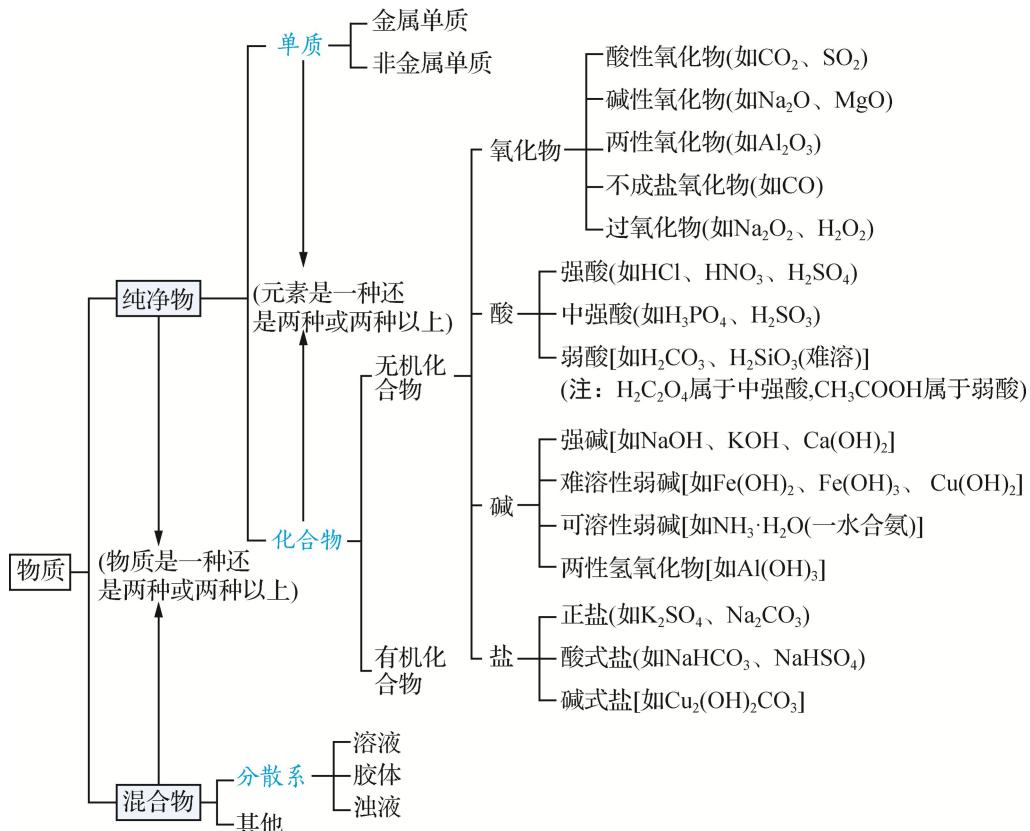


## 上篇 回归教材重点、易忽视点

# 回归 1 物质的分类和计量

## 1 分类



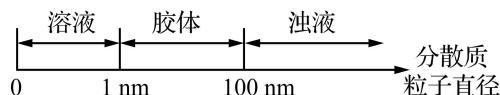
**【注意】** 同一类物质往往有共同的特点，如酸性氧化物既能与碱反应生成盐和水，又能与碱性氧化物反应生成盐和水，还有部分酸性氧化物能与水反应生成相应的酸。

## 2 “四同”

“四同”	同位素	同素异形体	同系物	同分异构体
适用对象	原子	单质	有机物	有机物、无机物
判断依据	①质子数相同，中子数不同；②原子之间	①属于同一种元素；②单质之间	①结构相似的同一类物质；②符合同一通式；③相对分子质量不同(相差14n)	①分子式相同；②结构不同；③不一定是同一类物质
性质	化学性质几乎一样，物理性质有差异	化学性质相似，物理性质差别较大	化学性质相似，熔沸点、密度呈规律性变化	化学性质可能相似，也可能不相似，物理性质不同
实例	H、D、T	红磷与白磷、金刚石与石墨	甲烷与丁烷	正丁烷与异丁烷

### 3 分散系

(1) 根据分散质粒子的直径大小将分散系分为溶液、浊液和胶体，如图：



(2) 胶体的性质及应用

①性质

丁达尔效应：当光束通过胶体时，可以看到一条光亮的“通路”，该现象称为丁达尔效应。利用丁达尔效应可以鉴别胶体和溶液。

**【提示】**胶体的实质是分散质粒子的直径大小为 $1\sim 100\text{ nm}$ ；特征为丁达尔效应。

吸附性：能吸附水中的悬浮颗粒物并沉降。

**【提示】**胶体吸附性往往是由于具有很大的接触面积及胶体粒子带有一定的电荷。

②明矾 $[\text{KAl}(\text{SO}_4)_2 \cdot 12\text{H}_2\text{O}]$ 净水：



$\text{Fe(OH)}_3$ 胶体的制备：

向沸水中逐滴加入 $5\sim 6$ 滴饱和 $\text{FeCl}_3$ 溶液，继续煮沸至液体呈红褐色，停止加热。所得的液体就是 $\text{Fe(OH)}_3$ 胶体。

### 4 物质的量

(1) 物质的量

①物质的量的符号为 $n$ ，单位为 mol。

②阿伏加德罗常数：1 mol 任何粒子所含的粒子数，符号为 $N_A$ ，通常用 $6.02 \times 10^{23}\text{ mol}^{-1}$ 表示。

③ $N = nN_A$ 。

(2) 摩尔质量

①单位物质的量的物质具有的质量。符号为 $M$ ，单位为 g/mol。

② $M = \frac{m}{n}$ 。

③当质量以克为单位时，摩尔质量在数值上等于该物质的相对原子质量或相对分子质量。

(3) 气体摩尔体积

①单位物质的量的气体所占的体积。符号为 $V_m$ 。

② $V_m = \frac{V}{n}$ ，单位为 L/mol。

③特例：标准状况下的气体摩尔体积约为 $22.4\text{ L/mol}$ 。

④当温度、压强一定时，任何具有相同微粒数的气体都具有大致相同的体积。

## 特别提醒

①物质的质量、摩尔质量、微粒个数不受“温度、压强”外界条件的影响。,②使用“22.4 L/mol”时，一看是否为“标准状况”，二看是否为“气体”。

### (4) 物质的量浓度

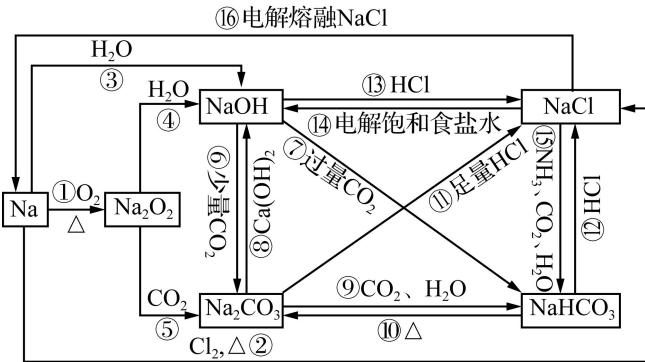
①以单位体积溶液里所含溶质B的物质的量来表示溶液组成的物理量，叫作溶质B的物质的量浓度，符号为 $c_B$ 。单位：mol/L。

$$② c_B = \frac{n_B}{V} = \frac{1000\rho w}{M}$$

ρ的单位：g/cm<sup>3</sup>，w为质量分数，M的单位为g/mol。

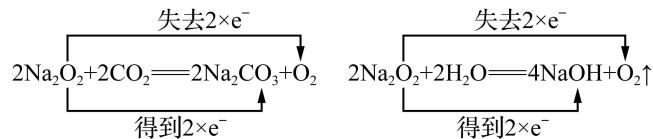
## 回归 2 元素及其重要化合物

### 1 钠及其化合物



(1)  $\text{Na}_2\text{O}_2$  常用作制氧剂、漂白剂

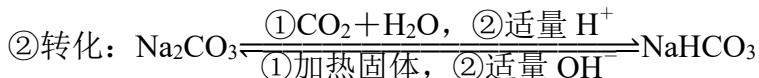
$\text{Na}_2\text{O}_2$  由  $\text{Na}^+$  和  $\text{O}_2^{2-}$  构成; 1 mol  $\text{Na}_2\text{O}_2$  反应转移 1 mol 电子。



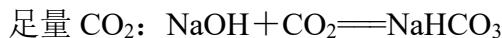
(2)  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  和  $\text{NaHCO}_3$  的用途、转化及区别

①用途

- a.  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  溶液浸泡废金属, 除去金属表面的油污;
- b.  $\text{NaHCO}_3$  用作食品疏松剂:  $2\text{NaHCO}_3 \xrightarrow{\Delta} \text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2 \uparrow$ ;
- c. 泡沫灭火器原理:  $6\text{NaHCO}_3 + \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 = 3\text{Na}_2\text{SO}_4 + 2\text{Al}(\text{OH})_3 \downarrow + 6\text{CO}_2 \uparrow$ 。



③向  $\text{NaOH}$  溶液中通入  $\text{CO}_2$ :

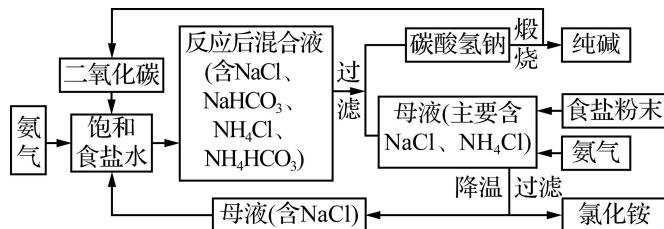


④鉴别:

性质	操作	结论	说明
稳定性	取等质量的两种固体, 分别加热	生成能使澄清石灰水变浑浊气体的是 $\text{NaHCO}_3$	不能用 $\text{Ca}(\text{OH})_2$ 或 $\text{Ba}(\text{OH})_2$ 或 $\text{BaCl}_2$ 或 $\text{CaCl}_2$ 溶液鉴别
碱性	取等物质的量的两种固体, 加入等体积(足量)水, 测定 pH	碱性强的是 $\text{Na}_2\text{CO}_3$	$\text{Na}_2\text{CO}_3$ 和 $\text{NaHCO}_3$ , 因为都有白色沉淀生成, 现象相同, 无法鉴别
与酸反应速率	取等体积、等物质的量浓度的两种盐溶液, 分别逐滴加入等浓度的盐酸	产生气泡较快的是 $\text{NaHCO}_3$	

### (3) 侯氏制碱法

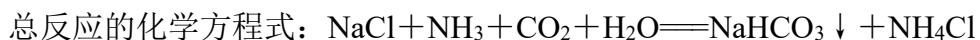
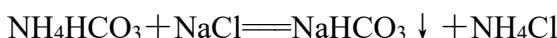
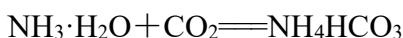
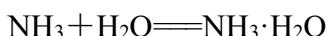
生产流程可简要表示如下：



①先在低温的条件下将  $\text{NH}_3$  通入饱和食盐水中(要防倒吸)，再通入  $\text{CO}_2$ 。

②主要反应原理

第一阶段：产生  $\text{NaHCO}_3$



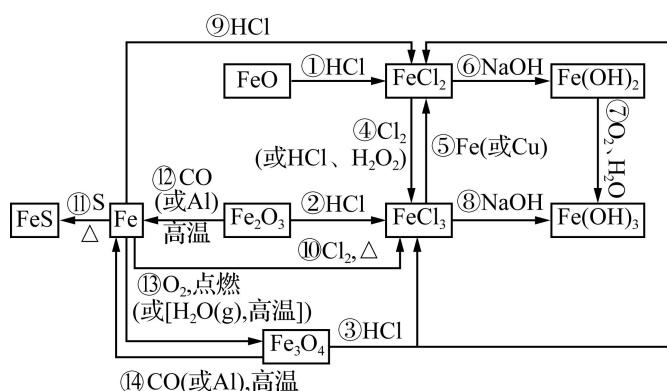
第二阶段：产生纯碱



③向母液中通氨气，加入细小食盐颗粒，冷却析出副产品。通氨气的作用：  
增大  $\text{NH}_4^+$  的浓度，使  $\text{NH}_4\text{Cl}$  更多地析出；使  $\text{NaHCO}_3$  转化为  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ (溶解度大)，  
提高析出的  $\text{NH}_4\text{Cl}$  纯度。

④绿色化学思想：可循环使用的物质为母液、  $\text{CO}_2$ 。

## 2 铁及其化合物



(1)  $\text{Fe}^{3+}$  和  $\text{Fe}^{2+}$  的检验

①  $\text{Fe}^{2+}$  的检验

**方法一：**向待检液中滴加  $\text{KSCN}$  溶液，无明显现象，再滴加新制氯水，溶液立即变红色。

**方法二：**向待检液中滴加  $\text{NaOH}$  溶液，生成白色絮状沉淀，沉淀迅速变为灰绿色，最后变为红褐色。

**方法三：**向待检液中滴加  $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ (铁氰化钾)溶液，生成蓝色沉淀。离子

方程式： $K^+ + Fe^{2+} + [Fe(CN)_6]^{3-} \rightleftharpoons KFe[Fe(CN)_6] \downarrow$ 。

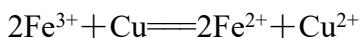
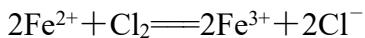
② $Fe^{3+}$ 的检验

**方法一：**向待检液中滴加KSCN溶液，溶液立即变为红色。离子方程式： $Fe^{3+} + 3SCN^- \rightleftharpoons Fe(SCN)_3$ 。

**方法二：**向待检液中滴加 $K_4[Fe(CN)_6]$ (亚铁氰化钾)溶液，生成蓝色沉淀。离子方程式： $K^+ + Fe^{3+} + [Fe(CN)_6]^{4-} \rightleftharpoons KFe[Fe(CN)_6] \downarrow$ 。

**方法三：**向待检液中滴加苯酚，溶液变紫色(苯酚的显色反应)。

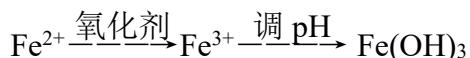
(2)  $Fe^{3+}$ 和 $Fe^{2+}$ 转化



(3)  $Fe^{3+}$ 和 $Fe^{2+}$ 溶液的保存

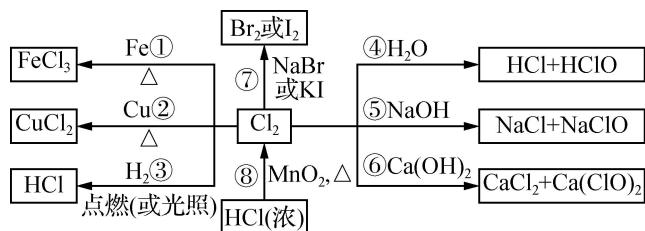
由 $Fe^{2+}$ 和强酸的酸根阴离子构成的盐(如硫酸亚铁)的水溶液呈酸性。配制 $FeSO_4$ 溶液时，常加少量硫酸抑制 $Fe^{2+}$ 的水解，加少量铁粉防止 $Fe^{2+}$ 被氧化。 $Fe^{3+}$ 极易水解， $Fe^{3+}$ 只能存在于酸性较强的溶液中。配制 $FeCl_3$ 溶液时，需要将一定量 $FeCl_3$ 固体溶于浓盐酸中，然后加水稀释到相应浓度。

(4) 溶液中除铁( $Fe^{3+}$ 和 $Fe^{2+}$ )

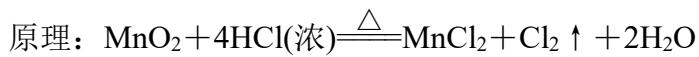


除去 $Cu^{2+}$ 中混有的 $Fe^{2+}$ 的方法：先加入氧化剂(如 $H_2O_2$ )将溶液中的 $Fe^{2+}$ 氧化成 $Fe^{3+}$ ，向混合溶液中加入 $CuO$ 、 $Cu(OH)_2$ 、 $Cu_2(OH)_2CO_3$ 中之一，与 $Fe^{3+}$ 水解产生的 $H^+$ 反应，促进 $Fe^{3+}$ 的水解，将 $Fe^{3+}$ 转化为 $Fe(OH)_3$ 沉淀而除去。

### 3 氯及其化合物



(1) 氯气的实验室制法



### 特别提醒

- ①  $\text{MnO}_2$  呈粉末状，盐酸是浓盐酸。
- ② 随着反应进行，盐酸逐渐变稀，反应停止。盐酸变稀的原因：反应消耗了  $\text{HCl}$ 、生成了水、部分  $\text{HCl}$  挥发。
- ③ 参加反应的  $\text{HCl}$  只有一半被氧化，另一半表现酸性，生成了  $\text{MnCl}_2$ 。

### (2) 氯水性质的多重性

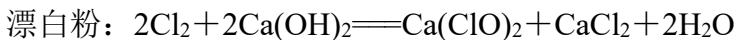
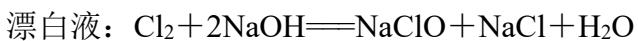
新制氯水( $\text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{Cl}^- + \text{HClO}$ )的多种成分决定了它具有多重性质，在不同的化学反应中，氯水中参与反应的微粒不同。

向氯水中加入的物质或改变的条件	浓度变化	平衡移动的方向	应用
可溶性氯化物	$c(\text{Cl}^-)$ 增大， $c(\text{HClO})$ 减小	左移	①用饱和食盐水除 $\text{Cl}_2$ 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	洁厕剂和“84”消毒液不宜混合使用
NaOH	$c(\text{H}^+)$ 减小	右移	用 NaOH 吸收多余的 $\text{Cl}_2$
光照	$c(\text{HClO})$ 减小	右移	氯水应避光保存或现用现配
碳酸钙	$c(\text{H}^+)$ 减小， $c(\text{HClO})$ 增大	右移	制取次氯酸浓度较大的氯水

注：氯水常代替氯气进行溶液中的实验。

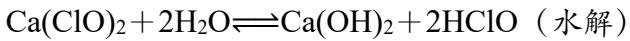
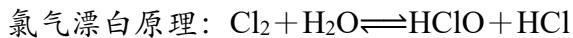
### (3) 漂白粉和漂白液的制备

