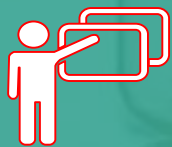


# 基础化学

日照职业技术学院基础化学课程组

04 氧化还原平衡与氧化还原滴定法

氧化还原反应



# C 目录 Contents

Part 1

氧化还原反应的基本概念

Part 2

氧化还原反应方程式配平



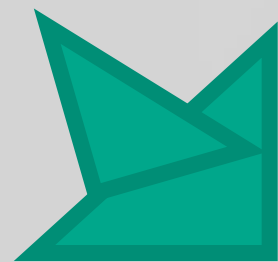


## 学习目标



1.掌握氧化还原的基本概念

2.能用离子电子法配平氧化还原反应方程式





# 氧化还原反应



历史  
发展

年代	氧化反应	还原反应
18世纪末	与氧化合	从氧化物夺取氧
19世纪中	化合价升高	化合价降低
20世纪初	失去电子	得到电子

认识  
不断  
深化

化学反应可分为两大类:一类是在反应过程中反应物之间没有电子的转移,如酸碱反应、沉淀反应等;另一类是在反应物之间发生了电子的转移,这一类就是氧化还原反应。



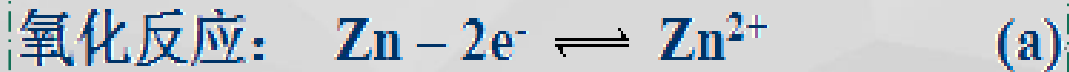
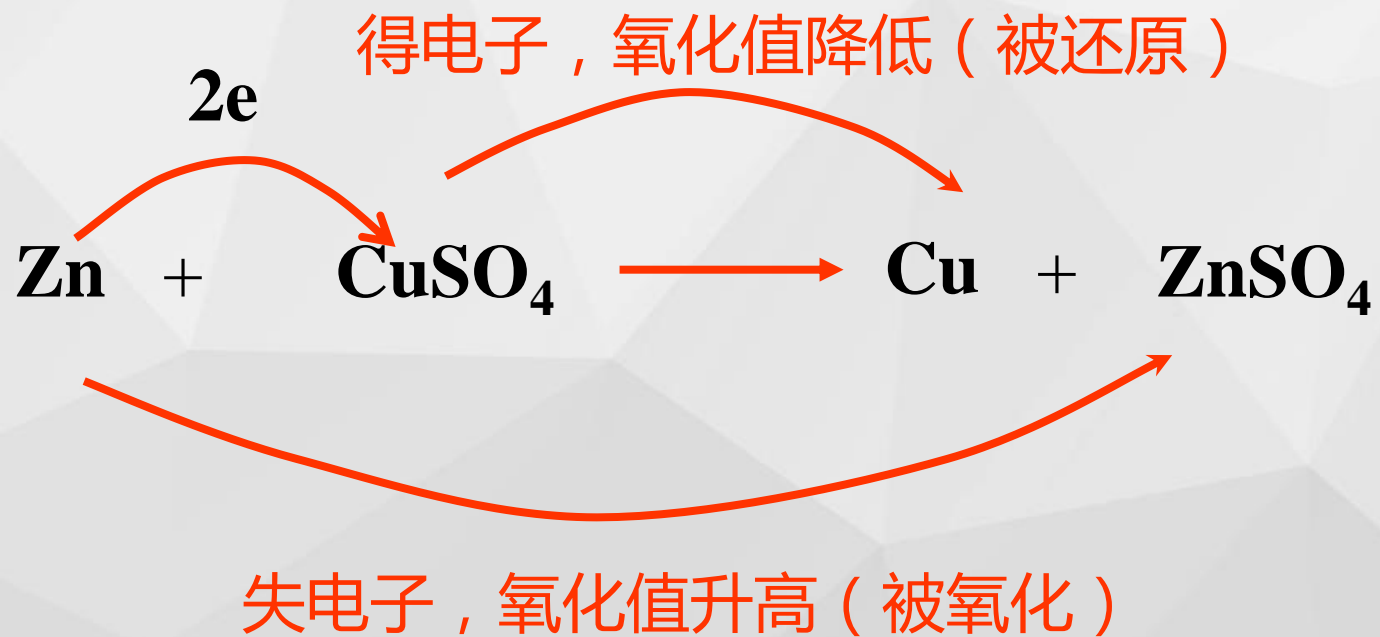
# Part 1

