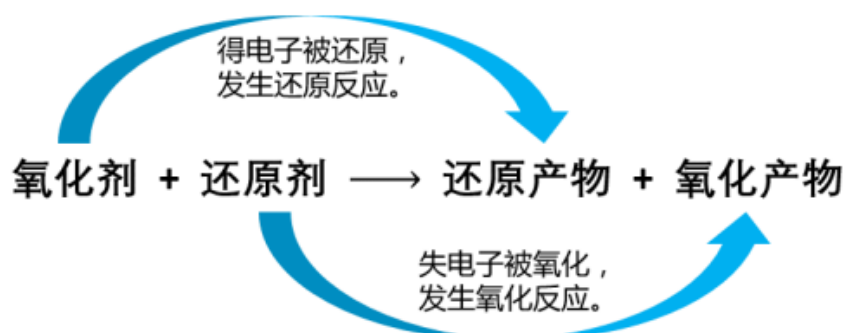


一、氧化还原反应的基本概念

1. 氧化还原反应的本质：有电子转移（得失）



氧化还原反应概念图

2. 氧化还原反应的特征：元素化合价的变化应用：在化学方程式中标出各物质组成元素的化合价，只要有一种元素的化合价发生了变化，即可说明该反应是氧化还原反应。口诀：**升失氧氧还原剂，降得还还氧化剂**（化合价上升，失电子，发生氧化反应，被氧化得到氧化产物，在反应中做还原剂；化合价下降，得电子，发生还原反应，被还原得到还原产物，在反应中做氧化剂）。

3. 化学反应的分类我们把化学反应按是否发生电子转移分成两大类：氧化还原反应和非氧化还原反应。下面我们来介绍氧化还原反应与四种基本反应类型的关系：

①**置换反应**置换反应是单质与化合物反应生成新单质和新化合物，该过程一定伴随着电子得失，故**一定是氧化还原反应**。如我们熟悉的 $\text{Fe} + \text{CuSO}_4 = \text{FeSO}_4 + \text{Cu}$ ，

铁失 2 个电子生成亚铁离子，同时，铜离子得两个电子生成铜单质。

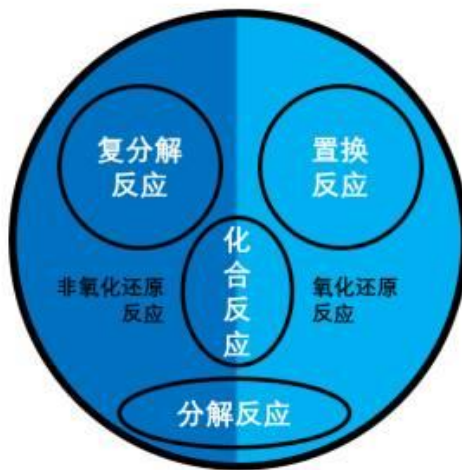
②**复分解反应**

与置换反应性质完全相反地，复分解反应是两种化合物互相交换成分，并不存在电子转移，故**一定不是氧化还原反应**。如 $\text{HCl} + \text{NaOH} = \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$ 。

③**化合反应和分解反应**

而**化合反应和分解反应既可能是氧化还原反应**，如： $\text{C} + \text{O}_2 \xrightarrow{\text{点燃}} \text{CO}_2$ ； $2\text{H}_2\text{O}_2 \xrightarrow{\text{MnO}_2} 2\text{H}_2\text{O} + \text{O}_2 \uparrow$ ；**又可能是非氧化还原反应**，如： $\text{CaO} + \text{H}_2\text{O} = \text{Ca(OH)}_2$ ； $2\text{NaHCO}_3 \xrightarrow{\Delta} \text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2 \uparrow$ 。

④当然，我们可以将上述关系用 Venn 图表示：



氧化还原反应与四种基本反应关系图

4. 有关氧化还原的判断①判断氧化性和还原性 I. 元素处于最高价态时，只有氧化性； II. 元素处于最低价态时，只有还原性；

- 特殊地 ,金属的最低价态为 0 价 ,没有负价 ,故**金属单质只有还原性** ;

III. 元素处于中间价态时，既有氧化性又有还原性。

②判断氧化剂和还原剂

I. 常见的氧化剂及其对应的还原产物 i. 活泼非金属单质

- $X_2 \rightarrow X^-$ (X 表示 F、Cl、Br、I 等卤素)
- $O_2 \rightarrow O^{2-} / OH^- / H_2O$

ii. 具有处于高价态元素的化合物

- $MnO_2 \rightarrow Mn^{2+}$
- $H_2SO_4 \rightarrow SO_2 / S$
- $HNO_3 \rightarrow NO / NO_2$