工业上利用氯气和氢氧化钠反应制取漂白液(有效成分为次氯酸钠)，利用氯气和石灰乳反应制取漂白粉(有效成分为次氯酸钙)。若  $\text{Cl}_2$  与  $\text{Ca}(\text{OH})_2$  反应充分，并使  $\text{Ca}(\text{ClO})_2$  成为主要成分，则得到漂粉精。



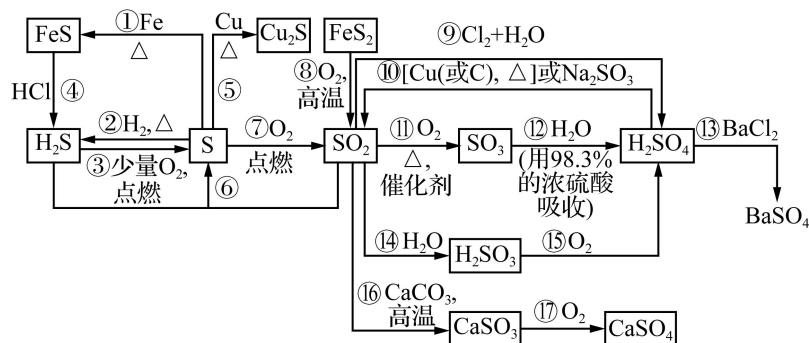
【提示】反应放热，反应体系温度升高，导致反应生成氯酸盐杂质。制取漂白粉时，采用氯气和石灰乳反应，不用石灰水(浓度太低)。

### 特别提醒



漂白粉在使用时需加水“浸泡片刻”，目的是产生更多的 HClO，增强漂白效果。

#### 4 硫及其化合物



##### (1) 二氧化硫的漂白性

①漂白原理：与某些有色物质发生化合反应生成无色物质，但这些无色物质不稳定，受热会分解而恢复原来颜色。

②二氧化硫使物质褪色并不都是漂白作用，常有多种原因。

漂白性：品红溶液

还原性：酸性高锰酸钾溶液、溴水、氯水、氯化铁溶液

酸性氧化物的性质：滴加酚酞的氢氧化钠溶液

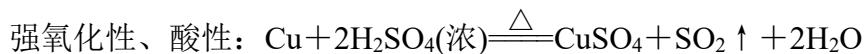
##### ③三类漂白剂的区别

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、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
化合型	与有机色质化合成无色物质	SO <sub>2</sub>	可逆、不持久	有选择性
吸附型	将有色物质吸附而褪色	活性炭	物理变化	吸附色素

##### (2) 浓硫酸特性

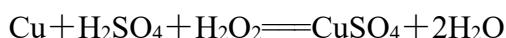
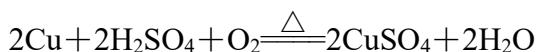
吸水性：干燥剂，不能干燥 NH<sub>3</sub>、H<sub>2</sub>S 等。

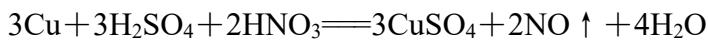
强氧化性：与大多数金属在加热条件下反应；铁、铝遇到冷的浓硫酸会钝化。



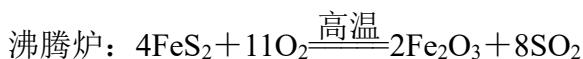
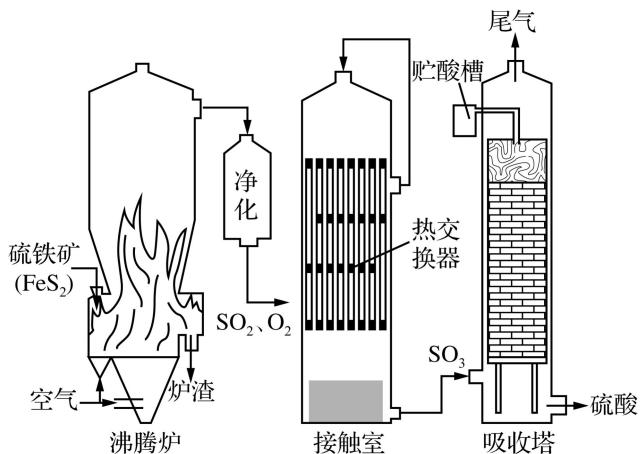
【提示】①随着反应的进行，H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>浓度降低，反应停止。

②加热条件下，铜与浓硫酸反应，稀硫酸不与铜反应，但若在稀硫酸中加入 O<sub>2</sub>、H<sub>2</sub>O<sub>2</sub>、HNO<sub>3</sub> 等氧化剂，则能溶解铜。

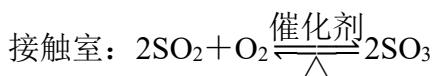




### (3) 硫酸的工业制法

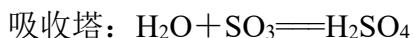


采用固气逆流的方式加快反应速率，提高 FeS<sub>2</sub> 中硫的转化率。



反应需要在一定温度下进行(从温度和催化剂活性两个方面提高反应速率)，保证反应速率及单位时间的转化率。反应放热，随反应进行，温度升高，会影响催化剂活性，降低反应速率。

故采用热交换器把热的反应气体冷却到相应温度，把冷的起始气体加热到一定温度，从而加快反应速率。提高能源利用率。



使用 98.3% 浓硫酸，气液逆流吸收 SO<sub>3</sub>。

### (4) 雾霾天气氧气含量偏低

分析悬浮在空气中的这些颗粒物的化学组成，其中硫酸盐所占比例较大，这些硫酸盐的形成与空气中的 SO<sub>2</sub> 有关。SO<sub>2</sub> 在一定条件下可与碳酸钙反应生成 CaSO<sub>3</sub>，并进一步被空气中的 O<sub>2</sub> 氧化为 CaSO<sub>4</sub>。

**例** 下表列出了 3 种燃煤烟气脱硫方法的原理。

方法 I	用氨水将 SO <sub>2</sub> 转化为 NH <sub>4</sub> HSO <sub>3</sub> ，再氧化为 (NH <sub>4</sub> ) <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>
方法 II	用生物质热解气(主要成分为 CO、CH <sub>4</sub> 、H <sub>2</sub> )将 SO <sub>2</sub> 在高温下还原成单质硫
方法 III	用 Na <sub>2</sub> SO <sub>3</sub> 溶液吸收 SO <sub>2</sub>

(1) 方法 I 中氨水吸收燃煤烟气中 SO<sub>2</sub> 反应的化学方程式为 \_\_\_\_\_。

(2) 用方法 I 脱硫时，一定能提高 SO<sub>2</sub> 去除率的措施有 \_\_\_\_\_(填字母)。

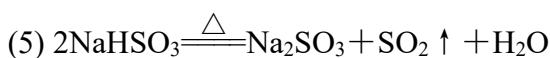
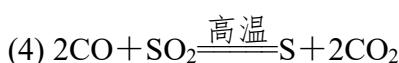
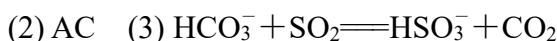
- A. 增大氨水浓度
- B. 升高反应温度

- C. 使燃煤烟气与氨水充分接触  
D. 通入空气使  $\text{HSO}_3^-$  转化为  $\text{SO}_4^{2-}$

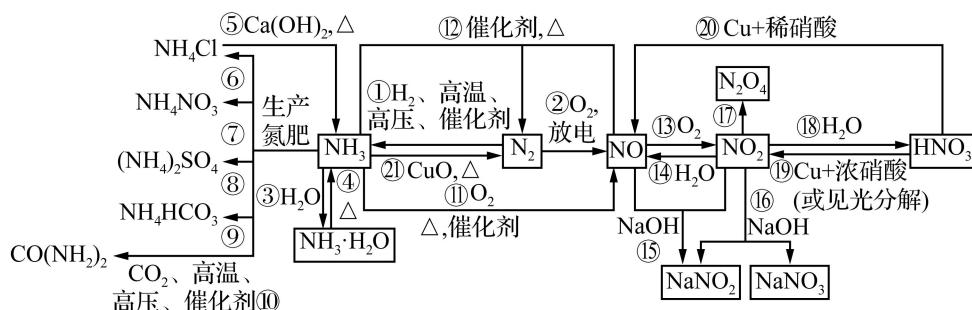
(3) 采用方法 I 脱硫, 并不需要预先除去燃煤烟气中大量的  $\text{CO}_2$ , 原因是 \_\_\_\_\_  
\_\_\_\_\_ (用离子方程式表示)。

(4) 方法 II 中 CO 还原  $\text{SO}_2$  反应的化学方程式为 \_\_\_\_\_  
\_\_\_\_\_。

(5) 对方法 III 吸收  $\text{SO}_2$  后的溶液加热可使吸收液再生, 其反应的化学方程式为 \_\_\_\_\_。



## 5 氮及其化合物



### (1) $\text{NO}_x$ 的常用处理方法

① NaOH 溶液吸收法



当混合气体中  $n(\text{NO}) : n(\text{NO}_2) \leq 1 : 1$  时, 混合气体能被全部吸收, 但此时生成的产物可能会有  $\text{NaNO}_3$ ;  $n(\text{NO}) : n(\text{NO}_2) > 1 : 1$  时, 混合气体不能被完全吸收, 需要通入  $\text{H}_2\text{O}_2$ 、次氯酸盐等氧化剂氧化吸收  $\text{NO}$  气体。

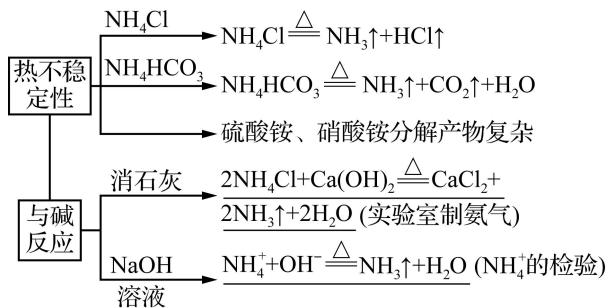
② 氨气吸收法



③ 汽车尾气转换器



### (2) 铵盐的化学性质



①酸、碱性环境下，主要存在成分分别为 NH<sub>4</sub><sup>+</sup>、NH<sub>3</sub>(NH<sub>3</sub>·H<sub>2</sub>O)。

②有铵盐参加的反应，温度需要控制，温度过高时，铵盐分解，会导致反应物损耗和反应速率变慢。

### (3) 硝酸的性质

① 不稳定性

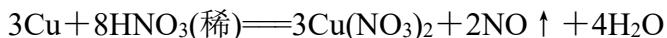


**【提示】** 使用硝酸的反应，若温度过高，则会有硝酸挥发和分解，导致利用率降低。

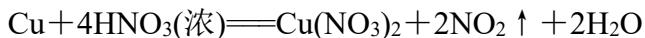
② 强氧化性

硝酸无论浓、稀都具有强氧化性，而且浓度越大，氧化性越强。还原产物中氮元素化合价逐渐降低，依次变化如 NO<sub>2</sub>→NO→N<sub>2</sub>O→N<sub>2</sub>→NH<sub>4</sub><sup>+</sup>。

稀硝酸与铜反应：



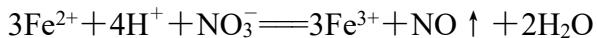
浓硝酸与铜反应：



浓硝酸与 C 反应：



稀硝酸与 FeSO<sub>4</sub> 溶液反应：



### (4) 氮肥的使用

根据铵盐的化学性质，铵态氮肥在使用时要注意两点：低温保存，深施盖土，避免受热；不可以跟碱性物质(如草木灰等)混合使用。

硝态氮肥包括：硝酸钠、硝酸钙等，易溶于水。NO<sub>3</sub><sup>-</sup>不易被以带负电荷为主的土壤胶粒所吸附，在潮湿的土壤中流动性大，容易被植物吸收。在土壤湿度大的情况下，NO<sub>3</sub><sup>-</sup>经微生物作用可被还原成气体(NO、N<sub>2</sub>O、N<sub>2</sub>)逸出，这种反硝化作用往往会导致硝态氮肥的损失。

## 回归 3 化学反应原理

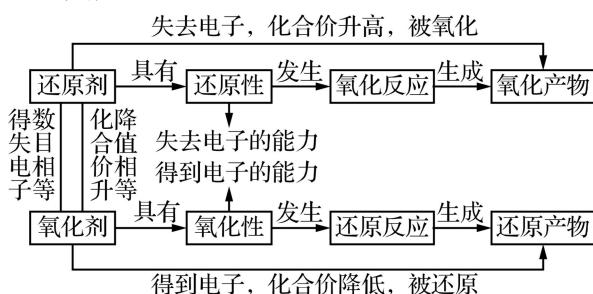
### 1 氧化还原反应

#### (1) 氧化还原反应的本质和特征

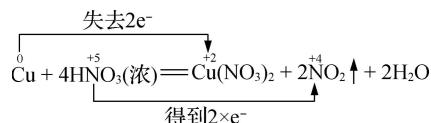
本质：电子转移(电子得失或共用电子对偏移)。

特征：反应前后有元素的化合价发生变化。

#### (2) 氧化还原反应基本概念



#### (3) 氧化还原反应电子转移的表示方法——双线桥法



#### (4) 氧化性、还原性强弱的比较方法

氧化剂+还原剂→还原产物+氧化产物

氧化性：氧化剂>氧化产物

还原性：还原剂>还原产物

**【提示】** 反应为自发进行的氧化还原反应，如电解等强制进行的反应不能得出相应结论；对于可逆反应，若正向进行的程度较小，则不能得出相应结论，如氯气与水反应。

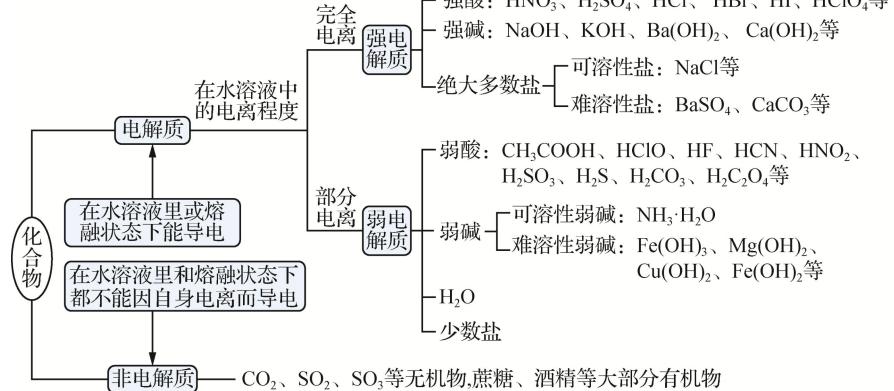
#### (5) 得失电子守恒规律

① 氧化还原反应中，氧化剂得电子总数与还原剂失电子总数相等。

② 应用：运用“得失电子守恒规律”可进行氧化还原反应方程式的配平和相关计算。

### 2 离子反应

#### (1) 电解质与非电解质



## (2) 离子方程式的正误判断

- ①检查离子反应是否符合反应原理。
- ②检查化学式拆分是否正确。
- ③多重反应，检查是否漏写离子反应。
- ④检查物质的量的关系是否正确(少量与过量)。
- ⑤检查离子方程式左右两边是否符合原子守恒、电荷守恒、得失电子守恒。
- ⑥检查各项物质的化学计量数是否为最简整数比。
- ⑦检查反应是否完全进行(“ $\equiv$ ” “ $\rightleftharpoons$ ”), 反应条件、气体和沉淀符号是否遗漏等。

## (3) 拆分问题——强酸、强碱、易溶于水的盐拆分为离子，其他均不拆分。

强酸：盐酸、硫酸、硝酸、高氯酸、HBr等

强碱：NaOH、KOH、Ba(OH)<sub>2</sub>、Ca(OH)<sub>2</sub>等

## 3 反应速率

### (1) 反应速率的测定

化学反应速率可通过实验测定。要测定不同时刻反应物或生成物的浓度，可观察、测量体系中某一物质的相关性质，再进行适当的转换和计算。

**【示例 1】**过氧化氢的分解反应中有气体生成，可以测量在一定温度和压强下释放出来的气体的体积。

**【示例 2】**当溶液中存在有色物质时，随着反应的进行，溶液的颜色不断变化，可以用比色的方法测定溶液颜色的深浅，再根据溶液颜色的深浅与有色物质浓度的正比关系，确定反应物或生成物在不同时刻的浓度。

### (2) 影响反应速率的因素

由于固体和纯液体的浓度可视为常数，故增加(或减少)固体或纯液体的量，反应速率不变。溶液中离子反应，只有改变实际参加反应的离子浓度，才会影响反应速率，如Zn与稀硫酸反应，加入少量Na<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>固体，生成H<sub>2</sub>的速率不变。

压强改变对反应速率的影响可以归结为浓度改变对反应速率的影响。对于固体、液体之间或在溶液中进行的反应而言，改变压强对它们体积的影响很小，因此可以忽略压强改变对反应速率的影响。

不论是放热反应还是吸热反应，升高温度，正、逆反应速率均增大；降低温度，正、逆反应速率均减小。

在实验室或工业生产中，常采用加热的方法使化学反应在较高的温度下进行，以提高反应速率。

### (3) 催化剂对反应速率的影响

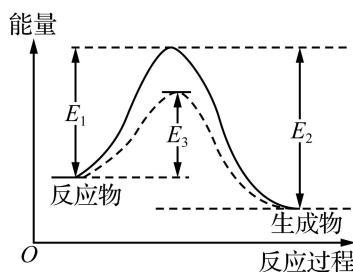
#### ①催化剂与反应历程

催化剂是能改变化学反应速率且在反应前后质量和化学性质均不改变的物质。

催化剂参与反应，改变反应历程。如  $2\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH} + \text{O}_2 \xrightarrow[\Delta]{\text{Cu}} 2\text{CH}_3\text{CHO} + 2\text{H}_2\text{O}$ ，使用铜丝作催化剂将一步反应改变为两步反应，第一步反应为  $2\text{Cu} + \text{O}_2 \xrightarrow{\Delta} 2\text{CuO}$ ，第二步反应为  $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH} + \text{CuO} \xrightarrow{\Delta} \text{CH}_3\text{CHO} + \text{Cu} + \text{H}_2\text{O}$ 。

### ② 催化剂与活化能、焓变

加入催化剂，降低反应的活化能，加快反应速率，但不改变焓变。



如图所示，使用催化剂前， $E_1$ 为正反应活化能， $E_2$ 为逆反应活化能，使用催化剂后，正反应的活化能为 $E_3$ ， $\Delta H = E_1 - E_2$ 。活化能越小，反应速率越大。活化能越大，反应速率越小。

