

## 高中化学选修 4 全册教案

人教版

江苏省启东中学高二化学组：钱宏达

(向该老师致敬)

### 绪言

一学习目标： 1 学习化学原理的目的

2：化学反应原理所研究的范围

3：有效碰撞、活化分子、活化能、催化剂二学习过程

1：学习化学反应原理的目的

1) 化学研究的核心问题是：化学反应 2) 化学中最具有创造性的工作是：设计和创造新的分子

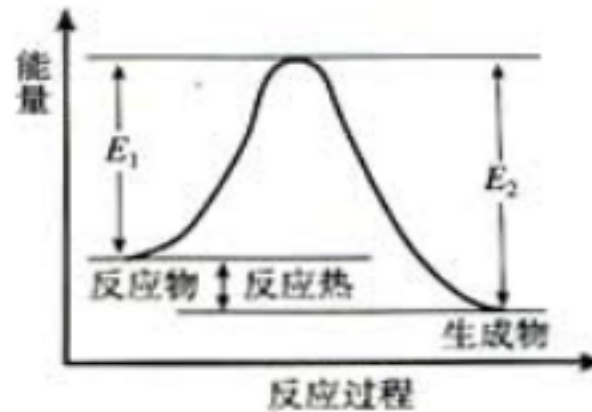
3) 如何实现这个过程？

通常是利用已发现的原理来进行设计并实现这个过程， 所以必须对什么要清楚才能做到，对化学反应的原理的理解要清楚， 我们才能知道化学反应是怎样发生的， 为什么有的反应快、有的反应慢，它遵循怎样的规律，如何控制化学反应才能为人所用！这就是学习化学反应原理的目的。

2：化学反应原理所研究的范围是 1) 化学反应与能量的问题 2) 化学反应的速率、方向及限度的问题 3) 水溶液中的离子反应的问题 4) 电化学的基础知识 3：基本概念

1) 什么是有效碰撞？引起分子间的化学反应的碰撞是有效碰撞， 分子间的碰撞是发生化学反应的必要条件，有效碰撞是发生化学反应的充分条件，某一化学反应的速率大小与，单位时间内有效碰撞的次数有关 2) 什么是活化分子？具有较高能量，能够发生有效碰撞的分子是活化分子，发生

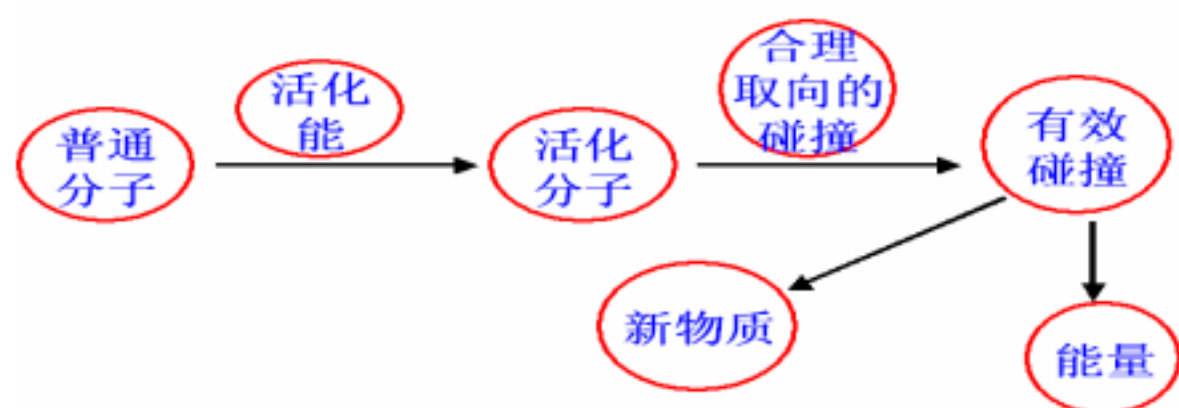
有效碰撞的分子一定是活化分子， 但活化分子的碰撞不一定是有效碰撞。有效碰撞次数的多少与单位体积内反应物中活化分子的多少有关。 3) 什么是活化能？活化分子高出反应物分子平均能量的部分是活化能，如图



活化分子的多少与该反应的活化能的大小有关， 活化能的大小是

由反应物分子的性质决定， (内因) 活化能越小则一般分子成为活化分子越容易，则活化分子越多，则单位时间内有效碰撞越多， 则反应速率越快。 4) 什么是催化剂？催化剂是能改变化学反应的速率，但反应前后本身性质和质量都不改变的物质， 催化剂作用：可以降低化学反应所需的活化能，也就等于提高了活化分子的百分数，从而提高了有效碰撞的频率，反应速率大幅提高。

5) 归纳总结：一个反应要发生一般要经历哪些过程？



1、为什么可燃物有氧气参与，还必须达到着火点才能燃烧？ 2、催化剂在我们技术改造和生产中，起关键作用，它主要作用是提高化学反应速率，试想一下为什么催化剂能提高反应速率？

### 第一节 化学反应与能量的变化（第一课时）

一学习目标：反应热，焓变

二学习过程

1:引言:我们知道：一个化学反应过程中，除了生成了新物质外，还有



思考

1、你所知道的化学反应中有哪些是放热反应？能作一个简单的总结吗？

活泼金属与水或酸的反应、酸碱中和反应、燃烧反应、多数化合反应

反应物具有的总能量 > 生成物具有的总能量

2、你所知道的化学反应中有哪些是吸热反应？能作一个简单的总结吗？

多数的分解反应、氯化铵固体与氢氧化钡晶体的反应、水煤气的生成反应、炭与二氧化碳生成一氧化碳

反应物具有的总能量 < 生成物具有的总能量

当能量变化以热能的形式表现时：

我们知道：一个化学反应同时遵守质量守恒定律和能量守恒，那么一个反应中的质量与能量有没有关系呢？

有能量的释放或吸收是以发生变化的物质为基础，二者密不可分，但以物质为主。

能量的多少则以反应物和产物的质量为基础。那么化学反应中能量到底怎样变化

## 2:反应热 ,焓变

化学反应过程中为什么会有能量的变化？（用学过的知识回答）

化学反应的实质就是反应物分子中化学键断裂，形成新的化学键，从新组合成生成物的分子的过程。旧键断裂需要吸收能量，新键形成需要放出能量。而一般化学反应中，旧键的断裂所吸收的总能量与新键形成所放出的总能量是不相等的，而这个差值就是反应中能量的变化。所以化学反应过程中会有能量的变化。

## 反应热 焓变

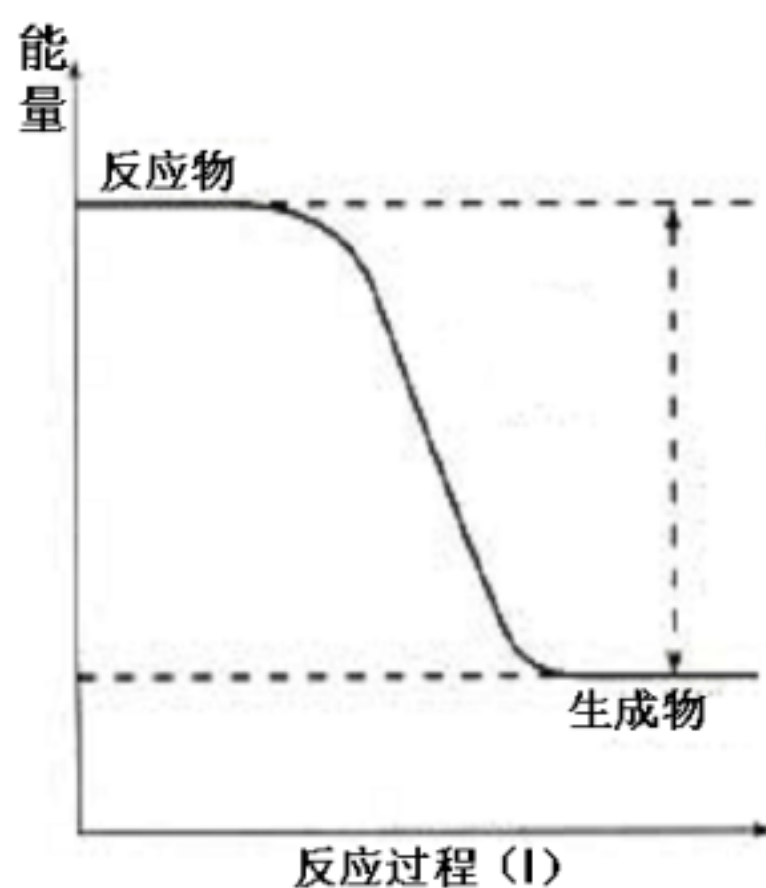
化学反应过程中所释放或吸收的能量，都可以热量（或换算成相应的热量）来表述，叫做反应热，

又称为 焓变 。符号： $\Delta H$ ，单位： $\text{kJ/mol}$  或  $\text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$

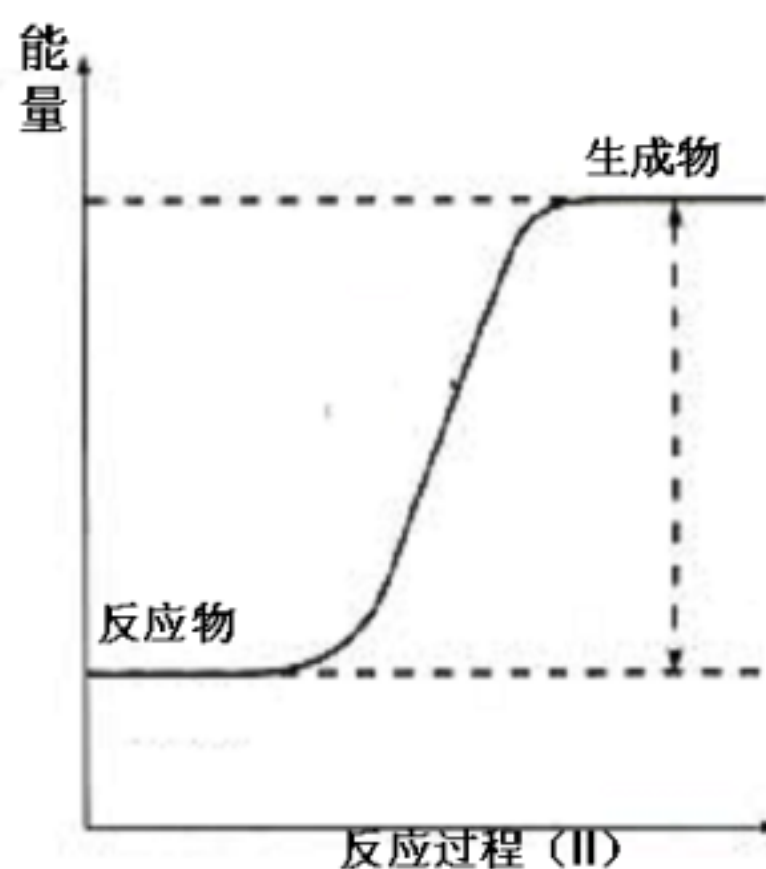
$\Delta H$  为  $-$  为放热反应  $\Delta H$  为  $+$  为吸热反应思考：能量如何转换的？能量从哪里转移到哪里？体系

的能量如何变化？升高是降低？环境的能量如何变化？升高还是降低？规定放热反应的  $\Delta H$

为  $-$ ，是站在谁的角度？体系还是环境



放热反应  $\Delta H$  为  $-$  或  $\Delta H < 0$



吸热反应  $\Delta H$  为  $+$  或  $\Delta H > 0$

$\Delta H = E(\text{生成物的总能量}) - E(\text{反应物的总能量})$

$\Delta H = E(\text{反应物的键能}) - E(\text{生成物的键能})$

3:练习 1)  $1\text{mol C}$  与  $1\text{mol H}_2\text{O(g)}$  反应生成  $1\text{mol CO(g)}$  和  $1\text{mol H}_2\text{(g)}$ ，需要吸收  $131.5\text{kJ}$  的热量，该反应的反应热为  $\Delta H = \underline{\hspace{2cm}} \text{kJ/mol}$ 。

2) 拆开 1mol H—H 键、1mol N—H 键、1mol N≡N 键分别需要的能量是 436kJ、391kJ、946kJ，  
 则 1mol N<sub>2</sub> 生成 NH<sub>3</sub> 的反应热为 \_\_\_\_\_，1mol H<sub>2</sub> 生成 NH<sub>3</sub> 的反应热为 \_\_\_\_\_。

3、H<sub>2</sub> + F<sub>2</sub> = 2HF    H<sub>2</sub> + Cl<sub>2</sub> = 2HCl 预测当生成 2 mol HF 和 2 mol HCl 时，哪个反应放出的热量多？

	H	C	N	O	F	Cl
H	436					
C	415	331				
N	389	293	153			
O	465	343	201	138		
F	568	486	272	184	157	
Cl	432	327	201	205	252	243
C=C 620		C=O 708				

若干化学键的键能 ( kJ/mol , 25 )

1、下列说法正确的是

- A、需要加热方能发生的反应一定是吸热反应
- B、放热的反应在常温下一定很易发生
- C、反应是放热的还是吸热的必须看反应物和生成物所具有的总能量的相对大小
- D、吸热反应在一定的条件下也能发生

2、反应 C(石墨) → C(金刚石) 是吸热反应，由此可知

- A、石墨比金刚石更稳定
- B、金刚石和石墨可以相互转化
- C、金刚石比石墨稳定
- D、金刚石和石墨不能相互转化

### 第一节 化学反应与能量的变化 (第二课时)

一学习目标：书写表示化学反应热的化学方程式

二学习过程 1. 复习回忆

- 1)、催化剂为什么能够加快反应速度？
- 2)、什么是有效碰撞、活化分子、活化能？
- 3)、化学反应中能量变化的主要原因？
- 4)、你了解 即热饭盒吗？知道是什么原理吗？
- 5)、什么是反应热 ( 焓变 )

## 2. 引入

阅读课本：例 1 与例 2

与化学方程式相比，热化学方程式有哪些不同？

正确书写热化学方程式应注意哪几点？

3、热化学方程式的书写 1) 热化学方程式定义：表示参加反应物质的量和反应热的关系的化学方程式。

2) 正确书写热化学方程式应注意：( 1) 书写热化学方程式要注明反应的温度和压强，( 为什么？) 而常温、常压可以不注明，即不注明则是常温、常压。( 2) 标出了反应物与生成物的状态，( 为什么要标出？)

( 3) 写出了反应热，还注明了  $+$  ,  $-$  ( 4) 方程式中的计量系数可以是整数也可以是分数。

## 4. 注意点：

反应物和生成物前的系数它代表了什么？在方程式中  $\Delta H$  它表示了什么意义？  $\Delta H$  的值与什么有关系？

热化学方程式中各物质前的化学计量数不表示分子个数，表示对应物质的物质的量。  $\Delta H(\text{KJ/mol})$  它表示每摩尔反应所放出的

热量，  $\Delta H$  的值与方程式中的计量系数有关， 即对于相同的反应， 当化学计量数不同时，其  $\Delta H$  不同。

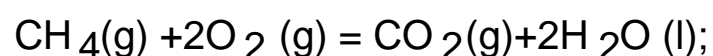
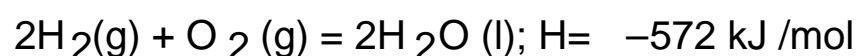
## 例题

1、当 1mol 气态  $\text{H}_2$  与 1mol 气态  $\text{Cl}_2$  反应生成 2mol 气态  $\text{HCl}$ ，放出 184.6KJ 的热量，请写出该反应的热化学方程式。 2. 写出下列反应的热化学方程式 1) 1mol  $\text{N}_2(\text{g})$  与适量  $\text{O}_2(\text{g})$  反应生成  $\text{NO}(\text{g})$ ，需吸收 68kJ 的热量；

2) 2mol  $\text{Cu}(\text{s})$  与适量  $\text{O}_2(\text{g})$  反应生成  $\text{CuO}(\text{s})$ ，放出 314kJ 热量；

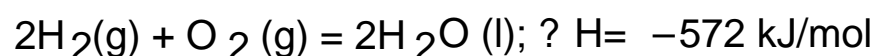
3) 1g 硫粉在氧气中充分燃烧放出 9.36kJ 热量，写出硫燃烧的热化学方程式。

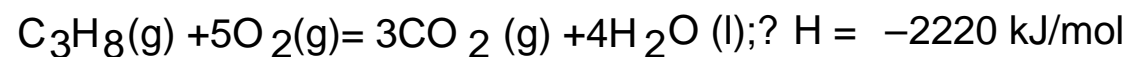
4) 4g  $\text{CO}$  在氧气中燃烧生成  $\text{CO}_2$ ，放出 9.6kJ 热量，写出  $\text{CO}$  燃烧的热化学方程式。 5) 在一定条件下，氢气和甲烷燃烧的化学方程式为：



$\Delta H = -890 \text{ kJ/mol}$  由 1mol 氢气和 2mol 甲烷组成的混合气体在上述条件下完全燃烧时放出的热量为多少。

6、在一定条件下，氢气和丙烷燃烧的化学方程式为：

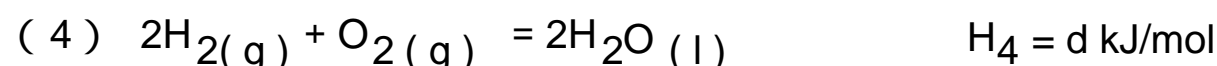
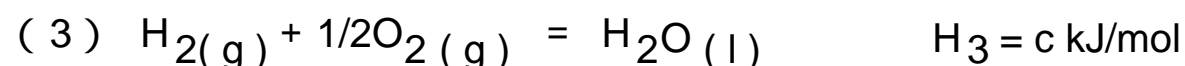
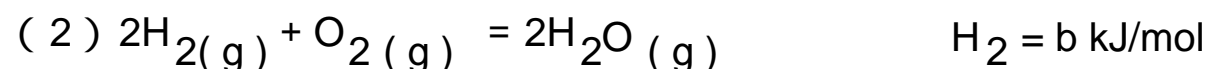
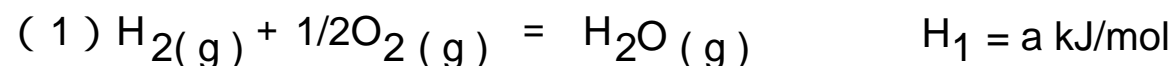




5mol 氢气和丙烷的混合气完全燃烧时放热 3847kJ，则氢气和丙烷的体积比为

- (A) 1:3 (B) 3:1 (C) 1:4 (D) 1:1

7、已知

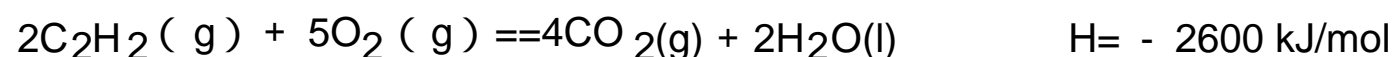


则 a、b、c、d 的关系正确的是 AC。

- A、 $a < c < 0$       B、 $b > d > 0$       C、 $2a = b < 0$       D、 $2c = d > 0$

8. 若 2.6 g 乙炔 ( $\text{C}_2\text{H}_2$ ，气态) 完全燃烧生成液态水和  $\text{CO}_2(\text{g})$  时放热 130 kJ。则乙炔燃烧的热

化学方程式为  $\text{C}_2\text{H}_2(\text{g}) + \frac{5}{2}\text{O}_2(\text{g}) = 2\text{CO}_2(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \quad \Delta H = -1300 \text{ kJ/mol}$



### 第一节化学反应与能量的变化 (第三课时)

一学习目标：燃烧热，中和热，能源

二学习过程 1、燃烧热

什么是燃烧热？是不是物质燃烧放出的热量就叫燃烧热呢？ 1) 定义：在 25℃, 101 kPa 时，1 mol 物质完全燃烧生成稳定的氧化物时所放出的热量，叫做该物质的燃烧热。燃烧热通常可由实验测得。

2) 在理解物质燃烧热的定义时，要注意以下几点：

？ 研究条件： 25℃, 101 kPa

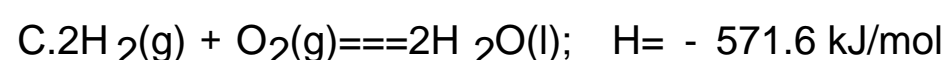
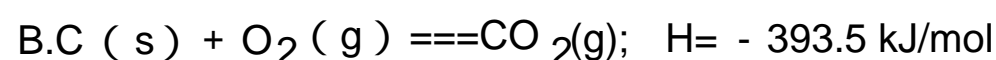
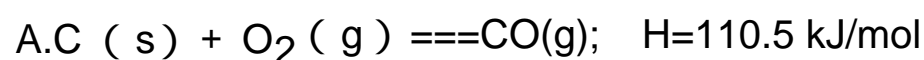
？ 反应程度：完全燃烧，产物是稳定的氧化物。

？ 燃烧物的物质的量： 1 mol

？ 研究内容：放出的热量。(  $\Delta H < 0$ ，单位 kJ/mol )

？ 在未有特别说明的情况下，外界压强一般指 25℃, 101 kPa。所谓完全燃烧也是完全氧化，它是指物质中的下列元素完全转变成对应的稳定物。如 C  $\rightarrow$   $\text{CO}_2(\text{g})$ 、H  $\rightarrow$   $\text{H}_2\text{O}(\text{l})$ 、S  $\rightarrow$   $\text{SO}_2(\text{g})$

[练习 1] 分析以下几个热化学方程式，哪个是表示固态碳和气态氢气燃烧时的燃烧热的？为什么？



D.  $\text{H}_2(\text{g}) + 1/2\text{O}_2(\text{g}) \rightleftharpoons \text{H}_2\text{O}(\text{g}); \quad H = -241.8 \text{ kJ/mol}$

你能根据题中信息写出表示  $\text{H}_2$  燃烧热的热化学方程式吗？

由于计算燃烧热时，可燃物质是以 1 mol 作为标准来计算的，所以热化学方程式的化学计量系数常出现分数。

2、燃烧热的计算及应用 [ 例题 ] 1. 在 101 kPa 时，1 mol  $\text{CH}_4$  完全燃烧生成  $\text{CO}_2$  和液态  $\text{H}_2\text{O}$ ，放出 890.3 kJ 的热量， $\text{CH}_4$  的燃烧热为多少？1000 L  $\text{CH}_4$  (标准状况) 燃烧后所产生的热量为多少？

$\text{CH}_4$  的燃烧热为 890.3 kJ/mol，1000 L  $\text{CH}_4$  (标准状况) 完全燃烧产生的热量为  $3.97 \times 10^4 \text{ kJ}$

2. 葡萄糖是人体所需能量的重要来源之一。葡萄糖燃烧的热化学方程式为： $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6(\text{s}) + 6\text{O}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 6\text{CO}_2(\text{g}) + 6\text{H}_2\text{O}(\text{l}) \quad H = -2800 \text{ kJ/mol}$  葡萄糖在人体组织中氧化的热化学方程式与它燃烧的热化学方程式相同。计算 100 g 葡萄糖在人体中完全氧化时所产生的热量。

## 2、中和热

1) 定义：在稀溶液中，酸跟碱发生中和反应，生成 1mol 水时的反应热叫做中和热。

2) 中和热的表示： $\text{H}^+(\text{aq}) + \text{OH}^-(\text{aq}) = \text{H}_2\text{O}(\text{l}); \quad H = -57.3 \text{ kJ/mol}$ 。3) 要点

条件：稀溶液。稀溶液是指溶于大量水的离子。

反应物：(强)酸与(强)碱。中和热不包括离子在水溶液中的生成热、电解质电离的吸热所伴随的热效应。

生成 1mol 水，中和反应的实质是  $\text{H}^+$  和  $\text{OH}^-$  化合生成  $\text{H}_2\text{O}$ ，若反应过程中有其他物质生成，这部分反应热也不在中和热内。

放出的热量：57.3 kJ/mol

例：已知  $\text{H}^+(\text{aq}) + \text{OH}^-(\text{aq}) = \text{H}_2\text{O}(\text{l}); \quad H = -57.3 \text{ kJ/mol}$ ，求下列中和反应中放出的热量。

(1) 用 20g NaOH 配稀溶液跟足量稀盐酸反应放出 \_\_\_\_\_ kJ 的热量。

(2) 用 2mol  $\text{H}_2\text{SO}_4$  配稀溶液跟足量稀 NaOH 反应，放出 \_\_\_\_\_ kJ 的热量。

## 3 燃烧热和中和热的区别与联系

		燃烧热	中和热
相同点	能量变化		
	$\Delta H$		
不同点	反应物的量		
	生成物的量		
	反应热的含义		

4、能源 1) 什么是能源？能源的作用？

就是能提供能量的自然资源，包括化石燃料（煤、石油、天然气）、阳光、风力、流水、潮汐以及柴草等。能源的开发和利用可以用来衡量一个国家或地区的经济发展和科学技术水平。

2)

当今世界上重要的能源是什么？怎样解决能源枯竭问题？节约能源的重要措施是什么？什么是新能源？化石燃料：煤、石油、天然气解决的办法：开源节流；即开发新能源，节约现有能源，提高能源的利用率。

措施：科学地控制燃烧反应，使燃料充分燃烧，提高能源的利用率。

新能源：太阳能、氢能、风能、地热能、海洋能和生物能。

3) 相关思考题 燃料充分燃烧的条件是什么？燃料燃烧时，若空气过量或不足，会造成什么后果？为什么固体燃料要粉碎后使用？

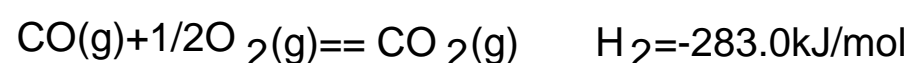
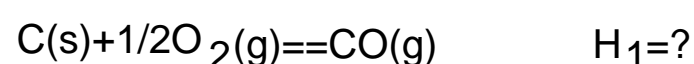
煤在直接燃烧时会产生  $\text{SO}_2$ 、氮氧化物及烟尘等，严重影响空气质量且易导致酸雨、温室效应等，从而使环境受到严重污染，故通过清洁煤技术（如煤的液化和气化，以及实行烟气净化脱硫等），大大减少燃煤对环境造成的污染，势在必行。提高煤燃烧的热利用率、开发新的能源也是大势所趋。

### 第一节化学反应与能量的变化（第四课时）

一学习目标：盖斯定律及其应用

二学习过程

1. 引入：如何测出这个反应的反应热： $\text{C(s)} + 1/2\text{O}_2(\text{g}) == \text{CO(g)}$





$$H_1 = H_3 - H_2 \quad H_1 = -393.5 \text{ kJ/mol} + 283.0 \text{ kJ/mol} = -110.5 \text{ kJ/mol}$$

## 2. 盖斯定律：

不管化学反应是分一步完成或分几步完成，其反应热是相同的。化学反应的反应热只与反应体系的始态和终态有关，而与反应的途径无关。

## 3. 如何理解盖斯定律？ 1) 请用自己的话描述一下盖斯定律。

## 2) 盖斯定律有哪些用途？ 4. 例题

1) 同素异形体相互转化但反应热相当小而且转化速率慢，有时还很不完全，测定反应热很困难。现在可根据盖斯提出的观点 不管化学反应是一步完成或分几步完成，这个总过程的热效应是相同的。已知  $\text{P}_4(\text{s, 白磷}) + 5\text{O}_2(\text{g}) = \text{P}_4\text{O}_{10}(\text{s})$ ;  $H = -2983.2 \text{ kJ/mol}$

$$\text{P}(\text{s, 红磷}) + 5/4\text{O}_2(\text{g}) = 1/4\text{P}_4\text{O}_{10}(\text{s}); \quad H = -738.5 \text{ kJ/mol}$$

试写出白磷转化为红磷的热化学方程式

\_\_\_\_\_。

## 2) 在同温同压下，下列各组热化学方程式中 $Q_2 > Q_1$ 的是 ( B )

A.  $\text{H}_2(\text{g}) + \text{Cl}_2(\text{g}) = 2\text{HCl}(\text{g}); \quad H = -Q_1$

$1/2\text{H}_2(\text{g}) + 1/2\text{Cl}_2(\text{g}) = \text{HCl}(\text{g}); \quad H = -Q_2$

B.  $\text{C}(\text{s}) + 1/2\text{O}_2(\text{g}) = \text{CO}(\text{g}); \quad H = -Q_1$

$\text{C}(\text{s}) + \text{O}_2(\text{g}) = \text{CO}_2(\text{g}); \quad H = -Q_2$

C.  $2\text{H}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) = 2\text{H}_2\text{O}(\text{l}); \quad H = -Q_1$

$2\text{H}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) = 2\text{H}_2\text{O}(\text{g}); \quad H = -Q_2$

D.  $\text{S}(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) = \text{SO}_2(\text{g}); \quad H = -Q_1$

$\text{S}(\text{s}) + \text{O}_2(\text{g}) = \text{SO}_2(\text{g}); \quad H = -Q_2$  3、298K，101kPa 时，合成氨反应的热化学方程式

$\text{N}_2(\text{g}) + 3\text{H}_2(\text{g}) = 2\text{NH}_3(\text{g}); \quad H = -92.38 \text{ kJ/mol}$ 。在该温度下，取 1 mol  $\text{N}_2(\text{g})$  和 3 mol  $\text{H}_2(\text{g})$  放在一密闭容器中，在催化剂存在进行反应，测得反应放出的热量总是少于 92.38 kJ，其原因是什么。

## 第二章第一节化学反应速率教案

教学过程：

### 一、化学反应速率

1. 定义：用单位时间内反应物浓度的减少或生成物的浓度增加来表示。

若浓度用物质的量 ( C ) 来表示，单位为： mol/L，时间用 t 来表示，单位为：秒 ( s ) 或分 ( min ) 或小时 ( h ) 来表示，则化学反应速率的数学表达式为：

$$V = \frac{C}{t} \quad \text{单位是： mol/ ( L s ) 或 mol/ ( L min ) 或 mol/ ( L h )}$$

