

上海中考化学知识点 汇总

1.1 物质的组成、构成与分类

一、元素及元素符号

1. 物质是由元素组成的

元素是同一类原子的总称，常用元素来表示物质组成。

2. 常见元素

地壳中含量前四位的元素：O、Si、Al、Fe

空气中含量前二位的元素：N、O

人体中主要元素含量：非金属元素前四位 O、C、H、N，金属元素含量最高的为 Ca。

3. 元素的分类：元素分为金属元素、非金属元素和稀有气体元素三种。

4. 元素与原子的比较

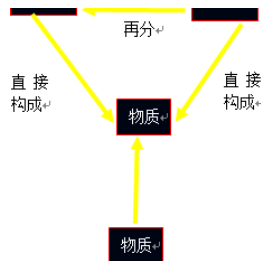
	元素	原子
概念	同一类原子的总称。	原子是化学变化中的最小微粒。
区别	从宏观描述物质的组成。	从微观描述物质（或分子）的构成。
	只讲种类，不讲个数。例如：SO ₂ 是由硫元素与氧元素组成的。	既讲种类又讲个数。例如，一个 SO ₂ 分子是由一个硫原子和两个氧原子构成的。
联系	元素是同一类原子的总称；元素和原子是总体和个体的关系。	

二、原子与分子

1. 原子与分子的比较

	分子	原子
概念	分子是保持物质化学性质的一种微粒。	原子是化学变化中的最小微粒。
不同点	在化学变化中，分子可分。	在化学变化中原子不可分。
共同点	1、都是构成物质的微粒。 2、质量、体积都很小，彼此间均有一定间隔且都在不停地运动。	
联系	原子可以构成分子，分子在化学反应中分解成原子。	

2. 原子、分子、物质的关系图：



说明：由原子直接构成的物质有金属、稀有气体和某些固态非金属（金刚石、石墨、硅等）。

三、物质的分类

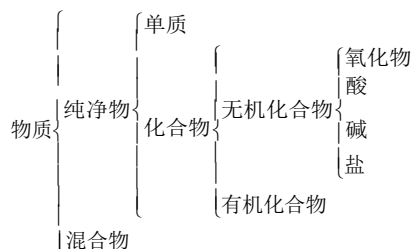
1. 纯净物与混合物

	纯净物	混合物
定义	由一种物质组成	由两种或两种以上的物质组成
性质	具有一定的物理性质及化学性质	组成物质保持各自原来的性质
联系	纯净物 $\xleftrightarrow[\text{提纯、分离}]{\text{不同物质混合}} \rightarrow$ 混合物	
	世界上没有绝对纯净的物质。当杂质的含量很小，不影响该物质的使用时，就可以看成是纯净物。	

2. 单质与化合物

单质：由同种（或一种）元素组成的纯净物，元素以游离态存在。

化合物：由不同种（两种或两种以上）元素组成的纯净物，元素以化合态存在。



说明：含有碳元素的化合物称为**有机化合物**，除碳的氧化物、碳酸及碳酸盐外。常见的有机化合物有甲烷 CH_4 、酒精 $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$ 、葡萄糖 $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ 、蔗糖 $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$ 、淀粉 $(\text{C}_6\text{H}_{10}\text{O}_5)_n$ 等。

3. 同素异形现象和同素异形体

同种元素形成两种或两种以上单质的现象，称为同素异形现象。**同种元素形成的多种单质之间互称同素异形体**。同素异形体之间原子种类相同，但是所含原子的个数及排列方式不同，导致他们之间的性质不同。如氧气 O_2 和臭氧 O_3 ，红磷和白磷，金刚石、石墨和 C_{60} 。

四、化学用语

1. **元素符号的含义：**表示一种元素，表示一个原子，表示由原子直接构成的一种物质。

2. 化学式

(1) 化学式的概念

化学式就是用元素符号和数字的组合来表示纯净物组成的式子。

(2) 化学式所表示的含义

	化学式的涵义	以 H_2O 为例
宏观	表示一种物质	表示水这种物质
	表示该物质有哪些元素组成的	表示水由氧元素和氢元素组成的
微观	表示该物质的一个分子	表示一个水分子
	表示一个分子里有多少个原子	表示一个水分子中由 2 个氧原子和 1 个原子构成

3. 常见的原子团

原子团是不同原子的集合体，起的作用等同于一个原子。

NH_4 NO_3 OH SO_4 CO_3

铵根 硝酸根 氢氧根 硫酸根 碳酸根

4. 化合价

(1) 元素的化合价

钠钾银氢正一价，钙镁锌钡正二价，
 氟氯溴碘负一价，通常氧是负二价，
 铜正一正二铝正三，铁有正二和正三，
 三五氮磷四七锰，二四六硫二四碳，
 金正非负单质零，正负总价和为零。

说明：氮的化合物有 NH_3 、 N_2 、 N_2O 、 NO 、 NO_2 (N_2O_4)、 N_2O_3 、 N_2O_5 ，其中 N 的化合价依次是：-3，0，+1，+2，+3，+4，+5。

(2) 常见原子团的化合价

原子团名称	铵根	氢氧根	硝酸根	硫酸根	碳酸根
符号	$\overset{+1}{\text{NH}_4}$	$\overset{-1}{\text{OH}}$	$\overset{-1}{\text{NO}_3}$	$\overset{-2}{\text{SO}_4}$	$\overset{-2}{\text{CO}_3}$

(3) 化合价的一般规律

- 在化合物里，金属元素通常显正价（氢显+1 价），非金属元素通常显负价（氧显-2 价）
- 在化合物里，各元素正负化合价的代数和等于零
- 在单质分子里，元素的化合价为零

(4) 化合价的表示方法

化合价用+1、+2、+3、-1、-2……表示，标在元素符号或原子团的正上方。

5. 化学式的书写

(1) 单质化学式的书写：

由原子直接构成的单质：用元素符号表示，如金属、稀有气体和某些固态非金属（C、Si、P、S）。

由分子构成的单质：用元素符号与右下角的原子个数表示，如 H_2 、 N_2 、 O_2 、 O_3 、 Cl_2 。

(2) 化合物化学式的书写：

原则：在化合物里，各元素正负化合价的代数和等于零。

步骤：

正价元素写左边，负价元素写右边；

标示相应元素的化合价，求出绝对值的最小公倍数；

求出相应原子的个数，将原子个数比化成最简比写在元素符号的右下角。

两种元素组成的化合物的命名：先写后读，后写先读（“1”不读）。“某化某”或“几某化几某”。



1.2 物质变化与质量守恒定律

一、化学学科研究对象

1. 物质的运动和变化

- (1) 我们生活在物质世界里，这些物质无时无刻不处于运动之中。
- (2) 物理、化学、生物等都是以不同方式来描述和研究物质运动的自然科学。

2. 化学研究什么

化学是一门研究物质的组成、结构、性质以及变化规律的自然科学。

二、物质变化和性质

1. 物质的变化

	物理变化	化学变化
概念	没有新物质生成的变化	生成了新物质的变化
外观特征	物质的状态、形状等发生了变化	常伴随发光、放热、变色、产生气体、生成沉淀等现象
区分依据	有没有新物质生成	
联系	在化学变化中，一定同时发生物理变化。	

说明：(1) **爆炸**：可能是物理变化（气球爆炸，轮胎爆炸等）；也可能是化学变化（煤气爆炸，火药爆炸）。

(2) 现象只是判断的依据，不是根本依据。有发光、放热、生成气体现象的并非一定是化学变化。

2. 物质的性质

	物理性质	化学性质
概念	物质不需要发生化学变化就能表现出来的性质	物质在化学变化中表现出来的性质
性质内容	颜色、状态、气味、熔点、沸点、密度、溶解性、挥发性、吸附性、硬度、导电性、导热性等	物质的可燃性、助燃性、氧化性、还原性、稳定性和酸碱性等

三、质量守恒定律

1. 概念：参加化学反应的各物质的质量总和等于反应后生成的各物质的质量总和。
2. 化学变化的实质：分子分解为原子（或原子团），原子（或原子团）又重新组合成新的分子。
3. 原理：微观角度，一变三不变，化学变化前后，分子的种类改变，原子的种类、数目、质量不变；
宏观角度，一变二不变，化学变化前后，物质的种类改变，元素种类、质量不变。
4. 应用：①书写化学反应方程式；②推断某反应物或生成物的未知的化学式；③推断反应过程中某反应物或生成物的质量或物质的量。
5. 注意事项：
 - (1) 质量守恒定律的适用范围是化学变化，不适用于物理变化。
 - (2) “参加反应”的各物质的质量总和，不参加反应的物质质量不能计算在内。
 - (3) 无论是参加反应的物质，还是反应后生成的物质，计算时不能漏掉任何一项。

四、化学方程式

1. 定义：用化学式来表示化学反应的式子。
2. 意义：①表示化学反应中的反应物和生成物；②表示反应物和生成物各物质之间量的关系，即各物质之间的物质的量之比（或质量比）。
3. 读法：根据化学方程式的意义，对应的读法有（以 $2\text{H}_2\text{O} \xrightarrow{\text{通电}} 2\text{H}_2 \uparrow + \text{O}_2 \uparrow$ 为例）：①水在通电的条件下发生反应，生成氢气和氧

气；②每 1 mol (或 18g) 水在通电的条件下发生反应，生成 1 mol (或 2g) 氢气和 0.5 mol (或 16g) 氧气；③每 2 个水分子在通电的条件下发生反应，生成 2 个氢气分子和 1 个氧气分子。