### ③ 催化剂的活性

催化剂催化时需要适宜的温度，温度过低，活性低；温度升高，活性增强，但温度过高时，催化剂会失去活性。

(4) 复杂反应中的速率控制步骤往往决定了该反应的速率。如  $2\text{NO} + \text{O}_2 \rightleftharpoons 2\text{NO}_2$  不是基元反应。根据实验现象，化学家提出了由三步构成的反应模型：

- ①  $2\text{NO} \rightleftharpoons \text{N}_2\text{O}_2$  (快)
- ②  $\text{N}_2\text{O}_2 \rightleftharpoons 2\text{NO}$  (快)
- ③  $\text{N}_2\text{O}_2 + \text{O}_2 \rightleftharpoons 2\text{NO}_2$  (慢)

其中，第一步反应的产物  $\text{N}_2\text{O}_2$  是第二步、第三步的反应物。反应模型的理论计算表明，慢反应③是决定整个反应速率的关键步骤。

每个基元反应都有对应的活化能，反应的活化能越大，活化分子所占比例越小，单位时间内有效碰撞的次数也就越少，化学反应速率越小。因此，化学反应速率的理论只适用于基元反应。

光、电磁波、超声波等因素也会对反应速率产生影响。

## 4 化学平衡

### (1) 平衡状态的本质特征

$v_{\text{正}} = v_{\text{逆}} \neq 0$ ，各组分的浓度保持不变。

①  $v_{\text{正}} = v_{\text{逆}}$  同种物质，消耗速率等于生成速率  
不同种物质，速率比等于化学计量数比  
必须同时有正、逆反应（即 $\neq 0$ ）

② 各组分的浓度保持不变，或各组分的质量、物质的量、百分含量、质量分

数等保持不变的状态，也是平衡状态。

(2) 平衡常数  $K$  的大小能说明反应进行的程度(也叫反应的限度)。 $K$  值越大，表示反应进行得越完全； $K$  值越小，表示反应进行得越不完全。

平衡常数随反应温度的变化而变化，在使用平衡常数时应注明温度。固体、纯液体、水溶液中水的浓度可视为定值，其浓度不列入平衡常数表达式中。

### (3) 化学平衡移动

① 移动方向判断( $Q$  为浓度商)

若  $Q < K$ ，平衡向正反应方向移动；

若  $Q = K$ ，体系处于平衡状态，平衡不移动；

若  $Q > K$ ，平衡向逆反应方向移动。

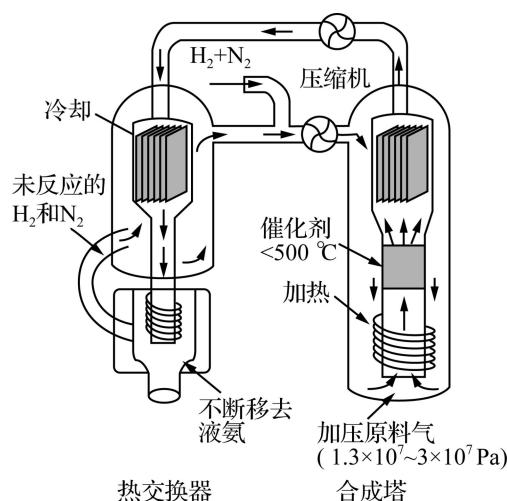
② 平衡移动

改变影响化学平衡的一个因素，平衡将向着能够减弱这种改变的方向移动。

这就是著名的“勒夏特列原理”，也称为化学平衡移动原理。

【提示】改变因素后，平衡只能“减弱”这种改变，不能“消除”。

### ③ 合成氨中条件的选择



向反应器中注入过量的  $N_2$ : 平衡正移，提高  $H_2$  利用率。

采用适当的催化剂：加快反应速率，提高单位时间内的产量。

在高压下进行反应：平衡正移，加快反应速率，提高原料转化率和单位时间内的产量。

在较高温度下进行反应：加快反应速率。

不断将氨液化，并移去液氨：平衡正移，提高  $NH_3$  的产率。

## 5 电离平衡

### (1) 电离平衡常数

① 电离是吸热过程。电离常数  $K$  只与温度有关，温度升高， $K$  增大。

② 多元弱酸是分步电离的，且以第一步电离为主， $K_{a1} > K_{a2} > K_{a3}$ ，且  $K_{a1} \gg K_{a2}$ 。

③ 电离常数  $K$  反映了弱电解质电离程度的相对大小。相同条件(同温、同浓度)

下，电离常数  $K$  越大，表示弱电解质越容易电离，酸性(或碱性)越强。

### (2) 利用电离平衡常数大小进行的比较

比较	举例
判断弱酸(或弱碱)酸性(或碱性)的相对强弱	$K_a(\text{HF}) > K_a(\text{HClO})$ ; 同条件时的酸性: $\text{HF} > \text{HClO}$
判断酸与盐能否反应(强酸制弱酸)	$K_{\text{a1}}(\text{H}_2\text{CO}_3) > K_a(\text{HClO})$ ; $\text{Ca}(\text{ClO})_2 + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{CaCO}_3 \downarrow + 2\text{HClO}$
判断溶液中粒子浓度比值的变化	向 $\text{NH}_4\text{Cl}$ 溶液中加水稀释时, $\frac{c(\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}) \cdot c(\text{H}^+)}{c(\text{NH}_4^+)}$ 的变化: 分子、分母同时乘以 $c(\text{OH}^-)$ , 可得 $\frac{K_w}{K_b(\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O})}$ , 该比值只与温度有关, 温度不变, 比值不变
判断盐溶液的酸性(或碱性)强弱	$K_a(\text{HF}) > K_a(\text{CH}_3\text{COOH})$ ; 盐所对应的酸(或碱)越弱, 盐的水解程度越大, 盐溶液的碱(或酸)性越强; 同浓度时, 溶液的碱性: $\text{NaF} < \text{CH}_3\text{COONa}$
判断酸式盐电离程度和水解程度的相对大小	如 $\text{H}_2\text{CO}_3$ 的 $K_{\text{a1}} = 4.5 \times 10^{-7}$ 、 $K_{\text{a2}} = 4.7 \times 10^{-11}$ , 由于 $K_{\text{a2}} < \frac{K_w}{K_{\text{a1}}}$ (即 $K_{\text{h2}}$ ), $\text{HCO}_3^-$ 的水解程度大于电离程度, 故 $\text{NaHCO}_3$ 溶液呈碱性

### (3) 影响电离平衡的因素(外因)

浓度: 向弱电解质溶液中加水稀释, 电离平衡向电离方向移动, 电离程度增大(越稀越电离)。

温度: 弱电解质的电离一般是吸热过程, 升高温度, 电离平衡向电离方向移动, 电离程度增大。

## 6 溶液的 pH 及测定方法

定义	$\text{pH} = -\lg c(\text{H}^+)$
意义	粗略表示稀溶液酸碱性的强弱
范围	一般在 0~14 之间
规律	$c(\text{OH}^-)/(\text{mol/L})$ $10^{-14}$ $10^{-7}$ 1 $c(\text{H}^+)/(\text{mol/L})$ 1 $10^{-7}$ $10^{-14}$ 
测定方法	把一小片干燥 pH 试纸放在表面皿或玻璃片上, 用洁净的玻璃棒蘸取溶液点在 pH 试纸中心, 变色后, 与标准比色卡对照即可读出溶液的 pH
特别提醒	只能测稀溶液的 pH。使用 pH 试纸测溶液的 pH 时, 试纸不能用蒸馏水润湿, 否则会将溶液进行稀释, 记录的数据只能是整数; 若需精确测定溶液的 pH, 则应使用 pH 计; 若测具有漂白性的溶液(如氯水、 $\text{NaClO}$ 溶液)的 pH, 则不能使用 pH 试纸, 应改用 pH 计

pH试纸分为广范pH试纸和精密pH试纸两种。广范pH试纸的测量范围为1~14，但测量精度不高；精密pH试纸的测量范围较窄，但测量精度比广范pH试纸高。

## 7 中和滴定

### (1) 滴定管

一般来说，酸式滴定管用于盛放酸性、中性或强氧化性溶液，碱式滴定管用于盛放碱性溶液。还有一种既能盛放酸性溶液又能盛放碱性溶液的滴定管，它的活塞由聚四氟乙烯制成，既耐酸又耐碱。若溶液中的物质见光易分解，则可用棕色滴定管盛放。

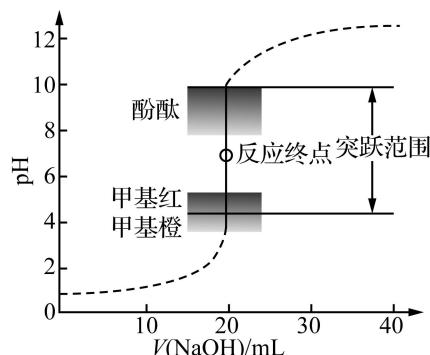
### (2) 滴定原理

$$c_{\text{测}} = \frac{c_{\text{标}} \cdot V_{\text{标}}}{V_{\text{测}}}$$

以向20.00 mL 0.100 0 mol/L(含有酚酞的)稀盐酸中滴加0.100 0 mol/L NaOH溶液为例，接近终点时，改为每次滴加半滴碱溶液，当加入半滴碱溶液后溶液恰好出现浅红色且半分钟内不变色，则达到滴定终点，记录滴定管液面读数。

**【提示】**滴定终点的判断方法：强调“半滴”“半分钟”“恰好”。

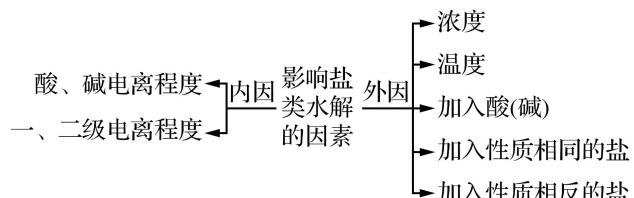
### (3) 滴定曲线



**【提示】**①酸性越弱， $K_a$ 越小，滴定突跃范围就越小；②关注起点、终点、最后阶段的pH，可确定酸碱性的强弱。

## 8 盐类水解

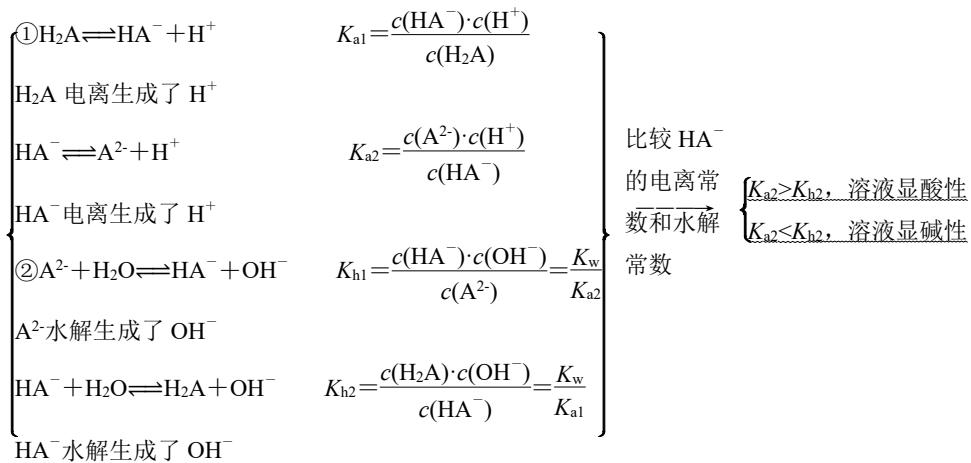
### (1) 盐类水解的影响因素



有弱才水解，无弱不水解，越弱越水解，都弱都水解，谁强显谁性。

## (2) 酸式盐的酸碱性判断

已知：常温下， $\text{H}_2\text{A}$  的电离平衡常数为  $K_{\text{a}1}$ 、 $K_{\text{a}2}$ 。



## (3) 盐类水解的应用

①在实验室配制氯化铁溶液时，先将氯化铁溶于盐酸，再加水稀释，增加溶液中 H<sup>+</sup> 的浓度以抑制 Fe<sup>3+</sup> 的水解；制备氢氧化铁胶体时，向沸水中滴加氯化铁溶液，持续加热保持沸腾以促进铁离子的水解。

②人们常将纯碱溶于热水中清洗油污，通过升高温度促进 CO<sub>3</sub><sup>2-</sup> 水解以增强溶液的碱性，增强去污效果。

③在明矾净水过程中，除了加入明矾外，人们往往再加入少量碳酸氢钠，这样可以促进氢氧化铝的生成，从而增强明矾的净水能力。

④铵态氮肥不宜与含碳酸钾的草木灰混合使用，避免发生水解而导致铵态氮肥肥效减弱。工业上制取无水氯化镁时不宜采用直接加热氯化镁溶液的方法，而选择将氯化镁溶液置于氯化氢气流中加热脱水，以防止氯化镁水解。

## 9 沉淀溶解平衡

### (1) 溶度积( $K_{\text{sp}}$ )和离子积( $Q$ )

以  $\text{A}_m\text{B}_n(\text{s}) \rightleftharpoons m\text{A}^{n+}(\text{aq}) + n\text{B}^{m-}(\text{aq})$  为例

	溶度积 $K_{\text{sp}}$	离子积 $Q$
概念	沉淀溶解平衡常数	溶液中有关离子浓度幂的乘积
特点	$K_{\text{sp}} = c^m(\text{A}^{n+}) \cdot c^n(\text{B}^{m-})$ 式子中的浓度是平衡时的浓度	$Q = c^m(\text{A}^{n+}) \cdot c^n(\text{B}^{m-})$ 式子中的浓度是任意时刻的浓度
应用	$Q = K_{\text{sp}}$ , 该溶液是饱和溶液 $Q < K_{\text{sp}}$ , 该溶液是不饱和溶液 $Q > K_{\text{sp}}$ , 溶液处于过饱和状态, 析出沉淀	
备注	$K_{\text{sp}}$ 的影响因素 ①内因: 物质本身的性质 ②外因: 仅与温度有关, 与浓度、压强等无关	

## (2) 溶度积的意义

①利用  $K_{sp}$  判断离子沉淀的先后顺序

**例 1** 已知：常温时， $\text{AgCl}$ 、 $\text{AgBr}$ 、 $\text{AgI}$  的  $K_{sp}$  分别为  $1.8 \times 10^{-10}$ 、 $5.4 \times 10^{-13}$ 、 $8.5 \times 10^{-17}$ 。将  $0.001 \text{ mol/L}$   $\text{AgNO}_3$  溶液分别滴入浓度均为  $0.001 \text{ mol/L}$  的  $\text{KCl}$ 、 $\text{KBr}$ 、 $\text{KI}$  溶液中，先后沉淀的物质分别是\_\_\_\_\_。

②利用  $K_{sp}$  求混合溶液中离子浓度比值

**例 2** 向含有  $\text{Ca}^{2+}$ 、 $\text{Mg}^{2+}$  的某  $\text{MnSO}_4$  溶液( $\text{pH}$  约为 5)中加入  $\text{NH}_4\text{F}$  溶液，使溶液中的  $\text{Ca}^{2+}$ 、 $\text{Mg}^{2+}$  形成氟化物沉淀。若沉淀后上层清液中  $c(\text{F}^-) = 0.05 \text{ mol/L}$ ，则  $\frac{c(\text{Ca}^{2+})}{c(\text{Mg}^{2+})} = \text{_____}$  [ $K_{sp}(\text{MgF}_2) = 5 \times 10^{-11}$ ,  $K_{sp}(\text{CaF}_2) = 5 \times 10^{-9}$ ]。

③利用  $K_{sp}$  计算溶液  $\text{pH}$ (或沉淀离子的  $\text{pH}$  范围)

**例 3** 已知：室温下， $K_{sp}[\text{Fe}(\text{OH})_3] = 1 \times 10^{-37.4}$ 、 $K_{sp}[\text{Mn}(\text{OH})_2] = 2 \times 10^{-13}$ ，某  $c(\text{Mn}^{2+}) = 0.2 \text{ mol/L}$  的溶液中含有一定量的  $\text{Fe}^{3+}$ ，欲使溶液中  $c(\text{Fe}^{3+}) < 10^{-5} \text{ mol/L}$ ，需控制溶液  $\text{pH}$  的范围是\_\_\_\_\_。

④利用  $K_{sp}$  求化学平衡常数  $K$

**例 4** 已知：常温时， $K_{sp}(\text{FeS}) = 6.5 \times 10^{-18}$ ， $\text{H}_2\text{S}$  电离常数分别为  $K_{a1} = 1.1 \times 10^{-7}$ 、 $K_{a2} = 1.3 \times 10^{-13}$ 。在弱酸性溶液中， $\text{FeS}(\text{s}) + \text{H}^+(\text{aq}) \rightleftharpoons \text{Fe}^{2+}(\text{aq}) + \text{HS}^-(\text{aq})$  的平衡常数  $K = \text{_____}$ 。

**【答案】** 例 1  $\text{AgI}$ 、 $\text{AgBr}$ 、 $\text{AgCl}$  例 2 100

例 3 3.2~8.0 例 4  $5 \times 10^{-5}$

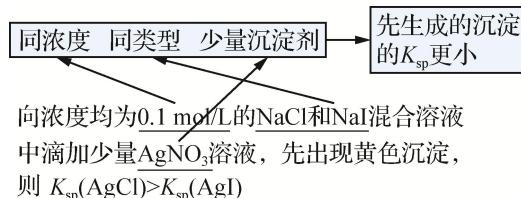
### (3) 沉淀的转化

①难溶的物质转化为更难溶的物质较易实现。

②  $K_{sp}$  相差不大时， $K_{sp}$  小的物质可以转化为  $K_{sp}$  大的物质。如  $K_{sp}(\text{BaCO}_3) = 5.1 \times 10^{-9} > K_{sp}(\text{BaSO}_4) = 1.1 \times 10^{-10}$ ，通过增大  $\text{CO}_3^{2-}$  的浓度(如使用饱和  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  溶液)，可以实现  $\text{BaSO}_4(\text{s}) + \text{CO}_3^{2-}(\text{aq}) \rightleftharpoons \text{BaCO}_3(\text{s}) + \text{SO}_4^{2-}(\text{aq})$ 。