化学反应速率是用单位时间内反应物或生成物的量变化来表示，通常用单位时间内反应物浓度的减

小或生成物浓度的增加来表示，其数学表达式可表示为 
$$V = \frac{\Delta c}{\Delta t}$$

【例题】在 2L 的密闭容器中，加入 1mol 和 3mol 的  $H_2$  和  $N_2$ ，发生  $N_2 + 3H_2 \rightleftharpoons 2NH_3$ ，在 2s 末时，测得容器中含有 0.4mol 的  $NH_3$ ，求该反应的化学反应速率。

解：

	$N_2$	+	$3H_2$	$\rightleftharpoons$	$2NH_3$
--	-------	---	--------	----------------------	---------

起始量 (mol) :	1		3		0
-------------	---	--	---	--	---

2s 末量 (mol) :	1-0.2		3-0.6		0.4
---------------	-------	--	-------	--	-----

变化量 (mol) :	0.2		0.6		0.4
-------------	-----	--	-----	--	-----

则  $V_{N_2} = 0.2/2 = 0.05 \text{ mol/(L s)}$   $V_{H_2} = 0.6/2 = 0.15 \text{ mol/(L s)}$

$V_{NH_3} = 0.4/2 = 0.1 \text{ mol/(L s)}$

【明确】理解化学反应速率的表示方法时应注意的几个问题：

1. 上述化学反应速率是平均速率，而不是瞬时速率。

2. 无论浓度的变化是增加还是减少，一般都取正值，所以化学反应速率一般为正值。

3. 对于同一个反应来说，用不同的物质来表示该反应的速率时，其数值不同，但每种物质都可以用来表示该反应的快慢。

4. 在同一个反应中，各物质的反应速率之比等于方程式中的系数比。即：

$V_{N_2} : V_{H_2} : V_{NH_3} = 1 : 3 : 2$

5. 对于在一个容器中的一般反应  $aA + bB \rightleftharpoons cC + dD$  来说有：

$V_A : V_B : V_C : V_D = C_A : C_B : C_C : C_D = n_A : n_B : n_C : n_D$   
 $= a : b : c : d$

6. 用化学反应速率来比较不同反应进行得快慢或同一反应在不同条件下反应的快慢时，应选择同一物质来比较。例如：

可逆反应  $A(g) + B(g) \rightleftharpoons C(g) + D(g)$ ，在四种不同情况下的反应速率如下，其中反应进行得最快的是 ( B )

A.  $V_A = 0.15 \text{ mol/L min}$  B.  $V_B = 0.6 \text{ mol/L min}$  C.  $V_C = 0.4 \text{ mol/L min}$  D.  $V_D = 0.01 \text{ mol/L s}$

对化学反应速率要注意以下几个问题：

1、物质浓度是物质的量浓度以  $\text{mol/L}$  为单位，时间单位通常可用  $\text{s}$ 、 $\text{min}$ 、 $\text{h}$  表示，因此反应速率的与常见单位一般为  $\text{mol/(L s)}$ 、 $\text{mol/(L min)}$  或  $\text{mol/(L h)}$ 。

2、化学反应速率可用反应体系中一种反应物或生成物浓度的变化来表示，一般是以最容易测定的一种物质表示之，且应标明是什么物质的反应速率。

3、用不同的物质表示同一时间的反应速率时其数值可能不同，但表达的意义是相同的，各物质表示的反应速率的数值有相互关系，彼此可以根据化学方程式中的各化学计量数进行换算：

对于反应  $m\text{A}(\text{g}) + n\text{B}(\text{g}) = p\text{C}(\text{g}) + q\text{D}(\text{g})$  来说，则有  $\frac{V_{\text{A}}}{m} = \frac{V_{\text{B}}}{n} = \frac{V_{\text{C}}}{p} = \frac{V_{\text{D}}}{q}$ 。

4、一般说在反应过程中都不是等速进行的，因此某一时间内的反应速率实际上是这一段时间内的平均速率。

## 二、外界条件对化学反应速率的影响：

（一）在其它条件不变的情况下，浓度对化学反应速率的影响

【表征性抽象】当其它条件不变时，增加反应物的浓度，可以增大反应的速率。

【原理性抽象】为什么增大反应物的浓度会影响反应速率呢？

（明确）当增加反应物的浓度时，活化分子的数量增加，有效碰撞的频率增大，导致反应速率增大。

【对结论的再理解】 1.一个反应的速率主要取决于反应物的浓度，与产物的浓度关系不大 2.对于可逆反应  $a\text{A} + b\text{B} \rightleftharpoons c\text{C} + d\text{D}$  来说，正反应的速率只取决于 A、B 两种物质的浓度，与 C、D 两种物质的浓度关系不大。而逆反应的速率只取决于 C、D 两种物质的浓度，与 A、B 两种物质的浓度关系不大。增加 A 或 B 的浓度只可以使正反应的速率增大，不会影响逆反应的速率。 3.固体和纯液体的浓度是一个常数，所以增加这些物质的量，不会影响反应的速率。

【应用】 1.用饱和食盐水代替水制乙炔，以减缓太快的反应速率。

2. 制  $\text{Fe}(\text{OH})_2$  时，通过降低 NaOH 溶液的含氧量（给溶液加热）来降低  $\text{Fe}(\text{OH})_2$  被氧化的速率。

（二）在其它条件不变的情况下，压强对化学反应速率的影响

【提出问题】压强是怎样对化学反应速率进行影响的？

【收集事实】途径：已有的实验知识

（提出以下几个实验）对比

1. 10ml、0.1mol/L 的  $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$  溶液与 0.1 摩/升的硫酸 10 毫升反应的实验。

2. CaO 固体与  $\text{SiO}_2$  固体在高温下反应生成  $\text{CaSiO}_3$ 。

3.  $\text{SO}_2$  与  $\text{O}_2$  在一密闭容器内反应生成  $\text{SO}_3$ 。

（讨论）给上述三个反应的容器加压，三个反应的反应物的浓度是怎样变化的？

【事实的处理】列表比较

编号	反应物的状态	加压后反应物浓度变化	加压后反应的速率变化
----	--------	------------	------------

1			
2			
3			

【表征性抽象】对于有气体参加的反应来说，当温度一定时，增大体系的压力，反应速率会加大。

【原理性抽象】为什么增大压强会影响有气体参加的化学反应的速率？

（明确） 1.一定量气体的体积与其所受的压强成正比。这就是说，如果气体的压强增大到原来的 2 倍，气体的体积就缩小到原来的一半，单位体积内的分子数就增多到原来的 2 倍，即体系中各个物质的浓度都增加，所以化学反应速率增大。相反，减小压强，气体的体积就扩大，浓度减小，因而反应速率减小。

2.如果参加反应的物质是固体、液体或溶液时，由于改变压强对它们的体积改变很小，因而它们的浓度改变也很小，可以认为压强与它们的反应速率无关。

【结论的再理解】 1.压强对反应速率的影响是通过改变浓度而影响反应速率的。我们在分析压强对反应速率的影响时，应最终落实到浓度上，将压强问题转化为浓度问题。

2. 对于那些反应物和生成物都有气体参加的可逆反应来说，增大体系的压强，反应物和生成物的浓度都增加，所以，正反应的速率和逆反应的速率都增大。

（三）在其它条件不变的情况下，温度对化学反应速率的影响

【提出问题】温度是怎样对化学反应速率进行影响的？

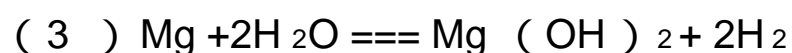
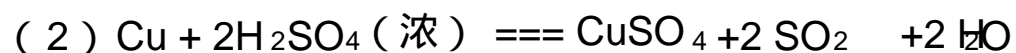
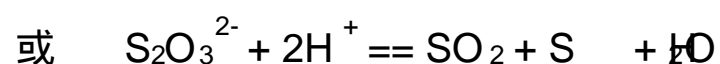
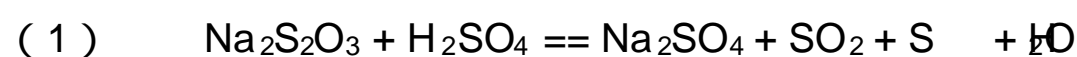
【收集事实】途径： 1.观察演示实验。 2. 回顾过去已有的化学知识和所掌握的实验事实。

『演示实验』 10ml 同浓度的  $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$  溶液分别在不同温度下与 0.1 摩/升的硫酸 10 毫升反应的对比实验

『复习回顾』 1. Cu 与浓硫酸在常温条件下和在加热条件下反应情况的对比。

2. Mg 条分别与冷水和沸水的反应情况的对比。

【实验事实的处理】 1.化学用语化（写方程式）



2. 表格化

（1）同浓度的  $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$  溶液在不同温度下与 0.1 摩/升的硫酸 10 毫升反应的对比表

编	0.1mol/L 的	0.1mol/L 的	反应温度	反应中出现浑浊的时间
---	------------	------------	------	------------

号	Na <sub>2</sub> S <sub>2</sub> O <sub>3</sub>	H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	( )	( 秒 )
1	10ml	10ml	冷水	
2	10ml	10ml	热水	

(2) Cu 与浓硫酸在常温条件下和在加热条件下反应情况对比表

编号	Cu 与浓硫酸在常温条件下反应	Cu 与浓硫酸在加热条件下反应
1		
2		

(3) Mg 条分别与冷水和沸水的反应情况对比表

编号	Mg 条与冷水反应	Mg 条与热水反应
1		
2		

【表征性抽象】在其它条件不变的情况下，升高温度，化学反应要加快。经过实验测定，温度每升高 10℃，反应速率通常要增大到原来的 2~4 倍。

【原理性抽象】为什么升高温度会使反应速率加快？

(明确) 当反应物浓度一定时，分子总数一定，升高温度，反应物分子的能量增高，是活化分子的百分比增大，因而活化分子数量增多，有效碰撞频率增大，所以，反应速率加大。

【对结论的再理解】对于可逆反应来说，升高体系的温度，反应物和生成物中的活化分子数都增加，所以，正反应的速率和逆反应的速率都增大。

【应用】 1. 在实验室进行化学反应时，常常通过给反应物加热来增大反应的速率。

2. 合成氨工业中，是在 500℃ 的条件下进行反应，以加快反应进行的速度。

3. 为防止食品变质，我们将食品放入冰箱中保存，以降低食品变质的速率。

(四) 催化剂对化学反应速率的影响

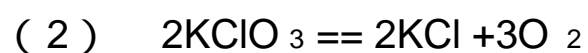
【提出问题】催化剂是怎样影响化学反应速率的？

【收集事实】途径： 1. 观察演示实验。 2. 回顾已有知识

(演示实验) 过氧化氢分解的对比实验

(复习回顾) 用 KClO<sub>3</sub> 制氧气的实验

【实验事实的处理】 1. 写化学方程式



## 2. 列表对比

### (1) 过氧化氢分解实验的对比表

编号	无催化剂时的反应情况	有催化剂时的反应情况
1		
2		

### (2) 用 $\text{KClO}_3$ 制氧气实验的对比表

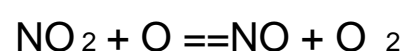
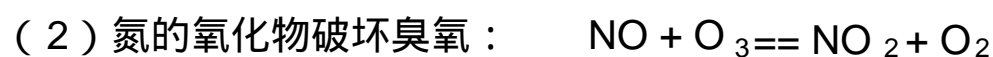
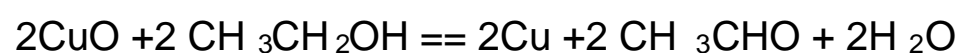
编号	无催化剂时的反应情况	有催化剂时的反应情况
1		
2		

【表征性抽象】催化剂能加快化学反应速率。

【原理性抽象】为什么催化剂能加快化学反应速率？

(明确) 当温度和反应物浓度一定时，使用催化剂可使反应途径发生改变，从而降低了反应的活化能，使得活化分子的百分比增大，因此活化分子的数目增多，有效碰撞频率增大，故化学反应速率加大。

【对结论的再认识】 1. 催化剂改变化学反应速率的原因仅仅是改变始态到终态的途径，不改变反应的结果。例：



2. 能加快反应速率的催化剂叫正催化剂；能减慢化学反应速率的催化剂叫负催化剂。

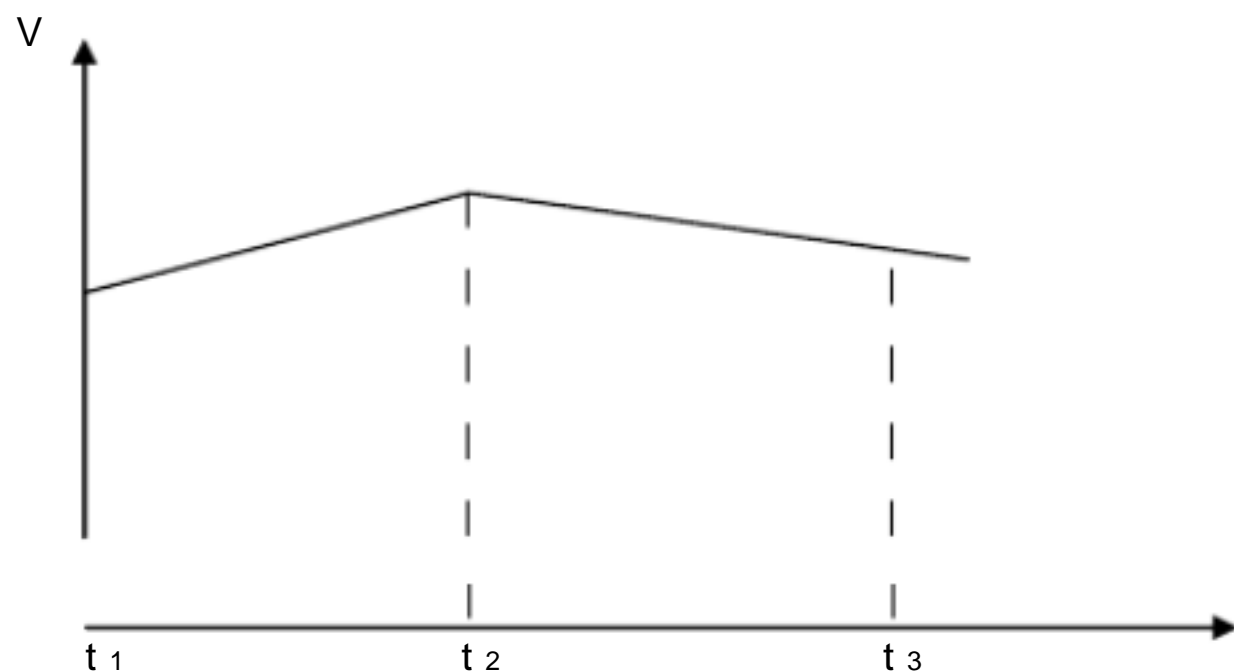
3. 对可逆反应而言，正催化剂使正、逆反应速率都加快，且加快的程度相同。相反，负催化剂使正、逆反应速率都减小，且减小的程度相同。

【应用】催化剂在现代化学和化工生产中占有极为重要的地位。大约 85% 的反应需要催化剂。尤其是现代大型化工业、石油工业中，很多反应还必须使用性能良好的催化剂。例；接触法制硫酸工业。

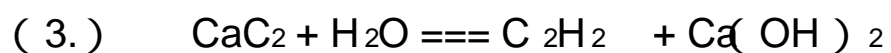
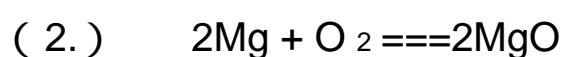
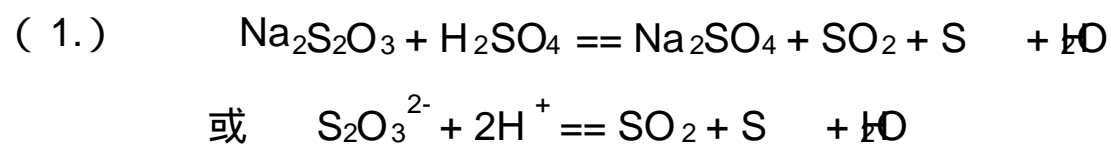
【课堂练习】 1. 要使得在容积恒定的密闭容器中进行的可逆反应  $2\text{A}(\text{气}) + \text{B}(\text{固}) \rightleftharpoons 2\text{C}(\text{气}) + \text{Q} (\text{Q} > 0)$  的正反应速率显著加快，可采用的措施是（不考虑固、气态间的接触面积）（ ）

A . 降温            B.加入 B            C.增大体积使压强减小            D. 加入 A

2.把除去氧化膜的镁条放入一定浓度的稀盐酸的试管中，发现  $H_2$  的生成速度  $V$  随时间  $t$  变化如图。  
其中  $t_1$ —— $t_2$  速度变化的原因是 \_\_\_\_\_ ；  $t_2$ —— $t_3$  速度变化的原因是 \_\_\_\_\_。



【实验事实的处理】 1.写化学方程式或离子方程式



2. 列表对比

( 1 ) 不同浓度的  $Na_2S_2O_3$  溶液与 0.1 摩/升的硫酸反应的对比实验表

编号	$Na_2S_2O_3$ 溶液	水	硫 酸	出现浑浊的时间 ( 秒 )
1	10ml	0	10ml	
2	5ml	5ml	10ml	

( 2 ) .镁条分别在空气中和纯氧中燃烧的情况对比表

( 3 ) 电 石	编号	镁条与空气反应	镁条与纯氧气反应
	现象		
	速率		

分别在水中和饱和食盐水中反应的情况对比表

编号	电石与水的反应	电石与饱和食盐水的反应
现象		
速率		

### 第三节 化学平衡（第一课时）

#### 教学目标

1. 使学生建立化学平衡的观点，并通过分析化学平衡的建立，增强学生的归纳和形象思维能力。
2. 使学生理解化学平衡的特征，从而使学生树立对立统一的辩证唯物主义观点。

教学重点 化学平衡的建立和特征。

教学难点 化学平衡观点的建立。

#### 教 学 过 程

[引言]：

化学反应速率讨论的是化学反应快慢的问题，但是在化学研究和化工生产中，只考虑化学反应进行的快慢是不够的，因为我们既希望反应物尽可能快...地转化为生成物，同时又希望反应物尽可能多...地转化为生成物。例如在合成氨工业中，除了需要考虑如何使  $\text{N}_2$  和  $\text{H}_2$  尽快地转变成  $\text{NH}_3$  外，还需要考虑怎样才能使更多的  $\text{N}_2$  和  $\text{H}_2$  转变为  $\text{NH}_3$ ，后者所说的就是化学反应进行的程度问题——化学平衡。

一、可逆反应与不可逆反应（阅读教材 27 页理解可逆反应的概念）

1、可逆反应的概念：在 \_\_\_\_\_ 下，既可以向 \_\_\_\_\_ 进行，同时，又可以向 \_\_\_\_\_ 进行的反应。

如：

注意：1、

2、

3、

2、不可逆反应：能进行到底的反应

如： $\text{H}_2$  的燃烧：

酸碱中和：

生成沉淀的的反应：

生成气体的反应：



一些氧化还原反应：

## 二、化学平衡状态

思考 1：对于不可逆反应存在化学平衡吗？化学平衡的研究对象是什么？

思考 2：什么是化学平衡？化学平衡是如何建立的？下面我们就来讨论这一问题。

### 1、化学平衡的建立

类比：溶解平衡的建立：（以蔗糖为例）

开始时：

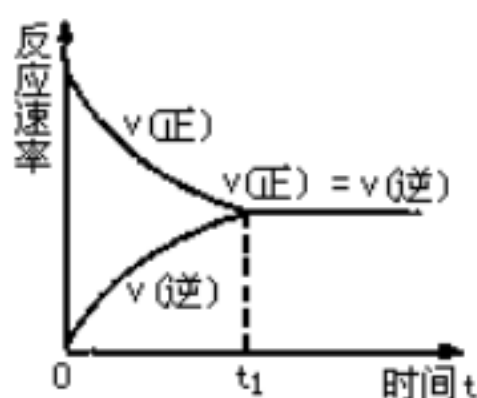
平衡时：

结论：。

那么对于可逆反应来说，又是怎样的情形呢？我们以  $\text{CO}$  和  $\text{H}_2\text{O}(\text{g})$  的反应为例来说明化学平衡的建立过程。

	$\text{CO}$	+	$\text{H}_2\text{O}(\text{g})$	$\xrightleftharpoons[\text{催化剂}]{\text{高温}}$	$\text{CO}_2$	+	$\text{H}_2$
开始浓度	0.01		0.01		0		0
一段时间后	0.005		0.005		0.005		0.005

如图：



归纳：

反应开始：

反应过程中：

一定时间后：

思考：当可逆反应达到平衡状态时，反应是否停止了？

### 2、化学平衡的定义：

在\_\_\_\_\_下的\_\_\_\_\_反应里，正反应和逆反应速率\_\_\_\_\_，反应混合物中各组分的\_\_\_\_\_或保持不变的状态。

### 3、化学平衡的特征：

(1)条件：

(2)对象：

(3)等：

(4)动：

(5)定：

4、应用：

例 1、可逆反应  $2\text{NO}_2 \xrightleftharpoons{\Delta} 2\text{NO} + \text{O}_2$  在密闭容器中反应，达到平衡状态的标志是 ( )

单位时间内生成  $n \text{ mol O}_2$  的同时生成  $2n \text{ mol NO}_2$

单位时间内生成  $n \text{ mol O}_2$  的同时，生成  $2n \text{ mol NO}$

用  $\text{NO}_2$ 、 $\text{NO}$ 、 $\text{O}_2$  的物质的量浓度变化表示的反应速率的比为  $2:2:1$  的状态

混合气体的颜色不再改变的状态

混合气体的密度不再改变的状态

混合气体的平均相对分子质量不再改变的状态 I

A .

B .

C .

D .

反馈练习：

1、可以说明密闭容器中可逆反应  $\text{P}(\text{g}) + \text{Q}(\text{g}) \rightleftharpoons \text{R}(\text{g}) + \text{S}(\text{g})$  在恒温下已达平衡的是 ( )

A. 容器内压强不随时间变化

B.  $\text{P}$  和  $\text{S}$  生成速率相等

C.  $\text{R}$  和  $\text{S}$  的生成速率相等

D.  $\text{P}$ 、 $\text{Q}$ 、 $\text{R}$ 、 $\text{S}$  的物质的量相等

2、下列方法中可以证明  $\text{A}(\text{s}) + 2\text{B}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{C}_2(\text{g}) + \text{D}_2(\text{g})$  已经达到平衡状态的是 \_\_\_\_\_.

、单位时间内生成了  $2\text{mol C}_2$  的同时也生成了  $1\text{mol A}$

、一个  $\text{B}-\text{B}$  键的断裂的同时有一个  $\text{C}-\text{C}$  键的生成

、反应速率  $v(\text{B}_2)=v(\text{C}_2)=1/2v(\text{D}_2)$

、 $\text{C}(\text{B}_2):\text{C}(\text{C}_2):\text{C}(\text{D}_2) = 2:2:1$

、温度、体积一定时， $[\text{B}_2]$ 、 $[\text{C}_2]$ 、 $[\text{D}_2]$  浓度不再变化

、温度、体积一定时，容器内的压强不再变化

、条件一定时，混合气体的平均相对分子质量不再变化

、温度、体积一定时，混合气体的密度不再变化

、百分组成  $\text{B}_2\% = \text{C}_2\% = \text{D}_2\%$

3、在一定温度下，可逆反应： $A_2(\text{气}) + B_2(\text{气}) \rightleftharpoons 2AB(\text{气})$  达到平衡的标志是 ( )

(A)  $A_2$ 、 $B_2$ 、 $AB$  的浓度不再变化

(B) 容器中的压强不再随时间变化

(C) 单位时间内生成  $n \text{ mol}$  的  $A_2$  同时生成  $2n \text{ mol}$  的  $AB$

(D)  $A_2$ 、 $B_2$ 、 $AB$  的浓度之比为 1:1:2

4、在 1 大气压 390 时，可逆反应： $2NO_2 \rightleftharpoons 2NO + O_2$  达到平衡，此时平衡混合气体的密度是相同条件下  $H_2$  密度的 19.6 倍，求  $NO_2$  的分解率。

### 第三节 化学平衡（第二课时）

教学目标：

正确理解浓度、温度对化学平衡的影响，并能利用勒夏特列原理加以解释。

教学重点：

理解浓度、温度对化学平衡的影响。

教学难点：

勒夏特列原理的归纳总结。

### 教 学 过 程

【引入】：

我们知道：不同温度下物质的溶解度不同。那么对于  $t_0$  时达到溶解平衡状态的饱和溶液，当升高或降低温度至  $t_1$  时：

若：溶解度增大，固体溶质继续溶解，则  $V(\text{溶解})$  \_\_\_\_\_  $V(\text{结晶})$

溶解度减小，固体溶质析出，则  $V(\text{溶解})$  \_\_\_\_\_  $V(\text{结晶})$

那么溶解平衡状态被打破，继而建立一种新的溶解平衡，也就是说：

条件改变，溶解平衡移动。 那么：

化学平衡是否也只有在一定条件下才能保持？当条件（浓度、压强、温度等）改变时，平衡状态是否也会发生移动？

【实验探究一】：探究浓度变化对化学平衡的影响

实验原理：已知在  $K_2Cr_2O_7$  的溶液中存在如下平衡：



$K_2Cr_2O_7$  为橙色， $K_2CrO_4$  为黄色。

实验步骤： 取两支试管各加入 5ml 0.1mol/L  $K_2Cr_2O_7$  溶液，然后按下表步骤操作，观察并记录溶液

颜色的变化。

步骤	滴加 3~~10 滴浓 $\text{H}_2\text{SO}_4$	滴加 10~~20 滴 6 mol/LNaOH
$\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ 溶液		

实验结论：

【实验探究二】：探究浓度变化对化学平衡的影响

实验原理： $\text{Fe}^{3+} + 3\text{SCN}^- \rightleftharpoons \text{Fe}(\text{SCN})_3$ （红色）

实验步骤：向盛有 5 ml0.005mol/L  $\text{FeCl}_3$  溶液的试管中加入 5 ml0.01mol/L

KSCN 溶液，溶液显红色。

（1）将上述溶液均分置于两支试管中；向其中一支试管中加入饱和  $\text{FeCl}_3$  溶液 4 滴，充分振荡，观察溶液颜色变化；向另一支试管滴加 4 滴 1 mol/L KSCN 溶液，观察溶液颜色变化。

（2）向上述两支试管中各滴加 0.01mol/LNaOH 溶液 3~~5 滴，观察现象，填写下表。

编号	1	2
步骤（1）	滴加饱和 $\text{FeCl}_3$ 溶液	滴加 1 mol/L KSCN 溶液
现象		
步骤（2）	滴加 NaOH 溶液	滴加 NaOH 溶液
现象		
结论		

【思考与交流】

1、上述两个实验中，化学平衡状态是否发生了改变？你是如何判断的？

2、从中你能否推知影响化学平衡状态的因素？

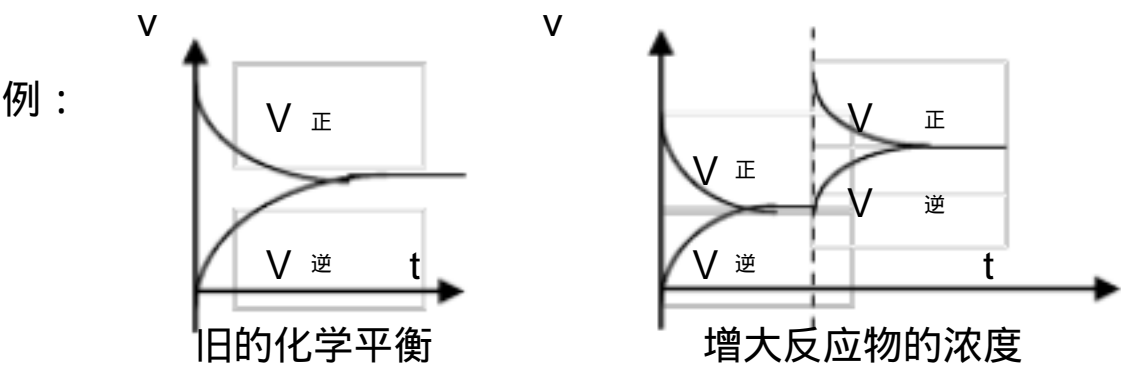
小结：

（1）浓度对化学平衡的影响的规律

在其他条件不变的情况下，增大反应物浓度或减小生成物浓度，都可以使平衡向着

移动；增大生成物浓度或减小反应物浓度，都可以使平衡向着\_\_\_\_\_移动。

(2) 用 v-t 图表示化学平衡的移动：



请同学们用 v-t 图表示下列平衡的移动：

- 减少反应物的浓度
- 增大生成物的浓度
- 减少生成物的浓度

说明：(1)

(2)

(3)

(4)

【实验探究三】：温度对化学平衡的影响（阅读教材 30 页实验 2-7）

实验原理：

实验步骤：

实验现象：

结论：

v-t 图表示：

化学反应速率、化学平衡、平衡移动三者之间的关系

以一般反应： $mA_{(气)} + nB_{(气)} = pC_{(气)} + qD_{(气)} + Q$ （千焦）通式为例来讨论浓度， 温度， 压强， 催化剂等对三者的影响极其规律。

反应特征	改变条件	v—t 图象	改变条件瞬间	达到平衡前	平衡移动方向	达到新平衡
------	------	--------	--------	-------	--------	-------

			$v_{\text{正}}$	$v_{\text{逆}}$	$v_{\text{正}}$ 与 $v_{\text{逆}}$ 的 关系		A 转 化率	B 转 化率
$Q > 0$	升高温度				$<$			
	降低温度							
$Q < 0$	升高温度				$>$			
	降低温度							
$m+n<p+q$	加入惰性 气体	$V_{\text{不变}}$		—	$=$	—	—	—
		$V_{\text{变大}}$			$>$			
		$V_{\text{变小}}$						
	增大压强							
	减小压强							
	$m+n=p+q$	加入惰性 气体	$V_{\text{不变}}$		—	$=$	—	—
$V_{\text{变大}}$					$=$	—	—	—
$V_{\text{变小}}$								
增大压强								
减小压强								
$m+n>p+q$		加入惰性 气体	$V_{\text{不变}}$		—	$=$	—	—
	$V_{\text{变大}}$				$<$			
	$V_{\text{变小}}$							
	增大压强							
	减小压强							

注:用	=表示相等	表示升高或增加	表示降低或减少	—表示无关或不变
V表示体积	v表示速率			

反馈练习：

1、在密闭容器中存在下列平衡： $\text{CaCO}_3(\text{固}) \rightleftharpoons \text{CaO}(\text{固}) + \text{CO}_2$ ， $\text{CO}_2$ 的平衡浓度为  $C_1$  摩/升，现再充入  $\text{CO}_2$  使其浓度达到  $2C_1$  摩/升，重新达到平衡后， $\text{CO}_2$  的浓度为  $C_2$  摩/升(设温度不变)，则  $C_1$  和  $C_2$  的关系是 ( )

- A.  $C_1 < C_2$       B.  $C_1 = C_2$       C.  $C_1 > C_2$       D.  $2C_1 = C_2$

2、现有可逆反应  $2A + B + H_2O \rightleftharpoons C + D$  已达到平衡，往平衡体系中加水稀释，平衡向 \_\_\_\_\_ 方向移动，理由是 \_\_\_\_\_

3、对于  $mA(\text{气}) + nB(\text{气}) \rightleftharpoons pC(\text{气}) + qD(\text{气})$  的平衡体系，当升高温度时，体系对氢气的相对密度从 16.5 变成 16.9，则下列说法正确的是 ( )

- A.  $m+n > p+q$       正反应是放热反应      B.  $m+n > p+q$       正反应是吸热反应  
C.  $m+n < p+q$       逆反应是放热反应      D.  $m+n < p+q$       逆反应是吸热反应

4 在密闭定容容器中，有可逆反应： $nA(\text{g}) + mB(\text{g}) \rightleftharpoons pC(\text{g}) + qD(\text{g})$   $H > 0$  处于平衡状态 (已知  $m+n > p+q$ )，下列说法正确的是 ( )

升温时  $C(B)/C(C)$  的值减小      降温时，体系内混合气体的平均相对分子质量增大      加入 B 后，A 的转化率变大

- A.      B.      C.      D.

