

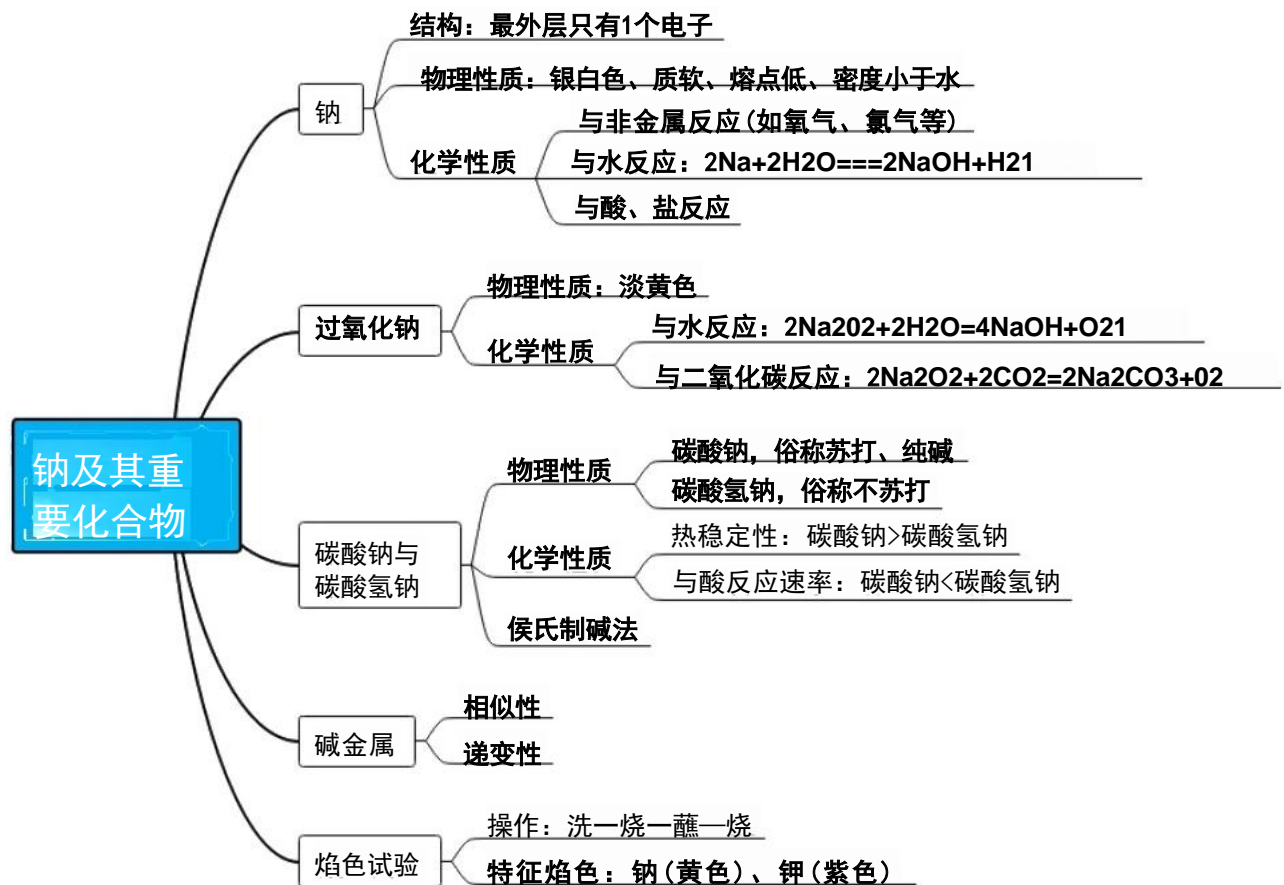
# 高中化学

## 各元素知识点（大全）

# 知识点

一、钠及其性质 .....	1
二、铁及其重要化合物 .....	12
三、铝及其重要化合物 .....	20
四、金属材料铜及金属矿物的开发利用 .....	29
五、氯及其重要化合物 .....	38
六、硫及其重要化合物 .....	55
七、氮及其重要化合物 .....	71
八、碳、硅及无机非金属材料 .....	89

# 一、钠及其性质



## 知识点1 钠的性质及应用

### 1. 钠的物理性质

状态	颜色	硬度	密度	熔点
固态	银白色	质软	$\rho(\text{煤油}) < \rho(\text{钠}) < \rho(\text{水})$	较低

### 2. 钠的化学性质

#### (1) 钠与氧气的反应

	钠放置在空气中	在空气中加热钠
实验现象	新切开的钠具有银白色的金属光泽，在空气中很快变暗	钠先熔化成小球，然后剧烈燃烧，火焰呈黄色，生成淡黄色固体
化学方程式	$4\text{Na} + \text{O}_2 = 2\text{Na}_2\text{O}$	$2\text{Na} + \text{O}_2 \xrightarrow{\Delta} \text{Na}_2\text{O}_2$

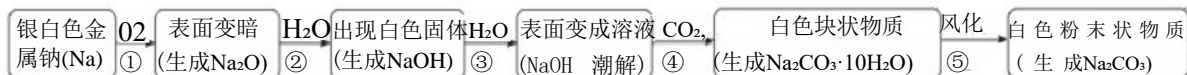
#### (2) 钠与水的反应

实验现象	结论或解释
钠浮在水面上	钠的密度比水小
钠熔化成小球	钠熔点低，反应放热
小球在水面上迅速游动	反应产生的氢气推动小球运动
与水反应发出“嘶嘶”声，逐渐变小，最后消失	钠与水剧烈反应，产生气体
反应后溶液的颜色逐渐变红	有碱性物质(氢氧化钠)生成
化学方程式： $2\text{Na} + 2\text{H}_2\text{O} = 2\text{NaOH} + \text{H}_2\uparrow$	

#### (3) 钠与酸、碱、盐溶液反应的实质

物质类别	反应分析
酸	①钠与酸反应时先与酸中的 $\text{H}^+$ 反应，如 $2\text{Na} + 2\text{HCl} = 2\text{NaCl} + \text{H}_2\uparrow$ ②如果钠过量，钠把酸消耗尽之后，再与水反应
碱	钠与碱溶液反应其实是钠与水的反应
盐	钠与盐溶液反应时先与水反应，如果盐能与 $\text{NaOH}$ 反应，则会发生复分解反应，如 $\text{Na}$ 与 $\text{CuSO}_4$ 溶液的反应

#### (4) 金属钠长期露置于空气中最终完全转变为 $\text{Na}_2\text{CO}_3$ 粉末，此过程中的主要变化与现象：



### 3. 钠的制取、保存与用途

存在形态	只以化合态形式存在	
制备	$2\text{NaCl}(\text{熔融}) \xrightarrow{\text{电解}} 2\text{Na} + \text{Cl}_2 \uparrow$	
变质	钠在空气中长期放置最终变成碳酸钠	
保存	一般保存在 <u>煤油</u> 或 <u>石蜡油</u> 中	
灭火	钠着火时一般用砂土扑灭	
用途	制钠的化合物:	制 $\text{Na}_2\text{O}_2$ 等
	冶金还原剂	从熔融的卤化物中置换出钛、锆、铌、钽等难熔金属
	制高压钠灯	黄光, 射程远、透雾能力强
	原子反应堆导热剂	钠、钾合金, 室温下是液体, 吸热能力强



#### 得分速记

(1) 钠燃烧时不能用水灭火, 应用沙土盖灭。

(2) 取用金属钠时, 用镊子夹取金属钠, 用滤纸擦干表面的煤油, 放在洁净干燥的玻璃片上用小刀切割, 不能用手直接接触金属钠, 并且将剩余的钠放回原试剂瓶中保存。

(3) 钠与溶液反应的共同现象

①浮: 钠浮在液面上; ②熔: 钠熔化成光亮的小球; ③游: 在液面上不停地游动直至反应完全; ④响: 反应中不停地发出“嘶嘶嘶”的响声。若溶液中  $\text{H}^+$  浓度较大, 与水相比反应更加剧烈, 最后钠可能在液面上燃烧。

(4) 钠性质的巧记口诀: 银白轻低软, 传导热和电; 遇氧产物变, 遇氯生白烟; 遇水记五点, 浮熔游响红; 遇酸酸优先, 遇盐水在前。

(5) 考虑钠与酸、碱、盐的水溶液反应时, 要注意  $\text{Na}$  与水反应的同时, 生成的  $\text{NaOH}$  还可能继续与部分溶质反应。(6) 对钠与酸反应的计算问题, 勿忽略  $\text{Na}$  若过量还可与  $\text{H}_2\text{O}$  反应。

## 重知识点2 钠的氧化物与氢氧化物

### 1. 氧化钠与过氧化钠的比较

	Na <sub>2</sub> O	Na <sub>2</sub> O <sub>2</sub>
电子式	$\text{Na}^+[:\ddot{\text{O}}:]^2\text{Na}^+$	$\text{Na}^+[:\ddot{\text{O}}:\ddot{\text{O}}:]^2\text{Na}^+$
氧元素化合价	-2	-1
色、态	白色固体	淡黄色固体
阴、阳离子个数比	1:2	1:2
是否为碱性氧化物	是	不是
化学键类型	只有离子键	有离子键和共价键
与水反应	$\text{Na}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} = 2\text{NaOH}$	$2\text{Na}_2\text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{O} = 4\text{NaOH} + \text{O}_2 \uparrow$
与CO <sub>2</sub> 反应	$\text{Na}_2\text{O} + \text{CO}_2 = \text{Na}_2\text{CO}_3$	$2\text{Na}_2\text{O}_2 + 2\text{CO}_2 = 2\text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{O}_2$
与盐酸反应	$\text{Na}_2\text{O} + 2\text{HCl} = 2\text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$	$2\text{Na}_2\text{O}_2 + 4\text{HCl} = 4\text{NaCl} + 2\text{H}_2\text{O} + \text{O}_2 \uparrow$
主要用途	可制烧碱	漂白剂、消毒剂、供氧剂
保存	密封	密封、远离易燃物

### 2. 过氧化钠的强氧化性

试剂	现象	反应原理并解释
SO <sub>2</sub> 气体	—	$\text{Na}_2\text{O}_2 + \text{SO}_2 = \text{Na}_2\text{SO}_4$
FeCl <sub>2</sub> 溶液	有红褐色沉淀生成	$4\text{Na}_2\text{O}_2 + 4\text{FeCl}_2 + 6\text{H}_2\text{O} = 4\text{Fe}(\text{OH})_3 \downarrow + \text{O}_2 \uparrow + 8\text{NaCl}$
Na <sub>2</sub> SO <sub>3</sub> 溶液	—	$\text{Na}_2\text{O}_2 + \text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} = \text{Na}_2\text{SO}_4 + 2\text{NaOH}$
氢硫酸	溶液变浑浊	$\text{Na}_2\text{O}_2 + \text{H}_2\text{S} = \text{S} \downarrow + 2\text{NaOH}$
酚酞溶液	溶液先变红后褪色	与水反应生成NaOH, Na <sub>2</sub> O <sub>2</sub> 的强氧化性使之褪色
品红溶液	溶液红色褪去	Na <sub>2</sub> O <sub>2</sub> 的强氧化性使之褪色

### 3. 钠的氧化物和盐溶液反应

反应原理	钠的氧化物先和水反应，生成的 NaOH 再和盐发生复分解反应
	过氧化钠与还原性溶液反应：直接发生氧化还原反应
与非还原性盐溶液的反应	CuCl <sub>2</sub> 溶液  产生 <u>蓝色</u> 沉淀
	MgCl <sub>2</sub> 溶液  产生 <u>白色</u> 沉淀和 <u>无色气体</u>
与还原性盐溶液的反应	FeCl <sub>2</sub> 溶液  产生 <u>白色</u> 沉淀，迅速变成 <u>灰绿色</u> ，最后变成 <u>红褐色</u>
	FeCl <sub>2</sub> 溶液  立即产生 <u>气泡</u> 和 <u>红褐色</u> 沉淀

### 4. Na<sub>2</sub>O<sub>2</sub> 的漂白性

原理及特点	<u>氧化</u> 性漂白， <u>永久</u> 性漂白
适用范围	能漂白有机色素，不能漂无机色素(如墨汁)
实验现象	石蕊试液 $\xrightarrow{\text{Na}_2\text{O}_2}$ 现象是溶液先 <u>变蓝</u> 后 <u>褪色</u> ，并有 <u>气泡</u> 产生
	酚酞试液 $\xrightarrow{\text{Na}_2\text{O}_2}$ 现象是溶液先 <u>变红</u> 后 <u>褪色</u> ，并有 <u>气泡</u> 产生
	品红溶液 $\xrightarrow{\text{Na}_2\text{O}_2}$ 现象是溶液 <u>红色褪去</u> ，并有 <u>气泡</u> 产生

### 5. Na<sub>2</sub>O<sub>2</sub> 与 H<sub>2</sub>O、CO<sub>2</sub> 反应的四种关系规律

#### (1) Na<sub>2</sub>O<sub>2</sub> 与 H<sub>2</sub>O、CO<sub>2</sub> 反应的定量关系

电子转移关系	当 Na <sub>2</sub> O <sub>2</sub> 与 CO <sub>2</sub> 、H <sub>2</sub> O 反应时，物质的量关系为 $2\text{Na}_2\text{O}_2 \sim \text{O}_2 \sim 2\text{e}^-$ ， <u><math>n(\text{e}^-) = n(\text{Na}_2\text{O}_2) = 2n(\text{O}_2)</math></u>
气体体积变化关系	若 CO <sub>2</sub> 、水蒸气(或两混合气体)通过足量 Na <sub>2</sub> O <sub>2</sub> ，气体体积的减少量是原来气体体积的 $\frac{1}{2}$ ，等于生成氧气的量， <u><math>\Delta V = V(\text{O}_2) = \frac{1}{2} \cdot V</math></u>
先后顺序关系	由于 CO <sub>2</sub> 能够与 NaOH 反应，所以一定量的 Na <sub>2</sub> O <sub>2</sub> 与一定量的 H <sub>2</sub> O(g) 和 CO <sub>2</sub> 的混合物反应，可视为 Na <sub>2</sub> O <sub>2</sub> 先与 <u>CO<sub>2</sub></u> 反应，剩余的 Na <sub>2</sub> O <sub>2</sub> 再与 <u>H<sub>2</sub>O(g)</u> 反应。
固体质量变化关系	CO <sub>2</sub> 、水蒸气分别与足量 Na <sub>2</sub> O <sub>2</sub> 反应时，固体相当于吸收了 CO <sub>2</sub> 中的“CO”、水蒸气中的“H <sub>2</sub> ”，所以固体增加的质量 $\Delta m(\text{CO}_2) = 28 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} \times n(\text{CO}_2)$ ， $\Delta m(\text{H}_2\text{O}) = 2 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} \times n(\text{H}_2\text{O})$

(2) 特殊应用：凡分子组成符合 (CO)<sub>m</sub>·(H<sub>2</sub>)<sub>n</sub> 的物质，*m* g 该物质在 O<sub>2</sub> 中完全燃烧，将其产物 [CO<sub>2</sub> 和 H<sub>2</sub>O(g)] 通入足量 Na<sub>2</sub>O<sub>2</sub> 后，固体增重必为 *m* g。或者是由 C、H、O 三种元素组成的物质，只要 C、O 原子个数比为 1 : 1，即可满足上述关系。

无机化合物	H <sub>2</sub> 、CO及H <sub>2</sub> 和CO的混合气体
有机化合物	CH <sub>3</sub> OH(甲醇)、HCHO(甲醛)、CH <sub>3</sub> COOH(乙酸)、HCOOCH <sub>3</sub> (甲酸甲酯)、C <sub>6</sub> H <sub>12</sub> O <sub>6</sub> (葡萄糖)等

### 得分速记

- (1) Na<sub>2</sub>O<sub>2</sub> 不属于碱性氧化物。
- (2) Na<sub>2</sub>O、Na<sub>2</sub>O<sub>2</sub> 中 阴、阳离子个数比均为1:2。
- (3) 钠的氧化物和盐溶液反应的过程：先和水反应生成碱，碱再与盐溶液发生复分解反应。
- (4) Na<sub>2</sub>O<sub>2</sub> 投入品红溶液中，因溶液中有强氧化性物质，因而Na<sub>2</sub>O<sub>2</sub> 可使品红溶液褪色。Na<sub>2</sub>O<sub>2</sub> 投入无色酚酞溶液中，酚酞溶液先变红后褪色。
- (5) Na<sub>2</sub>O<sub>2</sub> 与 SO<sub>2</sub> 反应的化学方程式是Na<sub>2</sub>O<sub>2</sub>+SO<sub>2</sub>=Na<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>， 而非2Na<sub>2</sub>O<sub>2</sub>+2SO<sub>2</sub>=2Na<sub>2</sub>SO<sub>3</sub>+O<sub>2</sub>。

### 3. 氢氧化钠

(1) 物理性质：NaOH 的俗名为烧碱、火碱或苛性钠：它是一种白色固体，易溶于水并放出大量的热，有吸水性；吸收空气中的水分而潮解；有很强的腐蚀性。

(2) 化学性质

①具有碱的通性：能使酸碱指示剂变色；与强酸反应；与酸性氧化物、两性氧化物反应；与盐反应(强碱制弱碱)。

②其他反应

与金属铝反应： $2\text{Al}+2\text{OH}^-+6\text{H}_2\text{O}=2[\text{Al}(\text{OH})_4]^-+3\text{H}_2\uparrow$

与非金属单质反应： $\text{Cl}_2+2\text{OH}^-=\text{Cl}^-+\text{ClO}^-+\text{H}_2\text{O}$

酯类水解： $\text{CH}_3\text{COOC}_2\text{H}_5+\text{NaOH}\triangleq\text{CH}_3\text{COONa}+\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$

(3)NaOH 的制取

①实验室(土法)制烧碱： $\text{Na}_2\text{CO}_3+\text{Ca}(\text{OH})_2=\text{CaCO}_3\downarrow+2\text{NaOH}$

②现代工业制碱： $2\text{NaCl}+2\text{H}_2\text{O}\xrightarrow{\text{电解}}2\text{NaOH}+\text{H}_2\uparrow+\text{Cl}_2\uparrow$

(4)NaOH 在有机反应中的应用

提供碱性环境，如卤代烃的水解和消去反应、酯类的水解和油脂的皂化等。



## 知识点 1 $\text{Na}_2\text{CO}_3$ 、 $\text{NaHCO}_3$ 的性质、用途及制法

### 1. $\text{Na}_2\text{CO}_3$ 、 $\text{NaHCO}_3$ 的物理性质

名称	碳酸钠	碳酸氢钠
化学式	$\text{Na}_2\text{CO}_3$	$\text{NaHCO}_3$
俗名	纯碱或苏打	小苏打
颜色、状态	白色粉末	细小白色晶体
水溶性	易溶于水	水中易溶，但比 $\text{Na}_2\text{CO}_3$ 的溶解度小

### 2. $\text{Na}_2\text{CO}_3$ 、 $\text{NaHCO}_3$ 的化学性质

#### (1) 热稳定性

①  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  性质稳定，受热难分解。

②  $\text{NaHCO}_3$  性质不稳定，受热易分解，化学方程式为  $2\text{NaHCO}_3 \xrightarrow{\Delta} \text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2 \uparrow$ 。

#### (2) 与足量盐酸反应

①  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ :  $\text{CO}_3^{2-} + 2\text{H}^+ \rightleftharpoons \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2 \uparrow$ 。

②  $\text{NaHCO}_3$ :  $\text{HCO}_3^- + \text{H}^+ \rightleftharpoons \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2 \uparrow$ 。

#### (3) 与碱( $\text{NaOH}$ 溶液)反应

①  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ : 与  $\text{NaOH}$  溶液不反应。

②  $\text{NaHCO}_3$ :  $\text{NaHCO}_3 + \text{NaOH} \rightleftharpoons \text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O}$ 。

#### (4) 相互转化

①  $\text{Na}_2\text{CO}_3 \longrightarrow \text{NaHCO}_3$

向  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  溶液中通入  $\text{CO}_2$ ，化学方程式为  $\text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2 \rightleftharpoons 2\text{NaHCO}_3$ 。

②  $\text{NaHCO}_3 \longrightarrow \text{Na}_2\text{CO}_3$

$\text{NaHCO}_3$  固体加热分解转化成  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ 。

### 3. $\text{Na}_2\text{CO}_3$ 、 $\text{NaHCO}_3$ 的主要用途

(1) 碳酸钠：用于造纸、制造玻璃、制皂、洗涤等。

(2) 碳酸氢钠：用于制发酵粉、医药、治疗胃酸过多、灭火剂等。

## 知识点 2 $\text{Na}_2\text{CO}_3$ 和 $\text{NaHCO}_3$ 的鉴别与除杂

### 1. $\text{Na}_2\text{CO}_3$ 、 $\text{NaHCO}_3$ 的鉴别

(1) 固体的鉴别用加热法：产生使澄清石灰水变浑浊的气体的是  $\text{NaHCO}_3$  固体。

(2) 溶液的鉴别可用沉淀法、气体法和测 pH 法。

①沉淀法：加入BaCl<sub>2</sub> 溶液或CaCl<sub>2</sub> 溶液，产生沉淀的是Na<sub>2</sub>CO<sub>3</sub> 溶液。

②气体法：滴入稀盐酸，立即产生气泡的是NaHCO<sub>3</sub> 溶液。

③测pH 法：用pH 试纸测相同浓度的稀溶液， pH 大的是Na<sub>2</sub>CO<sub>3</sub> 溶液。

## 2. Na<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>、NaHCO<sub>3</sub> 的除杂

序号	混合物(括号内为杂质)	除杂方法
①	Na <sub>2</sub> CO <sub>3</sub> (S) (NaHCO <sub>3</sub> )	加热法
②	NaHCO <sub>3</sub> (aq) (Na <sub>2</sub> CO <sub>3</sub> )	通入足量CO <sub>2</sub>
③	Na <sub>2</sub> CO <sub>3</sub> (aq) (NaHCO <sub>3</sub> )	滴加适量NaOH溶液

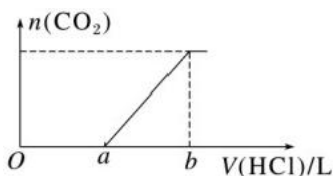
### 得分速记

(1)NaHCO<sub>3</sub> 与碱溶液反应的实质是HCO<sub>3</sub><sup>-</sup> 与 OH<sup>-</sup> 反应生成CO<sub>3</sub><sup>2-</sup>、CO<sub>3</sub><sup>2-</sup> 有可能发生后续反应，如NaHCO<sub>3</sub> 与 Ca(OH)<sub>2</sub> 溶液反应可以生成白色沉淀 CaCO<sub>3</sub>；

(2)不能用澄清石灰水来鉴别Na<sub>2</sub>CO<sub>3</sub> 与 NaHCO<sub>3</sub>：Ca(OH)<sub>2</sub> 溶液与二者反应均生成白色沉淀CaCO<sub>3</sub>，无法区别；

(3)用盐酸鉴别Na<sub>2</sub>CO<sub>3</sub> 溶液和 NaHCO<sub>3</sub> 溶液时，要求两溶液浓度相差不大，且加入的盐酸等浓度且不宜过大。

### 知识点3 Na<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>、NaHCO<sub>3</sub>与盐酸反应的基本图象



若V(0a)=V(ab) (即0a段与ab段消耗盐酸的体积相同)	溶液中的溶质为 <u>Na<sub>2</sub>CO<sub>3</sub></u>	涉及离子方程式0a : $\text{CO}_3^{2-} + \text{H}^+ = \text{HCO}_3^-$ ; ab : $\text{HCO}_3^- + \text{H}^+ = \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2 \uparrow$
若V(0a) > V(ab) (即0a段消耗盐酸的体积大于ab段消耗盐酸的体积)	溶液中的溶质为 <u>Na<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>和NaOH</u>	涉及离子方程式0a : $\text{OH}^- + \text{H}^+ = \text{H}_2\text{O}$ 、 $\text{CO}_3^{2-} + \text{H}^+ = \text{HCO}_3^-$ ; ab : $\text{HCO}_3^- + \text{H}^+ = \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2 \uparrow$
若V(0a) < V(ab) (即0a段消耗盐酸的体积小于ab段消耗盐酸的体积)	溶液中的溶质为 <u>Na<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>和NaHCO<sub>3</sub></u>	涉及离子方程式0a : $\text{CO}_3^{2-} + \text{H}^+ = \text{HCO}_3^-$ ; ab : $\text{HCO}_3^- + \text{H}^+ = \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2 \uparrow$
若a=0 (即图像从原点开始)	溶液中的溶质为 <u>NaHCO<sub>3</sub></u>	涉及离子方程式： $\text{HCO}_3^- + \text{H}^+ = \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2 \uparrow$

## 知识点4 侯氏制碱法

原料	$\text{NH}_3$ 、 $\text{CO}_2$ 、饱和食盐水
原理	<p>往饱和食盐水中依次通入足量的<math>\text{NH}_3</math>、<math>\text{CO}_2</math>(氨碱法), 利用<math>\text{NaHCO}_3</math>的溶解性小于<math>\text{NH}_4\text{HCO}_3</math>的溶解性原理, 使 <math>\text{NaHCO}_3</math> 从溶液中析出。</p> <p><math>\text{NH}_3 + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O} = \text{NH}_4\text{HCO}_3</math>、<math>\text{NH}_4\text{HCO}_3 + \text{NaCl}(\text{饱和}) = \text{NaHCO}_3 \downarrow + \text{NH}_4\text{Cl}</math></p> <p>总反应为: <math>\text{NH}_3 + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O} + \text{NaCl}(\text{饱和}) = \text{NaHCO}_3 \downarrow + \text{NH}_4\text{Cl}</math></p> <p><math>2\text{NaHCO}_3 \xrightarrow{\Delta} \text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2 \uparrow</math></p>
生产流程	

### 得分速记

#### (1) 工艺流程

饱和氯化钠溶液  $\xrightarrow{\text{先通NH}_3 \rightarrow \text{后通CO}_2}$  过滤煅烧  $\rightarrow$  纯碱

(3) 循环使用的物质:  $\text{CO}_2$ 、饱和食盐水。

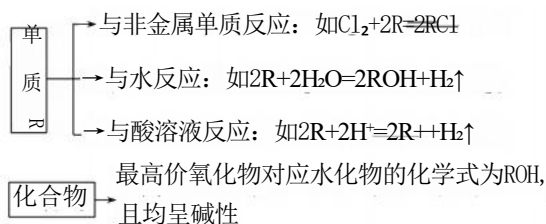
## 知识点1 碱金属的一般性与特殊性

### 1. 碱金属的原子结构与性质

		相似性	递变性(由Li $\rightarrow$ Cs)
原子结构		最外层均为1个电子	<p>电子层数逐渐增多</p> <p>核电荷数逐渐增大</p> <p>原子半径逐渐增大</p>
元素性质		都具有较强的 <u>金属性</u> , 最高正价均为 $\pm 1$ 价	金属性逐渐增强
单质性质	物理性质	(除Cs外)都呈银白色, 密度较小, 熔、沸点较低	密度逐渐增大(钾反常), 熔、沸点逐渐降低
	化学性质	都具有较强的还原性	还原性逐渐增强; 与 $\text{O}_2$ 反应越来越剧烈, 产物越来越复杂

## 2. 碱金属的化学性质

(1) 性质的相似性 (用R表示碱金属元素)



(2) 性质的递变性

元素	Li	Na	K	Rb	Cs
与氧气反应	反应越来越剧烈，产物越来越复杂				
	Li <sub>2</sub> O	Na <sub>2</sub> O、Na <sub>2</sub> O <sub>2</sub>	K <sub>2</sub> O、K <sub>2</sub> O <sub>2</sub> 、KO <sub>2</sub>	更复杂氧化物	
与水反应	反应越来越剧烈				
	反应缓慢	反应剧烈	轻微爆炸	剧烈爆炸	
氢氧化物	碱性强弱：LiOH≤NaOH≤KOH≤RbOH≤CsOH				



**得分速记**

碱金属的相似性和递变性 (由Li→Cs)

		相似性	递变性
原子结构		最外层均有1个电子	电子层数逐渐增多 核电荷数逐渐增大 原子半径逐渐增大
元素性质		具有较强的金属性, 最高正价均为+1价	金属性逐渐增强
单质性质	物理性质	(除Cs外)都呈银白色, 密度较小, 熔、沸点较低	从Li→Cs密度逐渐增大 (Na、K反常), 熔、沸点逐渐降低
	化学性质	都具有较强的还原性	还原性逐渐增强

## 知识点2 焰色试验

定义	很多金属或它们的化合物在灼烧时都会使火焰呈现出特征颜色，根据火焰呈现的特征颜色，可以判断试样所含的金属元素，化学上把这样的定性分析操作称为 <u>焰色试验</u> 。					
用品	铂丝或铁丝、稀盐酸、酒精灯					
操作步骤	<div> <div>洗</div> <div>烧</div> <div>蘸</div> <div>烧</div> </div> <p>将铂丝(或光洁无锈的铁丝)用<u>盐酸</u>洗净</p> <p>将洗净的铂丝(或铁丝)放在酒精灯(或煤气灯)外焰上灼烧，至与<u>原来的火焰颜色</u>相同时为止</p> <p><u>蘸取试样</u></p> <p>在外焰上灼烧，并观察<u>火焰颜色</u></p>					
金属的焰色	金属元素	锂	钠	钾	铷	
	焰色	紫红色	黄色	紫色	紫色	
	金属元素	钙	锶	钡	铜	
	焰色	砖红色	洋红色	黄绿色	绿色	
应用	①检验金属元素的存在，如：鉴别NaCl和KCl溶液。 ②利用焰色反应制节日烟花。					



### 得分速记

(1) 焰色试验体现的是元素的性质，无论元素是游离态还是化合态，同一元素均具有相同的焰色。

(2) 焰色试验发生的是物理变化。

(3) 在观察钾元素的焰色时，应透过蓝色的钴玻璃片观察，蓝色钴玻璃可以将黄光过滤掉，避免钠元素的干扰。

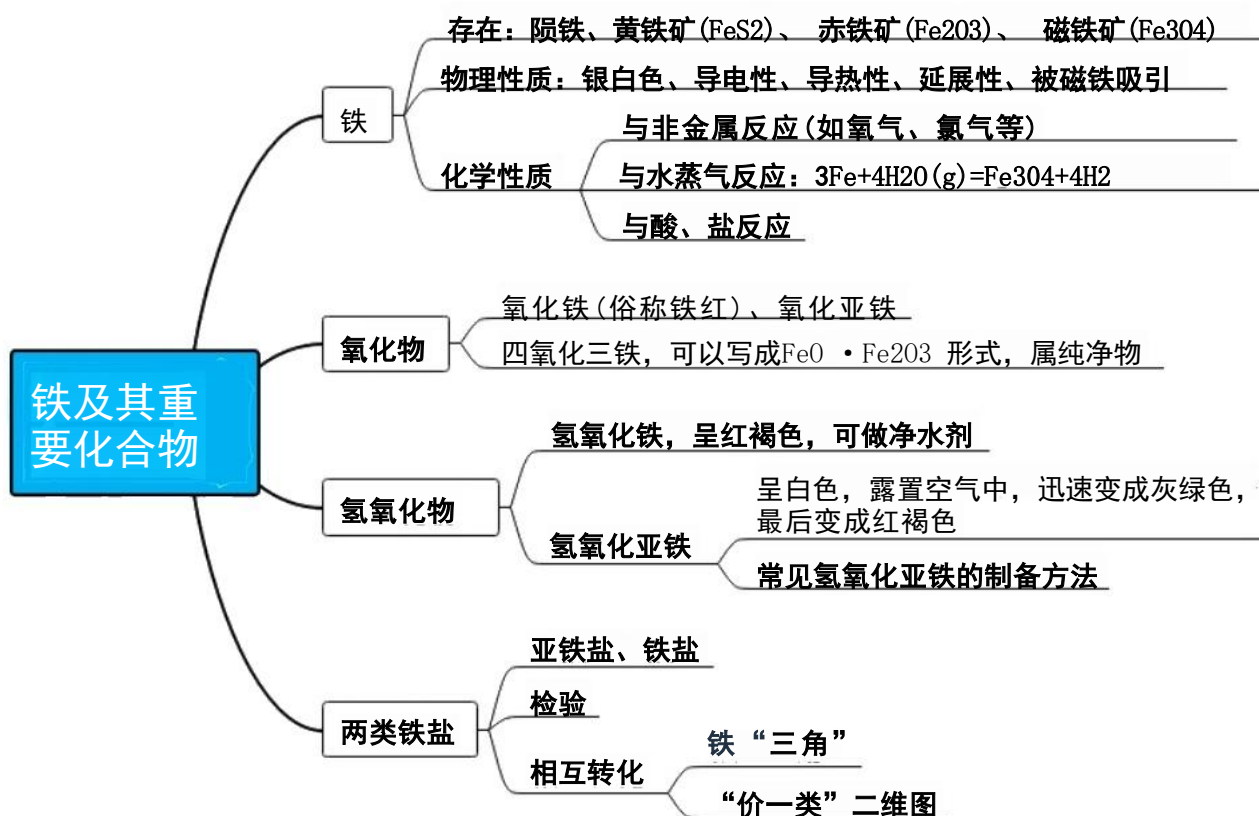
①若肉眼看不到紫色火焰，则样品中可能含钾元素；

②若肉眼看到紫色火焰，则样品中一定不含钠元素。

(4) 洗涤做焰色反应的铂丝，可选用稀盐酸，不能用稀硫酸。选用稀盐酸，生成的金属氯化物在高温时可挥发，不能选择稀硫酸，硫酸不挥发。

(5) 可用洁净无锈的铁丝代替铂丝，不能用铜丝代替。

## 二、铁及其重要化合物



### 考点一 铁及其重要化合物

知 能 解 码

#### 知识点1 铁

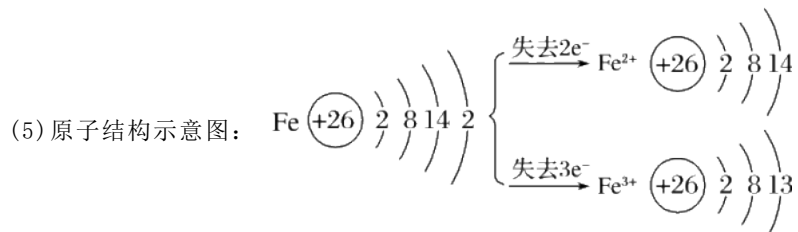
##### 1. 存在及位置

(1) 游离态: 铁在自然界中可以以单质的形态存在于陨铁中。

(2) 化合态: 铁主要以化合物的形态存在, 主要以+2价和+3价存在于矿石中, 如黄铁矿(主要成分是 $\text{FeS}_2$ )、赤铁矿(主要成分是 $\text{Fe}_2\text{O}_3$ )、磁铁矿(主要成分是 $\text{Fe}_3\text{O}_4$ )、菱铁矿(主要成分是 $\text{FeCO}_3$ )等。

(3) 含量：铁元素在地壳中含量仅次于氧、硅和铝，居第四位。

(4) 核外电子排布式：  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^6 4s^2$  或  $[\text{Ar}] 3d^6 4s^2$ ， 价电子排布式：  $3d^6 4s^2$ 。



## 2. 铁的物理性质

颜色状态	导电性、导热性、延展性	熔、沸点	特性
银白色固体	良好(导电性不如铜和铝)	高	被磁铁吸引

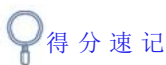
## 3. 铁的化学性质

### (1) 化学性质

通性	非金属单质	弱氧化剂	$\text{Fe} + \text{s} \triangle \text{FeS}$
		强氧化剂	$2\text{Fe} + 3\text{Cl}_2 \rightleftharpoons 2\text{FeCl}_3$ (产生棕黄色的烟)
	非氧化性酸	HCl 稀硫酸	$\text{Fe} + 2\text{H}^+ = \text{Fe}^{2+} + \text{H}_2 \uparrow$
	盐	$\text{CuSO}_4$ 溶液	$\text{Fe} + \text{CuSO}_4 = \text{FeSO}_4 + \text{Cu}$ $\text{Fe} + \text{Cu}^{2+} = \text{Fe}^{2+} + \text{Cu}$
	水	高温水蒸气	$3\text{Fe} + 4\text{H}_2\text{O}(\text{g}) \xrightleftharpoons{\text{高温}} \text{Fe}_3\text{O}_4 + 4\text{H}_2$
	钝化	室温下，铁在浓硫酸、浓硝酸中，表面形成一层致密的氧化物膜，保护内部的金属不再与酸反应	