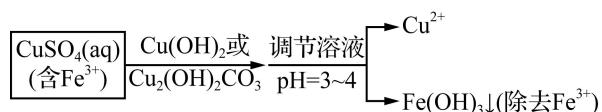
③  $K_{sp}$  相差很大时， $K_{sp}$  小的物质不能转化为  $K_{sp}$  大的物质。

④  $K_{sp}$  比较



### (4) 溶度积的应用

在无机化合物制备与提纯、废水处理等领域中，常利用生成沉淀的方法分离或除去某些离子。例如，除去  $\text{CuSO}_4$  溶液中混有的少量  $\text{Fe}^{3+}$ ：



## 10 原电池

### (1) 工作原理

装置图	<p>图 1</p> <p>图 2</p>
构成条件	<p>①两种不同活性的电极(燃料电池两极都为石墨电极); ②电解质溶液或熔融电解质; ③形成闭合回路</p>
工作原理	<p>1. 电极反应式(图 2 装置)</p> <p>负极(氧化反应): <math>\text{Zn} - 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Zn}^{2+}</math>。</p> <p>正极(还原反应): <math>\text{Cu}^{2+} + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Cu}</math>。</p> <p>总反应: <math>\text{Zn} + \text{Cu}^{2+} \rightleftharpoons \text{Cu} + \text{Zn}^{2+}</math>。</p> <p>2. 盐桥(装有琼脂和饱和 KCl 溶液)作用及离子移向</p> <p>(1) 连接内电路形成闭合回路。</p> <p>(2) 平衡电荷, 盐桥中 <math>\text{K}^+</math> 向正极移动, <math>\text{Cl}^-</math> 向负极移动。</p> <p>(3) 减少能量损耗。</p> <p>3. 三个流向</p> <p>(1) 外电路电子的流向: 电子由负极出发经导线流向正极(电子不入水)。</p> <p>(2) 溶液中离子的流向(正正负负): 阳离子向正极迁移; 阴离子向负极迁移。</p> <p>(3) 电流流向: 电流由正极出发经导线流向负极, 再由负极出发经溶液流向正极, 形成闭合回路</p>

### (2) 化学电源——铅酸蓄电池

铅酸蓄 电池		<p>(1) 放电(如图 1)是原电池原理</p> <p>负极材料: Pb</p> <p>负极反应: <math>\text{Pb} - 2\text{e}^- + \text{SO}_4^{2-} \rightleftharpoons \text{PbSO}_4</math></p> <p>正极材料: PbO<sub>2</sub></p> <p>正极反应: <math>\text{PbO}_2 + 2\text{e}^- + \text{SO}_4^{2-} + 4\text{H}^+ \rightleftharpoons \text{PbSO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}</math></p> <p>总反应: <math>\text{Pb} + \text{PbO}_2 + 2\text{H}_2\text{SO}_4 \rightleftharpoons 2\text{PbSO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}</math></p>
-----------	--	--

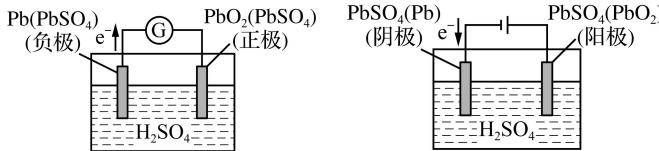
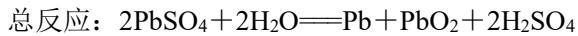
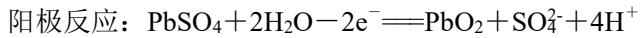
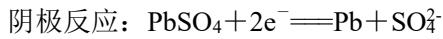


图 1

图 2

(2) 充电(如图 2)是电解池原理, 是原电池的逆反应



### 特别提醒

- ①充电时, 外接电源的负极与电池的负极相连。
- ②放电时, 两极的质量均增大, 溶液 pH 升高。
- ③随着放电反应的进行, 硫酸的浓度不断下降, 密度不断减小, 人们常常根据硫酸密度的大小来判断铅酸蓄电池是否需要充电。

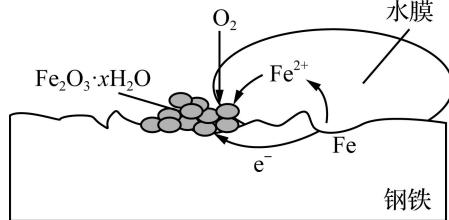
### (3) 电化学腐蚀

#### ①分类

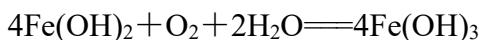
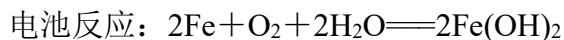
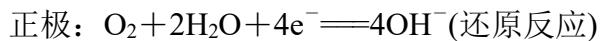
金属	化学腐蚀
腐 蚀	电化学腐蚀
	析氢腐蚀 (酸性环境)
	吸氧腐蚀 (中性或弱酸性环境)

**【提示】** 析氢腐蚀和吸氧腐蚀并不能完全分开, 酸性强的电解质溶液往往发生析氢腐蚀, 随酸性减弱, 析氢腐蚀减弱, 吸氧腐蚀增强, 最终发生吸氧腐蚀。

#### ②钢铁锈蚀



通常情况下, 在潮湿的空气中, 钢铁表面凝结了一层溶解有氧气的水膜, 它与钢铁中的碳和铁形成了原电池。这些微小的原电池遍布钢铁的表面。



$\text{Fe(OH)}_3$  脱去一部分水生成  $\text{Fe}_2\text{O}_3 \cdot x\text{H}_2\text{O}$

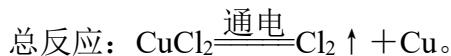
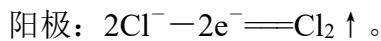
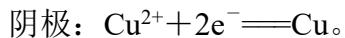
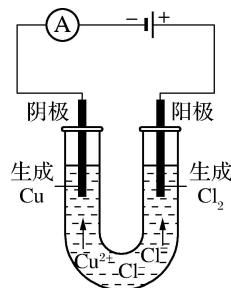
### ③金属防腐

利用原电池原理保护金属的一种方法是牺牲阳极法(定义:失去电子的一极为阳极)。该方法是将被保护金属与比其更活泼的金属连接在一起,更活泼的金属(如镁、锌等)作阳极(负极),在不断被腐蚀后定期更换,而作为阴极(正极)的金属就不易被腐蚀而得到保护。此法常用于保护海轮外壳及石油管道等。

采用外加电流法防止金属腐蚀。例如,将被保护的钢铁设备作为阴极,另加惰性电极作为阳极,两者都处在电解质溶液(如海水)中,接上外加直流电源。通电后,电子流向被保护的钢铁设备,在钢铁表面积累了大量的负电荷,从而抑制钢铁失去电子,阻止钢铁被腐蚀。外加电流法主要用于防止土壤、海水及河水中金属设备的腐蚀。

## 11 电解池

### (1) 工作原理(以用惰性电极电解 $\text{CuCl}_2$ 溶液为例)

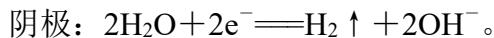
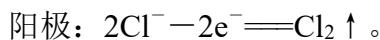
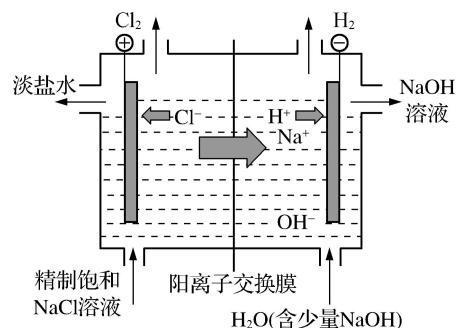


电子流向: 阳极  $\rightarrow$  正极, 负极  $\rightarrow$  阴极。

离子迁移方向: 阴离子移向阳极, 阳离子移向阴极。

### (2) 氯碱工业

#### 离子交换膜法电解饱和食盐水原理示意图



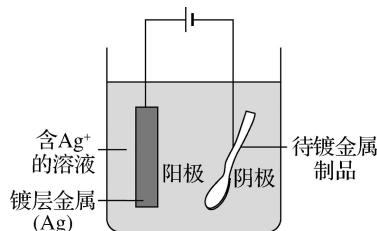
**【注意】** 电解所用的食盐水要精制。

阳离子交换膜的作用：

- ①避免  $H_2$  和  $Cl_2$  混合引起爆炸；
- ②避免  $Cl_2$  和  $NaOH$  反应，提高碱的纯度；
- ③平衡电荷，保持电解池中两极区电荷的平衡。

阴极室加入  $NaOH$  稀溶液的作用：增强导电性且不引入杂质。

### (3) 电镀(以电镀银为例)



电极反应式：



电镀结果：电镀液中  $c(Ag^+)$  不变，阳极金属减轻的质量等于阴极金属增加的质量。

## 回归 4 物质结构与性质

### 1 原子结构

#### (1) 核素( $\text{A}X$ )

$\text{A}X$  中,  $A$  为质量数,  $Z$  为质子数。

质量数( $A$ )=质子数( $Z$ )+中子数( $N$ )。

原子中, 质子数=核电荷数=核外电子数=原子序数。

#### (2) 原子核外电子排布

排布规律

##### a. 构造原理

以光谱学事实为基础, 从氢开始, 随核电荷数递增, 新增电子填入能级的顺序称为构造原理, 构造原理中电子按“ $3p \rightarrow 4s \rightarrow 3d$ ”顺序填充的现象被称为能级交错。构造原理是被理想化了的, 如 Cr、Cu 的最后两个能级的电子排布分别为  $3d^54s^1$  和  $3d^{10}4s^1$ , 并不符合构造原理。

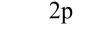
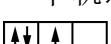
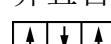
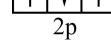
##### b. 泡利原理

在一个原子轨道里, 最多只能容纳 2 个电子, 且它们的自旋状态相反。如  $2s^2$

可表示为   , 不可表示为   。

##### c. 洪特规则

当电子排布在同一能级的不同轨道时, 基态原子中的电子总是优先单独占据

一个轨道, 并且自旋方向相同。如  $2p^3$  的电子排布图为    , 不能表示为   或   。

##### d. 能量最低原理

原子的电子排布遵循构造原理, 能使整个原子的能量处于最低状态, 简称能量最低原理。当相邻能级能量相差不太大时, 有 1~2 个电子占据能量稍高的能级可能反而降低了电子排斥能而使整个原子能量最低(如所有副族元素的基态原子)。

### 特别提醒

①会书写 1~36 号元素原子和离子的电子排布式、原子价电子排布式。②电子从能量较高的轨道跃迁到能量较低的轨道时, 将释放出能量。我们在日常生活中看到的霓虹灯光、激光、焰火等, 都与原子核外电子跃迁释放能量有关。

## 2 同周期、同主族元素性质的递变规律

内容		同周期主族元素 (从左到右)	同主族元素 (从上到下)
原子结构	核电荷数	逐渐增大	逐渐增大
	电子层数	相等	逐渐增多
	原子半径	逐渐减小	逐渐增大
	离子半径	阳离子逐渐减小 阴离子逐渐减小 $r(\text{阳离子}) < r(\text{阴离子})$	逐渐增大
元素性质	主要化合价 (O、F 除外)	最高正价: +1 → +7 最低负价: -4 → -1	最高正价=主族序数
	金属性	逐渐减弱	逐渐增强
	非金属性	逐渐增强	逐渐减弱
	第一电离能	总体呈现增大的趋势, 但 II A 族和 V A 族反常地高	逐渐减小
化合物性质	电负性	逐渐增强	逐渐减弱
	最高价氧化物 对应的水化物	酸性增强 碱性减弱	酸性减弱 碱性增强
	简单气态氢化物 的热稳定性	增强	减弱

(1) 通常情况下, 当原子核外电子排布在能量相等的轨道上形成半充满( $p^3$ 、 $d^5$ 、 $f^7$ )结构时, 原子的能量较低, 该元素具有较大的第一电离能。例如, P 的外围电子排布为  $3s^23p^3$ , p 轨道处于半充满状态, 比较稳定, 电离能较高。第一电离能  $\text{Be} > \text{B} > \text{Mg} > \text{Al}$  的原因: B、Al 的第一电离能失去的电子是  $np$  能级的, 该能级电子的能量比左边 Be、Mg 失去的  $ns$  能级电子的高, 电离能较低。

### (2) 对角线规则

在元素周期表中, 某些主族元素与右下方的主族元素的有些性质是相似的, 如图所示。

Li	Be	B	
	Mg	Al	Si

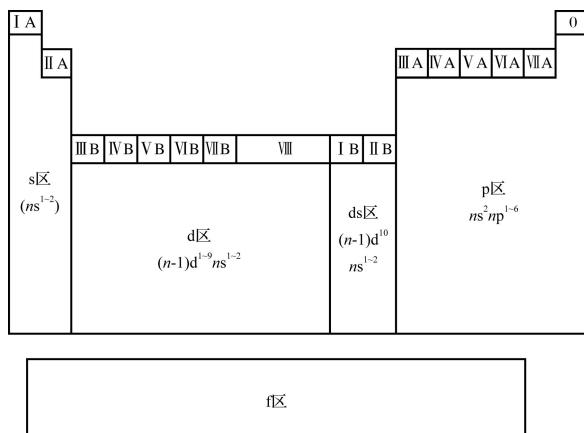
### (3) 元素常见化合价

①元素最高正价=原子核外最外层电子数(O、F 除外, F 无正价, O 一般无正价, 特殊:  $\text{OF}_2$ )。

②非金属元素的最低负化合价=原子核外最外层电子数-8(H 除外); 最高正化合价+|最低负化合价|=8(H、B 除外)。

正、负  
③化合价=代数和  
 $\begin{cases} 6: \text{VIIA族}(+7, -1) \\ 4: \text{VIA族}(+6, -2) \\ 2: \text{VA族}(+5, -3) \\ 0: \text{IVA族}(+4, -4) \text{或 H(+1, -1)} \end{cases}$

(4) 根据元素原子的外围电子排布的特征，可将元素周期表分成五个区域：s区、p区、d区、ds区和f区，



(5) 有机化合物  $\text{CH}_3\text{I}$  和  $\text{CF}_3\text{I}$  发生水解时的主要反应分别是： $\text{CH}_3\text{I} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{CH}_3\text{OH} + \text{HI}$  和  $\text{CF}_3\text{I} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{CF}_3\text{H} + \text{HIO}$ 。从电负性的角度分析，为什么  $\text{CF}_3\text{I}$  水解的产物不是  $\text{HI}$ ?

**【答案】** 电负性  $\text{F} > \text{I} > \text{H}$ ，导致  $\text{CF}_3\text{I}$  中 C—I 的共用电子对偏离 I，I 显一定的正电性，故  $\text{CF}_3\text{I}$  水解时，生成  $\text{CF}_3\text{H}$  和  $\text{HIO}$ 。

### 3 化学键

#### (1) 共价键和离子键

化学键	离子键	共价键
成键微粒	阴、阳离子	原子
成键本质	静电作用	共用电子对
成键元素	一般是活泼金属元素和活泼非金属元素	一般是非金属元素
存在	离子化合物( $\text{NH}_4\text{Cl}$ 、 $\text{NH}_4\text{NO}_3$ 等铵盐由非金属元素组成，但含有离子键)	共价化合物(如 $\text{CO}_2$ 、 $\text{CH}_4$ )、非金属单质(如 $\text{H}_2$ 、 $\text{O}_2$ )、某些离子化合物(如 $\text{NaOH}$ 、 $\text{Na}_2\text{O}_2$ )

#### (2) 共价键分类

依据		类型
按成键方式	$\sigma$ 键	原子轨道“头碰头”重叠
	$\pi$ 键	原子轨道“肩并肩”重叠
按成键过程	一般共价键	成键时两个原子各自提供 1 个未成对电子形成的共价键
	配位键	“电子对给予—接受”键

按电子偏向	极性键	共用电子对发生偏移
	非极性键	共用电子对不发生偏移
按原子间共用电子对的数目	单键(1个σ键)	原子间有1个共用电子对
	双键(1个σ键和1个π键)	原子间有2个共用电子对
	三键(1个σ键和2个π键)	原子间有3个共用电子对

### (3) 电负性差值

离子键的百分数是依据电负性的差值计算出来的，电负性差值越大，离子键的百分数越大。一般认为，两种成键元素的电负性差值大于1.7时形成离子键，电负性差值小于1.7时形成共价键。

## 4 常见分子(或离子)的空间结构

### (1) 价电子对数

#### ①方法一

$$\begin{aligned} \text{价层电子对数} &= \boxed{\sigma \text{键数}} + \boxed{\text{中心原子上的孤电子对数}} = \boxed{\frac{1}{2}(a-bx)} \\ &\downarrow \\ \sigma \text{键数} + \text{孤电子对数} \end{aligned}$$

#### ②方法二

$\text{AB}_m$ 型分子的价电子对计算方法

对于  $\text{AB}_m$ 型分子(A是中心原子，B是配位原子)，分子的价电子对数可以通过下式确定：

$$n = \frac{\text{中心原子的价电子数} + \text{每个配位原子提供的价电子数} \times m}{2}$$

其中，中心原子的价电子数等于中心原子的最外层电子数，配位原子中卤素原子、氢原子提供1个价电子，氧原子和硫原子按不提供价电子计算。

### (2) 中心原子杂化类型的判断

#### ①根据中心原子价层电子对数判断

中心原子的价层电子对数依次为4、3、2，杂化类型依次为  $\text{sp}^3$ 、 $\text{sp}^2$ 、 $\text{sp}$ 。

#### ②根据“杂化轨道数 = $\sigma$ 键数 + 孤电子对数”判断

C: 2个 $\sigma$ 键—— $\text{sp}$ ，3个 $\sigma$ 键—— $\text{sp}^2$ ，4个 $\sigma$ 键—— $\text{sp}^3$ 。

如  $\text{CH}_3\text{CH}_3$ 中的碳原子采取  $\text{sp}^3$ 杂化；乙烯和甲醛中的碳原子采取  $\text{sp}^2$ 杂化；苯环中的碳原子采取  $\text{sp}^2$ 杂化；乙炔分子中碳原子采取  $\text{sp}$ 杂化。