4. 书写

原则：遵循质量守恒定律，尊重客观事实

步骤：

写：写反应物、生成物的化学式。

配：配平依据——质量守恒定律，反应前后原子的种类、数目、质量均不变，系数应为最简整数比。

注：标注条件、生成物状态。

反应物无气体，生成物有气体用↑；溶液中反应，反应物无固体，生成物有难溶固体用↓。

五、化学反应的类型

1. 四种基本反应类型

反应类型	表达式	特点
化合反应	$A+B+\cdots\rightarrow C$	“多变一”，生成物一定是化合物
分解反应	$A\rightarrow B+C+\cdots$	“一变多”，反应物一定是化合物
置换反应	$A+BC\rightarrow B+AC$	反应前后都是：单质+化合物
复分解反应	$AB+CD\rightarrow AD+CB$	反应前后都是：化合物+化合物

中和反应：酸跟碱反应生成盐和水的反应，中和反应属于复分解反应。酸和碱相遇，会迅速反应生成盐和水，同时放出热量。

2. 氧化还原反应

(1) 氧化反应与还原反应

物质跟氧发生的反应，叫做**氧化反应**。含氧化合物里的氧被夺去的反应，叫做**还原反应**。在某反应中有一种物质得到氧，必定有一种物质失去氧，因此氧化反应和还原反应一定同时发生。

(2) 氧化剂与还原剂

氧化剂——失氧——发生还原反应——具有氧化性

还原剂——得氧——发生氧化反应——具有还原性

说明：也可以用元素化合价的升降来判断氧化剂与还原剂。物质中有元素化合价降低的，该物质为氧化剂；物质中有元素化合价升高的，该物质为还原剂。

(3) 常见的还原剂： H_2 、CO、C



1.3 水和溶液的基本概念

一、水

1. 天然水和自来水：

含有杂质的天然水经受热蒸发、挥发、过滤、氧化等物理和生化过程而得到净化，所以古时候人们可直接饮河水、井水等净化后的天然水。

严重污染的水要进行人工净化：挥发→沉淀→过滤→吸附（净水剂：明矾 $KAl(SO_4)_2 \cdot 12H_2O$ ）→消毒（消毒剂：氯气 Cl_2 ）

2. 水的组成：（水是式量最小的氧化物）

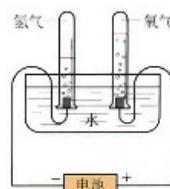
电解水的实验分解实验

(1) 装置：如图

(2) 电源种类：直流电

(3) 加入硫酸或氢氧化钠的目的：增强水的导电性

(4) 化学反应： $2H_2O \xrightarrow{通电} 2H_2 \uparrow + O_2 \uparrow$



反应现象：电极上有气泡产生，玻璃管中的液体下降。

气体产生位置 负极：正极

(H_2): (O_2)

物质的量比 2 : 1

体 积 比 2 : 1

质 量 比 1 : 8

(5) 检验: O_2 : 出气口置一根带火星的木条, 木条复燃。

H_2 : 出气口置一根燃着的木条, 气体燃烧, 产生淡蓝色的火焰。

(6) 结论: ①水是由氢、氧元素组成的。

②每个水分子是由 2 个氢原子和 1 个氧原子构成的。

③化学变化中, 分子可分, 原子不可分。

(7) 氢气和氧气点燃后生成水也可以证明水是由氢元素和氧元素组成的



实验现象:

①“纯净”的氢气(纯度大于 75.6%)和氧气点燃, 发出淡蓝色火焰;

②不纯净的氢气(纯度大于 4%, 小于 75.6%)和氧气点燃, 爆炸。

③纯度小于 4%的氢气点燃后, 无现象。

3. 水的性质

物理性质	(1) 无色无味液体; (2) 密度比较: $\rho_{\text{水}} = 1.0 \text{ g/ml}$ $\rho_{\text{水}} > \rho_{\text{冰}}$ (反常膨胀); (3) 能吸收大量的热量; (4) 极高的溶解和分散其他物质的能力 (水是一种重要的溶剂)
化学性质	(1) 通电分解 $2H_2O \xrightarrow{\text{通电}} 2H_2 \uparrow + O_2 \uparrow$
	(2) 水可遇碱性氧化物反应生成碱 (可溶性碱), 例如: $H_2O + CaO \rightarrow Ca(OH)_2$ 此反应是食品干燥剂干燥的原理 实验现象: 放出大量的热、生成物可使酚酞变红 (石蕊变蓝)。
	(3) 水可遇酸性氧化物反应生成酸, 例如: $H_2O + CO_2 \rightarrow H_2CO_3$
	(4) 检验水: $CuSO_4 + 5H_2O \rightarrow CuSO_4 \cdot 5H_2O$ 实验现象: 白色的粉末变成蓝色晶体。 不带结晶水的白色硫酸铜粉末称为无水硫酸铜; 带 5 份结晶水的硫酸铜晶体称为五水合硫酸铜、硫酸铜晶体、胆矾、蓝矾, 是纯净物, 属于盐。

结晶水: 许多物质从水溶液里析出晶体时, 晶体里常含有一定数目的水分子, 这样的水分子叫做结晶水。自然条件下失去部分或全部

结晶水叫风化, 加热条件下失去全部结晶水叫失水

结晶水合物: 含有结晶水的晶体, 是纯净物。如: 胆矾 $CuSO_4 \cdot 5H_2O$ (蓝色)、碳酸钠晶体 (石碱) $Na_2CO_3 \cdot 10H_2O$

二、溶液

1. 分散体系

(1) 溶液: 一种或几种物质分散到另一种物质里形成的均一的、稳定的混合物, 叫做溶液。

(2) 悬浊液: 固体小颗粒悬浮于液体里形成的混合物叫悬浊液。悬浊液不稳定, 放置久后会分层。如泥土水等。

(3) 乳浊液: 由两种不相溶的液体所组成的分散系, 即一种液体以小液滴的形式分散在另外一种液体之中。

2. 溶液的组成

(1) 溶质: 被溶解的物质。(固态、液态、气体物质都可作溶质);

溶剂: 能溶解其他物质的物质。(水是常用的溶剂, 酒精也常作溶剂)。

溶液的质量 = 溶质的质量 + 溶剂的质量

溶液的体积 \neq 溶质的体积 + 溶剂的体积

(2) 溶液的基本特征: 均一性、稳定性

均一性: 各单位体积的浓度相同。

稳定性: 外界条件不变, 溶质溶剂长期不分离。

(3) 溶液中溶质、溶剂的判断:

①固体或气体溶于液体物质中, 固体、气体物质一般是溶质, 液体是溶剂。

例如: 生理盐水 (0.9% 的氯化钠溶液) 中, 氯化钠是溶质, 水是溶剂

盐酸(氯化氢溶于水的溶液)中，氯化氢气体是溶质，水是溶剂。

②当两种液体互相溶解时，通常把量少者叫溶质，量多者叫溶剂。

例如：少量植物油溶于汽油中，植物油为溶质，汽油为溶剂。

若少量的汽油溶于多量的植物油中，则汽油为溶质，植物油为溶剂。

③当液体与水相互溶解时，一般情况下，不论液体含量多少，通常把水看作溶剂。而另一种液体看作溶质。

例如：95%的酒精溶液，其中水只有 5%，则水仍是溶剂，而酒精是溶质。

④根据溶液的命名来判断溶质和溶剂。

××的××溶液，一般情况下前面的“××”是溶质，“的”后面的“××”为溶剂。

例如：白磷的二硫化碳溶液，白磷是溶质，二硫化碳为溶剂。

3. 物质的溶解性

是一种物质在另一种物质里的溶解能力，它和物质本身的性质、溶剂的性质以及温度有关。

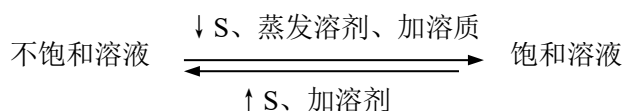
条件	溶解度 (g/100g 水)	分类
20℃	>10	易溶物质
	1~10	可溶物质
	0.01~1	微溶物质
	<0.01	难溶物质 (“不溶” 物质)

4. 饱和溶液、不饱和溶液

(1) 概念：在一定的条件下，一定量的溶剂里不能再溶解某种溶质的溶液称为这种溶剂里的饱和溶液，能再溶解某种溶质的溶液称为这种溶剂里的不饱和溶液。

(2) 判断方法：继续加入该溶质，看能否溶解

(3) 饱和溶液和不饱和溶液之间的转化



注意：①Ca(OH)₂ 和气体等除外，它的溶解度随温度升高而降低

②食盐的溶解度随温度升高或降低基本不变

③最可靠的方法是加溶质，其次是蒸发溶剂。

(4) 浓、稀溶液与饱和和不饱和溶液之间的关系

①饱和溶液不一定是浓溶液，如饱和的石灰水溶液就是稀溶液

②不饱和溶液不一定是稀溶液，如 20℃时，不饱和的硝酸银溶液（硝酸银 200 克，水 100 克）不是稀溶液

③在一定温度时，同一种溶质的饱和溶液要比它的不饱和溶液浓

5. 物质的溶解度：

(1) 溶解度的定义：在一定温度下，某物质在 100g 溶剂（通常是水）里达到饱和状态时所溶解的质量。

符号：S 单位：g/100g 水

(2) 固体溶解度的影响因素：

①溶质、溶剂的性质（种类）

②温度 $\left\{ \begin{array}{l} \text{大多数固体物的溶解度随温度升高而升高；如 KNO}_3 \\ \text{少数固体物质的溶解度受温度的影响很小；如 NaCl} \\ \text{极少数物质溶解度随温度升高而降低。如 Ca(OH)}_2 \end{array} \right.$