### (2) 实验探究铁粉与水蒸气的反应

实验装置	
操作现象	用火柴点燃肥皂液，听到爆鸣声，证明生成了 $\text{H}_2$
实验结论	在高温下，铁能与水蒸气反应，化学方程式为： $3\text{Fe} + 4\text{H}_2\text{O}(\text{g}) \xrightleftharpoons{\text{高温}} \text{Fe}_3\text{O}_4 + 4\text{H}_2$



(1) Fe 与  $\text{O}_2$  (点燃)、 $\text{H}_2\text{O}(\text{g})$  (高温) 反应的固体产物都是  $\text{Fe}_3\text{O}_4$  而不是  $\text{Fe}_2\text{O}_3$ 。

(2) 常温下，Fe、Al 在冷的浓硫酸和浓硝酸中发生钝化，但加热后能继续反应。

(3) Fe与  $\text{Cl}_2$  反应时生成  $\text{FeCl}_3$ ，与 S 反应时生成  $\text{FeS}$ ，说明  $\text{Cl}_2$  的氧化性强于 S。

(4) Fe 与在少量  $\text{Cl}_2$  中燃烧不能生成  $\text{FeCl}_2$ ，因为  $\text{FeCl}_3$  和 Fe 必须在溶液中才能反应。所以无论  $\text{Cl}_2$  是过量还是少量，Fe 与  $\text{Cl}_2$  反应只生成  $\text{FeCl}_3$ 。

(5) Fe 与盐酸反应生成  $\text{FeCl}_2$  而不是  $\text{FeCl}_3$ ；Fe 与  $\text{I}_2$  反应生成  $\text{FeI}_2$  而不是  $\text{FeI}_3$ 。

(6) 在电化学中铁作负极时电极反应式为  $\text{Fe}-2\text{e}^-=\text{Fe}^{2+}$ 。

#### 4. 铁的冶炼

(1) 原料：铁矿石、焦炭、空气、石灰石。

(2) 设备：高炉。

(3) 主要反应：

① 还原剂的生成： $\text{C}+\text{O}_2 \xrightarrow{\text{高温}} \text{CO}_2$ ， $\text{CO}_2+\text{C} \xrightarrow{\text{高温}} 2\text{CO}$ 。

② 铁的生成： $\text{Fe}_2\text{O}_3+3\text{CO} \xrightarrow{\text{高温}} 2\text{Fe}+3\text{CO}_2$ 。

### 重 知识点2 铁的氧化物

物质	氧化亚铁 ( $\text{FeO}$ )	氧化铁 ( $\text{Fe}_2\text{O}_3$ )	四氧化三铁 ( $\text{Fe}_3\text{O}_4$ )
俗称		铁红	磁性氧化铁
颜色、状态	黑色粉末	红棕色粉末	黑色晶体(有磁性)
溶解性	不溶于水		
铁的价态	+2	+3	+2、+3
与 $\text{H}^+$ 反应的离子方程式	$\text{FeO}+2\text{H}^+=\text{Fe}^{2+}+\text{H}_2\text{O}$	$6\text{H}^++\text{Fe}_2\text{O}_3=2\text{Fe}^{3+}+3\text{H}_2\text{O}$	$\text{Fe}_3\text{O}_4+8\text{H}^+=2\text{Fe}^{3+}+\text{Fe}^{2+}+4\text{H}_2\text{O}$
稳定性	$6\text{FeO}+\text{O}_2=2\text{Fe}_3\text{O}_4$	稳定	稳定
与 $\text{CO}$ 、 $\text{C}$ 、 $\text{H}_2$ 反应	生成单质铁及 $\text{CO}_2$ 或 $\text{H}_2\text{O}$		
用途	$\text{Fe}_2\text{O}_3$ 常用作红色油漆与涂料，赤铁矿(主要成分是 $\text{Fe}_2\text{O}_3$ ) 是炼铁的原料		

#### 得分速记

(1)  $\text{Fe}_3\text{O}_4$  是一种混合价态的氧化物，可以写成  $\text{FeO}\cdot\text{Fe}_2\text{O}_3$  形式，具有  $\text{FeO}$  和  $\text{Fe}_2\text{O}_3$  的双重性质，但它不是一种混合物，而是纯净物。

(2) 铁的三种氧化物中只有  $\text{Fe}_3\text{O}_4$  不是碱性氧化物。

(3)  $\text{Fe}_3\text{O}_4$  和  $\text{FeO}$  含+2价的铁，是一种还原性氧化物，与氧化性酸发生氧化还原反应生成  $\text{Fe}^{3+}$ 。

(4)  $\text{Fe}_3\text{O}_4$  和  $\text{Fe}_2\text{O}_3$  含+3价的铁，是一种氧化性氧化物，与还原性酸发生氧化还原反应生成  $\text{Fe}^{2+}$ 。



## 重 知识点3 铁的氢氧化物

### 1. 铁的氢氧化物


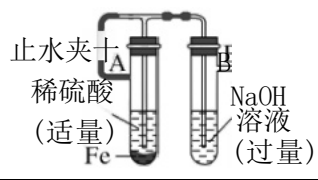
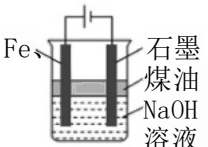
化学式	$\text{Fe}(\text{OH})_2$	$\text{Fe}(\text{OH})_3$
色态	白色固体	红褐色固体
溶解性	难溶于水	难溶于水
与盐酸反应	$\text{Fe}(\text{OH})_2 + 2\text{H}^+ = \text{Fe}^{2+} + 2\text{H}_2\text{O}$	$\text{Fe}(\text{OH})_3 + 3\text{H}^+ = \text{Fe}^{3+} + 3\text{H}_2\text{O}$
受热分解	—	$2\text{Fe}(\text{OH})_3 \xrightarrow{\Delta} \text{Fe}_2\text{O}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$
制法	可溶性亚铁盐与碱反应： $\text{Fe}^{2+} + 2\text{OH}^- = \text{Fe}(\text{OH})_2 \downarrow$	可溶性铁盐与碱反应： $\text{Fe}^{3+} + 3\text{OH}^- = \text{Fe}(\text{OH})_3 \downarrow$
二者的关系	空气中， $\text{Fe}(\text{OH})_2$ 能够非常迅速地被氧气氧化成 $\text{Fe}(\text{OH})_3$ ，现象是白色沉淀迅速变成灰绿色，最后变成红褐色，化学方程式为 $4\text{Fe}(\text{OH})_2 + \text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{O} = 4\text{Fe}(\text{OH})_3$	

### 得分速记

① $\text{Fe}(\text{OH})_2$ 与硝酸反应不是发生中和反应生成盐和水，而是发生氧化还原反应 $3\text{Fe}(\text{OH})_2 + 10\text{HNO}_3 = 3\text{Fe}(\text{NO}_3)_3 + \text{NO} \uparrow + 8\text{H}_2\text{O}$ 。

② $\text{Fe}(\text{OH})_3$ 与氢碘酸(HI)反应不是发生中和反应生成盐和水，而是发生氧化还原反应 $2\text{Fe}(\text{OH})_3 + 6\text{H}^+ = 2\text{Fe}^{2+} + \text{I}_2 + 6\text{H}_2\text{O}$ 。

### 2. 铁的氢氧化物的制法

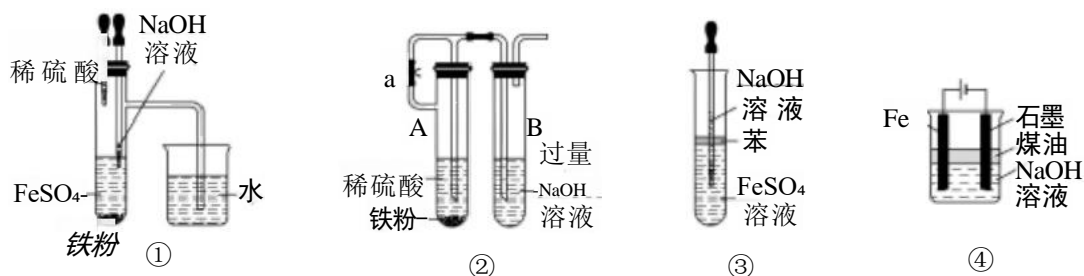
方法	装置	说明
隔绝空气		用不含 $\text{Fe}^{3+}$ 的 $\text{FeSO}_4$ 溶液与用不含 $\text{O}_2$ 的蒸馏水配制的 $\text{NaOH}$ 溶液反应制备
氢气氛围中		先打开止水夹，生成的氢气排尽装置中的空气，关闭止水夹，生成的硫酸亚铁被压入氢氧化钠溶液
电解法		利用电解实验可以制得纯净的 $\text{Fe}(\text{OH})_2$ 白色沉淀，阳极为铁，阴极为石墨

## 得分速记

### 防止 $\text{Fe}(\text{OH})_2$ 氧化的方法

- (1) 将配制溶液的蒸馏水煮沸，排出溶解的氧气。
- (2) 将盛有氢氧化钠溶液的胶头滴管尖端插入试管里的亚铁盐溶液液面下，再慢慢挤出 $\text{NaOH}$ 溶液。
- (3) 在亚铁盐溶液上加保护层，例如苯或植物油等。
- (4) 充入保护气，如氢气、氮气、稀有气体等。
- (5) 用铁作阳极，石墨作阴极，电解 $\text{NaOH}$ 溶液或 $\text{NaCl}$ 溶液；利用新产生的 $\text{Fe}^{2+}$ 与 $\text{OH}^-$ 反应制取 $\text{Fe}(\text{OH})_2$ ，阴极产生 $\text{H}_2$ ，防止 $\text{Fe}(\text{OH})_2$ 氧化。

常见的制备 $\text{Fe}(\text{OH})_2$ 的装置：



## 考点二 铁及其化合物的转化及应用

### 知能解码

#### 知识点1 亚铁盐的性质及应用

##### 1. $\text{Fe}^{2+}$ 的氧化性和还原性

(1) 含有 $\text{Fe}^{2+}$ 的溶液呈浅绿色， $\text{Fe}^{2+}$ 处于铁的中间价态，既有氧化性，又有还原性，其中以还原性为主，如：遇 $\text{Br}_2$ 、 $\text{Cl}_2$ 、 $\text{H}_2\text{O}_2$ 、 $\text{NO}_3^-(\text{H}^+)$ 等均表现为还原性。

(2)  $\text{Fe}^{2+}$ 的酸性溶液与 $\text{H}_2\text{O}_2$ 反应的离子方程式： $2\text{Fe}^{2+} + \text{H}_2\text{O}_2 + 2\text{H}^+ = 2\text{Fe}^{3+} + 2\text{H}_2\text{O}$ 。

(3) 向 $\text{FeSO}_4$ 溶液中滴加酸性 $\text{KMnO}_4$ 溶液，溶液褪色。反应的离子方程式： $\text{MnO}_4^- + 5\text{Fe}^{2+} + 8\text{H}^+ = 5\text{Fe}^{3+} + \text{Mn}^{2+} + 4\text{H}_2\text{O}$ 。

##### 2. 可水解

$\text{Fe}(\text{OH})_2$ 是弱碱，含 $\text{Fe}^{2+}$ 的盐(如硫酸亚铁)溶液呈酸性。配制硫酸亚铁溶液时常加少量硫酸抑制 $\text{Fe}^{2+}$ 的水解，加少量铁屑防止 $\text{Fe}^{2+}$ 被氧化。

#### 知识点2 铁盐的性质及应用

## 1. 氧化性

含有  $\text{Fe}^{3+}$  的溶液呈棕黄色， $\text{Fe}^{3+}$  处于铁的高价态，遇  $\text{Fe}$ 、 $\text{Cu}$ 、 $\text{HI}$ 、 $\text{H}_2\text{S}$ 、 $\text{SO}_3^{2-}$  等均表现为氧化性。

①  $\text{Fe}^{3+}$  与  $\text{S}^{2-}$ 、 $\text{I}^-$ 、 $\text{HS}^-$ 、 $\text{SO}_3^{2-}$  等具有较强还原性的离子不能大量共存。

②  $\text{Fe}^{3+}$  可腐蚀印刷电路板上的铜箔，反应的离子方程式为  $2\text{Fe}^{3+} + \text{Cu} \rightleftharpoons \text{Cu}^{2+} + 2\text{Fe}^{2+}$ 。

## 2. 易水解

$\text{Fe}(\text{OH})_3$  是很弱的碱，且溶度积很小，因而  $\text{Fe}^{3+}$  极易水解，只能存在于酸性较强的溶液中。

(1) 利用  $\text{Fe}^{3+}$  易水解的性质，实验室可用  $\text{FeCl}_3$  滴入沸水中制取氢氧化铁胶体，反应的化学方程式： $\text{FeCl}_3 + 3\text{H}_2\text{O} \triangleq \text{Fe}(\text{OH})_3(\text{胶体}) + 3\text{HCl}$ 。

(2) 利用  $\text{Fe}^{3+}$  易水解的性质，工业上常用调节 pH 方法除去溶液中的铁离子。

(3) 利用  $\text{Fe}^{3+}$  易水解的性质，实验室配制氯化铁溶液，通常将氯化铁固体先溶于较浓的盐酸中，然后再稀释至所需浓度。

④  $\text{Fe}^{3+}$  与  $\text{HCO}_3^-$ 、 $[\text{Al}(\text{OH})_4]^-$ 、 $\text{CO}_3^{2-}$ 、 $\text{ClO}^-$  等水解呈碱性的离子不能大量共存。

## 3. 特性

含有  $\text{Fe}^{3+}$  的盐溶液遇到  $\text{KSCN}$  时变成血红色，含有  $\text{Fe}^{3+}$  的盐溶液遇到酚类物质时变成紫色。

### 知识点 3 $\text{Fe}^{2+}$ 和 $\text{Fe}^{3+}$ 的检验

#### 1. $\text{Fe}^{3+}$ 的检验

(1) 观察法：溶液呈棕黄色，证明含有  $\text{Fe}^{3+}$

(2)  $\text{KSCN}$  法：加入  $\text{KSCN}$  或其它可溶性硫氰化物溶液，溶液呈血红色，证明含有  $\text{Fe}^{3+}$   
离子方程式： $\text{Fe}^{3+} + 3\text{SCN}^- \rightleftharpoons \text{Fe}(\text{SCN})_3$

(3) 碱液法：加入氨水或  $\text{NaOH}$  溶液，有红褐色沉淀生成，证明含有  $\text{Fe}^{3+}$   
离子方程式： $\text{Fe}^{3+} + 3\text{OH}^- \rightleftharpoons \text{Fe}(\text{OH})_3 \downarrow$  (红褐色沉淀)

(4) 淀粉  $\text{KI}$  试纸法：能使淀粉  $\text{KI}$  试纸变蓝，证明含有  $\text{Fe}^{3+}$   
离子方程式： $2\text{Fe}^{3+} + 2\text{I}^- \rightleftharpoons 2\text{Fe}^{2+} + \text{I}_2$

(5) ⑤ 铜片法：加入铜片，铜片溶解且溶液变为蓝色，证明含有  $\text{Fe}^{3+}$   
离子方程式： $2\text{Fe}^{3+} + \text{Cu} \rightleftharpoons 2\text{Fe}^{2+} + \text{Cu}^{2+}$

## 2. $\text{Fe}^{2+}$ 的检验

(1) 观察法：溶液呈浅绿色，证明含有  $\text{Fe}^{2+}$

(2) 碱液法：加入氨水或  $\text{NaOH}$  溶液，产生白色絮状沉淀，迅速变成灰绿色，最终变为红褐色，证明有  $\text{Fe}^{2+}$

离子方程式： $\text{Fe}^{2+} + 2\text{OH}^- = \text{Fe}(\text{OH})_2 \downarrow$  (白色沉淀)

$4\text{Fe}(\text{OH})_2 + \text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{O} = 4\text{Fe}(\text{OH})_3$  (红褐色沉淀)

(3)  $\text{KMnO}_4$  法：加入少量酸性  $\text{KMnO}_4$  溶液，能使  $\text{KMnO}_4$  溶液的紫红色变浅，证明有  $\text{Fe}^{2+}$

离子方程式： $5\text{Fe}^{2+} + \text{MnO}_4^- + 8\text{H}^+ = 5\text{Fe}^{3+} + \text{Mn}^{2+} + 4\text{H}_2\text{O}$

(4)  $\text{KSCN}$  法：先加入  $\text{KSCN}$ ，溶液不变红，再加新制氯水溶液变红色的为  $\text{Fe}^{2+}$

离子方程式： $2\text{Fe}^{2+} + \text{Cl}_2 = 2\text{Fe}^{3+} + 2\text{Cl}^-$ 、 $\text{Fe}^{3+} + 3\text{SCN}^- = \text{Fe}(\text{SCN})_3$

(5) 向某溶液中滴加  $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$  溶液，产生蓝色沉淀，说明原溶液中含有  $\text{Fe}^{2+}$

3. 含  $\text{Fe}^{2+}$ 、 $\text{Fe}^{3+}$  的混合溶液中  $\text{Fe}^{3+}$ 、 $\text{Fe}^{2+}$  的检验：验  $\text{Fe}^{2+}$  和  $\text{Fe}^{3+}$  混合溶液时，要分两次分别检验  $\text{Fe}^{2+}$  和  $\text{Fe}^{3+}$ ，检验  $\text{Fe}^{2+}$  时要选择酸性高锰酸钾溶液，检验  $\text{Fe}^{3+}$  时最好选择  $\text{KSCN}$  溶液。

答题模板：将混合溶液分成两份分别于两支试管中，向其中一支试管中加入酸性高锰酸钾溶液，若酸性高锰酸钾紫红色褪去，则说明含有  $\text{Fe}^{2+}$ ；向另一支试管中加入  $\text{KSCN}$  溶液，若溶液变红，则说明含有  $\text{Fe}^{3+}$ 。

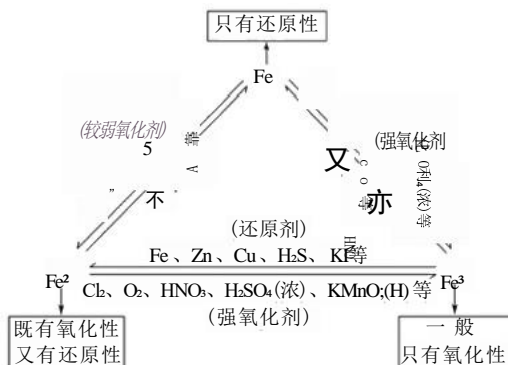
### 得分速记

(1) 检验  $\text{Fe}^{2+}$  时不能先加氯水后加  $\text{KSCN}$  溶液，也不能将加  $\text{KSCN}$  后的混合溶液加入足量的新制氯水中(新制氯水能氧化  $\text{SCN}^-$ )，检验  $\text{Fe}^{2+}$  最好用  $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$  溶液。

(2)  $\text{Fe}^{3+}$ 、 $\text{Fe}^{2+}$ 、 $\text{Cl}^-$  同时存在时不能用酸性  $\text{KMnO}_4$  溶液检验  $\text{Fe}^{2+}$  ( $\text{Cl}^-$  能还原酸性  $\text{KMnO}_4$ ，有干扰)。

## 知识点4 “铁三角”的转化关系及其应用

### 1. “铁三角”的转化



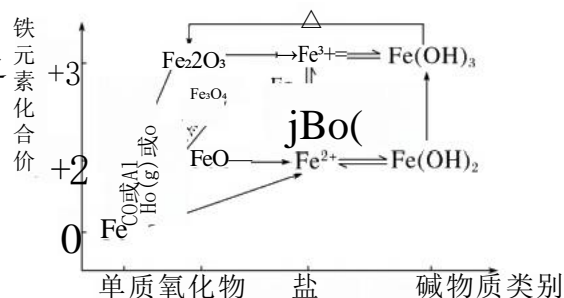
## 2. 铁及其化合物的转化关系——铁的价类二维图

(1) 横向变化体现了同价态 **不同物质** 类别 (氧化物、盐、碱) 之间的转化：

① 碱性氧化物 ( $\text{Fe}_2\text{O}_3$ 、 $\text{FeO}$ ) 都能溶于酸 ( $\text{H}^+$ ) 转化为盐；

②  $\text{Fe}^{2+}$ 、 $\text{Fe}^{3+}$  与碱 ( $\text{OH}^-$ ) 反应生成对应的碱；

③ 难溶性的碱易分解生成对应的氧化物，但难溶性的碱性氧化物一般不与水反应生成对应的碱。



(2) 纵向变化体现不同价态 **同物质** 类别之间的转化，主要体现物质的氧化性或还原性。

(3) 斜向变化体现不同价态、不同物质类别之间的转化，主要体现物质的 **氧化性和还原性**。

## 3. 应用

(1) 判断离子共存

①  $\text{Fe}^{2+}$  与  $\text{NO}_3^-$  ( $\text{H}^+$ )、 $\text{ClO}^-$ 、 $\text{MnO}_4^-$  ( $\text{H}^+$ ) 发生 **氧化还原** 反应，不能大量共存；

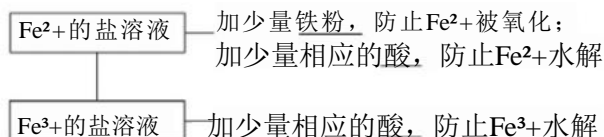
②  $\text{Fe}^{3+}$  与  $\text{S}^{2-}$ 、 $\text{I}^-$ 、 $\text{SO}_3^{2-}$  发生 **氧化还原** 反应，不能大量共存；

③  $\text{Fe}^{2+}$ 、 $\text{Fe}^{3+}$  与  $\text{HCO}_3^-$ 、 $\text{CO}_3^{2-}$  等水解相互促进生成 **沉淀**，不能大量共存。

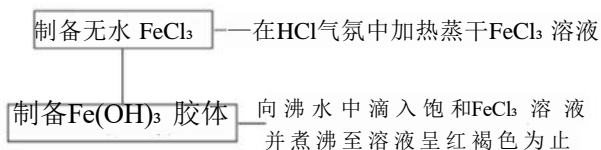
(2) 除杂

溶液	杂质	除杂方法
$\text{FeCl}_2$	$\text{FeCl}_3$	加过量铁粉后过滤
$\text{FeCl}_3$	$\text{FeCl}_2$	加氯水或 $\text{H}_2\text{O}_2$
$\text{FeCl}_2$	$\text{CuCl}_2$	加过量铁粉后过滤

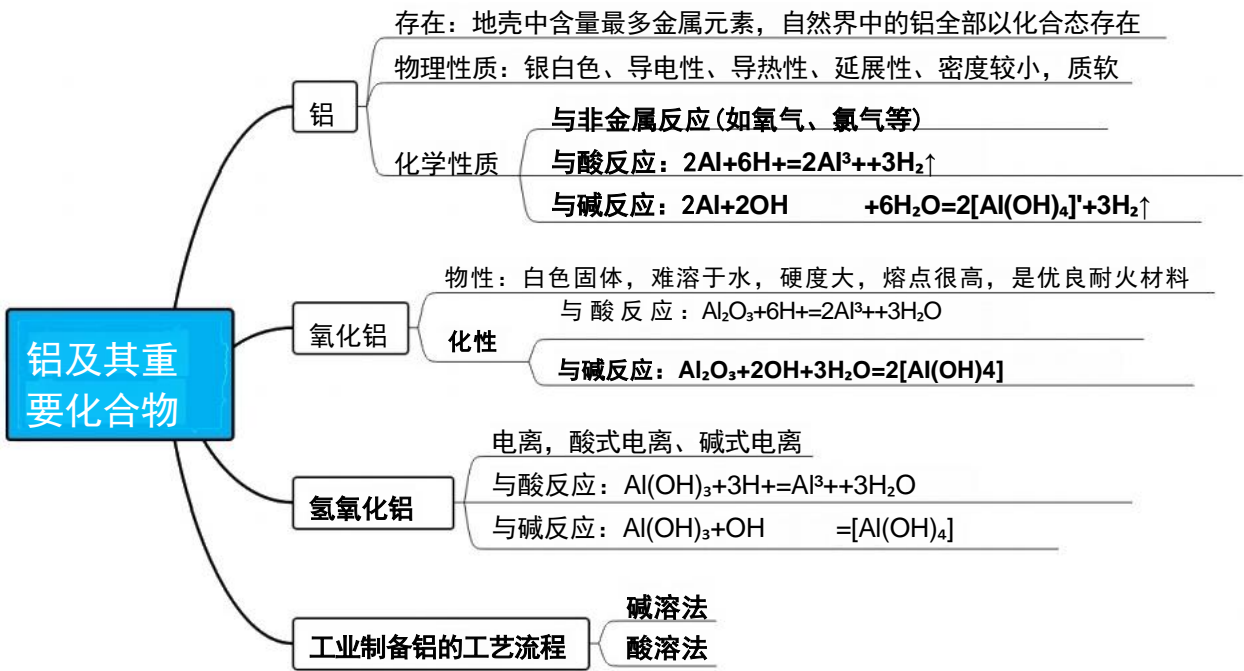
(3) 盐溶液的配制与保存



(4) 物质的制备



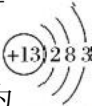
### 三、铝及其重要化合物



### 考点一 铝及其化合物

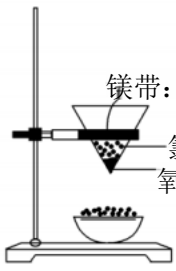
#### 知识点1 铝

##### 1. 金属铝的结构、存在和性质

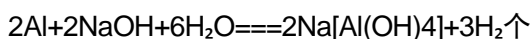
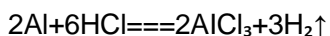
结构	 铝的原子结构示意图为		
存在	铝是地壳中含量最多的金属元素，自然界中的铝全部以化合态存在		
物理性质	银白色有金属光泽的固体，有良好的延展性、导电性和传热性等，密度较小，质地柔软		
化学性质	通性	非金属单质反应	$4\text{Al}+3\text{O}_2\overset{\text{点燃}}{=}2\text{Al}_2\text{O}_3$ (致密氧化铝薄膜，可保护内部金属)
			$2\text{Al}+6\text{H}^+=2\text{Al}^{3+}+3\text{H}_2\uparrow$
			$2\text{Al}+3\text{Cu}^{2+}=2\text{Al}^{3+}+3\text{Cu}$

		水反应	$2\text{Al}+6\text{H}_2\text{O}=2\text{Al}(\text{OH})_3+3\text{H}_2\uparrow$
		钝化	室温下，铝在 <u>浓硫酸</u> 、 <u>浓硝酸</u> 中，表面形成一层致密的氧化物膜，保护内部的金属不再与酸反应
		与碱反应	$2\text{Al}+2\text{NaOH}+6\text{H}_2\text{O}=2\text{Na}[\text{Al}(\text{OH})_4]+3\text{H}_2\uparrow$ $2\text{Al}+2\text{OH}^-+6\text{H}_2\text{O}=2[\text{Al}(\text{OH})_4]+3\text{H}_2\uparrow$

## 2. 铝热反应

实验装置	
实验现象	①镁带剧烈燃烧，放出大量的热，并发出耀眼的白光，氧化铁与铝粉在较高温度下发生剧烈的反应；②纸漏斗的下部被烧穿，有熔融物落入沙中
实验结论	高温下，铝与氧化铁发生反应，放出大量的热： $\text{Fe}_2\text{O}_3+2\text{Al}\xrightarrow{\text{高温}}2\text{Fe}+\text{Al}_2\text{O}_3$
原理应用	①制取熔点较高、活动性弱于Al的金属，如铁、铬、锰、钨等， $3\text{MnO}_2+4\text{Al}\xrightarrow{\text{高温}}3\text{Mn}+2\text{Al}_2\text{O}_3$ ； ②金属焊接，如野外焊接钢轨等

## 3. 铝与酸或碱反应生成 $\text{H}_2$ 的量的关系



(1) 等质量的铝与足量的盐酸、氢氧化钠溶液分别反应：

①产生  $\text{H}_2$  的物质的量相等。

②消耗  $\text{H}^+$ 、 $\text{OH}^-$  的物质的量之比为  $n(\text{H}^+):n(\text{OH}^-)=3:1$ 。

(2) 足量的铝分别与等物质的量的  $\text{HCl}$  和  $\text{NaOH}$  反应：

①消耗 Al 的物质的量之比为  $1:3$ 。

②生成  $\text{H}_2$  的物质的量之比为  $1:3$ 。

(3) 一定量的铝分别与一定量的盐酸、氢氧化钠溶液反应：

若产生氢气的体积比为  $\frac{1}{3} < \frac{V_{\text{HCl}}(\text{H}_2)}{V_{\text{NaOH}}(\text{H}_2)} < 1$ ，则必定

①铝与盐酸反应时，铝过量而  $\text{HCl}$  不足。

②铝与氢氧化钠溶液反应时，铝不足而 NaOH过量。

### 得分速记

(1) 铝是活泼金属，但铝的抗腐蚀性强，因为铝的表面有一层致密的氧化物薄膜。由于  $\text{Al}_2\text{O}_3$  的熔点高于  $\text{Al}$  的熔点，故在酒精灯上加热铝箔直至熔化，熔化的铝并不滴落。

(2) 铝热反应不仅指铝与  $\text{Fe}_2\text{O}_3$  反应，铝热反应置换的金属为金属活动性比铝弱的难熔金属。

①铝热反应是在高温干态下进行的置换反应，铝只能与金属活动性顺序中排在铝之后的金属的氧化物反应。

②铝热反应会放出大量的热(这一特性常出现在推断题中)。Mg 条、 $\text{KClO}_3$  的作用是产生高温，引发铝热反应。

③铝热反应不能用来冶炼大量的金属铁、铜等(要考虑冶炼成本)。

(3) 常温下铝不能溶于浓硫酸和浓硝酸，不是不反应，而是发生钝化，在表面生成一层致密的氧化膜，阻止反应继续进行。

(4) 铝既能与酸溶液反应，又能与强碱溶液反应，但是铝不是两性金属，它是一种活泼金属，表现强还原性。

(5) 铝热剂着火时不能用水灭火，应用沙土盖灭。

(6) 工业上冶炼  $\text{Al}$  用电解熔融  $\text{Al}_2\text{O}_3$  的方法而不用  $\text{AlCl}_3$  作原料的原因是  $\text{AlCl}_3$  是共价化合物，熔融态不导电。

(7) 能与铝反应生成  $\text{H}_2$  的溶液，可能是酸性溶液，也可能是碱性溶液。

(8) 等质量的铝与足量的酸或碱溶液反应，生成  $\text{H}_2$  的量相同。

(9) 等物质的量的酸和碱与足量的铝反应，生成  $\text{H}_2$  的量由酸和碱的物质的量决定。

## 重 知识点2 氧化铝

物理性质	白色固体，难溶于水，硬度大，熔点很高，是优良耐火材料	
化学性质	与酸反应	$\text{Al}_2\text{O}_3 + 6\text{HCl} = 2\text{AlCl}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$ <span style="float: right;"><math>\text{Al}_2\text{O}_3 + 6\text{H}^+ = 2\text{Al}^{3+} + 3\text{H}_2\text{O}</math></span>
	与碱反应	$\text{Al}_2\text{O}_3 + 2\text{NaOH} + 3\text{H}_2\text{O} = 2\text{Na}[\text{Al}(\text{OH})_4]$ $\text{Al}_2\text{O}_3 + 2\text{OH}^- + 3\text{H}_2\text{O} = 2[\text{Al}(\text{OH})_4]^-$
用途	制造耐火、耐高温器材、工业冶炼铝、可以制作各种宝石	

### 得分速记

①与酸反应： $\text{Al}_2\text{O}_3 + 6\text{H}^+ = 2\text{Al}^{3+} + 3\text{H}_2\text{O}$

②与碱反应： $\text{Al}_2\text{O}_3 + 2\text{OH}^- + 3\text{H}_2\text{O} = 2[\text{Al}(\text{OH})_4]^-$

这里的酸碱是指强酸、强碱。



### 重点知识3 氢氧化铝

物理性质	白色胶状不溶于水的固体，有较强的吸附性	
电离方程式	$\text{Al(OH)}_3 \rightleftharpoons \text{Al}^{3+} + 3\text{OH}^-$ (碱式电离)	
	与酸反应	$\text{Al(OH)}_3 + 3\text{HCl} = \text{AlCl}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$ $\text{Al(OH)}_3 + 3\text{H}^+ = \text{Al}^{3+} + 3\text{H}_2\text{O}$
	与碱反应	$\text{Al(OH)}_3 + \text{NaOH} = \text{NaAl(OH)}_4$ $\text{Al(OH)}_3 + \text{OH}^- = [\text{Al(OH)}_4]^-$
	不稳定性	$2\text{Al(OH)}_3 \xrightarrow{\Delta} \text{Al}_2\text{O}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$
制备	铝盐与足量氨水	$\text{Al}^{3+} + 3\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O} = \text{Al(OH)}_3 \downarrow + 3\text{NH}_4^+$
	偏铝酸盐与足量 $\text{CO}_2$	$\text{AlO}_2^- + \text{CO}_2 + 2\text{H}_2\text{O} = \text{Al(OH)}_3 \downarrow + \text{HCO}_3^-$
用途	氢氧化铝胶体有较强的吸附性，可用于 <u>净水</u> ；氢氧化铝碱性不强，可以用作胃酸中和剂	

### 得分速记

氧化铝和氢氧化铝(能写离子方程式的写离子方程式)

名称	氧化铝 ( $\text{Al}_2\text{O}_3$ )	氢氧化铝 [ $\text{Al(OH)}_3$ ]
物理性质	白色固体，熔点很高	白色胶状物质，难溶于水
化学性质	与酸反应	$\text{Al}_2\text{O}_3 + 6\text{H}^+ = 2\text{Al}^{3+} + 3\text{H}_2\text{O}$ $\text{Al(OH)}_3 + 3\text{H}^+ = \text{Al}^{3+} + 3\text{H}_2\text{O}$
	与碱反应	$\text{Al}_2\text{O}_3 + 2\text{OH}^- + 3\text{H}_2\text{O} = 2[\text{Al(OH)}_4]^-$ $\text{Al(OH)}_3 + \text{OH}^- = [\text{Al(OH)}_4]^-$
	加热	不分解 $2\text{Al(OH)}_3 \xrightarrow{\Delta} \text{Al}_2\text{O}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$
主要用途	①做耐高温材料 ②冶炼铝的原料	①制药 ② $\text{Al(OH)}_3$ 胶体用于净水

### 知识点4 常见的铝盐

#### 1. 明矾

(1) 化学式:  $\text{KAl(SO}_4)_2 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$ ，属于复盐。

(2) 净水原理: 明矾溶于水时发生电离，电离方程式为  $\text{KAl(SO}_4)_2 = \text{K}^+ + \text{Al}^{3+} + 2\text{SO}_4^{2-}$ ，

其中  $\text{Al}^{3+}$  发生水解反应，离子方程式为  $\text{Al}^{3+} + 3\text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{Al(OH)}_3(\text{胶体}) + 3\text{H}^+$ ，产生

$\text{Al}(\text{OH})_3$  胶体，其吸附能力很强，可以吸附水中的悬浮杂质并形成沉淀，使水变得澄清。

### 得分速记

(1)  $\text{Al}_2\text{O}_3$ 、 $\text{Al}(\text{OH})_3$  是中学阶段接触的唯一与碱反应的金属氧化物和氢氧化物，经常应用到除杂、计算题中，所以一定要熟记这两个反应的离子方程式。

(2)  $\text{Al}(\text{OH})_3$  具有两性，能溶于强酸(如盐酸)、强碱(如  $\text{NaOH}$  溶液)，但不溶于弱酸(如  $\text{H}_2\text{CO}_3$ )、弱碱溶液(如氨水)。

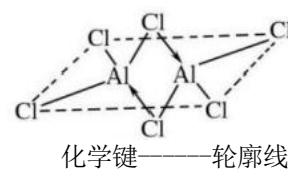
(3) 由  $\text{Al}(\text{OH})_3$  的两式电离以及与酸和碱反应的离子方程式可知：与酸反应时相当于三元碱，与碱反应时相当于一元酸。