1、对于反应  $A_2 + 3B_2 \rightleftharpoons 2AB_3$  以下表示的反应速率中，速率最大的是

- A、 $v_A = 0.4 \text{ mol L}^{-1} \text{ min}^{-1}$       B、 $v_B = 0.8 \text{ mol L}^{-1} \text{ min}^{-1}$   
C、 $v_{AB_3} = 0.6 \text{ mol L}^{-1} \text{ min}^{-1}$       D、 $v_{A_2} = 0.01 \text{ mol L}^{-1} \text{ s}^{-1}$

2、在 2L 密闭容器中，盛有 2mol X 和 2mol Y 物质进行如下反应：

$X(\text{s}) + 3Y(\text{g}) \rightleftharpoons Z(\text{g})$ ，当反应进行到 10s 后，测得生成 0.5mol Z，这期间的平均反应速率为

- A、 $v_X = 0.05 \text{ mol s}^{-1}$       B、 $v_X = 0.025 \text{ mol L}^{-1} \text{ s}^{-1}$   
C、 $v_Y = 0.05 \text{ mol L}^{-1} \text{ s}^{-1}$       D、 $v_Y = 0.075 \text{ mol L}^{-1} \text{ s}^{-1}$

3、现有三个体积相等的密闭容器中都进行如下反应：

$\text{CO}_2 + \text{H}_2 \rightleftharpoons \text{CO} + \text{H}_2\text{O}(\text{g})$ ，反应所处的温度相同，但反应的起始浓度不同，其中甲：

$[H_2]=[CO]=amol$  乙： $[CO_2]=amol$   $[H_2]=2amol$  丙 $[CO_2]=[H_2]=[H_2O]=amol$ ，达到平衡时，CO 的浓度由大到小的顺序排列正确的是

- A、丙 > 甲 > 乙      B、甲 > 乙 > 丙      C、乙 > 丙 > 甲      D、乙 > 甲 > 丙

4、在一个固定体积的密闭容器中，放入  $mmol$  的 A 和  $nmol$  的 B，发生如下反应：

$mA(g)+nB(g) \rightleftharpoons pC(g)$ ，平衡时 C 的浓度是  $wmol L^{-1}$ ，若维持容器的体积不变，起始时放入  $amolA$ 、 $bmolB$  和  $cmolC$ ，要使平衡时 C 的浓度仍为  $wmol L^{-1}$ ，则 a、b、c 必须满足的条件是

- A、 $a:b:c=m:n:p$       B、 $a:b=m:n$  和  $\frac{ap}{m}+c=p$
- C、 $\frac{mc}{p}+a=m$  和  $\frac{pc}{n}+b=n$       D、 $a=\frac{m}{3}$ ， $c=\frac{n}{3}$  和  $c=\frac{2p}{3}$

5、对处于化学平衡的体系，以化学平衡与化学反应速率的关系可知：

- A、化学反应速率变化时，化学平衡一定发生移动。
- B、化学平衡发生移动时、化学反应速率一定变化。
- C、正反应进行的程度大、正反应速率一定大。
- D、只有催化剂存在下，才会发生化学反应速率变化，而化学平衡不移动的情况。

6、在  $PCl_5(g) \rightleftharpoons PCl_3(g)+Cl_2(g)$ ，达到平衡后，其它条件不变，向平衡体系中加入  $^{37}Cl_2$ ，达到新平衡后，含  $^{37}Cl$  的  $PCl_3$  的物质的量与原平衡相比

- A、增大      B、减小      C、不变      D、不能确定

7、下列事实不能用勒沙特列原理说明的是

- A：往氢硫酸溶液中加入盐酸， $[S^{2-}]$ 降低。
- B：温度不变时，敞口久置于空气中的饱和  $KNO_3$  溶液含有晶体析出。
- C：在合成氨的工业生产中，使用较高的温度有利于提高产量。
- D：在密闭容器中，水面上方的蒸气压强随温度升高而增大。

8：下列平衡： $C_2H_2+H_2 \rightleftharpoons C_2H_4 \dots\dots$   $2CH_4 \rightleftharpoons C_2H_4+2H_2 \dots\dots$  当降低温度时，式向右移动，式向左移动，试判断下列式中  $C+2H_2 \rightleftharpoons CH_4+Q_1$   $2C+H_2 \rightleftharpoons C_2H_2+2Q_2$

$2C+2H_2 \rightleftharpoons C_2H_4+2Q_3$   $Q_1$ 、 $Q_2$ 、 $Q_3$  的大小顺序为

- A、 $Q_1>Q_2>Q_3$       B、 $Q_1>Q_3>Q_2$       C、 $Q_2>Q_1>Q_3$ 、      D、 $Q_2>Q_3>Q_1$

9、在  $CuCl_2$  水溶液中存在如下平衡： $[Cu(H_2O)_4]^{2+}+4Cl^- \rightleftharpoons [CuCl_4]^{2-}+4H_2O$  能使黄绿色  $[CuCl_4]^{2-}$  (绿) 浓度增大的操作是

- A、蒸发浓缩      B、加水稀释      C、加入  $AgNO_3$       D、加入食盐晶体



10、反应  $A(g)+xB(g) \rightleftharpoons yC(g)$ ，将 A 与 B 按体积比 1:x 混合反应当 A 的转化率是 50%时，反应前混合气体的密度是反应后混合气体密度的  $\frac{3}{4}$ （同温同压），则 x、y 的值可能是

- A、3, 4                      B、3, 2                      C、3, 3                      D、1, 1

11、在容积一定的密闭窗口中，反应  $A \rightleftharpoons B(g)+C(s)$  达平衡，若继续升高温度，容器内气体的密度增大，下列判断正确的是

- A、压强对该反应的平衡移动没有影响  
B、在平衡体系中加入 C，混合气体平均分子量增大  
C、若正反应为吸热反应，则 A 为非气态  
D、若正反应为放热反应，则 A 为气态

12、某温度下，反应  $H_2(g)+I_2(g) \rightleftharpoons 2HI(g)+Q$ ，在一带有活塞的密闭容器中达到平衡，下列说法不正确的是

- A、恒温压缩体积，平衡不移动，颜色加深  
B、恒压迅速充入 HI，开始时正反应速率减小  
C、恒容，升温正反应速率减小  
D、恒容，充入  $H_2$ ， $I_2$  的百分比含量降低

## 二：填空

1、 $t^0C$  在 VL 密闭容器中加入  $vmol N_2$  和  $3vmol H_2$ ，当反应  $N_2+3H_2 \rightleftharpoons 2NH_3$  达平衡时，混合气体中  $N_2$ 、 $H_2$ 、 $NH_3$  分别为 A、B、Cmol，仍在  $t^0C$ ，若只改变起始物的加入量，但要维持 A、B、C 值不变，则在  $N_2$ 、 $H_2$ 、 $NH_3$  的加入量用 X、Y、Z 表示，应满足的条件是

- (1) 若  $X=0$ ， $Y=0$ ，则  $Z=$ \_\_\_\_\_  
(2) 若  $X=0.75vmol$ ，则  $Y=$ \_\_\_\_\_  $Z=$ \_\_\_\_\_  
(3) X、Y、Z 应满足的一般条件，用 X、Y、Z 的方程式表示式是

\_\_\_\_\_、\_\_\_\_\_。

2、在一定温度下，把 2 体积  $N_2$  和 6 体积  $H_2$  通入一个带有活塞的容积可变的容器中，活塞的一端与大气相通，发生反应  $N_2+3H_2 \rightleftharpoons 2NH_3+Q$  达到平衡，测得混合气体为 7 体积

(1) 保持上述反应温度不变，设 a、b、c 分别代表初始加入的  $N_2$ 、 $H_2$ 、 $NH_3$  体积，若反应达到平衡后，混合气体中各物质的百分含量仍与上述平衡完全相同，那么：

若  $a=1$ ， $c=2$  则  $b=$ \_\_\_\_\_，在此情况下，反应起始时将向 \_\_\_\_\_ 方向进行。

若规定起始时反应向逆方向进行，则 C 的取值范围是 \_\_\_\_\_

(2) 在上述装置中，若起始时的 a、b、c 值均与 (1) 相同，但需控制平衡后混合气



体为 6.5 体积，则可采取措施是 \_\_\_\_\_，其原因是 \_\_\_\_\_。

3、在一个容积不变的反应容器中，要求通过调节体系的温度使下列反应达到平衡时保持容器内气体总物质的量为 12mol， $A(g)+2B(g) \rightleftharpoons 2C(g)$ 。现向反应器中加入 6.5molA，X molB，2.0 molC。

(1) 若  $x=5.5$  时，需要降低体系温度使反应在平衡时达到题设条件，则正反应为 \_\_\_\_\_ 热反应。

(2) 欲使起始反应维持向逆方向移动，则  $x$  取值范围是 \_\_\_\_\_

### 【答案】

#### 一、选择题

- 1、 D    2、 AD    3、 D    4、 B    5、 B    6、 A    7、 C    8、 B  
9、 BC    10、 BD    11、 CD    12、 C

#### 二、填空题：

1、 (1) 2vmol    (2) 2.25v, 0.5v    (3)  $x+2z=v$      $Y+\frac{2}{3}Z=3V$

2、 (1) 3,逆     $1 < c$     4

(2) 降温，因为正反应是放热反应且是体积减小的反应（不能加压因为与外界大气相通）

3、 (1) 放    (2)  $2.5 < x < 3.5$

### 化学平衡常数

#### 【学习目标】：

- 1、化学平衡常数的概念
- 2、运用化学平衡常数对化学反应进行的程度判断
- 3、运用化学平衡常数进行计算，转化率的计算

#### 【学习过程】：

[引言] 当一个可逆反应达到化学平衡状态时，反应物和生成物的浓度之间有怎样的定量关系，请完成 44 页 [问题解决]，你能得出什么结论？

#### 一、化学平衡常数

1、定义：在一定温度下，当一个可逆反应达到平衡状态时，生成物浓度以系数为指数的幂的乘积与反应物浓度以系数为指数的幂的乘积的比值是一个常数。这个常数就是该反应的化学平衡常数（简称平衡常数）

2、表达式：对于一般的可逆反应， $mA(g) + nB(g) \rightleftharpoons pC(g) + qD(g)$

当在一定温度下达到平衡时， $K = \frac{c^p(C) \cdot c^q(D)}{c^m(A) \cdot c^n(B)}$

阅读 45 页表 2-7，你能得出什么结论？

### 3、平衡常数的意义：

(1) 平衡常数的大小反映了化学反应进行的 程度 (也叫 反应的限度)。

K 值越大，表示反应进行得 越完全，反应物转化率 越大；

K 值越小，表示反应进行得 越不完全，反应物转化率 越小。

(2) 判断正在进行的可逆是否平衡及反应向何方向进行：

对于可逆反应： $m\text{A}(\text{g}) + n\text{B}(\text{g}) \rightleftharpoons p\text{C}(\text{g}) + q\text{D}(\text{g})$ ，在一定的温度下的任意时刻，反应物的浓度和生成物的浓度有如下关系： $Q_c = \frac{c^p(\text{C}) \cdot c^q(\text{D})}{c^m(\text{A}) \cdot c^n(\text{B})}$ ，叫该反应的浓度商。

$Q_c < K$ ，反应向 正反应方向 进行

$Q_c = K$ ，反应处于平衡状态

$Q_c > K$ ，反应向 逆反应方向 进行

(3) 利用 K 可判断反应的热效应

若升高温度，K 值增大，则正反应为 吸热 反应 (填 吸热 或 放热 )。

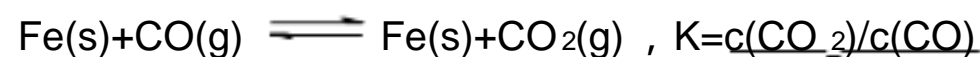
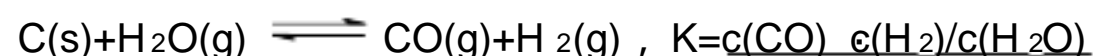
若升高温度，K 值减小，则正反应为 放热 反应 (填 吸热 或 放热 )。

阅读 45 页表 2-8、2-9，你能得出哪些结论？

### 二、使用平衡常数应注意的几个问题：

1、化学平衡常数只与 温度 有关，与反应物或生成物的浓度无关。

2、在平衡常数表达式中：水 (液态) 的浓度、固体物质的浓度不写



3、化学平衡常数表达式与化学方程式的书写有关

例如： $\text{N}_2(\text{g}) + 3\text{H}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{NH}_3(\text{g})$  的平衡常数为  $K_1$ ， $\frac{1}{2}\text{N}_2(\text{g}) + \frac{3}{2}\text{H}_2(\text{g}) \rightleftharpoons \text{NH}_3(\text{g})$  的平衡常数为  $K_2$ ， $\text{NH}_3(\text{g}) \rightleftharpoons \frac{1}{2}\text{N}_2(\text{g}) + \frac{3}{2}\text{H}_2(\text{g})$  的平衡常数为  $K_3$ ；

写出  $K_1$  和  $K_2$  的关系式： $K_1 = K_2^2$ 。

写出  $K_2$  和  $K_3$  的关系式： $K_2 \cdot K_3 = 1$ 。

写出  $K_1$  和  $K_3$  的关系式： $K_1 \cdot K_3 = 1$ 。

三、某个指定反应物的转化率 =  $\frac{\text{该反应物的起始浓度} - \text{该反应物的平衡浓度}}{\text{该反应物的起始浓度}} \times 100\%$

或者 =  $\frac{\text{该反应物反应中消耗 (反应) 浓度}}{\text{该反应物的起始浓度}} \times 100\%$

$$\text{或者} = \frac{\text{该反应物反应中消耗 (反应) 的物质的量}}{\text{该反应物的起始物质的量}} \times 100\%$$

转化率越大，反应越完全！

四、有关化学平衡常数的计算：阅读 46 页例 1 和例 2。完成 47 页问题解决。

【课堂练习】：

1、设在某温度时，在容积为 1L 的密闭容器内，把氮气和氢气两种气体混合，反应后生成氨气。实验测得，当达到平衡时，氮气和氢气的浓度各为 2mol/L，生成氨气的浓度为 3mol/L，求这个反应在该温度下的平衡常数和氮气、氢气在反应开始时的浓度。

(答案 :K=0.5625 氮气、氢气在反应开始时的浓度分别为 3.5mol/L 和 6.5mol/L)

2、现有一定温度下的密闭容器中存在如下反应： $\text{CO(g)} + \text{H}_2\text{O(g)} \rightleftharpoons \text{CO}_2\text{(g)} + \text{H}_2\text{(g)}$ ，知 CO 和 H<sub>2</sub>O 的起始浓度均为 2mol/L 经测定该反应在该温度下的平衡常数 K=2.60，试判断，

(1) 当 CO 转化率为 50% 时，该反应是否达到平衡状态，若未达到，哪个方向进行？

(2) 达平衡状态时，CO 的转化率应为多少？

(3) 当 CO 的起始浓度仍为 2mol/L，H<sub>2</sub>O 的起始浓度为 6mol/L 时，CO 的转化率为多少？

(答案 : (1) 不平衡 , 反应向正方向进行 , (2) 61.7% (3) 86.5%)

3、在一定体积的密闭容器中，进行如下反应： $\text{CO}_2\text{(g)} + \text{H}_2\text{(g)} \rightleftharpoons \text{CO(g)} + \text{H}_2\text{O(g)}$ ，其化学平衡常数 K 和温度 t 的关系如下表所示：

t	700	800	830	1000	1200
K	0.6	0.9	1.0	1.7	2.6

回答下列问题：

该反应化学平衡常数的表达式： $K = \frac{c(\text{CO}) \cdot c(\text{H}_2\text{O})}{c(\text{CO}_2) \cdot c(\text{H}_2)}$ ；

该反应为 吸热 (填 吸热 或 放热 ) 反应；

下列说法中能说明该反应达平衡状态的是 B

A、容器中压强不变

B、混合气体中 c(CO) 不变

C、混合气体的密度不变

D、c(CO) = c(CO<sub>2</sub>)

E、化学平衡常数 K 不变

F、单位时间内生成 CO 的分子数与生成 H<sub>2</sub>O 的分子数相等

某温度下，各物质的平衡浓度符合下式： $c(\text{CO}_2) \cdot c(\text{H}_2) = c(\text{CO}) \cdot c(\text{H}_2\text{O})$ ，试判此时的温度为 830。

化学反应进行的方向

【教学目标】

- 1、了解反应的自发性与反应过程中能量变化及熵值变化的关系；
- 2、能够用熵增原理判断化学反应进行的方向。

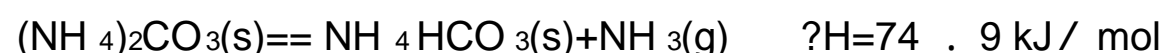
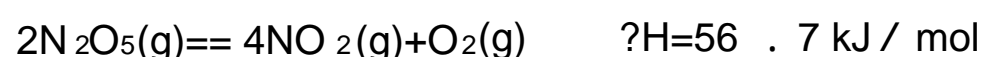
【教学重难点】

能够用熵增原理判断化学反应进行的方向

【教学过程设计】

【引入】水往低处流，而不会自发的向上流；一般在室温下，冰块会融化，铁器在潮湿空气中会生锈，甲烷与氧气的混合气体遇明火就燃烧，这些过程都是自发的。这些不用借助于外力就可以自动进行的自发过程的共同特点是，体系会对外部做功或释放热量，即体系趋向于从高能状态转变为低能状态。那是否就意味着放热反应自发进行，吸热反应就是非自发进行呢？

【副板书】在 25 和  $1.01 \times 10^5 \text{Pa}$  时，



【分析】不难看出，上述两个反应都是吸热反应，显然只根据反应热（焓变）来判断反应进行的方向是不全面的。那么究竟如何来判断反应的自发性呢？

科学家根据体系存在着力图使自身能量趋于最低和由有序变为无序的自然现象，提出了互相关联的能量判据和熵判据，为最终解决反应自发性问题提供了必要的依据。

【讲解】除自发的化学反应外，还有一类自发过程，例如放在同一密闭容器中的气体或液体物质（也包括能够挥发的固态物质）的蒸汽，不需要外界的任何作用，气态物质会通过分子的扩散自发地形成均匀混合物。这种现象可以推广到相互接触的固体物质体系，经过长期放置后，人们能够找到通过扩散而进入的另一种固体中的原子或分子（这种现象可以作为纯物质难以保存的最本质的解释）。又如把硝酸铵溶于水虽然要吸热，它却能够自发地向水中扩散。为了解释这样一类与能量状态的高低无关的过程的自发性，人们提出在自然界还存在着另一种能够推动体系变化的因素，即在密闭条件下，体系有由有序自发地转变为无序的倾向。因为与有序体系相比，无序体系更加稳定，可以采取更多的存在方式。以扑克牌为例，经过多次的洗牌之后，严格按照花色和序号排列的机会与花色序号毫无规律的混乱排列的机会相比，大概要相差几十个数量级。科学家把这种因素称作熵。

【板书】熵：

- 1、概念：描述体系混乱度的物理量
- 2、符号：S
- 3、单位： $\text{J} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$
- 4、熵判据：在与外界隔离的体系中，自发过程将导致体系的熵增大，这个原理也叫做熵增原理。

在用来判断过程的方向时，就称为熵判据。

5、同一物质的熵与其聚集状态有关： $S(g) > S(l) > S(s)$

6、熵变 ( $\Delta S$ )： $\Delta S = \text{反应物总熵} - \text{生成物总熵}$

7、反应进行方向的判断方法：

$\Delta H - T\Delta S < 0$  反应能自发进行

$\Delta H - T\Delta S = 0$  反应达到平衡状态

$\Delta H - T\Delta S > 0$  反应不能自发进行

【讲解】在温度、压强一定的条件下，焓因素和熵因素共同决定一个化学反应的方向。放热反应的焓变小于零，熵增加反应的熵变大于零，都对  $\Delta H - T\Delta S < 0$  有所贡献，因此放热和熵增加有利于反应自发进行。

【补充习题】

1. 下列说法中，正确的是 ( )

- A. 化学反应总是伴随着能量变化的
- B. 能够自发进行的反应不一定是放热反应
- C. 只有放热反应才能够自发进行
- D. 能够自发进行的反应就一定能够发生并完成

2. 下列物质中，熵值 ( $S$ ) 最大的是 ( )

- A. 金刚石
- B.  $\text{Cl}_2(l)$
- C.  $\text{I}_2(g)$
- D.  $\text{Cu}(s)$

3. 水在 273 K、 $1.01 \times 10^5 \text{ Pa}$  时可转化为固态，在 373 K 时则又可转化为气态。若分别用  $S(g)$ 、 $S(l)$ 、 $S(s)$  表示水的气、液、固三种状态的熵值，则下列表达式中，正确的是 ( )

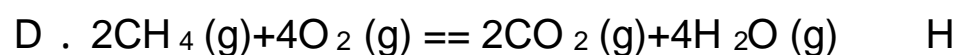
- A.  $S(g) < S(l) < S(s)$
- B.  $S(g) > S(l) > S(s)$
- C.  $S(g) > S(l) = S(s)$
- D.  $S(g) > S(s) > S(l)$

4. 已知反应  $2\text{H}_2(g) + \text{O}_2(g) == 2\text{H}_2\text{O}(l)$   $\Delta H = -285.8 \text{ kJ mol}^{-1}$ ，下列结论中，正确的是 ( )

- A.  $E(\text{反应物}) > E(\text{生成物})$
- B.  $E(\text{反应物}) < E(\text{生成物})$
- C. 反应放热
- D. 反应吸热

5. 下列热化学方程式中，放出的热量最多的是 ( )

- A.  $\text{CH}_4(g) + 2\text{O}_2(g) == \text{CO}_2(g) + 2\text{H}_2\text{O}(l)$   $\Delta H$
- B.  $2\text{CH}_4(g) + 4\text{O}_2(g) == 2\text{CO}_2(g) + 4\text{H}_2\text{O}(l)$   $\Delta H$
- C.  $\text{CH}_4(g) + 2\text{O}_2(g) == \text{CO}_2(g) + 2\text{H}_2\text{O}(g)$   $\Delta H$



6. 在 25℃、 $1.01 \times 10^5 \text{ Pa}$  条件下，反应  $2\text{N}_2\text{O}_5(\text{g}) \rightleftharpoons 4\text{NO}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) \quad \Delta H = +56.7 \text{ kJ mol}^{-1}$  能够自发进行。从能量上分析，生成物的总能量比反应物的总能量 \_\_\_\_\_，从反应前后的熵值看，反应后的熵值 \_\_\_\_\_ (填 增加、减小 或 不变)。

【提高题】

7. 已知：298 K、 $1.01 \times 10^5 \text{ Pa}$  下：

石墨： $\Delta H = 0.0 \text{ kJ mol}^{-1}$ 、 $S = 5.74 \text{ J mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$ ；

金刚石： $\Delta H = 1.88 \text{ kJ mol}^{-1}$ 、 $S = 2.39 \text{ J mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$ 。

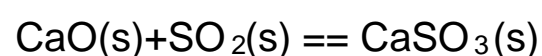
下列叙述中，正确的是 ( )

- A. 根据焓和熵的观点，石墨比金刚石稳定
- B. 根据焓和熵的观点，金刚石比石墨稳定
- C. 根据熵的观点，石墨比金刚石稳定，但根据焓的观点，金刚石比石墨稳定
- D. 根据焓的观点，石墨比金刚石稳定，但根据熵的观点，金刚石比石墨稳定

8. 某化学反应其  $\Delta H = -122 \text{ kJ mol}^{-1}$ ， $\Delta S = 231 \text{ J mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$ ，则此反应在下列哪种情况下可自发进行 ( )

- A. 在任何温度下都能自发进行
- B. 在任何温度下都不能自发进行
- C. 仅在高温下自发进行
- D. 仅在低温下自发进行

9. 煤中含有硫，燃烧时会产生有害的  $\text{SO}_2$ ，用生石灰可以消除  $\text{SO}_2$ ，减少污染，其反应为



298 K、 $1.01 \times 10^5 \text{ Pa}$  时，此反应的  $\Delta H = -402.0 \text{ kJ mol}^{-1}$ ， $\Delta S = 345.7 \text{ J mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$ ，在室温下自发进行。则保持此反应自发进行的最高炉温是多少 (焓变  $\Delta H$  及熵变  $\Delta S$  受温度的影响可忽略)？

### 第三章第一节：电离平衡

教学目标：

1. 掌握弱电解质的电离平衡。
2. 了解电离平衡常数的概念。
3. 了解影响电离平衡的因素

重点、难点：外界条件对电离平衡的影响，电离平衡常数。

课时安排：共 2 课时 (此为第二课时)。

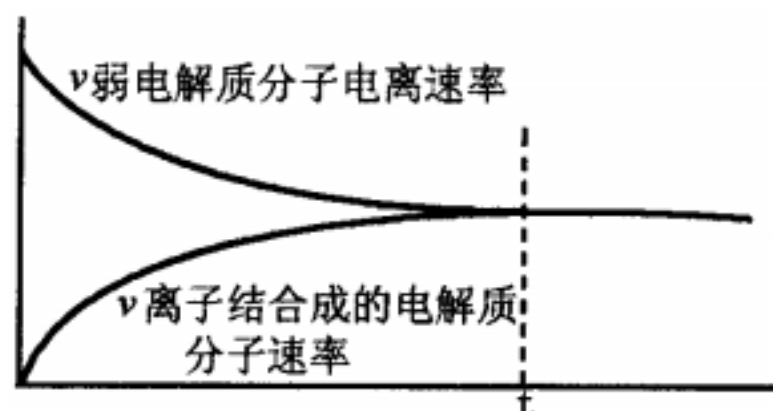
教学方法：类比、推理等教学方法结合使用。

教学准备：习题及知识的总结、扩展可制作 PPT 或使用纸板。

教学过程：

今天学习的内容是： 电离平衡 知识。

1. 弱电解质电离过程（用图像分析建立）



2. 当  $v_{\text{弱电解质分子电离速率}} = v_{\text{离子结合成弱电解质分子速率}}$

则弱电解质电离处于平衡状态，叫 电离平衡 ，此时溶液中的电解质分子数、离子数保持恒定，各自浓度保持恒定。

3. 与化学平衡比较

（1）电离平衡是动态平衡：即弱电解质分子电离成离子过程和离子结合成弱电解质分子过程仍在进行，只是其速率相等。

（2）此平衡也是有条件的平衡：当条件改变，平衡被破坏，在新的条件下建立新的平衡，即平衡发生移动。

（3）影响电离平衡的因素

A. 内因的主导因素。

B. 外因有：

温度：电离过程是一个吸热过程，所以，升高温度，平衡向电离方向移动。

浓度：

问题讨论：在  $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{NH}_4^+ + \text{OH}^-$  的平衡体系中：