(3) 气体的溶解度的影响因素：

①气体的性质（起决定作用）

②外界因素：温度（温度越高，气体溶解度越小）压强（压强越大，气体溶解度越大）

(3) 溶解度的计算：

①基本公式：

$$\frac{S}{100} = \frac{\text{饱和溶液中溶质的质量}}{\text{溶剂的质量}}$$

$$\frac{S}{100+S} = \frac{\text{饱和溶液中溶质的质量}}{\text{溶液的质量}}$$

②相同温度下，溶解度（S）与饱和溶液中溶质的质量分数（c %）的关系：

$$\frac{S}{100} = \frac{c}{100-c} \times 100$$

$$c \% = \frac{S}{100+S} \times 100\%$$

③温度不变，蒸发饱和溶液中的溶剂（水），析出晶体的质量 m 的计算：

$$m = \frac{S}{100} \times \text{蒸发溶剂(水)的质量}$$

④降低热饱和溶液的温度，析出晶体的质量 m 的计算：

$$m = \frac{\text{高温溶解度} - \text{低温溶解度}}{100 + \text{高温溶解度}} \times \text{高温原溶液质量}$$

6. 物质从溶液中析出

晶体：具有规则几何形状的固体。有些晶体带结晶水，有些不带结晶水。

结晶：形成晶体的过程

结晶的两种方法 $\left\{ \begin{array}{l} \text{蒸发结晶，如 NaCl（海水晒盐）} \\ \text{降温结晶（冷却热的饱和溶液），如 KNO}_3 \end{array} \right.$

7. 溶解度曲线

(1)溶解度曲线上“点”的意义：

①溶解度曲线下方的点：表示溶液所处的状态是不饱和状态。

②溶解度曲线上方的点：表示溶液所处的状态是过饱和状态，这时溶液不仅已经达到饱和状态，而且溶质还有多余，或者溶质会从溶液中析出。

③溶解度曲线上的点：表示的是某温度下某种物质的溶解度。

④两条溶解度曲线的交点：表示在这点所对应的温度下，两种物质的溶解度相等，而且两种物质饱和溶液的溶质质量分数也相等。

(2)溶解度曲线的意义

溶解度曲线表示某物质在不同温度下的溶解度或溶解度随温度的变化情况。曲线的坡度越大，说明溶解度受温度影响越大；反之，说明受温度影响较小。

(3)从点、线、面三方面来分析溶解度曲线的意义与应用

①点的应用

根据已知温度查出有关物质的溶解度；

根据物质的溶解度查出对应的温度；

比较相同温度下不同物质溶解度的大小或者饱和溶液中溶质的质量分数的大小。

②线的应用

根据溶解度曲线，可以看出物质的溶解度随着温度的变化而变化的情况；

根据溶解度曲线，比较在一定温度范围内的物质的溶解度大小；

根据溶解度曲线，选择分离某些可溶性混合物的方法。

③面的应用

如果要使不饱和溶液（曲线下部的一点）变成对应温度下的饱和溶液，方法有两种：第一种方法是向该溶液中添加溶质使之到达曲线上；第二种方法是蒸发一定量的溶剂。

8. 溶质质量分数与溶解度计算

(1)溶液是混合物，它是由溶质和溶剂组成，所以：m(溶液)=m(溶质)+m(溶剂)

(2)溶液的浓度：一般可以理解为溶质与溶液的比，比值越大，浓度越大。常用溶质质量分数来表示。

溶质的质量百分数：溶质的质量占全部溶液质量的百分比来表示的溶液的浓度。

$$\text{溶质的质量百分数}(c\%) = \frac{\text{溶质的质量}}{\text{溶液的质量}} \times 100\% = \frac{\text{溶质的质量}}{\text{溶质的质量} + \text{溶剂的质量}} \times 100\%$$

$$\text{即 } c\% = \frac{m(\text{溶质})}{m(\text{溶液})} \times 100\% \text{ 则 } m(\text{溶质}) = m(\text{溶液}) \times c\% = V(\text{溶液}) \cdot \rho(\text{溶液}) \cdot c\%$$

(3) 溶质质量分数与溶解度的关系

	溶解度(S)	溶质的质量百分数(c%)
区别	①表示溶质溶解性的大小 ②受温度影响 ③溶剂必定是 100g ④一定是饱和溶液 ⑤以 (g / 100g 水) 为单位	①表示溶液的浓度 ②不受温度影响 ③溶剂质量可以是任意(每 100g 溶液中含有溶质的量) ④不一定是饱和溶液 ⑤无单位
意义	一定温度下, 100g 溶剂(水)所能溶解溶质的最大量(g)	溶质的质量与溶液质量的百分比
联系与换算	已知: 一定 t℃下某饱和溶液中溶质质量分数为 c%, 求: 该 t℃下的溶解度为多少? $\frac{S}{100 + S} = \frac{c}{100}$ $S = \frac{100c}{100 - c}$	已知: 一定 t℃下某物质的溶解度为Sg/100g 水, 求该物质 t℃下饱和溶液的溶质质量分数为多少? $c\% = \frac{S}{100 + S} \times 100\%$ 同温度, 同物质的饱和溶液: S > c

9. 测定溶液的酸碱性:

(1) 酸碱指示剂: (不能准确测定溶液酸碱度)

酸碱性	酸性	中性	碱性
石蕊	红色	紫色	蓝色
酚酞	无色	无色	红色
酸碱度	pH<7	pH=7	pH>7

物质	盐酸	氯化铵	氯化钠	碳酸氢钠	碳酸钠	澄清石灰水
酸碱性	酸性		中性	碱性		

(2) 比较溶液的酸碱性: 用 pH 试纸 (能测定溶液酸碱度)

pH=7 的溶液是中性溶液;

pH<7 的溶液是酸性溶液(包含酸溶液和一些盐溶液); pH 越小, 酸性越强;

pH>7 的溶液是碱性溶液(包含碱溶液和一些酸溶液); pH 越大, 碱性越强。所

用仪器: 玻璃棒

实验过程: 用玻璃棒蘸取试液后沾到 pH 试纸上, 把试纸呈现的颜色和比色卡对照

(3) 溶液的酸碱性与生活关系

生活中的 pH:

溶液	血液	胃液	尿液	胆汁	唾液	正常雨水	酸雨
pH	7.35~7.45	0.8~1.5	5.0~7.0	6.8~7.4	6.5~7.4	5.6	<5.6

2.1 空气和氧气

一、空气的组成

1. 空气的成分和组成

空气成分	O ₂	N ₂	CO ₂	稀有气体	其它气体和杂质
体积分数	21%	78%	—	—	—

(1) 氮气

通常状况下，氮气是无色、无味的气体，难于水。常温下化学性质稳定。氮气不支持燃烧也不供给呼吸。它是制造硝酸和化肥的重要原料；根据氮气常温下化学性质稳定，氮气可用作保护气，如焊接金属时常用氮气作保护气，食品包装时充氮气以防腐；医疗上可用液氮作冷冻剂等。

(2) 稀有气体

氦气、氖气、氩气、氪气、氙气、氡气等气体在空气中含量少且化学性质稳定，化学上把它们总称为稀有气体，又称惰性气体。稀有气体通常可用作保护气；稀有气体通电时会发出各种颜色的光，可用作霓虹灯等。

(3) 臭氧(O₃)是大气中一种很重要的气体，它的重要性质是抵御紫外线，保护地球上的生物免受紫外线伤害。

2. 空气中氧气含量的测定

(1) 实验原理：利用磷燃烧消耗空气中的氧气，从而使容器内形成负压，打开止水夹后，水进入容器内。进入容器中的水的体积，可粗略地认为是空气中所含氧气的体积。

(2) 实验步骤及现象：

①在集气瓶中放入少量水（用于溶解生成的五氧化二磷，同时可吸收燃烧产生的热，有利于瓶内降温），做上记号，并将瓶内剩余体积均分为五等分。

②用止水夹夹紧乳胶管，点燃燃烧匙内的红磷后，立即伸入集气瓶中并把塞子塞紧。观察到红磷燃烧，产生浓厚的白烟。

③红磷熄灭后，冷却至室温，打开止水夹，观察到水进入集气瓶内，最终水面在五分之一记号处。

(3) 实验结论：

①空气是混合物；

②O₂约占 1/5，可支持燃烧；

③其它气体约占 4/5，不支持燃烧，也不能燃烧，难溶于水

(4) 实验反思与改进：

①反应物选择及用量：

选择过量的红磷是为了将氧气完全转化为固体物质，形成压强差，水倒流占据氧气体积，便于观察。

如果选择碳或者硫，则会形成气态物质，无法形成压强差，需在右侧烧杯中使用氢氧化钠溶液，可以吸收产物二氧化碳和二氧化硫，同样可以形成压强差，实验也可以成功。

如果选择铁丝，则由于不能在空气中燃烧而无法消耗氧气，实验无法成功。

镁条呢？然而，由于镁会与氧气、氮气、二氧化碳均发生反应，则最终水倒流占据了三者体积和，显然远大于五分之一，实验无法成功。

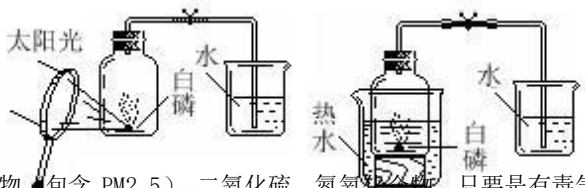
②气密性：

该实验涉及气体体积测量，需在实验开始前进行气密性检查，在实验过程中也需保持气密性良好，红磷需先引燃后放入集气瓶，插入燃烧匙时，瓶口的气体已经受热膨胀，造成气体逸出，压强差会增大，最终测量结果会偏大。如何改善实验过程呢？