(4) 明矾净水只能除去水中的悬浮杂质，不能杀菌消毒，与氯气消毒原理不同。

## 2. $\text{AlCl}_3$ 的结构与性质

(1)  $\text{AlCl}_3$  熔点、沸点都很低，且会升华，易溶于乙醚等有机溶剂，因为它是一种共价型化合物。熔化的  $\text{AlCl}_3$  不易导电， $\text{AlCl}_3$  晶体属于分子晶体，故制备铝时不用  $\text{AlCl}_3$  电解。

(2)  $\text{AlCl}_3$  的蒸汽或处于熔融状态时，都以  $\text{AlCl}_3$  二聚 分子形式存在。 $\text{AlCl}_3$  二聚分子的形成原因是铝原子的缺电子结构。 $\text{AlCl}_3$  二聚分子结构示意图如图，其中每个铝原子均为  $\text{sp}^3$  杂化，各有1条空的轨道，氯原子处于以铝原子为中心的四面体的4个顶点位置。分子中有桥式氯原子存在，桥式氯原子在与其中一个铝原子成  $\sigma$  键的同时，与另一个铝原子的空轨道发生配位，形成  $\sigma$  配位键。



(3)  $\text{AlCl}_3$  能与  $\text{Cl}^-$  生成  $\text{AlCl}_4^-$ :  $\text{AlCl}_3(\text{aq}) + \text{Cl}^-(\text{aq}) = \text{AlCl}_4^-(\text{aq})$

(4) 与  $\text{Al}_2\text{Cl}_6$  类似， $\text{AlCl}_4^-$ 、 $\text{Na}_3\text{AlF}_6$ 、 $\text{Al}(\text{OH})_4^-$  中均存在配位键。

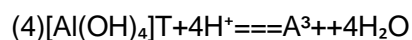
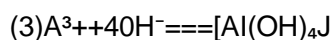
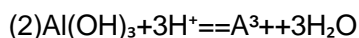
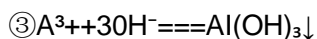
## 考点二 “铝三角”与铝图象

### 知识点1 铝及其化合物相互转化

1.  $\text{Al}^{3+}$ 、 $\text{Al}(\text{OH})_3$ 、 $[\text{Al}(\text{OH})_4]^-$  之间的转化关系

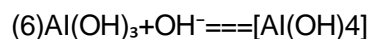
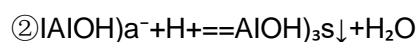
(1)  $\text{Al}^{3+} + 3\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{Al}(\text{OH})_3 \downarrow + 3\text{NH}_4^+$

(2)  $\text{Al}^{3+} + 3[\text{Al}(\text{OH})_4]^- \rightleftharpoons 4\text{Al}(\text{OH})_3 \downarrow$



AODJ60

过量 $\text{CO}_2$  ② 少量  $\text{Al}(\text{OH})_3$



### 3. 铝三角的应用

(1) 选择制备 $\text{Al}(\text{OH})_3$ 的最佳途径

① 由 $\text{Al}^{3+}$ 制备 $\text{Al}(\text{OH})_3$ , 宜用 $\text{Al}^{3+}$ 与氨水反应: \_\_\_\_\_ 去

② 由 $\text{NaAlO}_2$ 制备 $\text{Al}(\text{OH})_3$  宜用 $\text{CO}_2$ 与 $\text{AlO}_2^-$ 反应:  $2\text{H}_2\text{O} + \text{AlO}_2^- + \text{CO}_2 \rightleftharpoons \text{Al}(\text{OH})_3 \downarrow + \text{HCO}_3^-$

③ 从节约原料角度, 由 $\text{Al}$ 制备 $\text{Al}(\text{OH})_3$ , 宜用  $\frac{1}{4}\text{Al}$  制备  $\text{Al}^{3+}$ ,  $\frac{3}{4}\text{Al}$  制备  $\text{AlO}_2^-$ , 然后将二者混合:  $\text{Al}^{3+} + 3\text{AlO}_2^- + 6\text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons 4\text{Al}(\text{OH})_3 \downarrow$  业

(2) 有关离子共存问题

① 与 $\text{Al}^{3+}$ 不能大量共存的(阴)离子有:  $\text{OH}^-$ 、 $\text{AlO}_2^-$ 、 $\text{HS}^-$ 、 $\text{SiO}_3^{2-}$ 、 $\text{CO}_3^{2-}$ 、 $\text{HCO}_3^-$ 、 $\text{S}^{2-}$ 等。

② 与 $\text{AlO}_2^-$ 不能大量共存的(阳)离子有:  $\text{H}^+$ 、 $\text{Al}^{3+}$ 、 $\text{NH}_4^+$ 、 $\text{Fe}^{2+}$ 、 $\text{Fe}^{3+}$ 等。

③  $\text{AlO}_2^-$ 与 $\text{HCO}_3^-$ 因发生(相对强酸制弱酸的反应)而不能共存。

(3) 分析离子反应顺序

① 向含有 $\text{Al}^{3+}$ 、 $\text{NH}_4^+$ 、 $\text{H}^+$ 的混合溶液中逐滴加入 $\text{NaOH}$ 溶液, 反应顺序是:  $\text{H}^+ + \text{OH}^- \rightleftharpoons \text{H}_2\text{O}$ ; II.  $\text{Al}^{3+} + 3\text{OH}^- \rightleftharpoons \text{Al}(\text{OH})_3 \downarrow$  (若先与 $\text{NH}_4^+$ 反应, 则生成的 $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$ 又使 $\text{Al}^{3+}$ 沉淀且生成 $\text{NH}_4^+$ ); III.  $\text{NH}_4^+ + \text{OH}^- \rightleftharpoons \text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$  [若先溶解 $\text{Al}(\text{OH})_3$ , 则产生的 $\text{AlO}_2^-$ 又与 $\text{NH}_4^+$ 反应生成沉淀]; IV.  $\text{Al}(\text{OH})_3 + \text{OH}^- \rightleftharpoons [\text{Al}(\text{OH})_4]^-$ 。

② 向含有 $\text{AlO}_2^-$ 、 $\text{CO}_3^{2-}$ 、 $\text{OH}^-$ 的混合溶液中逐滴加入盐酸, 反应顺序是: I.  $\text{OH}^- + \text{H}^+ \rightleftharpoons \text{H}_2\text{O}$ ; II.  $[\text{Al}(\text{OH})_4]^- + \text{H}^+ \rightleftharpoons \text{Al}(\text{OH})_3 \downarrow + \text{H}_2\text{O}$  ( $[\text{Al}(\text{OH})_4]^-$ 比 $\text{CO}_3^{2-}$ 先反应); III.  $\text{CO}_3^{2-} + \text{H}^+ \rightleftharpoons \text{HCO}_3^-$ ; IV.  $\text{HCO}_3^- + \text{H}^+ \rightleftharpoons \text{CO}_2 \uparrow + \text{H}_2\text{O}$  [ $\text{HCO}_3^-$ 比 $\text{Al}(\text{OH})_3$ 先反应]; V.  $\text{Al}(\text{OH})_3 + 3\text{H}^+ \rightleftharpoons \text{Al}^{3+} + 3\text{H}_2\text{O}$ 。

## 知识点2重要的铝图象

1. 可溶性铝盐溶液与 NaOH 溶液反应的图像 (从上述转化关系中选择符合图像变化的离子方程式, 下同)

操作	可溶性铝盐溶液中逐滴加入NaOH溶液至过量	NaOH溶液中逐滴加入可溶性铝盐溶液至过量
现象	立即产生白色沉淀→渐多→最多→渐少→消失	无沉淀(有但即溶)→出现沉淀→渐多→最多→沉淀不消失
图像		
方程式序号	AB: (1)③ BD: (6)	AB: (3) BC: (1)②

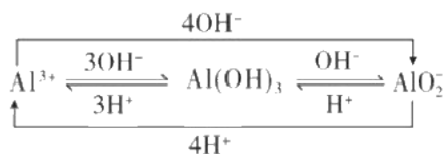
## 2. 偏铝酸盐溶液与盐酸反应的图像

操作	偏铝酸盐溶液中逐滴加入稀盐酸至过量	稀盐酸中逐滴加入偏铝酸盐溶液至过量
现象	立即产生白色沉淀→渐多→最多→渐少→消失	无沉淀→出现沉淀→渐多→最多→沉淀不消失
图像		
方程式序号	AB: (5)② BC: (2)	AB: (4) BC: (1)②

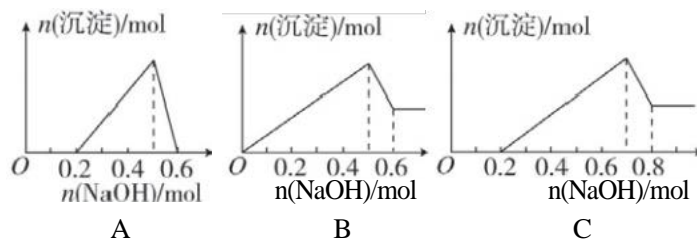
## 3. 突破Al(OH)<sub>3</sub>沉淀图像三个秘诀

(1) 明晰横、纵坐标含义, 然后通过曲线变化特点分析反应原理。

(2) 掌握  $\text{Al}^{3+}$ 、 $\text{Al(OH)}_3$ 、 $\text{AlO}_2^-$  三者之间的转化比例:



(3) 明晰 $\text{Al}^{3+}$  + 溶液 + 加碱( $\text{OH}^-$ ) 的几种常见变形图像, 如:



图A 中,  $n(\text{H}^+):n(\text{Al}^{3+})=2:1$ 。

图B 中, 若已知原溶液中含有 $\text{Mg}^{2+}$ 。则可推出:

$n(\text{Mg}^{2+}):n(\text{Al}^{3+})=1:1$ 。

图 C 中, 若已知原溶液中含有  $\text{H}^+$  和  $\text{Mg}^{2+}$ , 则可推导出:  $n(\text{H}^+):n(\text{Al}^{3+}):n(\text{Mg}^{2+})=$

2:1:1。

得分速记

有关 $\text{Al}(\text{OH})_3$  的计算

(1) 求产物 $\text{Al}(\text{OH})_3$  的量

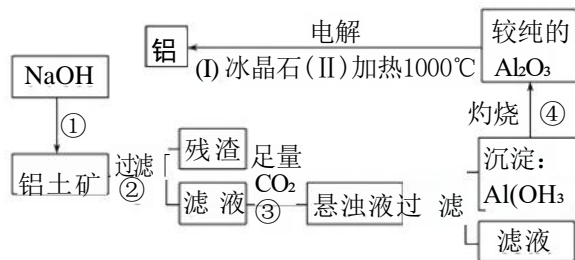
- ① 当 $n(\text{OH}^-) \leq 3n(\text{Al}^{3+})$  时,  $n[\text{Al}(\text{OH})_3] = \frac{1}{3}n(\text{OH}^-)$ ;
- ② 当 $3n(\text{Al}^{3+}) < n(\text{OH}^-) < 4n(\text{Al}^{3+})$  时,  $n[\text{Al}(\text{OH})_3] = 4n(\text{Al}^{3+}) - n(\text{OH}^-)$ ;
- ③ 当 $n(\text{OH}^-) \geq 4n(\text{Al}^{3+})$  时,  $n[\text{Al}(\text{OH})_3] = 0$ , 无沉淀。

(2) 求反应物碱的量

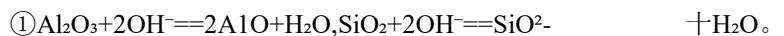
- ① 若碱不足 ( $\text{Al}^{3+}$  未完全沉淀):  $n(\text{OH}^-) = 3n[\text{Al}(\text{OH})_3]$ ;
- ② 若碱使生成的 $\text{Al}(\text{OH})_3$  部分溶解:  $n(\text{OH}^-) = 4n(\text{Al}^{3+}) - n[\text{Al}(\text{OH})_3]$ 。

### 考 点 三 工业制备铝的工艺流程

#### 知识点1工业制铝的工艺流程—碱溶法



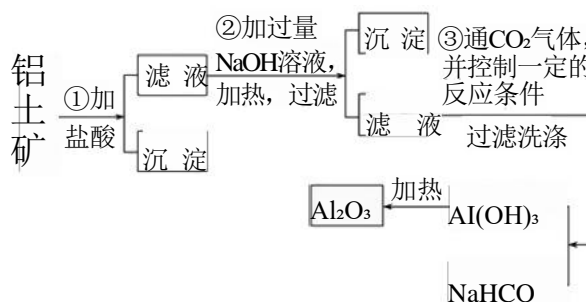
(1) ①、③两步骤中可能发生反应的离子方程式



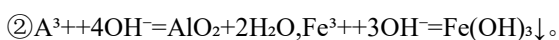
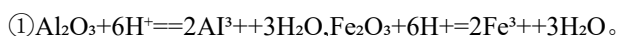
(2) 步骤③中不用盐酸(或  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ) 酸化, 因为  $\text{AlO}_2^-$  与酸反应生成的  $\text{Al}(\text{OH})_3$  具有两性, 可溶于强酸, 不易控制酸的量;  $\text{CO}_2$  廉价而且生成的副产物  $\text{NaHCO}_3$  用途广泛, 经济效益好。

(3) 步骤④中得到较纯的  $\text{Al}_2\text{O}_3$ , 可能含有  $\text{SiO}_2$  杂质, 在电解时它不会影响铝的纯度是因为  $\text{SiO}_2$  的熔点很高, 在加热到  $1000^\circ\text{C}$  左右时不会熔化。

## 知识点 2 工业制铝的工艺流程 — 酸溶法

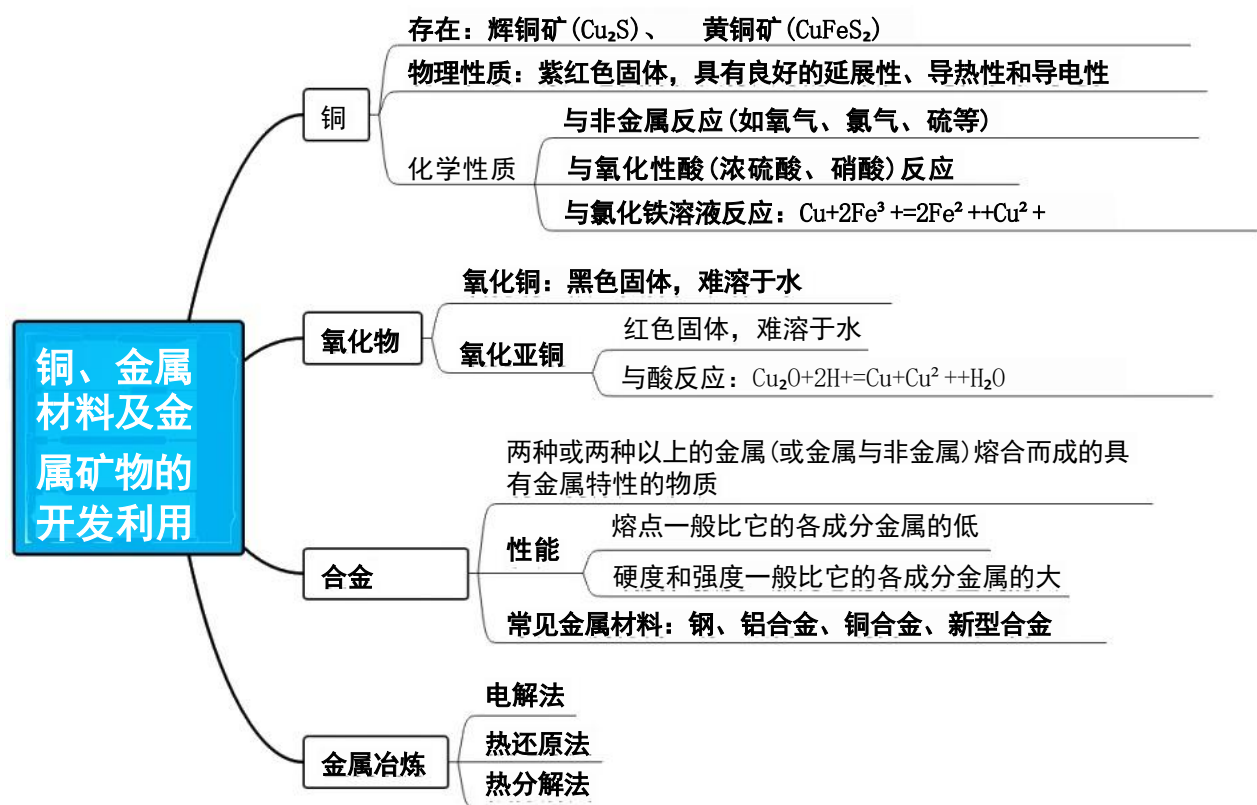


(1) ①、②中可能发生反应的离子方程式。



(2) 步骤②中不用氨水沉淀  $\text{Fe}^{3+}$  是因为:  $\text{Al}(\text{OH})_3$  只能溶于 强碱, 不能溶于 氨水, 若用氨水则不能将  $\text{Fe}(\text{OH})_3$  和  $\text{Al}(\text{OH})_3$  分离

# 四、金属材料铜及金属矿物的开发利用



## ◆ 考点一 物质的组成与分类



### 知识点 1 铜

#### 1. 存在及位置

(1) 存在: 在自然界中铜大多数主要以硫化铜存在, 主要是辉铜矿( $\text{Cu}_2\text{S}$ )、黄铜矿( $\text{CuFeS}_2$ )和斑铜矿( $\text{CuFeS}_2$ )。铜还以游离态的形式存在自然铜是一种含铜矿石, 成分是铜单质。

(2) 位置: 铜位于元素周期表中第4周期ⅠB族, 是人类最早使用的金属之一; 铜元素是一种的变价金属元素(+1、+2)。

## 2. 原子结构

(1) 铜 (Cuprum) 是一种金属元素，也是一种过渡元素，化学符号 Cu，英文copper，原子

序数29, 原子结构示意图为:



(2) 核外电子排布式:  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^1 4s^1$  或  $[Ar] 3d^1 4s^1$ , 价电子排布式:  $3d^1 4s^1$ 。

3. 物理性质。紫红色固体，具有良好的延展性、导热性和导电性。

## 4. 化学性质



①生成铜绿的化学方程式:  $2Cu + O_2 + CO_2 + H_2O = Cu_2(OH)_2CO_3$  (绿色固体)。

②Cu 和S 反应的化学方程式:  $2Cu + S \xrightarrow{\Delta} Cu_2S$ 。

③与浓硫酸共热的化学方程式:  $Cu + 2H_2SO_4(浓) \xrightarrow{\Delta} CuSO_4 + SO_2 \uparrow + 2H_2O$ 。

④与稀硝酸反应的离子方程式:  $3Cu + 8H^+ + 2NO_3^- = 3Cu^{2+} + 2NO \uparrow + 4H_2O$ 。

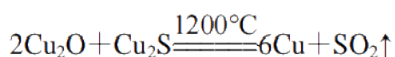
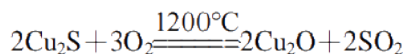
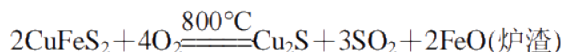
⑤与浓硝酸反应的离子方程式:  $Cu + 4H^+ + 2NO_3^- = Cu^{2+} + 2NO_2 \uparrow + 2H_2O$ 。

⑥与FeCl<sub>3</sub> 溶液反应的离子方程式:  $Cu + 2Fe^{3+} = 2Fe^{2+} + Cu^{2+}$ 。

## 5. 铜的冶炼

(1) 湿法炼铜:  $Fe + CuSO_4 = FeSO_4 + Cu$ 。

(2) 高温炼铜: 工业上用高温冶炼黄铜矿的方法获得铜(粗铜):



(3) 电解精炼铜:

粗铜中铜的含量为99.5%~99.7%, 主要含有Ag、Zn、Fe、Au等杂质, 粗铜通过电解精炼可得到纯度达99.95%~99.98%的铜。电解精炼铜的原理是用粗铜作阳极, 铜在阳极上



失电子变为 $\text{Cu}^{2+}$ ，用纯铜棒作阴极， $\text{Cu}^{2+}$ 在阴极上得电子生成铜。

### 得分速记

- (1) 铜和氧气在常温下反应生成  $\text{Cu}_2(\text{OH})_2\text{CO}_3$ ，在加热条件下生成  $\text{CuO}$ 。
- (2) 通常利用反应  $2\text{Cu} + \text{O}_2 \xrightarrow{2\text{CuO}}$  除去混合气体中的少量  $\text{O}_2$ ，也可以作乙醇催化氧化的催化剂。
- (3) 在普通条件下  $\text{Cu}$  不能从稀硫酸中置换出  $\text{H}_2$ ，但在通电条件下  $\text{Cu}$  能从稀硫酸中置换出  $\text{H}_2$ 。
- (4) 铜为变价金属，与  $\text{Cl}_2$  反应生成  $\text{CuCl}_2$ ，与  $\text{S}$  反应生成  $\text{Cu}_2\text{S}$ ，由此可知氧化性： $\text{Cl}_2 > \text{S}$ 。
- (5)  $\text{Cu}$  与稀硫酸不反应，但在通入  $\text{O}_2$  的条件下， $\text{Cu}$  可在稀硫酸中逐渐溶解： $2\text{Cu} + \text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{SO}_4 = 2\text{CuSO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$ 。

## 重 知识点 2 铜的氧化物和氢氧化物

### 1. 氧化铜

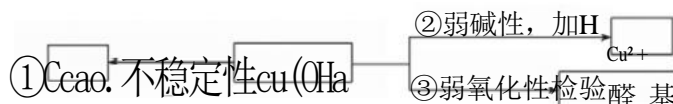
- (1) 物理性质：黑色难溶于水的固体。
- (2) 化学性质：与酸反应，可以用  $\text{H}_2$ 、 $\text{CO}$ 、 $\text{Al}$  还原出  $\text{Cu}$ 。
  - ① 与酸反应 ( $\text{H}^+$ )： $\text{CuO} + 2\text{H}^+ = \text{Cu}^{2+} + \text{H}_2\text{O}$
  - ② 与  $\text{H}_2$  反应： $\text{H}_2 + \text{CuO} \xrightarrow{\Delta} \text{Cu} + \text{H}_2\text{O}$ ;
  - ③ 与  $\text{CO}$  反应： $\text{CO} + \text{CuO} = \text{Cu} + \text{CO}_2$

### 2. 氧化亚铜

- (1) 物理性质：红色难溶于水的固体。
- (2) 化学性质：
  - ① 与酸反应 ( $\text{H}^+$ ) 为  $\text{Cu}_2\text{O} + 2\text{H}^+ = \text{Cu} + \text{Cu}^{2+} + \text{H}_2\text{O}$ 。
  - ②  $\text{Cu}_2\text{O}$  遇到  $\text{HNO}_3$  发生氧化反应生成  $\text{Cu}^{2+}$ 。
  - ③ 与  $\text{H}_2$  反应： $\text{Cu}_2\text{O} + \text{H}_2 \xrightarrow{\Delta} 2\text{Cu} + \text{H}_2\text{O}$ 。
  - ④  $\text{CuO}$  加强热的反应： $4\text{CuO} \xrightarrow{\text{高温}} 2\text{Cu}_2\text{O} + \text{O}_2 \uparrow$ 。

### 3. 氢氧化铜

- (1) 物理性质：蓝色不溶于水的固体。
- (2) 化学性质及应用：



反应①的化学方程式:  $\text{Cu}(\text{OH})_2 \triangleq \text{CuO} + \text{H}_2\text{O}$ ;

反应②的离子方程式:  $\text{Cu}(\text{OH})_2 + 2\text{H}^+ = \text{Cu}^{2+} + 2\text{H}_2\text{O}$ 。

反应③的化学方程式:  $\text{RCHO} + 2\text{Cu}(\text{OH})_2 + \text{NaOH} \triangleq \text{RCOONa} + \text{Cu}_2\text{O} \downarrow + 3\text{H}_2\text{O}$

②应用

利用新制  $\text{Cu}(\text{OH})_2$  悬浊液检验有机化合物中含有的  $-\text{CHO}$ , 乙醛与  $\text{Cu}(\text{OH})_2$  反应的化学方程式:  $\text{CH}_3\text{CHO} + 2\text{Cu}(\text{OH})_2 + \text{NaOH} \triangleq \text{CH}_3\text{COONa} + \text{Cu}_2\text{O} \downarrow + 3\text{H}_2\text{O}$ 。

### 得分速记

(1) 氢氧化铜既能溶于酸又能溶于碱(氨水), 但它不是两性氢氧化物。

(2) 向硫酸铜溶液中滴加氨水的现象是: 先产生蓝色沉淀, 后沉淀溶解生成深蓝色溶液

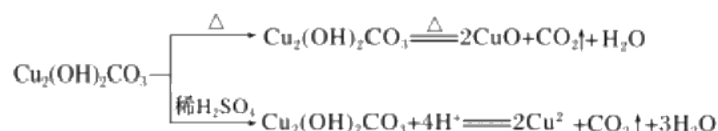
(3) 新制的氢氧化铜悬浊液具有弱氧化性, 可以用来检验醛基。

(4) +1价的铜有较强的还原性, 易被氧化剂氧化为+2价。

(5) +1价铜, 在酸性条件下能发生歧化反应生成  $\text{Cu}$  和  $\text{Cu}^{2+}$ , 利用这一原理可区别  $\text{Cu}$  和  $\text{Cu}_2\text{O}$ 。向红色物质中加入稀硫酸, 若溶液由无色变成蓝色, 则该红色物质为  $\text{Cu}_2\text{O}$ , 否则为  $\text{Cu}$ 。反应的化学方程式为  $\text{Cu}_2\text{O} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{CuSO}_4 + \text{Cu} + \text{H}_2\text{O}$ 。

### 知识点3 铜盐

1. 碱式碳酸铜:  $\text{Cu}_2(\text{OH})_2\text{CO}_3$  的名称为碱式碳酸铜, 是铜绿的成分, 是铜在潮湿的空气中被锈蚀的结果, 其受热分解的化学方程式为  $\text{Cu}_2(\text{OH})_2\text{CO}_3 \triangleq 2\text{CuO} + \text{CO}_2 \uparrow + \text{H}_2\text{O}$ 。



2.  $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ : 为蓝色晶体, 俗称蓝矾、胆矾, 其受热分解的化学方程式为  $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O} \triangleq \text{CuSO}_4 + 5\text{H}_2\text{O}$ , 蓝色晶体受热转化为白色粉末。无水  $\text{CuSO}_4$  遇水变蓝色(生成  $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ ), 可作为水的检验依据。

3.  $\text{CuCl}$ (氯化亚铜): 为白色立方结晶或白色粉末, 难溶于水, 溶于浓盐酸和氨水生成络合物, 不溶于乙醇。用作催化剂、杀菌剂、媒染剂、脱色剂; 冶金工业; 在气体分析中用于一氧化碳和乙炔的测定。 $\text{CuCl}$ 的盐酸溶液能吸收一氧化碳而生成复合物氯化羰基亚铜  $[\text{Cu}_2\text{Cl}_2(\text{CO})_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}]$ (有毒!), 所以此反应在气体分析中可用于测定混合气体中  $\text{CO}$  的量。

4.  $\text{CuI}$ : 白色粉末, 见光易分解变成棕黄色, 不溶于水和乙醇, 溶于浓硫酸和盐酸, 亦溶于液氨、碘化钾、氰化钾溶液中。与氢氧化钠作用生成氧化亚铜、碘化钠和水。

5.  $\text{CuS}$ : 黑色粉末, 难溶于水及非氧化性强酸。

6. 氢化亚铜( $\text{CuH}$ ): 是一种难溶物质,  $\text{CuH}$  不稳定, 易分解;  $\text{CuH}$  在氯气中能燃烧, 跟

盐酸反应能产生气体。 $2\text{CuH}+3\text{Cl}_2\rightleftharpoons 2\text{CuCl}_2+2\text{HCl}$  (燃烧);  $\text{CuH}+\text{HCl}\rightleftharpoons \text{CuCl}+\text{H}_2$  个(常温)



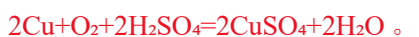
### 得分速记

#### 铜及其化合物的颜色、状态及溶解性

物质	颜色	状态及溶解性	物质	颜色	状态及溶解性
Cu	紫红色, 有金属光泽	固态, 难溶于非氧化性酸, 易溶于强氧化性酸	$\text{CuSO}_4$	白色	粉末, 易溶于水, 水溶液呈蓝色
$\text{CuO}$	黑色	粉末, 可溶于酸溶液	$\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$	蓝色	晶体
$\text{Cu}_2\text{O}$	砖红色	固体, 难溶于水, 可溶于酸溶液(生成Cu和 $\text{Cu}^{2+}$ )	$\text{Cu}_2(\text{OH})_2\text{CO}_3$	绿色	粉末, 难溶于水, 可溶于酸溶液
$\text{CuCl}$ $\text{CuI}$	白色	粉末, 难溶于水	$\text{Cu}(\text{OH})_2$	蓝色	难溶于水, 可溶于酸溶液
$\text{CuS}$	黑色	粉末, 难溶于水及非氧化性强酸	$[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$	深蓝色	络合离子, 溶于水

#### 知识点4 铜及其重要化合物的应用

1. Cu 用作醇催化氧化的催化剂。
2. 通常利用热的铜网(反应 $2\text{Cu}+\text{O}_2\triangleq 2\text{CuO}$ )除去混合气体中的少量 $\text{O}_2$ 。
3. Cu 与稀  $\text{H}_2\text{SO}_4$  不反应, 但在通入 $\text{O}_2$ 的条件下, Cu 可在稀 $\text{H}_2\text{SO}_4$  中逐渐溶解:



4. 区别红色物质Cu 和  $\text{Cu}_2\text{O}$  的方法: 向红色物质中加入稀硫酸, 若溶液由无色变成蓝色, 则该红色物质为 $\text{Cu}_2\text{O}$ , 否则为Cu, 反应的化学方程式为 $\text{Cu}_2\text{O}+\text{H}_2\text{SO}_4=\text{CuSO}_4+\text{Cu}+\text{H}_2\text{O}。$

5. 无水硫酸铜只能作为检验水的试剂, 不能作为水蒸气的吸收试剂而用于除杂。

6.  $\text{CuO}$  用于有机化合物中的元素分析——李比希法

将准确称量的样品置于一燃烧管中, 经红热的氧化铜氧化后, 再将其彻底燃烧成二氧化碳和水, 用纯的氧气流把它们分别赶入烧碱石棉剂(附在石棉上粉碎的氢氧化钠)及高氯酸镁的吸管内, 前者将排出的二氧化碳变为碳酸钠, 后者吸收水变为含有结晶水的高氯酸镁, 这两个吸收管增加的重量分别表示生成的二氧化碳和水的重量, 由此即可计算样品中的碳和氢的含量。

7. 利用新制 $\text{Cu}(\text{OH})_2$ 悬浊液检验有机化合物中含有的 $-\text{CHO}$ , 如乙醛与 $\text{Cu}(\text{OH})_2$ 反应的

化学方程式:  $\text{CH}_3\text{CHO} + 2\text{Cu}(\text{OH})_2 + \text{NaOH} \xrightarrow{\Delta} \text{CH}_3\text{COONa} + \text{Cu}_2\text{O} \downarrow + 3\text{H}_2\text{O}$

## 考点二 金属材料与金属矿物的开发利用

### 知识点1 合金

1. 概念: 合金是指两种或两种以上的金属(或金属与非金属)熔合而成的具有金属特性的物质。

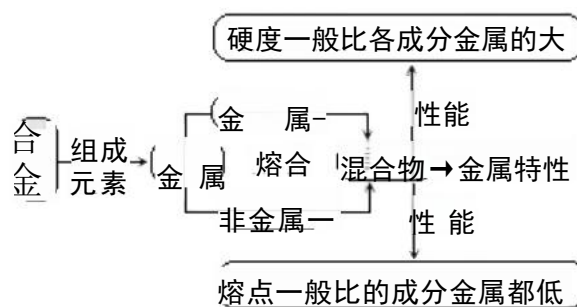
2. 成分: 一种金属为主, 另一种或几种是金属或非金属。即合金中一定含金属元素, 可能含非金属元素(如钢中含碳)。

3. 性能: 合金具有不同于各成分金属的物理、化学性能或机械性能。

(1) 熔点一般比它的各成分金属的低;

(2) 硬度和强度一般比它的各成分金属的大。

 得分速记



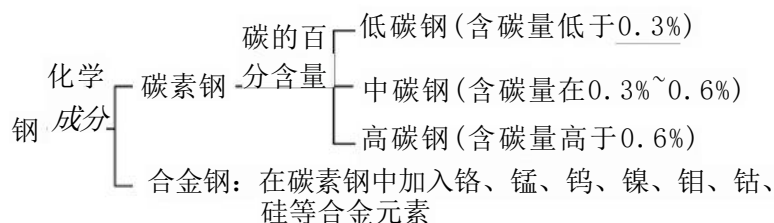
### 知识点2 常见金属材料及应用

1. 金属材料的工业分类

金属材料 — 黑色金属材料: 铁、铬、锰以及它们的合金  
 — 有色金属材料: 除黑色金属以外的其他金属及其合金

2. 重要的黑色金属材料——钢

钢是用量最大、用途最广的合金。



钢 { 低碳钢：韧性、焊接性好，强度低  
碳素钢 { 中碳钢：强度高，韧性及加工性好  
高碳钢：硬而脆，热处理后弹性好  
合金钢：具有各种不同的优良性能，用于制不锈钢及各种特种钢

### 3. 几种有色金属材料

(1) 铝及铝合金 { 铝 { 性能：良好的延展性和导电性  
用途：制导线  
铝合金 { 性能：密度小、强度高、塑性好、易于成型、制造工艺简单、成本低廉  
用途：主要用于建筑业、容器和包装业、交通运输业、电子行业等

(2) 铜及铜合金 { 铜 { 性能：良好的导电性和导热性  
用途：主要用于电器和电子工业、建筑业  
铜合金：青铜是我国使用最早的合金，常见的还有黄铜和白铜

### 4. 新型合金

	钛合金强度高、 <u>耐腐蚀性</u> 好、 <u>耐热性</u> 高。主要用于制作飞机发动机压气机 <u>部件</u> ，其次为火箭、导弹和高速飞机的结构件。
储氢合金	是能大量吸收 $H_2$ ，并与 $H_2$ 结合成金属氢化物的材料。如 Ti—Fe 合金、La—Ni 合金。
形状记忆合金	是通过热弹性与马氏体相变及其逆变而具有形状记忆效应的由两种以上金属元素所构成的材料。形状记忆合金是形状记忆材料中形状记忆性能最好的材料。
耐热合金	是在高温使用环境条件下，具有组织稳定和优良力学、物理、化学性能的合金。包括耐热钢、耐热铝合金、耐热钛合金、高温合金、难熔合金等。耐热合金在高温下具有一定拉伸、蠕变、疲劳性能、物理、化学性能和工艺性能。

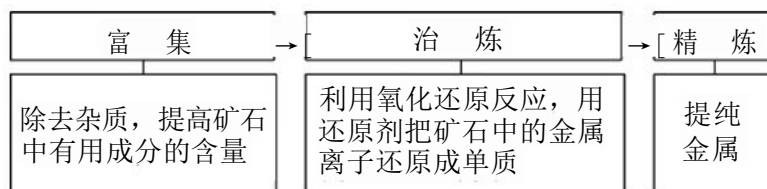
## 知识点 3 金属冶炼

### 1. 金属在自然界中的存在

(1) 化合态—在金属化合物中，金属元素都显正价

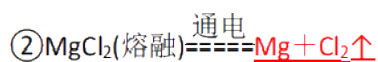
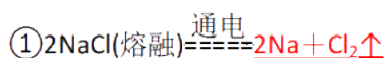
## 2. 金属冶炼的实质

### 3. 金属冶炼的一般步骤

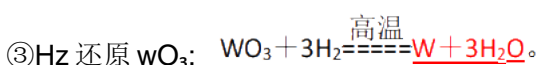


K Ca Na Mg Al Zn Fe Sn Pb Cu Hg Ag Pt Au  
 卜——电解法——|——热还原法——|——热分解法——|——其他方法——|

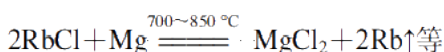
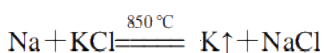
工业上用电解法冶炼 Na、Mg、Al 的化学方程式分别为