加入 HCl：

加入 NaOH：

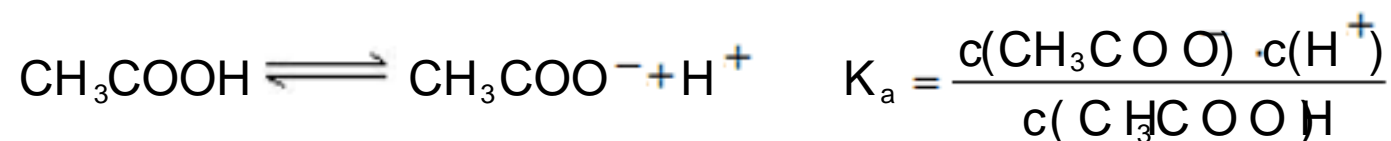
加入  $\text{NH}_4\text{Cl}$ ：各离子分子浓度如何变化： $\text{NH}_3$ 、 $\text{H}_2\text{O}$ 、 $\text{NH}_4^+$ 、 $\text{OH}^-$  溶液 pH 如何变化？

（ 变高 ， 变低 ， 不变 ）

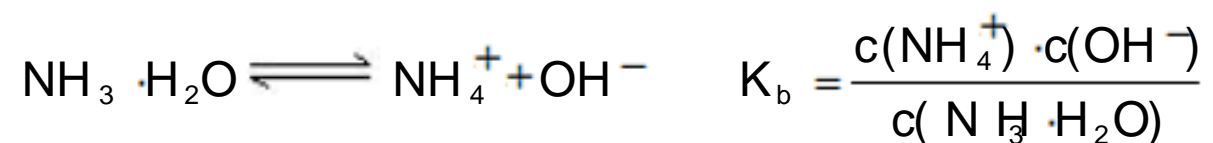
（4）电离平衡常数

（ ）一元弱酸：





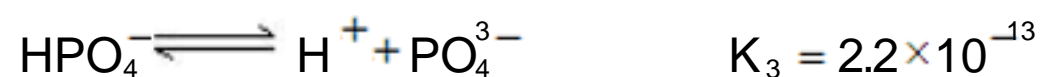
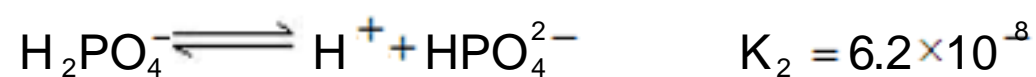
(3) 一元弱碱



电离平衡常数化是温度函数，温度不变  $K$  不变。

$K$  值越大，该弱电解质较易电离，其对应的弱酸弱碱较强； $K$  值越小，该弱电解质越难电离，其对应的弱酸弱碱越弱；即  $K$  值大小可判断弱电解质相对强弱。

多元弱酸是分步电离的，一级电离程度较大，产生  $\text{H}^+$ ，对二级、三级电离产生抑制作用。如：



随堂练习

- 足量镁和一定量的盐酸反应，为减慢反应速率，但又不影响  $\text{H}_2$  的总量，可向盐酸中加入下列物质中的 ( )  
A.  $\text{MgO}$       B.  $\text{H}_2\text{O}$       C.  $\text{K}_2\text{CO}_3$       D.  $\text{CH}_3\text{COONa}$
- $\text{HClO}$  是比碳酸还要弱的酸，为了提高氯水中  $\text{HClO}$  的浓度，可加入 ( )  
A.  $\text{HCl}$       B.  $\text{CaCO}_3$       C.  $\text{H}_2\text{O}$       D.  $\text{NaOH}$
- 浓度和体积都相同的盐酸和醋酸，在相同条件下分别与足量  $\text{CaCO}_3$  固体（颗粒大小均相同）反应，下列说法中正确的是 ( )  
A. 盐酸的反应速率大于醋酸的反应速率  
B. 盐酸的反应速率等于醋酸的反应速率  
C. 盐酸产生的二氧化碳比醋酸更多  
D. 盐酸和醋酸产生的二氧化碳一样多
- 下列叙述中可说明酸甲比酸乙的酸性强的是 ( )  
A. 溶液导电性酸甲大于酸乙  
B. 钠盐溶液的碱性在相同物质的量浓度时，酸甲的钠盐比酸乙的钠盐弱  
C. 酸甲中非金属元素比酸乙中非金属元素化合价高

D. 酸甲能与酸乙的铵盐反应有酸乙生成

5. 有两种一元弱酸的钠盐溶液，其物质的量浓度相等，现将这两种盐的溶液中分别通入适量的  $\text{CO}_2$ ，发生如下反应：



HR 和 HR' 的酸性强弱比较，正确的是 ( )

A. HR 较弱                      B. HR' 较弱                      C. 两者相同                      D. 无法比较

总结、扩展

1. 化学平衡知识与电离平衡知识对照比较。

2. 一元弱酸弱碱中  $c(\text{H}^+)$  与  $c(\text{OH}^-)$  的求法：

弱酸中  $\text{H}^+$  浓度： $c(\text{H}^+) = \sqrt{K_a \cdot c_{\text{酸}}}$  (酸为弱酸物质的量浓度)

弱碱中  $\text{OH}^-$  浓度： $c(\text{OH}^-) = \sqrt{K_b \cdot c_{\text{碱}}}$  (碱为弱碱物质的量浓度)

3. 讨论  $\text{Cl}_2$  中存在哪些微粒？(包括溶剂)

4. 扩展

难溶电解质在水溶液中存在着电离平衡。在常温下，溶液中各离子浓度以它们的系数为方次的乘积是一个常数，该常数叫溶度积 ( $K_{sp}$ )。例如



溶液中各离子浓度 (加上其方次) 的乘积大于、等于溶度积时出现沉淀，反之沉淀溶解。

(1) 某  $\text{CuSO}_4$  溶液中  $c(\text{Cu}^{2+}) = 0.02 \text{ mol/L}$ ，如需生成  $\text{Cu}(\text{OH})_2$  沉淀，应调整溶液的  $c(\text{OH}^-)$  使之大于 \_\_\_\_\_。

(2) 要使  $0.2 \text{ mol/L}$   $\text{CuSO}_4$  溶液中的  $\text{Cu}^{2+}$  沉淀较为完全 (使  $\text{Cu}^{2+}$  浓度降低至原来的千分之一)，则应向溶液里加入  $\text{NaOH}$  溶液，使溶液  $[\text{OH}^-]$  为 \_\_\_\_\_。

布置作业

第二课时

P60 一、填空题： 2. 3. 4.

P61 四、

板书设计

第二课时

## 一、电解质，非电解质

1. 定义：在水溶液中或熔融状态下，能导电的化合物叫电解质。

[思考]  $\text{BaSO}_4$ ， $\text{AgCl}$  在水溶液中，不导电，它属于非电解质吗？为什么？

$\text{NH}_3(\text{g})$  溶于水能导电，则氨气是电解质吗？为什么？

共价化合物在液态时，能否导电？为什么？

2. 电解质导电实质，电解质溶液导电能力强弱的原因是什么？

## 二、强电解质，弱电解质

1. 区分电解质强弱的依据：

电解质在溶液中 电离能力 的大小。

强电解质在溶液中完全电离，溶液中电解质以离子形式存在。不可逆，不存在电离平衡。  
弱电解质在水溶液中部分电离，溶液中既有电解质电离成的离子，还有未电离的电解质分子。可逆，存在有电离平衡。

2. 电离方程式：

电离方程式书写也不同

(1) 强电解质： $\text{NaCl} = \text{Na}^+ + \text{Cl}^-$      $\text{KOH} = \text{K}^+ + \text{OH}^-$

(2) 弱电解质： $\text{CH}_3\text{COOH} = \text{CH}_3\text{COO}^- + \text{H}^+$      $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O} = \text{NH}_4^+ + \text{OH}^-$

3. 强弱电解质与结构关系。

(1) 强电解质结构：强碱，盐等离子化合物（低价金属氧化物）；

强酸，极性共价化合物；

(2) 弱电解质结构：弱酸，弱碱具有极性共价位的共价化合物。

## 三、弱电解质电离平衡

1. 电离平衡定义

在一定条件下（如温度，浓度），当电解质分子电离成离子的速率和离子重新结合成分子的速率相等时，电离过程就达到了平衡状态，这叫做电离平衡。

2. 电离平衡与化学平衡比较

等：电离速率与离子结合成分子的速率相等。

定：离子、分子的浓度保持一定。

动：电离过程与离子结合成分子过程始终在进行。

变：温度、浓度等条件变化，平衡就被破坏，在新的条件下，建立新的平衡。

### 3. 影响电离平衡的外界因素

(1) 温度：温度升高，电离平衡向右移动，电离程度增大。

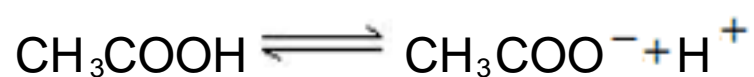
温度降低，电离平衡向左移动，电离程度减小。

(2) 浓度：电解质溶液浓度越大，平衡向右移动，电离程度减小；

电解质溶液浓度越小，平衡向左移动，电离程度增大；

### 4. 电离平衡常数

(1) 一元弱酸电离平衡常数： $K_a$



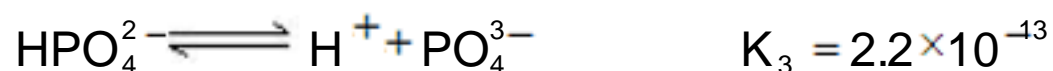
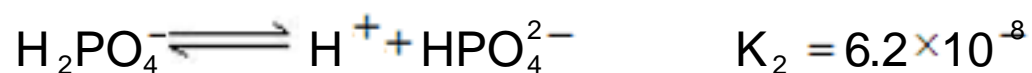
$$K_a = \frac{c(\text{CH}_3\text{COO}^-) \cdot c(\text{H}^+)}{c(\text{CH}_3\text{COOH})}$$

(2) 一元弱碱电离平衡常数： $K_b$



$$K_b = \frac{c(\text{OH}^-) \cdot c(\text{NH}_4^+)}{c(\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O})}$$

(3) 多元弱酸是分步电离，每步各有电离常数。如： $\text{H}_3\text{PO}_4$



(4) 电离平衡常数只随温度变化而变化，而与浓度无关。

(5)  $K$  的意义：

$K$  值越大，弱电解质较易电离，其对应弱酸、弱碱较强。

$K$  值越小，弱电解质较难电离，其对应弱酸、弱碱较弱。

教案点评：此教案体现了在教学建议中的方法，运用了知识的迁移方法，用化学平衡的知识的作为基础，来学习电离平衡。同时，又运用了化学平衡移动的原理，应用于电离平衡。从而使电离平衡的学习变得相对容易。

## 第二节 水的电离和溶液的 pH

### 第一课时

教学目的：1、使学生了解水的电离和水的离子积

2、生了解溶液的酸碱性与 pH 的关系

3、通过水的离子积和溶液酸碱性等内容的教学，对学生进行矛盾的对立统一、事物间的相互关系和相互制约等辩证唯物主义观点的教育

教学重点：水的离子积，溶液酸碱性和溶液 pH 值的关系

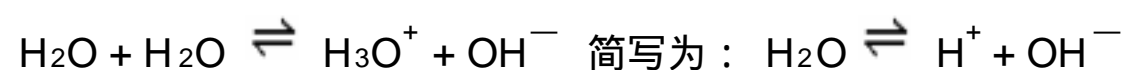
教学难点：水的离子积

教学过程：

引入：水是不是电解质？研究电解质溶液时往往涉及溶液的酸碱性，而酸碱性与水的电离有密切的关系。那么水是如何电离的呢？精确的实验证明，水是一种极弱的电解质，它能微弱地电离，生成  $\text{H}_3\text{O}^+$  和  $\text{OH}^-$ ：

板书：一、水的电离

1、水的电离



实验测定：25  $[\text{H}^+] = [\text{OH}^-] = 1 \times 10^{-7} \text{ mol/L}$       100  $[\text{H}^+] = [\text{OH}^-] = 1 \times 10^{-6} \text{ mol/L}$

水的电离与其它弱电解质的电离有何异同？

不同点：水是自身作用下发生的极微弱的电离。

相同点：均是部分电离，存在电离平衡

提问：请学生计算水的浓度，1L 纯水的物质的量是 55.6mol，经实验测得 25<sup>0</sup>C 时，发生电离的水只有  $1 \times 10^{-7} \text{ mol}$ ，二者相比，水的电离部分太小，可以忽略不计。因此电离前后水的物质的量几乎不变，可以视为常数，常数乘以常数必然为一个新的常数，用  $K_w$  表示，即为水的离子积常数，简称水的离子积。

板书 2、水的离子积

$$K_w = c(\text{H}^+) \cdot c(\text{OH}^-)$$

由于 25<sup>0</sup>C 时， $c(\text{H}^+) = c(\text{OH}^-) = 1 \times 10^{-7} \text{ mol/L}$

所以 25<sup>0</sup>C 时， $K_w = c(\text{H}^+) \cdot c(\text{OH}^-) = 1 \times 10^{-14}$ （定值）（省去单位）

提问：当温度升高时， $K_w$  如何变化？影响  $K_w$  的因素是什么？（电离过程是吸热过程）

$$100^0 \text{C 时，} K_w = c(\text{H}^+) \cdot c(\text{OH}^-) = 1 \times 10^{-12}$$

影响因素：温度越高， $K_w$  越大，水的电离度越大。对于中性水，尽管  $K_w$  电离度增大，但仍是中性水， $[\text{H}^+] = [\text{OH}^-]$ 。

注：温度升高时  $K_w$  增大，所以说  $K_w$  时要强调温度。

练习：

影响因素	条件改变	平衡移动	溶液中的 $c(\text{H}^+)$	溶液中的 $c(\text{OH}^-)$	$K_w$
温度	升高温度	向右	增大	增大	变大
	降低温度	向左	减小	减小	变小
酸碱性	加入酸	向左	增大	减小	不变
	加入碱	向左	减小	增大	不变

过渡：在常温时，由于水的电离平衡的存在，不仅是纯水，就是在酸性或碱性的稀溶液里， $\text{H}^+$  浓度和  $\text{OH}^-$  浓度的乘积总是一个常数—— $1 \times 10^{-14}$ ，请考虑一下，当纯水中加入盐酸或氢氧化钠时， $c(\text{H}^+)$  和  $c(\text{OH}^-)$  如何变化？

板书：二、溶液的酸碱性和 pH（常温下）：

1、溶液的酸碱性与  $c(\text{H}^+)$  和  $c(\text{OH}^-)$  的关系：

投影显示空表，教师引导填写，然后推出结论。

电解质溶液	对水电离平衡的影响	溶液中的 $c(\text{H}^+)$ (mol/L)	溶液中的 $c(\text{OH}^-)$ (mol/L)	$c(\text{H}^+)$ 与 $c(\text{OH}^-)$ 比较	$c(\text{H}^+) \cdot c(\text{OH}^-)$	溶液酸碱性
纯水		$=10^{-7}$	$=10^{-7}$	相等	$10^{-14}$	中性
盐酸	加 HCl， $c(\text{H}^+)$ 增大，平衡左移	$>10^{-7}$	$<10^{-7}$	$c(\text{H}^+) > c(\text{OH}^-)$	$10^{-14}$	酸性
氢氧化钠	加 NaOH， $c(\text{OH}^-)$ 增大，平衡左移	$<10^{-7}$	$>10^{-7}$	$c(\text{H}^+) < c(\text{OH}^-)$	$10^{-14}$	碱性

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

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

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

注：水中加酸或碱均抑制水的电离，但由水电离出的  $c(\text{H}^+)$  与  $c(\text{OH}^-)$  总是相等。

任何电解质溶液中， $\text{H}^+$  与  $\text{OH}^-$  总是共存，但不能大量共存。溶液的酸、碱性主要在于  $c(\text{H}^+)$  与  $c(\text{OH}^-)$  的相对大小。 $c(\text{H}^+)$  与  $c(\text{OH}^-)$  此增彼长，且  $K_w = c(\text{H}^+) \cdot c(\text{OH}^-)$  不变。

讲述：酸性溶液中  $c(\text{H}^+)$  越大，酸性越强，碱性溶液中  $c(\text{OH}^-)$  越大，碱性越强。我们经常用到一些  $c(\text{H}^+)$  很小的溶液，如  $c(\text{H}^+) = 1 \times 10^{-7} \text{ mol/L}$  的溶液，用这样的量来表示溶液的酸碱性的强弱很不方便。为此，化学上常采用 pH 来表示溶液酸碱性的强弱。

2、溶液的 pH：

(1) 定义： $\text{pH} = -\lg\{c(\text{H}^+)\}$

(2) 适应范围：稀溶液， $0 \sim 14$  之间。

有关溶液的 pH 值的几个注意问题：

pH 值是溶液酸碱性的量度。常温下， $\text{pH}=7$  溶液呈中性；pH 值减小，溶液的酸性增强；pH 值增大，溶液的碱性增强。

pH 值范围在  $0 \sim 14$  之间。 $\text{pH}=0$  的溶液并非没有  $\text{H}^+$ ，而是  $C(\text{H}^+)=1\text{mol/L}$ ； $\text{pH}=14$  的溶液并非没有  $\text{OH}^-$ ，而是  $C(\text{OH}^-)=1\text{mol/L}$ 。pH 改变一个单位， $C(\text{H}^+)$  就改变 10 倍，即 pH 每增大一个单位， $C(\text{H}^+)$  就减小到原来的  $1/10$ ；pH 每减小一个单位， $C(\text{H}^+)$  就增大到原来的 10 倍。

当  $C(\text{H}^+)>1\text{mol/L}$  时，pH 值为负数，当  $C(\text{OH}^-)>1\text{mol/L}$  时， $\text{pH}>14$ 。对于  $C(\text{H}^+)$  或  $C(\text{OH}^-)$  大于  $1\text{mol/L}$  的溶液，用 pH 值表示反而不方便，所以 pH 值仅适用于  $C(\text{H}^+)$  或  $C(\text{OH}^-)$  小于等于  $1\text{mol/L}$  的稀溶液。

也可用 pOH 来表示溶液的酸碱性， $\text{pOH} = -\lg C(\text{OH}^-)$ ，因为  $C(\text{H}^+) C(\text{OH}^-) = 10^{-14}$ ，若两边均取负对数，得  $\text{pH} + \text{pOH} = 14$ 。

可用 pH 试纸来测定溶液的 pH 值。方法：用洁净的干玻璃棒直接蘸取少许待测液，滴在 pH 试纸上（注意不能将 pH 试纸先用水沾湿或用湿的玻璃棒，因为这样做，实际上已将溶液稀释，导致所测定的 pH 不准确）将 pH 试纸显示的颜色随即（半分钟内）与标准比色卡对照，确定溶液的 pH 值（因为时间长了，试纸所显示的颜色会改变，致使测得的 pH 不准。）

## 第二课时

教学目的：1、了解指示剂的变色范围，学会用 pH 试纸测定溶液的 pH 值

2、初步学会计算酸碱的 pH 值以及氢离子浓度和 pH 值的互算

3、掌握 pH 相同的强酸与弱酸的几个规律

教学重点：有关 pH 的简单计算

教学难点：熟练掌握有关 pH 的计算

教学过程：

复习提问：

什么叫水的离子积？影响水的离子积因素？溶液的酸碱性与  $c(\text{H}^+)$ 、 $c(\text{OH}^-)$  及 pH 的关系？  
溶液 pH 的计算？求  $0.1\text{mol/L}$  盐酸溶液中的  $[\text{OH}^-]$ ？（25℃）求  $0.1\text{mol/L}$  NaOH 溶液中  $[\text{H}^+]$ ？

关于 pH 相同的酸（含强酸和弱酸）

(1) 溶液中  $c(\text{H}^+)$  相等（填 相等 或 不等）。

(2) 溶液中溶质的物质的量的浓度：强酸 < 弱酸（填 > 或 <）。

(3) 耗碱规律：pH 和溶液体积均相同的  $\text{HCl}$ 、 $\text{H}_2\text{SO}_4$ 、 $\text{CH}_3\text{COOH}$  与碱完全反应时，消耗碱物质的



量最多的是 CH<sub>3</sub>COOH。

(4) 稀释规律：分别加水稀释  $m$  倍时，溶液的物质的量的浓度均变为原来的  $1/m$ ，强酸中  $c(\text{H}^+)$  变为原来的  $1/m$ ，但弱酸中  $c(\text{H}^+)$  减小 小于 (填 大于 或 小于)  $m$  倍，故稀释后弱酸酸性强于强酸。

pH 的有关计算：

- (1) 求酸或碱溶液的 pH                      a 先判断溶液的酸碱性
- (2) 求强酸或强碱稀释后的 pH    b 若为酸性，先求出  $c(\text{H}^+)$  后
- (3) 求混合溶液的 pH                      由  $\text{pH} = -\lg\{c(\text{H}^+)\}$  求 pH
- 两种强酸(碱)混合                      若为碱性，先求  $c(\text{OH}^-)$  后
- 强酸与强碱混合                      由  $K_w = c(\text{H}^+) \cdot c(\text{OH}^-)$
- (4)  $\text{pH} + \text{pOH} = 14$                       求  $c(\text{H}^+)$ ，再求 pH

板书：三、有关溶液 pH 的计算

(一) 强酸、强碱自相或互相混合(体积变化忽略不计)

$$(1) \text{酸 I} + \text{酸 II} \quad [\text{H}^+] = \frac{n_1(\text{H}^+) + n_2(\text{H}^+)}{V_1 + V_2}$$

$$(2) \text{碱 I} + \text{碱 II} \quad [\text{OH}^-] = \frac{n_1(\text{OH}^-) + n_2(\text{OH}^-)}{V_1 + V_2}$$

(3) 酸 I + 碱 II

$$\text{完全中和：} [\text{H}^+] = [\text{OH}^-] = 1 \times 10^{-7} \text{ mol/L}$$

$$\text{酸过量：} [\text{H}^+] = \frac{n_1(\text{H}^+) - n_2(\text{OH}^-)}{V_1 + V_2}$$

$$\text{碱过量：} [\text{OH}^-] = \frac{n_2(\text{OH}^-) - n_1(\text{H}^+)}{V_1 + V_2}$$

(二) 溶液酸碱性 pH 计算经验规律

(1) 两强酸等体积混合    混合后的  $\text{pH} = \text{小的} + 0.3$

(2) 两强碱等体积混合    混合后的  $\text{pH} = \text{大的} - 0.3$

(3) 当按所给反应物质的量之比计算时，酸碱不论强弱，谁大谁过剩，溶液呈谁性。

(4) 酸碱等体积混合     $\text{pH} = 2$  某酸与  $\text{pH} = 12$  某碱混合  $\text{pH}$  难定     $\text{pH} = 4$  某酸与  $\text{pH} = 10$  NaOH 混合  $\text{pH} = 7$      $\text{pH} = 4$   $\text{H}_2\text{SO}_4$  与  $\text{pH} = 10$  某碱混合  $\text{pH} = 7$      $0.01 \text{ mol/L}$   $\text{pH} = 2$  一元酸与  $0.1 \text{ mol/L}$   $\text{pH} = 12$  一



元碱混合  $\text{pH} = 7$

(5)  $\text{pH}$  减小一个单位,  $[\text{H}^+]$  扩大为原来的 10 倍。  $\text{pH}$  增大 2 个单位,  $[\text{H}^+]$  减为原来的  $1/100$

(6) 稀释规律: 分别加水稀释  $m$  倍时, 溶液的物质的量的浓度均变为原来的  $1/m$ , 强酸中  $c(\text{H}^+)$  变为原来的  $1/m$ , 但弱酸中  $c(\text{H}^+)$  减小 小于  $m$  倍, 故稀释后弱酸酸性强于强酸。

例 1、求下列溶液的  $\text{pH}$  :

(1) 某  $\text{H}_2\text{SO}_4$  溶液的浓度是  $0.005\text{mol/L}$  求此溶液的  $\text{pH}$  用水稀释到原来体积的 100 倍再继续稀释至  $10^4$  倍

(2)  $\text{pH}=3$  的盐酸与  $\text{pH}=5$  的硫酸等体积混合

(3)  $\text{pH}=10$  和  $\text{pH}=12$  的两种  $\text{NaOH}$  溶液等体积混合

(4)  $\text{pH}=12$  的  $\text{NaOH}$  和  $\text{pH}=4$  的  $\text{HCl}$  等体积混合

解析: (1)  $c(\text{H}^+) = 0.005\text{mol/L} \times 2 = 0.01\text{mol/L}$ ,  $\therefore \text{pH} = -\lg 10^{-2} = 2$

$c(\text{H}^+) = 0.01\text{mol/L} \div 100 = 10^{-4}\text{mol/L}$ ,  $\therefore \text{pH} = -\lg 10^{-4} = 4$

$\text{pH}=7$  (强调酸稀释后不会变成碱!)

(2)  $c(\text{H}^+) = \frac{10^{-3} + 10^{-5}}{2} = 5 \times 10^{-4}$ ,  $\therefore \text{pH} = -\lg(5 \times 10^{-4}) = 4 - \lg 5 = 3.3$

(强调  $10^{-3}$  是  $10^{-5}$  的 100 倍, 所以  $10^{-5}$  可以忽略不计)

(3) 因为溶液呈碱性  $c(\text{OH}^-) = \frac{10^{-4} + 10^{-2}}{2} = 5 \times 10^{-3}$ ,  $\therefore c(\text{H}^+) = \frac{10^{-14}}{5 \times 10^{-3}} = 2 \times 10^{-12}$   
 $\therefore \text{pH} = -\lg(2 \times 10^{-12}) = 12 - \lg 2 = 11.7$

(4)  $\text{NaOH}$  中  $c(\text{OH}^-) = 10^{-2}\text{mol/L}$   $\text{HCl}$  中  $c(\text{H}^+) = 10^{-4}\text{mol/L}$  二者等体积反应, 碱过量, 反应

后溶液呈碱性。所以反应后  $c(\text{OH}^-) = \frac{10^{-2} - 10^{-4}}{2} = 5 \times 10^{-3}$ ,  $\therefore c(\text{H}^+) = \frac{10^{-14}}{5 \times 10^{-3}} = 2 \times 10^{-12}$

$\therefore \text{pH} = -\lg(2 \times 10^{-12}) = 12 - \lg 2 = 11.7$

例 2、某温度下纯水的  $C(\text{H}^+) = 2.0 \times 10^{-7}\text{mol/L}$ , 则此时  $C(\text{OH}^-)$  为多少? 若温度不变, 滴入稀  $\text{H}_2\text{SO}_4$ , 使  $C(\text{H}^+) = 5.0 \times 10^{-4}\text{mol/L}$ , 则由水电离产生的  $C(\text{H}^+)$  为多少?