如右图所示，用着火点较低的白磷代替红磷，用聚光、热传递等方式引燃白磷，确保实验过程的气密性良好。

③温度：

温度升高，则气体受热膨胀，压强增大，则瓶内压强与大气压强差值变小，水流入量偏小，为避免温度对实验的影响，需冷却到室温后打开止水夹。



3. 空气的污染及防治：(1) 明确空气质量三大指标：可吸入颗粒物（包含 PM2.5）、二氧化硫、氮氧化物。只要有有毒气体，均为大气污染气体，如 CO、H₂S 等。

二氧化硫会造成酸雨，其主要来源是工业上大量燃烧含硫燃料，如煤炭燃烧。

(2) 防治：

为了使天更蓝，人类正在积极行动，如加强大气质量监测，改善环境状况；使用清洁能源，改善环境状况；积极植树、造林、种草等，以保护环境。

(3) 目前环境污染问题：

臭氧层破坏 温室效应 (CO₂等)

酸雨 (SO₂等)

二、氧气的性质：

1. 氧气的物理性质

常温下，氧气是无色无味的气体，难溶于水，密度比空气略大。

2. 氧气

(1) 氧气的化学性质：支持燃烧，供给呼吸。

检验氧气：用带火星的木条伸入瓶内，复燃则是氧气。

(2) 氧气与很多物质反应现象

物质	化学方程式	现象
木炭	$\text{C} + \text{O}_2 \xrightarrow{\text{点燃}} \text{CO}_2$	剧烈燃烧，放热，在空气中发红光，在氧气中发出白光，产生使澄清石灰水变浑浊的气体。
磷	$4\text{P} + 5\text{O}_2 \xrightarrow{\text{点燃}} 2\text{P}_2\text{O}_5$	剧烈燃烧，放热，产生大量白烟，生成白色固体。
硫	$\text{S} + \text{O}_2 \xrightarrow{\text{点燃}} \text{SO}_2$	剧烈燃烧，放热，在空气中发出微弱的淡蓝色火焰，而在氧气中发出明亮的蓝紫色火焰，产生有刺激性气味的气体。
镁	$2\text{Mg} + \text{O}_2 \xrightarrow{\text{点燃}} 2\text{MgO}$	在空气中，剧烈燃烧，放热，发出耀眼的白光，生成白色固体。
铁	$3\text{Fe} + 2\text{O}_2 \xrightarrow{\text{点燃}} \text{Fe}_3\text{O}_4$	在纯氧中，剧烈燃烧，放热，火星四射，生成黑色固体。
氢气	$2\text{H}_2 + \text{O}_2 \xrightarrow{\text{点燃}} 2\text{H}_2\text{O}$	淡蓝色火焰，放热，在火焰上方罩一个干而冷的烧杯，烧杯内壁有水珠生成

注意：

① 铁燃烧实验：

需将铁丝绕成螺旋状的目的：增大与空气接触面积，使反应容易发生。

燃烧时需用火柴引燃：提高温度，使其达到铁的着火点。

火柴几乎熄灭时插入集气瓶内：防止火柴消耗过多氧气，影响铁丝的燃烧。

要在集气瓶底部放少量水或细砂的目的：防止溅落的高温熔化物 Fe₃O₄ 炸裂瓶底。

铁在空气中不可燃烧：氧气浓度越高，可燃物燃烧程度越剧烈。

② 硫燃烧实验：

要在集气瓶底部放少量水：吸收二氧化硫，防止污染空气。

2.2 碳及其化合物

一、碳的单质

1. 碳的同素异形体

	物理性质	用途
金刚石	天然物质里最硬的物质	做装饰品、制钻头和切割玻璃、大理石
石墨	质很软、滑腻、熔点高、导电、传热	高温润滑剂，电极，制铅笔芯，坩埚等
C60		超导材料等

说明：无定形碳是混合物，不是碳同素异形体，如木炭、焦炭、活性炭（吸附性）、炭黑。

2. 碳的化学性质

(1) 常温下, 碳的化学性质不活泼 (稳定性)。

(2) 可燃性——碳可做燃料

完全燃烧(氧气充足)生成 CO_2 : $\text{C} + \text{O}_2 \xrightarrow{\text{点燃}} \text{CO}_2$

不完全燃烧(氧气不充足)生成 CO : $2\text{C} + \text{O}_2 \xrightarrow{\text{点燃}} 2\text{CO}$

(3) 还原性——碳可作还原剂, 用于冶炼金属

碳还原氧化铜: $\text{C} + 2\text{CuO} \xrightarrow{\text{高温}} 2\text{Cu} + \text{CO}_2 \uparrow$ (碳过量时生成 CO 。)

碳还原氧化铁: $3\text{C} + 2\text{Fe}_2\text{O}_3 \xrightarrow{\text{高温}} 2\text{Fe} + 3\text{CO}_2 \uparrow$ (碳过量时生成 CO 。)

碳还原二氧化碳: $\text{C} + \text{CO}_2 \xrightarrow{\text{高温}} 2\text{CO}$ (工业上制一氧化碳。)

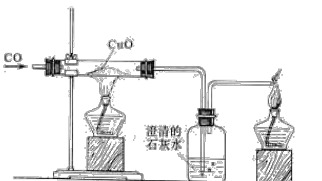
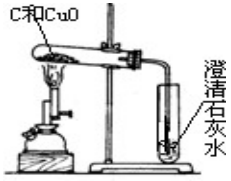
工业制造水煤气(方程式): $\text{C} + \text{H}_2\text{O} \xrightarrow{\text{高温}} \text{CO} + \text{H}_2$ (水煤气: H_2 与 CO 的混合气体。)

二、碳的氧化物

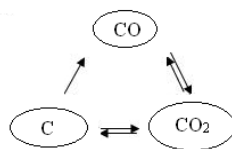
1. 一氧化碳与二氧化碳

物质		二氧化碳 (CO_2)	一氧化碳 (CO)
组成		均由碳元素与氧元素组成	
物理性质		无色无味气体, 密度比空气大能溶于水, 是造成温室效应的主要气体。	无色无味的气体, 密度比空气略小, 难溶于水、有毒
化学性质	与水反应	$\text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O} \downarrow \rightarrow \text{H}_2\text{CO}_3$	不反应
	与碱反应	使澄清石灰水变浑浊: $\text{CO}_2 + \text{Ca}(\text{OH})_2 \downarrow \rightarrow \text{CaCO}_3 \downarrow + \text{H}_2\text{O}$ 通入过量的 CO_2 石灰水又变澄清: $\text{CO}_2 + \text{CaCO}_3 + \text{H}_2\text{O} \downarrow \rightarrow \text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$	不反应
	可燃性	不可燃	可燃
	还原性	无	有: $\text{CO} + \text{CuO} \xrightarrow{\Delta} \text{Cu} + \text{CO}_2$
毒性		无毒但体积分数过大时会导致人缺氧而窒息	有剧毒, 能与血液中的 <u>血红蛋白</u> 结合, 造成生物体缺氧
用途		灭火剂, 做制冷剂, 工业原料 (制汽水、纯碱)	作气体燃料; 作还原剂冶炼金属
相互转化		$\text{CO}_2 \xrightleftharpoons[\text{+ O}_2/\text{点燃}]{\text{C}/\text{高温}} \text{CO}$	

2. 一氧化碳与碳还原氧化铜的比较

	CO 还原 CuO	C 还原 CuO
化学方程式	$\text{CO} + \text{CuO} \xrightarrow{\Delta} \text{Cu} + \text{CO}_2$	$\text{C} + 2\text{CuO} \xrightarrow{\text{高温}} 2\text{Cu} + \text{CO}_2 \uparrow$
装置图		
装置特点	因 CO 有毒, 增加了尾气处理装置, 防止 CO 污染空气	①试管口略向下倾斜; ②反应需高温;
操作步骤	反应前需检验气体纯度。还原过程分四步: 一通, 二点, 三撤, 四停。	①检查气密性; ②装药品固定试管; ③点燃; ④移导管, 熄灭酒精灯。
实验现象	①黑色 CuO 变成红色; ②生成的气体使澄清石灰水变浑浊	①黑色固体逐渐减少; ②有光亮红色固体生成; ③生成的气体使澄清石灰水变浑浊

3. 碳及其氧化物的转化关系



三、家用燃料

1. 燃烧的定义

具有剧烈的发光发热现象的化学反应，称作可燃物的燃烧。

2. 燃烧的条件

(1) 存在可燃物

(2) 可燃物接触助燃剂：最常见的就是空气中的氧气。二氧化碳气体也可作为某活泼金属(例如钠、镁)的助燃剂(如： $2\text{Mg}+\text{CO}_2$

$\xrightarrow{\text{点燃}}$ $2\text{MgO}+\text{C}$ ，现象：剧烈燃烧，发出白光，生成白色粉末和黑色固体)。

(3) 温度达到着火点：着火点指可燃物着火燃烧所需的最低温度。

注意：三个条件同时满足才能发生燃烧现象，缺一不可。

3. 灭火的原理

消除可燃物或使可燃物与其他物品隔离，隔绝氧气(或空气)，以及使温度降到着火点以下，都能达到灭火的目的。

4. 燃料的充分燃烧

不间断地鼓入足量的空气(氧气)；

增大接触面积，把固体燃料进行粉碎，把液体燃料喷成雾状；

有效改进设备，防止反应热量的散失。

5. 常见的家用燃料

天然气：主要成分是甲烷，是一种气体化石燃料。甲烷是一种无色无味的气体，极难溶于水，密度比空气小，所以实验室可以用排水法或向下排空气法收集。甲烷是一种可燃性气体，点燃前必须先验纯，纯净的甲烷在空气中安静燃烧，火焰呈浅蓝色，生成二氧化碳和水。燃烧产物无污染，所以天然气是一种清洁(或绿色)能源。