①CO 还原  $\text{Fe}_3\text{O}_4$ :  $\text{Fe}_3\text{O}_4 + 4\text{CO} \xrightarrow{\text{高温}} 3\text{Fe} + 4\text{CO}_2$ ;


$$\underline{2\text{HgO} \xrightarrow{\Delta} 2\text{Hg} + \text{O}_2 \uparrow}; \text{ 由 } \text{Ag}_2\text{O} \text{ 冶炼 Ag 的化学方程式: } \underline{2\text{Ag}_2\text{O} \xrightarrow{\Delta} 4\text{Ag} + \text{O}_2 \uparrow}.$$

有些很活泼的金属也可以用还原法来冶炼，如



第36 页共108页

得以向正反应方向进行。



### 得分速记

(1)热还原法中使用的还原剂通常是碳单质、一氧化碳和氢气等。在高炉炼铁中，加入的还原剂是焦炭，但反应中真正作还原剂的是  $\text{CO}$ 。

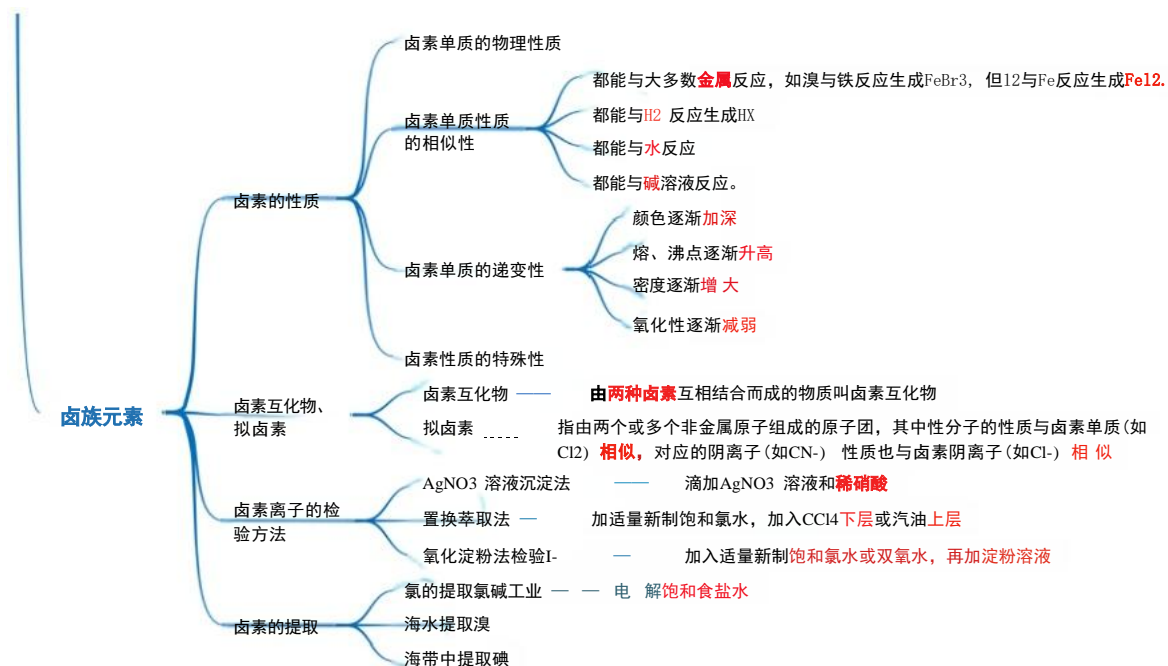
(2)冶炼  $\text{Mg}$  时只能电解  $\text{MgCl}_2$  不能电解  $\text{MgO}$ ，原因是  $\text{MgO}$  的熔点高，熔融时耗费更多能源，增加生产成本。

(3)冶炼  $\text{Al}$  时只能电解  $\text{Al}_2\text{O}_3$  不能电解  $\text{AlCl}_3$ ，原因是  $\text{AlCl}_3$  是共价化合物，熔融态难导电。加入冰晶石( $\text{Na}_3\text{AlF}_6$ )的目的是降低  $\text{Al}_2\text{O}_3$  的熔化温度。

(4)用热还原法得到的铜还要经过电解精炼才能得到精铜。

## 五、氯及其重要化合物





### 03

## 核心突破 · 靶向攻坚

### ◆ 考点一 氯及其化合物 ◆

#### 知 能 解 码

#### 知识点1 氯气的性质及用途

##### 1. 物理性质

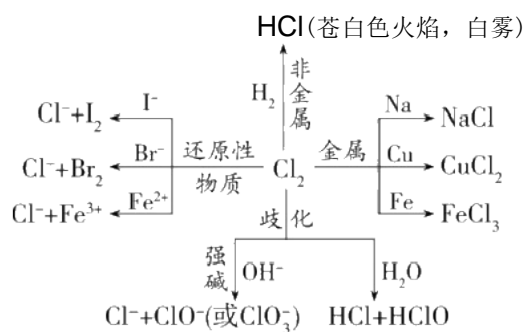
颜色	状态	气味	密度	溶解性 (25℃)
黄绿色	气体	刺激性	比空气大	1体积水溶解约2体积 $\text{Cl}_2$



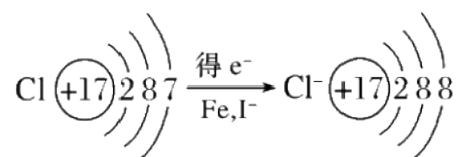
#### 得分速记

氯气有毒，实验室里闻有毒气体及未知气体气味的方法是：用手在瓶口轻轻扇动，仅使极少量气体飘进鼻孔。

## 2. 化学性质



1) 从氯的原子结构认识氯气的氧化性:



依据氯气的氧化性完成下列方程式:

(1) 与金属反应

①Na:  $2\text{Na} + \text{Cl}_2 \xrightarrow{\text{点燃}} 2\text{NaCl}$ , 产生黄色火焰, 冒白烟

②Fe:  $2\text{Fe} + 3\text{Cl}_2 \xrightarrow{\text{点燃}} 2\text{FeCl}_3$ , 棕红(褐)色烟。

③Cu:  $\text{Cu} + \text{Cl}_2 \xrightarrow{\text{点燃}} \text{CuCl}_2$ , 棕黄色烟。

(2) 与非金属反应

H<sub>2</sub>:  $\text{H}_2 + \text{Cl}_2 \xrightarrow{\text{点燃}} 2\text{HCl}$  苍白色火焰:

H 和 Cl 的混合气体光照时会发生爆炸。

(3) 与还原性无机化合物反应:

①与碘化钾溶液反应:  $\text{Cl}_2 + 2\text{KI} \rightleftharpoons 2\text{KCl} + \text{I}_2$ 。

②与SO<sub>2</sub>水溶液反应:  $\text{Cl}_2 + \text{SO}_2 + 2\text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_2\text{SO}_4 + 2\text{HCl}$ 。

③与FeCl<sub>2</sub>溶液反应:  $\text{Cl}_2 + 2\text{FeCl}_2 \rightleftharpoons 2\text{FeCl}_3$ 。

2) 从化合价的角度认识Cl<sub>2</sub>的歧化反应

Cl<sub>2</sub>中氯元素化合价为0, 为中间价态, 可升可降, 氯气与水或碱反应, 氯的化合价既有升高又有降低, 因而氯气既表现氧化性又表现还原性。

(1) 与水反应

化学方程式:  $\text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{HCl} + \text{HClO}$ ,

离子方程式:  $\text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{Cl}^- + \text{HClO}$ 。

## (2) 与碱反应

①与烧碱反应:  $\text{Cl}_2 + 2\text{NaOH} = \text{NaCl} + \text{NaClO} + \text{H}_2\text{O}$ 。

但在加热条件下发生  $3\text{Cl}_2 + 6\text{NaOH} \xrightarrow{\Delta} 5\text{NaCl} + \text{NaClO}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$ 。

②制取漂白粉:  $2\text{Cl}_2 + 2\text{Ca}(\text{OH})_2 = \text{CaCl}_2 + \text{Ca}(\text{ClO})_2 + 2\text{H}_2\text{O}$ 。

## 3. 氯气的用途

### (1) 制漂白液、漂白粉、漂粉精

$\text{Cl}_2 + 2\text{NaOH} = \text{NaCl} + \text{NaClO} + \text{H}_2\text{O}$  (制漂白液)

$2\text{Cl}_2 + 2\text{Ca}(\text{OH})_2 = \text{CaCl}_2 + \text{Ca}(\text{ClO})_2 + 2\text{H}_2\text{O}$  (制漂白粉、漂粉精)

### (2) 工业制盐酸

$\text{H}_2 + \text{Cl}_2 \xrightarrow{\text{光照}} 2\text{HCl}$ , 不可光照

(3) 合成塑料、橡胶、人造纤维、农药、染料和药品等。



### 得分速记

(1) 常温下液态氯与铁不反应, 故可用钢瓶贮运液氯。

(2) 氯气与变价金属反应时, 一般生成高价金属氯化物。

(3) 氯气与氢气反应时, 反应条件不同, 现象不同, 在点燃条件下安静燃烧, 发出苍白色火焰; 而在光照条件下, 会发生爆炸。

(4) 1 mol  $\text{Cl}_2$  与足量  $\text{H}_2$  完全反应转移电子数为  $2N_A$ , 1 mol  $\text{Cl}_2$  与足量强碱完全反应转移电子数为  $N_A$ , 1 mol  $\text{Cl}_2$  与足量水充分反应转移电子数小于  $N_A$  (可逆反应)。

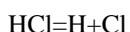
(5) 工业制漂白粉应选择石灰乳, 而不是石灰水、石灰粉。

## 知识点2 新制氯水的成分和性质

### 1. 新制氯水中平衡及其应用

#### (1) 新制氯水中的平衡

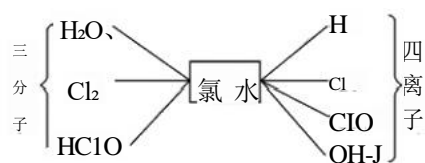
氯气能溶于水 (1:2), 氯气的水溶液称为氯水, 溶于水的氯气只有少量与水反应, 氯水中存在一个完全电离和三个平衡:



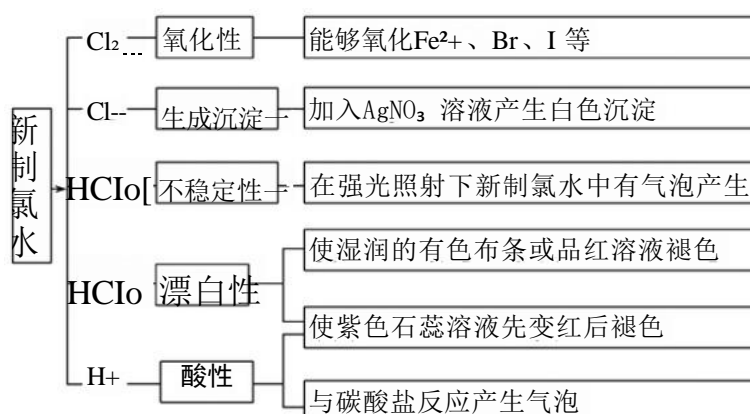
## (2) 新制氯水中平衡的应用

加入的物质或改变的条件	粒子浓度变化	平衡移动方向	应用
可溶性氯化物	$c(\text{Cl}^-)$ 增大	左移	①用饱和食盐水除去 $\text{Cl}_2$ 中的 $\text{HCl}$ ②用排饱和食盐水法收集 $\text{Cl}_2$
盐酸	$c(\text{H}^+)$ 和 $c(\text{Cl}^-)$ 增大	左移	次氯酸盐与浓盐酸反应制 $\text{Cl}_2$
$\text{NaOH}$	$c(\text{H}^+)$ 和 $c(\text{HClO})$ 减小	右移	用 $\text{NaOH}$ 溶液吸收多余的 $\text{Cl}_2$
$\text{CaCO}_3$	$c(\text{H}^+)$ 减小	右移	制高浓度的 $\text{HClO}$ 溶液
光照	$c(\text{HClO})$ 减小	右移	氯水应现配现用或避光保存

2. 根据可逆反应的特点，氯水中存在着上述关系中的各种微粒：



3. 氯水性质的多重性：新制氯水的多种成分决定了它具有多重性质，在不同的化学反应中，氯水中参与反应的微粒不同。



#### 4.液氯、新制氯水、久置氯水的比较

	液氯	新制氯水	久置氯水
类别	纯净物	混合物	混合物
微粒	$\text{Cl}_2$	$\text{H}_2\text{O}$ 、 $\text{Cl}_2$ 、 $\text{HClO}$ 、 $\text{ClO}^-$ 、 $\text{Cl}^-$ 、 $\text{H}^+$ 、 $\text{OH}^-$	$\text{H}_2\text{O}$ 、 $\text{Cl}^-$ 、 $\text{H}^+$ 、 $\text{OH}^-$
颜色	黄绿色	淡黄绿色	无色
性质	氧化性	酸性、氧化性	酸性



#### 得分速记

#### 氯水的组成及性质在应用中的常见误区

- (1) 氯水中因  $\text{HClO}$  见光分解，随着  $\text{HClO}$  的消耗，最后成为盐酸，故久置氯水酸性增加，无漂白性。因此，氯水要现用现配。
- (2) 不能用 pH 试纸测量氯水、次氯酸盐溶液的 pH。
- (3)  $\text{Cl}_2$  尽管有较强的氧化性，但没有漂白性，氯水具有漂白性是因为  $\text{Cl}_2$  与水反应生成了强氧化性的  $\text{HClO}$ 。
- (4)  $\text{ClO}^-$  与  $\text{Fe}^{2+}$ 、 $\text{I}^-$ 、 $\text{S}^{2-}$ 、 $\text{HS}^-$ 、 $\text{SO}_3^{2-}$  等在水中因发生氧化还原反应而不能大量共存。

### 知识点 3 氯的常见氧化物

#### 1.一氧化二氯

- ①性质：次氯酸的酸酐，溶于水产生不稳定的次氯酸并最终变为盐酸。
- ②外观与性状：棕黄色气体，有刺激性气味。
- ③制法：用新制备的黄色氧化汞与氯气反应可制得一氧化二氯： $2\text{HgO} + 2\text{Cl}_2 \rightleftharpoons \text{Cl}_2\text{O} + \text{HgCl}_2 \cdot \text{HgO}$ ；

也可以用氯气与潮湿的碳酸钠反应来制取： $2\text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O} + 2\text{Cl}_2 \rightleftharpoons 2\text{NaCl} + 2\text{NaHCO}_3 + \text{Cl}_2\text{O}$ 。

#### 2.二氧化氯

- ①物理性质：是一种黄绿色到橙黄色的气体，极易溶于水。
- ②制取： $\text{Cl}_2 + 2\text{NaClO}_2 \rightleftharpoons 2\text{ClO}_2 + 2\text{NaCl}$   
或： $5\text{NaClO}_2 + 4\text{HCl} \rightleftharpoons 4\text{ClO}_2 \uparrow + 5\text{NaCl} + 2\text{H}_2\text{O}$ 。
- ③用途：是一种广谱、高效的灭菌剂。

## 知识点 4 氯的含氧酸及其盐

### 1. 氯的含氧酸

#### (1) 氯的含氧酸的种类

HClO(次氯酸)、HClO<sub>2</sub>(亚氯酸)、HClO<sub>3</sub>(氯酸)、HClO<sub>4</sub>(高氯酸)。

#### (2) 氯的含氧酸的性质

酸性:  $\text{HClO}_4 > \text{HClO}_3 > \text{HClO}_2 > \text{HClO}$

氧化性:  $\text{HClO} > \text{HClO}_2 > \text{HClO}_3 > \text{HClO}_4$ 。

#### (3) 次氯酸

##### ① 不稳定性

次氯酸分解反应的化学方程式为  $2\text{HClO} \xrightarrow{\text{光照}} 2\text{HCl} + \text{O}_2 \uparrow$ ，氯水要现用现配，且保存在棕色试剂瓶中，并置于冷暗处。

##### ② 强氧化性

a. 能将有机有色物质氧化为无色物质，作漂白剂。b. 杀菌消毒。

##### ③ 弱酸性，比碳酸弱，比碳酸氢根强

向 NaClO 溶液中通入少量 CO<sub>2</sub>，离子方程式为  $\text{ClO}^- + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{HCO}_3^- + \text{HClO}$ 。

##### ④ 次氯酸的漂白原理、特点及应用范围

a. 原理：将含有机色素的物质氧化为稳定的无色物质。

b. 特点：被 HClO 漂白后的物质，久置后不再恢复原色，即 HClO 的漂白具有不可逆性。

c. 应用范围：几乎所有的含有机色素物质遇 HClO 都会褪色。

### 2. 氯的含氧酸盐

1) “84”消毒液：主要成分为 NaCl、NaClO，有效成分为 NaClO，它与洁厕灵(主要成分盐酸)混合立即会产生氯气，其离子方程式是  $\text{ClO}^- + \text{Cl}^- + 2\text{H}^+ \rightleftharpoons \text{Cl}_2 \uparrow + \text{H}_2\text{O}$ 。

#### 2) 漂白粉

① 成分：漂白粉的主要成分是 CaCl<sub>2</sub> 和 Ca(ClO)<sub>2</sub>，其中有效成分是 Ca(ClO)<sub>2</sub>。

② 化学性质：水解呈碱性，具有强氧化性。

③ 漂白原理：在潮湿的空气中能吸收 CO<sub>2</sub>，化学方程式为  $\text{Ca}(\text{ClO})_2 + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons 2\text{HClO} + \text{CaCO}_3 \downarrow$ 。

④ 久置失效原理：  $\text{Ca}(\text{ClO})_2 + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons 2\text{HClO} + \text{CaCO}_3 \downarrow$ ；  $2\text{HClO} \xrightarrow{\text{光照}} 2\text{HCl} + \text{O}_2 \uparrow$ ，必须密封保存。

### 3)NaClO<sub>2</sub> (亚氯酸钠)

①性质：呈碱性，是一种强氧化剂，遇酸放出ClO<sub>2</sub>气体。

②用途：是一种高效氧化性漂白剂。主要用于棉纺、亚麻、纸浆漂白、食品消毒、水处理、杀菌灭藻和鱼药制造。

## 知识点5 氯胺

### 1. 氯胺的种类

氯胺是由氯气遇到氨气反应生成的一类化合物，主要包括一氯胺(NH<sub>2</sub>Cl)、二氯胺(NHCl<sub>2</sub>)和三氯胺(NCl<sub>3</sub>)，是常用的饮用水二级消毒剂。

2. 氯胺的化合价：氯胺中氯为+1, N 为- 3, H 为+1。

3. 氯胺的消毒原理：氯胺在水中发生缓慢水解生成次氯酸，发挥消毒杀菌作用，水解方程式如下：



得分速记

①向Ca(ClO)<sub>2</sub>溶液中通入少量CO<sub>2</sub>，发生的反应为Ca<sup>2+</sup> + 2ClO<sup>-</sup> + CO<sub>2</sub> + H<sub>2</sub>O == CaCO<sub>3</sub> ↓ + 2HClO。

②向Ca(ClO)<sub>2</sub>溶液中通入SO<sub>2</sub>，生成的是CaSO<sub>4</sub>而不是CaSO<sub>3</sub>。

③次氯酸盐(ClO<sup>-</sup>)无论是在酸性、碱性还是中性条件下，均具有强氧化性，均能氧化I<sup>-</sup>、Fe<sup>2+</sup>、SO<sub>3</sub><sup>2-</sup>、S<sup>2-</sup>等还原性离子。

④84消毒液(主要成分NaClO)和洁厕灵(主要成分HCl)不能混合使用，否则会产生有毒气体——氯气。

⑤氯气没有漂白性，不能使干燥的有色布条褪色，但可使湿润的有色布条褪色，起漂白作用的是HClO。

⑥常温下干燥的氯气或液氯均不与铁反应，故液氯通常储存在钢瓶中。

## —— ◆ 考 点 二 氯气的制法及含氯化合物的制备与应用

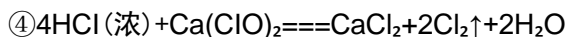
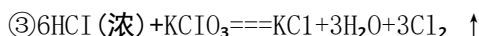
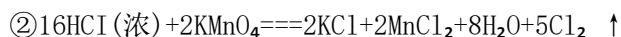
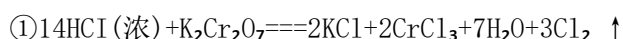
### 知 识 点 1 氯气的实验室制法

#### 1. 制取原理

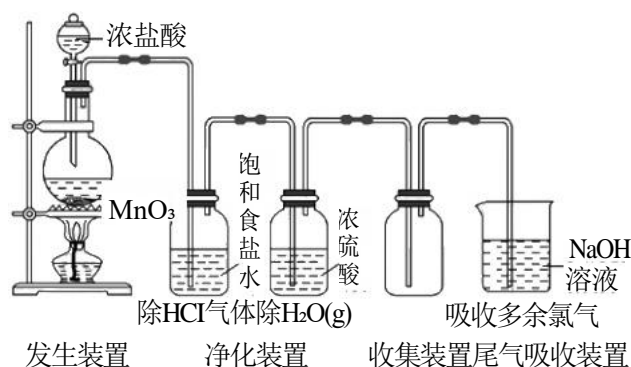
实验室通常用强氧化剂  $\text{MnO}_2$ 、 $\text{KMnO}_4$ 、 $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ 、 $\text{KClO}_3$ 、 $\text{Ca}(\text{ClO})_2$  等氧化浓盐酸制取氯气。

(1) 用  $\text{MnO}_2$  制取  $\text{Cl}_2$  的化学方程式:  $\text{MnO}_2 + 4\text{HCl}(\text{浓}) \xrightarrow{\Delta} \text{MnCl}_2 + \text{Cl}_2 \uparrow + 2\text{H}_2\text{O}$ 。

(2) 其他制备  $\text{Cl}_2$  的化学反应原理(特点: 不需要加热)



#### 2. 实验装置



(1) 该发生装置适合固体与液体混合共热制取气体。

① 实验中要使用浓盐酸而不使用稀盐酸这是因为  $\text{MnO}_2$  与稀盐酸不反应。

② 滴加浓盐酸时要拨开分液漏斗塞子(或使分液漏斗盖上的小孔对齐), 目的是便于分液漏斗中的液体流出。(2) 装置中饱和食盐水的作用是除去  $\text{Cl}_2$  中的  $\text{HCl}$  气体; 装置特点是“长管进气, 短管出气”。

(3) 装置中浓  $\text{H}_2\text{SO}_4$  是液体干燥剂, 用于除去  $\text{Cl}_2$  中的水蒸气。但浓硫酸不能干燥碱性气体(如  $\text{NH}_3$ )、不能干燥还原性气体(如  $\text{H}_2\text{S}$ )。

(4) 用排空气法收集密度比空气大的气体(如  $\text{Cl}_2$ )时, 要求装置中“长管进气, 短管出气”; 若收集密度比空气小的气体(如  $\text{H}_2$ 、 $\text{NH}_3$  等), 则装置中“短管进气, 长管出气”。



(5) 尾气处理：

①为防止多余的 $\text{Cl}_2$  污染环境，常用 $\text{NaOH}$  溶液进行吸收。化学方程式为



②吸收 $\text{Cl}_2$  时，不能用澄清的石灰水，原因是石灰水中 $\text{Ca}(\text{OH})_2$  量太少，吸收不完全。

(6) 实验室制取氯气的注意事项

(1) 反应物的选择：必须用浓盐酸，稀盐酸与  $\text{MnO}_2$  不反应，且随着反应的进行，浓盐酸变为稀盐酸时，反应停止，故盐酸中的 $\text{HCl}$  不可能全部参加反应。

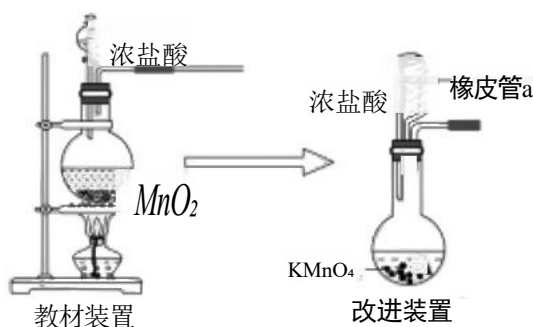
(2) 加热温度：不宜过高，以减少 $\text{HCl}$  挥发。

(3) 实验结束后，先使反应停止并排出残留的 $\text{Cl}_2$  后，再拆卸装置，避免污染空气。

(4) 尾气吸收时，用 $\text{NaOH}$  溶液吸收  $\text{Cl}_2$ ，不能用澄清石灰水吸收，因为澄清石灰水中含 $\text{Ca}(\text{OH})_2$  的量少，吸收不完全。

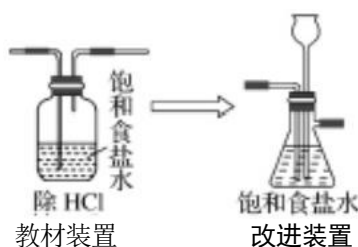
(6) 实验装置改进。

①制备装置



橡皮管a 的作用：使圆底烧瓶与分液漏斗内气压相等，保证液体顺利流下。

②净化装置

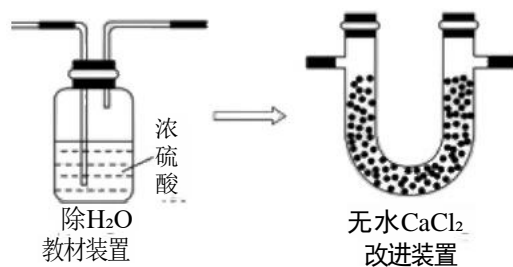


改进作用：

a. 装置中长颈漏斗的作用除用于检查装置气密性外，还可以检查整套装置是否发生堵塞。若发生堵塞现象为：长颈漏斗中液面上升。

b. 该装置的作用之一是观察气体的生成速率。

### ③干燥装置



改进作用：用无水氯化钙或五氧化二磷固体同样能吸收氯气中的水蒸气，且操作方便安全，但不能用碱石灰。

### 3. 制取流程

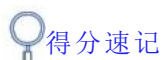
(1) 制备装置类型： 固体+液体  $\xrightarrow{\Delta}$  气体

(2) 净化方法：用饱和食盐水 除去HCl，再用浓硫酸除去水蒸气。

(3) 收集方法：①氯气的密度比空气大，可用向上排空气法收集②氯气在饱和食盐中的溶解度较小，可用排饱和食盐水法收集。

(4) 验满方法：①将湿润的淀粉-KI试纸靠近盛Cl<sub>2</sub>的试剂瓶口，观察到试纸立即变蓝，则证明已集满；②将湿润的蓝色石蕊试纸靠近盛Cl<sub>2</sub>的试剂瓶口，观察到试纸先变红后退色，则证明已集满；③根据氯气的颜色，装置充满了黄绿色气体，则证明已集满。

(5) 尾气吸收：用强碱溶液(如NaOH 溶液)吸收，不用Ca(OH)<sub>2</sub> 溶液吸收的原因是Ca(OH)<sub>2</sub> 溶解度小，溶液浓度低，吸收不完全。



得分速记

### 实验室制取氯气的注意事项

(1) 反应物的选择：必须用浓盐酸，稀盐酸与MnO<sub>2</sub>不反应，且随着反应的进行，浓盐酸变为稀盐酸时，反应停止，故盐酸中的HCl不可能全部参加反应。

(2) 加热温度：不宜过高，以减少HCl挥发。

(3) 实验结束后，先使反应停止并排出残留的Cl<sub>2</sub>后，再拆卸装置，避免污染空气。

(4) 尾气吸收时，用NaOH溶液吸收Cl<sub>2</sub>，不能用澄清石灰水吸收，因为澄清石灰水中含Ca(OH)<sub>2</sub>的量少，吸收不完全。

## 知识点2 氯气的工业制法

1. 反应原理：通过直流电电解饱和食盐水，反应的化学方程式为 $2\text{NaCl}+2\text{H}_2\text{O}\xrightarrow{\text{电解}}2\text{NaOH}+\text{Cl}_2\uparrow+\text{H}_2\uparrow$ 。

### 2. 工艺流程

- (1) 精制食盐水去除杂质(如钙、镁离子)后电解；
- (2) 氯气从阳极区析出，经冷却、干燥、压缩液化后储存；
- (3) 副产物氢气与氢氧化钠分别收集利用。

### 3. 技术优化

- (1) 采用隔膜电解槽或离子膜电解槽，隔离阴阳极产物防爆；
- (2) 控制电解温度(60–80℃)及电流密度以提高效率。

## ◆ 考点三 卤族元素 溴、碘单质的提取 ◆

### 知识点1 卤素的性质

#### 1. 溴、碘单质的物理性质

性质		$\text{Br}_2$	$\text{I}_2$
颜色		深红棕色	紫黑色
状态		液体	固体
溶解性及 溶液颜色	水中	溶解度不大，橙色	溶解度不大，黄色
	有机溶剂中	易溶，橙红色	易溶，紫红色
特性		易挥发、有毒	①易升华 ②使淀粉溶液变蓝

#### 2. 卤素单质性质的相似性

- (1) 都能与大多数金属反应，如溴与铁反应生成 $\text{FeBr}_3$ ，但  $\text{I}_2$ 与 Fe 反应生成  $\text{FeI}$ 。
- (2) 都能与 $\text{H}_2$  反应生成 $\text{HX}$ (X 代表F、Cl、Br、I)。
- (3) 都能与水反应： $\text{X}_2+\text{H}_2\text{O}\rightleftharpoons\text{HX}+\text{HXO}$ (X代表Cl、Br、I)。
- (4) 都能与碱溶液反应。

### 3. 卤素单质的递变性

(1) 颜色  $\begin{matrix} \text{F}_2 & \text{Cl}_2 & \text{Br}_2 & \text{I}_2 \\ \text{淡黄绿色} & \text{黄绿色} & \text{深红棕色} & \text{紫黑色} \end{matrix}$  逐渐加深

(2) 熔、沸点  $\begin{matrix} \text{F}_2 & \text{Cl}_2 & \text{Br}_2 & \text{I}_2 \\ \text{气体} & \text{气体} & \text{液体} & \text{固体} \end{matrix}$  逐渐升高

(3) 密度  $\begin{matrix} \text{F}_2 & \text{Cl}_2 & \text{Br}_2 & \text{I}_2 \\ \text{气体} & \text{气体} & \text{液体} & \text{固体} \end{matrix}$  逐渐增大

(4) 氧化性 与H化合由易到难 逐渐减弱

### 4. 卤素性质的特殊性

(1) 氟：①无正价，非金属性最强，F 的还原性最弱；② $\text{F}_2$  与  $\text{H}_2$  反应在暗处即爆炸， $\text{F}_2$  与水剧烈反应，化学方程式： $2\text{F}_2 + 2\text{H}_2\text{O} = 4\text{HF} + \text{O}_2$ ；③ 氢氟酸是弱酸，能腐蚀玻璃，故应保存在塑料瓶中。

(2) 溴：① $\text{Br}_2$  是常温下唯一呈液态的非金属单质；② $\text{Br}_2$  易溶于有机溶剂；③液态 $\text{Br}_2$  有剧毒，易挥发，故盛溴的试剂瓶中加水，进行水封，保存液溴不能用橡胶塞。

(3) 碘：①淀粉遇 $\text{I}_2$  变蓝色；② $\text{I}_2$  加热时易升华；③ $\text{I}_2$  易溶于有机溶剂；④ $\text{I}_2$  易与 $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$  反应： $\text{I}_2 + 2\text{S}_2\text{O}_3^{2-} = 2\text{I}^- + \text{S}_4\text{O}_6^{2-}$ ，此反应常用于滴定法(以淀粉为指示剂)来定量测定碘的含量。

(4) 卤化银： $\text{AgBr}$ 、 $\text{AgI}$  均具有感光性，见光易分解。 $\text{AgBr}$  可用于制照相底片或感光纸， $\text{AgI}$  可用于人工降雨。

### 5. 卤素单质溶于水或有机溶剂所呈现的颜色

单质	水	$\text{CCl}_4$	汽油(或苯)	酒精
$\text{Cl}_2$	淡黄→黄绿	黄绿	黄绿	黄绿
$\text{Br}_2$	黄→橙	橙→橙红	橙→橙红	橙→橙红
$\text{I}_2$	深黄→褐	紫→深紫	淡紫→紫红	淡紫→紫红

## 6. 卤族化合物的相似性和递变性

### (1) 卤素化合物的性质

化合物	性质	备注
氢化物	稳定性: $\text{HF} > \text{HCl} > \text{HBr} > \text{HI}$ 还原性: $\text{HF} < \text{HCl} < \text{HBr} < \text{HI}$ 水溶液的酸性: $\text{HF} < \text{HCl} < \text{HBr} < \text{HI}$	HF 几乎没有还原性; HF 为弱酸, HCl、HBr、HI 均为强酸
金属卤化物	卤素离子的还原性: $\text{F}^- < \text{Cl}^- < \text{Br}^- < \text{I}^-$	$\text{I}^-$ 的还原性很强, 能被 $\text{Fe}^{3+}$ 、 $\text{HNO}_3$ 、 $\text{MnO}_4^-$ ( $\text{H}^+$ )、 $\text{H}_2\text{O}_2$ 、 $\text{O}_2$ 、 $\text{ClO}^-$ 、 $\text{ClO}_3^-$ 等氧化剂氧化
次卤酸盐( $\text{XO}^-$ 、F 除外)	均具有氧化性(填“氧化”或“还原”)	次卤酸盐能氧化相应的卤素离子生成卤素单质(F 除外): 如 $\text{ClO}^- + \text{Cl}^- + 2\text{H}^+ = \text{Cl}_2 \uparrow + \text{H}_2\text{O}$
卤酸盐( $\text{XO}_3^-$ 、F 除外)	均具有氧化性(填“氧化”或“还原”)	卤酸盐能氧化相应的卤素离子生成卤素单质(F 除外): 如 $\text{ClO}_3^- + 5\text{Cl}^- + 6\text{H}^+ = 3\text{Cl}_2 \uparrow + 3\text{H}_2\text{O}$

### (2) 卤化银的性质

溶解性	$\text{AgCl}$ 、 $\text{AgBr}$ 、 $\text{AgI}$ 均不溶于水和稀硝酸, 而 $\text{AgF}$ 可溶于水
颜色	$\text{AgF}$ 、 $\text{AgCl}$ 均为白色, $\text{AgBr}$ 为浅黄色, $\text{AgI}$ 为黄色
感光性	除 $\text{AgF}$ 外, 均有感光性, 其中 $\text{AgBr}$ 常作感光材料



### 得分速记

- $\text{F}_2$  能与水反应放出  $\text{O}_2$ , 故  $\text{F}_2$  不能从其他卤化物的水溶液中将卤素单质置换出来。
- 氯、溴单质的氧化性较强, 能与一些还原性离子反应, 如  $\text{Br}_2$  与  $\text{SO}_3^{2-}$ 、 $\text{Fe}^{2+}$  反应的离子方程式分别为  $\text{SO}_3^{2-} + \text{Br}_2 + \text{H}_2\text{O} = \text{SO}_4^{2-} + 2\text{Br}^- + 2\text{H}^+$ 、 $2\text{Fe}^{2+} + \text{Br}_2 = 2\text{Fe}^{3+} + 2\text{Br}^-$ 。
- 卤族元素的单质  $\text{F}_2$ 、 $\text{Cl}_2$ 、 $\text{Br}_2$  均能将  $\text{Fe}$  氧化为  $\text{Fe}^{3+}$ , 而  $\text{I}_2$  只能将铁氧化为  $\text{Fe}^{2+}$ 。
- 加碘食盐中的碘是  $\text{KIO}_3$  而不是  $\text{I}_2$  或  $\text{KI}$ 。
- 实验室里常用萤石( $\text{CaF}_2$ )与浓  $\text{H}_2\text{SO}_4$  反应在铅皿中制取  $\text{HF}$ , 反应的化学方程式为  $\text{CaF}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \xrightarrow{\Delta} \text{CaSO}_4 + 2\text{HF} \uparrow$ ; 氢氟酸保存在塑料瓶中。

## 知识点 2 卤素互化物、拟卤素

### 1. 卤素互化物

- 概念: 由两种卤素互相结合而成的物质叫卤素互化物。如  $\text{IBr}$ 、 $\text{ICl}$ 、 $\text{BrF}_3$ 、 $\text{ClF}_3$ 。