## 氧化还原反应的基本概念



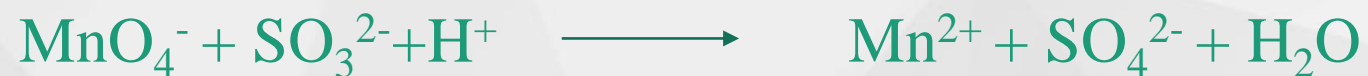


# 氧化还原





# 氧化还原



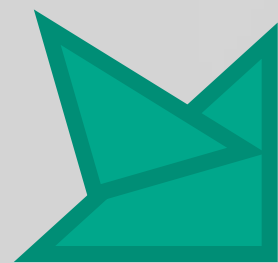
氧化还原反应由两个氧化还原半反应组成



氧化剂： 得电子  $\longrightarrow$  氧化数降低  
 $\longrightarrow$  被还原，还原反应



还原剂： 失电子  $\longrightarrow$  氧化数升高  
 $\longrightarrow$  被氧化，氧化反应



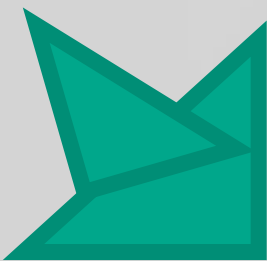


# 氧化数



IUPAC定义：元素的氧化值(氧化数、氧化态)是指元素一个原子的表观电荷数，该电荷数的确定是假设把每一个化学键中的电子指定给电负性更大的原子而求得。

原则：把每个化学键中的电子指定给电负性更大的原子而求得。







# 氧化数



➤ 单质的氧化数为零

➤ H

☆ 与电负性比大它的原子结合, 氧化数为+1

☆ 与电负性比它小的原子结合, 氧化数为-1, 如NaH等

☆ 过氧化物 $\text{Na}_2\text{O}_2$ 、 $\text{H}_2\text{O}_2$ , 氧化数为-1

➤ O

☆ 氟化物 $\text{O}_2\text{F}_2$ ,  $\text{OF}_2$ ; 氧化数分别为 +1, +2

☆ 一般氧化物 $\text{SO}_2$ , 氧化数为-2

➤ 离子化合物

氧化数等于元素原子的离子电荷数

➤ 共价化合物

氧化数为原子的表观电荷数

☆ 中性分子, 各元素原子的氧化数的代数和为零

☆ 复杂离子中, 各元素原子氧化数的代数和为离子的总电荷数



# 教学检测



例

例  $\text{Fe}_3\text{O}_4$  中 Fe 的氧化数。

$$3x + (-2) \times 4 = 0 \quad x = \frac{8}{3}$$

Fe 的平均氧化值为

$\frac{8}{3}$

结论

氧化数可为整数也可为分数或小数



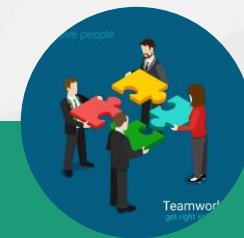
# 氧化数

特别注意：氧化数与化合价有区别。



1. 氧化数概念没有确切的物理意义，是人为规定的，确定数值有一定的规则；
2. 化合价是形成共价键时共用电子对数。“价”总是整数，但“数”可以是分数。

	$\text{CH}_4$	$\text{CH}_3\text{Cl}$	$\text{CH}_2\text{Cl}_2$	$\text{CHCl}_3$	$\text{CCl}_4$
C的共价数	4	4	4	4	4
C的氧化值	4	2	0	+2	+4



# Part 2

## 氧化还原反应方程式的配平





# 离子-电子法



配平原则：①得失电子总数相等；②质量守恒定律

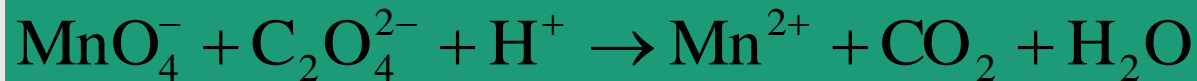
配平步骤：

- (1) 正确写出未配平的离子反应方程式；
- (2) 将反应分解为两个半反应方程式；
- (3) 以适当系数分别乘以两个半反应方程式（配平）。然后将两个半反应方程相加，整理即得到已配平的离子反应方程式。