氢能是最理想的绿色能源，理由是来源广泛，燃烧生成水，无污染，燃烧产生的热量多等。

2.3 酸碱盐

一、酸

1. 酸的组成：

酸是仅由氢元素和酸根组成的化合物。

【注意】以下物质不是酸： NaHCO_3 、 H_2O 。

2. 酸的分类：

①有机酸和无机酸：

常见的无机酸： HCl 、 HNO_3 、 H_2SO_4 、 H_2CO_3

常见的有机酸： CH_3COOH (乙酸)、 HCOOH (甲酸)

②无机酸按酸分子中氢原子个数不同，分为：一元酸、二元酸、三元酸。

如： HCl HNO_3 为一元酸； H_2SO_4 H_2CO_3 为二元酸； H_3PO_4 为三元酸。

有机酸按照 COOH 的个数不同，分为一元酸、二元酸如：

CH_3COOH 为一元酸

③按是否含有氧分为：含氧酸和无氧酸

含氧酸的命名规则为“某酸”：例如 H_2CO_3 命名为碳酸无

氧酸的命名规则为“氢某酸”：例如 H_2S 命名为氢硫酸

3. 酸的通性

酸的组成中均含有氢，因此酸具有相似的性质。

①酸溶液与指示剂反应。

酸的名称	石蕊试液	蓝色石蕊试纸	酚酞试液	pH 试纸
盐酸	红色	红色	无色	<7
稀硫酸	红色	红色	无色	<7
碳酸	红色	红色	无色	<7

②酸 + 活泼金属（活动性顺序表中排在 H 前的金属）→ 盐 + H₂↑

铁钉和盐酸反应： $\text{Fe} + 2\text{HCl} \rightarrow \text{FeCl}_2 + \text{H}_2 \uparrow$ 现象：铁钉溶解，有气泡产生，溶液逐渐变为浅绿色。

【注意】一般采用稀硫酸或者稀盐酸，浓盐酸挥发性太强，产生的氢气中含有大量氯化氢气体，浓硫酸或硝酸与金属反应不产生氢气。

③酸与某些盐反应：

(1) 与碳酸盐、碳酸氢盐反应生成二氧化碳：

实验室制取二氧化碳： $\text{CaCO}_3 + 2\text{HCl} \rightarrow \text{CaCl}_2 + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2 \uparrow$ 实验现象：有气泡产生

小苏打可以缓解胃酸过多： $\text{NaHCO}_3 + \text{HCl} \rightarrow \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2 \uparrow$

(2) 与一些盐反应生成沉淀：

用氯化钡溶液检验硫酸： $\text{BaCl}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{BaSO}_4 \downarrow + 2\text{HCl}$ 实验现象是：有白色沉淀产生

用硝酸银溶液检验盐酸： $\text{AgNO}_3 + \text{HCl} \rightarrow \text{HNO}_3 + \text{AgCl} \downarrow$ 实验现象是：有白色沉淀产生

④ 中和反应：酸 + 碱 → 盐 + 水

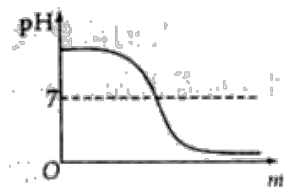
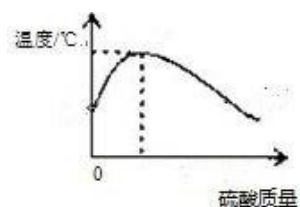
(1) 定义：酸和碱反应，生成盐和水并放出热量的反应称为中和反应。

如： $3\text{HCl} + \text{Fe}(\text{OH})_3 \rightarrow \text{FeCl}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$ 实验现象是：红褐色沉淀逐渐溶解，溶液变为棕黄色。 $\text{H}_2\text{SO}_4 + 2\text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$ 无法观察到明显现象。

(2) 中和过程中温度和 pH 变化

以将稀硫酸注入氢氧化钠溶液为例：

温度变化曲线： pH 变化曲线：



(3) 中和反应的应用：

$\text{Ca}(\text{OH})_2$ ：改良酸性土壤。

$\text{Mg}(\text{OH})_2$ 、 $\text{Al}(\text{OH})_3$ ：治疗胃酸过多。

⑤ 酸 + 金属氧化物 → 盐 + 水

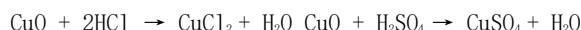
碱性氧化物定义：像氧化铁、氧化铜，能跟酸反应生成盐和水的氧化物叫做碱性氧化物。大多数金属氧化物是碱性氧化物。

稀盐酸或稀硫酸除铁锈：



实验现象：锈逐渐减少，溶液由无色变成黄色

黑色的氧化铜跟稀盐酸或稀硫酸反应：



实验现象是：黑色的固体逐渐溶解，溶液由无色变成蓝色。

4. 常见的酸

①盐酸

(1) 盐酸的物理性质：

盐酸是无色透明的液体，有刺激性气味，具有挥发性。

【注意】纯净的盐酸为无色液体，工业盐酸因含 FeCl_3 而显黄色。

(2) 挥发性：

盐酸浓度越大，挥发性越强。浓盐酸瓶口出现白雾，这是由于挥发出来的氯化氢气体与空气中的水蒸气接触，又形成盐酸小液滴的缘故。

盐酸具有挥发性，所以实验室必须密封保存，敞口放在空气中，溶质质量减小，溶液浓度会变小。

②硫酸

(1) 物理性质：

纯净的硫酸是无色、粘稠、油状的液体，不易挥发，易溶于水并放出大量的热。

浓硫酸稀释时，需把浓 H_2SO_4 沿容器壁慢慢注入水中且边倒边搅拌，切不可将水倒入浓硫酸。

皮肤上沾上浓硫酸，先用棉布吸去酸，后用清水冲洗，再用 3%~5% 的小苏打溶液冲洗

(2) 吸水性：

浓硫酸吸收空气中的水蒸气，使溶质的质量分数减小，没有生成新物质，是物理变化。由于浓硫酸具有吸水性，所以实验室必须

密封保存。

利用浓硫酸具有吸水性，在实验室可以用作干燥剂，除碱性的氨气不可以，几乎可以干燥所有的气体。

(3) 脱水性：

原物质中没有水，将原物质中的氢、氧两种元素按水的组成比(2:1)脱去，是化学变化。

浓硫酸点到 pH 试纸上，试纸变成黑色，因此无法用 pH 试纸检测浓硫酸酸碱度。

二、常见的碱

1. 碱的组成：

碱是仅由金属元素（或铵根）和氢氧根组成的化合物。

2. 碱的分类

按照溶解性： $\left\{ \begin{array}{l} \text{可溶性碱：NaOH, KOH, Ba(OH)}_2, \text{Ca(OH)}_2, \text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O} \\ \text{难溶性碱：其余的碱，如：Cu(OH)}_2、\text{Fe(OH)}_3 \end{array} \right.$

按照碱性强弱： $\left\{ \begin{array}{l} \text{强碱：NaOH, KOH, Ba(OH)}_2, \text{Ca(OH)}_2 \\ \text{弱碱：其余的碱，如 NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O} \end{array} \right.$

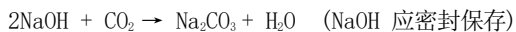
3. 碱的通性

① 碱溶液能使指示剂变色：

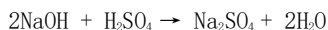
碱溶液使紫色石蕊溶液变蓝，使无色酚酞溶液变红。

② 与非金属氧化物反应生成盐和水

酸性氧化物：像二氧化碳、二氧化硫等能跟碱溶液反应生成盐和水的氧化物叫做酸性氧化物。非金属氧化物大多是酸性氧化物。



③ 与酸发生中和反应



④ 与某些盐反应



4. 常见的碱

① 氢氧化钠与氢氧化钙

	NaOH	Ca(OH) ₂
俗称	烧碱、火碱、苛性碱	熟石灰、消石灰。其水溶液称为“石灰水”
物理性质	色、态	白色粉末状固体
	溶解性	微溶于水（无明显放热），溶解度随温度升高而减小
	潮解	能吸收少量水分
	腐蚀性	有腐蚀性(腐蚀性不强，故用 Ca(OH) ₂ 改良酸性土壤)
变质	NaOH 敞口放在空气中容易与空气中的二氧化碳反应而发生变质，因此氢氧化钠需密封保存。 $2\text{NaOH} + \text{CO}_2 \rightarrow \text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O}$	Ca(OH) ₂ 敞口放在空气中容易与空气中的二氧化碳反应而发生变质 $\text{Ca(OH)}_2 + \text{CO}_2 \rightarrow \text{CaCO}_3 \downarrow + \text{H}_2\text{O}$
用途	1、重要的化工原料：制肥皂、石油、造纸等 2、生活中用于除油 3、作干燥剂（不能干燥酸性气体 SO ₂ 、CO ₂ 等）	1、用于建筑业 2、制漂白粉 3、农业：改良土壤酸性、 配置农药波尔多液（CuSO₄ 和 Ca(OH)₂）
说明	碱石灰（NaOH 和 CaO 的混合物）常作干燥剂，其中 NaOH 通过潮解吸水（物理变化），而 CaO 通过化合反应吸水（化学变化）（ $\text{CaO} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Ca(OH)}_2$ ），且生石灰(CaO)吸水能力强。	