答案:  $c(\text{OH}^-) = 2.0 \times 10^{-7}\text{mol/L}$ ;  $c(\text{H}^+)_{\text{水电离}} = 8 \times 10^{-11}\text{mol/L}$ 。

例 3、常温下, 将  $\text{pH}=8$  的  $\text{NaOH}$  与  $\text{pH}=10$  的  $\text{NaOH}$  溶液等体积混合后, 溶液中氢离子浓度最接

近 (D) A.  $\frac{1}{2}(1 \times 10^{-8} + 1 \times 10^{-10})\text{mol/L}$  B.  $(1 \times 10^{-8} + 1 \times 10^{-10})\text{mol/L}$

C.  $(1 \times 10^{-14} - 5 \times 10^{-5}) \text{ mol/L}$       D.  $2 \times 10^{-10} \text{ mol/L}$

例 4、pH=13 的强碱溶液与 pH=2 的强酸溶液混合，所得溶液的 pH=11，则强碱与强酸的体积比是

- A、11:1      B、9:1      C、1:11      D、1:9

答案：D

例 5、常温时某溶液中，测得由水电离出的  $C(H^+)$  为  $10^{-11} \text{ mol/L}$ ，则对此溶液的下列叙述中，正确的是 ( CD )

- A、一定是酸溶液      B、一定是碱溶液      C、可能是 pH=3 的酸溶液      D、可能是 pH=11 的碱溶液

例 6、将 pH=5 的盐酸溶液稀释 1000 倍后，溶液的 pH 为 ( C )

- A、等于 8      B、等于 7      C、接近 7 又小于 7      D、大于 7 而小于 8

例 7、有 PH 相等的盐酸和醋酸 (  $\text{pH} < 5$  )，如何通过实验的方法证明。

解析：经分析可知一为强酸（盐酸），强电解质，另一为弱酸（醋酸），弱电解质。利用二者在电离过程中的区别，可用稀释相同倍数后测 pH 的方法进行鉴别。

答案：取相同体积的两种酸，加水稀释 10 倍，用玻璃棒分别蘸取稀释后两种酸，点在 PH 试纸上，稍后与比色卡比较，其中 PH 较小的为醋酸，另一为盐酸。



练习：

1. 在  $25^\circ\text{C}$  某稀溶液中，由水电离产生的  $c(H^+) = 10^{-13} \text{ mol/L}$ ，下列有关溶液的叙述正确的是 ( CD )

- A. 该溶液一定呈酸性      B. 该溶液一定呈碱性  
C. 该溶液的 pH 可能约为 1      D. 该溶液的 pH 可能约为 13

2.  $25^\circ\text{C}$  时，10 体积的某强酸溶液与 1 体积的某强碱溶液混合后溶液呈中性，则混合之前，该强酸的 pH 与强碱的 pH 之间应满足的关系是什么？ (  $\text{pH}_{\text{酸}} + \text{pH}_{\text{碱}} = 15$  )

3. 在  $80^\circ\text{C}$  时，纯水的 pH 小于 7，为什么？ ( 因为水的电离过程是吸热过程，所以升高温度，平衡右移，使  $c(H^+) = c(OH^-) > 10^{-7} \text{ mol/L}$ ，所以 pH 小于 7 )

4. pH = 4 的盐酸用水稀释 100 倍、1000 倍、10000 倍，pH 值各为多少？

5. 在  $0.01 \text{ mol/L HCl}$  中，由水电离出来的  $[H^+]$  为多少？

6. 某溶液中由水电离产生的  $[H^+] = 1 \times 10^{-10} \text{ mol/L}$ ，则该溶液的 pH 值可能是？

7. 某盐酸中  $1 \times 10^{-x} \text{ mol/L}$ ，某氨水的 pH 为 y，已知：  $x + y = 14$ ，且  $y > 11$ ，将上述两溶液分别取等体积，充分混合后，所的溶液中各离子浓度由大到小的顺序是？

8. pH = 5 的强酸与 pH = 11 的强碱溶液混合至 pH=7，求酸碱的体积比？

课堂练习 1:

1. 室温下, 在  $\text{pH}=12$  的某溶液中, 由水电离出来的  $c(\text{OH}^-)$  为 ( )。  
(A)  $1.0 \times 10^{-7} \text{ mol L}^{-1}$  (B)  $1.0 \times 10^{-6} \text{ mol L}^{-1}$  (C)  $1.0 \times 10^{-2} \text{ mol L}^{-1}$  (D)  $1.0 \times 10^{-12} \text{ mol L}^{-1}$
2. 25 时, 某溶液中, 由水电离出的  $c(\text{H}^+)=1 \times 10^{-12} \text{ mol L}^{-1}$ , 则该溶液的  $\text{pH}$  可能是 ( )。  
(A) 12 (B) 7 (C) 6 (D) 2
3. 纯水在 25 和 80 时的氢离子浓度, 前者和后者的关系是 ( )。  
(A) 前者大 (B) 相等 (C) 前者小 (D) 不能肯定
4. 某温度下, 重水 ( $\text{D}_2\text{O}$ ) 的离子积常数为  $1.6 \times 10^{-15}$  若用定义  $\text{pH}$  一样来规定  $\text{pD}=-\lg[\text{D}^+]$ , 则在该温度下, 下列叙述正确的是 ( )。  
(A) 纯净的重水中,  $\text{pD}=7$  (B) 1 L 溶解有  $0.01 \text{ mol DCI}$  的重水溶液, 其  $\text{pD}=2$   
(C) 1 L 溶解有  $0.01 \text{ mol NaOD}$  的重水溶液, 其  $\text{pD}=12$   
(D) 纯净的重水中,  $[\text{D}^+][\text{OD}^-]>1.0 \times 10^{-14}$
5. 给蒸馏水中滴入少量盐酸后, 下列说法中错误的是 ( )。  
(A)  $[\text{H}^+][\text{OH}^-]$  乘积不变 (B)  $\text{pH}$  增大了 (C)  $[\text{OH}^-]$  降低了 (D) 水电离出的  $[\text{H}^+]$  增加了
6. 常温下, 下列溶液中酸性最弱的是 ( )。  
(A)  $\text{pH}=4$  (B)  $[\text{H}^+]=1 \times 10^{-3} \text{ mol L}^{-1}$  (C)  $[\text{OH}^-]=1 \times 10^{-11} \text{ mol L}^{-1}$  (D)  $[\text{H}^+][\text{OH}^-]=1 \times 10^{-14}$
7. 某酸溶液的  $\text{pH}=3$ , 则该酸溶液的物质的量浓度为 ( )。  
(A) 一定大于  $0.001 \text{ mol L}^{-1}$  (B) 一定等于  $0.001 \text{ mol L}^{-1}$   
(C) 一定小于  $0.001 \text{ mol L}^{-1}$  (D) 以上说法均欠妥
8. 常温下, 某溶液中水的电离度  $\alpha=10^{-10}/55.5(\%)$ , 该溶液的  $\text{pH}$  可能是 ( )。  
(A) 12 (B) 10 (C) 4 (D) 3
9. 在室温下, 等体积的酸和碱的溶液混合后,  $\text{pH}$  一定少于 7 的是 ( )。  
(A)  $\text{pH}=3$  的  $\text{HNO}_3$  跟  $\text{pH}=11$  的  $\text{KOH}$  溶液 (B)  $\text{pH}=3$  的盐酸跟  $\text{pH}=11$  的氨水  
(C)  $\text{pH}=3$  硫酸跟  $\text{pH}=11$  的氢氧化钠溶液 (D)  $\text{pH}=3$  的醋酸跟  $\text{pH}=11$  的氢氧化钡溶液
10. 下列叙述中, 正确的是 ( )。  
(A) 中和  $10 \text{ mL } 0.1 \text{ mol L}^{-1}$  醋酸与中和  $100 \text{ mL } 0.01 \text{ mol L}^{-1}$  的醋酸所需同种碱溶液的量不同  
(B) 等体积  $\text{pH}=3$  的酸溶液  $\text{pH}=11$  的碱溶液相混合后, 溶液的  $\text{pH}=7$   
(C) 体积相等,  $\text{pH}$  相等的盐酸和硫酸溶液中,  $\text{H}^+$  离子的物质的量相等  
(D)  $\text{pH}=3$  的甲酸溶液的  $[\text{H}^+]$  与  $\text{pH}=11$  的氨水溶液的  $[\text{OH}^-]$  相等
11. 今有 a 盐酸 b 硫酸 c 醋酸三种酸:

(1) 在同体积, 同 pH 的三种酸中, 分别加入足量的碳酸钠粉末, 在相同条件下产生  $\text{CO}_2$  的体积由大到小的顺序是 \_\_\_\_\_。

(2) 在同体积、同浓度的三种酸中, 分别加入足量的碳酸钠粉末, 在相同条件下产生  $\text{CO}_2$  的体积由大到小的顺序是 \_\_\_\_\_。

(3) 物质的量浓度为  $0.1 \text{ mol L}^{-1}$  的三种酸溶液的 pH 由大到小的顺序是 \_\_\_\_\_; 如果取等体积的  $0.1 \text{ mol L}^{-1}$  的三种酸溶液, 用  $0.1 \text{ mol L}^{-1}$  的 NaOH 溶液中和, 当恰好完全反应时, 消耗 NaOH 溶液的体积由大到小的顺序是 \_\_\_\_\_ (以上均用酸的序号填写)。

12. 在 25℃ 时, 有 pH=a 的盐酸和 pH=b 的苛性钠溶液, 现取  $V_a \text{ mL}$  盐酸用该苛性钠溶液中和, 需  $V_b \text{ mL}$  苛性钠溶液。若  $a+b=13$ , 则  $V_a/V_b=$ \_\_\_\_\_。

13. 将 pH=3 的弱酸溶液稀释 100 倍, 该溶液的 pH 范围为: \_\_\_\_\_。

课堂练习 1 答案: 1CD, 2AD, 3C, 4B, 5BD, 6D, 7D, 8AC, 9D, 10CD。11. (1)  $c > b = a$ 。(2)  $b > a = c$ 。(3)  $c > a > b$ 。  $b > c = a$ 。12. 1:10。13.  $3 < \text{pH} < 5$ 。

课堂练习 2:

1. 将 pH 为 5 的硫酸溶液稀释 500 倍, 稀释后溶液中  $c(\text{SO}_4^{2-})$  和  $c(\text{H}^+)$  之比约为 ( )。

(A) 1:1 (B) 1:2 (C) 1:10 (D) 10:1

2. 向  $V \text{ mL BaCl}_2$  溶液中加入一定体积的  $0.05 \text{ mol/L}$  硫酸溶液, 两者恰好完全反应, 且反应后溶液的 pH 为 3.0。则原  $\text{BaCl}_2$  溶液的物质的量浓度为 ( )。

(A)  $5.05 \times 10^{-4} \text{ mol L}^{-1}$  (B)  $5.05 \times 10^{-3} \text{ mol L}^{-1}$  (C)  $1.01 \times 10^{-4} \text{ mol L}^{-1}$  (D)  $1.01 \times 10^{-3} \text{ mol L}^{-1}$

3. 在一定温度下, 将 pH=3 的硫酸溶液与 pH=9 的氨水等体积混合后, 恰好完全反应, 则在该温度下  $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$  的电离度为 ( )。

(A) 2% (B) 1% (C) 0.5% (D) 0.01%

4. 水是一种极弱的电解质, 在室温下, 平均每  $n$  个水分子中只有 1 个水分子发生电离, 则  $n$  值是 ( )。

(A)  $1 \times 10^{-14}$  (B)  $55.6 \times 10^7$  (C)  $10^7$  (D) 55.6

5. 下列叙述中正确的是 ( )。

(A) 使甲基橙试液变黄色的溶液一定是碱性溶液 (B) 使酚酞试液变红色的溶液一定是碱性溶液

(C) 使甲基橙试液变红色的溶液一定是酸性溶液

(D) 使紫色石蕊试液不变色的溶液一定是中性溶液

6. 下列试纸使用时, 不宜先用水润湿的是 ( )。

(A) pH 试纸 (B) 红色石蕊试纸 (C) 淀粉碘化钾试纸 (D) 蓝色石蕊试纸

7. 将质量百分比浓度为  $a\%$ 、物质的量浓度为  $c_1 \text{ mol L}^{-1}$  的稀硫酸蒸发掉一定量的水, 使之质量百分

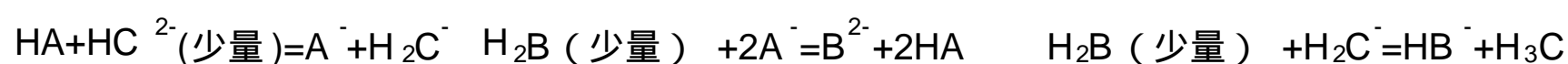
比浓度为 2a%，物质的量浓度为  $c_2 \text{ mol L}^{-1}$ ，则  $c_1$  和  $c_2$  的关系是（ ）。

- (A)  $c_2 = 2c_1$  (B)  $c_2 > 2c_1$  (C)  $c_2 < 2c_1$  (D)  $c_1 = 2c_2$

8. 从植物花中提取一种有机物，可用简化式  $\text{HIn}$  表示，在水溶液中因存在下列电离平衡，故可作酸碱指示剂： $\text{HIn}(\text{溶液红色}) \rightleftharpoons \text{H}^+(\text{溶液}) + \text{In}^-(\text{溶液黄色})$ 。在该水溶液中加入下列物质，能使指示剂显黄色的是（ ）。

- (A) 盐酸 (B) 碳酸钠溶液 (C) 硫酸氢钠溶液 (D) 过氧化钠

9. 已知多元弱酸在水溶液中的电离是分步进行的，且第一步电离程度远大于第二步电离程度，第二步电离程度远大于第三步电离程度……今有  $\text{HA}$ 、 $\text{H}_2\text{B}$ 、 $\text{H}_3\text{C}$  三种一元、二元、三元弱酸，根据较强酸 + 较弱酸盐 = 较强酸盐 + 较弱酸 的反应规律，它们之间能发生下列反应：

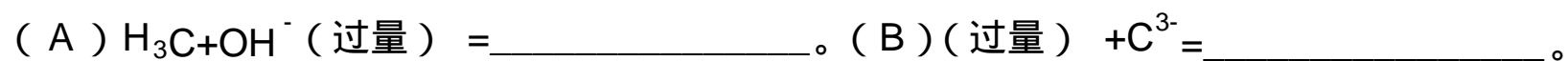


回答下列问题：

- (1) 相同条件下， $\text{HA}$ 、 $\text{H}_2\text{B}$ 、 $\text{H}_3\text{C}$  三种酸中酸性最强的是 \_\_\_\_\_。
- (2)  $\text{A}^-$ 、 $\text{B}^{2-}$ 、 $\text{C}^{3-}$ 、 $\text{HB}^-$ 、 $\text{H}_2\text{C}^-$ 、 $\text{HC}^{2-}$  6 种离子中，最易结合质子的是 \_\_\_\_\_，最难结合质子的是 \_\_\_\_\_。
- (3) 判断下列反应的离子方程式中正确的是（填写标号）\_\_\_\_\_。



(4) 完成下列反应的离子方程式：



10. 250 mL pH=12 的某一元强碱 ( $\text{MOH}$ ) 溶液与 250 mL  $0.025 \text{ mol L}^{-1}$  的硫酸溶液相混合，假设混合后液体体积为 500 mL。试求：(1) 混合液的 pH；

(2) 若原 250 mL 一元强碱中含溶质 0.1 g，则 M 的相对原子质量为多少？

(3) 若给混合液中分别滴入几滴甲基橙、无色酚酞、紫色石蕊试液，则溶液的颜色分别是什么？

11. 在 25℃ 时，有 pH 为 a 的盐酸和 pH 为 b 的  $\text{NaOH}$  溶液，取  $V_a \text{ L}$  该盐酸，同该  $\text{NaOH}$  溶液中和，需  $V_b \text{ L}$   $\text{NaOH}$  溶液，填空：

(1) 若  $a+b=14$ ，则  $V_a:V_b=$  \_\_\_\_\_ (填数字)。

(2) 若  $a+b=13$ ，则  $V_a:V_b=$  \_\_\_\_\_ (填数字)。

(3) 若  $a+b>14$ ，则  $V_a:V_b=$  \_\_\_\_\_ (填表达式)，且  $V_a$  \_\_\_\_\_  $V_b$  (填：>、<、=) (题中  $a \in [6, 8]$ )。

课堂练习 2 答案：1C，2A，3B，4B，5BC，6A，7B，8B。9. (1)  $\text{H}_2\text{B}$ 。(2)  $\text{C}^{3-}$ 、 $\text{HB}^-$ 。(3) B、C。(4)  $\text{H}_3\text{C} + 3\text{OH}^- = \text{C}^{3-} + 3\text{H}_2\text{O}$ ， $2\text{HA} + \text{C}^{3-} = 2\text{A}^- + \text{H}_2\text{C}^-$ 。10. (1) pH=1.7；(2) Mr=23；(3) 变红色、变无色、变红色。11. (1) 1；(2) 0.1；(3)  $10^{a+b-14}$ ，>。

1、 常温下，将  $\text{pH} = 8$  的  $\text{NaOH}$  与  $\text{pH} = 10$  的  $\text{NaOH}$  溶液等体积混合后，溶液中氢离子浓度最接近

- A.  $\frac{1}{2}(1 \times 10^{-8} + 1 \times 10^{-10}) \text{ mol/L}$       B.  $(1 \times 10^{-8} + 1 \times 10^{-10}) \text{ mol/L}$   
C.  $(1 \times 10^{-14} - 5 \times 10^{-5}) \text{ mol/L}$       D.  $2 \times 10^{-10} \text{ mol/L}$

2、  $\text{pH} = 5$  的强酸与  $\text{pH} = 11$  的强碱溶液混合至  $\text{pH} = 7$ ，求酸碱的体积比？

3、  $\text{pH} = 13$  的强碱溶液与  $\text{pH} = 2$  的强酸溶液混合，所得溶液的  $\text{pH} = 11$ ，则强碱与强酸的体积比是 A、11:1 B、9:1 C、1:11 D、1:9

4、 下列叙述中，正确的是（ ）。

A、 中和 10 mL  $0.1 \text{ mol/L}$  醋酸与中和 100 mL  $0.01 \text{ mol/L}$  的醋酸所需同种碱溶液的量相同

B、 中和 10 mL  $\text{pH} = 1$  醋酸与中和 100 mL  $\text{pH} = 2$  的醋酸所需同种碱溶液的量相同

5、 在 25℃ 时，有  $\text{pH}$  为  $a$  的盐酸和  $\text{pH}$  为  $b$  的  $\text{NaOH}$  溶液等体积混合。

(1) 若  $a+b=14$ ，则溶液呈 \_\_\_\_ 性 (2) 若  $a+b=13$ ，则溶液呈 \_\_\_\_ 性

(3) 若  $a+b > 14$ ，则溶液呈 \_\_\_\_ 性

6、 25℃ 时，10 体积的某强酸溶液与 1 体积的某强碱溶液混合后溶液呈中性，则混合之前，该强酸的  $\text{pH}$  与强碱的  $\text{pH}$  之间应满足的关系是什么？

### 第三节 盐类的水解

#### 第一课时

知识目标：1、使学生理解盐类水解的本质及盐类水解对溶液酸、碱性的影响及变化规律。

2、盐类水解的离子方程式与化学方程式。

能力目标：1、培养学生分析问题的能力，使学生学会透过现象看本质。

2、培养学生归纳思维能力和逻辑推理能力。

3、培养学生的实验技能，对学生进行科学态度和科学方法教育。

美育目标：通过对盐类水解规律的总结，体会自然万物变化的丰富多彩。

教学重点：盐类水解的本质，理解强酸弱碱盐和强碱弱酸盐的水解的规律。

教学难点：盐类水解方程式的书写和分析。

教学方法：启发式实验引导法

教学过程：

复习提问：当溶液中， $c(\text{H}^+) = c(\text{OH}^-)$  中性，常温下， $\text{pH} = 7$

$c(\text{H}^+) < c(\text{OH}^-)$  碱性，常温下， $\text{pH} > 7$

$c(\text{H}^+) > c(\text{OH}^-)$  酸性，常温下， $\text{pH} < 7$

酸的溶液显酸性，碱的溶液显碱性，那么酸与碱反应生成的盐，溶液显什么性？

讲解：同学们，实验是我们探求未知问题的好方法，下面我们做一个实验来看看，将盐溶于水后，溶液的酸碱性到底如何呢？

实验： 取少量  $\text{CH}_3\text{COONa}$  溶于水，滴加几滴酚酞试剂，观察颜色变化。

取少量  $\text{NH}_4\text{Cl}$  溶于水，滴加几滴紫色石蕊试剂，观察颜色变化。

取少量  $\text{NaCl}$ ，溶于水，找一名同学测一下  $\text{pH}$  值。

注：对于 可以做一个对比，清水中加几滴紫色石蕊试剂，进行比较。

结论：  $\text{CH}_3\text{COONa}$  碱性  $\text{NH}_4\text{Cl}$  酸性  $\text{NaCl}$  中性

学生实验：用  $\text{PH}$  试纸检验  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ 、 $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ 、 $\text{KNO}_3$  溶液的酸碱性。

讨论：由上述实验结果分析，盐溶液的酸碱性与其生成该盐的酸和碱的强弱有什么关系？

小结：盐的组成与盐溶液酸碱性的关系：

强碱弱酸盐的水溶液 显碱性

强酸弱碱盐的水溶液 显酸性

强酸强碱盐的水溶液 显中性

讲述：下面我们分别来研究不同类盐的水溶液酸碱性不同的原因。

同学活动：请同学们讨论一下第一个问题，为什么  $\text{CH}_3\text{COONa}$  水溶液呈碱性呢？醋酸钠、氯化钠都是盐，是强电解质，他们溶于水完全电离成离子，电离出的离子中既没有氢离子，也没有氢氧根离子，而纯水中  $[\text{H}^+] = [\text{OH}^-]$ ，显中性。而实际上醋酸钠显碱性，即  $[\text{H}^+] < [\text{OH}^-]$ ，氯化铵溶液显酸性，即  $[\text{H}^+] > [\text{OH}^-]$

板书：一、盐类的水解：

讲解： $\text{CH}_3\text{COONa}$  溶于水之后，完全电离。（因为  $\text{CH}_3\text{COONa}$  是强电解质。）

板书： $\text{CH}_3\text{COONa} \rightarrow \text{CH}_3\text{COO}^- + \text{Na}^+ \dots\dots$

引导：把  $\text{CH}_3\text{COONa}$  溶于水之后，溶液中存在哪些电离平衡？

板书： $\text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{OH}^- \dots\dots$

讲解：我们知道， $\text{CH}_3\text{COOH}$  是一种弱酸，在溶液中部分电离，溶液中既然存在  $\text{CH}_3\text{COO}^-$  和  $\text{H}^+$ ，根据，可逆反应，反应物和生成物同时共存，那么就一定有  $\text{CH}_3\text{COOH}$ 。

板书： $\text{CH}_3\text{COO}^- + \text{H}^+ \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{COOH} \dots\dots$

讲解：把 式联立，可得到

板书：水解方程式：

$\text{CH}_3\text{COONa} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{COOH} + \text{NaOH}$

讲解：这说明  $\text{CH}_3\text{COONa}$  溶于水后，反应有  $\text{NaOH}$  生成，所以溶液显碱性。



学生活动：把上述化学方程式改写成离子方程式。

板书： $\text{CH}_3\text{COO}^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{COOH} + \text{OH}^-$

说明：盐类水解方程式书写注意点

1、盐类水解是可逆反应，写方程式要用  $\rightleftharpoons$

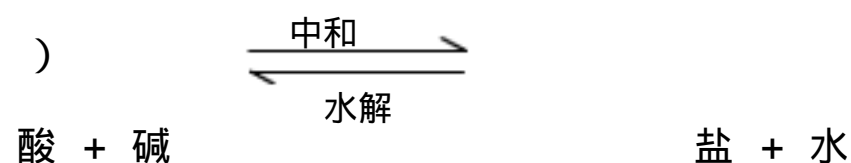
2、一般盐类水解程度很小，生成的弱酸或弱碱浓度很小，通常生成气体或沉淀也不发生水解，书写时产物不用 和 。

3、多元弱酸生成的盐水解时，生成弱酸过程应分步表示，以第一步为主。

讲解：随着  $\text{CH}_3\text{COONa}$  的加入，对水的电离有什么影响呢？促进了水的电离，可以看作是使水分解了。醋酸钠与水反应的实质是：醋酸钠电离出的醋酸根离子和水电离出的氢离子结合生成弱电解质醋酸的过程。

板书：1、盐类水解定义：

在溶液中盐电离出来的离子跟水所电离出来的  $\text{H}^+$  或  $\text{OH}^-$  结合生成弱电解质的反应，叫做盐类的水解。（在溶液中由盐电离出的弱酸的阴离子或弱碱的阳离子跟水电离出的氢离子或氢氧根离子结合生成弱电解质弱酸或弱碱，破坏了水的电离平衡，使其平衡向右移动，引起氢离子或氢氧根离子浓度的变化。）



板书：2、盐类水解的本质：

弱酸的阴离子和弱碱的阳离子和水电离出的  $\text{H}^+$  或  $\text{OH}^-$  离子结合生成弱电解质，促进了水的电离。

说明：1、只有弱酸的阴离子或弱碱的阳离子才能与  $\text{H}^+$  或  $\text{OH}^-$  结合生成弱电解质。

2、盐类水解使水的电离平衡发生了移动，并使溶液呈酸性或碱性。

3、盐类水解反应是酸碱中和反应的逆反应。

练习：试分析  $\text{NH}_4\text{Cl}$  水解呈酸性的原因

讲解： $\text{CH}_3\text{COONa}$  可以看作是弱酸  $\text{CH}_3\text{COOH}$  和强碱  $\text{NaOH}$  生成的盐，这种盐叫做强碱弱酸盐。

板书：二、盐类水解的类型

1、强碱弱酸盐水解（ $\text{CH}_3\text{COONa}$ ） $\text{CO}_3^{2-}$ 、 $\text{PO}_4^{3-}$ 、 $\text{S}^{2-}$ 、 $\text{SO}_3^{2-}$ 、 $\text{ClO}^-$ 、 $\text{F}^-$

讲解：由强碱和弱酸反应生成的盐，称为强碱弱酸盐，含有以上弱酸根的盐，常会发生水解。

讨论：分析  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  的水解过程，写出有关反应的离子方程式。

板书： $\text{Na}_2\text{CO}_3$  的水解

第一步： $\text{CO}_3^{2-} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{HCO}_3^- + \text{OH}^-$  （主要）

第二步： $\text{HCO}_3^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_2\text{CO}_3 + \text{OH}^-$  （次要）



分析：对于多元弱酸来说，水解要分步写。

提问：该水解反应能放出 CO<sub>2</sub> 吗？不能，因为这样的水解程度都很小。

练习：写出 K<sub>2</sub>S 水解的化学方程式和离子方程式。

过渡：下面请同学们讨论一下第二个问题。为什么 NH<sub>4</sub>Cl 水溶液呈酸性？

学生活动：找一名同学回答，并到黑板上写出分析过程。

总结：NH<sub>4</sub>Cl 可以看作是强酸 HCl 和弱碱 NH<sub>3</sub>·H<sub>2</sub>O 反应生成的盐，我们把这种盐叫做强酸弱碱盐。

类似这样的盐还有 Al<sub>2</sub>(SO<sub>4</sub>)<sub>3</sub>、FeCl<sub>3</sub>、CuSO<sub>4</sub> 等。

板书：2、强酸弱碱盐 ( NH<sub>4</sub>Cl ) Al<sup>3+</sup>,Fe<sup>3+</sup>,Cu<sup>2+</sup>

练习：写出 Al<sub>2</sub>(SO<sub>4</sub>)<sub>3</sub> 水解的离子方程式。



Cu ( NO<sub>3</sub> )<sub>2</sub>   Al<sub>2</sub> ( SO<sub>4</sub> )<sub>3</sub>   ( NH<sub>4</sub> )<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>   AgNO<sub>3</sub>

讨论：以 NaCl 为例，说明强碱强酸盐能否水解。

小结：由于 NaCl 电离出的 Na<sup>+</sup>和 Cl<sup>-</sup>都不能与水电离出来的 H<sup>+</sup> 或 OH<sup>-</sup>结合生成弱电解质，所以强碱强酸盐不能水解，不会破坏水的电离平衡，因此其溶液显中性。

板书：3、强酸强碱盐、难溶于水的盐不水解

板书：4、弱酸弱碱盐 ( NH<sub>4</sub>Ac )

由于一水合氨和醋酸的电离度相近，因此铵离子、醋酸根离子水解程度相近，从二溶液显中性。

板书：5、混合盐溶液（酸式盐溶液）

过渡：那么，我们在书写水解离子方程式时，要注意哪些问题？

讨论：请大家根据我们刚才书写水解方程式的方法，说说书写时，要注意哪些问题？

练习：FeCl<sub>3</sub>、NaHCO<sub>3</sub> 水解的离子方程式及化学方程式。

投影总结：各类盐水解的比较。

盐类	实例	能否水解	引起水解的离子	对水的电离平衡的影响	溶液的酸碱性
强碱弱酸盐	CH <sub>3</sub> COONa	能	弱酸阴离子	促进水电离	碱性
强酸弱碱盐	NH <sub>4</sub> Cl	能	弱碱阳离子	促进水电离	酸性
强碱强酸盐	NaCl	不能	无	无	中性

板书：三、影响水解的因素：

内因：盐类本身的性质      这是影响盐类水解的内在因素。      组成盐的酸或碱越弱，      盐的水解程度越大，  
 其盐溶液的酸性或碱性就越强。      无弱不水解，有弱即水解，越弱越水解，谁强显谁性

外因： 1、温度      由于盐的水解作用是中和反应的逆反应，所以盐的水解是吸热反应，温度升高，水  
 解程度增大。

2、浓度      溶液浓度越小，实际上是增加了水的量，可使平衡相正反应方向移动，使盐的水解程度增  
 大。（最好用勒沙特例原理中浓度同时减小的原理来解释）

3、溶液的酸碱性      盐类水解后，溶液会呈现不同的酸碱性。因此，控制溶液的酸碱性可以促进或  
 抑制盐的水解。如在配制      FeCl<sub>3</sub> 溶液时常加入少量盐酸来抑制      FeCl<sub>3</sub> 水解。

盐的离子与水中的氢离子或氢氧根离子结合的能力的大小，组成盐的酸或碱的越弱，盐的水解程度  
 越大。

过渡：水解反应有什么应用呢？

引入：大家知道泡沫灭火器的灭火原理吗？它就是利用      Al<sub>2</sub>(SO<sub>4</sub>)<sub>3</sub> 和 NaHCO<sub>3</sub> 溶液反应，产生二氧化  
 碳来灭火的。那么      Al<sub>2</sub>(SO<sub>4</sub>)<sub>3</sub> 和 NaHCO<sub>3</sub> 是怎么反应？

讨论： Al<sup>3+</sup> 和 HCO<sub>3</sub><sup>-</sup> 在水溶液中能大量共存吗？

分析： Al<sup>3+</sup> 易结合水电离出的      OH<sup>-</sup>，HCO<sub>3</sub><sup>-</sup> 易结合水电离出的      H<sup>+</sup>，两者在水溶液中会发生强烈的双水  
 解，反应进行得很彻底。      Al<sup>3+</sup> + 3HCO<sub>3</sub><sup>-</sup> = Al(OH)<sub>3</sub> + 3CO<sub>2</sub> 反应前有水参加，反应后又有水生成      )

讲述：在我们的生活中，有时也会碰到一些问题或观察到一些现象，你有没有想过要去分析它，找  
 出其中的原因呢？比如，      有一次我在实验室配制      FeCl<sub>3</sub> 溶液时，      放置一段时间后溶液竟然变浑浊，      大  
 家能解释一下是什么原因？（      FeCl<sub>3</sub> 发生了水解，生成了      Fe(OH)<sub>3</sub>,使溶液变浑浊了。）

设疑：那么怎么配制      FeCl<sub>3</sub> 溶液？怎么防止它的水解？

（ Fe<sup>3+</sup> + 3H<sub>2</sub>O  $\rightleftharpoons$  Fe(OH)<sub>3</sub> + 3H<sup>+</sup> ,往配制的溶液中加入少量稀盐酸      ,使平衡向逆进行，可以防止  
 FeCl<sub>3</sub> 的水解）

思考：怎么配制      FeCl<sub>2</sub> 溶液？ K<sub>2</sub>CO<sub>3</sub> 和 NH<sub>4</sub>Cl 这两种肥料能混合使用？混合使用的效果好吗？

板书：四、水解的应用

水解的应用	实例	原理
1、净水	明矾净水	Al <sup>3+</sup> + 3H <sub>2</sub> O $\rightleftharpoons$ Al(OH) <sub>3</sub> (胶体) + 3H <sup>+</sup>
2、去油污	用热碱水洗油污物品	CO <sub>3</sub> <sup>2-</sup> + H <sub>2</sub> O $\rightleftharpoons$ HCO <sub>3</sub> <sup>-</sup> + OH <sup>-</sup>