N: 2个 $\sigma$ 键—— $\text{sp}^2$ ，3个 $\sigma$ 键—— $\text{sp}^3$ 。

如 H—N=N—H 中 N 形成 2 个 $\sigma$ 键，还有 1 个孤电子对，N 原子采取  $\text{sp}^2$ 杂化。

O(S): 2个 $\sigma$ 键—— $\text{sp}^3$ 。

如  $\text{H}_2\text{O}_2$ 的分子结构式为 H—O—O—H，O 形成 2 个 $\sigma$ 键，还有 2 个孤电子对，

O 原子采取  $sp^3$  杂化。

### (3) 杂化轨道与分子空间结构的关系

杂化类型	杂化轨道数目	杂化轨道间夹角	空间结构	实例
$sp$	2	$180^\circ$	直线形	$BeCl_2$
$sp^2$	3	$120^\circ$	平面三角形	$BF_3$
$sp^3$	4	$109^\circ 28'$	正四面体形	$CH_4$

### (4) 分子(或离子)的空间结构分析示例

示例	中心原子杂化方式	分子(或离子)空间结构名称
$CH_4$ 、 $NH_4^+$ 、 $PO_4^{3-}$ 、 $SO_4^{2-}$ 、 $AlH_4^-$	$sp^3$	正四面体形
$SiHCl_3$ 、 $CH_3Br$		四面体形
$NH_3$ 、 $H_3O^+$ 、 $PCl_3$ 、 $PO_3^{3-}$ 、 $ClO_3^-$		三角锥形
$H_2O$ 、 $NH_2^-$		V 形
$HCHO$ 、 $SO_3$ 、 $NO_3^-$ 、 $CO_3^{2-}$	$sp^2$	平面三角形
$SO_2$ 、 $O_3$ 、 $NO_2^-$		V 形
$C_2H_2$ 、 $BeCl_2$ 、 $CO_2$ 、 $HCN$	$sp$	直线形

### (5) 影响键角大小的因素

#### ①杂化类型不同

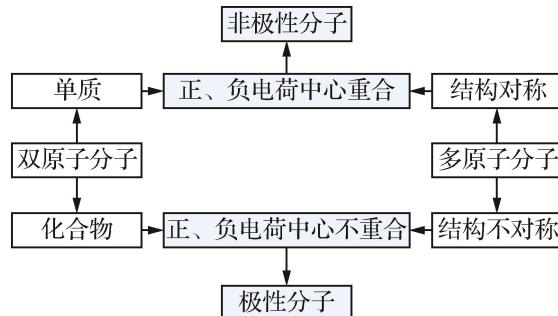
键角(中心原子):  $sp^3$  杂化  $< sp^2$  杂化  $< sp$  杂化。如  $CH_4$ 、 $BF_3$ 、 $CO_2$ , 中心原子分别采取  $sp^3$ 、 $sp^2$  和  $sp$  杂化, 对应的键角分别为  $109^\circ 28'$ 、 $120^\circ$ 、 $180^\circ$ 。

#### ②杂化类型相同

- a. 孤电子对数越多, 键角越小, 如键角:  $H_2O < NH_3 < CH_4$ 。
- b. 孤电子对数相同, 中心原子电负性越大, 键角越大, 如键角:  $H_2O > H_2S$ 。
- c. 孤电子对数相同, 配位原子电负性越大, 键角越小, 如键角  $NF_3 < NCl_3$ 。

### (6) 分子的极性

#### ①非极性分子与极性分子的判断



#### ②键的极性与分子极性

分子类型	典型分子	键的极性	空间结构	分子极性
三原子分子	$H_2O$ 、 $H_2S$ 、 $SO_2$	极性键	V 形	极性分子
	$CS_2$ 、 $CO_2$	极性键	直线形	非极性分子
四原子	$NH_3$	极性键	三角锥形	极性分子

分子	BF <sub>3</sub> 、SO <sub>3</sub>	极性键	平面正三角形	非极性分子
	P <sub>4</sub>	非极性键	正四面体形	非极性分子
五原子分子	CH <sub>3</sub> Cl	极性键	四面体形	极性分子
	CH <sub>4</sub> 、CCl <sub>4</sub>	极性键	正四面体形	非极性分子

## 5 分子间作用力

### (1) 范德华力及其对物质性质的影响

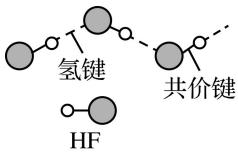
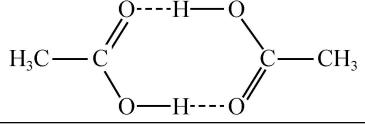
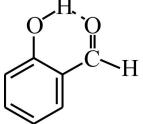
组成和结构相似的物质，随着相对分子质量的增加，物质的熔、沸点升高。

如熔、沸点：F<sub>2</sub><Cl<sub>2</sub><Br<sub>2</sub><I<sub>2</sub>、CF<sub>4</sub><CCl<sub>4</sub><CBr<sub>4</sub>。

### (2) 氢键及其对物质性质的影响

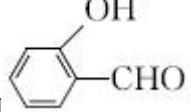
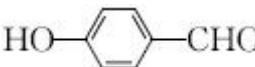
#### ① 氢键表示方法

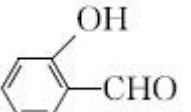
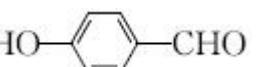
X—H…Y(X、Y 为 N、O、F 原子，可以相同，也可以不同)。

	HF 分子间的氢键
	乙酸以分子间氢键缔合成的二聚体结构
	邻羟基苯甲醛分子内形成了氢键

#### ② 氢键对物质物理性质的影响

分子间氢键的存在使物质有较高的熔、沸点，分子内氢键的存在使物质熔、

沸点降低。如  可以形成分子内氢键， 不可能形成

分子内氢键，只能形成分子间氢键，因此， 的沸点低于 。

某分子与水分子之间形成了氢键，使得该物质易溶于水。如 NH<sub>3</sub>、C<sub>2</sub>H<sub>5</sub>OH、CH<sub>3</sub>COOH、H<sub>2</sub>O<sub>2</sub> 等易溶于水。

形成的分子间氢键数目越多、强度越大(元素电负性越强，氢键强度越大)，则物质的熔、沸点越高。

#### ③ 解释一些特殊现象。

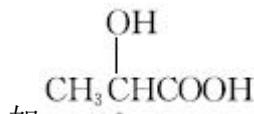
接近水的沸点时，水蒸气的相对分子质量测定值比按化学式 H<sub>2</sub>O 计算出来的

相对分子质量大一些(解释:接近水的沸点的蒸气中存在一定量的水分子因氢键而相互结合,形成缔合分子)。

HF分子的相对分子质量测定结果比理论值偏大(解释:HF分子间通过氢键形成缔合分子,使测定结果偏大)。

## 6 手性碳原子

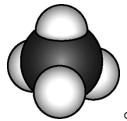
有机物分子中,连有4个不同原子或原子团的碳原子是手性碳原子。



如分子中,标“\*”碳原子为手性碳原子。有手性异构体的分子是手性分子,存在对映异构现象。

## 7 化学用语

### (1) 两种模型



①空间填充模型:如甲烷。



### (2) 四种符号

①元素符号:O、Na等。

②离子符号:Al<sup>3+</sup>、SO<sub>4</sub><sup>2-</sup>等。

③核素符号:<sup>1</sup>H、<sup>235</sup>U等。

④化合价符号:Al<sub>2</sub>O<sub>3</sub>、H<sub>2</sub>S等。

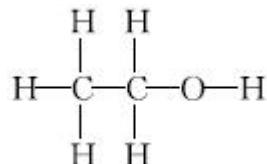
### (3) 十种图式

①化学式:KAl(SO<sub>4</sub>)<sub>2</sub>·12H<sub>2</sub>O、SiO<sub>2</sub>等。

②分子式:NH<sub>3</sub>、C<sub>6</sub>H<sub>12</sub>O<sub>6</sub>等。

③最简式(实验式):CH<sub>2</sub>、CH<sub>2</sub>O等。

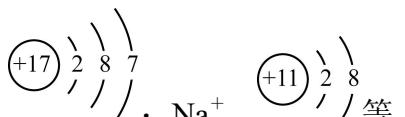
④电子式:Ca<sup>2+</sup>[:C: :C:]<sup>2-</sup>、[:N: :N:]等。



⑤结构式: H—O—Cl等。

⑥结构简式:CH<sub>2</sub>=CH<sub>2</sub>、CH<sub>3</sub>COOH等。

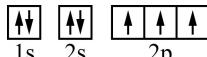
⑦键线式: 、等。

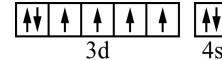


⑧结构示意图:Cl<sup>-</sup>、Na<sup>+</sup>等。

⑨电子排布式： $_{29}\text{Cu}$   $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^1$  或  $[\text{Ar}]3d^{10} 4s^1$ 。

⑩电子排布图(轨道表示式):

基态 N 原子核外电子排布图：;

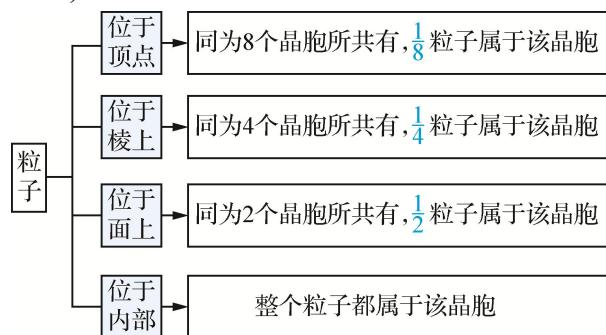
基态 Fe 原子的价层电子排布图：。

### 特别提醒

- a. 分子晶体的化学式可表示分子式，如  $\text{C}_6\text{H}_6$ 、 $\text{H}_2\text{O}_2$  等。
- b. 书写结构简式一定要突出官能团，如乙烯的结构简式不能写成  $\text{CH}_2\text{CH}_2$ 。
- c. 书写官能团时不能忽视“—”，如将羧基( $-\text{COOH}$ )错写成  $\text{COOH}$ 。官能团的书写方向变化时，原子的书写顺序要随之变化，如醛基可写成  $-\text{CHO}$  或  $\text{OHC}-$ ，但不能写成  $\text{HOC}-$ ；硝基可写成  $-\text{NO}_2$  或  $\text{O}_2\text{N}-$ ，但不能写成  $\text{NO}_2-$ 。

## 8 晶体微粒数计算

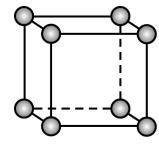
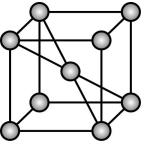
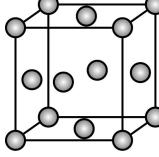
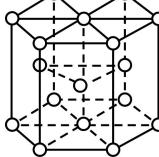
### (1) 长方体(含立方体)晶胞中微粒数计算



### (2) 晶胞中粒子配位数的计算

一个粒子周围最邻近的粒子的数目称为配位数。

①晶体中原子(或分子)的配位数：若晶体中的微粒为同种原子或同种分子，则某原子(或分子)的配位数指的是该原子(或分子)等距离且紧邻的原子(或分子)的数目。常见晶胞的配位数如表：

晶胞				
配位数	6	8	12	12

②离子晶体的配位数：指一个离子周围等距离且紧邻的异种电性离子的数目。

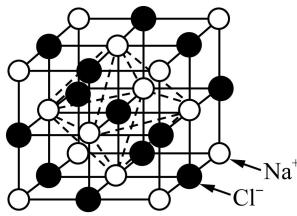


图 1 (NaCl 晶胞)

a. NaCl 晶体中,  $\text{Cl}^-$  的配位数指的是每个  $\text{Cl}^-$  周围等距离且紧邻的  $\text{Na}^+$  的个数,  $\text{Na}^+$  的配位数指的是每个  $\text{Na}^+$  周围等距离且紧邻的  $\text{Cl}^-$  的个数。由图 1 可知,  $\text{Cl}^-$  的配位数为 6, 6 个  $\text{Na}^+$  所围成的图形为正八面体。 $\text{Na}^+$  的配位数也为 6。

b. 由图 2 可知,  $\text{CaF}_2$  晶胞内白球共有 8 个, 由均摊法知, 黑球共有 4 个, 说明黑球是  $\text{Ca}^{2+}$ , 白球是  $\text{F}^-$ 。与  $\text{F}^-$  等距离且紧邻的  $\text{Ca}^{2+}$  有 4 个,  $\text{F}^-$  的配位数为 4, 与  $\text{Ca}^{2+}$  等距离且紧邻的  $\text{F}^-$  有 8 个,  $\text{Ca}^{2+}$  的配位数为 8。

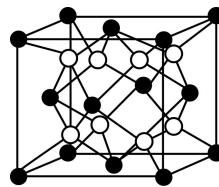


图 2 ( $\text{CaF}_2$  晶胞)

**【提示】** 在晶胞中, 若某种离子的配位数不好判断, 可以判断其他离子配位数, 然后根据与化学式中离子个数比成反比进行换算。如  $\text{CaF}_2$  晶胞中, 容易判断出白球( $\text{F}^-$ )的配位数为 4, 根据配位数与化学式中离子比成反比, 可以得出  $\text{Ca}^{2+}$  的配位数为 8。

## 9 晶体熔、沸点的比较

(1) 不同类型晶体的熔、沸点高低的一般规律:

共价晶体>离子晶体>分子晶体。如熔点:  $\text{SiO}_2 > \text{NaCl} > \text{CO}_2$ 。

(2) 相同类型晶体

①金属晶体: 金属离子半径越小、离子所带电荷数越多, 金属键越强, 熔、沸点越高。如熔点:  $\text{Na} < \text{Mg} < \text{Al}$ 。

②离子晶体: 阴、阳离子所带电荷数越多、离子半径越小, 离子键越强, 熔、沸点越高。如熔点:  $\text{MgO} > \text{NaCl} > \text{KCl}$ 。

③共价晶体: 原子半径越小, 键长越短, 熔、沸点越高。如熔点: 金刚石>碳化硅>硅。

④分子晶体:

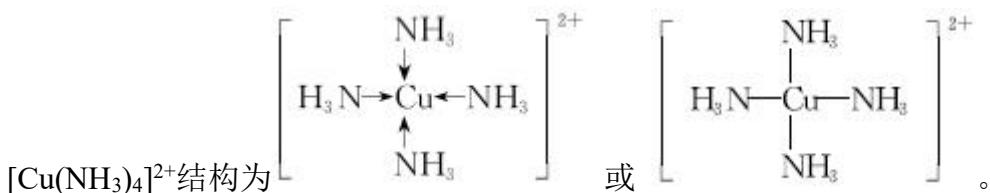
a. 组成和结构相似的分子晶体, 相对分子质量越大, 熔、沸点越高; 具有分子间氢键的分子晶体的熔、沸点反常的高。如沸点:  $\text{GeH}_4 > \text{SiH}_4 > \text{CH}_4$ , 但  $\text{H}_2\text{O} > \text{H}_2\text{Se} > \text{H}_2\text{S}$ ;  $\text{NH}_3 > \text{AsH}_3 > \text{PH}_3$ 、 $\text{HF} > \text{HI} > \text{HBr} > \text{HCl}$ 。

b. 组成和结构不相似的分子晶体(相对分子质量接近), 分子的极性越大, 其熔、沸点越高。如沸点:  $\text{CO} > \text{N}_2$ 。

## 10 配合物

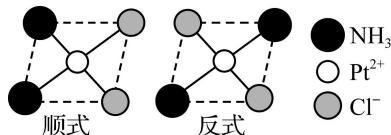
### (1) 配合物构成

通常把金属离子(或原子)与某些分子或离子(称为配体)以配位键结合形成的化合物称为配位化合物, 简称配合物。如 $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]\text{SO}_4$ 中, 中心离子是  $\text{Cu}^{2+}$ , 配位原子是 N, 配体是  $\text{NH}_3$ , 配位数是 4, 外界是  $\text{SO}_4^{2-}$ , 内界是  $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$ ,



### (2) 配合物性质

**例** 在合成  $\text{Pt}(\text{NH}_3)_2\text{Cl}_2$  时, 得到两种配合物 A 和 B, 它们分别是  $\text{Pt}(\text{NH}_3)_2\text{Cl}_2$  的顺、反异构体(如图), 其性质如表所示。



顺式、反式  $\text{Pt}(\text{NH}_3)_2\text{Cl}_2$  的性质差异

配合物	颜色	极性	在水中的溶解性(100 g 水中)	抗癌活性
A	棕黄色	极性	0.257 7 g	有活性
B	淡黄色	非极性	0.036 6 g	无活性

配合物 A 和 B 中, 哪一种是顺式  $\text{Pt}(\text{NH}_3)_2\text{Cl}_2$ , 哪一种是反式  $\text{Pt}(\text{NH}_3)_2\text{Cl}_2$ ?