② Cu(OH)₂：蓝色粉末固体，难溶于水。

③ Fe(OH)₃：红褐色同体，难溶于水。

三、盐

1. 盐的组成：

盐是由金属元素（或铵根）和酸根组成的化合物。

2. 盐的分类和命名：

① 分类

正盐：只由金属元素（或铵根）和酸根组成的盐。如：NaCl、K₂SO₄

酸式盐：金属元素（或铵根）和酸式酸根组成的盐。

如： NaHCO_3 、 KHSO_4 、 NaHS

复盐，如： $\text{KAl}(\text{SO}_4)_2$ ，读作“硫酸铝钾”。

② 命名

含有相同的酸根：某酸盐。如含硫酸根的盐（ CuSO_4 、 K_2SO_4 、 CaSO_4 等）统称为“硫酸盐”

含有相同的金属元素：某盐。如含K元素的盐（ KCl 、 K_2SO_4 、 K_2CO_3 等）统称为“钾盐”

3. 盐的溶解性

溶解性口诀：

钾钠铵硝四盐皆可溶；

硫酸盐中钡不溶；（硫酸钙，硫酸银微溶）

盐酸盐中银不溶；

碳酸盐只溶钾钠铵。

其中硫酸钡、氯化银超级难溶，既不溶于水也不溶于酸

【记忆技巧】

常见八个沉淀：

$\text{Fe}(\text{OH})_3$ 、 $\text{Cu}(\text{OH})_2$ 、 $\text{Al}(\text{OH})_3$ 、 $\text{Mg}(\text{OH})_2$ 、 CaCO_3 、 BaCO_3 、 AgCl 、 BaSO_4

红褐色蓝色不溶于水，也不溶于强酸。

4. 盐溶液的颜色

无色——多数

蓝色：铜盐溶液—— CuCl_2 、 CuSO_4 、 $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$

浅绿色：亚铁盐溶液—— FeCl_2 、 FeSO_4 、 $\text{Fe}(\text{NO}_3)_2$

黄色：铁盐溶液—— FeCl_3 、 $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$ 、 $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$

5. 盐的通性

① 金属+盐溶液→新金属+新盐

条件：前换后（K、Ca、Na除外）、盐必溶；混合盐溶液中，间隔大先进行

金属活动性顺序：K Ca Na Mg Al Zn Fe Sn Pb (H) Cu Hg Ag Pt Au

② 酸+某些盐→酸+盐

条件：生成气体或者沉淀

$\text{HCl} + \text{AgNO}_3 \rightarrow \text{HNO}_3 + \text{AgCl} \downarrow$ （检验盐酸盐）

$\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{BaCl}_2 \rightarrow 2\text{HCl} + \text{BaSO}_4 \downarrow$ （检验硫酸盐）

$2\text{HCl} + \text{CaCO}_3 \rightarrow \text{CaCl}_2 + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2 \uparrow$ （实验室制 CO_2 ）

③ 碱+盐→新碱+新盐

条件：可溶性碱和可溶性盐生成难溶性物质或弱碱

$\text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{Na}_2\text{CO}_3 \rightarrow \text{CaCO}_3 \downarrow + 2\text{NaOH}$

$2\text{NaOH} + \text{CuSO}_4 \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{Cu}(\text{OH})_2 \downarrow$

④ 盐+盐→新盐+新盐

条件：两种可溶性盐生成一种或两种难溶性盐

$2\text{AgNO}_3 + \text{BaCl}_2 \rightarrow \text{Ba}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{AgCl} \downarrow$

$\text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{CaCl}_2 \rightarrow 2\text{NaCl} + \text{CaCO}_3 \downarrow$

四、金属

1. 金属的物理性质

金属的用途	对应的金属物理性质
①把金制成耳环	(1) 延展性
②用铜丝做电线	(2) 导电性
③用铁制铁锅	(3) 延展性，导热性
④用铝做铝箔	(4) 延展性

2. 金属的化学性质

(1) 金属与酸的置换反应

在金属活动性顺序里，只有排在氢前面的金属才能置换出酸中的氢。

如： $\text{Zn} + \text{H}_2\text{SO}_4(\text{稀}) \rightarrow \text{ZnSO}_4 + \text{H}_2 \uparrow$ ， $\text{Mg} + 2\text{HCl} \rightarrow \text{MgCl}_2 + \text{H}_2 \uparrow$

(2) 金属与盐溶液的置换反应

在金属活动性顺序里，排在前面的金属（K、Ca、Na 除外）能把排在后面的金属从其盐溶液中置换出来，且盐必须溶于水，否则不反应。

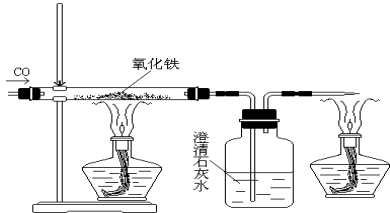
反应物	主要现象	化学方程式
铁和硫酸铜	铁丝表面覆盖一层红色金属； 溶液由蓝色变为浅绿色	$\text{Fe} + \text{CuSO}_4 \rightarrow \text{Cu} + \text{FeSO}_4$
铜和硝酸银	铜片表面覆盖一层银白色金属	$\text{Cu} + 2\text{AgNO}_3 \rightarrow 2\text{Ag} + \text{Cu}(\text{NO}_3)_2$

【注意】

- ①活泼金属与酸反应时，酸一般指的是稀盐酸或稀硫酸，当金属与浓硫酸或硝酸反应时，不产生 H₂。
- ②用金属跟盐溶液发生反应时，一般不用很活泼的 K、Ca、Na 等，因为这些金属常温下和水发生反应，而不能置换出盐溶液里的金属。
- ③Fe 参加与酸或盐溶液的置换反应时，生成物中铁元素为+2 价，不可写成+3 价铁的化合物。
- ④设计实验验证金属活动性顺序时，如果从与酸反应的剧烈程度来判断，则按控制变量的方式保证金属大小与薄厚相同，表面氧化膜都要用砂纸打掉，且所选择的酸的浓度、体积、温度都一样。如果从前置换后的角度来比较，可选择依次置换的方式来进行。

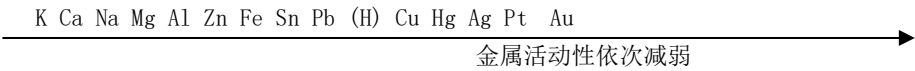
3. 金属的冶炼

一氧化碳炼铁的原理： $3\text{CO} + \text{Fe}_2\text{O}_3 \xrightarrow{\text{高温}} 2\text{Fe} + 3\text{CO}_2$ 。
实验室中一氧化碳与氧化铁反应的装置：



实验中产生的现象主要有哪三点：红棕色的氧化铁粉末逐渐变成黑色，同时澄清的石灰水逐渐变浑浊，尾气燃烧并产生淡蓝色火焰。

4. 金属活动性强弱



在金属活动性顺序中，排在氢前面的金属能置换出稀盐酸或稀硫酸中的氢，排在氢后面的金属不能置换出稀盐酸或稀硫酸中的氢。只有排在前面的金属，才能把排在后面的金属从它们的盐溶液中置换出来。

【注意】金属活动性顺序可采用“五元素一句”的方法记忆，即“钾钙钠镁铝，锌铁锡铅（氢），铜汞银铂金”。

五、化肥

种类	常用化肥	作用	缺乏时表现	使用注意事项
氮肥	铵态氮肥：NH ₄ Cl 等 硝态氮肥：KNO ₃ 有机肥：CO(NH ₂) ₂ (尿素)	促进植物茎叶生长	叶色枯黄	铵态氮肥不能与碱性物质共用，会放出氨气使肥效降低
磷肥	磷矿粉（主要成分：Ca ₃ (PO ₄) ₂ ）、 过磷酸钙、重过磷酸钙 （主要成分：Ca(H ₂ PO ₄) ₂ ）	使植物根系发达，增产	生长迟缓，产量降低	① 重过磷酸钙（主要成分：Ca(H ₂ PO ₄) ₂ ）可溶于水，磷的含量高，肥效好。
钾肥	草木灰（主要成分：K ₂ CO ₃ ）等	抗病虫害、抗倒伏	抗病虫害能力下降、易倒伏	都易溶于水。储存、运输过程中应防水、防雨。
复合肥	硝酸钾（KNO ₃ ）、等	同时供给几种养分，有效成分高	——	——

3.1 物质的量与化学方程式的计算

一、物质的量

1. **定义：**是国际单位制中 7 个基本物理量中的 1 个。物质的量常用 n 表示， 1mol 任何物质都约含 6.02×10^{23} 个微粒。
2. **单位：**摩尔(mol)
3. 物质的量、物质的质量和物质的微粒数可以相互转换，他们的关系如下：



二、有关化学方程式的计算：

1. 根据化学方程式计算的一般步骤

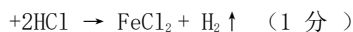
- (1) 根据题意设所求物质的物质的量为 $x \text{ mol}$ (用 x, y 等字母表示)；
 - (2) 写出正确的化学方程式；
 - (3) 求出有关物质间的物质的量之比 (即反应物或生成物前系数比)，并写在相应化学式的下边；
 - (4) 把已知量和未知量写在相应物质的量之比的下边 (已知量为质量，则需先换算为对应的物质的量)； (5)
- 列出比例式，求未知数；
- (6) 简明写出答案。

