原的基本概念**      项分别乘以相应的系数，使其得、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。  离子 - 电子法能反映出水溶液中反应的实质，特别对有介质参加的反应配平比较方便。此法不仅有助于书写半反应式，而且对根据反应设计原电池，书写电极反应及电化学计算都是有帮助的。但应注意，离子 - 电子法只适用于发生在水溶液中的氧化还原反应的配平。  **三、反应的特殊类型**  （一）自氧化还原反应  同一物质，既是氧化剂，又是还原剂，但氧化、还原发生在不同元素的原子上。  例：2KClO3(s) === 2KCl(s)+3O2(g)  2HgO(s) === 2Hg(s)+O2(g)  （二）歧化反应  同一物质中同一元素的原子，有的氧化数↑，有的氧化数↓，称为歧化反应。  例：Cl2(g) + H2O(l) === HClO(aq)+HCl(aq)  0 +1 -1  **【学生】**思考、讨论。 | **展示氧化还原反应的基本概念，让学生更加仔细的阅读，从而激发学生的学习欲望。** |
| **作业布置**（3min） | **【教师】**布置课后作业 | 通过课后练习，使学生巩固所学新知识 |
| **知识讲解**  （40min） | **【教师】第二节 电化学电池**  电化学电池起源于医学家研究的医学电现象，其中在科学界引起极大震动和兴趣的是意大利的医学和解剖学教授 L Galvani 的“动物电”实验，其中，提出了“动物电”的说法。意大利物理学家 A Volta 否定了“动物电”的说法，提出了金属电的概念。认为，不同金属之间存在着电势差，并分为两类：第一类导体是金属和某些其他固体；第二类导体是液体（电解质溶液和某些熔化的固体）。在此基础上，1800 年 Volta 设计并装配完成了第一个能产生持续电流的电堆（即电池）。直到科学技术高度发达的现代社会，各种电池都是以 Volta 电堆的原理为基础的。  电化学工业在国民经济建设中起着极为重要的作用，我国的几大支柱产业都离不开电化学。在化学工业中，一些基本化工产品（如烧碱、氯酸钠、过氧化氢等）都是利用电解的方法来制取的，有机电合成则是合成许多有机化合物的简便、少污染的新的合成途径。在冶金工业中，利用电解的方法来冶炼金属、制取纯金属。锂离子电池、金属氢化物 - 镍电池（MH-Ni）、燃料电池、太阳能电池等作为 21 世纪理性的绿色环保电源，将推动我国航空、航天技术和交通运输的纵深发展。  **一、原电池的组成**  将锌片放在硫酸铜溶液中，可以看到硫酸铜溶液的蓝色逐渐变浅，逐渐析出紫红色的铜，此现象表明 Zn 与 CuSO4 溶液之间发生了氧化还原反应  Zn + CuSO4 === Cu + ZnSO4  Zn 与 Cu2+ 之间发生了电子转移。但这种电子转移不是电子的定向移动，不能产生电流。反应中化学能转变为热能，并在溶液中消耗掉了。  当该氧化还原反应在如图 7-1 所示的装置内进行时，会发现当电路接通后，检流计的指针发生偏转，这表明导线中有电流通过，同时 Zn 片开始溶解，而 Cu 片上 Cu 沉积。由检流计指针偏转方向可知，电子从 Zn 电极流向 Cu 电极。    **二、电池的电动势**  把原电池的两个电极用导线（一般用与电极材料相同的金属）连接起来时，在构成的电路中就有电流通过，这说明两个电极之间有一定的电势差存在。如同有水位差时的水自动流动一样，原电池两极间电势差的存在，说明构成原电池的两个电极各自具有不同的电极电势。也就是说，原电池中电流的产生是由两个电极的电势不同所致。  当通过原电池的电流趋于零时，两电极间的最大电势差被称为原电池的电动势。原电池正、负极之间的平衡电势差就是原电池的电动势，即  *E=E(+)-E(-)*  式中：  *E*——原电池的电动势，单位：伏特（V）；  *E*（+）——原电池正极的平衡电势，V；  *E*（-）——原电池负极的平衡电势，V；  原电池的电动势大小不仅与电池反应中各物质的性质有关，还与系统的组成有关。 当原电池中各物种均处于各物种的标准态时，测定的电动势为标准电动势，以*E*Θ 表示。标准状态是指电池反应中的液体或固体都是纯净物，溶液中各离子的浓度为 1.0 mol·L-1 ，气体的分压为 100 kPa。  **【学生】**思考、讨论。 | **通过教师讲解，了解电化学电池的组成以及电动势。** |
| **课堂小结**  （5min） | 【**教师**】**回顾和总结本节课的知识点。** | 通过对所学知识的回顾，培养学生的归纳总结能力 |