- $\text{KMnO}_4(\text{酸性条件}) \rightarrow \text{Mn}^{2+}$
- $\text{FeCl}_3 \rightarrow \text{Fe}^{2+} / \text{Fe}$

iii. 其他

- $\text{H}_2\text{O}_2 \rightarrow \text{H}_2\text{O}$

II. 常见的还原剂及其对应的氧化产物

i. 活泼的金属单质

- $\text{Na} \rightarrow \text{Na}^+$
- $\text{Al} \rightarrow \text{Al}^{3+}$

ii. 活泼的非金属单质

- $\text{H}_2 \rightarrow \text{H}_2\text{O}$
- $\text{C} \rightarrow \text{CO} / \text{CO}_2$

iii. 具有处于低价态元素的化合物

- $\text{CO} \rightarrow \text{CO}_2$
- $\text{SO}_2 \rightarrow \text{SO}_3 / \text{SO}_4^{2-}$
- $\text{H}_2\text{S} \rightarrow \text{S} / \text{SO}_2$
- $\text{HI} \rightarrow \text{I}_2$

- $\text{Na}_2\text{SO}_3 \rightarrow \text{SO}_4^{2-}$
- $\text{FeCl}_2 \rightarrow \text{Fe}^{3+}$

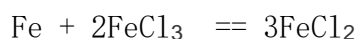
III. 特殊情况

i. 在氧化还原反应中，氧化剂和还原剂可能是同一种物质，氧化产物和还原产物也可能是同一种物质，如歧化反应和部分归中反应。

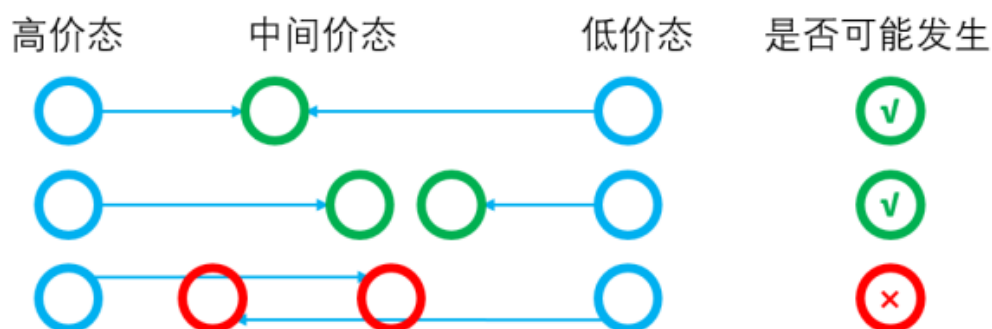
- **歧化反应**：在反应中，若氧化作用和还原作用发生在同一分子内部处于同一氧化态的元素上，使该元素的原子（或离子）一部分被氧化，另一部分被还原，那么我们称这种自身的氧化还原反应为歧化反应。
- 如氯气和氢氧化钠的反应（氯既做氧化剂又做还原剂）：



- **归中反应**：在反应中，同种元素组成的不同物质中元素的两种化合价向中间靠拢，那么我们称这种氧化还原反应为归中反应。
- 部分归中反应可以使同种元素的不同化合价达到相同价态，如铁和氯化铁溶液的反应：



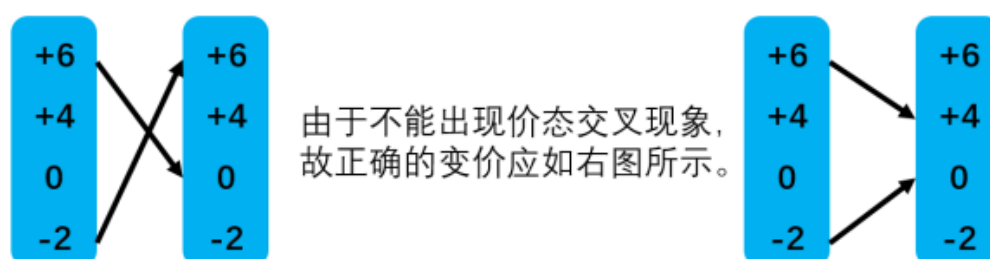
- 也有部分归中反应会使同种元素的化合价彼此接近但不能达到相同价态，但是**不存在价态交叉现象**，如下图：