3、药品的保存	配制 $\text{FeCl}_3$ 溶液时常加入少量盐酸	$\text{Fe}^{3+} + 3\text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{Fe}(\text{OH})_3 + 3\text{H}^+$
	配制 $\text{Na}_2\text{CO}_3$ 溶液时常加入少量 $\text{NaOH}$	$\text{CO}_3^{2-} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{HCO}_3^- + \text{OH}^-$
4、制备无水盐	由 $\text{MgCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ 制无水 $\text{MgCl}_2$ 在 $\text{HCl}$ 气流中加热	若不然，则： $\text{MgCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{Mg}(\text{OH})_2 + 2\text{HCl} + 4\text{H}_2\text{O}$ $\text{Mg}(\text{OH})_2 \rightleftharpoons \text{MgO} + \text{H}_2\text{O}$
5、泡沫灭火器	用 $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ 与 $\text{NaHCO}_3$ 溶液混合	$\text{Al}^{3+} + 3\text{HCO}_3^- = \text{Al}(\text{OH})_3 + 3\text{CO}_2$
6、比较盐溶液中离子浓度的大小	比较 $\text{NH}_4\text{Cl}$ 溶液中离子浓度的大小	$\text{NH}_4^+ + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O} + \text{H}^+$ $c(\text{Cl}^-) > c(\text{NH}_4^+) > c(\text{H}^+) > c(\text{OH}^-)$

1、离子共存： $\text{Al}^{3+}$  和  $\text{HCO}_3^-$  说明双水解反应能进行到底。

2、溶液配置： $\text{FeCl}_3$  的配制

3、化肥的使用  $\text{K}_2\text{CO}_3$  和  $\text{NH}_4\text{Cl}$  等

例：判断溶液的 pH 值：1、强酸弱碱盐、强碱弱酸盐等。

2、如何对比  $\text{NaX}$ 、 $\text{NaY}$ 、 $\text{NaZ}$  的碱性。已知：酸性  $\text{HX} \gg \text{HY} \gg \text{HZ}$

3、如何对比碳酸钠、碳酸氢钠的碱性。

4、氯化铝、偏铝酸钠、氯化铁分别蒸干灼烧后的产物是什么？

与盐类水解有关的应用：

1、明矾的净水作用 2、热碳酸钠溶液的洗涤力强 3、制备氢氧化铁胶体

4、氯化铵溶液中加入镁粉产生氢气 5、蒸发氯化铁溶液，不能得到纯氯化铁

6、焊接时可用氯化锌、氯化铵溶液除锈 7、配制氯化铁溶液时需加少量盐酸

8、泡沫灭火器的反应原理 9、比较盐溶液的 PH 值大小

判断溶液中离子浓度大小

例如：相同物质的量浓度、相同体积的醋酸和氢氧化钠中和，所得溶液中离子浓度由大到小的顺序

是：1、判断离子是否共存 2、酸式盐溶液酸碱性的判断

某些肥料不宜混合使用。（如：草木灰、碳酸铵、重钙等）

练习：

1、判断下列盐溶液的酸碱性，若该盐能水解，写出其水解反应的离子方程式。

( 1 ) KF      ( 2 )  $\text{NH}_4\text{NO}_3$       ( 3 )  $\text{Na}_2\text{SO}_4$       ( 4 )  $\text{CuSO}_4$

例 1、浓度为 0.1mol/L 的八种溶液： $\text{HNO}_3$        $\text{H}_2\text{SO}_4$        $\text{CH}_3\text{COOH}$        $\text{Ba}(\text{OH})_2$        $\text{NaOH}$   
 $\text{CH}_3\text{COONa}$        $\text{KCl}$        $\text{NH}_4\text{Cl}$ ，其 pH 值由小到大的顺序为（                      ）。

分析：以上八种溶液浓度相同，所以可按下列顺序进行排列：多元强酸、一元强酸、一元弱酸、水解后显酸性的盐溶液，水解后显中性的盐溶液或不水解的正盐溶液、水解后显碱性的盐溶液、一元弱碱、一元强碱、多元强碱。

例 2、室温下 pH=9 的 NaOH 溶液和 pH=9 的  $\text{CH}_3\text{COONa}$  溶液中，设由水电离产生的  $\text{OH}^-$  的物质的量溶液分别为  $A\text{mol/L}$  和  $B\text{mol/L}$ ，则 A 和 B 的关系为 (  $A:B=10^{-4}:1$  )。

例 3、25℃，pH = 2 的酸 ( HA ) 溶液和 pH = 12 的碱 ( BOH ) 溶液等体积混和，混合溶液 pH = 5。

( 1 ) 混合溶液中 A<sup>-</sup> 离子一定发生水解反应。

(2) 在(1)中所指离子水解的离子方程式是\_\_\_\_\_。

例 4、在硫化钠水溶液中存在着多种离子和分子，下列关系式正确的是 ( B、D )

A、  $c(\text{OH}^-) = c(\text{HS}^-) + c(\text{H}^+) + c(\text{H}_2\text{S})$       B、  $c(\text{OH}^-) = c(\text{HS}^-) + c(\text{H}^+) + 2c(\text{H}_2\text{S})$   
C、  $c(\text{Na}^+) = c(\text{S}^{2-}) + c(\text{HS}^-) + c(\text{H}_2\text{S})$       D、  $c(\text{Na}^+) = 2c(\text{S}^{2-}) + 2c(\text{HS}^-) + 2c(\text{H}_2\text{S})$

例 5、把  $\text{AlCl}_3$  溶液蒸干灼烧，最后得到的主要固体产物是  $\text{Al}_2\text{O}_3$ ；          ，为什么？用化学方程式和必要的文字说明。

例 6、在  $0.1 \text{ mol/L}$   $\text{NaHCO}_3$  溶液中，下列关系中不正确的是 ( A )

A.  $c(\text{Na}^+) = c(\text{HCO}_3^-) + c(\text{OH}^-)$       B.  $c(\text{Na}^+) = c(\text{HCO}_3^-) + c(\text{H}_2\text{CO}_3) + c(\text{CO}_3^{2-})$   
C.  $c(\text{OH}^-) = c(\text{H}^+) + c(\text{H}_2\text{CO}_3)$       D.  $c(\text{Na}^+) + c(\text{H}^+) = c(\text{HCO}_3^-) + c(\text{OH}^-) + 2c(\text{CO}_3^{2-})$

例 7、为了除去  $\text{MgCl}_2$  酸性溶液中的  $\text{Fe}^{3+}$ ，可在加热、搅拌的条件下加入一种试剂，过滤后再加入适量盐酸，这种试剂是（ D ）

A.  $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$       B.  $\text{NaOH}$       C.  $\text{Na}_2\text{CO}_3$       D.  $\text{MgCO}_3$

## 练习

一、选择题：（每题有 1-2 个正确答案）

1、下列各物质投入水中，因促进水的电离而使溶液呈酸性的是（ ）

A、 $\text{NaHSO}_4$                       B、 $\text{Na}_3\text{PO}_4$                       C、 $\text{CH}_3\text{COOH}$                       D、 $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$

2、物质的量浓度相同的三种盐  $\text{NaX}$ 、 $\text{NaY}$  和  $\text{NaZ}$  的溶液，其 pH 值依次为 8、9、10，则  $\text{HX}$ 、 $\text{HY}$ 、 $\text{HZ}$  的酸性由强到弱的顺序是（ ）

- A、HX、HY、HZ      B、HZ、HY、HX      C、HX、HZ、HY      D、HY、HZ、HX
- 3、将滴有甲基橙的醋酸钠饱和溶液加热，溶液的颜色是（      ）
- A、黄色不变      B、黄色变橙色      C、黄色变红色      D、橙色不变
- 4、下列关于盐类水解的叙述中，错误的是（      ）
- A、盐类水解是中和反应的逆反应      B、盐类水解过程是吸热过程
- C、含有弱酸根盐的水溶液一定显碱性
- D、盐溶液的酸碱性主要决定于形成盐的酸和碱的相对强弱
- 5、下列各组离子中能在溶液中大量共存，且溶液呈碱性透明的是（      ）
- A、 $\text{Na}^+$ 、 $\text{OH}^-$ 、 $\text{H}_2\text{PO}_4^-$ 、 $\text{NO}_3^-$       B、 $\text{AlO}_2^-$ 、 $\text{K}^+$ 、 $\text{CO}_3^{2-}$ 、 $\text{Na}^+$
- C、 $\text{Al}^{3+}$ 、 $\text{Cl}^-$ 、 $\text{AlO}_2^-$ 、 $\text{Na}^+$       D、 $\text{Fe}^{2+}$ 、 $\text{K}^+$ 、 $\text{H}^+$ 、 $\text{NO}_3^-$
- 6、用物质的量都是 0.1mol 的  $\text{CH}_3\text{COOH}$  和  $\text{CH}_3\text{COONa}$  配制成 1L 混合溶液，已知其中  $c(\text{CH}_3\text{COO}^-)$  大于  $c(\text{Na}^+)$ 。对该混合溶液的下列判断正确的是（      ）
- A、 $c(\text{H}^+) > c(\text{OH}^-)$       B、 $c(\text{CH}_3\text{COOH}) + c(\text{CH}_3\text{COO}^-) = 0.2\text{mol/L}$
- C、 $c(\text{CH}_3\text{COOH}) > c(\text{CH}_3\text{COO}^-)$       D、 $c(\text{CH}_3\text{COO}^-) + c(\text{OH}^-) = 0.2\text{mol/L}$
- 7、100mL pH=11 的氨水与 100mL pH=3 的盐酸相混合，所得的混合液（      ）
- A、显碱性      B、显酸性      C、显中性      D、不能确定其酸碱性
- 8、物质的量浓度相同的下列溶液： $\text{Na}_2\text{CO}_3$        $\text{NaHCO}_3$        $\text{H}_2\text{CO}_3$        $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$   
 $\text{NH}_4\text{HCO}_3$ ，按  $c(\text{CO}_3^{2-})$  由小到大排列顺序正确的是（      ）
- A、 $< < < <$       B、 $< < < <$
- C、 $< < < <$       D、 $< < < <$
- 9、为了使  $\text{Na}_2\text{S}$  溶液中  $c(\text{Na}^+)/c(\text{S}^{2-})$  的比值变小，可加入的物质是（      ）
- A、适量盐酸      B、适量  $\text{NaOH}$       C、适量  $\text{KOH}$       D、适量  $\text{KHS}$
- 10、将 0.1mol 下列物质置于 1L 水中充分搅拌后，溶液中阴离子数最多的是（      ）
- A、 $\text{KCl}$       B、 $\text{Mg}(\text{OH})_2$       C、 $\text{Na}_2\text{CO}_3$       D、 $\text{MgSO}_4$

## 二、填空题：

11、写出下列盐溶液水解的离子方程。

(1)  $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$ ：\_\_\_\_\_；

(2)  $\text{AlCl}_3$ ：\_\_\_\_\_；

(3)  $\text{KF}$ ：\_\_\_\_\_；

(4)  $\text{Na}_3\text{PO}_4$ ：\_\_\_\_\_；

12、现有  $\text{S}^{2-}$ 、 $\text{SO}_3^{2-}$ 、 $\text{NH}_4^+$ 、 $\text{Al}^{3+}$ 、 $\text{HPO}_4^{2-}$ 、 $\text{Na}^+$ 、 $\text{SO}_4^{2-}$ 、 $\text{AlO}_2^-$ 、 $\text{Fe}^{3+}$ 、 $\text{HCO}_3^-$ 、 $\text{Cl}^-$  等离子，请按要求填空：

(1) 在水溶液中，该离子水解呈碱性的是 \_\_\_\_\_。

(2) 在水溶液中，该离子水解呈酸性的是 \_\_\_\_\_。

(3) 既能在酸性较强的溶液里大量存在，又能在碱性较强的溶液里大量存在的离子有 \_\_\_\_\_。

(4) 既不能在酸性较强的溶液里大量存在，又不能在碱性较强的溶液里大量存在的离子有 \_\_\_\_\_。

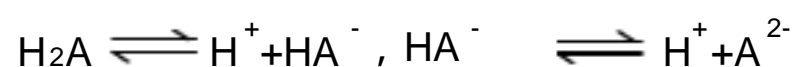
13、泡沫灭火剂的原理是 \_\_\_\_\_ (写离子方程式)，其中小苏打溶液放在筒， $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$  溶液放在 \_\_\_\_\_ 筒，原因是 \_\_\_\_\_。

14、实验室配制  $\text{FeSO}_4$  溶液，溶解时先要加入少量的稀硫酸，其原因是 \_\_\_\_\_；配制完毕后要加入少量铁屑，其目的是 \_\_\_\_\_。

15、把  $\text{AlCl}_3$  溶液蒸干灼烧，最后得到的主要固体产物是 \_\_\_\_\_，为什么？(用化学方程式和必要的文字说明) \_\_\_\_\_。

16、25℃ 时将 0.01mol 的  $\text{CH}_3\text{COONa}$  和 0.002mol 的  $\text{HCl}$  溶于水中形成混合溶液，请将溶液中存在的各种离子、分子按数目多少的顺序排列 \_\_\_\_\_；混合溶液中  $\text{CH}_3\text{COO}^-$  和  $\text{OH}^-$  两种微粒的物质的量之和比  $\text{H}^+$  多 \_\_\_\_\_ mol。

17、某二元弱酸(简称为  $\text{H}_2\text{A}$ ) 溶液，按下式发生一级或二级电离：



已知相同浓度时的电离度  $2(\text{H}_2\text{A}) > 2(\text{HA}^-)$ ，设有下列四种溶液：

A、0.01mol/L 的  $\text{H}_2\text{A}$  溶液      B、0.01mol/L 的  $\text{NaHA}$  溶液

C、0.02mol/L 的  $\text{HCl}$  与 0.04mol/L 的  $\text{NaHA}$  溶液等体积混合液

D、0.02mol/L 的  $\text{NaOH}$  与 0.02mol/L 的  $\text{NaHA}$  溶液等体积混合

据此，填写下列空白(填代号)：

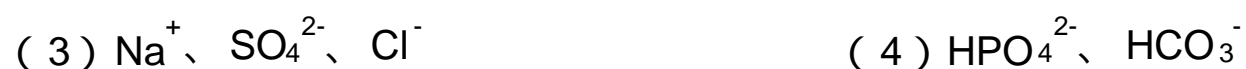
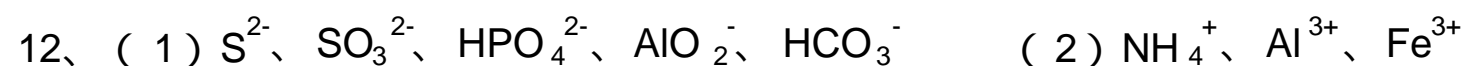
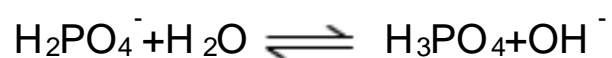
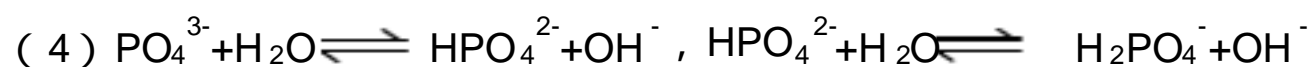
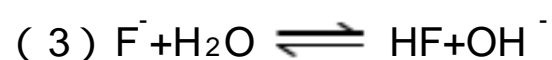
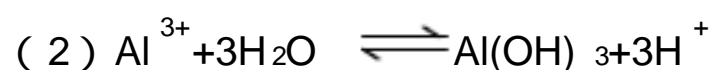
(1)  $c(\text{H}^+)$  最大的是 \_\_\_\_\_，最小的是 \_\_\_\_\_。

(2)  $c(\text{H}_2\text{A})$  最大的是 \_\_\_\_\_，最小的是 \_\_\_\_\_。

(3)  $c(\text{A}^{2-})$  最大的是 \_\_\_\_\_，最小的是 \_\_\_\_\_。

参考答案

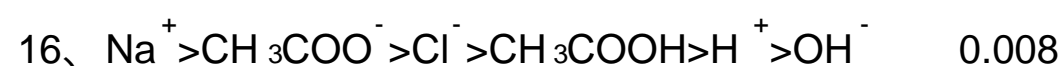
- 一、 1、 D      2、 A      3、 A      4、 C      5、 B  
6、 A、 B      7、 A      8、 B      9、 C、 D      10、 C



13、 $\text{Al}^{3+} + 3\text{HCO}_3^- = \text{Al}(\text{OH})_3 + 3\text{CO}_2$  外 内 因为  $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$  水解而致使溶液呈酸性，若放在铁制外筒中，会反应生成  $\text{H}_2$ 。

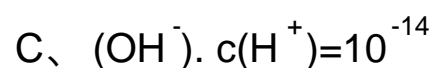
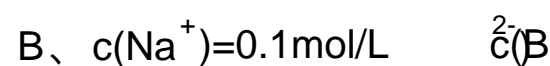
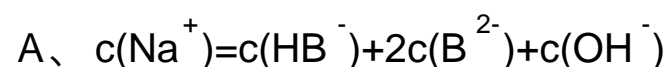
14、为了抑制  $\text{Fe}^{2+}$  的水解 防止  $\text{Fe}^{2+}$  被空气中的氧气氧化成  $\text{Fe}^{3+}$

15、 $\text{Al}_2\text{O}_3$  因为  $\text{AlCl}_3$  是挥发性酸所形成的铝盐，加热促进  $\text{AlCl}_3$  水解，以致完全得到  $\text{Al}(\text{OH})_3$ ， $\text{HCl}$  则挥发掉： $\text{AlCl}_3 + 3\text{H}_2\text{O} \xrightarrow{\Delta} \text{Al}(\text{OH})_3 + 3\text{HCl}$ ，高温下，可使  $\text{Al}(\text{OH})_3$  分解， $2\text{Al}(\text{OH})_3 \xrightarrow{\Delta} \text{Al}_2\text{O}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$ ，固体产物为  $\text{Al}_2\text{O}_3$ 。



1、温度下 0.1mol/L 的  $\text{NaHB}$  (强电解质)

溶液中  $c(\text{H}^+) > c(\text{OH}^-)$ ，则下列关系一定正确的是



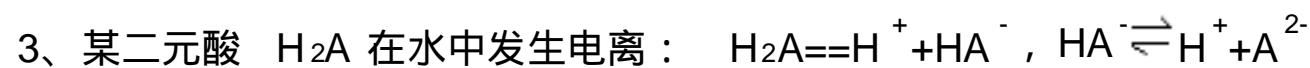
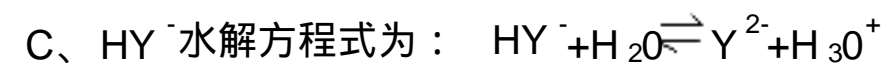
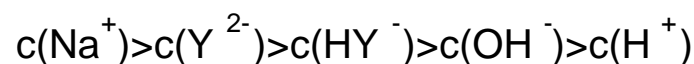
D、溶液的  $\text{pH} = 1$

2、某酸的酸式盐  $\text{NaHY}$  在水溶液中， $\text{HY}^-$  的电离程度

小于  $\text{HY}^-$  的水解程度。有关叙述中正确的是



B、在该盐溶液中，离子浓度为：



下列叙述不正确的是



B、在  $\text{Na}_2\text{A}$  溶液中  $c(\text{Na}^+) > c(\text{A}^{2-}) > c(\text{OH}^-) > c(\text{H}^+)$

C、在  $\text{NaHA}$  溶液中  $c(\text{Na}^+) + c(\text{H}^+) = c(\text{HA}^-) + 2c(\text{A}^{2-}) + c(\text{OH}^-)$

D、在  $\text{H}_2\text{A}$  溶液中  $c(\text{H}^+) = c(\text{HA}^-) + 2c(\text{A}^{2-}) + c(\text{OH}^-)$

### 第三节 沉淀溶解平衡

#### 一、学习点拨

##### 1. 目标要求

- (1) 了解难溶电解质在水中的溶解情况。
- (2) 理解难溶电解质在水中的沉淀溶解平衡特点，正确理解和掌握溶度积  $K_{\text{SP}}$  的概念。
- (3) 掌握运用浓度商和平衡常数来分析沉淀的溶解、生成和沉淀的转化。
- (4) 掌握简单的利用  $K_{\text{SP}}$  的表达式，计算溶液中相关离子的浓度。

##### 2. 知识要点

- (1) 难溶电解质在水中的沉淀溶解平衡特点，运用溶度积  $K_{\text{SP}}$  简单计算溶液中相关离子的浓度
- (2) 运用浓度商和平衡常数来分析沉淀的溶解、生成和沉淀的转化。

##### 3. 学习方法

难溶电解质在水中也会建立一种动态平衡，这种动态平衡和化学平衡、电离平衡一样合乎平衡的基本特征、满足平衡的变化基本规律。难溶电解质溶解程度大小可以用沉淀溶解平衡常数——溶度积  $K_{\text{SP}}$  来进行判断，因此我们就可以运用溶度积  $K_{\text{SP}}$  计算溶液中相关离子的浓度。对难溶电解质的溶解平衡常数的正确的理解，一方面要运用前面的影响化学平衡、电离平衡的因素知识进行牵移和类比以达到强化和内化的目标；另一方面要用溶度积  $K_{\text{SP}}$  知识来分析沉淀的溶解、生成和沉淀的转化。本节内容的核心知识点就是溶度积  $K_{\text{SP}}$

#### 二、学习训练材料

##### 第一课时

##### [知识技能]

- 1. 一些电解质如  $\text{BaSO}_4$  在水中只能溶解很少、可以说是难以溶解，所以称为\_\_\_\_\_。尽管这些电解质难以溶解于水中，但在水中也会建立一种\_\_\_\_\_。
- 2. 难溶电解质在水中的沉淀溶解平衡和化学平衡、电离平衡一样，合乎平衡的基本特征、满足平衡的变化基本规律，其基本特征为：(1) \_\_\_\_\_ (2) \_\_\_\_\_  
(3) \_\_\_\_\_ (4) \_\_\_\_\_
- 3. 难溶电解质在水中存在沉淀溶解平衡，其平衡常数称为 \_\_\_\_\_，简称 \_\_\_\_\_



\_\_\_。请写出  $\text{PbI}_2$   $\text{Cu}(\text{OH})_2$   $\text{BaSO}_4$   $\text{CaCO}_3$   $\text{Al}(\text{OH})_3$   $\text{CuS}$  的沉淀溶解平衡与溶度积  $K_{\text{SP}}$  表达式

4. 溶度积  $K_{\text{SP}}$  反映了难溶电解质在水中的 \_\_\_\_\_,  $K_{\text{SP}}$  的大小和溶质的溶解度不同, 它只与 \_\_\_\_\_ 有关, 与 \_\_\_\_\_ 无关。利用溶度积  $K_{\text{SP}}$  可以判断 \_\_\_\_\_、\_\_\_\_\_ 以及 \_\_\_\_\_。

5. 沉淀的转化是 \_\_\_\_\_ 的过程, 其实质是 \_\_\_\_\_。

当  $Q_c$  大于  $K_{\text{sp}}$  时, 情况为: \_\_\_\_\_

当  $Q_c$  等于  $K_{\text{sp}}$  时, 情况为: \_\_\_\_\_

当  $Q_c$  小于  $K_{\text{sp}}$  时, 情况为: \_\_\_\_\_

6. 将  $\text{AgNO}_3$  溶液依次加入氯化钠溶液、溴化钠溶液、碘化钾溶液中都会出现不同颜色的沉淀, 沉淀的颜色变化是 \_\_\_\_\_。出现这种颜色变化的原因是: \_\_\_\_\_

7. 将足量  $\text{BaCO}_3$  分别加入: 30mL 水 10mL 0.2mol/L  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  溶液 50mL 0.01mol/L 氯化钡溶液 100mL 0.01mol/L 盐酸中溶解至溶液饱和。请确定各溶液中  $\text{Ba}^{2+}$  的浓度由大到小的顺序为: \_\_\_\_\_

8. 已知在室温时,  $\text{Cu}(\text{OH})_2$  的溶度积  $K_{\text{sp}} = 2.2 \times 10^{-20} \text{ mol}^3 \text{ L}^{-3}$ , 求室温下  $\text{Cu}(\text{OH})_2$  饱和溶液中  $\text{Cu}^{2+}$  和  $\text{OH}^-$  的物质的量浓度。

[能力方法]

1. 铝和镓的性质相似, 如  $\text{M}(\text{OH})_3$  都是难溶的两性氢氧化物。在自然界镓常以极少量分散于铝矿, 如  $\text{Al}_2\text{O}_3$  中。用  $\text{NaOH}$  溶液处理铝矿 ( $\text{Al}_2\text{O}_3$ ) 时, 生成  $\text{NaAlO}_2$ 、 $\text{NaGaO}_2$ ; 而后通入适量  $\text{CO}_2$ , 得  $\text{Al}(\text{OH})_3$  沉淀, 而  $\text{NaGaO}_2$  留在溶液中 (循环多次后成为提取镓的原料)。发生后一步反应是因为

A、镓酸酸性强于铝酸

B、铝酸酸性强于镓酸

C、镓浓度小, 所以不沉淀

D、 $\text{Al}(\text{OH})_3$  是难溶物

2. 已知碳酸钙和氢氧化钙在水中存在下列溶解平衡  $\text{Ca}(\text{OH})_2(\text{固}) \rightleftharpoons \text{Ca}^{2+} + 2\text{OH}^-$ ,  $\text{CaCO}_3(\text{固}) \rightleftharpoons \text{Ca}^{2+} + \text{CO}_3^{2-}$ 。在火力发电厂燃烧煤的废气中往往含有  $\text{SO}_2$ 、 $\text{O}_2$ 、 $\text{N}_2$ 、 $\text{CO}_2$  等, 为了除去有害

气体  $\text{SO}_2$  变废为宝，常常见粉末状的碳酸钙或熟石灰的悬浊液洗涤废气，反应产物为石膏。

(1) 写出上述两个反应的化学方程式：

$\text{SO}_2$  与  $\text{CaCO}_3$  悬浊液反应 \_\_\_\_\_

$\text{SO}_2$  与  $\text{Ca(OH)}_2$  悬浊液反应 \_\_\_\_\_

(2) 试说明用熟石灰的悬浊液而不用澄清石灰水的理由 \_\_\_\_\_

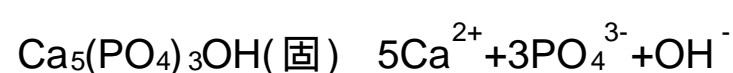
3. 以  $\text{BaS}$  为原料制备  $\text{Ba(OH)}_2 \cdot 8\text{H}_2\text{O}$  的过程是： $\text{BaS}$  与  $\text{HCl}$  反应，所得溶液在  $70 \sim 90^\circ\text{C}$  时与过量  $\text{NaOH}$  溶液作用，除杂，冷却后得到  $\text{Ba(OH)}_2 \cdot 8\text{H}_2\text{O}$  晶体。据最新报道，生产效率高、成本低的  $\text{Ba(OH)}_2 \cdot 8\text{H}_2\text{O}$  晶体的新方法是使  $\text{BaS}$  与  $\text{CuO}$  反应……

1. 新方法的反应方程式为： \_\_\_\_\_

2. 该反应反应物  $\text{CuO}$  是不溶物，为什么该反应还能进行： \_\_\_\_\_

3. 简述新方法生产效率高、成本低的原因。

4. 牙齿表面由一层硬的、组成为  $\text{Ca}_5(\text{PO}_4)_3\text{OH}$  的物质保护着，它在唾液中存在下列平衡：



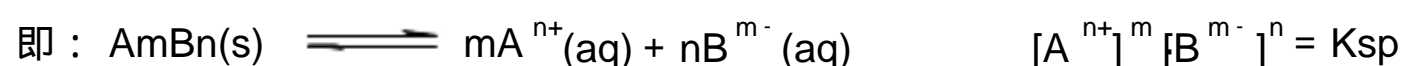
进食后，细菌和酶作用于食物，产生有机酸，这时牙齿就会受到腐蚀，其原因是 \_\_\_\_\_

\_\_\_\_\_ 已知  $\text{Ca}_5(\text{PO}_4)_3\text{F}$  (固) 的溶解度比上面的矿化产物更小，质地更坚固。主动用离子方程式表示，当牙膏中配有氟化物添加剂后能防止龋齿的原因： \_\_\_\_\_

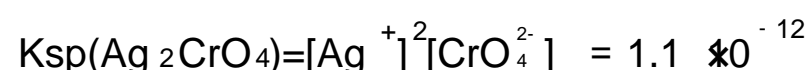
根据以上原理，请你提出一种其它促进矿化的方法： \_\_\_\_\_

#### [拓展体验]

一定温度下，难溶电解质在饱和溶液中各离子浓度幂的乘积是一个常数，这个常数称为该难溶电解质的溶度积，用符号  $K_{sp}$  表示。



已知：某温度时， $K_{sp}(\text{AgCl}) = [\text{Ag}^+][\text{Cl}^-] = 1.8 \times 10^{-10}$



试求：

(1) 此温度下  $\text{AgCl}$  饱和溶液和  $\text{Ag}_2\text{CrO}_4$  饱和溶液的物质的量浓度，并比较两者的大小。

(2) 此温度下，在  $0.010\text{mol L}^{-1}$  的  $\text{AgNO}_3$  溶液中， $\text{AgCl}$  与  $\text{Ag}_2\text{CrO}_4$  分别能达到的最大物质的

量浓度，并比较两者的大小。

[学习小结]

参考答案

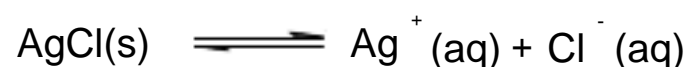
[知识技能]