(2) 性质：卤素互化物与卤素单质的性质相似，有较强的氧化性，如能与金属、 $\text{H}_2\text{O}$ 、 $\text{NaOH}$ 等反应： $2\text{IBr} + 2\text{Mg} \rightleftharpoons \text{MgBr}_2 + \text{MgI}_2$ 、 $\text{IBr} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{HBr} + \text{HIO}$ 、 $\text{IBr} + 2\text{NaOH} \rightleftharpoons \text{NaBr} + \text{NaIO} + \text{H}_2\text{O}$ 。

### 得分速记

卤素互化物中，非金属性弱的元素显正价，如： $\text{ICl}$  中， $\text{I}$  显+1价， $\text{Cl}$  显-1价，所以卤素互化物与水或碱的反应一般属于非氧化还原反应。

## 2. 拟卤素

(1) 概念：指由两个或多个非金属原子组成的原子团，其中性分子的性质与卤素单质（如  $\text{Cl}_2$ ）相似，对应的阴离子（如  $\text{CN}^-$ ）性质也与卤素阴离子（如  $\text{Cl}^-$ ）相似。

(2) 性质特点（与卤素的相似性）

性质	拟卤素示例	卤素对照
游离态为双原子分子	$(\text{CN})_2$ （气态，结构式 $\text{N}\equiv\text{C}-\text{C}\equiv\text{N}$ ）	$\text{Cl}_2$ （双原子分子）
形成氢酸	$\text{HCN}$ （氢氰酸，弱酸）	$\text{HCl}$ （强酸）
生成盐类	$\text{NaCN}$ 、 $\text{KSCN}$ 、 $\text{AgSCN}$	$\text{NaCl}$ 、 $\text{KBr}$
与金属反应	$2\text{Fe} + 3(\text{SCN})_2 = 2\text{Fe}(\text{SCN})_3$ （棕红色）	$2\text{Fe} + 3\text{Cl}_2 = 2\text{FeCl}_3$
歧化反应	$(\text{CN})_2 + \text{H}_2\text{O} = \text{HCN} + \text{HOCN}$	$\text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O} = \text{HCl} + \text{HOCl}$
还原性（阴离子）	$2\text{SCN}^- + 4\text{H}^+ + \text{MnO}_2 \xrightarrow{\Delta} \text{Mn}^{2+} + (\text{SCN})_2 + 2\text{H}_2\text{O}$	$2\text{Cl}^- + 4\text{H}^+ + \text{MnO}_2 \xrightarrow{\Delta} \text{Mn}^{2+} + \text{Cl}_2 \uparrow + 2\text{H}_2\text{O}$
氧化性（单质）	$(\text{SCN})_2 + 2\text{I}^- = \text{I}_2 + 2\text{SCN}^-$	$\text{Cl}_2 + 2\text{Br}^- = \text{Br}_2 + 2\text{Cl}^-$

(3) 常见拟卤素总结

①对称分子： $(\text{CN})_2$ （氰）、 $(\text{SCN})_2$ （硫氰）、 $(\text{OCN})_2$ （氧氰）。

②阴离子： $\text{CN}^-$ （氰根）、 $\text{SCN}^-$ （硫氰酸根）、 $\text{N}_3^-$ （叠氮根）。

③不对称化合物： $\text{ClCN}$ （氯化氰）、 $\text{BrN}_3$ （叠氮溴）。

(4) 卤素单质和“类卤素”的氧化性由强到弱的顺序为： $\text{F}_2$ 、 $(\text{OCN})_2$ 、 $\text{Cl}_2$ 、 $\text{Br}_2$ 、 $(\text{CN})_2$ 、 $(\text{SCN})_2$ 、 $\text{I}_2$ 。

### 知识点3 卤素离子的检验方法

#### 1. $\text{AgNO}_3$ 溶液\_\_\_\_沉淀法

未知液  $\xrightarrow{\text{滴加AgNO}_3\text{溶液和稀硝酸}}$  生成  $\begin{cases} \text{白色沉淀, 则有Cl}^- \\ \text{淡黄色沉淀, 则有Br}^- \\ \text{黄色沉淀, 则有I}^- \end{cases}$

#### 2. 置换——萃取法

未知液  $\xrightarrow[\text{振荡}]{\text{加适量新制饱和氯水}}$   $\xrightarrow[\text{振荡}]{\text{加入CCl}_4\text{(下层)或汽油(上层)}}$

有机层呈  $\begin{cases} \text{红棕色或橙红色, 表明有Br} \\ \text{紫色、浅紫色或紫红色, 表明有I} \end{cases}$

#### 3. 氧化——淀粉法检验I

未知液  $\xrightarrow[\text{振荡}]{\text{加入适量新制饱和氯水(或双氧水)}}$   $\xrightarrow[\text{振荡}]{\text{淀粉溶液}}$  蓝色溶液, 表明有  $\text{I}^-$



得分速记

### 知识点4 卤素的提取

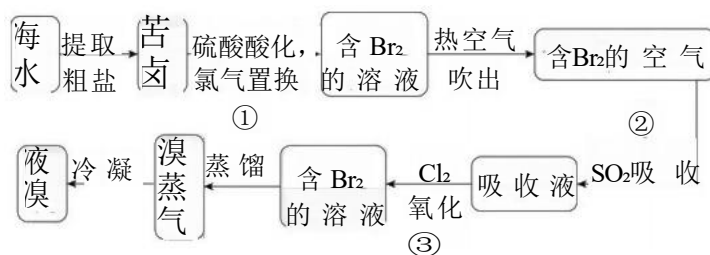
#### 1. 氯的提取——氯碱工业

海水  $\rightarrow$  粗盐  $\xrightarrow{\text{精制}}$  饱和食盐水  $\xrightarrow{\text{精制}}$   $\begin{cases} \text{阳极产物Cl}_2 \\ \text{阴极产物NaOH、H}_2 \end{cases}$

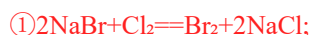
电解饱和食盐水的化学方程式为  $\underline{2\text{NaCl} + 2\text{H}_2\text{O} \xrightarrow{\text{电解}} 2\text{NaOH} + \text{H}_2\uparrow + \text{Cl}_2\uparrow}$ 。

#### 2. 海水提取溴

##### (1) 工艺流程

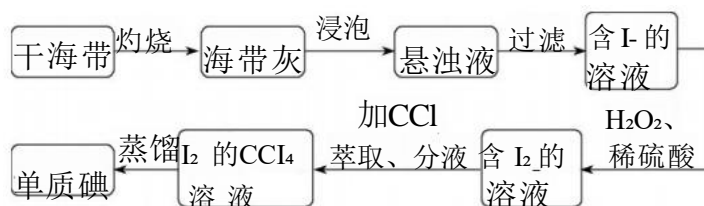


##### (2) 发生反应的化学方程式



### 3. 海带中提取碘

#### (1) 工艺流程



(2) 发生反应的离子方程式： $\text{Cl}_2 + 2\text{I}^- = \text{I}_2 + 2\text{Cl}^-$ 。

### 思维建模 卤素性质三维模型

#### 1. 物理性质递变规律

(1) 单质状态： $\text{F}_2/\text{Cl}_2$  (气态)  $\rightarrow \text{Br}_2$  (液态)  $\rightarrow \text{I}_2$  (固态), 颜色逐渐加深 (黄绿  $\rightarrow$  紫黑)。

(2) 熔沸点：随原子序数增大而升高 (范德华力增强)。

#### 2. 化学性质核心

(1) 氧化性： $\text{F}_2 > \text{Cl}_2 > \text{Br}_2 > \text{I}_2$  (与  $\text{H}_2$  反应剧烈程度递减)。

(2) 歧化反应： $\text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O} = \text{HCl} + \text{HClO}$  (中性/碱性环境促进)。

#### 3. 特性反应：

(1) **HF** 腐蚀玻璃 ( $\text{SiO}_2 + 4\text{HF} \rightarrow \text{SiF}_4\uparrow + 2\text{H}_2\text{O}$ )。

(2) **AgX** 光敏性 (**AgBr** 用于胶片感光)。

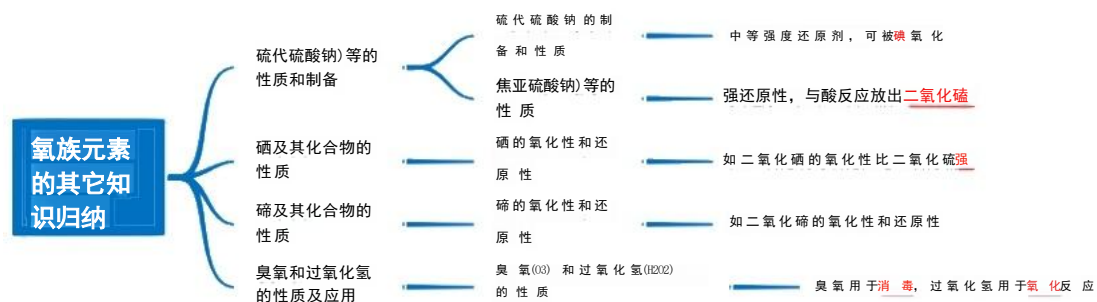
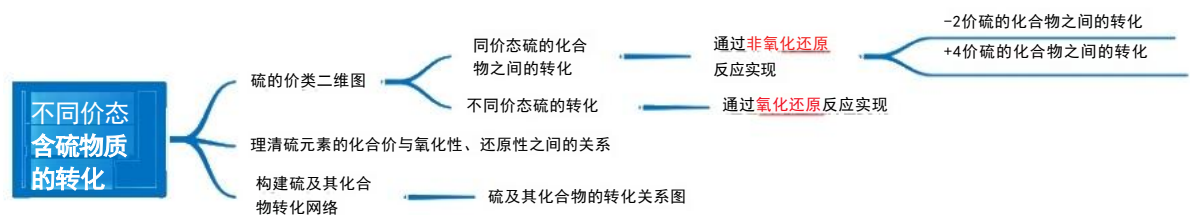
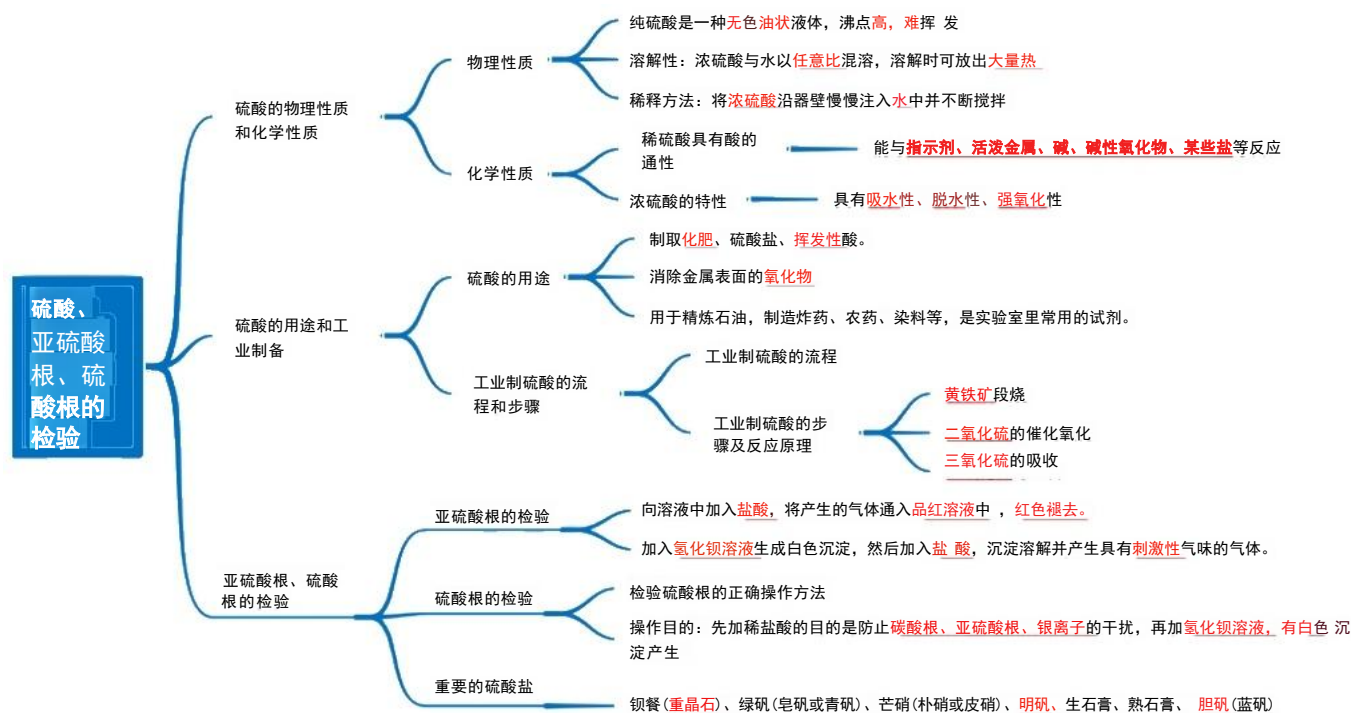
(3) 化合物特性

① 氢卤酸酸性： $\text{HF}$  (弱酸)  $< \text{HCl} < \text{HBr} < \text{HI}$  (氢键影响)。

② 含氧酸稳定性： $\text{HClO} < \text{HClO}_2 < \text{HClO}_3 < \text{HClO}_4$  (氧化性相反)。



## 六、硫及其重要化合物



## 考点一 硫及其氧化物的性质与应用

知

能

解

码

### 知识点1 硫单质的性质及应用

#### 1. 硫元素的存在形态

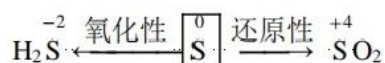
(1) 游离态：在火山口附近或地壳的岩层存在；

(2) 化合态：以硫化物和硫酸盐的形式存在。

#### 2. 硫单质的物理性质

硫单质俗称硫黄，是一种淡黄色固体；不溶于水，微溶于酒精，易溶于 $\text{CS}_2$ ；有多种同素异形体，如单斜硫、斜方硫等。

#### 3. 从化合价的角度认识硫单质的化学性质



##### (1) S 的氧化性

① S 与 Fe、Cu、Hg 反应的化学方程式依次为  $\text{Fe} + \text{S} \triangleq \text{FeS}$ 、 $2\text{Cu} + \text{S} \triangleq \text{Cu}_2\text{S}$ 、 $\text{S} + \text{Hg} \triangleq \text{HgS}$  (此反应适用于除去室内洒落的Hg)。

② S 与  $\text{H}_2$  反应的化学方程式为  $\text{S} + \text{H}_2 \triangleq \text{H}_2\text{S}$

##### (2) S 的还原性

① S 与  $\text{O}_2$  反应的化学方程式为  $\text{S} + \text{O}_2 \xrightarrow{\text{点燃}} \text{SO}_2$ ，在空气中燃烧火焰为淡蓝色。

② 与强氧化剂反应(如浓硫酸)的化学方程式为  $\text{S} + 2\text{H}_2\text{SO}_4 (\text{浓}) \triangleq 3\text{SO}_2 \uparrow + 2\text{H}_2\text{O}$ 。

(3) S 与 NaOH 溶液反应的化学方程式为  $3\text{S} + 6\text{NaOH} \triangleq 2\text{Na}_2\text{S} + \text{Na}_2\text{SO}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$ ，该反应中硫既是氧化剂，又是还原剂，此反应可用于除去试管内黏附的S。



得分速记

① 硫与变价金属反应时，生成低价态金属硫化物(如  $\text{Cu}_2\text{S}$ 、 $\text{FeS}$ )。

② 汞蒸气有毒，实验室里不慎洒落一些汞，可撒上硫粉进行处理。

## 知识点 2 硫的氢化物——硫化氢及氢硫酸

### 1. 硫化氢

#### 1) 物理性质

- (1) 无色，有臭鸡蛋气味的有毒气体。
- (2) 密度比空气大 ( $H_2S:34 > \text{空气}:29$ )
- (3) 微溶于水 (1: 2.6)，水溶液叫氢硫酸，显弱酸性。

#### 2) 化学性质

- (1) 不稳定性:  $H_2S \xrightarrow{\Delta} S + H_2$
- (2) 还原性

氧化性:  $KMnO_4 > Cl_2 > O_2 > Br_2 > I_2 > S > H_2S$

A. 与  $O_2$  反应 (可燃性: 淡蓝色火焰), 产物: S 或 S,  $SO_2$  或  $SO_2$

$O_2$  不足:  $2H_2S + O_2 \xrightarrow{\text{点燃}} 2S + 2H_2O$

$O_2$  足量:  $2H_2S + 3O_2 \xrightarrow{\text{点燃}} 2SO_2 + 2H_2O$

B. 与卤素单质的水溶液反应:  $H_2S + X_2 = S \downarrow + 2HX (X = Cl, Br, I)$

现象: 溴水/碘水褪色且生成淡黄色沉淀。

C. 与酸性  $KMnO_4$  溶液反应:  $2KMnO_4 + 5H_2S + 3H_2SO_4 = 5S \downarrow + K_2SO_4 + 2MnSO_4 + 8H_2O$

$KMnO_4$  的强氧化性体现: +7 价 Mn

现象: 酸性  $KMnO_4$  溶液的颜色变浅 ( $MnO_4^-$ : 紫红色) 或消失

### 2. 氢硫酸的化学性质

1) 还原性: 同  $H_2S$  气体。  $H_2S$  还原性的体现: -2 价 S;  $H_2S$  氧化性的体现: +1 价 H

#### 2) 弱酸性

- (1) 与碱反应
- (2) 与活泼金属反应(氧化性)
- (3) 与某些盐反应 (复分解反应)

① 与  $CuSO_4$  溶液反应:  $H_2S + CuSO_4 = CuS(\text{黑色}) \downarrow + H_2SO_4$ ,  $CuS$  不溶于水, 不溶于酸

② 与  $Pb(Ac)_2$  溶液反应:  $H_2S + Pb(Ac)_2 = PbS(\text{黑色}) \downarrow + 2HAc$ ,  $PbS$  不溶于水, 不溶于酸

③ 检验  $H_2S$  气体: 上述溶液或湿润的  $Pb(Ac)_2$  试纸。

### 4. 实验室制 $H_2S$

1) 原理: 强酸制弱酸,  $FeS + H_2SO_4 = H_2S \uparrow + FeSO_4$

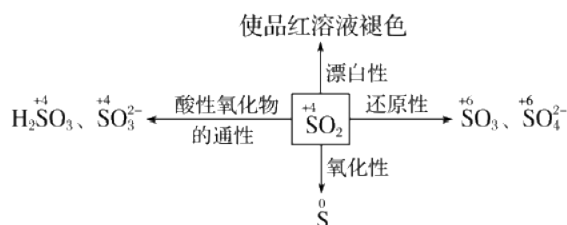
- 2) 发生装置：固+液，不加热，简易发生装置。
- 3) 干燥装置：无水  $\text{CaCl}_2$  或  $\text{P}_2\text{O}_5$ ，不能用 浓硫酸(强氧化性)。
- 4) 收集装置：向上排空气法
- 5) 尾气吸收装置：  $\text{NaOH}$  溶液

### 知识点3 硫的氧化物( $\text{SO}_2$ 、 $\text{SO}_3$ 的性质及应用

#### 1. 二氧化硫( $\text{SO}_2$ )

(1) 物理性质：二氧化硫是无色、有刺激性气味的有毒气体，是大气污染物之一；密度比空气的大，易溶于水，通常状况下，1体积水溶解约40体积  $\text{SO}_2$ 。

#### (2) 化学性质



①酸性氧化物的通性，与水反应：  $\text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_2\text{SO}_3$ ； 与  $\text{NaOH}$  (足量) 反应：  $2\text{NaOH} +$

$\text{SO}_2 \rightleftharpoons \text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O}$ 。

②氧化性(如与  $\text{H}_2\text{S}$  溶液反应)：  $\text{SO}_2 + 2\text{H}_2\text{S} \rightleftharpoons 3\text{S} \downarrow + 2\text{H}_2\text{O}$

#### ③还原性

a. 与  $\text{O}_2$  反应：  $2\text{SO}_2 + \text{O}_2 \xrightleftharpoons[\text{催化剂}]{} 2\text{SO}_3$ ；

b. 与卤素单质的水溶液反应：  $\text{X}_2 + \text{SO}_2 + 2\text{H}_2\text{O} = 2\text{HX} + \text{H}_2\text{SO}_4 (\text{X} = \text{Cl}, \text{Br}, \text{I})$

c. 与铁盐溶液反应：  $2\text{Fe}^{3+} + \text{SO}_2 + 2\text{H}_2\text{O} = 2\text{Fe}^{2+} + 2\text{H}^+ + \text{SO}_4^{2-}$ ；

d. 与  $\text{CuX}_2$  溶液反应生成  $\text{CuX}$  白色沉淀：  $2\text{CuX}_2 + \text{SO}_2 + 2\text{H}_2\text{O} = 2\text{CuX} \downarrow + \text{H}_2\text{SO}_4 + 2\text{HX} (\text{X} = \text{Cl}, \text{Br}, \text{I})$

④漂白性：可使品红溶液等有机色质褪色，生成不稳定的无色化合物。



得分速记

食品中添加适量  $\text{SO}_2$  可以起到漂白、防腐和抗氧化作用，如葡萄糖酿造过程添加适量  $\text{SO}_2$  可以起到杀菌作用。

#### (3) 实验室制法

①固体  $\text{Na}_2\text{SO}_3$  与较浓  $\text{H}_2\text{SO}_4$  (70%) 反应：  $\text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{SO}_2 \uparrow + \text{H}_2\text{O}$

②铜与浓  $\text{H}_2\text{SO}_4$  混合加热：  $\text{Cu} + 2\text{H}_2\text{SO}_4 (\text{浓}) \xrightarrow{\Delta} \text{CuSO}_4 + \text{SO}_2 \uparrow + 2\text{H}_2\text{O}$

#### (4) SO<sub>2</sub> 和 CO<sub>2</sub> 的鉴别

试剂	现象及结论	原理(化学方程式)
品红溶液	使品红溶液褪色的是 <u>SO<sub>2</sub></u> ；不能使品红溶液褪色的是 <u>CO<sub>2</sub></u>	——
KMnO <sub>4</sub> 溶液	使紫色褪去的是 <u>SO<sub>2</sub></u> ，无明显现象的是 <u>CO<sub>2</sub></u>	$2\text{KMnO}_4 + 5\text{SO}_2 + 2\text{H}_2\text{O} === \text{K}_2\text{SO}_4 + 2\text{MnSO}_4 + 2\text{H}_2\text{SO}_4$
溴水	使橙色褪去的是 <u>SO<sub>2</sub></u> ，无明显现象的是 <u>CO<sub>2</sub></u>	(4) SO <sub>2</sub> 和 CO <sub>2</sub> 的鉴别
硝酸酸化的 Ba(NO <sub>3</sub> ) <sub>2</sub> 溶液	产生白色沉淀的是 <u>SO<sub>2</sub></u> ，无明显现象的是 <u>CO<sub>2</sub></u>	$3\text{SO}_2 + 2\text{HNO}_3 + 2\text{H}_2\text{O} === 3\text{H}_2\text{SO}_4 + 2\text{NO}\uparrow$ $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 === \text{BaSO}_4\downarrow + 2\text{HNO}_3$
FeCl <sub>3</sub> 溶液	使棕黄色变为浅绿色的是 <u>SO<sub>2</sub></u> ，无明显现象的是 <u>CO<sub>2</sub></u>	$2\text{FeCl}_3 + \text{SO}_2 + 2\text{H}_2\text{O} === \text{FeCl}_2 + \text{FeSO}_4 + 4\text{HCl}$
澄清石灰水	不能用 <u>澄清石灰水</u> 鉴别 SO <sub>2</sub> 和 CO <sub>2</sub> ，原因是二者都能使 <u>澄清石灰水</u> 变浑浊	

#### 得分速记

(1) SO<sub>2</sub> 只能使紫色的石蕊溶液变红，但不能使之褪色。

(2) SO<sub>2</sub> 的漂白性和还原性的区别：SO<sub>2</sub> 使品红溶液退色表现的是 SO<sub>2</sub> 的漂白性，加热后溶液颜色复原；SO<sub>2</sub> 使酸性高锰酸钾溶液、溴水、氯水、碘水退色表现的是 SO<sub>2</sub> 的还原性，加热后溶液颜色不复原。

(3) SO<sub>2</sub> 氧化性的表现：SO<sub>2</sub> 通入氢硫酸、硫化钠溶液中都会出现淡黄色沉淀，表现了 SO<sub>2</sub> 的氧化性。

#### (4) 三类漂白剂的区别

类型	原理	举例	特点	备注
氧化型	将有机色质内部“生色团”破坏掉	HClO、NaClO、 Ca(ClO) <sub>2</sub> 、Na <sub>2</sub> O <sub>2</sub> 、 H <sub>2</sub> O <sub>2</sub> 、O <sub>3</sub> 等	不可逆、持久	无选择性
加合型	与有机色质内部“生色团”“化合”成无色物质	SO <sub>2</sub>	可逆、不持久	有选择性
吸附型	将有色物质吸附而退色	活性炭	物理变化	吸附色素

## 2. 三氧化硫(SO<sub>3</sub>)

(1) 物理性质：熔点16.8℃, 沸点44.8℃, 在常温下为液态, 在标准状况下为固态。

(2) 化学性质 (酸性氧化物)

a. 与水反应:  $\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_2\text{SO}_4$  (放出大量的热)

b. 与氧化钙反应:  $\text{SO}_3 + \text{CaO} \rightleftharpoons \text{CaSO}_4$

c. 与氢氧化钠反应:  $\text{SO}_3 + 2\text{NaOH} \rightleftharpoons \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$ 、与  $\text{Ca(OH)}_2$  反应:  $\text{SO}_3 + \text{Ca(OH)}_2 \rightleftharpoons \text{CaSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$ 。

## 3. 硫的氧化物的污染与治理

(1) 来源: 含硫化石燃料的燃烧及金属矿物的冶炼等。

(2) 危害: 危害人体健康, 形成酸雨 (pH 小于5.6)。

(3) 治理: 燃煤脱硫, 改进燃烧技术。

(4) 硫酸型酸雨的形成途径有两个:

途径1: 空气中飘尘的催化作用, 使  $2\text{SO}_2 + \text{O}_2 \xrightarrow{\text{催化剂}} 2\text{SO}_3$ 、 $\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} = \text{H}_2\text{SO}_4$ 。

途径2:  $\text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_2\text{SO}_3$ 、 $2\text{H}_2\text{SO}_3 + \text{O}_2 = 2\text{H}_2\text{SO}_4$ 。

(5) 四种常见的SO<sub>2</sub> 尾气处理方法

方法一: 钙基固硫法

为防治酸雨, 工业上常用生石灰和含硫的煤混合后燃烧, 燃烧时硫、生石灰、O<sub>2</sub> 共同反应生成硫酸钙, 从而使硫转移到煤渣中, 反应原理为  $\text{CaO} + \text{SO}_2 \xrightarrow{\Delta} \text{CaSO}_3$ 、 $2\text{CaSO}_3 + \text{O}_2 \xrightarrow{\Delta} 2\text{CaSO}_4$ , 总反应方程式为  $2\text{CaO} + 2\text{SO}_2 + \text{O}_2 \xrightarrow{\Delta} 2\text{CaSO}_4$ 。

方法二: 氨水脱硫法

该脱硫法采用喷雾吸收法, 雾化的氨水与烟气中的SO<sub>2</sub> 直接接触吸收SO<sub>2</sub>, 其反应的化学方程式为  $2\text{NH}_3 + \text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O} = (\text{NH}_4)_2\text{SO}_3$ 、 $2(\text{NH}_4)_2\text{SO}_3 + \text{O}_2 = 2(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$ 。(或生成NH<sub>4</sub>HSO<sub>3</sub>, 然后进一步氧化)

方法三: 钠碱脱硫法

钠碱脱硫法是用NaOH/Na<sub>2</sub>CO<sub>3</sub> 吸收烟气中的SO<sub>2</sub>, 得到Na<sub>2</sub>SO<sub>3</sub> 和 NaHSO<sub>3</sub>, 发生反应的化学方程式为  $2\text{NaOH} + \text{SO}_2 = \text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O}$ 、 $\text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{SO}_2 = \text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{CO}_2$ 、 $\text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O} = 2\text{NaHSO}_3$ 。

方法四：双碱脱硫法

先利用烧碱吸收 $\text{SO}_2$ ，再利用熟石灰浆液进行再生，再生后的 $\text{NaOH}$  碱液可循环使用，化学方程式为

①吸收反应： $2\text{NaOH}+\text{SO}_2=\text{Na}_2\text{SO}_3+\text{H}_2\text{O}$ ,  $2\text{Na}_2\text{SO}_3+\text{O}_2=2\text{Na}_2\text{SO}_4$ 。

②再生反应： $\text{Na}_2\text{SO}_3+\text{Ca}(\text{OH})_2=\text{CaSO}_3\downarrow+2\text{NaOH}$ ,  $\text{Na}_2\text{SO}_4+\text{Ca}(\text{OH})_2=\text{CaSO}_4\downarrow+2\text{NaOH}$ 。

## ◆ 考点二 硫酸 $\text{SO}_3^{2-}$ 、 $\text{SO}_4^{2-}$ ◆

### 知识点 1 硫酸

#### 1. 硫酸的物理性质

(1) 纯硫酸是一种无色油状液体，沸点高(沸点 $338^\circ\text{C}$ ，高沸点酸能用于制备低沸点酸)，难挥发；98%的浓硫酸的密度为 $1.84\text{g}/\text{cm}^3$ 。

(2) 溶解性：浓硫酸与水以任意比混溶，溶解时可放出大量热。

(3) 稀释方法：将浓硫酸沿器壁慢慢注入水中并不断搅拌。

#### 2. 硫酸的化学性质

(1) 稀硫酸具有酸的通性

硫酸是强电解质，在水溶液中的电离方程式为 $\text{H}_2\text{SO}_4=2\text{H}^++\text{SO}_4^{2-}$ ，具有酸的通性。

①指示剂变色：石蕊变红；酚酞不变色。

②与金属(如 $\text{Fe}$ 、 $\text{Al}$ )反应： $\text{Fe}+\text{H}_2\text{SO}_4=\text{FeSO}_4+\text{H}_2\uparrow$ ； $2\text{Al}+3\text{H}_2\text{SO}_4=2\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3+3\text{H}_2\uparrow$

③与碱[如 $\text{NaOH}$ 、 $\text{Ba}(\text{OH})_2$ ]的反应： $2\text{NaOH}+\text{H}_2\text{SO}_4=\text{Na}_2\text{SO}_4+2\text{H}_2\text{O}$ ； $\text{Ba}^{2+}+2\text{OH}^-+2\text{H}^+=\text{SO}_4^{2-}+\text{BaSO}_4\downarrow+2\text{H}_2\text{O}$ ；

④与碱性氧化物(如 $\text{CuO}$ 、 $\text{MgO}$ ) 反应： $\text{CuO}+\text{H}_2\text{SO}_4=\text{CuSO}_4+\text{H}_2\text{O}$ ； $\text{MgO}+2\text{H}^+=\text{Mg}^{2+}+\text{H}_2\text{O}$ ；

⑤与某些盐的反应：

a. 与 $\text{Na}_2\text{SO}_3$  溶液反应： $\text{SO}_3^{2-}+2\text{H}^+=\text{SO}_2\uparrow+\text{H}_2\text{O}$ ；

b. 与  $\text{BaCl}_2$  溶液反应： $\text{SO}_4^{2-}+\text{Ba}^{2+}=\text{BaSO}_4\downarrow$ 。

(2) 浓 $\text{H}_2\text{SO}_4$  的特性



①填写下表:

实验	实验现象	浓硫酸的特性
少量胆矾加入浓硫酸中	蓝色晶体变白	吸水性
用玻璃棒蘸取浓硫酸滴在滤纸上	沾有浓硫酸的滤纸变黑	脱水性
将铜片加入盛有浓硫酸的试管中, 加热	铜片逐渐溶解, 产生无色、有刺激性气味的气体	强氧化性、酸性

②分别写出浓  $\text{H}_2\text{SO}_4$  与  $\text{Cu}$ 、 $\text{C}$  反应的化学方程式:  $\text{Cu} + 2\text{H}_2\text{SO}_4(\text{浓}) \xrightarrow{\Delta} \text{CuSO}_4 + \text{SO}_2\uparrow + 2\text{H}_2\text{O}$ 、 $\text{C} + 2\text{H}_2\text{SO}_4(\text{浓}) \xrightarrow{\Delta} \text{CO}_2\uparrow + 2\text{SO}_2\uparrow + 2\text{H}_2\text{O}$ 。

③常温下,  $\text{Fe}$ 、 $\text{Al}$  遇浓  $\text{H}_2\text{SO}_4$  钝化, 可用铝槽车装运浓  $\text{H}_2\text{SO}_4$ 。



**得分速记** 浓  $\text{H}_2\text{SO}_4$  与金属反应的规律

A. 钝化: 常温下浓硫酸使  $\text{Fe}$ 、 $\text{Al}$  表面快速生成致密氧化膜而阻止反应进一步发生。

B. 与活泼金属 (如  $\text{Zn}$ ) 反应, 开始产生  $\text{SO}_2$ , 硫酸浓度变小后产生  $\text{H}_2$ 。

C. 与不活泼金属 (如  $\text{Cu}$ ) 反应, 开始产生  $\text{SO}_2$  (加热), 浓度变小后, 稀硫酸不再与不活泼金属反应。例如: 1 mol  $\text{Cu}$  与含 2mol  $\text{H}_2\text{SO}_4$  的浓硫酸充分反应, 生成的  $\text{SO}_2$  的物质的量小于 1mol。

D. 浓硫酸在与金属的反应中既表现强氧化性又表现酸性。浓硫酸在与非金属的反应中只表现强氧化性。

④浓硫酸氧化含低价非金属元素的化合物



**得分速记**

①  $\text{H}_2\text{SO}_4$  是高沸点、难挥发性的强酸, 利用这一性质可以制取  $\text{HCl}$  和  $\text{HF}$ :  $\text{H}_2\text{SO}_4(\text{浓}) + \text{NaCl} \xrightarrow{\text{微热}} \text{NaHSO}_4 + \text{HCl}\uparrow$ ,  $\text{CaF}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{CaSO}_4 + 2\text{HF}\uparrow$ 。

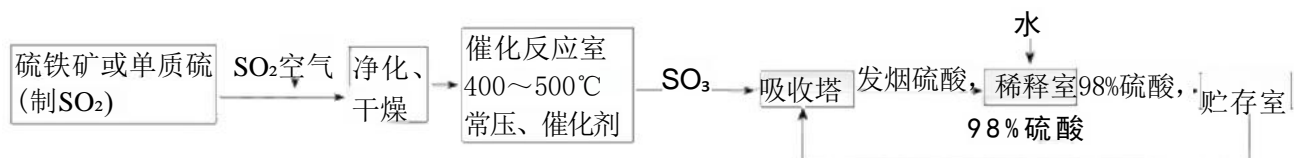
②由“量变”引起的“质变”: 金属 (如  $\text{Cu}$ 、 $\text{Zn}$  等) 与浓  $\text{H}_2\text{SO}_4$  反应时, 要注意  $\text{H}_2\text{SO}_4$  浓度对反应产物的影响。开始阶段产生  $\text{SO}_2$  气体, 随着反应的进行,  $\text{H}_2\text{SO}_4$  的浓度变小, 最后变为稀  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{Cu}$  与稀  $\text{H}_2\text{SO}_4$  不反应,  $\text{Zn}$  与稀  $\text{H}_2\text{SO}_4$  反应生成  $\text{H}_2$  而不是  $\text{SO}_2$ 。

### 3. 硫酸的用途

- (1) 制取化肥、硫酸盐、挥发性酸。
- (2) 消除金属表面的氧化物。
- (3) 用于精炼石油，制造炸药、农药、染料等，是实验室里常用的试剂。

### 4. 硫酸的工业制备

#### (1) 工业制硫酸的流程



#### (2) 工业制硫酸的步骤及反应原理

三步骤	三反应
黄铁矿煅烧	$4\text{FeS}_2 + 11\text{O}_2 \xrightarrow{\text{高温}} 2\text{Fe}_2\text{O}_3 + 8\text{SO}_2$
SO <sub>2</sub> 的催化氧化	$2\text{SO}_2 + \text{O}_2 \xrightleftharpoons[\Delta]{\text{催化剂}} 2\text{SO}_3$
SO <sub>3</sub> 吸收	$\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} = \text{H}_2\text{SO}_4$