归中反应发生规律图为了更加直观的理解什么叫做“不能价态交叉”，
我们来看二氧化硫和硫酸反应的方程式进行理解：

$\text{H}_2\text{S} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{S} \downarrow + \text{SO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$ 我们很容易看出硫化氢的 S 为-2 价，硫酸的 S 为+6 价；硫单质的 S 为 0 价，二氧化硫的 S 为+4 价。

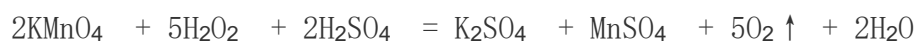
那么请看下图：



二氧化硫和硫酸反应变价分析图那么由此我们得知，硫化氢是还原剂，
硫酸是氧化剂；硫单质是氧化产物，二氧化硫是还原产物。

ii. 大多数物质在反应中做氧化剂还是还原剂并不是一成不变的（包括上述列举也是如此）。通常取决于其与其他物质性质的关系。

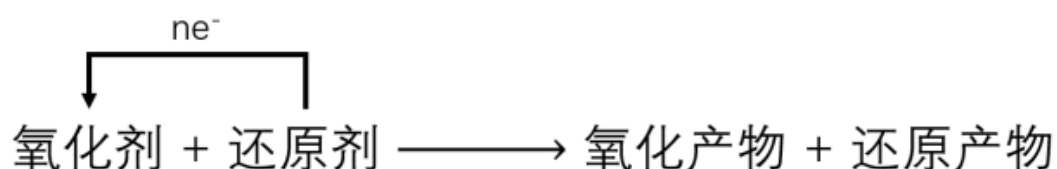
- 如上述常见氧化剂中的过氧化氢（氧为-1 价处于中间价态），在酸性条件下可以被高锰酸钾氧化：



iii. 同一种氧化剂对应的还原产物不是一成不变的，同理，同一种还原剂对应的氧化产物也不是一成不变的。通常会受反应浓度、反应酸碱度等因素影响。

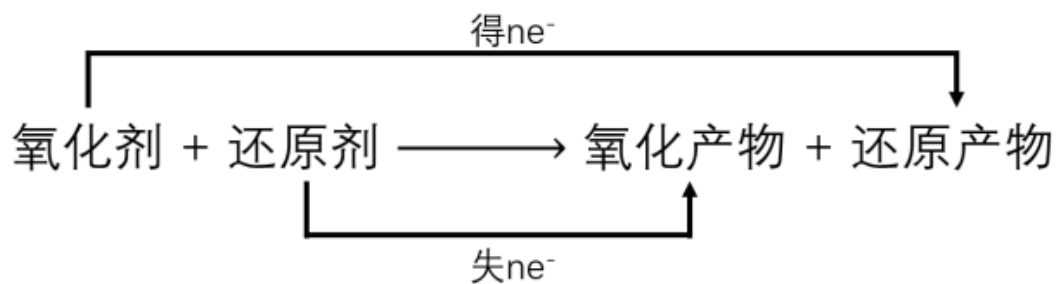
- 如铜（还原剂）和硝酸（氧化剂）反应。当硝酸为浓硝酸，反应的还原产物是二氧化氮；当硝酸为稀硝酸，反应的还原产物为一氧化氮。
- 氧化剂高锰酸钾在酸性条件下的还原产物通常为锰离子，而在中性或碱性条件下的还原产物通常为锰酸钾或二氧化锰。