1. 难溶电解质      动态平衡
2. 可逆过程      沉积和溶解速率相等      各离子浓度不变      改变温度、浓度等条件平衡移动
3. 溶度积常数      溶度积      (略)
4. 溶解能力      温度      浓度      沉淀的生成      溶解情况      沉淀溶解平衡移动方向
5. 一种难溶电解质转化为另一种难溶电解质      沉淀溶解平衡的移动      此时有沉淀析出      直至沉积与溶解达到平衡      沉积与溶解处于平衡状态      若溶液中存在难溶电解质，则难溶电解质会溶解，直至沉积与溶解达到平衡状态
6. 白    淡黄    黄色      AgCl    AgBr    AgI 的  $K_{sp}$  逐渐减小，白色 AgCl 沉淀转化成难溶的淡黄色的 AgBr，然后淡黄色的 AgBr 再转变成更难溶的黄色 AgI 沉淀。
- 7.
8. 略

[能力方法]

1. A
2. (1)  $2\text{SO}_2 + \text{O}_2 + 2\text{CaCO}_3 + 4\text{H}_2\text{O} = 2(\text{CaSO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}) + 2\text{CO}_2$  或  
 $2\text{SO}_2 + \text{O}_2 + 2\text{CaCO}_3 + 4\text{H}_2\text{O} = 2(\text{CaSO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}) + 2\text{CO}_2$   
 $2\text{SO}_2 + \text{O}_2 + 2\text{Ca}(\text{OH})_2 + 2\text{H}_2\text{O} = 2(\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O})$  或  $2\text{SO}_2 + \text{O}_2 + 2\text{Ca}(\text{OH})_2 = 2\text{CaSO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$   
(2)  $\text{Ca}(\text{OH})_2$  微溶于水，石灰水中  $\text{Ca}(\text{OH})_2$  浓度小，不利于吸收  $\text{SO}_2$
3. (1)  $\text{BaS} + \text{CuO} + 9\text{H}_2\text{O} = \text{Ba}(\text{OH})_2 \cdot 8\text{H}_2\text{O} + \text{CuS}$  [也可写  $\text{Ba}(\text{OH})_2$ ]  
(2)  $\text{CuS}$  的溶度积比  $\text{CuO}$  小得多 (更难溶)，有利于该反应正向进行。  
(3)  $\text{CuS}$  为难溶物 (未反应的  $\text{CuO}$  也不溶)，过滤后，将滤液浓缩、冷却，就可在溶液中析出  $\text{Ba}(\text{OH})_2 \cdot 8\text{H}_2\text{O}$  晶体，故生产效率高； $\text{CuS}$  在空气中焙烧氧化可得  $\text{CuO}$  与  $\text{SO}_2$ ，故  $\text{CuO}$  可反复使用 ( $\text{SO}_2$  可用于制硫的化合物)，因而成本低。
4.  $\text{H}^+ + \text{OH}^- = \text{H}_2\text{O}$ ，使平衡向脱矿方向移动       $5\text{Ca}^{2+} + 3\text{PO}_4^{3-} + \text{F}^- = \text{Ca}_5(\text{PO}_4)_3\text{F}$   
加  $\text{Ca}^{2+}$  (或加  $\text{PO}_4^{3-}$  等)

[拓展体验]



$$c(\text{AgCl}) = \sqrt{K_{\text{sp}}(\text{AgCl})} = \sqrt{1.8 \times 10^{-10}} = 1.3 \times 10^{-5} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$



$$\begin{array}{ccc} 2x & & x \\ (2x)^2 \cdot x = K_{\text{sp}} \end{array}$$

$$c(\text{Ag}_2\text{CrO}_4) = \sqrt[3]{\frac{K_{\text{sp}}(\text{Ag}_2\text{CrO}_4)}{4}} = \sqrt[3]{\frac{1.1 \times 10^{-12}}{4}} = 6.5 \times 10^{-5} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

$$c(\text{AgCl}) < c(\text{Ag}_2\text{CrO}_4)$$

在  $0.010 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \text{ AgNO}_3$  溶液中,  $c(\text{Ag}^+) = 0.010 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$

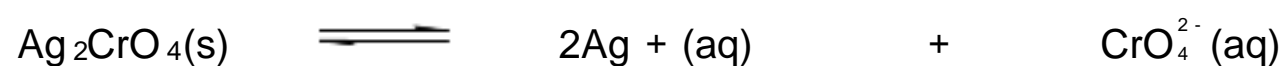


溶解平衡时:  $0.010 + x$   $x$

$$(0.010 + x) \cdot x = 1.8 \times 10^{-10} \quad x \text{ 很小, } 0.010 + x \approx 0.010$$

$$x = 1.8 \times 10^{-8} (\text{mol} \cdot \text{L}^{-1})$$

$$c(\text{AgCl}) = 1.8 \times 10^{-8} (\text{mol} \cdot \text{L}^{-1})$$



溶解平衡时:  $0.010 + x$   $x$

$$(0.010 + 2x)^2 \cdot x = 1.1 \times 10^{-12} \quad x \text{ 很小, } 0.010 + 2x \approx 0.010$$

$$x = 1.1 \times 10^{-8} (\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}) \quad c(\text{Ag}_2\text{CrO}_4) = 1.1 \times 10^{-8} (\text{mol} \cdot \text{L}^{-1})$$

$$c(\text{AgCl}) > c(\text{Ag}_2\text{CrO}_4)$$

## 第四章 电化学基础

### §4.1 原电池

#### 一、探究目标

体验化学能与电能相互转化的探究过程

#### 二、探究重点

初步认识原电池概念、原理、组成及应用。

#### 三、探究难点

通过对原电池实验的研究,引导学生从电子转移角度理解化学能向电能转化的本质,以及这种转化

的综合利用价值。

四、教学过程

【引入】

电能是现代社会中应用最广泛，使用最方便、污染最小的一种二次能源，又称电力。例如，日常生活中使用的手提电脑、手机、相机、摄像机……这一切都依赖于电池的应用。那么，电池是怎样把化学能转变为电能的呢？我们这节课来一起复习一下有关原电池的相关内容。

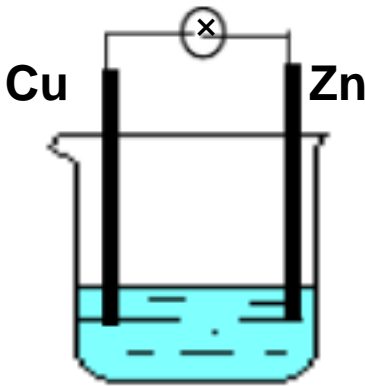
【板书】 §4.1 原电池

一、原电池实验探究

讲：铜片、锌片、硫酸都是同学们很熟悉的物质，利用这三种物质我们再现了 1799 年意大利物理学家 ---- 伏打留给我们的历史闪光点！

【实验探究】（铜锌原电池）

实 验 步 骤	现 象
1、 锌片插入稀硫酸	
2、 铜片插入稀硫酸	
3、 锌片和铜片上端连接在一起插入稀硫酸	



【问题探究】

- 1、 锌片和铜片分别插入稀硫酸中有什么现象发生？
- 2、 锌片和铜片用导线连接后插入稀硫酸中，现象又怎样？为什么？
- 3、 锌片的质量有无变化？溶液中  $c(H^+)$  如何变化？
- 4、 锌片和铜片上变化的反应式怎样书写？
- 5、 电子流动的方向如何？

讲：我们发现检流计指针偏转，说明产生了电流，这样的装置架起了化学能转化为电能的桥梁，这就是生活中提供电能的所有电池的开山鼻祖 ---- 原电池。

【板书】（ 1 ）原电池概念：学能转化为电能的装置叫做原电池。

问：在原电池装置中只能发生怎样的化学变化？

学生：  $Zn+2H^+=Zn^{2+}+H_2$

讲：为什么会产生电流呢？

答：其实锌和稀硫酸反应是氧化还原反应，有电子的转移，但氧化剂和还原剂热运动相遇发生有效碰撞电子转移时，由于分子热运动无一定的方向，因此电子转移不会形成电流，而通常以热能的形式表现出来，激烈的时候还伴随有光、声等其他的形式能量。显然从理论上讲，一个能自发进行

的氧化还原反应，若能设法使氧化与还原分开进行，让电子的不规则转移变成定向移动，便能形成电流。所以原电池的实质就是将氧化还原的电子转移变成电子的定向移动形成电流。

（2）实质：将一定的氧化还原反应的电子转移变成电子的定向移动。即将化学能转化成电能的形式释放。

问：那么这个过程是怎样实现的呢？我们来看原电池原理的工作原理。

（3）原理：（负氧正还）

问：在锌铜原电池中哪种物质失电子？哪种物质得到电子？

学生：活泼金属锌失电子，氢离子得到电子

问：导线上有电流产生，即有电子的定向移动，那么电子从锌流向铜，还是铜流向锌？

学生：锌流向铜

讲：当铜上有电子富集时，又是谁得到了电子？

学生：溶液中的氢离子

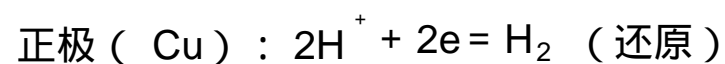
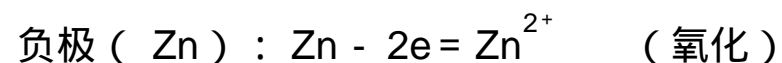
讲：整个放电过程是：锌上的电子通过导线流向用电器，从铜流回原电池，形成电流，同时氢离子在正极上得到电子放出氢气，这就解释了为什么铜片上产生了气泡的原因。

讲：我们知道电流的方向和电子运动的方向正好相反，所以电流的方向是从铜到锌，在电学上我们知道电流是从正极流向负极的，所以，锌铜原电池中，正负极分别是什么？

学生：负极（Zn）                      正极（Cu）

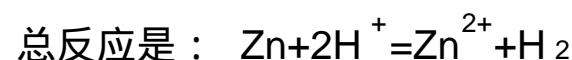
实验：我们用干电池验证一下我们分析的正负极是否正确！

讲：我们一般用离子反应方程式表示原电池正负极的工作原理，又叫电极方程式或电极反应。一般先写负极，所以可表示为：



讲：其中负极上发生的是氧化反应，正极上发生的是还原反应，即负氧正还。

注意：电极方程式要      注明正负极和电极材料      满足所有守恒



讲：原来一个自发的氧化还原反应通过一定的装置让氧化剂和还原剂不规则的电子转移变成电子的定向移动就形成了原电池。

转折：可以看出一个完整的原电池包括正负两个电极和电解质溶液，及导线。那么铜锌原电池中的正负极和硫酸电解质能否换成其他的物质呢？

学生：当然能，生活中有形形色色的电池。

过渡：也就是构成原电池要具备怎样的条件？

二、原电池的构成条件

- 1、活泼性不同的两电极
- 2、电解质溶液
- 3、形成闭合回路（导线连接或直接接触且电极插入电解质溶液
- 4、自发的氧化还原反应（本质条件）

思考：锌铜原电池的正负极可换成哪些物质？保证锌铜原电池原理不变，正负极可换成哪些物质？

（ C、Fe、 Sn、 Pb、 Ag、 Pt、 Au 等）

问：锌铜原电池中硫酸能换成硫酸钠吗？

判断是否构成原电池，是的写出原电池原理。

（ 1 ）镁铝 /硫酸；铝碳 /氢氧化钠；锌碳 /硝酸银 ；铁铜在硫酸中短路；锌铜 /水；锌铁 /乙醇；硅碳 /氢氧化钠

（ 2 ）[锌铜 /硫酸（无导线）；碳碳 /氢氧化钠 ] 若一个碳棒产生气体 11.2 升，另一个产生气体 5.6 升，判断原电池正负极并求锌片溶解了多少克？设原硫酸的浓度是 1mol/L ，体积为 3L ，求此时氢离子浓度。

（ 3 ）银圈和铁圈用细线连在一起悬在水中，滴入硫酸铜，问是否平衡？（银圈下沉）

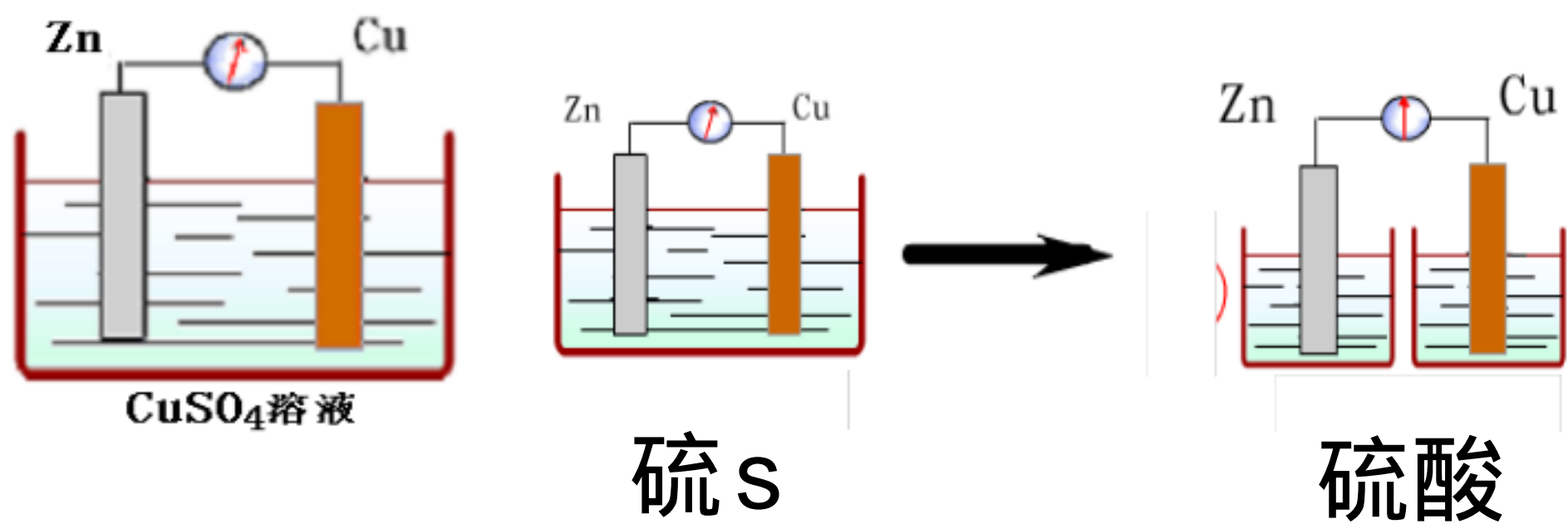
（ 4 ）Zn/ZnSO<sub>4</sub>//Cu/CuSO<sub>4</sub> 盐桥（充满用饱和氯化钠浸泡的琼脂）

（ 5 ）铁和铜一起用导线相连插入浓硝酸中

镁和铝一起用导线相连插入氢氧化钠中

思考：如何根据氧化还原反应原理来设计原电池呢？

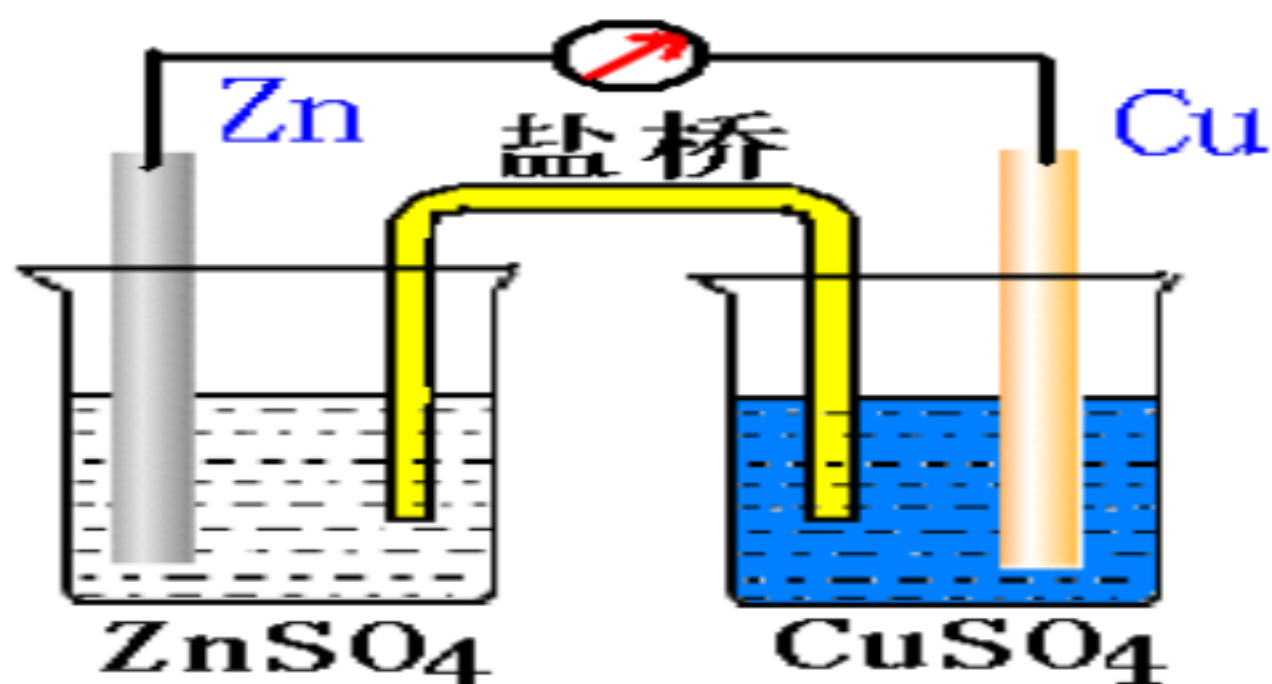
请将氧化还原反应  $Zn + Cu^{2+} = Cu + Zn^{2+}$  设计成电池：



硫酸铜

硫酸铜





此电池的优点：能产生持续、稳定的电流。

其中，用到了盐桥

什么是盐桥？

盐桥中装有饱和的 KCl 溶液和琼脂制成的胶冻，胶冻的作用是防止管中溶液流出。

盐桥的作用是什么？

可使由它连接的两溶液保持电中性，否则锌盐溶液会由于锌溶解成为  $\text{Zn}^{2+}$  而带上正电，铜盐溶液会由于铜的析出减少了  $\text{Cu}^{2+}$  而带上了负电。

盐桥保障了电子通过外电路从锌到铜的不断转移，使锌的溶解和铜的析出过程得以继续进行。

导线的作用是传递电子，沟通外电路。而盐桥的作用则是沟通内电路。

### 三、原电池的工作原理：

正极反应：得到电子 （还原反应）

负极反应：失去电子 （氧化反应）

总反应：正极反应 + 负极反应

想一想：如何书写复杂反应的电极反应式？

较繁电极反应式 = 总反应式 - 简单电极反应式

例：熔融盐燃料电池具有高的放电效率，因而受到重视，可用  $\text{Li}_2\text{CO}_3$  和  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  的熔融盐混合物作电解质，CO 为负极燃气，空气与  $\text{CO}_2$  的混合气为正极助燃气，已制得在  $650^\circ\text{C}$  下工作的燃料电池，试完成有关的电极反应式：

？ 负极反应式为：  $2\text{CO} + 2\text{CO}_3^{2-} - 4\text{e}^- = 4\text{CO}_2$

正极反应式为：  $2\text{CO}_2 + \text{O}_2 + 4\text{e}^- = 2\text{CO}_3^{2-}$

电池总反应式：  $2\text{CO} + \text{O}_2 = 2\text{CO}_2$



#### 四、原电池中的几个判断

##### 1. 正极负极的判断：

正极：活泼的一极      负极：不活泼的一极

思考：这方法一定正确吗？

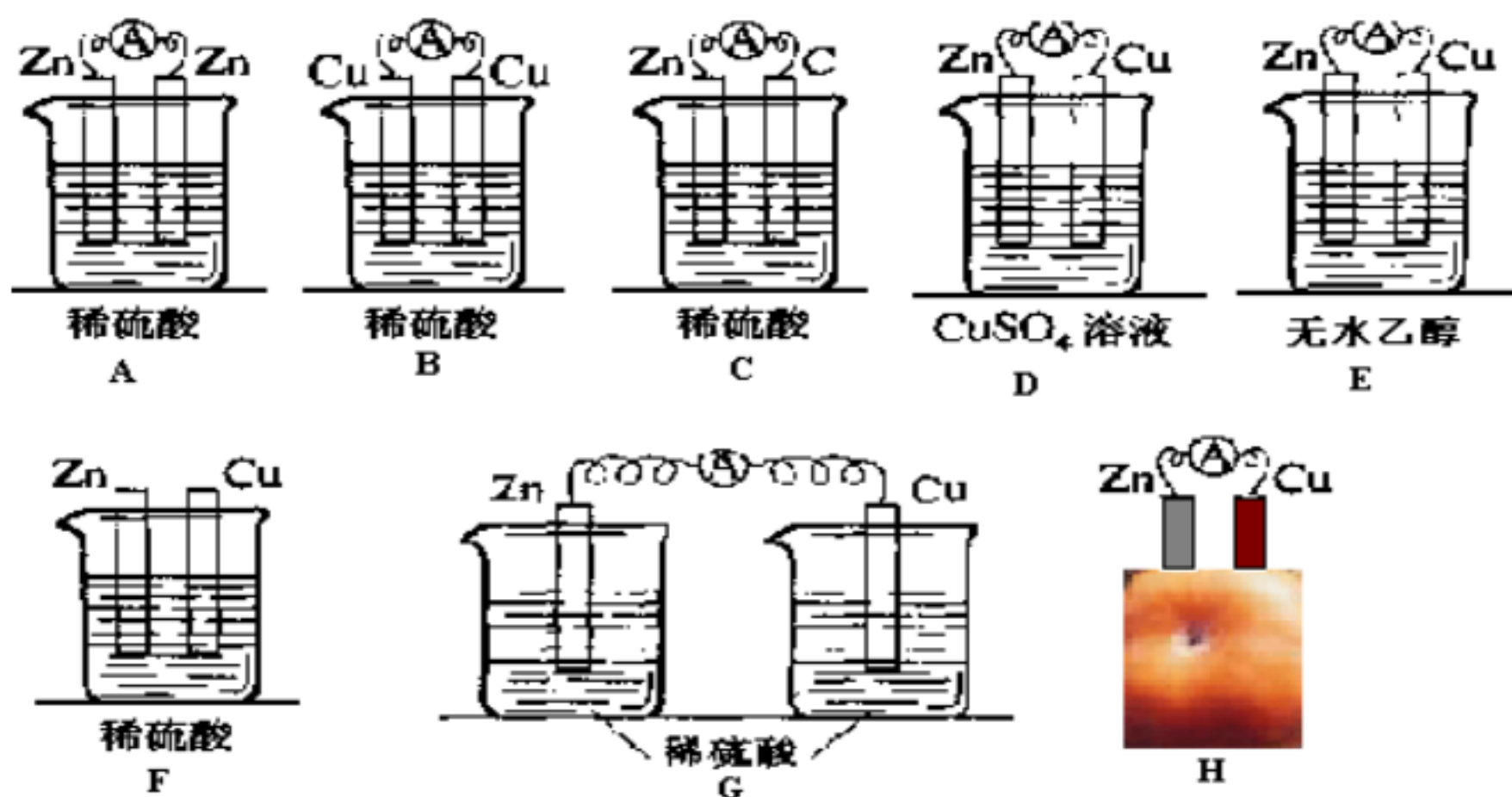
##### 2. 电流方向与电子流向的判断

电流方向：正    负    电子流向：负    正

电解质溶液中离子运动方向的判断

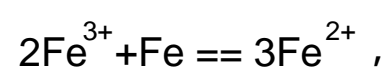
阳离子：向正极区移动    阴离子：向负极区移动

练习：下列哪些装置能构成原电池？



练习：

某原电池的总反应的离子方程式为：



不能实现该反应的原电池组成是 (      )

- A、正极为铜，负极为铁，电解质溶液为  $\text{FeCl}_3$  溶液
- B、正极为碳，负极为铁，电解质溶液为  $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$  溶液
- C、正极为铁，负极为锌，电解质溶液为  $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$  溶液
- D、正极为银，负极为铁，电解质溶液为  $\text{CuSO}_4$  溶液

练习：

宇宙飞船上使用的氢氧燃料电池，其电池反应为  $2\text{H}_2 + \text{O}_2 = 2\text{H}_2\text{O}$ ，电解质溶液为  $\text{KOH}$ ，反应保持在高

温下，使  $\text{H}_2\text{O}$  蒸发，正确叙述正确的是：（ ）

- A.  $\text{H}_2$  为正极， $\text{O}_2$  为负极
- B. 电极反应（正极）： $\text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{O} + 4\text{e}^- = 4\text{OH}^-$
- C. 电极反应（负极）： $2\text{H}_2 + 4\text{OH}^- = 4\text{H}_2\text{O} + 4\text{e}^-$
- D. 负极发生氧化反应，正极发生还原反应

练习：

下列关于原电池的叙述正确的是（ ）

- A、构成原电池的正极和负极必须是两种不同的金属
- B、原电池是将化学能转变为电能的装置
- C、原电池中电子流出的一极是负极，该极被还原
- D、原电池放电时，电流的方向是从负极到正极

## 第二节 化学电源

### 一、化学电池的种类

化学电池：借助于化学能直接转变为电能的装置。化学电池的主要部分是电解质溶液，和浸在溶液中的正极和负极，使用时将两极用导线接通，就有电流产生，因而获得电能。化学电池放电到一定程度，电能减弱，有的经充电复原又可使用，这样的电池叫蓄电池，如铅蓄电池、银锌电池等；

有的不能充电复原，称为原电池，如干电池、燃料电池等。

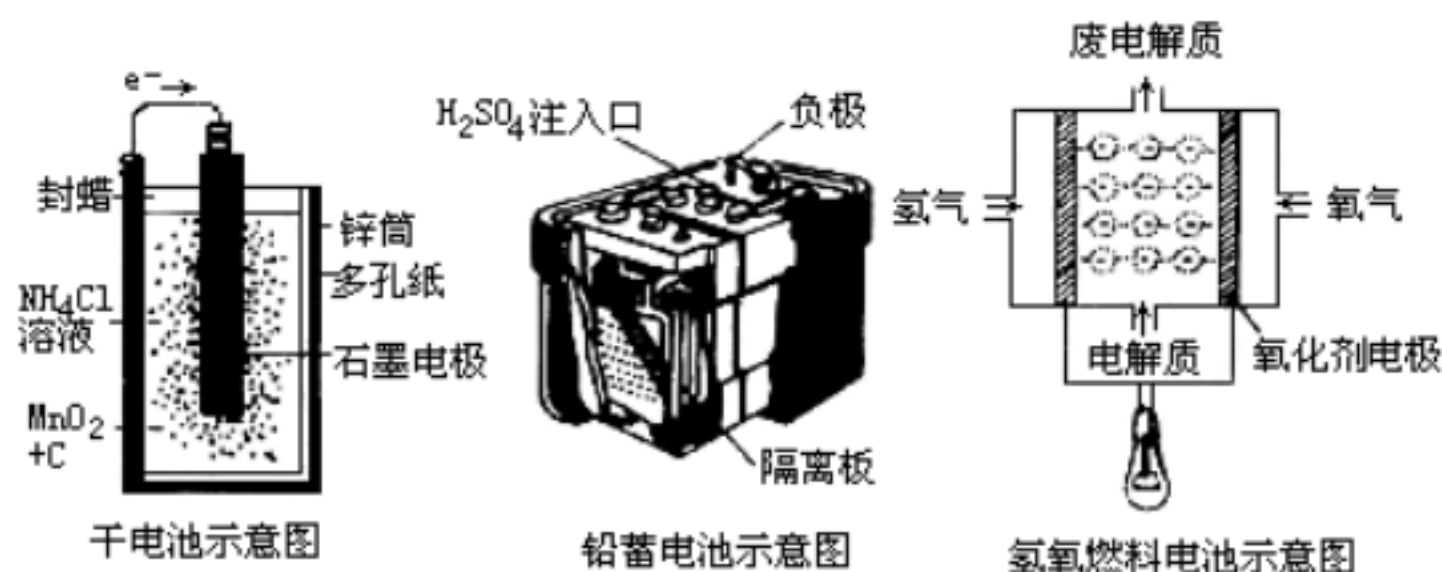


图 2-15

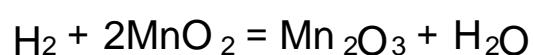
下面介绍化学电池的种类：

1. 干电池：普通锌锰干电池的简称，在一般手电筒中使用锌锰干电池，是用锌皮制成的锌筒作负极兼做容器，中央插一根碳棒作正极，碳棒顶端加一铜帽。在石墨碳棒周围填满二氧化锰和炭黑的混合物，并用离子可以通过的长纤维纸包裹作隔膜，隔膜外是用氯化锌、氯化铵和淀粉等调成糊状作电解质溶液；电池顶端用蜡和火漆封口。在石墨周围填充  $\text{ZnCl}_2$ 、 $\text{NH}_4\text{Cl}$  和淀粉糊作电解质，还

填有  $\text{MnO}_2$  作去极化剂 (吸收正极放出的  $\text{H}_2$  , 防止产生极化现象 , 即作去极剂 ) , 淀粉糊的作用是提高阴、阳离子在两个电极的迁移速率。

电极反应为：负极  $\text{Zn} - 2\text{e}^- = \text{Zn}^{2+}$

正极  $2\text{NH}_4^+ + 2\text{e}^- = 2\text{NH}_3 + \text{H}_2$



正极产生的  $\text{NH}_3$  又和  $\text{ZnCl}_2$  作用： $\text{Zn}^{2+} + 4\text{NH}_3 = [\text{Zn}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$

干电池的总反应式： $\text{Zn} + 2\text{NH}_4\text{Cl} + 2\text{MnO}_2 = \text{Zn}(\text{NH}_3)_2\text{Cl}_2 + \text{Mn}_2\text{O}_3 + \text{H}_2\text{O}$

或  $2\text{Zn} + 4\text{NH}_4\text{Cl} + 2\text{MnO}_2 = [\text{Zn}(\text{NH}_3)_2]\text{Cl}_2 + \text{ZnCl}_2 + \text{Mn}_2\text{O}_3 + \text{H}_2\text{O}$