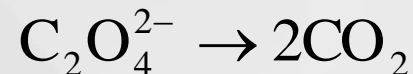


# 离子-电子法

## 例



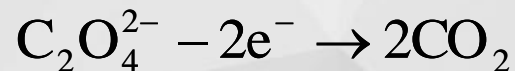
解：① 氧化半反应



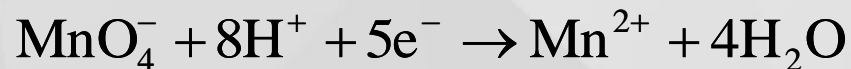
还原半反应



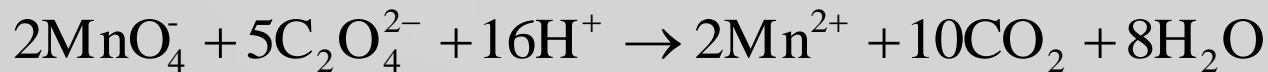
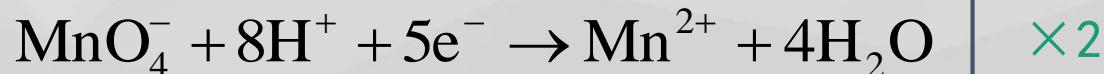
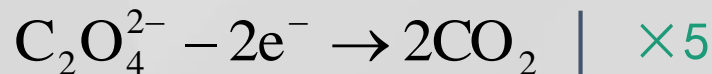
② 氧化半反应



还原半反应



③ (1) × 5 + (2) × 2





## 例

### 不同介质条件下配平氧原子的经验规则



介质条件	反应方程式		
	左 边		右 边
	O 原子数	配平时应加入物质	生成物
酸性	多少	$H^+$ $H_2O$	$H_2O$ $H^+$
中性 (弱碱性)	多少	$H_2O$ $H_2O$ (中性) $OH^-$ (弱碱性)	$OH^-$ $H^+$ $H_2O$
碱性	多少	$H_2O$ $OH^-$	$OH^-$ $H_2O$

- 注意：酸性介质的反应方程式中不能出现 $OH^-$ ，而碱性介质的反应方程式中不能出现 $H^+$ 。



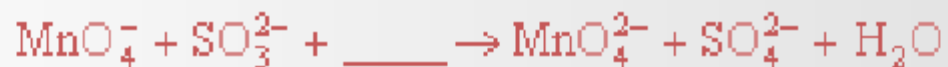
# 离子-电子法

## 例



### ❖ 练一练

用离子-电子法配平下列化学反应式：



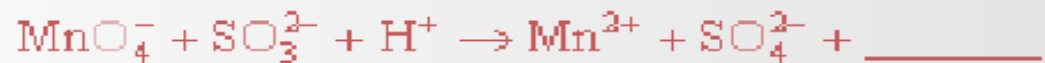




# 氧化还原方程式的配平

## ✿ 练一练

用离子-电子法配平下列化学反应式：

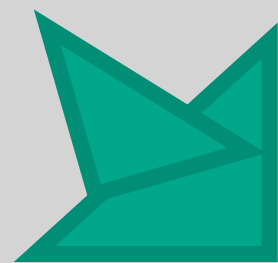




## 氧化还原方程式的配平

### 答案

介质	反应
酸性	$2\text{MnO}_4^- + 6\text{H}^+ + 5\text{SO}_3^{2-} = 2\text{Mn}^{2+} + 5\text{SO}_4^{2-} + 3\text{H}_2\text{O}$
中性或弱碱性	$2\text{MnO}_4^- + \text{H}_2\text{O} + 3\text{SO}_3^{2-} = 2\text{MnO}_2(\text{s}) + 3\text{SO}_4^{2-} + 2\text{OH}^-$
碱性	$2\text{MnO}_4^- + 2\text{OH}^- + \text{SO}_3^{2-} = 2\text{MnO}_4^{2-} + \text{SO}_4^{2-} + \text{H}_2\text{O}$





感谢观看

Thanks