示例：若用 100g 盐酸与足量的滤渣反应能生成 0.2mol 氢气。那么：

(I) 该盐酸溶液含 HCl 物质的量是多少？

(II) 该盐酸的质量分数是多少？

设：盐酸溶液含 HCl 物质的量是 X 摩尔



2 1

$X \dots\dots\dots 0.2$

$$\frac{2}{X} = \frac{1}{0.2}$$

$$X = 0.4 \quad (\text{mol})$$

$$0.4 \times 36.5 / 100 = 0.146 \quad (14.6\%)$$

2. 常见题型：

- (1) 有关纯净物的化学方程式的计算，即：

已知反应物 (或生成物) 的质量，求生成物 (或反应物) 的质量；

已知一种反应物 (或生成物) 的质量，求另一种反应物 (或生成物) 的质量。

- (2) 含杂质 (杂质不参加反应) 的计算

化学方程式反映的是纯净物间的物质的量关系，若遇到不纯物 (如石灰石、盐酸溶液等) 时，应先把不纯物的质量换算成纯净物质量，再求出对应的物质的量。

$$\text{纯物质的质量} = \text{不纯物质的质量} \times \text{纯度} = \text{不纯物质的质量} \times (1 - \text{杂质的质量分数})$$

$$\text{溶质的质量} = \text{溶液的质量} \times \text{溶液浓度}$$

3.2 化学式计算

一、相对原子质量

1. **相对原子质量：**是以一种碳原子质量的 $1/12$ (约为 $1.66 \times 10^{-27}\text{kg}$) 作为标准，其他原子的质量跟它相比较所得的数值。
2. **相对分子质量：**化学式中各原子相对原子质量的总和。相对分子质量有时叫式量。

二、摩尔质量：

1. **定义及单位：**1 摩尔物质的质量，其单位是 g/mol (或写作 $\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$)。
2. 摩尔质量的数值等于相关物质的相对原子质量或相对分子质量。

示例：胆矾 ($\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$) 的摩尔质量 = $64 + (32 + 16 \times 4) + 18 \times 5 = 250 \quad (\text{g/mol})$

三、化学式相关计算

1. 化学式中原子个数比：

示例： H_2O 中氢原子和氧原子个数之比=2:1

2. 化学式中元素物质的量之比：

示例： Na_2S 中钠元素和硫元素的物质的量之比=2:1

2. 元素质量比：是所含元素的质量比，等于微观上每个分子中各种原子的个数与相对原子质量的乘积之比。

示例：胆矾中铜元素和氧元素的物质的量之比： $m(\text{Cu}):m(\text{O}) = 1 \times 64 : (4+5) \times 16 = 4:9$

$\frac{2N}{(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4}$ 3. 元素质量分数：宏观上化合物中某元素的质量分数等于微观上化合物的每个分子中该元素的原子的相对原子质量总和与化合物的化学式量之比。

示例：硫酸铵中氮元素的质量分数 $= \frac{2N}{(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4} \times 100\% = 21.2\%$

4.1 实验仪器与基本操作

一、实验仪器

1. 能识别并写出下列常用仪器的名称。

试管、烧杯、烧瓶、锥形瓶、胶头滴管、量筒、漏斗，长颈漏斗、集气瓶、玻璃片、玻璃棒、水槽、表面皿、蒸发皿、酒精灯、试剂瓶、铁架台（附铁圈或铁夹）、石棉网、药匙、试管夹、试管架、试管刷、燃烧匙、托盘天平（附砝码）/ 电子天平。

2. 知道下列常用仪器的使用方法和适用范围，并能正确使用。

试管、胶头滴管、玻璃棒、试剂瓶、药匙、酒精灯、铁架台、石棉网、蒸发皿、烧杯、量筒、水槽、漏斗、托盘天平 / 电子天平。

量筒的刻度没有标出零值，不能加热，不能用作反应容器。

可以直接加热的仪器：试管、蒸发皿、燃烧匙等。

需要垫石棉网间接加热的仪器：烧杯、烧瓶、锥形瓶等。

3. 会画下列常用仪器的平面示意图。

试管、烧杯、漏斗、集气瓶、玻璃导管、玻璃棒。

二、实验基本操作

1. 药品的取用

(1) 取用固体药品：会取用粉末状或块状固体。

(2) 取用液体药品：会用细口瓶把液体药品倾倒入容器；会用胶头滴管把液体滴入容器。

取用药品若没有规定用量，一般情况下，液体取 1~2 mL，固体盖满试管底部即可。

2. 物质的称量和液体的量取

(1) 会使用托盘天平 / 电子天平称量物质。

(2) 会使用量筒量取液体。量筒规格要根据被量取液体的体积来进行选择，在保证量筒规格不小于被量取液体体积的情况下，选用最小量程的量筒，以避免增大误差或多次量取。

3. 物质的加热

(1) 会使用酒精灯。

(2) 了解酒精灯火焰构造与温度的关系：外焰温度最高，内焰温度较低，焰心温度最低，加热时应使用外焰。

(3) 会给物质加热，能区分直接在火焰上加热或必须垫上石棉网才能加热的情况。（例 9）

4. 溶液的配制

(1) 会溶解固体溶质。

(2) 会配制一定质量分数的溶液。溶液配制的步骤有计算、称量或量取、溶解或稀释。

5. 液体的过滤

(1) 会用滤纸和漏斗制作过滤器。过滤过程应注意“一贴、二低、三靠”：滤纸紧贴漏斗内壁；滤纸的边缘略低于漏斗口、漏斗内液面略低于滤纸边缘；倒入液体时，盛有液体的烧杯尖嘴与玻璃棒相靠，玻璃棒末端与滤纸三层部分相靠，漏斗下端管口与盛放滤液的烧杯内壁相靠。

(2) 会过滤液体。

6. 溶剂的蒸发

初步学会蒸发溶液中的溶剂。

7. 仪器的装配和洗涤

(1) 会连接常用仪器，装配实验装置。连接操作包括：将玻璃管插入带孔橡皮塞，玻璃管跟橡皮管连接，在烧瓶口（或锥形瓶口或试管口）塞上橡皮塞。

(2) 初步学会检查装置的气密性。常用的气密性检查方法：

方法一：将装置导管的一端伸入盛有水的烧杯中，若导管内的液面低于烧杯中的液面，则装置的气密性好。

方法二：将装置导管的一端伸入盛有水的烧杯中，用手掌紧握容器（或用酒精灯微热），若导管口有气泡逸出，冷却后导管中形成一段水柱且不下落，则装置的气密性好。

(3) 会使用试管刷洗涤试管、烧杯等仪器。

三、化学实验安全要求

1. 不能用手接触实验室所用的药品，更不得品尝药品的味道。绝对不允许把各种化学药品任意混合。用剩的药品应该交还实验室，未经教师允许，不能将药品带出实验室。
2. 可燃性气体（如氢气、一氧化碳等）与空气的混合气体遇火容易发生爆炸，因此这些气体的发生装置要远离明火。点燃可燃性气体前，必须先要检验气体的纯度。
3. 使用加热器加热时要小心，万一不小心而失火，一般的小火可用湿布或沙土覆盖着火的物体。火势大时可使用泡沫灭火器或二氧化碳灭火器。电器着火时，应先切断电源，再使用二氧化碳灭火器。
4. 实验室一般上海事故的处理

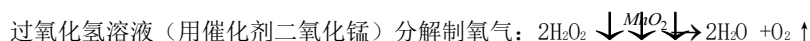
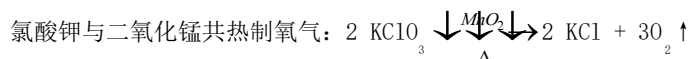
事故种类	处理方法
割伤	伤口保持干净，用酒精棉球擦净，涂上红药水，必要时敷上消炎粉包扎。严重时，送学校医务室。
烫伤（烧伤）	先用 75%酒精处理受伤处后，涂上玉树油或蓝油烃。如果损伤面大，深度达真皮，则应涂烫伤油膏，用纱布包扎，并迅速送学校医务室。
化学灼伤	皮肤上沾上浓硫酸，先用棉布吸去酸液，用清水、3%~5%小苏打溶液、清水逐一冲洗，必要时图上甘油。若有水泡，应涂上紫药水。若面积较大，紧急处理后送往医院。 皮肤被碱灼伤时，先用大量水冲洗，再用 2%硼酸或醋酸反复冲洗。若面积较大也应送往医院。 眼睛中溅入酸液，也先用大量水冲洗，再用 5%小苏打溶液冲洗。如眼睛剧痛，应迅速送往医院。

4.2 气体的有关实验

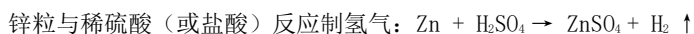
一、气体的制备

1. 实验室制取 O₂、H₂ 和 CO₂ 的反应原理

① 制取 O₂



② 制取 H₂



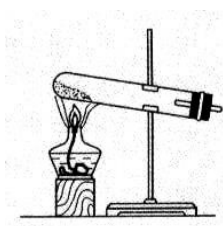
③ 制取 CO₂



2. 制取气体的装置

(1) 适用于固体加热的装置：

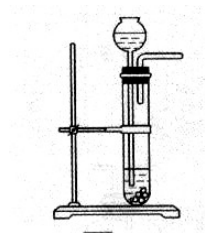
氯酸钾与二氧化锰共热，或者加热高锰酸钾制氧气，都属于加热固体反应物的类型，使用图中装置。