| **知识讲解**（40min） | **【教师】第三节 电极电势**  **一、电极电势的产生**  在一定条件下，当把金属放入含有该金属离子的盐溶液时，有两种反应倾向存在：一方面，金属表面的离子进入溶液和水分子结合成为水合离子，某种条件下达到平衡时金属表面带负电荷，靠近金属附近的溶液带正电荷。  另一方面，溶液中的水合离子有从金属表面获得电子沉积到金属上的倾向，平衡时金属表面带正电荷，而溶液带负电荷。  金属和金属离子建立了动态平衡，这样，金属表面与其盐溶液就形成了带异种电荷的双电层。  这种金属表面与其盐溶液形成的双电层间的电势差称为该金属的电极反应电势，简称电极电势，用符号 *E* 表示。金属越活泼，溶解成离子的倾向越大，离子沉积的倾向越小，达到平衡时，电极电势越低；反之，电极电势越高。  电极电势的大小不仅取决于电极的性质，还与温度和溶液中离子的浓度有关。不仅金属及其盐溶液可以产生电势差，不同的金属、不同的电解质溶液之间在接触面上也可产生电势差。前面我们提到的盐桥的作用就是消除不同液体间的接界电势。  **二、标准氢电极和甘汞电极**  电极电势是一个重要的物理量。但任何一个电极其电极电势的绝对值都是无法测量的（如物质的 H、G），但是我们可以选择某种电极作为基准，规定它的电极电势为零，通常选择标准氢电极作为基准。  将待测电极与标准氢电极组成一个原电池，通过测定该电池的电动势就可以求出待测电极的电极电势的相对值。  （一）标准氢电极（SHE）  将表面镀上一层多孔的铂黑（细粉状的铂）（镀铂黑的目的是增加电极的表面积，促进对气体的吸附，以有利于与溶液达到平衡）的铂片，浸入氢离子浓度为 1 mol·L -1 的酸溶液中（如 HCl 溶液），在 298 K 时不断通入压力为 100 kPa 的纯氢气流，使铂黑电极上吸附的氢气达到饱和。这时，H2 与溶液中 H + 可达到平衡：    （二）甘汞电极（SCE）  氢电极的电极电势随温度变化改变的很小，这是它的优点。但是它对使用条件却要求的十分严格，既不能用在含有氧化剂的溶液中，也不能用在含汞或砷的溶液中。因此，在实际应用中往往采用其他电极作为参比电极。参比电极中最常用的是甘汞电极。  这是一类金属 - 难溶盐电极。它由两个玻璃管组成，内套管下部有一多孔素瓷塞，并盛有汞和甘汞 Hg2Cl2 混合的糊状物，在其间插有作为导体的铂丝。在其外管中盛有饱和 KCl溶液和少量 KCl晶体（以保证 KCl溶液处于饱和状态）；外玻璃管的最底部也有一多孔素瓷塞。多孔素瓷允许溶液中的离子迁移。甘汞电极的图示可表示为  Hg(l)│ Hg2Cl2(s) | Cl− | Hg2Cl2(s)| Hg(l)  以标准氢电极的还原电极电势为基准，可以测得饱和甘汞电极的电势，其值为0.241 5 V。  **三、标准电极电势**  在电化学的实际应用中，半电池（即电对）的标准电极电势显得更重要些。参与电极反应的物质都处于标准状态（浓度 *c*i 均为 1 mol/dm3 , 气体的分压 *p*i 都是标准压力 100 kPa , 固体及液体都是纯净物）的电极电势称为标准电极电势，以符号*E*Θ（氧化型 / 还原型）表示。标准电极电势可以通过实验测得。使待测半电池中各物种均处于标准态下，将其与标准氢电极相连接组成原电池，以电压表测定该电池的电动势并确定其正极和负极，根据  *E*Θ (H+/H2) ＝ 0 V， *E*Θ=EΘ(+)-EΘ(-)，可推算出待测电极的标准电极电势。  例如：测定锌电极的标准电极电势。  将处于标准态的锌电极与标准氢电极组成原电池。根据检流计指针偏转方向，可知电流由氢电极通过导线流向锌电极，所以标准氢电极为正极，标准锌电极为负极。原电池符号为  (-) Zn | Zn2+ (1 mol·dm-3 ) || H+ (1 mol·dm-3 ) | H2(1×105 Pa) | Pt (+)  电池反应为 Zn + 2H+ === Zn2+ +H2  298 K 时，测得此原电池的标准电动势 *E*Θ =0.751 8 V，则    使用 Nernst 方程的规则：  （1）氧化型、还原型为参与电极反应的所有物质的相对浓度，且浓度方次为其在电极反应中的系数。气体用相对分压表示。  （2）电对中的固体、纯液体浓度为 1，不写出。  （3）浓度单位为 mol·L-1；分压为 Pa 或 kPa 。  由电极反应的能斯特（Nernst）方程可以看出：（氧化型）或 *c* （氧化型） *p* 增大，电极电势增大；（还原型） *c* 或 （还原型） *p* 增大，电极电势减小。  在有含氧酸根、氧化物或氢氧化物参与的电极反应中*c*(H+)或 *c*(OH−)的变化能引起电极电势的改变。  电极反应中氧化型或还原型形成难溶电解质、配合物、弱酸或弱碱时，都能使电极电势改变。  一般来说，改变离子浓度不会引起 *E* 值很大变化，但生成沉淀、配合物可使 *E* 发生相当可观的变化。  利用能斯特方程可以计算电对在各种浓度下的电极电势。  **【学生】**思考、讨论。 | **教师通过对概述展示，让学生了解电极电势的基本理论知识。** |