#### 得分速记

- ① 工业上用 98.3% 的硫酸吸收 SO<sub>3</sub>，可以避免用水吸收 SO<sub>3</sub> 产生的酸雾腐蚀设备，并且可以提高吸收率。
- ② 发烟硫酸的化学式为 H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> · xSO<sub>3</sub>。

### 知识点 2 SO<sub>3</sub><sup>2-</sup>、SO<sub>4</sub><sup>2-</sup> 的检验及重要的硫酸盐

#### 1. SO<sub>3</sub><sup>2-</sup> 的检验

① 检验 SO<sub>3</sub><sup>2-</sup> 的正确操作方法：被检液  $\xrightarrow{\text{加足量盐酸酸化}}$  取上层清液  $\xrightarrow{\text{滴加BaCl}_2\text{溶液}}$  有无白色沉淀产生 (判断有无 SO<sub>4</sub><sup>2-</sup>)。

② 操作目的：先加稀盐酸的目的是防止 CO<sub>3</sub><sup>2-</sup>、SO<sub>3</sub><sup>2-</sup>、Ag<sup>+</sup> 干扰，再加 BaCl<sub>2</sub> 溶液，有白色沉淀产生。整个过程中可能发生反应的离子方程式：CO<sub>3</sub><sup>2-</sup> + 2H<sup>+</sup> = CO<sub>2</sub> ↑ + H<sub>2</sub>O、SO<sub>3</sub><sup>2-</sup> + 2H<sup>+</sup>

= SO<sub>2</sub> ↑ + H<sub>2</sub>O、Ag<sup>+</sup> + Cl<sup>-</sup> = AgCl ↓、Ba<sup>2+</sup> + SO<sub>4</sub><sup>2-</sup> = BaSO<sub>4</sub> ↓。

#### 2. SO<sub>3</sub><sup>2-</sup> 的检验

- ① 向溶液中加入盐酸，将产生的气体通入品红溶液中，红色褪去。
- ② 加入氯化钡溶液生成白色沉淀，然后加入盐酸，沉淀溶解并产生具有刺激性气味的气体。

3.重要的硫酸盐

皓矾	$\text{ZnSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$
钡餐(重晶石)	$\text{BaSO}_4$
绿矾(皂矾或青矾)	$\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$
芒硝(朴硝或皮硝)	$\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$
明矾	$\text{KAl}(\text{SO}_4)_2 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$
生石膏	$\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$
熟石膏	$2\text{CaSO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$
胆矾(蓝矾)	$\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$

思维建模 检验操作与易错警示

检验需严格遵循操作顺序，优先排除易干扰离子（如  $\text{Ag}^+$ 、 $\text{CO}_3^{2-}$ ），再针对目标离子设计验证链：

1.检验操作

①取样 → 加稀硫酸/盐酸 → 生成气体 → 通入品红溶液 → 褪色且加热复色 → 确认  $\text{SO}_3^{2-}$ ；

浓度影响：低浓度  $\text{SO}_3^{2-}$ ：直接在酸化后的溶液中加入品红（避免气体逸散损失）；高浓度  $\text{SO}_3^{2-}$ ：气体通入品红（减少溶液杂质干扰）。

②取样 → 加足量稀盐酸酸化（无沉淀/气泡） → 再加  $\text{BaCl}_2$  溶液 → 白色沉淀不溶 → 确认  $\text{SO}_4^{2-}$ 。

关键细节：盐酸需过量，确保完全排除  $\text{CO}_3^{2-}$ 、 $\text{SO}_3^{2-}$  干扰；若直接加  $\text{BaCl}_2$  产生沉淀，需用盐酸验证溶解性（ $\text{BaCO}_3/\text{BaSO}_3$  可溶）

2.易错警示

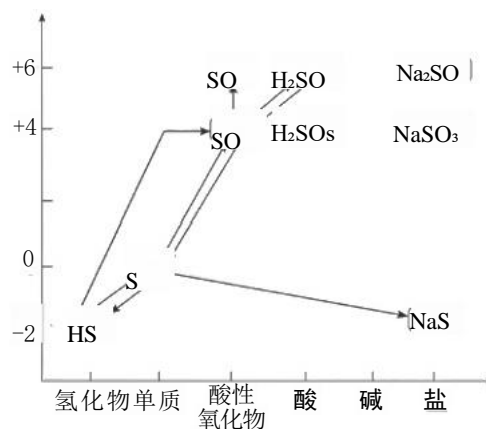
① $\text{SO}_4^{2-}$ 检验三大禁忌：禁用硝酸酸化（氧化  $\text{SO}_3^{2-} \rightarrow \text{SO}_4^{2-}$  造成假阳性）；禁用  $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$  溶液（酸性条件下  $\text{NO}_3^-$  氧化  $\text{SO}_3^{2-}$ ）；盐酸酸化后出现沉淀，需先过滤再检  $\text{SO}_4^{2-}$ （防  $\text{Ag}^+$  干扰）。

② $\text{SO}_3^{2-}$ 检验的干扰气体：若气体使品红褪色但不恢复，可能是  $\text{Cl}_2$  而非  $\text{SO}_2$ ；需通过酸性  $\text{KMnO}_4$  褪色或气味辅助鉴别。

## ◆ 考 点 三 不同价态含硫物质的转化 ◆

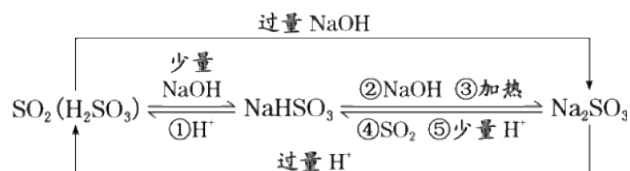
### 知 识 点 1 不同价态含硫物质的转化

#### 一、硫的价类二维图



#### 1. 同价态硫的化合物之间的转化关系

##### (1) +4价硫的化合物之间的转化



①的离子方程式： $\text{HSO}_3 + \text{H}^+ = \text{SO}_2 \uparrow + \text{H}_2\text{O}$ ；

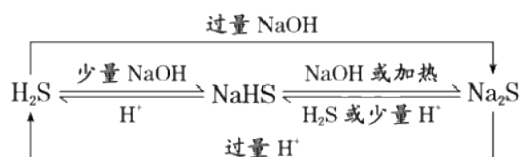
②的离子方程式： $\text{HSO}_3^- + \text{OH}^- = \text{SO}_3^{2-} + \text{H}_2\text{O}$ ；

④的离子方程式： $\text{SO}_3^{2-} + \text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O} = 2\text{HSO}_3^-$  元；

⑤的离子方程式： $\text{SO}_3^{2-} + \text{H}^+ = \text{HSO}_3^-$ 。

##### (2) -2价硫的化合物之间的转化

氢硫酸( $\text{H}_2\text{S}$ )是二元弱酸，与酸式盐( $\text{NaHS}$ )、正盐( $\text{Na}_2\text{S}$ )之间的转化关系，与 $\text{H}_2\text{SO}_3$ 、亚硫酸氢盐、亚硫酸盐之间的转化关系相似。

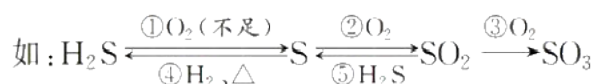
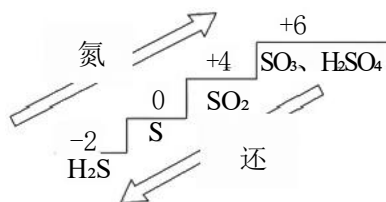


① 硫氢化钠( $\text{NaHS}$ )与 $\text{NaOH}$ 反应的离子方程式： $\text{HS}^- + \text{OH}^- = \text{S}^{2-} + \text{H}_2\text{O}$ 。

② $\text{NaHS}$ 与 $\text{HCl}$ 反应的离子方程式： $\text{HS}^- + \text{H}^+ = \text{H}_2\text{S} \uparrow$ 。

## 2. 不同价态硫的转化是通过氧化还原反应实现的

(1) 当硫元素的化合价升高或降低时，一般升高或降低到其相邻的价态，即台阶式升降，可用图表示。

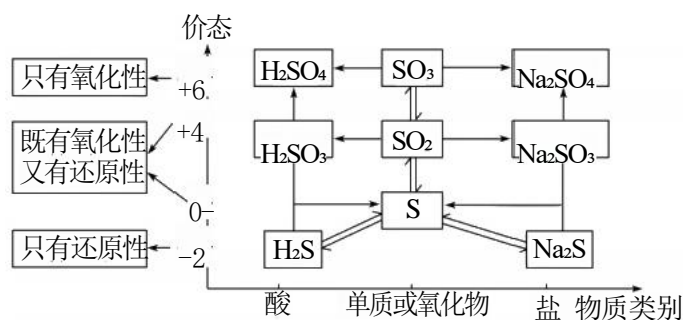


其中③⑤反应的化学方程式分别为  $2\text{SO}_2 + \text{O}_2 \xrightleftharpoons{\text{催化剂}} 2\text{SO}_3$ 、 $\text{SO}_2 + 2\text{H}_2\text{S} = 3\text{S} + 2\text{H}_2\text{O}$ 。

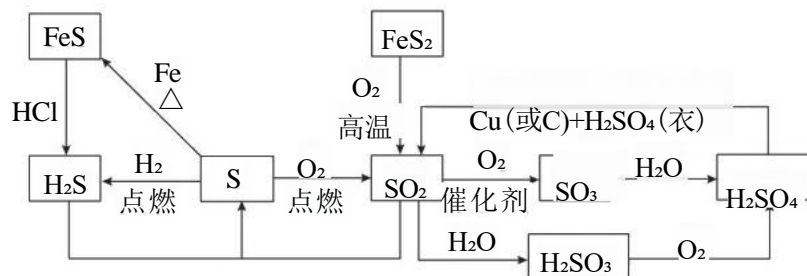
(2) 相邻价态的粒子不发生氧化还原反应：如S 和 H<sub>2</sub>S、S 和 SO<sub>2</sub>、SO<sub>2</sub> 和浓硫酸之间不发生氧化还原反应。（注意：强氧化剂与强还原剂不一定反应）

(3) 归中规律：当硫元素的高价态粒子与低价态粒子反应时，一般生成中间价态。Na<sub>2</sub>S 与 Na<sub>2</sub>SO<sub>3</sub> 在酸性条件下反应的离子方程式为  $2\text{S}^{2-} + \text{SO}_3^{2-} + 6\text{H}^+ = 3\text{S} \downarrow + 3\text{H}_2\text{O}$ 。

## 二、理清硫元素的化合价与氧化性、还原性之间的关系(即硫及其化合物的价类二维图)



## 三、构建硫及其化合物转化网络



## 知识点 2 氧族元素的其它知识归纳

### 1. 硫代硫酸钠( $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ )

#### (1) 制备

①硫化碱法, 即将  $\text{Na}_2\text{S}$  和  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  以物质的量之比为 2 : 1 配成溶液, 然后通入  $\text{SO}_2$ , 发生的反应为  $2\text{Na}_2\text{S} + \text{Na}_2\text{CO}_3 + 4\text{SO}_2 = 3\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 + \text{CO}_2$ 。

②亚硫酸钠法, 使沸腾的  $\text{Na}_2\text{SO}_3$  溶液同硫粉反应, 其反应的方程式为  $\text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{S} \xrightarrow{\Delta} \text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ 。

#### (2) 性质

①中等强度还原剂, 可被碘氧化成连四硫酸钠( $\text{Na}_2\text{S}_4\text{O}_6$ ), 该反应常用来定量测定碘的含量, 反应的离子方程式为  $\text{I}_2 + 2\text{S}_2\text{O}_3^{2-} = 2\text{I}^- + \text{S}_4\text{O}_6^{2-}$  (用于 直接碘量法和间接碘量法 测定物质的浓度或含量)。

②可被氯、溴等氧化为  $\text{SO}_4^{2-}$ , 如  $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 + 4\text{Cl}_2 + 5\text{H}_2\text{O} = \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 + 8\text{HCl}$  (用作纺织工业上的 脱氯剂)。

③可与酸反应, 离子方程式为  $2\text{H}^+ + \text{S}_2\text{O}_3^{2-} = \text{S} \downarrow + \text{SO}_2 \uparrow + \text{H}_2\text{O}$  (用于探究速率与 浓度、温度 的关系)。

### 2. 焦亚硫酸钠( $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_5$ )

(1) 制备:  $\text{NaHSO}_3$  过饱和溶液结晶脱水而成,  $2\text{NaHSO}_3 = \text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_5 + \text{H}_2\text{O}$ 。

#### (2) 性质

①与酸反应放出二氧化硫, 如  $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_5 + 2\text{HCl} = 2\text{NaCl} + 2\text{SO}_2 \uparrow + \text{H}_2\text{O}$ 。

②强还原性, 如  $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_5 + 2\text{I}_2 + 3\text{H}_2\text{O} = 2\text{NaHSO}_4 + 4\text{HI}$ 。

### 3. 过二硫酸钠( $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_8$ )、连二亚硫酸钠( $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_4$ )

(1) 过二硫酸钠中 S 为 +6 价, 含有 1 个 过氧键 ( $-\text{O}-\text{O}-$ ), 性质与过氧化氢相似, 具有 氧化性。作为氧化剂参与反应时, 过氧键断裂, 过氧键中的氧原子由 -1 价变为 -2 价, 硫

原子化合价 不变。如  $\text{S}_2\text{O}_8^{2-} + 2\text{I}^- \xrightarrow{\text{Cu}^{2+}} 2\text{SO}_4^{2-} + \text{I}_2$ ,  $5\text{S}_2\text{O}_8^{2-} + 2\text{Mn}^{2+} + 8\text{H}_2\text{O} = 10\text{SO}_4^{2-} + 2\text{MnO}_4^- + 16\text{H}^+$ 。过二硫酸钠不稳定, 受热分解生成  $\text{Na}_2\text{SO}_4$ 、 $\text{SO}_3$  和  $\text{O}_2$ 。

(2) 连二亚硫酸钠中 S 为 +3 价, 是 强还原剂, 能将  $\text{I}_2$ 、 $\text{Cu}^{2+}$ 、 $\text{Ag}^+$  还原, 能被空气中的氧气氧化。在 无氧 条件下, 用锌粉还原 亚硫酸氢钠 可制得连二亚硫酸钠。

#### 4. 硒及其化合物的性质

(1) 单质硒及其氢化物在空气中燃烧可得到  $\text{SeO}_2$ 。

(2)  $\text{SeO}_2$  的氧化性比  $\text{SO}_2$  强，属于中等强度的氧化剂，可氧化  $\text{H}_2\text{S}$ 、 $\text{NH}_3$  等： $\text{SeO}_2 + 2\text{H}_2\text{S} \rightleftharpoons \text{Se} + 2\text{S} + 2\text{H}_2\text{O}$ ； $3\text{SeO}_2 + 4\text{NH}_3 \rightleftharpoons 3\text{Se} + 2\text{N}_2 + 6\text{H}_2\text{O}$ 。

(3) 亚硒酸可作氧化剂，能氧化  $\text{SO}_2$ ， $\text{H}_2\text{SeO}_3 + 2\text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons 2\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{Se}$ ，但遇到强氧化剂时表现还原性，可被氧化成硒酸， $\text{H}_2\text{SeO}_3 + \text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_2\text{SeO}_4 + 2\text{HCl}$ 。

#### 5. 碲及其化合物的性质

(1) 碲在空气或纯氧中燃烧生成  $\text{TeO}_2$ 。

(2)  $\text{TeO}_2$  是不挥发的白色固体，微溶于水，易溶于强酸、强碱，如  $\text{TeO}_2 + 2\text{NaOH} \rightleftharpoons \text{Na}_2\text{TeO}_3 + \text{H}_2\text{O}$ 。

(3)  $\text{TeO}_2(\text{H}_2\text{TeO}_3)$  具有氧化性和还原性：

$\text{H}_2\text{TeO}_3 + 2\text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons 2\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{Te}$ ； $\text{H}_2\text{TeO}_3 + \text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_2\text{TeO}_4 + 2\text{HCl}$ 。

(4) 硒和碲的一切化合物均有毒。

#### 6. $\text{O}_3$ 和 $\text{H}_2\text{O}_2$ 的性质及应用

##### 1) 臭氧( $\text{O}_3$ )

(1) 组成：臭氧的分子式为  $\text{O}_3$ ，与  $\text{O}_2$  互为同素异形体，是一种极性分子。

(2) 化学性质

不稳定性	$\text{O}_3$ 不稳定，容易分解，分解的化学方程式为 $2\text{O}_3 \rightleftharpoons 3\text{O}_2$ ；在放电条件下空气中的 $\text{O}_2$ 可以转化为 $\text{O}_3$ ，反应的化学方程式为 $3\text{O}_2 \xrightarrow{\text{放电}} 2\text{O}_3$
强氧化性	$\text{O}_3$ 容易使淀粉—KI 溶液变蓝色，反应的化学方程式为 $2\text{KI} + \text{O}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{I}_2 + 2\text{KOH} + \text{O}_2$
漂白性	$\text{O}_3$ 具有强氧化性，能使有色物质褪色，可杀菌消毒

(3) 用途与生成

①用途：可用作漂白剂、脱色剂和消毒剂；臭氧层可以吸收来自太阳的紫外线，是人类和其他生物的“保护伞”。

②生成：在放电条件下，空气中的  $\text{O}_2$  可以转化为  $\text{O}_3$ 。 $3\text{O}_2 \xrightarrow{\text{放电}} 2\text{O}_3$ 。

##### 2) 过氧化氢( $\text{H}_2\text{O}_2$ )

(1) 结构：电子式：  $\text{H}:\ddot{\text{O}}:\ddot{\text{O}}:\text{H}$ ，结构式：  $\text{H}-\text{O}-\text{O}-\text{H}$ ，是极性分子。

(2) 化学性质

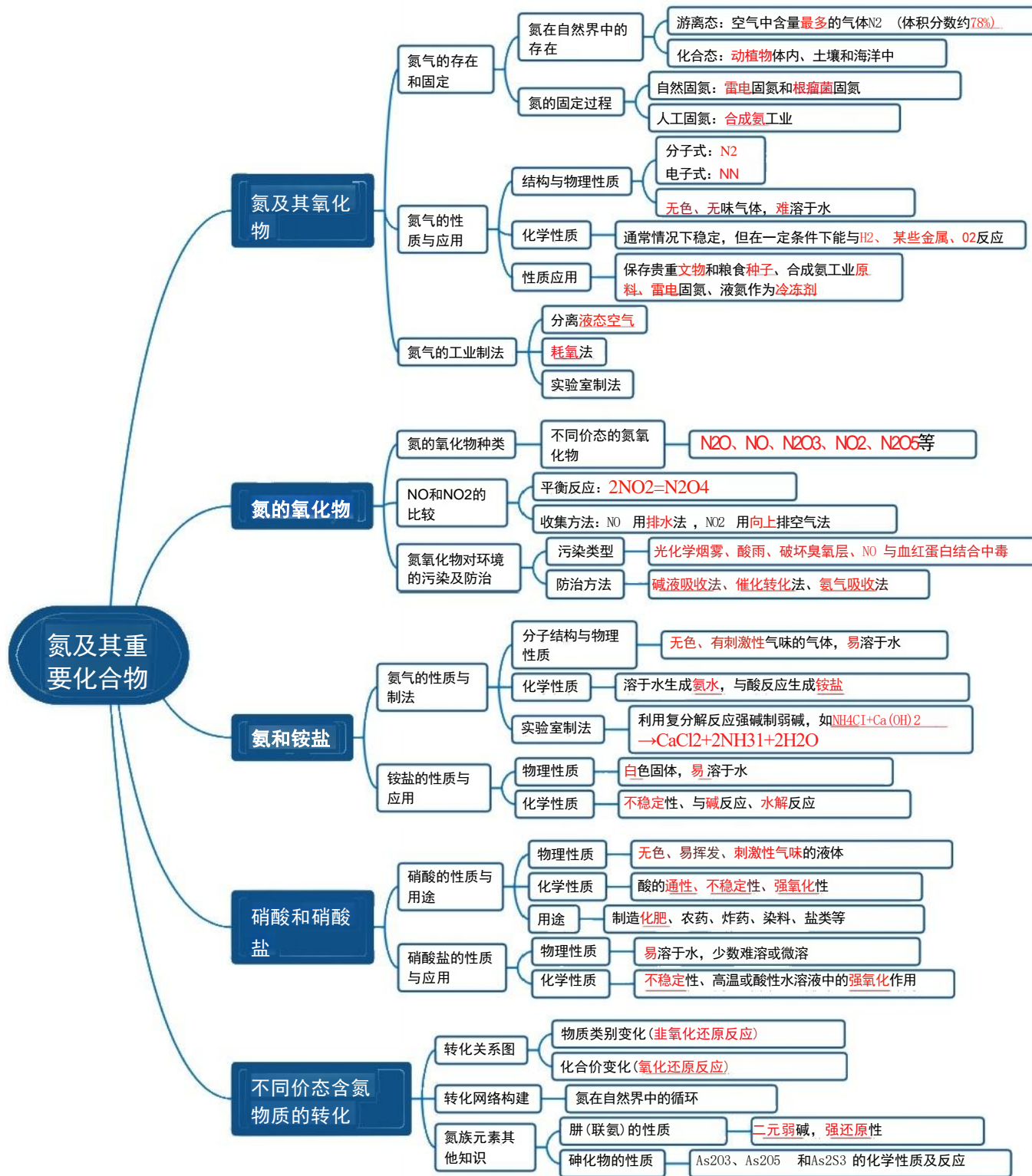
不稳定性	易分解，加热、加催化剂都能使分解速率加快： $2\text{H}_2\text{O}_2 \xrightarrow{\text{MnO}_2} 2\text{H}_2\text{O} + \text{O}_2 \uparrow$ (实验室制 $\text{O}_2$ ，常见 $\text{H}_2\text{O}_2$ 的催化剂有 $\text{MnO}_2$ 、 $\text{Fe}^{3+}$ 和 $\text{Cu}^{2+}$ 等)
弱酸性	相当于二元弱酸， $\text{H}_2\text{O}_2 \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{HO}_2^-$ ， $\text{HO}_2^- \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{O}_2^{2-}$
强氧化性	a. 用 10% 的 $\text{H}_2\text{O}_2$ 溶液漂白 <u>羽毛及丝织品</u> b. 氧化 $\text{Fe}^{2+}$ 、 $\text{SO}_3^{2-}$ 等还原性物质： $\text{H}_2\text{O}_2 + 2\text{Fe}^{2+} + 2\text{H}^+ = 2\text{Fe}^{3+} + 2\text{H}_2\text{O}$ 、 $\text{H}_2\text{O}_2 + \text{Na}_2\text{SO}_3 = \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$ c. 使湿润的淀粉—KI 试纸 <u>变蓝</u> ： $\text{H}_2\text{O}_2 + 2\text{I}^- + 2\text{H}^+ = \text{I}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$ d. 杀菌、消毒
弱还原性	遇强氧化剂时作还原剂： $2\text{KMnO}_4 + 5\text{H}_2\text{O}_2 + 3\text{H}_2\text{S} \xrightarrow{\text{O}_4=\text{K}} 2\text{K}_2\text{SO}_4 + 2\text{MnSO}_4 + 5\text{O}_2 \uparrow + 8\text{H}_2\text{O}$



$\text{H}-\text{O}-\text{O}-\text{H}$  中氧原子为  $\text{sp}^3$  杂化，不是直线分子，键角小于  $109^\circ 28'$



## 七、氮及其重要化合物



## ◆ 考点一 氮及其氧化物 ◆

知

能

解

码

### 知识点1 氮气

#### 1. 自然界中氮的存在和氮的固定

(1) 存在

① 游离态:  $N_2$  是空气中含量最多的气体(体积分数约为78%);

② 化合态: 存在于动植物体内、土壤和海洋中。

(2) 氮的固定

将游离态氮转化为化合态称为氮的固定, 分为自然固氮和人工固氮:

① 自然固氮(a. 雷电固氮: 将  $N_2$  转化NO ;b. 根瘤菌固氮将  $N_2$  转化 $NH_4^+$  )

② 人工固氮(合成氨工业: 将  $N_2$  转化 $NH_3$  )

#### 得分速记

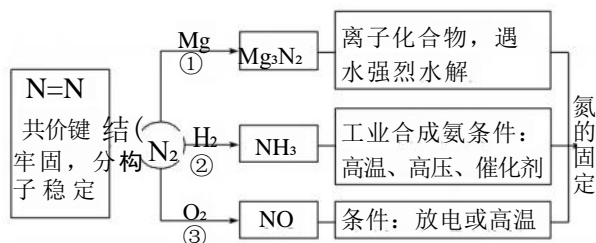
氮的固定是化学变化, 实质是游离态的  $N_2$  转化为化合态氮的化合物。

#### 2. 氮气

(1) 结构: 分子式:  $N_2$  电子式:  $:N \equiv N:$  结构式:  $N \equiv N$

(2) 物理性质: 无色、无味的气体, 密度比空气略小, 难溶于水(体积比=1:0.02), 在压强为101KPa下, 氮气在-195.8℃时变成无色液体, 氮气分子在-209.9℃时变成雪花状固体,  $N_2$  空气中  $N_2$  的体积分数约为0.78。

(3) 化学性质



1) 通常状况下很难与其它物质发生化学反应

2) 在一定条件下, 能与一些物质发生化学反应

① 与  $H_2$  反应:  $N_2 + 3H_2 \xrightarrow{\text{催化剂}} 2NH_3$

②与某些金属反应:  $3\text{Mg}+\text{N}_2 \xrightarrow{\text{点燃}} \text{Mg}_3\text{N}_2$

$\text{Mg}_3\text{N}_2$  离子化合物, 在水中强烈水解  $\text{Mg}_3\text{N}_2+6\text{H}_2\text{O}=3\text{Mg}(\text{OH})_2+2\text{NH}_3 \uparrow$

③与 $\text{O}_2$  反应: 在通常情况下, 与 $\text{O}_2$  不发生反应, 但在放电或高温的条件下能与  $\text{O}_2$  直接化合生成 $\text{NO}$ 。

$\text{N}_2+\text{O}_2 \xrightarrow{\text{放电或高温}} 2\text{NO}$  (闪电、汽车引擎中发生的反应)



氮元素是一种活泼非金属元素, 但 $\text{N}_2$  很稳定, 原因是 $\text{N}_2$  分子中氮氮三键很稳定, 不易断裂, 难发生化学反应。

#### (4) 性质应用

①文物馆将贵重文物保存在氮气中, 粮食种子保存在氮气中, 应用了 $\text{N}_2$  的稳定性。

②氮气是合成氨工业的重要原料, 合成氨, 制化肥,  $\text{HNO}_3$ , 应用了 $\text{N}_2$  的氧化性。

③雷电是自然界重要的固氮方式, 应用了 $\text{N}_2$  的还原性。

④医疗上, 液氮是常见的冷冻剂, 应用了 $\text{N}_2$ 的沸点低, 液氮易汽化, 且汽化吸收热量。

#### (5) 工业制法:

1) 分离液态空气: 空气 $\xrightarrow{\text{降温, 加压}}$ 液化空气 $\xrightarrow{\text{逐渐升温}}$  $\text{N}_2$

2) 耗氧法: 空气 $\xrightarrow{\text{碳燃烧}}$ 混合气体 $\xrightarrow{\text{通过NaOH溶液}}$  $\text{N}_2$

#### (6) 实验室制法:

##### (1) 制备原理

①高温下氨气还原氧化铜:  $2\text{NH}_3+3\text{CuO} \xrightarrow{\Delta} 3\text{Cu}+\text{N}_2+3\text{H}_2\text{O}$ 。

②用饱和 $\text{NaNO}_2$  和  $\text{NH}_4\text{Cl}$  溶液在加热条件反应:  $\text{NaNO}_2+\text{NH}_4\text{Cl} \xrightarrow{\Delta} \text{NaCl}+\text{N}_2 \uparrow +2\text{H}_2\text{O}$ 。

(2) 收集方法: 只能用排水法(密度与空气接近, 不能用排空气法)。

## 知识点2 氮的氧化物

### 1. 氮的氧化物的种类

氮有多种价态的氧化物, 氮元素从+1~+5价都有对应的氧化物, 如  $\text{N}_2\text{O}$ 、 $\text{NO}$ 、 $\text{N}_2\text{O}_3$ 、 $\text{NO}_2$  (或  $\text{N}_2\text{O}_4$ )、 $\text{N}_2\text{O}_5$ 。其中  $\text{N}_2\text{O}_5$ 、 $\text{N}_2\text{O}_2$  分别是硝酸、亚硝酸 ( $\text{HNO}$ ) 的酸酐。 $\text{N}_2\text{O}$  俗称笑气, 可以致人发笑, 有轻微麻醉作用。

### 2. $\text{NO}$ 和 $\text{NO}_2$ 的比较

		NO	NO <sub>2</sub>
物理性质	色态味	无色、无味、气体	红棕色、刺激性气味、气体
	密度	密度略大于空气	密度比空气大
	熔沸点	很低	低，易液化
	溶解性	不溶	易溶
化学性质	毒性	有毒	有毒
	与水	不反应	$3\text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O} = 2\text{HNO}_3 + \text{NO}$ NO <sub>2</sub> 既是氧化剂，又是还原剂
	与碱	不反应	$2\text{NO}_2 + 2\text{NaOH} = \text{NaNO}_3 + \text{NaNO}_2 + \text{H}_2\text{O}$ $\text{NO} + \text{NO}_2 + 2\text{NaOH} = 2\text{NaNO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
	氧化性	$2\text{NO} + 2\text{CO} = 2\text{CO}_2 + \text{N}_2$	$2\text{NO}_2 + 2\text{KI} = \text{I}_2 + 2\text{KNO}_2$
	还原性	$2\text{NO} + \text{O}_2 = 2\text{NO}_2$ 可使KMnO <sub>4</sub> 褪色	可使KMnO <sub>4</sub> 褪色
	与O <sub>2</sub> 混合，通入水中	$4\text{NO} + 3\text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{O} = 4\text{HNO}_3$	$4\text{NO}_2 + \text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{O} = 4\text{HNO}_3$
	实验室制取	$3\text{Cu} + 8\text{HNO}_3 (\text{稀}) = 3\text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{NO} \uparrow + 4\text{H}_2\text{O}$	$\text{Cu} + 4\text{HNO}_3 (\text{浓}) = \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{NO}_2 \uparrow + 2\text{H}_2\text{O}$
	收集方法	排水法	向上排空气法



### 得分速记

①NO<sub>2</sub> 与 N<sub>2</sub>O<sub>4</sub> 存在下列平衡： $2\text{NO}_2 \rightleftharpoons \text{N}_2\text{O}_4$ ，因此实验测得NO<sub>2</sub> 的平均相对分子质量总大于46, 由于此平衡的存在，通常所说的 NO<sub>2</sub> 气体实际上是 NO<sub>2</sub> 和 N<sub>2</sub>O<sub>4</sub> 的混合气体。例如 2mol NO与1 molO<sub>2</sub> 充分反应，由于生成的NO<sub>2</sub> 部分转化为N<sub>2</sub>O<sub>4</sub>, 故实际所得的NO<sub>2</sub> 少于2mol。

②验证某无色气体为NO 的方法是向该无色气体中通入O<sub>2</sub>(或空气), 无色气体变为红棕色。

③NO 只能用排水法收集，不能用排空气法收集；而NO<sub>2</sub> 只能用向上排空气法收集，不能用排水法收集。

④NO<sub>2</sub> 既有氧化性又有还原性，以氧化性为主。 NO<sub>2</sub> 能使湿润的淀粉-KI 试纸变蓝。

### 3. 氮的氧化物溶于水的几种情况分析

1)  $\text{NO}_2$  或  $\text{NO}_2$  与  $\text{N}_2$  混合气体溶于水时,  $3\text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O} = 2\text{HNO}_3 + \text{NO}$ , 利用气体体积变化差进行计算。

2)  $\text{NO}_2$  与  $\text{O}_2$  的混合气体溶于水, 由  $3\text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O} = 2\text{HNO}_3 + \text{NO}$  及  $2\text{NO} + \text{O}_2 = 2\text{NO}_2$ , 得:  
 $4\text{NO}_2 + \text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{O} = 4\text{HNO}_3$ , 可知,

$$V(\text{NO}_2):V(\text{O}_2) \begin{cases} = 4:1, \text{恰好完全反应} \\ > 4:1, \text{NO}_2 \text{过量, 剩余气体为 NO} \\ < 4:1, \text{O}_2 \text{过量, 剩余气体为 O}_2 \end{cases}$$

3)  $\text{NO}$  和  $\text{O}_2$  同时通入水中时, 其反应是  $2\text{NO} + \text{O}_2 = 2\text{NO}_2$  ①,  $3\text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O} = 2\text{HNO}_3 + \text{NO}$  ②, 将① $\times$ ② $\times$ 得总反应式为:  $4\text{NO} + 3\text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{O} = 4\text{HNO}_3$ 。

$$V(\text{NO}):V(\text{O}_2) \begin{cases} = 4:3, \text{恰好完全反应} \\ > 4:3, \text{剩余 NO} \\ < 4:3, \text{剩余 O}_2 \end{cases}$$

4)  $\text{NO}$ 、 $\text{NO}_2$ 、 $\text{O}_2$  三种混合气体通入水中, 可先按情况1) 求出  $\text{NO}_2$  与  $\text{H}_2\text{O}$  反应生成的  $\text{NO}$  的体积, 再加上原混合气体中的  $\text{NO}$  的体积即为  $\text{NO}$  的总体积, 再按情况3) 进行计算。

### 4. 氮氧化物对环境的污染及防治

#### 1) 常见的污染类型

①光化学烟雾:  $\text{NO}_x$  在紫外线作用下, 与碳氢化合物发生一系列光化学反应, 产生了一种有毒的烟雾。

②酸雨:  $\text{NO}$  排入大气中后, 与水反应生成  $\text{HNO}_3$  和  $\text{HNO}_2$ , 随雨雪降到地面, 形成酸雨  $\text{pH} \leq 5.6$ , 酸雨的主要危害是能直接破坏农作物、森林、草原, 使土壤、湖泊酸化, 还会加速建筑物、桥梁、工业设备、运输工具及电信电缆的腐蚀。

③破坏臭氧层:  $\text{NO}$  可使平流层中的臭氧减少, 导致地面紫外线辐射量增加。

④ $\text{NO}$  与血红蛋白结合使人中毒。

#### 2) 常见的 $\text{NO}$ 尾气处理方法

①碱液吸收法:  $2\text{NO} + 2\text{NaOH} = \text{NaNO}_2 + \text{NaNO}_3 + \text{H}_2\text{O}$ ;  $\text{NO} + \text{NO} + 2\text{NaOH} = 2\text{NaNO}_2 + \text{H}_2\text{O}$

$\text{NO}$ 、 $\text{NO}_2$  的混合气体能被足量烧碱溶液完全吸收的条件是  $n(\text{NO}_2) \geq n(\text{NO})$ 。一般适合工业尾气中  $\text{NO}_x$  的处理。

②催化转化法：在催化剂、加热条件下，氨可将氮氧化物转化为无毒气体(N<sub>2</sub>)，或 NO<sub>x</sub> 与 CO 在一定温度下催化转化为无毒气体(N<sub>2</sub> 和 CO<sub>2</sub>):  $2\text{NO}_x + 2x\text{CO} \xrightarrow{\text{一定条件, 一般}} \text{N}_2 + 2x\text{CO}_2$  适用于汽车尾气的处理。

③氨气吸收法:  $8\text{NH}_3 + 6\text{NO}_2 \xrightarrow{\text{一定条件}} 7\text{N}_2 + 12\text{H}_2\text{O}$ 、 $4\text{NH}_3 + 6\text{NO} \xrightarrow{\text{一定条件}} 5\text{N}_2 + 6\text{H}_2\text{O}$