**【答案】**水为极性分子, 顺式  $\text{Pt}(\text{NH}_3)_2\text{Cl}_2$  为极性分子, 根据相似相溶规则, 其在水中溶解度大, 故 A 为顺式  $\text{Pt}(\text{NH}_3)_2\text{Cl}_2$ 。

## 回归 5 有机化学基础

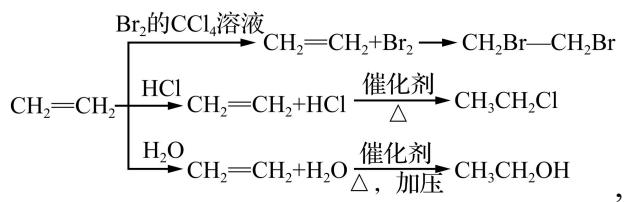
### 1 有机物的分类

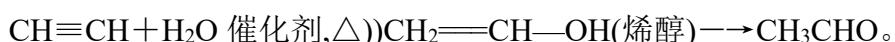
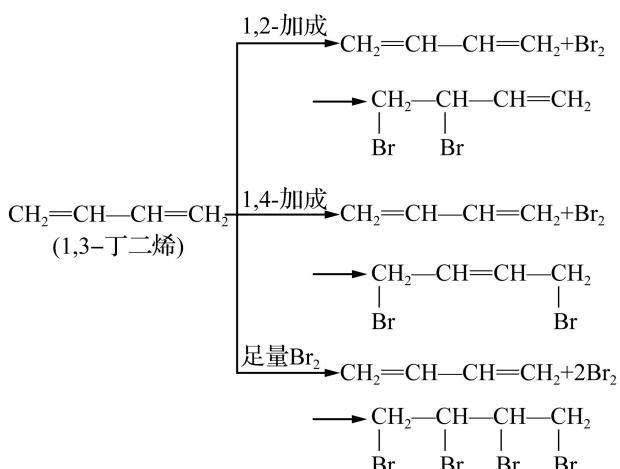
官能团符号	官能团名称	典型有机化合物	物质名称	所属类别
	碳碳双键	$\text{CH}_2=\text{CH}_2$	乙烯	烯
$-\text{C}\equiv\text{C}-$	碳碳三键	$\text{CH}\equiv\text{CH}$	乙炔	炔
	碳卤键 (或卤素原子)	$\text{CH}_3\text{CH}_2-\text{Cl}$	氯乙烷	卤代烃
$-\text{OH}$	羟基	$\text{CH}_3\text{CH}_2-\text{OH}$	乙醇	醇
			苯酚	酚
	醚键	$\text{CH}_3\text{CH}_2-\text{O}-\text{CH}_2\text{CH}_3$	乙醚	醚
	醛基		乙醛	醛
	(酮)羰基		丙酮	酮
	酯基		乙酸乙酯	酯
	羧基		乙酸	羧酸
$-\text{NH}_2$	氨基	$\text{CH}_3-\text{NH}_2$	甲胺	胺
	酰胺基		甲酰胺	酰胺

### 2 有机物的结构与性质

#### (1) 烯烃、炔烃

##### ① 加成反应

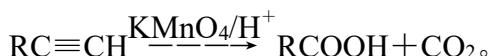
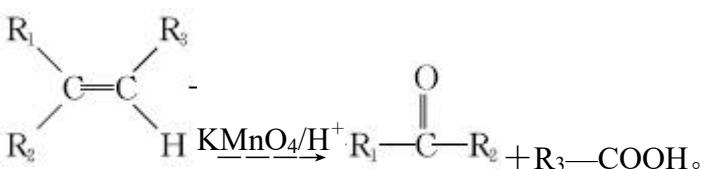
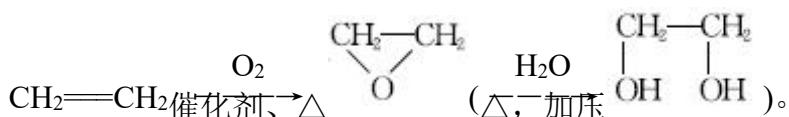




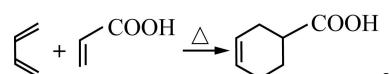
## ②加聚反应



### ③ 氧化反应

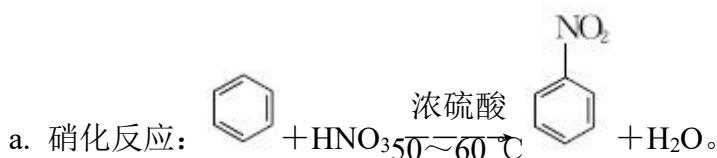


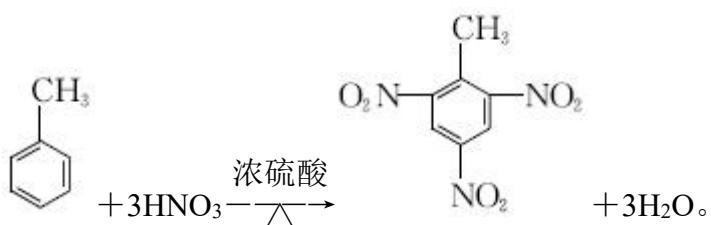
#### ④第尔斯阿尔德反应



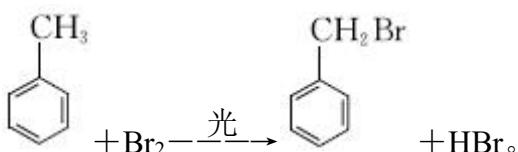
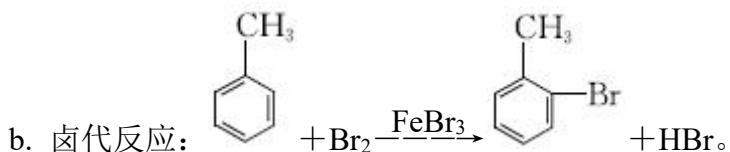
### (2) 芳香烃

### ①取代反应

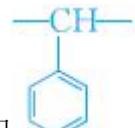
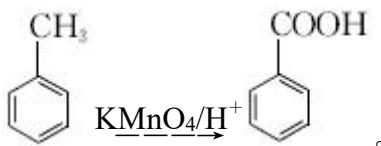




**【提示】** 甲苯中，甲基活化了苯环上邻、对位的氢原子，甲苯与硝酸、卤素等取代时发生在邻、对位上，而且比苯更容易发生取代反应。

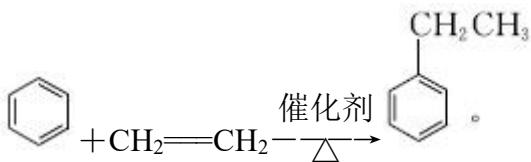
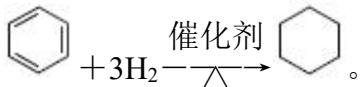


② 氧化反应(苯不能被酸性高锰酸钾溶液氧化)



**【提示】** 与苯环直接相连的 C 原子上有 H 原子(如  )时能被氧化。

③ 加成反应

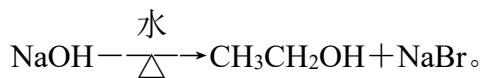


(3) 卤代烃

① 水解反应

反应条件：强碱的水溶液、加热。

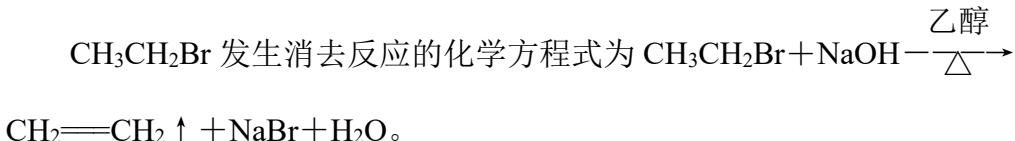
$\text{CH}_3\text{CH}_2\text{Br}$  发生水解反应的化学方程式为  $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{Br} +$



② 消去反应

反应条件: 强碱的醇溶液、加热。

卤代烃结构:  $\beta$ -碳上有氢原子(即有 $\beta$ -H)。

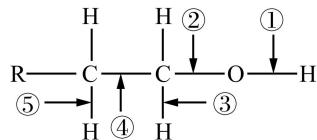


③卤代烃中卤素原子检验

用水解反应、稀硝酸、 $\text{AgNO}_3$ 溶液检验, 消去反应对卤代烃有要求, 并不是所有的卤代烃均能发生消去反应。

检验步骤: a. 取少量卤代烃; b. 加入  $\text{NaOH}$  溶液; c. 加热煮沸(或水浴加热); d. 冷却; e. 加入稀硝酸酸化; f. 加入  $\text{AgNO}_3$  溶液。

#### (4) 醇

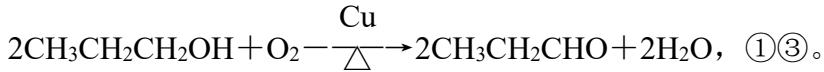


以 1-丙醇为例(指明断键部位)。

a. 与  $\text{Na}$  反应



b. 催化氧化



c. 与  $\text{HBr}$  的取代



d. 消去反应(分子内脱水)



e. 成醚反应(分子间脱水)

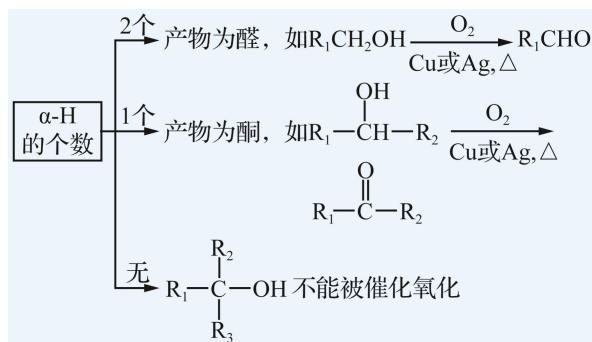


f. 与乙酸的酯化



## 特别提醒

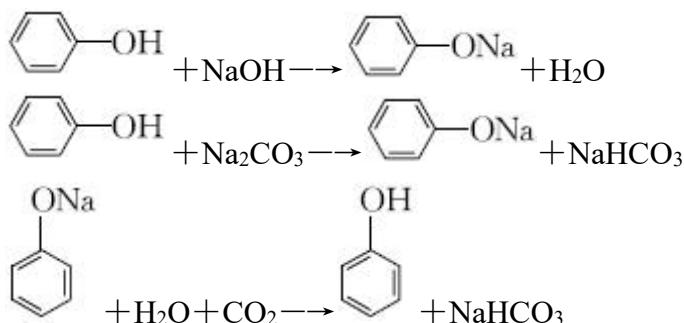
醇能否发生催化氧化及氧化产物类型取决于醇分子中是否有 $\alpha$ -H 及其个数:



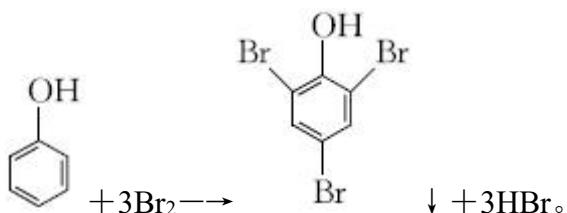
### (5) 芳香族化合物

#### ①弱酸性

苯酚具有弱酸性, 俗称石炭酸。酸性:  $H_2CO_3 > \text{C}_6H_5OH > HCO_3^-$ , 苯酚不能使酸碱指示剂变色。



#### ②与溴水的取代反应



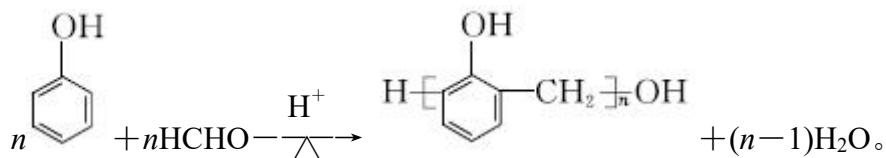
向苯酚溶液中滴入过量浓溴水的现象: 生成白色沉淀。可以用来定量的测定废水中苯酚的含量。

#### ③显色反应

苯酚与  $\text{FeCl}_3$  溶液作用显紫色。

#### ④酚醛树脂

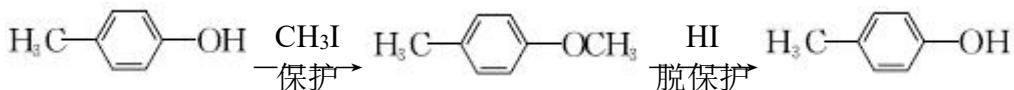
苯酚与甲醛在催化剂作用下, 可发生缩聚反应:



**【提示】** 酚分子中，酚羟基的邻、对位必须有2个及以上未被取代的H原子才可以发生该缩聚反应。催化剂可以是酸或碱。

⑤氧化反应

易被空气氧化而略带红色。在有机合成中要注意对酚羟基的保护。



**特别提醒**

苯酚有毒，浓溶液对皮肤有强腐蚀性。若皮肤不慎沾上苯酚溶液，应立即用酒精洗涤，再用水冲洗。

⑥杀菌消毒

许多酚类化合物都具有杀菌能力，邻甲苯酚、间甲苯酚、对甲苯酚三者的混合物统称为甲酚( $\text{C}_7\text{H}_8\text{O}$ )，甲酚的肥皂溶液俗称“来苏儿”，易溶于水，是医院常用的杀菌剂。

一般而言，含酚量在1 g/L以上的废水应考虑酚的回收，可采用萃取、活性炭吸附等物理方法；废水含酚浓度低时主要采用氧化和微生物处理等方法，如常用二氧化氯、臭氧等进行氧化，或用含有大量微生物的活性污泥对废水中的苯酚进行氧化分解等。

(6) 醛、酮

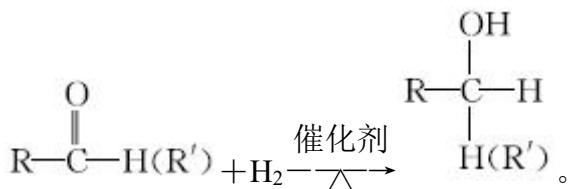
①醛类的氧化反应(以乙醛为例)

银镜反应： $\text{CH}_3\text{CHO} + 2\text{Ag}(\text{NH}_3)_2\text{OH} \xrightarrow{\text{水浴加热}} 2\text{Ag} \downarrow + \text{CH}_3\text{COONH}_4 + 3\text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O}$ 。

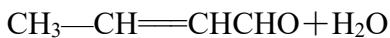
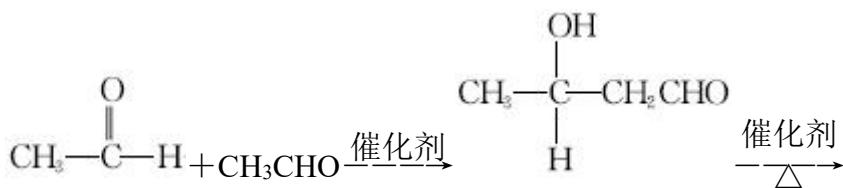
与新制的 $\text{Cu}(\text{OH})_2$ 反应： $\text{CH}_3\text{CHO} + 2\text{Cu}(\text{OH})_2 + \text{NaOH} \xrightarrow{\Delta} \text{CH}_3\text{COONa} + \text{Cu}_2\text{O} \downarrow + 3\text{H}_2\text{O}$ 。

与 $\text{O}_2$ 反应： $2\text{CH}_3\text{CHO} + \text{O}_2 \xrightarrow[\triangle]{\text{催化剂}} 2\text{CH}_3\text{COOH}$ 。

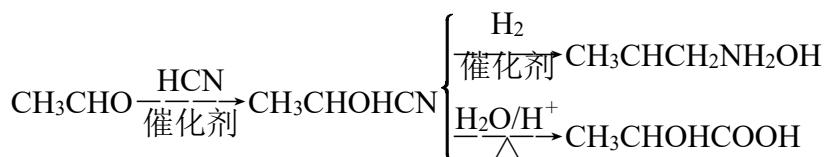
②醛、酮的还原反应(催化加氢)



③羟醛缩合

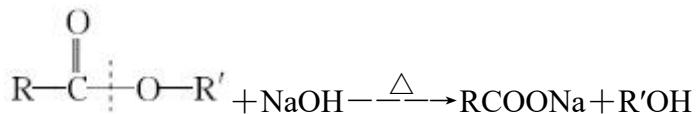
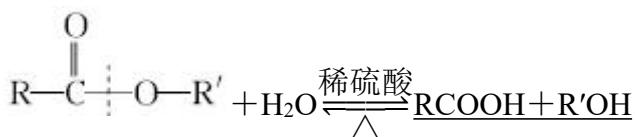


④增长碳链



(7) 酯

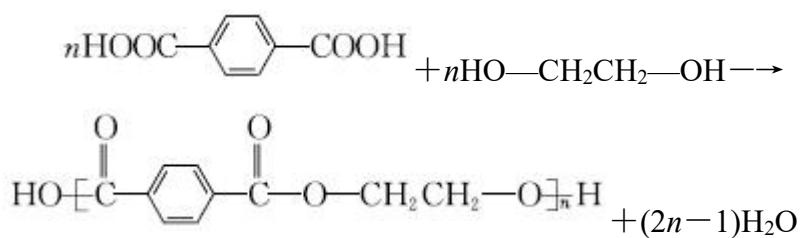
①水解反应(取代反应)



### 特别提醒

酸性条件下的水解是可逆反应，碱性条件下水解比较彻底，但若要得到羧酸，还需要加酸酸化。

②缩聚反应



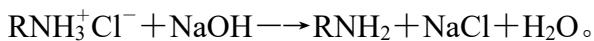
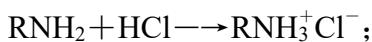
**【提示】**发生酯化反应形成的聚合物反应中，反应物分子中一般需要有2个官能团。

(8) 胺

①胺有三种结构通式：



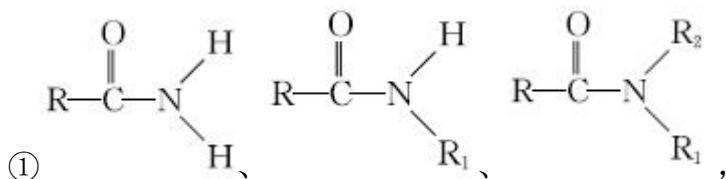
## ②化学性质(胺的碱性)



### 特别提醒

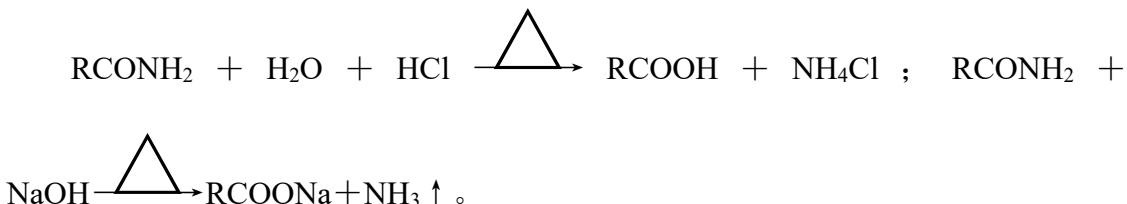
在胺类药物的合成中，常利用上述反应将某些难溶于水、易被氧化的胺，转化为可溶于水的铵盐，增加药物的稳定性，便于保存和运输。,借助上述过程，实验室可从含有胺的植物组织中分离、提纯胺类化合物（生物碱）。

## (9)酰胺



其中酰胺基是酰胺的官能团， $\text{R}_1$ 、 $\text{R}_2$ 可以相同，也可以不同。

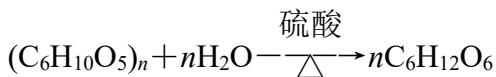
②酰胺在酸或碱存在并加热的条件下可以发生水解反应。如果水解时加入碱，生成的酸就会变成盐，同时有氨气逸出。