5. 电子转移的表示方法①单线桥法



- **箭头由还原剂中被氧化的元素指向氧化剂中被还原的元素，箭头方向为电子转移方向。**
- **在桥上标明转移电子总数。**

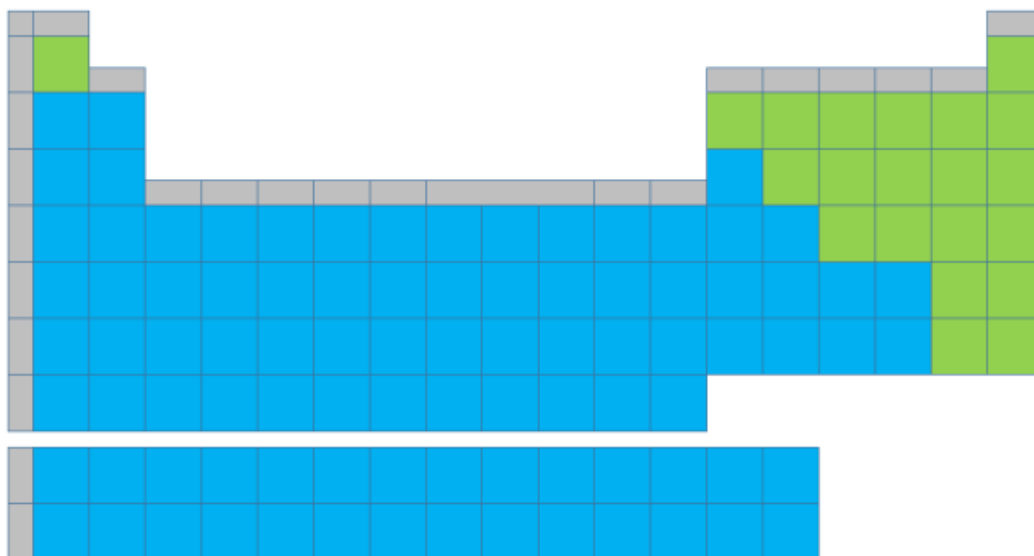
②双线桥法



- **箭头分别由氧化剂指向还原产物，由还原剂指向氧化产物；箭头两端所指元素相同**；箭头不表示电子转移方向，仅表示电子转移前后的变化。
- **在桥上标明得失电子数量**；得失电子总数相等。

二、氧化性还原性的强弱规律

1. 氧化性还原性与元素周期表的关系



- **同一周期从左到右，电子层数相同，原子核电荷数逐渐增加，原子核对最外层电子引力逐渐增强，原子半径逐渐减小**。得电子能力逐渐增

强，元素的非金属性逐渐增强，对应单质的氧化性逐渐增强；失电子能力逐渐减弱，元素的金属性逐渐减弱，对应单质的还原性逐渐减弱。

- **同一主族从上到下，最外层电子数相同，原子层数逐渐增加，原子核对最外层电子引力逐渐减弱，原子半径逐渐增大。**得电子能力逐渐减弱，元素的非金属性逐渐减弱，对应单质的氧化性逐渐减弱；失电子能力逐渐增强，元素的金属性逐渐增强，对应单质的还原性逐渐增强。

2. 氧化性还原性与金属活动性的关系

- **金属活动性越强，对应单质的还原性越强，对应离子的氧化性越弱。**

3. 氧化还原反应规律在一个反应中：

- **氧化剂的氧化性大于氧化产物的氧化性。**
- **还原剂的还原性大于还原产物的还原性。**
- 若含有多种氧化剂（还原剂），**氧化性（还原性）强的物质优先参与反应。**

4. 氧化还原表

氧化还原反应表如下图所示，表中含有部分常见的氧化剂和还原剂供查表使用。

Fe	Cu	S^{2-}	SO_2	I^-	Fe^{2+}	Br^-	Cl^-
			SO_3^{2-}				
			HSO_3^-				
氧化还原表		SO_2	I_2	Fe^{3+}	Br_2	Cl_2	$KMnO_4(H^+)$
						HNO_3	$K_2Cr_2O_7(H^+)$
					O_2	$H_2O_2(H^+)$	
						浓 H_2SO_4	$HClO$

①**表格特性**深蓝底色部分表示还原剂，从左到右还原性依次递减；浅蓝底色部分表示氧化剂，从左到右氧化性逐渐递增。表中任一还原剂可被其正下方及正下方右侧所有氧化剂氧化；任一氧化剂可以氧化其正上方及正上方左侧所有还原剂（如下图，溴可以氧化所有黄色底色的还原剂）。

Fe	Cu	S^{2-}	SO_2	I^-	Fe^{2+}	Br^-	Cl^-
			SO_3^{2-}				
			HSO_3^-				
氧化还原表		SO_2	I_2	Fe^{3+}	Br_2	Cl_2	$KMnO_4(H^+)$
						HNO_3	$K_2Cr_2O_7(H^+)$
					O_2	$H_2O_2(H^+)$	
						浓 H_2SO_4	$HClO$