| **课堂小结**  （5min） | 【**教师**】**回顾和总结本节课的知识点。** | 通过对所学知识的回顾，培养学生的归纳总结能力 |
| **知识讲解**（40min） | **【教师】第四节 电极电势的应用**  **一、判断氧化剂和还原剂的强弱**  在比较氧化剂或还原剂相对强弱的过程中，标准电极电势是很有用的。根据标准电极电势（还原电势）对应的电极反应，这种半电池反应常写作：  氧化型 +*z*e-还原型  电对的 *E*Θ 值愈大，其氧化型物质在标准态下是愈强的氧化剂，还原剂是愈弱的还原剂。反之，电对的 *E*Θ 值愈小，其氧化型物质在标准态下是愈弱的氧化剂，还原剂是愈强的还原剂。在按 *E*Θ 值由大到小的顺序排列的标准电极电势表中，最强的还原剂是锂（Li）。它是标准电极电势最小的电对的还原型；最强的氧化剂是 F2，它是标准电极电势最大的电对的氧化型。相应的 Li+是最弱的氧化剂，F-是最弱的还原剂。  电对的氧化能力强，其对应的还原型的还原能力就弱。这种共轭关系如同酸碱的共轭关系一样。通常实验室用的强氧化剂其电对的*E*Θ 值往往大于1，如KMnO4、K2CrO7、 H2O2等；常用的强还原剂其电对的 *E*Θ 值往往小于零或大于零，如 Zn、Fe、Sn2+ 等。当然氧化剂、还原剂的强弱是相对的，并没有严格的界限。  例如 ：*E*Θ (Zn2+ /Zn)= –0.763V  *E*Θ (Cu2+ /Cu)=0.342V  所以：氧化性：Cu2+ ＞Zn2+  还原性：Zn ＞ Cu  对既有氧化性又有还原性的物质，判断其氧化性时要看其为氧化型的电对，判断其还原性时要看其为还原型的电对。  **二、判断氧化还原反应自发进行的方向**  氧化还原反应是争夺电子的反应，自发的氧化还原反应总是在得电子能力强的氧化剂与失电子能力强的还原剂之间发生。即：  强氧化剂 1 + 强还原剂 2 → 弱还原剂 1 + 弱氧化剂 2  （一）对角线反应法  标准电极电势表右上方的还原型物质，在标准状态均能自发地与左下方的氧化型物质发生氧化还原反应。即从标准电极电势表的右上角向左下角画对角线所连接的物质之间在标准状态能自发地进行氧化还原反应。  （二）电动势法  按照给定反应组成原电池，计算该电池的电动势。*E*＞0，则反应正向自发进行；*E*＜0，则反应逆向自发进行；*E*=0，反应达到平衡状态。  这与化学反应的 Gibbs 函数 [ 变 ] 判据是一致的。  在氧化还原反应中氧化剂被还原，相应电对为原电池的正极；还原剂被氧化，相应电对为原电池的负极，则  *E*=*E*（+）-*E*（-）= *E*（氧化剂电对）-*E*（还原剂电对）  **三、元素电势图**  当某元素可以形成三种或三种以上氧化值的物种时，这些物种可以组成多种不同的电对，各电对的标准电极电势可用图的形式表示出来，这种图叫作元素电势图。  画元素电势图时，可以按元素的氧化值由高到低的顺序，把各物种的化学式从左到右写出来，各不同氧化值物种之间用直线连接起来，在直线上标明两种不同氧化值物种所组成的电对的标准电极电势。  元素电势图对于了解元素的单质及其化合物的氧化还原性性质是很有用的。现举例说明。  （一）判断歧化反应    **【学生】**思考、讨论。 | **教师通过对概述展示，让学生了解电极电势的应用。** |
| **课堂小结**  （3min） | 【**教师**】**回顾和总结本节课的知识点。** | 通过对所学知识的回顾，培养学生的归纳总结能力 |
| **作业布置**（2min） | 【**教师**】**布置课后作业** | 通过课后练习，使学生巩固所学新知识 |
| **教学反思** | 导入是课堂教学的起始环节，正所谓"好的开始是成功的一半"，教师在导入这一环节中应想方设法集中学生的注意力，激发学生的学习兴趣，把他们的思绪带进特定的学习情境中。 | |