正极生成的氨被电解质溶液吸收，生成的氢气被二氧化锰氧化成水。干电池的电压  $1.5\text{ V}—1.6\text{ V}$ 。在使用中锌皮腐蚀，电压逐渐下降，不能重新充电复原，因而不宜长时间连续使用。这种电池的电量小，在放电过程中容易发生气胀或漏液。而今体积小，性能好的碱性锌—锰干电池是电解液由原来的中性变为离子导电性能更好的碱性，负极也由锌片改为锌粉，反应面积成倍增加，使放电电流大加幅度提高。碱性干电池的容量和放电时间比普通干电池增加几倍。

2. 铅蓄电池：铅蓄电池可放电亦可充电，具有双重功能。它是用硬橡胶或透明塑料制成长方形外壳，用含锑  $5\% \sim 8\%$  的铅锑合金铸成格板，在正极格板上附着一层  $\text{PbO}_2$ ，负极格板上附着海绵状金属铅，两极均浸在一定浓度的硫酸溶液 (密度为  $1.25—1.28\text{ g/cm}^3$ ) 中，且两极间用微孔橡胶或微孔塑料隔开。放电的电极反应为：

负极： $\text{Pb} + \text{SO}_4^{2-} - 2\text{e}^- = \text{PbSO}_4$

正极： $\text{PbO}_2 + 4\text{H}^+ + \text{SO}_4^{2-} + 2\text{e}^- = \text{PbSO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$

铅蓄电池的电压正常情况下保持  $2.0\text{ V}$  , 当电压下降到  $1.85\text{ V}$  时 , 即当放电进行到硫酸浓度降低，溶液密度达  $1.18\text{ g/cm}^3$  时即停止放电，而需要将蓄电池进行充电，其电极反应为：

阳极： $\text{PbSO}_4 + 2\text{H}_2\text{O} - 2\text{e}^- = \text{PbO}_2 + 4\text{H}^+ + \text{SO}_4^{2-}$

阴极： $\text{PbSO}_4 + 2\text{e}^- = \text{Pb} + \text{SO}_4^{2-}$

当密度增加至  $1.28\text{ g/cm}^3$  时，应停止充电。这种电池性能良好，价格低廉，缺点是比较笨重。

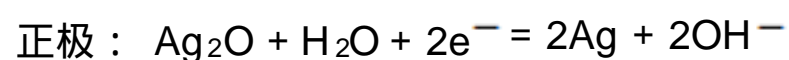
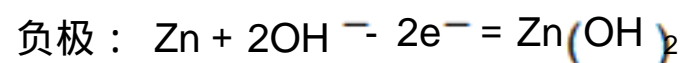
蓄电池放电和充电的总反应式： $\text{PbO}_2 + \text{Pb} + 2\text{H}_2\text{SO}_4 \xrightleftharpoons[\text{充电}]{\text{放电}} 2\text{PbSO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$

目前汽车上使用的电池，有很多是铅蓄电池。由于它的电压稳定，使用方便、安全、可靠，又可以循环使用，因此广泛应用于国防、科研、交通、生产和生活中。

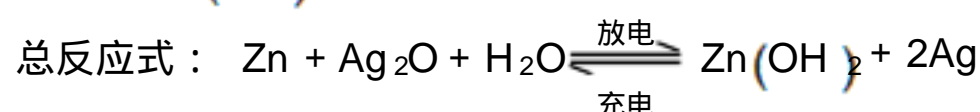
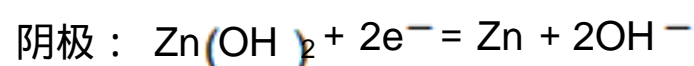
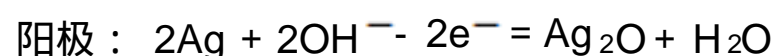
### 3. 银锌蓄电池

银锌电池是一种高能电池，它质量轻、体积小，是人造卫星、宇宙火箭、空间电视转播站等的电源。目前，有一种类似干电池的充电电池，它实际是一种银锌蓄电池，电解液为  $\text{KOH}$  溶液。

常见的钮扣电池也是银锌电池，它用不锈钢制成一个由正极壳和负极盖组成的小圆盒，盒内靠正极盒一端充由  $\text{Ag}_2\text{O}$  和少量石墨组成的正极活性材料，负极盖一端填充锌汞合金作负极活性材料，电解质溶液为  $\text{KOH}$  浓溶液，溶液两边用羧甲基纤维素作隔膜，将电极与电解质溶液隔开。



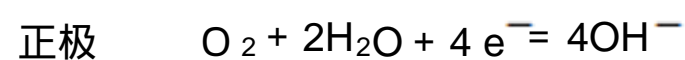
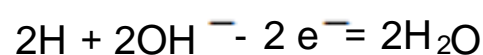
银锌电池跟铅蓄电池一样，在使用（放电）一段时间后就要充电，充电过程表示如下：



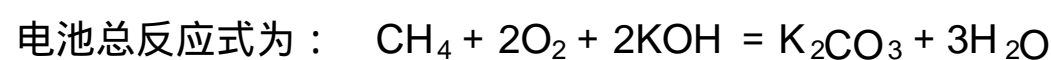
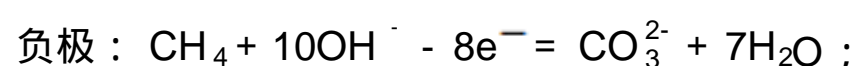
一粒钮扣电池的电压达  $1.59\text{ V}$ ，安装在电子表里可使用两年之久。

4. 燃料电池：燃料电池是使燃料与氧化剂反应直接产生电流的一种原电池，所以燃料电池也是化学电源。它与其它电池不同，它不是把还原剂、氧化剂物质全部贮存在电池内，而是在工作时，不断地从外界输入，同时把电极反应产物不断排出电池。因此，燃料电池是名副其实地把能源中燃料燃烧反应的化学能直接转化为电能的能量转换器。燃料电池的正极和负极都用多孔炭和多孔镍、铂、铁等制成。从负极连续通入氢气、煤气、发生炉煤气、水煤气、甲烷等气体；从正极连续通入氧气或空气。电解液可以用碱（如氢氧化钠或氢氧化钾等）把两个电极隔开。化学反应的最终产物和燃烧时的产物相同。燃料电池的特点是能量利用率高，设备轻便，减轻污染，能量转换率可达70%以上。

当前广泛应用于空间技术的一种典型燃料电池就是氢氧燃料电池，它是一种高效低污染的新型电池，主要用于航天领域。它的电极材料一般为活化电极，碳电极上嵌有微细分散的铂等金属作催化剂，如铂电极、活性炭电极等，具有很强的催化活性。电解质溶液一般为40%的  $\text{KOH}$  溶液。



另一种燃料电池是用金属铂片插入  $\text{KOH}$  溶液作电极，又在两极上分别通甲烷（燃料）和氧气（氧化剂），电极反应式为：



目前已研制成功的铝—空气燃料电池，它的优点是：体积小、能量大、使用方便、不污染环境、耗能少。这种电池可代替汽油作为汽车的动力，还能用于收音机、照明电源、野营炊具、野外作业工具等。

5. 锂电池：锂电池是金属锂作负极，石墨作正极，无机溶剂亚硫酰氯 ( $\text{SO}_2\text{Cl}_2$ ) 在炭极上发生还原反应。电解液是由四氯铝化锂 ( $\text{LiAlCl}_4$ ) 溶解于亚硫酰氯中组成。它的总反应是锂与亚硫酰氯发生反应，生成氯化锂、亚硫酸锂和硫。



锂是密度最小的金属，用锂作为电池的负极，跟用相同质量的其它金属作负极相比较，能在较小的体积和质量下能放出较多的电能，放电时电压十分稳定，贮存时间长，能在  $216.3\text{—}344.1\text{K}$  温度范围内工作，使用寿命大大延长。锂电池是一种高能电池，它具有质量轻、电压高、工作效率高和贮存寿命长的优点，因而已用于电脑、照相机、手表、心脏起搏器上，以及作为火箭、导弹等的动力资源。

微型电池：常用于心脏起搏器和火箭的一种微型电池是锂电池。这种电池容量大，电压稳定，能在  $-56.7\text{—}71.1$  温度范围内正常工作。

## 6. 海水电池

1991 年，我国首创以铝—空气—海水电池为能源的新型电池，用作海水标志灯已研制成功。该电池以取之不尽的海水为电解质溶液，靠空气中的氧气使铝不断氧化而产生电流。只要把灯放入海水中数分钟，就会发出耀眼的白光，其能量比干电池高 20—50 倍。负极材料是铝，正极材料可以用石墨。

电极反应式为：负极反应： $\text{Al} - 3\text{e}^- = \text{Al}^{3+}$ ，

正极反应： $2\text{H}_2\text{O} + \text{O}_2 + 4\text{e}^- = 4\text{OH}^-$ 。

电池总反应式为： $4\text{Al} + 3\text{O}_2 + 6\text{H}_2\text{O} = 4\text{Al}(\text{OH})_3$

## 7. 溴—锌蓄电池

国外新近研制的的基本构造是用碳棒作两极，溴化锌溶液作电解液。

电极反应式为：负极反应： $\text{Zn} - 2\text{e}^- = \text{Zn}^{2+}$

正极反应： $\text{Br}_2 + 2\text{e}^- = 2\text{Br}^-$

电池总反应式为： $\text{Zn} + \text{Br}_2 = \text{ZnBr}_2$

## 二、相关考题和练习

例 1 (2000 年全国高考理综题) 熔融盐燃料电池具有高的发电效率，因而受到重视，可用  $\text{Li}_2\text{CO}_3$  和  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  的熔融盐混合物作电解质，CO 为阳极燃气，空气与  $\text{CO}_2$  的混合气体为阴极助燃气，制



得在 650℃ 下工作的燃料电池，完成有关的电池反应式：

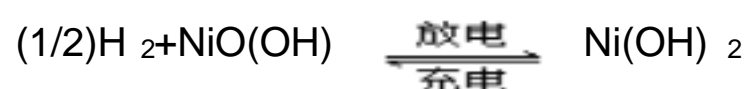
阳极反应式： $2\text{CO} + 2\text{CO}_3^{2-} - 4\text{e}^- == 4\text{CO}_2$

阴极反应式：\_\_\_\_\_，

电池总反应式：\_\_\_\_\_。

解析：作为燃料电池，总的效果就是把燃料进行燃烧。本题中 CO 为还原剂，空气中  $\text{O}_2$  为氧化剂，电池总反应式为： $2\text{CO} + \text{O}_2 == 2\text{CO}_2$ 。用总反应式减去电池负极（即题目指的阳极）反应式，就可得到电池正极（即题目指的阴极）反应式： $\text{O}_2 + 2\text{CO}_2 + 4\text{e}^- == 2\text{CO}_3^{2-}$ 。

例 2．（1999 年全国高考化学题）氢镍电池是近年开发出来的可充电电池，它可以取代会产生污染的铜镍电池。氢镍电池的总反应式是：



根据此反应式判断下列叙述中正确的是（ ）

- A．电池放电时，电池负极周围溶液的 pH 不断增大      B．电池放电时，镍元素被氧化  
C．电池充电时，氢元素被还原      D．电池放电时， $\text{H}_2$  是负极

解析：电池的充、放电互为相反的过程，放电时是原电池反应，充电时是电解池反应。根据氢镍电池放电时的总反应式可知，电解质溶液只能是强碱性溶液，不能是强酸性溶液，因为在强酸性溶液中  $\text{NiO}(\text{OH})$  和  $\text{Ni}(\text{OH})_2$  都会溶解。这样可写出负极反应式： $\text{H}_2 + 2\text{OH}^- - 2\text{e}^- == 2\text{H}_2\text{O}$ ， $\text{H}_2$  为负极，附近的 pH 应下降。放电时镍元素由 +3 价变为 +2 价，被还原，充电时氢元素由 +1 价变为 0 价，被还原。故 答案为 C、D 项。

例 3．有人设计出利用  $\text{CH}_4$  和  $\text{O}_2$  的反应，用铂电极在 KOH 溶液中构成原电池。电池的总反应类似于  $\text{CH}_4$  在  $\text{O}_2$  中燃烧，则下列说法正确的是（ ）

每消耗  $1\text{molCH}_4$  可以向外电路提供  $8\text{mole}^-$

负极上  $\text{CH}_4$  失去电子，电极反应式  $\text{CH}_4 + 10\text{OH}^- - 8\text{e}^- == \text{CO}_3^{2-} + 7\text{H}_2\text{O}$

负极上是  $\text{O}_2$  获得电子，电极反应式为  $\text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{O} + 4\text{e}^- == 4\text{OH}^-$

电池放电后，溶液 PH 不断升高

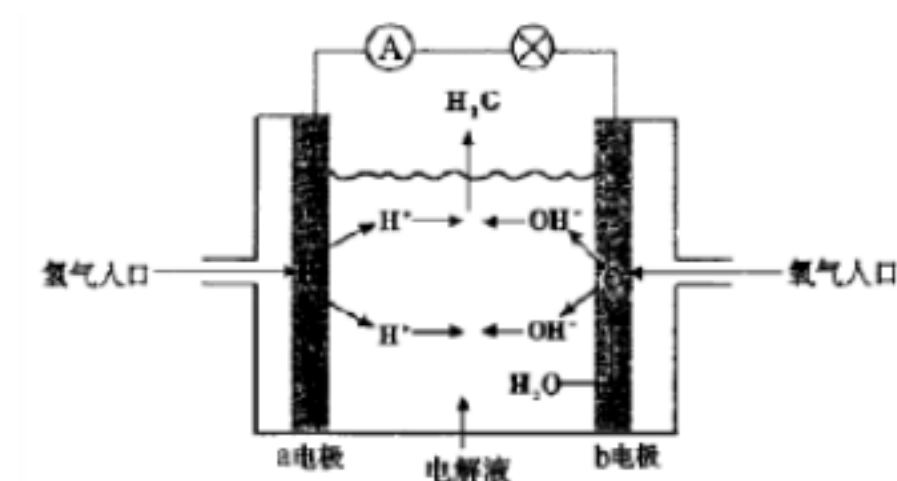
- A.                      B.                      C.                      D.

[点拨]：本题是考查原电池原理在燃料电池中的具体应用，首先要判断出电池的正负极，其方法是确定在该电极上发生的是失电子还是得电子反应，若发生的是失电子反应是原电池的负极，反之是正极。 $\text{CH}_4$  在铂电极上发生类似于  $\text{CH}_4$  在  $\text{O}_2$  燃烧反应，即  $\text{CH}_4 + 2\text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$  严格讲生成的  $\text{CO}_2$  还与 KOH 反应生成  $\text{K}_2\text{CO}_3$ ，化合价升高，失去电子，是电池的负极，电极反应式为  $\text{CH}_4 - 8\text{e}^- + 10\text{OH}^- == \text{CO}_3^{2-} + 7\text{H}_2\text{O}$ ， $1\text{molCH}_4$  参加反应有  $8\text{mole}^-$  发生转移， $\text{O}_2$  在正极上发生反应，获得电子，电极反应式为  $\text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{O} + 4\text{e}^- == 4\text{OH}^-$ 。虽然正极产生  $\text{OH}^-$ ，负极消耗  $\text{OH}^-$ ，但从总反应  $\text{CH}_4 + 2\text{O}_2 + 2\text{KOH} == \text{K}_2\text{CO}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$

可看出是消耗 KOH，所以电池放电时溶液的 PH 值不断下降，故 正确， 错误。

答案： A

例 4．（2004 年天津高考理综题）下图为氢氧燃料电池原理示意图，按照此图的提示，下列叙述不正确的是 （ ）



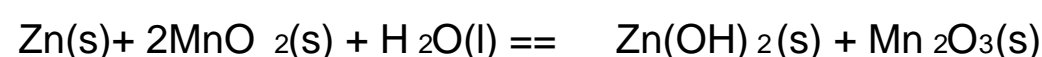
A．a 电极是负极                      B．b 电极的电极反应为： $4\text{OH}^- - 4\text{e}^- == 2\text{H}_2\text{O} + \text{O}_2$

C．氢氧燃料电池是一种具有应用前景的绿色电源

D．氢氧燃料电池是一种不需要将还原剂和氧化剂全部储藏在电池内的新型发电装置

解析：分析氢氧燃料电池原理示意图，可知 a 极为负极，其电极反应为： $2\text{H}_2 - 4\text{e}^- == 4\text{H}^+$ ，b 极为正极，其电极反应为： $\text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{O} + 4\text{e}^- == 4\text{OH}^-$ ，电池总反应式为： $2\text{H}_2 + \text{O}_2 == 2\text{H}_2\text{O}$ 。H<sub>2</sub> 为还原剂，O<sub>2</sub> 为氧化剂，H<sub>2</sub>、O<sub>2</sub> 不需全部储藏在电池内。故答案为 B 项。

例 5．（2004 年江苏高考化学题）碱性电池具有容量大、放电电流大的特点，因而得到广泛应用。锌—锰碱性电池以氢氧化钾溶液为电解液，电池总反应式为：



下列说法错误的是（ ）

A．电池工作时，锌失去电子

B．电池正极的电极反应式为： $2\text{MnO}_2(\text{s}) + \text{H}_2\text{O(l)} + 2\text{e}^- == \text{Mn}_2\text{O}_3(\text{s}) + 2\text{OH}^-(\text{aq})$

C．电池工作时，电子由正极通过外电路流向负极

D．外电路中每通过 0.2mol 电子，锌的质量理论上减小 6.5g

解析：该电池的电解液为 KOH 溶液，结合总反应式可写出负极反应式： $\text{Zn(s)} + 2\text{OH}^-(\text{aq}) - 2\text{e}^- == \text{Zn(OH)}_2(\text{s})$ ，用总反应式减去负极反应式，可得到正极反应式： $2\text{MnO}_2(\text{s}) + \text{H}_2\text{O(l)} + 2\text{e}^- == \text{Mn}_2\text{O}_3(\text{s}) + 2\text{OH}^-(\text{aq})$ 。Zn 为负极，失去电子，电子由负极通过外电路流向正极。1mol Zn 失去 2mol 电子，外电路中每通过 0.2mol 电子，Zn 的质量理论上减小 6.5g。故答案为 C 项。

### 第三节电解池

一、教学目标：

1．理解电解原理，初步掌握一般电解反应产物的判断方法

2．了解氯碱工业，电镀，冶金的原理

3．掌握电解电极方程式的书写。

二、教学重点：

电解原理及应用

三、教学过程：

我们知道化学能可以转变为热能，即反应热。化学能也能转变为电能，用原电池装置。今天这节课我们就来学习电能如何转化为化学能。

### 第三节电解池

一、电解原理

讲：首先我们来比较金属导电和电解质导电的区别。

	金属	电解质
导电粒子		
导电状态		
温度影响		
导电实质	电子定向移动	

过渡：电解质导电的实质是什么呢？一起看实验。

实验：现象 — 一极有气泡，检验为氯气；另一极有红色的物质析出，分析为铜。

讲：要分析此现象我们得研究此装置，首先看电极。

1．电极

阳极 — 与电源正极相连

阴极 — 与电源负极相连

惰性电极 — 只导电，不参与氧化还原反应 (C/Pt/Au)

活性电极 — 既导电又参与氧化还原反应 (Cu/Ag)

问：通电前和通电时分别发生了怎样的过程？

通电前： $\text{CuCl}_2 = \text{Cu}^{2+} + 2\text{Cl}^-$        $\text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{OH}^-$

通电中：阳离子 ( $\text{Cu}^{2+}, \text{H}^+$ ) 向阴极移动被还原；

阴离子 ( $\text{Cl}^-, \text{OH}^-$ ) 向阳极移动被氧化

讲：即在电极上分别发生了氧化还原反应，称电极反应。

2．电极反应 ( 阳氧阴还 )

阳极： $2\text{Cl}^- - 2\text{e}^- = \text{Cl}_2$  (氧化)



阴极： $\text{Cu}^{2+} + 2\text{e}^- = \text{Cu}$  (还原)

总电极方程式：\_\_\_\_\_

放电：阴离子失去电子或阳离子得到电子的过程叫放电。

3. 电解：电流 (外加直流电) 通过电解质溶液而在阴阳两极引起氧化还原反应 (被动的不是自发的) 的过程叫电解。

讲：所以电解质导电的实质便是 —— 电解

电解池：借助电流引起氧化还原反应的装置，即把电能转化为化学能的装置叫电解池或电解槽。

问：构成电解池的条件是什么？

电源、电极、电解质构成闭和回路。

思考：

电解  $\text{CuCl}_2$  水溶液为何阳极是  $\text{Cl}^-$  放电而不是  $\text{OH}^-$  放电，阴极放电的是  $\text{Cu}^{2+}$  而不是  $\text{H}^+$ ？

4. 离子的放电顺序

阴极：(阳离子在阴极上的放电顺序 (得  $\text{e}^-$ ))

$\text{Ag}^+ > \text{Hg}^{2+} > \text{Fe}^{3+} > \text{Cu}^{2+} > \text{H}^+$  (指酸电离的)  $> \text{Pb}^{2+} > \text{Sn}^{2+} > \text{Fe}^{2+} > \text{Zn}^{2+} > \text{Al}^{3+} > \text{Mg}^{2+} > \text{Na}^+ > \text{Ca}^{2+} > \text{K}^+$

阳极 (1) 是惰性电极时：阴离子在阳极上的放电顺序 (失  $\text{e}^-$ )

$\text{S}^{2-} > \text{I}^- > \text{Br}^- > \text{Cl}^- > \text{OH}^- > \text{NO}_3^- > \text{SO}_4^{2-}$  (等含氧酸根离子)  $> \text{F}^- (\text{SO}_3^{2-} / \text{MnO}_4^- > \text{OH}^-)$

(2) 是活性电极时：电极本身溶解放电

问：放电能力弱于  $\text{H}^+$  和  $\text{OH}^-$  的物质在水溶液中放电吗？

否，但亚铁离子浓度远大于氢离子浓度时，亚铁离子放电。

问：电解水时为了增强水的导电性常常需加入氢氧化钠或稀硫酸，为什么？可以加食盐吗？

练习：电解碘化汞、硝酸铜、氯化锌、盐酸、硫酸、氢氧化钠的电极方程式。

5. 电解规律：

(1) 电解含氧酸、强碱溶液及活泼金属的含氧酸盐，实质上是电解水，电解水型。

问：初中电解水时加硫酸或氢氧化钠增强导电性，影响水的电解吗？

电解硫酸和氢氧化钠时为何  $\text{H}_2$  和  $\text{O}_2$  之比大于 2？氧气溶解度大于氢气

又为何硫酸一定大于 2，而氢氧化钠可能等于 2？硫酸根可能放电。

(2) 电解不活泼金属的含氧酸盐，阳极产生氧气，阴极析出不活泼金属，放氧生酸型。

练习：电解硫酸铜方程式。加入下列哪些物质可以恢复到硫酸铜原来的溶液：氧化铜、氢氧化铜、铜、碳酸铜。

(3) 电解不活泼金属无氧酸盐，实际上是电解电解质本身，分解电解质型。

(4) 电解活泼金属 ( K/Ca/Na ) 的无氧酸盐, 阴极产生氢气, 阳极析出非金属, 放氢生碱型。

6. 电解中电极附近溶液 pH 值的变化。

(1) 电极区域 A. 阴极  $H^+$  放电产生  $H_2$ , 阴极区域 pH 变大。

B. 阳极  $OH^-$  放电产生  $O_2$ , 阳极区域 pH 变小。

(2) 电解质溶液中 A. 电解过程中, 既产生  $H_2$ , 又产生  $O_2$ , 则原溶液呈酸性的 pH 变小, 原溶液呈碱性的 pH 变大, 原溶液呈中性的 pH 不变 ( 浓度变大 )。

B. 电解过程中, 无  $H_2$  和  $O_2$  产生, pH 几乎不变。但象  $CuCl_2$  变大

C. 电解过程中, 只产生  $H_2$ , pH 变大。

D. 电解过程中, 只产生  $O_2$ , pH 变小。

过渡: 如果把阳极换成铜棒, 阳极发生的反应就是铜自身溶解, 如果电解质是硫酸, 阴极析出的是  
什么? 也是铜, 这就是我们的铜的电解精炼法。

## 二、电解原理的应用

### 1. 铜的电解精炼

阳极: 粗铜棒

阴极: 精铜棒

电解质: 含铜电解质

问: 精炼中硫酸铜的浓度怎样? 基本不变, 但变小。

过渡: 若把阴极精铜棒换成铁棒, 电解过程变吗?

不变, 但不是精炼铜了, 而叫电镀铜。

### 2. 电镀铜

阳极: 镀层金属

阴极: 待镀金属 ( 镀件 )

电镀液: 含镀层金属的电解质。

### 3. 电解饱和食盐水 —— 氯碱工业

问: 1、电解饱和食盐水的阴极产物、阳极产物分别是什么?

2、转移的电子数和氢氧化钠的物质的量的关系?

3、从  $Cl^- \longrightarrow Cl_2$  一定需要加氧化剂吗?

4、阴极产物和阳极产物能接触吗?

5、饱和食盐水为何需要精制? 如何精制?

精制: 步骤一、 1) 先加过量的  $BaCl_2$  和过量的  $NaOH$  ( 顺序可换 ), 再加入过量的  $Na_2CO_3$

2) 过滤

3) 加盐酸调节 pH 为 7

步骤二、送入阳离子交换塔除去  $\text{Ca}^{2+}$ 、 $\text{Mg}^{2+}$  等。

#### 4. 电冶金

电解熔融氯化钠： $2\text{NaCl}(\text{熔融}) = (\text{电解}) 2\text{Na} + \text{Cl}_2$

适用范围：活泼金属 K~Al

练习：

1、在水中加等物质的量的  $\text{Ag}^+$ 、 $\text{Pb}^{2+}$ 、 $\text{Na}^+$ 、 $\text{SO}_4^{2-}$ 、 $\text{NO}_3^-$ 、 $\text{Cl}^-$ ，该溶液放在用惰性电极做电极的电解槽中，通电片刻，则氧化产物与还原产物质量比为（ ）

A. 35.5:108 B. 16:207 C.8:1 D.108:35.5

2、用惰性电极电解下列溶液，一段时间后，再加入一定质量的另一种物质溶液能与原来完全一样的  
是

氯化铜加硫酸铜、氢氧化钠加氢氧化钠、氯化钠加氯化氢、硫酸铜加氢氧化铜

3、0.1 摩氯化铜和 0.1 摩溴化钠共 0.4 摩电子转移，分析过程。

4、铁、C/硫酸——C、C/氯化铜用导线相连，分析正负极和阴阳极及两装置的 pH 的变化。

5、如何判断电解池的阴阳极？

与正极相连的、发生氧化反应的、阴离子移向的一极是阳极，反之是阴极。

如：高锰酸钾的做电解质，发现红色加深的是什么极？

湿润的淀粉 KI 试纸并滴有酚酞，变红的是什么极？变蓝的是什么极？

6、以 A、B 两根石墨电极电解足量的硝酸银溶液，通电 t 分钟，在 B 极收到 11.2mL 标况下气体，此后将电源反接，以相同的电流强度通电 t/2 分钟。问：（1）A、B 分别是什么极？（2）电源反接后 A、B 电极质量如何变化？（3）若溶液体积为 200mL，则通电 t/2 分钟时的溶液 pH=？

	原 电 池	电 解 池
电极名称	正负极	阴阳极
电极材料	负极：活泼金属 正极：不活泼金属或可导电的非金属 (如 C)	惰性材料或活性材料
电流方向：外电路 内电路		
组成		
原理		

功能	化学能到电能	电能到化学能
----	--------	--------

#### 第四节 金属的电化学腐蚀与防护

【教学重点】 金属的电化学腐蚀

【教学难点】 电极反应式的写法

【教学过程】

【学生看书讨论】

- 什么是金属的腐蚀 ？金属腐蚀的本质是什么 ？
- 化学腐蚀与电化学腐蚀的共同点和不同点是什么 ？

一、金属腐蚀的本质 ： $M -xe^{-} = M^{x+}$

二、化学腐蚀与电化学腐蚀的区别

	化学腐蚀	电化学腐蚀
共同点	$M -xe^{-} = M^{x+}$	$M -xe^{-} = M^{x+}$
不同点	(1)金属与氧化剂直接得失电子 (2)反应中不伴随电流的产生 (3)金属被氧化	利用原电池原理得失电子 反应中伴随电流的产生 活泼金属被氧化

三、电化学腐蚀 （以钢铁为例 ）

1.析氢腐蚀 （酸性较强的溶液 ）

负极： $Fe -2e^{-} = Fe^{2+}$

正极： $2H^{+} + 2e^{-} = H_2$

总式： $Fe + 2H^{+} = Fe^{2+} + H_2$

2. 吸氧腐蚀 （中性或弱酸性溶液 ）

负极： $2Fe -4e^{-} = 2Fe^{2+}$

正极： $O_2+4e^{-} +2H_2O = 4OH^{-}$

总式： $2Fe + O_2 +2H_2O =2 Fe(OH)_2$

离子方程式： $Fe^{2+} + 2OH^{-} = Fe(OH)_2$

$4 Fe(OH)_2 + O_2 + 2H_2O = 4Fe(OH)_3$

四、金属的防护

- 1 . 影响金属腐蚀快慢的因素

本性：（ 1 ）金属的活动性（ 2 ）纯度（ 3 ）氧化膜

介质：环境（腐蚀性气体，电解质溶液）

2 . 金属的防护

(1) 改变金属的内部结构 ( 钢 不锈钢 , 在钢中加入镍和铬 )

(2) 覆盖保护膜 ( 涂油漆 , 电镀 , 钝化等 )

(3) 电化学保护                      外加电流阴极保护法

牺牲阳极阴极保护法

【练习】 : 如图所示 , 试管中的铁钉如果在酸性溶液或在食盐溶液中的腐蚀的现象有何不同 ?