②**表格用途**

- 判断氧化还原反应能否发生
- 在依量反应中判断反应先后

③**样例问题 1**：硝酸能否氧化氯离子？**回答 1**：查表知硝酸可以氧化其正上方及正上方左侧所有还原剂，氯离子不在该范围，故硝酸不能将其氧化。

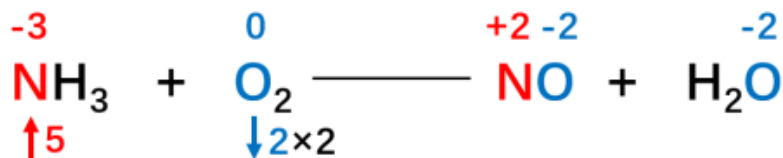
问题 2：碘化亚铁和少量氯气的反应方程式为？**回答 2**：显然碘离子和亚铁离子均可以被氯气氧化，查表知碘离子的还原性高于亚铁离子，故当氯气不足时，碘离子优先与氯气反应。故反应方程式为： $Cl_2 + 2I^- = 2Cl^- + I_2$ 。

三、氧化还原反应方程式的配平

1. 正向配平此处我们使用氨的催化氧化的反应作为例子进行讲解：①写出反应物和生成物的化学式，并标出变价元素的化合价

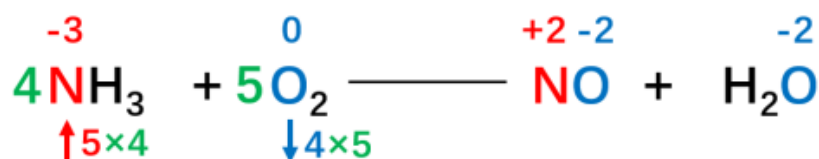


②列出反应前后同种元素化合价的升降变化



- N 的化合价由 -3 价变至 +2 价，故上升 5 价
- O 的化合价由 0 价降至 -2 价，每个 O₂ 含 2 个 O，故下降 2×2=4 价

③根据升降价求最小公倍数，使化合价升降总数相等



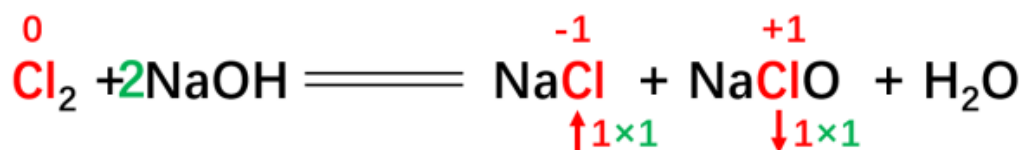
④观察法，根据已配平的物质将其他物质配平



⑤根据原子守恒检查无误后完成配平

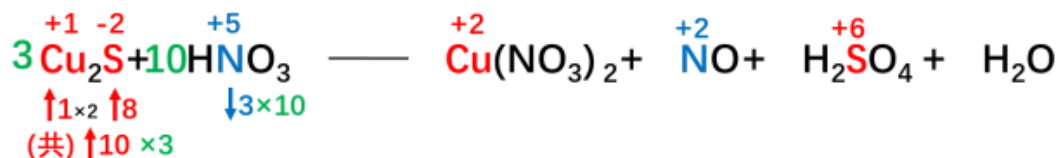


2. 逆向配平 当遇到歧化反应时，正向配平似乎并不容易。于是我们采取逆向思维，原理和正向配平完全一致。此处我们使用氯气和氢氧化钠的反应作为例子：

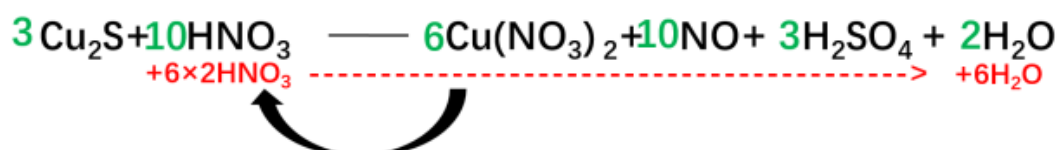


3. 整体配平 当遇到一种物质中有两种元素变价时，可以进行整体配平。此处我们使用硫化亚铜和硝酸的反应作为例子：①和正向配平一样，写出反应物和生

成物的化学式，并标出变价元素的化合价；列出反应前后同种元素化合价的升降变化；根据升降价求最小公倍数，使化合价升降总数相等



②观察法，根据已配平的物质将其他物质配平此处**注意**：由于产物硝酸铜的硝酸根直接来自于硝酸并未变价，故①中已配平的10个硝酸不含硝酸铜中的硝酸根。换言之，硝酸铜中的硝酸根需要额外增加硝酸来提供！于是配平如下：



③根据原子守恒检查无误后完成配平