**思维建模** 常见的NO 尾气处理方法

碱液吸收法	工业尾气中的NO常用碱液吸收处理， NO <sub>2</sub> 、NO的混合气体能被足量烧碱溶液完全吸收的条件是n(NO <sub>2</sub> ) ≥ n(NO)
催化转化法	在催化剂、加热条件下，氨可将氮氧化物转化为无毒气体(N <sub>2</sub> )和水，或NO <sub>x</sub> 与CO在一定温度下催化转化为无毒气体(N <sub>2</sub> 和CO <sub>2</sub> )，一般适用于汽车尾气的处理

## ◆ 考点二 氨 铵盐 ◆

### 知识点 1 氨气

#### 1. 氨的分子结构

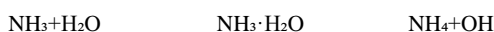
分子式	电子式	结构式	空间构型	分子极性
NH <sub>3</sub>	$\begin{array}{c} \times \times \\ \times \times \times \times \\ \times \times \times \times \\ \times \times \end{array}$	$\begin{array}{c} \text{H}-\text{N}-\text{H} \\   \\ \text{H} \end{array}$ 键角107°18'	三角锥形	极性分子

#### 2. 氨的物理性质

通常状况下，氨是一种无色、有刺激性气味的气体，密度比空气小，极易溶于水(常温常压下，体积比为 1:700 )，氨的水溶液称为氨水。氨在加压下容易液化，液氨气化时吸收大量的热，使周围环境温度急剧降低，工业上可使用液氨作制冷剂。

#### 3. 氨的化学性质

##### (1) 氨与水的反应



a. 氨溶于水得氨水，氨水是混合物，溶液中存在的微粒有三种分子：NH<sub>2</sub>·H<sub>2</sub>O、NH<sub>3</sub>、H<sub>2</sub>O；三种离子：NH<sub>4</sub><sup>+</sup>、OH<sup>-</sup>及少量的H<sup>+</sup>。

b. NH<sub>3</sub>·H<sub>2</sub>O 为可溶性一元弱碱，具有碱的通性。氨水可使紫色石蕊试液变蓝，故常用湿润的红色石蕊试纸检验NH<sub>3</sub>的存在。

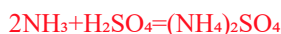
c. NH<sub>3</sub>·H<sub>2</sub>O 不稳定，易分解：NH<sub>3</sub>·H<sub>2</sub>O  $\triangle$  NH<sub>3</sub>↑+H<sub>2</sub>O。

## 得分速记

① $\text{NH}_3$  是中学化学中唯一的碱性气体，能使湿润的红色石蕊试纸变蓝，可在推断题中作为解题突破口。

②氨水呈碱性， $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$  属于一元弱碱，计算氨水的浓度时，溶质按 $\text{NH}_3$  进行计算。

(2) 氨与酸的反应：氨气与酸反应生成铵盐，蘸有浓盐酸的玻璃棒与蘸有浓氨水的玻璃棒靠近，其现象为有白烟生成，将浓盐酸改为浓硝酸，也会出现相同的现象，将浓盐酸改为浓硫酸，不会出现相同的现象。



## 得分速记

$\text{NH}_3$  与酸反应生成铵盐，而氨水与酸反应生成铵盐和水，前者为化合反应后者为复分解反应。

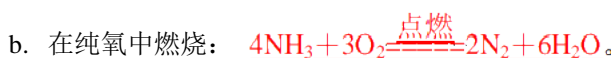
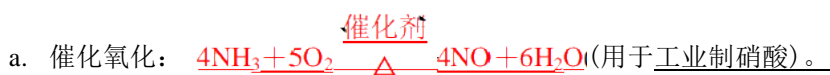
(3) 与盐溶液的反应：一般生成难溶的碱，如氯化铁溶液与氨水反应：



又如过量氨水与 $\text{AlCl}_3$  反应的离子方程式： $\text{Al}^{3+} + 3\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O} = \text{Al}(\text{OH})_3 \downarrow + 3\text{NH}_4^+$  去。

与 $\text{Cu}^{2+}$ 、 $\text{Zn}^{2+}$ 、 $\text{Ag}^+$  反应先生成沉淀 $\text{Cu}(\text{OH})_2$ 、 $\text{Zn}(\text{OH})_2$ 、 $\text{Ag}_2\text{O}$ ，继续加入 $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$  或通入 $\text{NH}_3$ ，沉淀溶解，分别生成 $\text{Cu}(\text{NH}_3)_4^{2+}$ 、 $\text{Zn}(\text{NH}_3)_4^{2+}$ 、 $\text{Ag}(\text{NH}_3)_2^+$ 。

(4) 氨的还原性



## 4. 氨的实验室制法

(1) 原理：利用复分解反应强碱制弱碱 
$$2\text{NH}_4\text{Cl} + \text{Ca}(\text{OH})_2 \triangleq \text{CaCl}_2 + 2\text{NH}_3 \uparrow + 2\text{H}_2\text{O}$$

(2) 药品的选择：



①铵盐：制取 $\text{NH}_3$ 时，一般用 $\text{NH}_4\text{Cl}$ 而不用 $\text{NH}_4\text{NO}_3$ 、 $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$ 或 $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$ ，原因如下：

铵盐	不选用的理由
$\text{NH}_4\text{NO}_3$	受热分解，会发生爆炸，不安全
$(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$	与 $\text{Ca}(\text{OH})_2$ 反应时生成 $\text{CaSO}_4$ ，反应物呈块状，不利于 $\text{NH}_3$ 逸出，且反应后试管难清洗
$(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$	受热分解会产生 $\text{CO}_2$ ，使收集到的 $\text{NH}_3$ 不纯

②碱：一般用熟石灰，不用 $\text{NaOH}$ 或 $\text{KOH}$ ，因为 $\text{NaOH}$ 或 $\text{KOH}$ 易吸水结块，而且对玻璃仪器腐蚀性较强。

(3) 装置：固—固反应加热装置（同制 $\text{O}_2$ ）



①发生装置的试管口略向下倾斜；

②加热温度不宜过高，并用酒精灯外焰由前向后逐渐加热。

(4) 干燥：碱石灰（或固体 $\text{NaOH}$ 、固体 $\text{CaO}$ ）

### 得分速记

不能用浓 $\text{H}_2\text{SO}_4$ 、 $\text{CaCl}_2$ 干燥， $\text{CaCl}_2$ 与 $\text{NH}_3$ 反应： $\text{CaCl}_2 + 8\text{NH}_3 = \text{CaCl}_2 \cdot 8\text{NH}_3$ 。

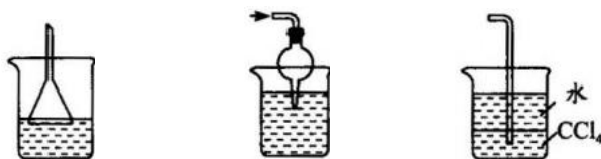
(5) 收集：向下排空气法收集，收集装置和反应装置的试管和导管必须是干燥的。由于氨气的密度比空气小，因此收集氨气时，导管应插入接近试管的底部。

(6) 验满：

①用湿润的红色石蕊试纸放置在试管口附近，若变蓝，说明已经收集满。



②用蘸取浓盐酸的玻璃棒靠近试管口，若有白烟生成，说明已经收集满。

(7) 尾气吸收：多余的氨要吸收掉（可在导管口放一团用水或稀硫酸浸湿的棉花球），以避免污染空气。但多余气体在尾气吸收时要防止倒吸。常采用的装置有：





### (8) 氨气的其它实验室制法

方法	化学方程式(或原理)	气体发生装置
加热浓氨水	$\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O} \triangleq \text{NH}_3 \uparrow + \text{H}_2\text{O}$	
浓氨水+固体NaOH	NaOH溶于水放热，促使氨水分解。且OH <sup>-</sup> 浓度的增大有利于NH <sub>3</sub> 的生成	
浓氨水+固体CaO	CaO与水反应，使溶剂(水)减少；反应放热，促使氨水分解。化学方程式为 $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O} + \text{CaO} \rightleftharpoons \text{NH}_3 \uparrow + \text{Ca}(\text{OH})_2$	

### 5. 喷泉实验及拓展应用

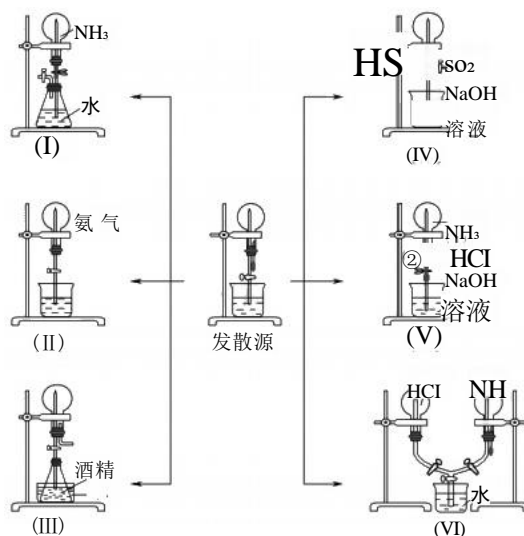
1) 喷泉实验的原理：使烧瓶内外在短时间内产生较大的压强差，利用大气压将烧瓶下面烧杯中的液体压入烧瓶内，在尖嘴导管口形成喷泉。

#### 2) 形成喷泉的类型

下面是几种常见的能形成喷泉的气体 and 吸收剂。

气体	HCl	NH <sub>3</sub>	CO <sub>2</sub> 、Cl <sub>2</sub> 、 SO <sub>2</sub> 、H <sub>2</sub> S	NO <sub>2</sub>	NO、O <sub>2</sub> 、 (4:3)	NO <sub>2</sub> 、O <sub>2</sub> (4:1)
吸收剂	水、NaOH溶液	水	NaOH溶液	水	水	水

#### 3) 喷泉实验的发散装置和实验操作



装置(I)向锥形瓶通入少量空气,将少量水压入烧瓶,导致大量氨溶解,形成喷泉。

装置(II)省去了胶头滴管,用手(或热毛巾等)捂热烧瓶,氨受热膨胀,赶出玻璃导管内的空气,氨与水接触,即发生喷泉(或用浸冰水的毛巾“冷敷”烧瓶,使水进入烧瓶中,瓶内氨溶于水)。

装置(III)在水槽中加入能使水温升高的物质致使锥形瓶内酒精因升温而挥发,锥形瓶内气体压强增大而产生喷泉。

装置(IV)向导管中先通入一定量的  $\text{H}_2\text{S}$  后,再通入一定量  $\text{SO}_2$ ,发生反应,压强减小,现象为有淡黄色粉末状物质生成,瓶内壁附有水珠,NaOH 溶液上喷形成喷泉。

装置(V)打开①处的止水夹并向烧瓶中缓慢通入等体积的 HCl 气体后关闭该止水夹,等充分反应后再打开②处的止水夹,观察到先有白烟产生,压强减小,产生喷泉。

装置(VI)中,挤压胶头滴管,然后打开导管上部的两个活塞,则在右面烧瓶出现喷烟现象,压强减小,再打开导管下部活塞,则可产生双喷泉。

#### 4) 喷泉实验产物的浓度计算

关键是确定所得溶液中溶质的物质的量和溶液的体积,标准状况下的气体进行喷泉实验后所得溶液的物质的量浓度:

(1) HCl、 $\text{NH}_3$ 、 $\text{NO}_2$  气体或它们与其他不溶于水的气体混合时:所得溶液的物质的量浓度为  $\frac{1}{22.4} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ 。

(2) 当是  $\text{NO}_2$  和  $\text{O}_2$  的混合气体且体积比为 4 : 1 时,  $c(\text{HNO}_3) = \frac{1}{28} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ 。

## 知识点 2 铵盐

### 1. 铵盐

(1) 铵盐的物理性质:铵盐都是离子化合物,都是白色固体,均易溶于水。

(2) 铵盐的化学性质

#### 1) 不稳定性

a.  $\text{NH}_4\text{Cl}$  受热分解:  $\text{NH}_4\text{Cl} \xrightarrow{\Delta} \text{NH}_3 \uparrow + \text{HCl} \uparrow$  (用于除去或分离铵盐)。

b.  $\text{NH}_4\text{HCO}_3$  或  $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$  受热分解:  $\text{NH}_4\text{HCO}_3 \xrightarrow{\Delta} \text{NH}_3 \uparrow + \text{CO}_2 \uparrow + \text{H}_2\text{O}$ ;  $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3 \xrightarrow{\Delta}$



c. 硝酸铵的分解有四种情况:

①  $110^\circ\text{C}$  时分解:  $\text{NH}_4\text{NO}_3 = \text{HNO}_3 + \text{NH}_3 \uparrow$

②  $185^\circ\text{C} \sim 200^\circ\text{C}$  分解:  $\text{NH}_4\text{NO}_3 = \text{N}_2\text{O} \uparrow + 2\text{H}_2\text{O}$

③230℃以上，同时有弱光： $2\text{NH}_4\text{NO}_3=2\text{N}_2\uparrow+\text{O}_2\uparrow+4\text{H}_2\text{O}$

④在400℃以上时，剧烈分解发生爆炸： $4\text{NH}_4\text{NO}_3=3\text{N}_2\uparrow+2\text{NO}_2\uparrow+8\text{H}_2\text{O}$

### 得分速记

一般情况下写为 $5\text{NH}_4\text{NO}_3\triangleq 4\text{N}_2+2\text{HNO}_3+9\text{H}_2\text{O}$

d.硫酸铵分解两种情况

①硫酸铵在280℃就开始分解，分解产物放出氨气而生成硫酸氢铵（酸式硫酸铵）：



②513℃时则硫酸铵完全分解，分解放出氨气、氮气、二氧化硫及水：



2) 与碱反应

a. 在稀溶液中不加热： $\text{NH}_4^++\text{OH}^-\rightleftharpoons\text{NH}_3\cdot\text{H}_2\text{O}$ 。

b. 加热时或浓溶液： $\text{NH}_4^++\text{OH}^-\xrightarrow{\Delta}\text{NH}_3\uparrow+\text{H}_2\text{O}$ 。

3) 铵盐溶于水易水解： $\text{NH}_4^++\text{H}_2\text{O}\rightleftharpoons\text{NH}_3\cdot\text{H}_2\text{O}+\text{H}^+$ 。铵盐溶液可能显酸性，如强酸的铵盐溶液；可能呈中性，如醋酸铵溶液；也可能呈碱性，如碳酸铵溶液。

2.NH<sub>3</sub> 的检验

未知液  $\xrightarrow{\text{强碱}}$  呈碱性  $\xrightarrow{\Delta}$  产生使湿润的红色石蕊试纸变蓝色的气体，则证明含NH<sub>4</sub><sup>+</sup>。

### 得分速记

向某盐中加入强碱溶液，用湿润的红色石蕊试纸进行检验，若试纸没有变蓝，则不能说明盐中不含有NH<sub>4</sub><sup>+</sup>，因为盐中含有NH<sub>4</sub><sup>+</sup>，加入强碱溶液后，需要加热才能产生NH<sub>3</sub>。

**思维建模** 从各角度学会氨气的制法

(1) 制取氨时，不能用硝酸铵代替氯化铵。因为硝酸铵在加热过程中可能发生爆炸性的反应，发生危险。

(2) 制取氨时，不能用氢氧化钠代替熟石灰。因为氢氧化钠具有吸湿性，易结块，不利于产生NH<sub>3</sub>，且在加热条件下易腐蚀试管。

(3) 氨是碱性气体，不能用酸性干燥剂（浓硫酸等）干燥，也不能用无水CaCl<sub>2</sub>干燥，因为它们均能与氨发生反应，常用碱石灰做干燥剂。

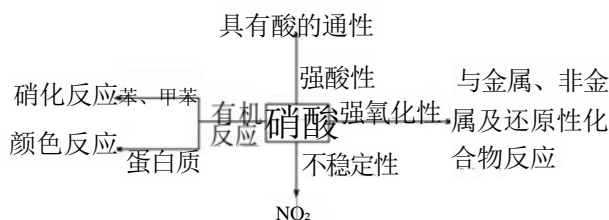
(4) 实验室快速制氨气的方法：①加热浓氨水制氨气②浓氨水滴入生石灰（或NaOH）中制氨气。

## ◆ 考点三 硝酸硝酸盐 ◆

### 知识点1 硝酸

1. 物理性质：无色，易挥发，具有刺激性气味的液体，易溶于水。浓硝酸常因为溶解有 $\text{NO}_2$ 而呈黄色。质量分数为69%的硝酸为常用浓硝酸。98%以上的硝酸称之为发烟硝酸。

2. 化学性质



(1) 硝酸具有酸的通性

- ①与金属反应：一般不生成氢气
- ②与碱性氧化物反应：如 $\text{CuO}$ 、 $\text{Na}_2\text{O}$ 、 $\text{Fe}_2\text{O}_3$  等
- ③与碱反应： $\text{Cu}(\text{OH})_2$ 、 $\text{NaOH}$  等
- ④与盐反应： $\text{NaHCO}_3$ 、 $\text{Na}_2\text{CO}_3$  等
- ⑤与指示剂反应：浓硝酸可使石蕊先变红后褪色



#### 得分速记

在利用 $\text{HNO}_3$ 的酸性时，要注意考虑它的强氧化性。如 $\text{FeO}$ 与稀硝酸反应时的方程式应是：



(2) 不稳定性

硝酸是不稳定性酸，受热或者光照易分解，所以实验室中常用棕色瓶储存硝酸，置于冷暗处。



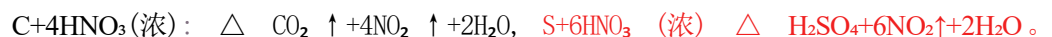
(3) 强氧化性

由于 $\text{HNO}_3$ 中的+5价氮元素有很强的得电子能力，在硝酸参与的氧化还原反应中，几乎全部是+5价氮被还原，故硝酸具有强氧化性。硝酸无论浓、稀都有强氧化性，而且浓度越大，氧化性越强。

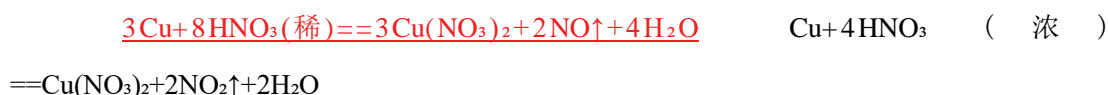
硝酸的强氧化性规律：①温度越高，硝酸越浓，其氧化性越强。②与硝酸反应时，还原剂一般被氧化成最高价态。

①浓硝酸能使紫色石蕊试液先变红，后褪色。

②与非金属单质 C、S、P 等在加热条件下反应，非金属元素被氧化成酸性氧化物或最高价含氧酸。如：



③金属与 HNO<sub>3</sub> 反应一般不生成 H<sub>2</sub>，浓 HNO<sub>3</sub> 一般被还原为 NO<sub>2</sub>，稀 HNO<sub>3</sub> 一般被还原为 NO，极稀 HNO<sub>3</sub> 可被还原成 NH<sub>3</sub>，生成 NH<sub>4</sub>NO<sub>3</sub> 等。



### 得分速记

浓硝酸与 Cu 反应时，若 Cu 过量，反应开始时浓硝酸的还原产物为 NO<sub>2</sub>，但随着反应的进行，硝酸变稀，其还原产物将为 NO，最终应得到 NO<sub>2</sub> 与 NO 的混合气体，可利用氧化还原反应过程中化合价升降总数相等的守恒规律求解有关 Cu、HNO<sub>3</sub> 和混合气体之间的量的关系。

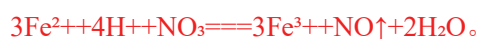
④钝化：常温时，冷的浓硝酸、浓硫酸可使铝、铁表面生成致密的氧化膜，阻止酸与金属的进一步反应，这种现象叫钝化。钝化其实也是硝酸强氧化性的表现，利用金属 Al 和 Fe 的这种性质，我们可以用 Al 或 Fe 制的容器来盛装浓硫酸或浓硝酸。

⑤硝酸与铁反应时，产物符合以下规律



⑥与还原性化合物反应：

硝酸可氧化 H<sub>2</sub>S、SO<sub>2</sub>、Na<sub>2</sub>SO<sub>3</sub>、HI、Fe<sup>2+</sup> 等还原性物质。如稀硝酸与 FeSO<sub>4</sub> 溶液反应的离子方程式：



(4) 与有机物反应

①硝化反应(与苯反应)：



②显色反应：含有苯基的蛋白质遇到浓硝酸时变黄色。

## 得分速记

- (1)  $\text{HNO}_3$  与金属反应一般不能产生  $\text{H}_2$ 。
- (2) 还原产物一般为  $\text{HNO}_3(\text{浓}) \rightarrow \text{NO}_2, \text{HNO}_3(\text{稀}) \rightarrow \text{NO}$ ; 很稀的硝酸还原产物也可能为  $\text{N}_2\text{O}$ 、 $\text{N}_2$  或  $\text{NH}_4\text{NO}_3$ 。
- (3) 硝酸与金属反应时既表现氧化性又表现酸性。
- (4) 涉及  $\text{HNO}_3$  的离子反应常见的易错问题
  - ① 忽视  $\text{NO}_3^-$  在酸性条件下的强氧化性。在酸性条件下  $\text{NO}_3^-$  不能与  $\text{Fe}^{2+}$ 、 $\text{I}^-$ 、 $\text{SO}_3^{2-}$ 、 $\text{S}^{2-}$  等还原性较强的离子大量共存。
  - ② 在书写离子方程式时，忽视  $\text{HNO}_3$  的强氧化性，将氧化还原反应简单地写成复分解反应。
- (5) 王水是指浓硝酸和浓盐酸体积比为 1:3 的混合物，可溶解 Au、Pt 等。

### 3. 硝酸的用途

- (1) 在工业上可用于制化肥、农药、炸药、染料、盐类等；
- (2) 在有机化学中，浓硝酸与浓硫酸的混合液是重要的硝化试剂。

### 4. 硝酸工业制法的反应原理

- ①  $\text{NH}_3$  在催化剂作用下与  $\text{O}_2$  反应生成  $\text{NO}$ : 
$$4\text{NH}_3 + 5\text{O}_2 \xrightarrow[\Delta]{\text{催化剂}} 4\text{NO} + 6\text{H}_2\text{O}$$
- ②  $\text{NO}$  进一步氧化生成  $\text{NO}_2$ :  $2\text{NO} + \text{O}_2 = 2\text{NO}_2$ 。
- ③ 用水吸收  $\text{NO}_2$  生成  $\text{HNO}_3$ :  $3\text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O} = 2\text{HNO}_3 + \text{NO}$ 。

### 5. 硝酸的保存

- ① 保存硝酸：棕色瓶(避光)、玻璃塞(橡胶塞易被氧化)、阴凉处(防热)。
- ② 存放的浓硝酸中，因分解产生的  $\text{NO}_2$  溶于  $\text{HNO}_3$  而使其呈黄色。与工业盐酸中因含  $\text{Fe}^{3+}$  而呈黄色易混。

## 得分速记

- (1) 硝酸浓度不同，其还原产物不同，一般为  $\text{HNO}_3(\text{浓}) \rightarrow \text{NO}_2, \text{HNO}_3(\text{稀}) \rightarrow \text{NO}, \text{HNO}_3(\text{极稀}) \rightarrow \text{N}_2\text{O}$  或  $\text{NH}_4$ 。
- (2) “钝化”并非不反应。
- (3) 浓硝酸能使紫色石蕊溶液先变红，后褪色。

## 知识点2 硝酸盐

1. 概念：硝酸盐是硝酸 $\text{HNO}_3$ 与金属反应形成的盐类。由金属离子(或铵离子)和硝酸根离子组成。常见的硝酸盐有硝酸钠、硝酸钾、硝酸铵、硝酸钙、硝酸铅、硝酸铯等。

2. 物理性质：硝酸盐几乎全部易溶于水，只有硝酸脲微溶于水，碱式硝酸铋难溶于水，所以溶液中硝酸根不能被其他绝大多数阳离子沉淀。

3. 化学性质

(1) 不稳定性：固体的硝酸盐加热时能分解放出氧，其中最活泼的金属的硝酸盐仅放出一部分氧而变成亚硝酸盐，其余大部分金属的硝酸盐，分解为金属的氧化物、氧气和二氧化氮。

a. 按金属活动性顺序表，钾到钠的硝酸盐受热分解生成亚硝酸盐和氧气： $\underline{2\text{KNO}_3 \xrightarrow{\Delta} 2\text{KNO}_2 + \text{O}_2 \uparrow}$ ；

b. 按金属活动性顺序表，镁到铜的硝酸盐受热分解生成金属的氧化物、氧气和二氧化氮：

$\underline{2\text{Cu}(\text{NO}_3)_2 \xrightarrow{\Delta} 2\text{CuO} + 4\text{NO}_2 + \text{O}_2 \uparrow}$ ；

c. 按金属活动性顺序表，铜以后的硝酸盐受热分解生成金属单质、氧气和二氧化氮： $\underline{2\text{AgNO}_3 \xrightarrow{\Delta} 2\text{Ag} + 2\text{NO}_2 + \text{O}_2 \uparrow}$ 。

(2) 硝酸盐在高温或酸性水溶液中是强氧化剂，但在碱性或中性的水溶液几乎没有氧化作用。

**思维建模** 利用 $\text{HNO}_3$  的酸性时，要注意考虑它的强氧化性

(1) 活泼金属与金属反应不生成 $\text{H}_2$ 。

(2) 与还原性的碱性氧化物、碱反应时，要考虑硝酸的强氧化性。

如 $\text{FeO}$  与稀硝酸反应时的方程式应是：

$3\text{FeO} + 10\text{HNO}_3(\text{稀}) = 3\text{Fe}(\text{NO}_3)_3 + \text{NO} \uparrow + 5\text{H}_2\text{O}$ ，而不是 $\text{FeO} + 2\text{HNO}_3(\text{稀}) = \text{Fe}(\text{NO}_3)_2 + \text{H}_2\text{O}$ 。

(3) 与还原性的盐( $\text{S}^{2-}$ 、 $\text{SO}_3^{2-}$ )反应时，要考虑硝酸的强氧化性。

$3\text{SO}_3^{2-} + 2\text{H}^+ + 2\text{NO}_3^- = 3\text{SO}_4^{2-} + 2\text{NO} \uparrow + \text{H}_2\text{O}$ ，而不是 $\text{SO}_3^{2-} + 2\text{H}^+ = \text{SO}_2 \uparrow + \text{H}_2\text{O}$ 。

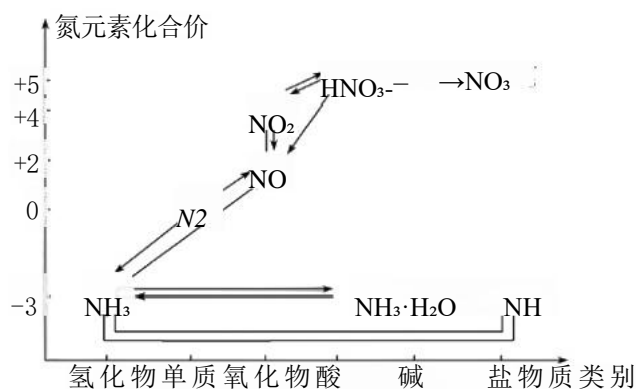
(4) 与指示剂反应：浓硝酸可使石蕊先变红后褪色，而不是只变红。

## 考点四 不同价态含氮物质的转化

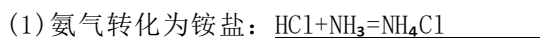
### 知识点1 不同价态含氮物质的转化

#### 1. 氮气及其化合物的价类二维图

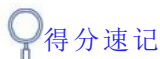
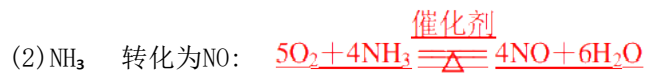
氮元素有多种可变化合价，物质的种类较多，在复习时要从物质类别和价态变化理解这些物质之间的转化关系。



1) 横向转化为物质类别变化，为非氧化还原反应，如



2) 纵向转化为化合价变化反应，是氧化还原反应，如



得分速记

$\text{N}_2$  不能一步氧化为  $\text{NO}_2$ 。

3) 歧化——同一物质中某元素的化合价在同一反应中既升高又降低。

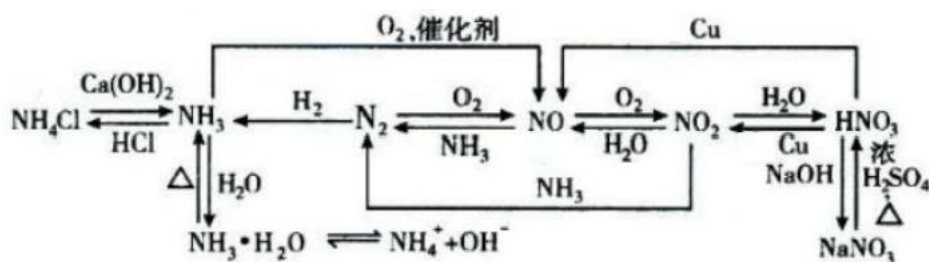


4) 归中——不同物质中同一元素的不同化合价在同一反应中只靠拢。

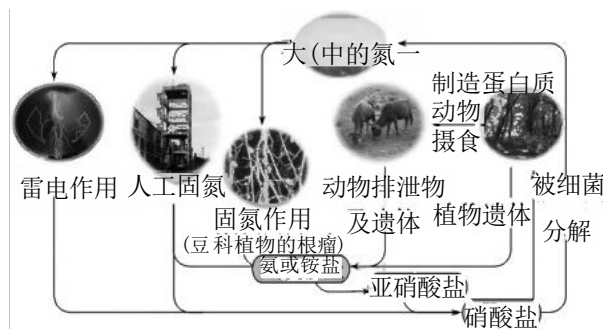


#### 2. 构建氮气及其化合物转化网络





### 3. 氮在自然界中的循环



## 知识点2氮族元素的其它知识归纳

### 1. 肼（联氨）

#### (1) 结构：

分子式	电子式	结构式	结构简式
$N_2H_4$	$\begin{array}{cc} \text{H} & \text{H} \\   &   \\ \text{H} : \text{N} : & : \text{N} : \text{H} \\   &   \\ \text{H} & \text{H} \end{array}$	$\begin{array}{c} \text{H} & & \text{H} \\ & \diagdown & / \\ & \text{N} - \text{N} \\ & / & \diagdown \\ \text{H} & & \text{H} \end{array}$	$H_2N-NH_2$

(2) 碱性：二元弱碱，碱性比  $NH_3$  弱。在水中的电离方式与氨相似，分两步进行： $N_2H_4 + H_2O \rightleftharpoons N_2H_5^+ + OH^-$ 、 $N_2H_5^+ + H_2O \rightleftharpoons N_2H_6^{2+} + OH^-$ 。

(3) 强还原性：①水合肼在碱性溶液中能将银、镍等金属离子还原成金属单质，如 $2N_2H_4 \cdot H_2O + 2Ag^+ + 2OH^- = 2Ag + 2NH_3 \uparrow + 2H_2O$ ；②能被氧气、 $H_2O_2$ 等氧化，可用作喷气式发动机推进剂、火箭燃料等。

### 2. $As_2O_3$ 、 $As_2O_5$ 和 $As_2S_3$

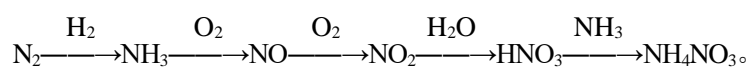
(1)  $As_2O_3$  俗称砒霜，微溶于水生成亚砷酸( $H_3AsO_3$ )，可被过氧化氢氧化成砷酸( $H_3AsO_4$ )，属于两性氧化物： $As_2O_3 + 6NaOH = 2Na_2AsO_3 + 3H_2O$ ， $As_2O_3 + 6HCl = 2AsCl_3 + 3H_2O$ 。

(2)  $As_2O_5$  遇热不稳定，在熔点(300℃)附近即失去 $O_2$ 变成 $As_2O_3$ 。

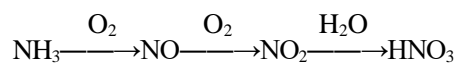
(3)  $As_2S_3$  俗称雌黄，可溶于碱性硫化物或碱溶液中： $As_2S_3 + 3Na_2S = 2Na_2AsS_2$ ， $As_2S_3 + 6NaOH = Na_2AsS_3 + Na_3AsO_3 + 3H_2O$ 。也可以与 $SnCl_4$ 、发烟盐酸反应转化为雄黄( $As_4S_4$ )： $2As_2S_3 + 2SnCl_4 + 4HCl = As_4S_4 + 2SnCl_2 + 2H_2S \uparrow$ 。雄黄和雌黄均可以与氧气反应生成 $As_2O_3$ 。

**思维建模** 解题时，抓住氮元素化合价的变化，依据氧化还原反应的知识进行分析、判断。

(1) 牢记一条转化主线，侧重物质之间转化的条件及产物：



(2) 结合氧化还原反应中“价态转化规律”，认识不同价态含氮物质之间的转化关系：



(3) 明确含氮物质的连续氧化关系： $\text{N}_2 \xrightarrow{\text{O}_2} \text{NO} \xrightarrow{\text{O}_2} \text{NO}_2 \xrightarrow{\text{H}_2\text{O}} \text{HNO}_3$


# 八、碳、硅及无机非金属材料






## ◆ 考点一碳及其化合物 ◆

### 知识点 1 碳单质

1. 碳原子的结构及碳元素的存在：C 元素原子结构示意图：, 在自然界以化合态和游离态形式存在。

#### 2. 常见碳单质的结构和物理性质

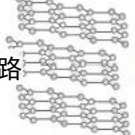
常见的碳单质有金刚石、石墨、无定形碳、足球烯、碳纳米管等，它们互为同素异形体。

(1) 金刚石 (  ):

①碳原子的排列方式： 正四面体 的空间网状结构，

②碳原子的杂化方式：  $sp^3$  杂化

③物理性质：熔点高，硬度大，不导电；

(2) 石墨 (  )

①碳原子的排列方式：层状结构，每层为 正六边形 的平面网状结构

②碳原子的杂化方式：  $sp^2$  杂化

③物理性质：熔点高，硬度小，能导电

(3) 足球烯 ( $C_{60}$   )

①碳原子的排列方式：“足球”状分子， 由正五边形和正六边形 排列而成，

②碳原子的杂化方式：  $sp^2$  杂化

③物理性质：不导电

#### 3. 碳单质化学性质

a. 与  $O_2$  的反应(用化学方程式表示)：

①  $O_2$  不足：  $\underline{2C + O_2} \xrightarrow{\text{点燃}} \underline{2CO}$ ;

②O<sub>2</sub> 充足:  $\text{C} + \text{O}_2 \xrightarrow{\text{点燃}} \text{CO}_2$ ;

b. 与氧化物反应(用化学方程式表示):

①与CuO 反应:  $2\text{CuO} + \text{C} \xrightarrow{\text{高温}} 2\text{Cu} + \text{CO}_2 \uparrow$  (冶炼金属);

②与Fe<sub>2</sub>O<sub>3</sub> 反应:  $\text{Fe}_2\text{O}_3 + 3\text{C} \xrightarrow{\text{高温}} 2\text{Fe} + 3\text{CO} \uparrow$  (冶炼金属);

③与CO<sub>2</sub> 反应:  $\text{CO}_2 + \text{C} \xrightarrow{\text{高温}} 2\text{CO}$ ;

④与水蒸气反应:  $\text{C} + \text{H}_2\text{O}(\text{g}) \xrightarrow{\text{高温}} \text{CO} + \text{H}_2$  (制水煤气);

⑤与SiO<sub>2</sub> 反应:  $\text{SiO}_2 + 2\text{C} \xrightarrow{\text{高温}} \text{Si} + 2\text{CO} \uparrow$  (制粗硅);  $\text{SiO}_2 + 3\text{C} \xrightarrow{\text{高温}} \text{SiC} + 2\text{CO} \uparrow$  (制金刚砂)

c. 与强氧化性酸反应

①与浓硫酸反应:  $\text{C} + 2\text{H}_2\text{SO}_4(\text{浓}) \xrightarrow{\Delta} \text{CO}_2 \uparrow + 2\text{SO}_2 \uparrow + 2\text{H}_2\text{O}$ ;

②与浓硝酸反应:  $\text{C} + 4\text{HNO}_3(\text{浓}) \xrightarrow{\Delta} \text{CO}_2 \uparrow + 4\text{NO}_2 \uparrow + 2\text{H}_2\text{O}$ ;

4. 碳单质的用途:

①金刚石结构坚硬, 用作玻璃刻刀、机器钻头、装饰品等;

②石墨的细鳞片状结构质软、导电性、滑腻性、耐高温, 用作铅笔芯、电极、润滑剂、坩埚;

③木炭和活性炭的疏松多孔的结构吸附性, 用作吸附食品色素、除臭、防毒面具、冰箱除味剂等;

④可燃性, 作燃料, 用于家庭取暖、做饭等;

⑤还原性, 作还原剂: 冶炼金属, 如冶炼金属铜、铁等。

## 知识点2碳的氧化物

1. 碳的氧化物的物理性质

	色态味	密度(比空气)	水溶性	毒性	相互转化
CO	无色、无	小	难溶	有(易结合血红蛋白)	$\text{CO}_2 \xrightleftharpoons[\text{①O}_2, \text{②CuO}]{\text{C}, \Delta} \text{CO}$
CO <sub>2</sub>	味、气体	大	能溶	无(温室效应)	

2. 碳的氧化物的化学性质

①CO 具有较强的还原性, 可以与O<sub>2</sub>、金属氧化物等发生反应。

如与Fe<sub>2</sub>O<sub>3</sub> 反应:  $\text{Fe}_2\text{O}_3 + 3\text{CO} \xrightarrow{\text{高温}} 2\text{Fe} + 3\text{CO}_2$ ;

②CO<sub>2</sub> 是典型的酸性氧化物, 也具有氧化性。

a. 酸性氧化物

①与水反应: \_\_\_\_\_

②与碱反应： $\text{CO}_2$  少量： $\text{CO}_2 + 2\text{NaOH} = \text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O}$  ;  $\text{CO}_2$  足量： $\text{CO}_2 + \text{NaOH} = \text{NaHCO}_3$  ;  $\text{Ca(OH)}_2 + \text{CO}_2 = \text{CaCO}_3 \downarrow + \text{H}_2\text{O}$  (检验  $\text{CO}_2$ )

③与碱性氧化物反应： $\text{CO}_2 + \text{CaO} = \text{CaCO}_3$

④与 $\text{Ca(ClO)}_2$  盐溶液反应： $\text{Ca(ClO)}_2 + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O} = \text{CaCO}_3 \downarrow + 2\text{HClO}$  ( $\text{CO}_2$  少量);  
 $\text{Ca(ClO)}_2 + 2\text{CO}_2 + 2\text{H}_2\text{O} = \text{Ca(HCO}_3)_2 + 2\text{HClO}$  ( $\text{CO}_2$  过量);

b. 氧化性

①与C 反应： $\text{CO}_2 + \text{C} \xrightarrow{\text{高温}} 2\text{CO}$  ;

②与Mg 反应： $2\text{Mg} + \text{CO}_2 \xrightarrow{\text{点燃}} 2\text{MgO} + \text{C}$

3. 用途

① $\text{CO}$ : 作燃料, 冶炼金属;

② $\text{CO}_2$ : 灭火, 制汽水; 植物肥料; 化工原料等。



溶液中通入 $\text{CO}_2$  气体产生沉淀的问题: 向 $\text{BaCl}_2$  或  $\text{CaCl}_2$  溶液中通入 $\text{CO}_2$  气体, 由于盐酸的酸性比碳酸的强, 不会产生 $\text{BaCO}_3$  或  $\text{CaCO}_3$  沉淀。

4.  $\text{CO}$ 、 $\text{CO}_2$  气体的除杂方法

$\text{CO}$ 中混有 $\text{CO}_2$	通过盛有 <u><math>\text{NaOH}</math>溶液</u> 的洗气瓶, 然后干燥气体
$\text{CO}_2$ 中混有 $\text{CO}$	通过盛有 <u>灼热<math>\text{CuO}</math></u> 的硬质玻璃管
$\text{CO}_2$ 中混有 $\text{O}_2$	通过盛放 <u>灼热铜网</u> 的硬质玻璃管
$\text{CO}_2$ 中混有少量 $\text{SO}_2$	通过盛有 <u>饱和<math>\text{NaHCO}_3</math>溶液</u> 或 <u>酸性<math>\text{KMnO}_4</math>溶液</u> 的洗气瓶, 然后干燥气体
$\text{CO}_2$ 中混有少量 $\text{HCl}$	通过盛有 <u>饱和<math>\text{NaHCO}_3</math>溶液</u> 的洗气瓶, 然后干燥气体

## 得分速记

- ①澄清石灰水只用于检验 $\text{CO}_2$ ，不能用于除去混合气体中的 $\text{CO}_2$ ，应用 $\text{NaOH}$  溶液除去；
- ② $\text{CO}_2$ 、 $\text{SO}_2$  通入 $\text{CaCl}_2$  或  $\text{BaCl}_2$  溶液均无沉淀产生。

## 知识点3碳酸、碳酸盐

- 1.碳酸：二元弱酸、不稳定，常用 $\text{CO}_2+\text{H}_2\text{O}$  代替 $\text{H}_2\text{CO}_3$ ，但酸性比苯酚、次氯酸强。
2. 碳酸的正盐和酸式盐的比较

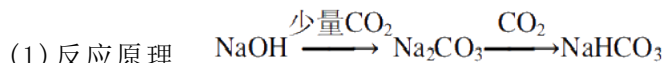
	正盐 ( $\text{CO}_3^{2-}$ )	酸式盐 ( $\text{HCO}_3^-$ )
溶解性	只有钾、钠、铵盐可溶	一般都可溶
热稳定性	正盐>酸式盐	
溶液pH	同浓度：正盐>酸式盐	
相互转化	$\text{CO}_3^{2-} \xrightleftharpoons[\text{OH}^-]{\text{①CO}_2+\text{H}_2\text{O}; \text{②H}^+ \text{ (少量)}} \text{HCO}_3^-$	

## 知识点4 碳元素在自然界中的循环

1. $\text{CO}_2$ 的主要来源：大量含碳燃料的燃烧。
2. 自然界消耗 $\text{CO}_2$  的主要反应：
  - a. 溶于江水、海水中： $\text{CO}_2+\text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_2\text{CO}_3$ ;
  - b. 光合作用将  $\text{CO}_2$  转化为 $\text{O}_2$  ；
  - c. 岩石的风化： $\text{CaCO}_3+\text{H}_2\text{O}+\text{CO}_2 \rightleftharpoons \text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$  。

## 知识点5 $\text{CO}_2$ 与碱、盐溶液的反应规律

- 1、与碱溶液的反应

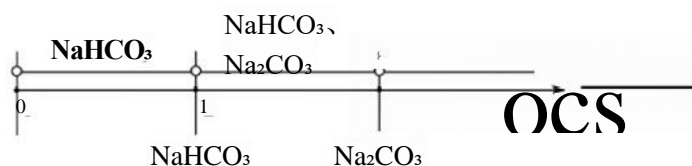


- (2) 反应后溶质成分的判断

$x = \frac{n(\text{NaOH})}{n(\text{CO}_2)}$	溶质成分
$x \leq 1:1$	$\text{NaHCO}_3$
$1:1 < x < 2:1$	$\text{Na}_2\text{CO}_3$ 、 $\text{NaHCO}_3$
$x = 2:1$	$\text{Na}_2\text{CO}_3$
$x > 2:1$	$\text{NaOH}$ 、 $\text{Na}_2\text{CO}_3$

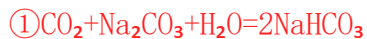


也可用数轴来表示:



## 2、CO<sub>2</sub> 与盐溶液的反应

碳酸是一种弱酸，其酸性比盐酸、醋酸要弱，因此，盐酸、醋酸能与碳酸盐反应；其酸性又比硅酸、次氯酸、苯酚、偏铝酸等强，因此，将 CO<sub>2</sub> 气体通入 Na<sub>2</sub>SiO<sub>3</sub>、NaClO、◇ NaAlO<sub>2</sub> 等盐溶液中，均能发生反应而生成相应的弱酸和碳酸(氢)盐，这就是“强酸制弱酸”原理的应用。如：



当 CO<sub>2</sub> 过量时，发生反应如下：2CO<sub>2</sub>+Na<sub>2</sub>SiO<sub>3</sub>+2H<sub>2</sub>O=H<sub>2</sub>SiO<sub>3</sub>↓+2NaHCO<sub>3</sub>



当CO<sub>2</sub> 过量时，发生反应如下：2CO<sub>2</sub>+Ca(ClO)<sub>2</sub>+2H<sub>2</sub>O=Ca(HCO<sub>3</sub>)<sub>2</sub>+2HClO



### 得分速记

① “强酸制弱酸”是一个重要的化学反应规律，但不可认为弱酸就不能“制取”强酸。在某些条件下，当弱酸的酸根阴离子被沉淀或被氧化后，H<sup>+</sup>就被“释放”出来，从而生成了强酸。如将 H<sub>2</sub>S 通入 CuSO<sub>4</sub> 溶液中或向氢硫酸中滴加氯水，均由氢硫酸这种弱酸生成了强酸：H<sub>2</sub>S+CuSO<sub>4</sub>=CuS↓+H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>(S<sup>2-</sup> 与Cu<sup>2+</sup>结合成难溶的CuS),H<sub>2</sub>S+Cl<sub>2</sub>=S↓+2HCl(S<sup>2-</sup> 被氧化)。

② CO<sub>2</sub> 与 溶液反应的产物与 CO<sub>2</sub> 的用量无关，都生成 NaHCO<sub>3</sub>，因为酸性 H<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>># >HCO<sub>3</sub><sup>-</sup>。

③ CO<sub>2</sub> 与 NaClO 溶液反应的产物与CO<sub>2</sub> 的量无关，也只能生成NaHCO<sub>3</sub>，不能生成Na<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>，因为酸性H<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>>HClO>HCO<sub>3</sub><sup>-</sup>，但CO<sub>2</sub> 与 Ca(ClO)<sub>2</sub> 溶液反应的产物与CO<sub>2</sub> 的量有关，CO<sub>2</sub> 的量不足时，CO<sub>2</sub>+Ca(ClO)<sub>2</sub>+H<sub>2</sub>O=CaCO<sub>3</sub>↓+2HClO;CO<sub>2</sub> 过量时，2CO<sub>2</sub>+Ca(ClO)<sub>2</sub>+2H<sub>2</sub>O=Ca(HCO<sub>3</sub>)<sub>2</sub>+2HClO。

④CO<sub>2</sub>、SO<sub>2</sub>通入CaCl<sub>2</sub>或BaCl<sub>2</sub>溶液均不反应，无沉淀产生，但SO<sub>2</sub>通入Ca(NO<sub>3</sub>)<sub>2</sub>或Ba(NO<sub>3</sub>)<sub>2</sub>溶液发生氧化还原反应，均有沉淀产生。

## ◆ 考点二 硅及基化合物 ◆



### 知识点1单质硅

#### 1. 硅的存在、结构与物理性质

(1) 存在：单质硅有晶体硅和无定形硅两大类，自然界中无游离态硅——单质硅，硅以化合态存在，主要以二氧化硅和硅酸盐的形式存在地壳中，含量仅次于氧，位列第二。

(2) 单质硅结构：硅元素原子序数为14，基态原子的简化电子排布式为[Ne]3s<sup>2</sup>3p<sup>2</sup>，核 外

电子的空间运动状态有 8 种，不成对电子数有 2 个；单晶硅(  $\text{Si} \rightarrow$  ) 为共价晶体，

晶体中每个 Si原子以sp<sup>3</sup>杂化，分别与4个相邻的Si 原子形成4个σ键，Si 原子的配位数为 4，晶体中最小的环是6元环，1个环中平均含有0.5 个 Si 原子，含Si—Si键数为1。

(2) 物理性质：晶体硅是灰黑色、有金属光泽、硬而脆的固体，其结构类似于金刚石，熔点很高、硬度大，导电能力介于导体和 绝缘体之间，是良好的半导体材料和合金材料。金刚石、晶体硅、碳化硅中熔点从高到低的顺序是金刚石、碳化硅、晶体硅。

#### 2. 单质硅化学性质——硅的化学性质不活泼，主要形成四价化合物

##### a. 常温

常温下，硅的化学性质不活泼，除氢氟酸、氟气、强碱外不跟其他物质反应。

①与氢氟酸反应的化学方程式： $\text{Si} + 4\text{HF} = \text{SiF}_4 \uparrow + 2\text{H}_2 \uparrow$ ；

②与NaOH 溶液反应的化学方程式： $\text{Si} + 2\text{NaOH} + \text{H}_2\text{O} = \text{Na}_2\text{SiO}_3 + 2\text{H}_2 \uparrow$ ；

③与F<sub>2</sub> 反应的化学方程式： $\text{Si} + 2\text{F}_2 = \text{SiF}_4$

##### b. 高温

加热或高温条件下，硅也能和一些非金属单质反应。

①与O 反应： $\text{Si} + \text{O}_2 \xrightarrow{\Delta} \text{SiO}_2$ 。

②与Cl<sub>2</sub> 反应： $\text{Si} + \text{Cl}_2 \xrightarrow{\text{高温}} \text{SiCl}_4$

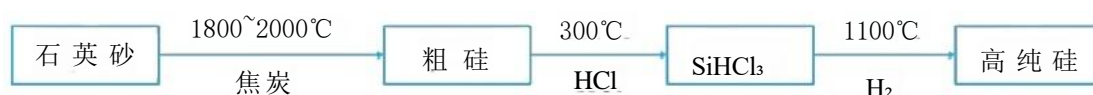
③与C 反应： $\text{Si} + \text{C} \xrightarrow{\text{高温}} \text{SiC}$

4. 硅的用途：半导体材料、太阳能 电池、计算机芯片和耐酸设备等。

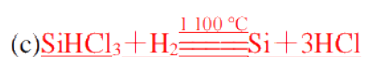
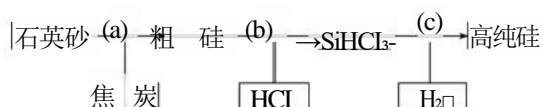
#### 5. 高纯硅的制备

(1) 制备原理：用焦炭还原石英砂，得到含少量杂质的粗硅，然后转化为三氯硅烷，再经氢气还原得到高纯硅。

(2) 制备流程：



(3) 涉及的主要化学反应



得分速记

①用焦炭还原 $\text{SiO}_2$ ，产物是 $\text{CO}$  而不是 $\text{CO}_2$ 。

②粗硅中含碳等杂质，与 $\text{Cl}_2$  反应生成的 $\text{SiCl}_4$  中含有 $\text{CCl}_4$  等杂质，经过分馏提纯 $\text{SiCl}_4$  后，再用 $\text{H}_2$  还原，得到高纯度硅。

4. 单质硅的用途：半导体材料、太阳能 电池、计算机芯片和耐酸设备等。

### 知识点 2 二氧化硅

#### 1. 二氧化硅的存在

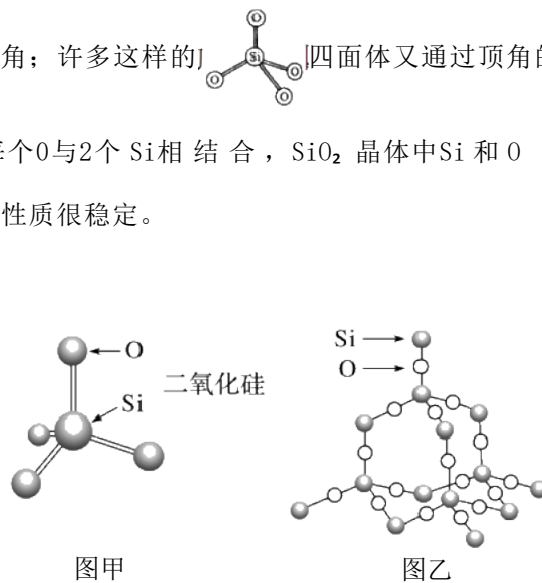
自然界中，碳元素既有游离态，又有化合态，而硅元素仅有化合态，主要以氧化物和硅酸盐的形式存在。天然  $\text{SiO}_2$  有晶体和无定形两种，统称硅石，硅石、石英、水晶、玛瑙、硅藻土、沙子等主要成分都是 $\text{SiO}_2$ 。

2. 二氧化硅的物理性质：纯净的  $\text{SiO}_2$  是无色透明的，其熔、沸点高，硬度大，不溶于水，也不导电。

#### 3. 二氧化硅的结构

$\text{SiO}_2$  晶体有多种晶型，其基本结构单元为硅氧四面体（如下图甲所示），硅氧四面体通过氧原子相互连接为空间的网状结构（如下图乙所示）。在 $\text{SiO}_2$  晶体中，每个Si周围结合4个O，

Si 在中心，O 在4个顶角；许多这样的四面体又通过顶角的O 相连接，每个O为两个四面体所共有，即每个O与2个 Si相 结合，SiO<sub>2</sub> 晶体中Si 和 O 的比例为1:2。 由结构可知，二氧化硅的化学性质很稳定。



#### 4. 二氧化硅的化学性质

a. 酸性氧化物，是硅酸的酸酐，但不与水反应。

① SiO<sub>2</sub> 可以与碱反应，生成 硅酸盐，如与氢氧化钠反应的化学方程式为 SiO<sub>2</sub>+Na<sub>2</sub>SiO<sub>3</sub> (Na<sub>2</sub>SiO<sub>3</sub> 俗称泡花碱，其水溶液俗称 “水玻璃”，可作粘合剂、防火剂)；

② 在高温条件下，能够与 碱性氧化物 反应，如与氧化钙反应的化学方程式为 SiO<sub>2</sub>+CaO 高温 CaSiO<sub>3</sub>。

③ 在高温条件下可以与碳酸盐反应，如与碳酸钠、碳酸钙反应的化学方程式为 SiO<sub>2</sub>+Na<sub>2</sub>CO<sub>3</sub> 高温Na<sub>2</sub>SiO<sub>3</sub>+CO<sub>2</sub>↑:SiO<sub>2</sub>+CaCO<sub>3</sub> 高温CaSiO<sub>3</sub>+CO<sub>2</sub>↑ (工业制 玻璃)。

b. 弱氧化性：

① 与碳反应：SiO<sub>2</sub>+2C 高温 Si+2CO↑ (制粗硅)：SiO<sub>2</sub>+3C 高温SiC+ 2CO↑ (制金刚砂)：

② 与Mg 反应：4Mg+SiO<sub>2</sub> 点燃2Mg<sub>2</sub>Si+2MgO:Mg<sub>2</sub>Si+2H<sub>2</sub>O=SiH<sub>4</sub>↑+2Mg(OH)<sub>2</sub> (制硅化氢)：

c. 特性：常温下与氢氟酸反应的化学方程式为：SiO<sub>2</sub>+4HF==SiF<sub>4</sub>↑+2H<sub>2</sub>O。

#### 5. 二氧化硅的主要应用

① 水晶可用于电子工业的部件、光学仪器、工艺品。

② SiO<sub>2</sub> 是制光导纤维的重要原料。

③ 较纯的石英用于制造石英玻璃，石英玻璃常用来制造耐高温的化学仪器。

④ 石英砂用于制玻璃的原料及建筑材料。



### 得分速记

(1) 由于玻璃的成分中含有  $\text{SiO}_2$ ，故实验室盛放碱液的试剂瓶用橡皮塞而不用玻璃塞，因为  $\text{SiO}_2$  与碱溶液反应生成具有黏性的  $\text{Na}_2\text{SiO}_3$ 。

(2) 未进行磨砂处理的玻璃，在常温下是不易被强碱腐蚀的。

(3) 因为氢氟酸腐蚀玻璃并用于雕刻玻璃，与玻璃中的  $\text{SiO}_2$  反应，所以氢氟酸不能用玻璃瓶保存，而应保存在塑料瓶或铅皿中。

(4)  $\text{SiO}_2$  是  $\text{H}_2\text{SiO}_3$  的酸酐，但  $\text{SiO}_2$  不与水反应，不能用  $\text{SiO}_2$  直接与水作用制备  $\text{H}_2\text{SiO}_3$ 。

(5) 不能依据反应  $2\text{C} + \text{SiO}_2 \xrightarrow{\text{高温}} \text{Si} + 2\text{CO}\uparrow$  来说明 C 的还原性比 Si 强，也不能依据反应  $\text{SiO}_2 + \text{Na}_2\text{CO}_3 \xrightarrow{\text{高温}} \text{Na}_2\text{SiO}_3 + \text{CO}_2\uparrow$  来说明  $\text{SiO}_2$  水化物的酸性比  $\text{H}_2\text{CO}_3$  强。此类反应能进行的原因是因为在高温条件下，生成物中的气体从反应体系中逸出，有利于反应向右进行。

(6)  $\text{SiO}_2$  虽然能与  $\text{NaOH}$  溶液、 $\text{HF}$  溶液反应，但不属于两性氧化物，属于酸性氧化物，但与水不能直接反应。

(7) 不要混淆二氧化硅和硅的用途：用于制作光导纤维的是  $\text{SiO}_2$ ，用于制作半导体材料、计算机芯片的是晶体硅。

(8) 加热熔融  $\text{NaOH}$  时，不能使用陶瓷坩埚，石英坩埚和铝坩埚，只能使用铁坩埚，原因是陶瓷和石英的主要成分都含有  $\text{SiO}_2$ ， $\text{SiO}_2$  能与  $\text{NaOH}$  反应，铝坩埚的主要成分是氧化铝，也能与  $\text{NaOH}$  反应。

### 知识点 3 硅酸

1. 硅酸的物理性质：硅酸是一种白色胶状物质，不溶于水，能形成胶体。新制备的硅酸为透明、胶冻状，硅酸经干燥脱水形成硅酸干凝胶——“硅胶”。

2. 硅酸的化学性质：

(1) 弱酸性：硅酸的酸性很弱，比碳酸的酸性还弱，在与碱反应时只能与强碱反应。如：  
 $\text{H}_2\text{SiO}_3 + 2\text{NaOH} = \text{Na}_2\text{SiO}_3 + 2\text{H}_2\text{O}$ 。

(2) 不稳定性：硅酸的热稳定性很差，受热分解为  $\text{SiO}_2$  和  $\text{H}_2\text{O}$ ：  
 $\text{H}_2\text{SiO}_3 \xrightarrow{\Delta} \text{SiO}_2 + \text{H}_2\text{O}$ 。

3. 硅酸的制备：

由于  $\text{SiO}_2$  不溶于水，所以硅酸是通过可溶性硅酸盐与其他酸反应制得的。

$\text{Na}_2\text{SiO}_3 + 2\text{HCl} = \text{H}_2\text{SiO}_3\downarrow + 2\text{NaCl}$ ， $\text{Na}_2\text{SiO}_3 + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O} = \text{H}_2\text{SiO}_3\downarrow + \text{Na}_2\text{CO}_3$ （证明酸性： $\text{H}_2\text{CO}_3 > \text{H}_2\text{SiO}_3$ ）。

4. 硅酸的用途：硅胶可作催化剂的载体和袋装食品、瓶装药品的干燥剂。

## 知识点4硅酸盐

1. 概念：由硅、氧和金属组成的化合物的总称，是构成地壳岩石的主要成分。

2. 硅酸盐的氧化物表示方法——常用氧化物的形式表示：

氧化物的书写顺序：活泼金属氧化物→较活泼金属氧化物→二氧化硅→水，不同氧化物间以“·”隔开。

如硅酸钠( $\text{Na}_2\text{SiO}_3$ )可表示为 $\text{Na}_2\text{O} \cdot \text{SiO}_2$ ，长石( $\text{KAlSi}_3\text{O}_8$ )可表示为 $\text{K}_2\text{O} \cdot \text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 6\text{SiO}_2$ 。

### 得分速记

(1) 氧化物之间以“·”隔开；

(2) 计量数配置出现分数应化为整数。硅酸盐改写为氧化物形式时，各元素的化合价保持不变，且满足化合价代数和为零，各元素原子个数比符合原来的组成。当系数配置出现分数时一般应化为整数。如上例中 $\text{KAlSi}_3\text{O}_8$ ，将 $\frac{1}{2}\text{K}_2\text{O} \cdot \frac{1}{2}\text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 3\text{SiO}_2$ ，要写成 $\text{K}_2\text{O} \cdot \text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 6\text{SiO}_2$ 。

3. 硅酸钠( $\text{Na}_2\text{SiO}_3$ )—— 又称泡花碱

①物理性质：白色、可溶于水的粉末状固体，其水溶液俗称水玻璃，有黏性，水溶液显碱性。

②化学性质\_\_\_\_\_与酸性较硅酸强的酸反应：

a. 与盐酸反应的化学方程式：



b. 与  $\text{CO}_2$  水溶液反应的化学方程式：



③用途：黏合剂(矿物胶)、防腐剂和耐火阻燃材料。

### 得分速记

① $\text{Na}_2\text{SiO}_3$  的水溶液是一种黏合剂，是制备硅胶和木材防火剂等的原料； $\text{Na}_2\text{SiO}_3$  易与空气中的 $\text{CO}_2$ 、 $\text{H}_2\text{O}$  反应，要密封保存。

②可溶性碳酸盐、硅酸盐的水溶液呈碱性，保存该溶液的试剂瓶不能用玻璃塞，应用橡胶塞。

## 知识点5碳、硅及其化合物性质“反常”小结

1. 一般情况下，非金属元素单质熔、沸点低，硬度小，但晶体硅、金刚石熔、沸点高，硬度大，其中金刚石为自然界中硬度最大的物质。

2. 一般情况下，非金属单质为绝缘体，但硅为半导体，石墨为电的良导体。

3. Si 的还原性强于 C，但 C 在高温下能还原出 Si:  $\text{SiO}_2 + 2\text{C} \xrightarrow{\text{高温}} \text{Si} + 2\text{CO}\uparrow$ 。
4. 非金属单质与碱反应一般既作氧化剂又作还原剂，且无氢气放出，但硅与强碱溶液反应只作还原剂，且放出氢气:  $\text{Si} + 2\text{NaOH} + \text{H}_2\text{O} = \text{Na}_2\text{SiO}_3 + 2\text{H}_2\uparrow$ 。
5. 非金属单质一般不与非氧化性酸反应，但硅能跟氢氟酸反应:  $\text{Si} + 4\text{HF} = \text{SiF}_4\uparrow + 2\text{H}_2\uparrow$ 。
6. 一般情况下，碱性氧化物+酸→盐+水，二氧化硅是酸性氧化物，却能与氢氟酸反应:  $\text{SiO}_2 + 4\text{HF} = \text{SiF}_4\uparrow + 2\text{H}_2\text{O}$  ( $\text{SiF}_4$  不属于盐，故  $\text{SiO}_2$  不是两性氧化物)。
7. 一般情况下，无机酸能溶于水，但硅酸却难溶于水。
8. 一般情况下，较强酸+较弱酸的盐→较弱酸+较强酸的盐(溶液中的反应)。
- 因碳酸的酸性强于硅酸，所以水玻璃在空气中易变质:  $\text{Na}_2\text{SiO}_3 + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2 = \text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{SiO}_3(\text{胶体})$ 。
- 但在高温下，可发生反应  $\text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{SiO}_2 \xrightarrow{\text{高温}} \text{Na}_2\text{SiO}_3 + \text{CO}_2\uparrow$  ( $\text{CO}_2$  离开反应体系促进反应的正向进行)。
9. 一般情况下，金属(Na、K)能置换出水中的氢，但 C 在高温下也能置换出  $\text{H}_2\text{O}$  中的氢:  $\text{C} + \text{H}_2\text{O}(\text{g}) \xrightarrow{\text{高温}} \text{H}_2 + \text{CO}$ 。
10. 一般情况下，酸性氧化物与水反应生成相应的含氧酸，但二氧化硅不溶于水，也不与水反应。

### 思维建模 "结构→性质→制备→应用" 四步分析法

#### 1. 结构决定性质

- ①硅: 金刚石结构→高熔点、半导体性
- ② $\text{SiO}_2$ : 四面体网状结构→高硬度、化学惰性

#### 2. 性质推导应用

- ①硅的半导体性: 芯片、太阳能电池
- ② $\text{SiO}_2$  的光学透明性: 光纤、光学仪器

#### 3. 工艺联系

- ①工业制硅:  $\text{SiO}_2 + 2\text{C} \xrightarrow{\text{高温}} \text{Si}(\text{粗}) + 2\text{CO}\uparrow$
- ②玻璃制备:  $\text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{SiO}_2 \xrightarrow{\text{高温}} \text{Na}_2\text{SiO}_3 + \text{CO}_2\uparrow$

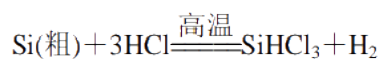
#### 4. 实验探究

①硅酸制备： $\text{Na}_2\text{SiO}_3 + 2\text{HCl} = \text{H}_2\text{SiO}_3\downarrow + 2\text{NaCl}$

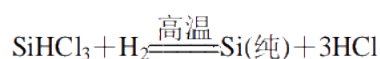
②HF 刻蚀玻璃实验

**思维建模** 在设计制备纯硅的试题中，常遇到的知识点

(1) 粗硅与干燥HCl 气体反应制得SiHCl<sub>3</sub>：

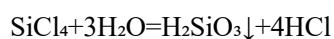


(2) SiHCl<sub>3</sub> 与过量H<sub>2</sub> 在高温下反应制得纯硅：



(3)  $\text{SiO}_2 + 2\text{Mg} \xrightarrow{\text{高温}} 2\text{MgO} + \text{Si}$

(4) SiHCl<sub>3</sub>、SiCl<sub>4</sub> 能与水发生反应：



(5) SiH<sub>4</sub> 在空气中易自燃

### ◆ 考 点 三 无机非金属材料 ◆



#### 知识点1 传统无机非金属材料

##### 1. 无机非金属材料

从组成上看，许多无机非金属材料多含硅、氧等元素，具有耐高温、抗腐蚀、硬度高等特点，以及特殊的光学、电学等性能。

2. 分类——可以根据化学成分和性能进行分类。

##### 1) 按化学成分分类

无机非金属材料可以根据其主要化学成分进行分类，主要包括以下几类：

(1) 单质：如碳、硅等。

(2) 氧化物：如二氧化硅、三氧化二铝等。

(3) 碳化物：如碳化硅、碳化硼等。

(4) 氮化物：如氮化硅、氮化铝等。



- (5) 硫化物：如硫化锌、硫化镉等。
- (6) 卤化物：如氟化钙、氯化钠等。
- (7) 硅化物：如硅化镁、硅化铜等。
- (8) 磷化物：如磷化铝、磷化镓等。
- (9) 氧氮化物：如氧氮化硅、氧氮化铝等。

## 2) 按性能分类

无机非金属材料也可以根据其性能进行分类，主要包括以下几类：

- (1) 结构材料：用于构建和支撑的材料，如水泥、玻璃、陶瓷等。
- (2) 功能材料：具有特定功能的材料，如：
  - ①机械性能：高强材料、超硬材料、耐磨材料、韧性材料、摩擦材料等。
  - ②热学性能：耐火材料、绝热材料（保温材料）、传热材料、防火材料等。
  - ③化学性能：耐腐蚀材料、防水材料、吸附材料、离子交换材料、催化剂载体、胶凝材料等。
  - ④光学性能：电光材料、导光材料、透光材料、荧光材料、发光材料、感光材料、分光材料等。
  - ⑤电学性能：绝缘材料、介电材料、压电材料、铁电材料、超导材料、半导体材料等。
  - ⑥磁学性能：磁性材料。
  - ⑦声学性能：隔声材料、吸声材料等。
  - ⑧核物理性能：放射性材料、反应材料等。
  - ⑨生物性能：骨科材料、齿科材料、生物陶瓷等。

## 3.传统无机非金属材料

- (1) 含义：传统的无机非金属材料多为硅酸盐材料，如水泥、玻璃、陶瓷等硅酸盐材料。

### (2) 分类

- ①陶瓷：陶瓷以黏土(主要成分为含水的铝硅酸盐)为主要原料，经高温烧结而成的。
- ②玻璃：普通玻璃的主要成分为  $\text{Na}_2\text{SiO}_3$ 、 $\text{CaSiO}_3$  和  $\text{SiO}_2$ ，它是以纯碱、石灰石和石英砂为主要原料，经混合、粉碎，在玻璃窑中熔融，发生复杂的物理变化和化学变化而制得的，玻璃可用于生产建筑材料、光学仪器和各种器皿，还可制造玻璃纤维，用于高强度复合材料等。
- ③水泥：普通硅酸盐水泥的主要原料是黏土和石灰石，二者与其他辅料经混合、研磨后在水泥回转窑中煅烧，发生复杂的物理变化和化学变化，加入适量石膏调节水泥硬化速率，再研成细粉得到普通水泥。混凝土是水泥、沙子和碎石等与水混合得到的。

### (3) 传统无机非金属材料比较

	水泥	玻璃	陶瓷
主要原料	黏土、石灰石、石膏	石灰石、石英砂、纯碱	黏土
主要设备	水泥回转窑	玻璃窑	陶瓷窑
制备过程	原料与其他辅料经混合、研磨后在水泥回转窑中煅烧,发生复杂的物理和化学变化,加入适量石膏调节水泥硬化速率,再磨成细粉即得	原料经混合、粉碎,在玻璃窑中熔融,发生复杂的物理和化学变化而制得	原料经高温烧结而成
变化	复杂的 <u>物理、化学</u> 变化过程	$\text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{SiO}_2 \xrightarrow{\text{高温}} \text{Na}_2\text{SiO}_3 + \text{CO}_2 \uparrow$ $\text{CaCO}_3 + \text{SiO}_2 \xrightarrow{\text{高温}} \text{CaSiO}_3 + \text{CO}_2 \uparrow$	复杂的 <u>物理、化学</u> 变化过程
组成	硅酸三钙( $3\text{CaO} \cdot \text{SiO}_2$ ) 硅酸二钙( $2\text{CaO} \cdot \text{SiO}_2$ ) 铝酸三钙 $3\text{CaO} \cdot \text{Al}_2\text{O}_3$	硅酸钠、硅酸钙和二氧化硅	硅酸盐



### 得分速记

硅酸盐产品中,水泥和陶瓷的共同原料是黏土,水泥和玻璃的共同原料是石灰石。

## 知识点 2 新型无机非金属材料

- (1) 含义: 高纯度含硅元素的材料,如单晶硅、二氧化硅,具有特殊的光学和电学性能。
- (2) 性能:在光学、热学、电学、磁学等方面具有很多新特性和功能。
- (3) 代表物:碳化硅( $\text{SiC}$ )

①俗名:金刚砂。

②结构:碳原子和硅原子通过共价键连接,具有类似金刚石的结构。1 mol  $\text{SiC}$  中含有 4mol  $\text{Si}-\text{C}$  键。

③性质和用途:硬度很大,可用作砂纸和砂轮的磨料;具有优异的耐高温抗氧化性能,可用作耐高温材料、耐高温半导体材料等。

(4) 其他新型陶瓷

材料类型	主要特性	示例	用途
高温结构陶瓷	耐高温、抗氧化、耐磨蚀	碳化硅、氮化硅与某些金属氧化物等烧结而成	火箭发动机的尾管及燃烧室、汽车发动机、高温电极材料等
压电陶瓷	实现机械能与电能的相互转化	钛酸盐、锆酸盐	滤波器、扬声器、声纳探伤器、点火器等
透明陶瓷	优异的光学性能，耐高温，绝缘性好	氧化铝、氧化钇、氮化铝、氟化钙	高压钠灯、激光器、高温探测窗等
超导陶瓷	在某一临界温度下电阻为零		可用于电力、交通、医疗等领域

(5) 碳纳米材料

①含义：碳纳米材料是一类新型的无机非金属材料,包括富勒烯、碳纳米管及石墨烯等,它们都是碳单质,互为同素异形体。

②类型：富勒烯、碳纳米管、石墨烯等。

新型材料	结构特点	主要性能	主要应用
富勒烯	碳原子构成的一系列笼形分子	在溶解性、磁性、非线性光学性质、光导电性等方面表现出优异性能	工业材料，应用于电化学，催化剂，化妆品，抗癌药物等
碳纳米管	石墨片层卷成的直径纳米级的管状物	比表面积大，具有高的强度和优良的电学性质	生产复合材料、电池和传感器等
石墨烯	一个碳原子直径厚度的单层石墨	电阻率低、热导率高、具有很高的强度	应用于光电器件、超级电容器、电池和复合材料等方面

③用途：在能源、信息、医药等领域有广阔的应用前景。