胺可以转化成酰胺，酰胺又可以水解变成胺，常利用这种转化关系来保护氨基。

## (10)糖类、油脂、蛋白质

### ①糖类



纤维素在一定条件下可与浓硝酸发生酯化反应得到纤维素硝酸酯(俗称硝化纤维)。含氮量高的硝化纤

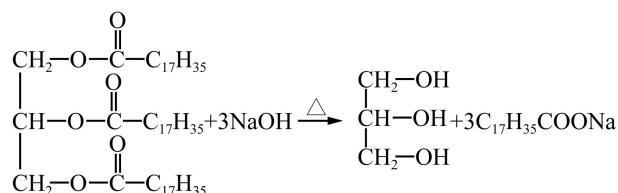
维俗称火棉，它是一种烈性炸药。纤维素还能与乙酸酐作用生成纤维素乙酸

酯(俗称醋酸纤维)，它常用于生产电影胶片片基。

淀粉和纤维素的组成都可以用 $(C_6H_{10}O_5)_n$ 表示，通常情况下，淀粉分子中含有几百到几千个葡萄糖单元，纤维素分子中所含的葡萄糖单元更多。淀粉与纤维素分子中葡萄糖单元的空间结构也不同。在无机酸或酶的催化下，淀粉和纤维素可以发生水解反应。淀粉在淀粉酶催化下水解生成麦芽糖，在酸催化下水解则生成葡萄糖。

## ②油脂

油脂与碱作用生成高级脂肪酸盐和甘油的反应称为皂化反应，产物高级脂肪酸盐可用于制造肥皂。



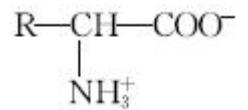
含有不饱和键的油脂可以通过催化加氢的方法转变为饱和高级脂肪酸甘油酯。我们把此过程称为“油脂的氢化”或“油脂的硬化”。得到的产物称为“氢化油”或“硬化油”，可以用来制肥皂，也可以用于生产人造奶油。

## ③蛋白质



蛋白质水解后得到的几乎都是 $\alpha$ -氨基酸，其通式为  $\begin{array}{c} \text{R}-\text{CH}-\text{COOH} \\ | \\ \text{NH}_2 \end{array}$ ，官能团为 $-\text{NH}_2$  和  $-\text{COOH}$ 。

氨基酸被称为两性化合物。氨基酸分子中的氨基和羧基发生相互作用，使氨基



成为带有正电荷和负电荷的两性离子(称为内盐)：

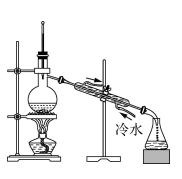
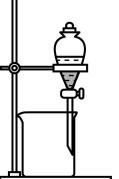
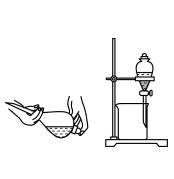
固态氨基酸主要以内盐形式存在，熔点较高，不易挥发，难溶于有机溶剂。常见的氨基酸均为无色结晶，熔点在 200 °C 以上。

$\alpha$ -氨基酸遇茚三酮均显紫色。该反应非常灵敏，是鉴定氨基酸最简便的方法。

## 下篇 回归教材经典实验

# 类型 1 化学实验基础

### 1 混合物的分离和提纯

方法	过滤	蒸发	蒸馏(分馏)	分液	萃取
原理	除去不溶性杂质	加热使溶剂挥发而得到溶质	利用加热将溶液中不同沸点的组分分离	分离两种互不相溶的液体	利用同一溶质在两种互不相溶的溶剂中溶解度的差异来分离物质
装置					
玻璃仪器	漏斗、玻璃棒、烧杯	玻璃棒、酒精灯	蒸馏烧瓶、酒精灯、冷凝管、温度计、牛角管、锥形瓶	分液漏斗、烧杯	分液漏斗、烧杯
注意事项	一贴、二低、三靠	蒸发过程中不断搅拌以免局部过热，当有大量晶体析出时停止加热，利用余热把剩余溶剂蒸干	温度计水银球位于蒸馏烧瓶支管口处；冷凝水下口进上口出；加沸石或碎瓷片防止暴沸	下层液体从分液漏斗下口放出，上层液体从分液漏斗上口倒出	萃取剂要求：溶质在萃取剂中的溶解度远大于在原溶剂中，与原溶剂不互溶。 萃取原则：少量多次

洗涤沉淀操作：向漏斗中加蒸馏水(根据具体沉淀可以选择冷水、热水、乙醇等洗涤剂)至浸没沉淀，待水自然流出，重复2~3次。

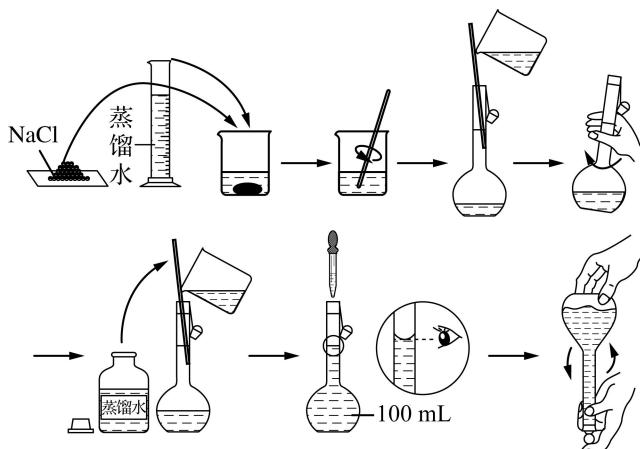
检验洗涤是否干净操作(以检验Cl<sup>-</sup>为例)：取最后一次洗涤滤液于试管中，加入稀硝酸、硝酸银溶液，无沉淀产生，则洗涤干净。

沉淀剂是否过量的判断方法：静置，向上层清液中继续滴加少量沉淀剂，若无沉淀产生，则证明沉淀剂已过量，反之，沉淀剂不过量。

## 2 常见离子的检验

离子	检验试剂	主要现象	说明
$\text{SO}_4^{2-}$	盐酸、 $\text{BaCl}_2$ 溶液	先加入稀盐酸酸化，无明显现象，再加入氯化钡溶液，有白色沉淀产生	先加稀盐酸排除 $\text{Ag}^+$ 、 $\text{SO}_3^{2-}$ 、 $\text{CO}_3^{2-}$ 等干扰，再加氯化钡溶液
$\text{Cl}^-$	稀硝酸、 $\text{AgNO}_3$ 溶液	先加稀硝酸酸化，再滴加 $\text{AgNO}_3$ 溶液，有白色沉淀产生	可以用硝酸酸化的硝酸银
$\text{NH}_4^+$	$\text{NaOH}$ 溶液、湿润红色石蕊试纸	生成能使湿润的红色石蕊试纸变蓝的气体	用浓的 $\text{NaOH}$ 溶液且加热，减少氨气溶解；若用稀的 $\text{NaOH}$ 溶液且不加热，即使原溶液中含有 $\text{NH}_4^+$ ，也可能检验不出来
$\text{Fe}^{3+}$	$\text{KSCN}$ 溶液	溶液变红	加入 $\text{KSCN}$ 溶液生成的是红色溶液，是配合物，不是沉淀
$\text{K}^+$	焰色试验	透过蓝色的钴玻璃观察，火焰呈紫色	要透过蓝色的钴玻璃过滤掉黄色光，排除 $\text{Na}$ 元素的干扰
$\text{Na}^+$	焰色试验	火焰呈黄色	焰色试验呈黄色，并不能说明是钠盐，碱( $\text{NaOH}$ )也符合

## 3 配制一定物质的量浓度的溶液(以配制 100 mL $\text{NaCl}$ 溶液为例)



(1) 实验用品：天平、药匙、量筒、烧杯、玻璃棒(搅拌、引流)、100 mL 容量瓶(要注明规格)、胶头滴管(定容)、滤纸。

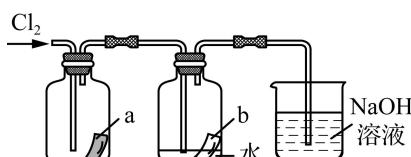
(2) 容量瓶的使用：①容量瓶使用前需检查是否漏水；②不能直接在容量瓶中配制溶液，不能在容量瓶中溶解固体或稀释溶液。

(3) 定容操作：向容量瓶中加蒸馏水，直到液面在刻度线以下 1~2 cm 时，改用胶头滴管滴加蒸馏水至溶液的凹液面与刻度线相切。盖好瓶塞，反复上下颠倒，摇匀。

## 类型 2 非金属及其化合物

### 1 氯及其化合物

#### (1) 氯水的漂白性实验



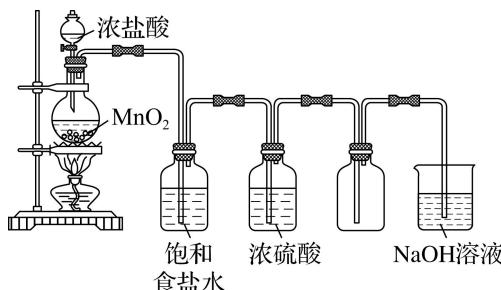
(a 是干燥的有色布条, b 是湿润的有色布条)

装置特点: 布条是前干后湿。

[实验现象] 干燥的有色布条不褪色, 湿润的有色布条褪色。

[实验结论] 干燥的氯气不具有漂白性, 氯水具有漂白性, 起漂白作用的是 HClO。

#### (2) 氯气的实验室制法



装置特点:

①洗气瓶、集气瓶中的导气管应“长进短出”。

②气体制备一般包括: 制备、除杂、干燥、收集、尾气处理 5 个部分。



先通过饱和食盐水除去氯气中的氯化氢气体, 再通过浓硫酸除去水蒸气, 然后用向上排空气法收集氯气, 最后用 NaOH 溶液吸收 Cl<sub>2</sub> 尾气, 以防污染环境。

### 2 硫的化合物

#### (1) SO<sub>2</sub> 的性质

向试管中加入 5 mL 二氧化硫水溶液, 滴加几滴品红溶液, 振荡, 然后加热试管, 观察加热前后溶液颜色的变化。

[实验现象] 先褪色, 加热后恢复红色。

#### 【提示】

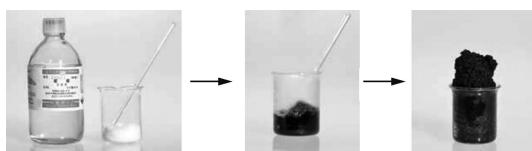
① SO<sub>2</sub> 只能漂白某些有色物质(漂白品红、纸浆、纺织物), SO<sub>2</sub> 的漂白作用是由于它能与某些有色物质生成不稳定的无色物质, 该无色物质易分解而使物质恢复原来的颜色。SO<sub>2</sub> 不能漂白酸碱指示剂(如紫色石蕊试液)。

② 褪色与漂白: 二氧化硫导致的褪色并不都是 SO<sub>2</sub> 的漂白性所致, 如 SO<sub>2</sub> 使酸性 KMnO<sub>4</sub> 溶液、溴水、碘水、FeCl<sub>3</sub> 溶液褪色, 是由 SO<sub>2</sub> 的还原性所致, SO<sub>2</sub>

使  $\text{NaOH}$  的酚酞溶液褪色是由  $\text{SO}_2$  是酸性氧化物所致。

③二氧化硫和氯气的漂白原理不同，可以通过漂白后加热是否恢复来判断。二氧化硫的漂白是化合漂白，加热可恢复原来颜色，湿润的氯气是氧化漂白，不能恢复原来颜色。若二者混用，漂白效果会减弱或消失，原理为  $\text{Cl}_2 + \text{SO}_2 + 2\text{H}_2\text{O} = \text{H}_2\text{SO}_4 + 2\text{HCl}$ 。

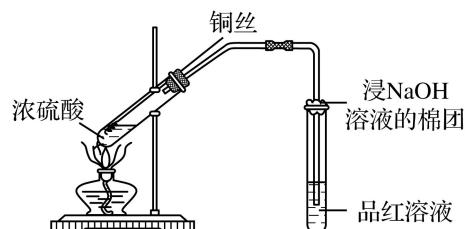
## (2) 浓硫酸的脱水性和强氧化性



[实验现象]产生“黑面包”，有刺激性气味气体产生。

原因：浓硫酸具有脱水性，使蔗糖脱水炭化。浓硫酸具有强氧化性，浓硫酸和生成的部分碳反应生成  $\text{CO}_2$ 、 $\text{SO}_2$ (刺激性气味)气体，使固体膨胀。

## (3) 浓硫酸与铜反应



装置特点：反应的开始和停止可以通过抽拉铜丝控制，用浸  $\text{NaOH}$  溶液的棉团吸收  $\text{SO}_2$ ，防止污染。

[实验现象]品红溶液褪色。

[实验结论]加热条件下，铜与浓硫酸发生反应产生  $\text{SO}_2$ 。

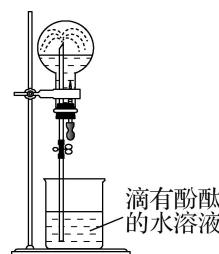


## 【提示】

- ①随着反应的进行，硫酸浓度逐渐降低，反应停止，即稀硫酸不与铜反应。
- ②要观察  $\text{CuSO}_4$  溶液的颜色，需将冷却后的混合液加入水中，不能直接向反应后的液体中加水。

## 3 氮的化合物

### (1) $\text{NH}_3$ 的性质



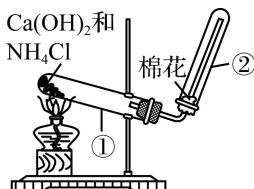
装置特点：胶头滴管吸满水，挤压出水引发喷泉。

[实验现象]圆底烧瓶中产生红色喷泉。

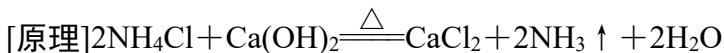
[实验结论] $\text{NH}_3$ 极易溶于水，氨水呈碱性。

**【提示】**喷泉实验成功的关键：①圆底烧瓶须干燥；② $\text{NH}_3$ 须充满(或浓度大)；③装置须气密性良好。

### (2) $\text{NH}_3$ 的制备



装置特点：试管①的管口略向下倾斜；试管②中导管插到试管底部并在试管口放一团棉花，防止气体与空气对流。



干燥：用碱石灰( $\text{NaOH}$ 和 $\text{CaO}$ 的固体混合物)干燥，不能用浓硫酸或无水 $\text{CaCl}_2$ 干燥。

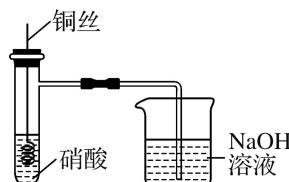
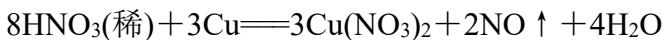
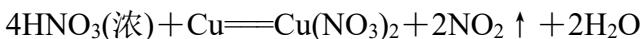
检验：用玻璃棒蘸取浓盐酸靠近试管口或用湿润的红色石蕊试纸靠近试管口。

### **【提示】**

①用固体加热法制取氨气时，一般加热 $\text{NH}_4\text{Cl}$ 和 $\text{Ca}(\text{OH})_2$ 的固体混合物。单独加热铵盐不能得到氨气或纯净的氨气。如 $\text{NH}_4\text{Cl}$ 固体受热分解生成氨气和氯化氢气体，但这两种气体在试管口遇冷又重新化合生成 $\text{NH}_4\text{Cl}$ 固体； $\text{NH}_4\text{HCO}_3$ 固体加热会得到 $\text{NH}_3$ 和 $\text{CO}_2$ 的混合气体。

②实验室可以使用浓氨水制备氨气。可在浓氨水的基础上加热或加碱石灰(或氧化钙)等制备氨气。

### (3) $\text{HNO}_3$ 的性质



装置特点：

①铜丝弯曲为螺旋状，可增大与硝酸的接触面积，加快反应速率。

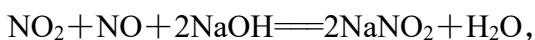
②铜丝上下移动，能控制反应发生和停止。

③可使用 $\text{NaOH}$ 溶液吸收 $\text{NO}_x$ 气体，防止污染环境。

### 【提示】

①常温下，浓硝酸可使铁、铝钝化；随硝酸浓度降低，还原产物化合价依次降低： $\text{NO}_2 \rightarrow \text{NO} \rightarrow \text{N}_2\text{O} \rightarrow \text{N}_2 \rightarrow \text{NH}_4^+$ 。

② $\text{NO}_x$ 气体与碱液(如NaOH溶液)反应：

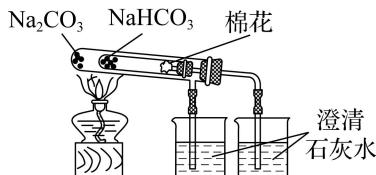


③当 $n(\text{NO}) \leq n(\text{NO}_2)$ 时，混合气体可被NaOH溶液完全吸收。

## 类型 3 金属及其化合物

### 1 钠及其化合物—— $\text{Na}_2\text{CO}_3$ 和 $\text{NaHCO}_3$ 的性质

$\text{Na}_2\text{CO}_3$ 和 $\text{NaHCO}_3$ 的热稳定性：



[实验现象] $\text{Na}_2\text{CO}_3$ 固体受热不易分解； $\text{NaHCO}_3$ 固体受热易分解，生成能使澄清石灰水变浑浊的气体。

[实验结论]热稳定性： $\text{Na}_2\text{CO}_3 > \text{NaHCO}_3$ 。

### 2 铁及其化合物—— $\text{Fe}^{3+}$ 和 $\text{Fe}^{2+}$ 的性质

①向 $\text{FeCl}_3$ 溶液中加KSCN溶液，然后加入过量铁粉

[实验现象]溶液先变红色，后红色褪去，变为浅绿色。

[原理] $2\text{Fe}^{3+} + \text{Fe} \rightarrow 3\text{Fe}^{2+}$ 。

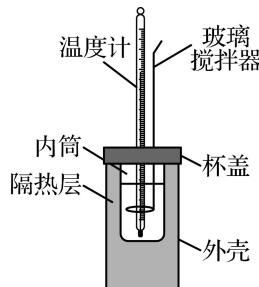
②向 $\text{FeCl}_2$ 溶液中加KSCN溶液，然后滴加氯水

[实验现象]溶液先无明显现象，后变红色。

[原理] $2\text{Fe}^{2+} + \text{Cl}_2 \rightarrow 2\text{Fe}^{3+} + 2\text{Cl}^-$ (可以用来检验 $\text{Fe}^{2+}$ 存在)。

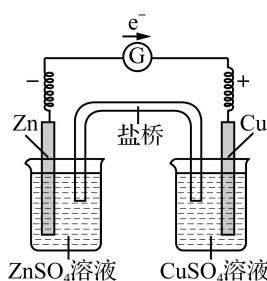
## 类型 4 化学反应原理实验

### 1 中和热的测定



装置特点：使用玻璃搅拌器，不用金属搅拌器，防止热量损失。

### 2 原电池的工作原理(锌铜原电池)



装置特点：使用盐桥；锌放置于硫酸锌溶液中，铜放置于硫酸铜溶液中。

[实验现象]接通电路后，电流计指针发生偏转，有电流通过。取出盐桥后，电流计指针回到原点，无电流通过。

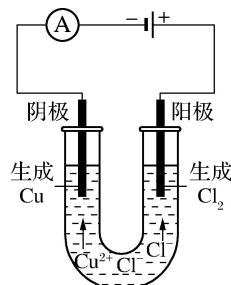


#### 【提示】

①原电池中，负极失电子，正极得电子。电子迁移方向：负极→正极(外电路)。

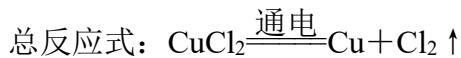
②原电池电解质溶液中，阳离子向正极迁移，阴离子向负极迁移(正向正，负向负)。

### 3 电解原理

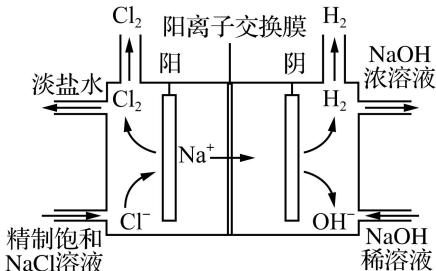


[实验现象]阴极石墨棒上逐渐覆盖一层红色物质；阳极石墨棒上有黄绿色气体生成。



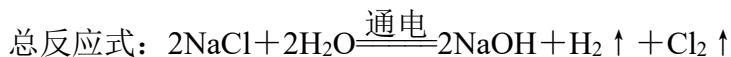
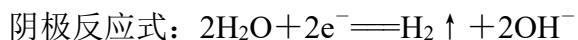


#### 4 电解饱和食盐水

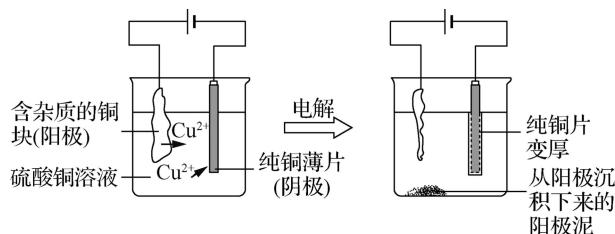


装置特点: 使用阳离子交换膜, 隔离氯气和氢气, 阻隔  $\text{OH}^-$  进入阳极室与氯气反应。

[原理] 阳极放出的气体是  $\text{Cl}_2$ ; 阴极放出的气体是  $\text{H}_2$ 。



#### 5 铜的电解精炼



**【提示】** 电解质溶液一段时间后需要更换; 阳极泥中主要含有金、银等不活泼金属。

#### 6 影响化学反应速率的因素(控制变量)

##### (1) 浓度

硫代硫酸钠溶液与稀硫酸发生下列反应:



向 A、B、C 三支试管中各加入 2 mL 不同浓度的硫代硫酸钠溶液, 浓度依次为 0.1 mol/L、0.05 mol/L、0.01 mol/L, 再同时各加入 2 mL 0.2 mol/L 稀硫酸。

[实验现象] 溶液变浑浊的快慢 A>B>C。

[实验结论] 在其他条件不变的情况下, 增大反应物浓度, 反应速率增大。

##### 【提示】

该反应既有沉淀又有气体产生, 但由于  $\text{SO}_2$  易溶于水, 不宜通过观察气泡来比较反应速率。

## (2) 温度

酸性高锰酸钾溶液与草酸( $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$ )发生下列反应：



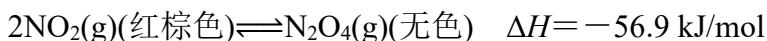
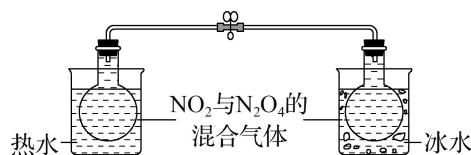
取3支试管，向试管中分别加入2mL 0.01 mol/L 酸性高锰酸钾溶液，再向试管中分别加入2mL 0.1 mol/L 草酸溶液。将第一支试管放入冰水中，第二支试管置于室温下，第三支试管放入约80℃的热水中。

[实验现象]溶液褪色的快慢：第三支>第二支>第一支。

[实验结论]在其他条件不变的情况下，温度越高，反应速率越大。

## 7 影响化学平衡移动的因素

### (1) 温度对化学平衡的影响

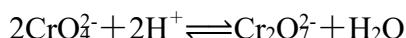


[实验现象]浸泡在热水中，混合气体的红棕色加深；浸泡在冰水中，混合气体的红棕色变浅。

[实验结论]在其他条件不变的情况下，升高温度，化学平衡向吸热反应方向移动；降低温度，化学平衡向放热反应方向移动。

### (2) 浓度对化学平衡的影响

黄色的铬酸根离子( $\text{CrO}_4^{2-}$ )和橙色的重铬酸根离子( $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ )在溶液中存在如下平衡：



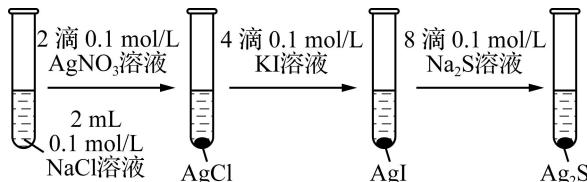
向试管1中加入4mL 0.1 mol/L  $\text{K}_2\text{CrO}_4$ 溶液，再滴加数滴1 mol/L  $\text{HNO}_3$ 溶液，观察溶液颜色的变化。

将上述溶液分成两份，向其中一份(试管2)中滴加1 mol/L  $\text{NaOH}$ 溶液，观察溶液颜色的变化，并和另一份溶液作对比。

[实验现象]试管1中溶液由黄色变橙色，试管2中溶液由橙色变黄色。

[实验结论]在其他条件不变的情况下，增大反应物的浓度或减小生成物的浓度，平衡向正反应方向移动；减小反应物的浓度或增大生成物的浓度，平衡向逆反应方向移动。

## 8 沉淀的转化



[实验现象]白色沉淀→黄色沉淀→黑色沉淀。

[实验结论]一般情况下， $K_{sp}$ 大的沉淀转化为 $K_{sp}$ 小的沉淀容易实现。

溶解度： $\text{AgCl} > \text{AgI} > \text{Ag}_2\text{S}$ (比较离子浓度，单位 mol/L)。

溶度积： $K_{sp}(\text{AgCl}) > K_{sp}(\text{AgI})$ 。

### 【注意】

①NaCl 溶液需过量，如果  $\text{Ag}^+$ 过量，残留的  $\text{Ag}^+$ 与  $\text{I}^-$ 直接结合生成  $\text{AgI}$  沉淀，不能保证一定有  $\text{AgCl}$  转化成  $\text{AgI}$ 。

②本实验不能证明： $K_{sp}(\text{AgI}) > K_{sp}(\text{Ag}_2\text{S})$ ，因为二者表达式不同。

③比较  $K_{sp}(\text{AgCl}) > K_{sp}(\text{AgI})$ ，也可以在等物质的量浓度的 NaCl、KI 的混合溶液中逐滴滴加  $\text{AgNO}_3$  溶液，先生成黄色的  $\text{AgI}$  沉淀。

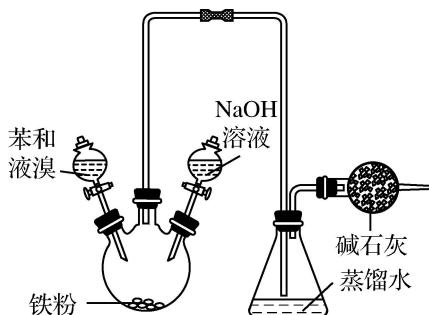
④沉淀转化的两个实例：

a. 水垢中含有的  $\text{CaSO}_4$  可用  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  溶液处理，使之转化为疏松、易溶于酸的  $\text{CaCO}_3$ ，原因是  $K_{sp}(\text{CaSO}_4) > K_{sp}(\text{CaCO}_3)$ 。

b. 向  $\text{BaSO}_4$  中加入足量的饱和  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  溶液，使之转化为易溶于酸的  $\text{BaCO}_3$ ，但该实验不能证明： $K_{sp}(\text{BaSO}_4) > K_{sp}(\text{BaCO}_3)$ ，因为二者  $K_{sp}$  相近，溶度积小的沉淀也可以向溶度积大的沉淀转化，在足量的饱和  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  溶液( $\text{CO}_3^{2-}$ 浓度大)中，促使  $\text{BaSO}_4(s) + \text{CO}_3^{2-}(aq) \rightleftharpoons \text{BaCO}_3(s) + \text{SO}_4^{2-}(aq)$  平衡向右移动， $\text{BaSO}_4$  转化为  $\text{BaCO}_3$ 。

## 类型 5 有机化学实验

### 1 溴苯的制备

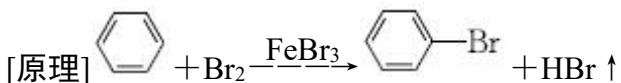


装置特点：①长导管除导气外，兼起冷凝器的作用，使挥发出来的苯或溴回流。

②锥形瓶能观察到白雾。

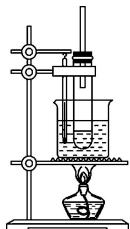
③干燥管的作用：吸收 HBr、Br<sub>2</sub> 蒸气等尾气。

④先用 NaOH 溶液洗涤除去溴苯中的溴，再用分液漏斗分液。



【提示】反应放热，通过调节滴加液体速率控制反应速率，以反应物液面微沸为宜，防止大量苯和溴挥发。

### 2 硝基苯的制备



装置特点：水浴加热，温度计放置在水浴中。



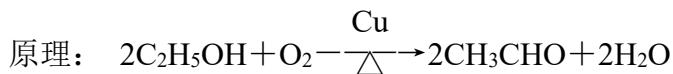
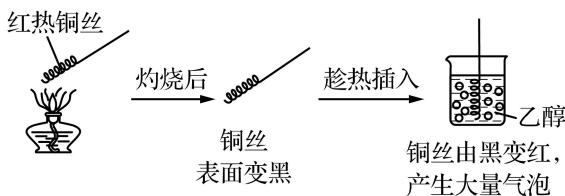
#### 【提示】

(1) 在 50~60 ℃下水浴加热，温度过高会生成间二硝基苯等副产物。

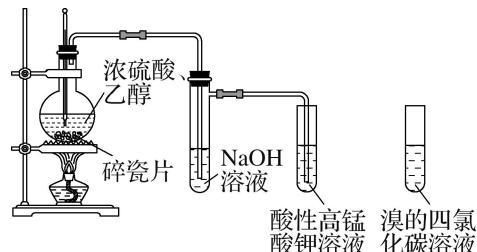
(2) 除去混合酸后，用蒸馏水和 NaOH 溶液洗涤，最后再用蒸馏水洗涤。

### 3 乙醇的性质

#### (1) 乙醇的催化氧化

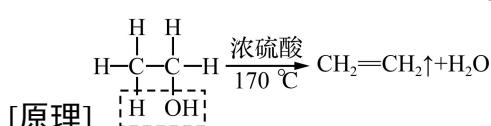


#### (2) 乙醇的脱水反应

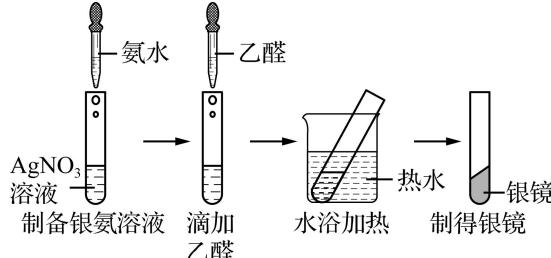


装置特点: ①温度计水银球放置在反应液中;  
②氢氧化钠溶液的作用: 除掉生成的  $\text{SO}_2$ 、挥发出的乙醇, 排除干扰;  
③若使用溴的四氯化碳替代酸性高锰酸钾溶液, 则可以去掉盛  $\text{NaOH}$  溶液的洗气装置;

④若用  $\text{P}_2\text{O}_5$  作催化剂, 则可以用如图装置。



### 4 乙醛的银镜反应



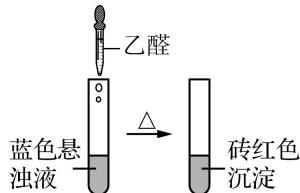
[实验现象]出现银镜。

制备银氨溶液：向 1 mL 2%  $\text{AgNO}_3$  溶液中逐滴滴入 2% 的稀氨水，边加边振荡，使最初产生的沉淀恰好完全溶解，制得银氨溶液。

### 特别提醒

①试剂滴加顺序：向 1 mL 2%  $\text{AgNO}_3$  溶液中逐滴滴加 2% 的稀氨水。②水浴加热。

## 5 乙醛与新制的 $\text{Cu(OH)}_2$ 的反应



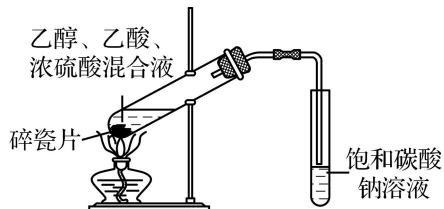
[实验现象]有砖红色沉淀生成。

制备  $\text{Cu(OH)}_2$  悬浊液：在试管中加入 2 mL 10%  $\text{NaOH}$  溶液，滴入 5 滴 5%  $\text{CuSO}_4$  溶液，得到新制的  $\text{Cu(OH)}_2$ 。

### 【提示】

- ①反应条件：加热，可以直接加热，也可以水浴加热。
- ②本实验成功的关键：新制的  $\text{Cu(OH)}_2$  中含有过量的  $\text{NaOH}$ ，要保证溶液显碱性。

## 6 乙醇和乙酸的酯化反应



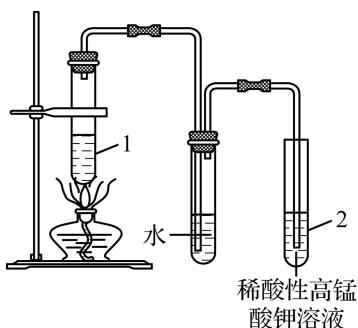
装置特点：

- ①导管末端接近液面而未伸入液面以下，目的是防倒吸。
- ②除去乙酸乙酯中的乙酸，应选用饱和碳酸钠溶液，不能选用  $\text{NaOH}$  溶液，否则会引起酯的大量水解。



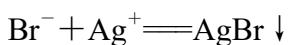
## 7 卤代烃的性质实验

- (1) 向试管 1 中注入 5 mL 1-溴丙烷和 10 mL 饱和氢氧化钾乙醇溶液，均匀加热，观察实验现象(试管 2 中装有约 2 mL 稀酸性高锰酸钾溶液)。



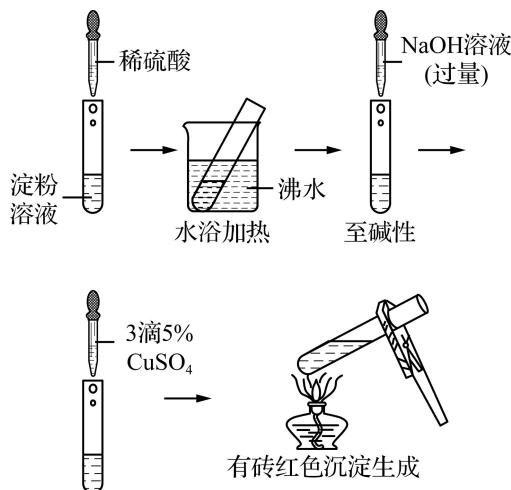
取试管1中反应后的少量剩余物于另一试管中，再向该试管中加入稀硝酸至溶液呈酸性，滴加硝酸银溶液，观察实验现象。

(2) 向试管中注入5mL 1-溴丙烷和10mL 20%的氢氧化钾水溶液，加热，观察实验现象。取试管中反应后的少量剩余物于另一试管中，再向该试管中加入稀硝酸至溶液呈酸性，滴加硝酸银溶液，观察实验现象。

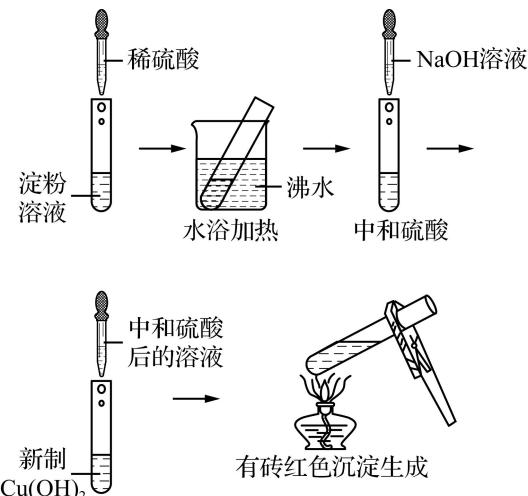


## 8 检验淀粉的水解产物是否具有还原性

### [方法一]



## [方法二]



### 特别提醒

- ①加入新制的  $\text{Cu}(\text{OH})_2$  (或银氨溶液) 之前，需先加入足量  $\text{NaOH}$  溶液中和作催化剂的  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ，使溶液呈碱性，否则会导致实验失败。
- ②有砖红色沉淀 (或银镜) 生成，只能证明淀粉已经发生水解。如果需要确定淀粉水解完全，还需另取一份水解液 (不加碱，冷却后)，加入碘水，溶液不显蓝色。