使用该装置时：

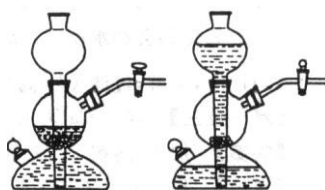
①先检查装置的气密性，然后加药品并固定试管。②固定试管时，要将试管底部略高于试管口。③加热时先进行预热，然后用酒精灯火焰的外焰集中加热药品。④如果用排水法收集氧气，刚开始产生的气泡不要收集。⑤收集气体完毕，停止加热前，应该先把导管移出水面，防止水倒流，引起试管爆裂。

(2) 适宜于固体与液体在常温下反应的装置：



①先检查装置的气密性，然后加固体药品。②装配时要考虑到长颈漏斗下端管口浸入液体中，起到液封作用，防止生成的气体从长颈漏斗管口逸出。

如果需要的气体量较大，并且要求控制反应的发生与停止，实验室常常使用启普发生器。



启普发生器

检验气密性：关闭启普发生器的导管活塞，向启普发生器中注入少量水，静置片刻；观察漏斗中液面的变化情况，如果漏斗中的液面不下降则说明该启普发生器的气密性良好，否则说明气密性不好。

当启普发生器右上方的活塞打开时，由于连通器原理，上方漏斗中的液体经下端管口进入中间容器，固体与液体接触发生反应。当活塞关闭时，中间容器内气压增大，将液体往下压，转而升到上方漏斗中，固体与液体脱离接触，反应停止。

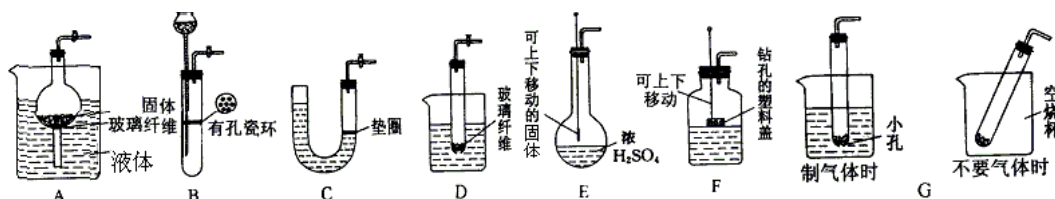
②简易装置启普发生器

据启普发生器的原理，还可以制成简易启普发生器。例如图，用多孔塑料片把大理石和液体隔开，当弹簧夹打开时，大理石和盐酸接触，发生反应；当弹簧夹关闭后，盐酸被反应产生的 CO_2 气压回长颈漏斗，与大理石分离，停止反应。用该装置制备 CO_2 可起到节约药品和取用方便的效果。

③使用范围：块状固体与液体反应，反应不需要加热，生成的气体难溶于水。

⑤优点：随开随用，随关随停

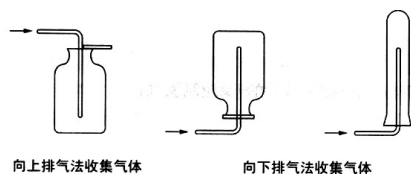
⑥常见变形装置



把握启普发生器能“随开随用，随关随停”的原因：关闭活塞，压强增大，固液分离，反应停止；即要实现固液分离则需要固体悬置、能形成气压差。

3. 收集气体的装置

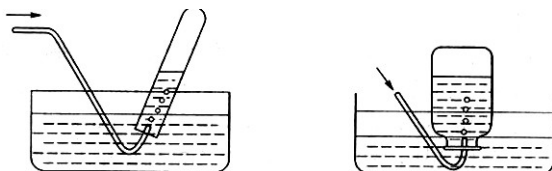
(1) 排气法气体收集装置：



向上排气法适宜收集气体密度大于空气的气体，如 CO_2 、 O_2 。

向下排气法适宜收集气体密度小于空气的气体，如 H_2 。

(2) 排水法气体收集装置：



难溶于水的气体可以用排水法收集，如 O_2 、 H_2 。

对可溶于水的气体则不能用排水法收集，如 CO_2 。

4. 气体的干燥和除杂

(1) 气体的干燥：

①通过盛浓硫酸的洗气瓶干燥气体。

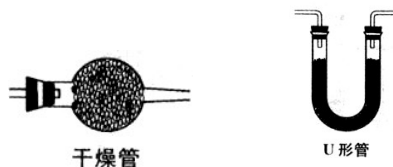
此法适宜干燥中性气体(如 H_2 、 O_2 、 CH_4 和 CO 等)及酸性气体(如 CO_2 、 SO_2 、 HCl 等)，不适宜干燥碱性气体 (NH_3)。

②通过盛无水氯化钙的干燥管或 U 形管干燥气体。

此法适宜干燥中性气体或酸性气体，不能干燥 NH_3 。

③通过盛碱石灰(CaO 与 NaOH 的混合物)的干燥管或 U 形管干燥气体。

此法适宜干燥中性气体及碱性气体，不能干燥酸性气体。



(2) 气体的除杂（提纯）：

除去气体中的杂质要选用合适的试剂及装置，达到既要除去杂质气体又不引入新的杂质气体的目的。

①除氯化氢(HCl)：由于 HCl 易溶于水并且呈酸性，可以通过盛水或 NaOH 稀溶液的洗气瓶除去。

②除二氧化碳(CO_2)或二氧化硫(SO_2)：两种气体溶于水均呈酸性，一般是通过盛 NaOH 溶液的洗气瓶，或者是盛碱石灰的干燥管（或 U 形管）除去。

③除氧气(O_2)：通过盛灼热铜粉的硬质玻璃管（称反应管）除去。

④除氢气(H_2)和一氧化碳(CO)：通过盛灼热氧化铜粉的硬质玻璃管（称反应管）除去。



5. 气体的检验

(1) 氧气的检验

检验：用带火星的木条伸入集气瓶中，木条复燃，证明是氧气。

验满：①排水法：集气瓶中的液面下降至瓶口或瓶口有气泡向外冒出则收满；

②向上排空气法：用带火星的木条放在瓶口，若木条复燃则证明氧气已满。

(2) 二氧化碳的检验

检验：向气体中导入澄清石灰水，石灰水变浑浊证明产生的气体是二氧化碳。

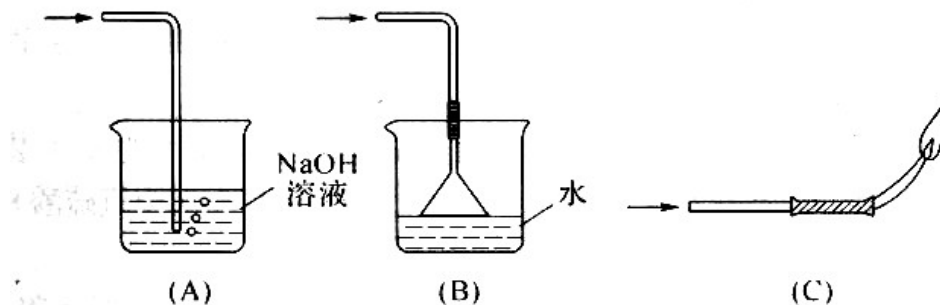
验满：用燃着的木条放在气体瓶口，木条熄灭证明二氧化碳已满。

(3) 氢气的验纯

用向下排空气法或排水法收集一试管氢气，集满氢气的试管用拇指堵住管口，管口朝下，立即移近酒精灯火焰，点燃试管里的氢气。点火后，根据声音判断氢气是否纯净，如果听到的是尖锐的爆鸣声，则表示氢气不纯，必须重新收集进行检验，直至听到“噗”的声音，才表明收集的氢气已经纯净，可以使用。

6. 尾气的处理装置

主要有三种尾气的处理装置：



- ① 若处理多余的一氧化碳气体，应采用 C 装置。
- ② 若吸收易溶于水的氯化氢气体，应采用 B 装置。
- (2) 若吸收二氧化碳气体，应采用 A 装置。

二、氢气与一氧化碳的还原性

	H ₂ 还原 CuO	CO 还原CuO
化学方程式	$\text{H}_2 + \text{CuO} \xrightarrow{\Delta} \text{Cu} + \text{H}_2\text{O}$	$\text{CO} + \text{CuO} \xrightarrow{\Delta} \text{Cu} + \text{CO}_2$
装置图		
装置特点	①试管口略向下倾斜；②通 H ₂ 的导管伸至试管底部于 CuO 上方。	因 CO 有毒，增加了尾气处理装置，防止 CO 污染空气。
操作步骤	反应前需检验气体纯度。还原过程分四步：一通，二点，三撤，四停。	
实验现象	①黑色 CuO 变成红色；②试管口有水滴生成，可以用无水硫酸铜粉末 来检验。	①黑色 CuO 变成红色；②生成的气体使澄清石灰水变浑浊。

4.3 物质的检验、鉴别与除杂

一、检验与鉴别：

1. 基本概念：

检验：根据物质的特性和特有的实验现象来确定是某种物质（辨别是否存在，确定是哪个）。

如：检验盐酸，一般需检验盐酸根和酸性，若其余物质均不含有盐酸根，可以通过检验盐酸根进行物质判断。

鉴别：根据物质的特性对多种物质作区分性判断。

如：鉴别盐酸、硫酸时只需抓住两者酸根不同，如加入氯化钡，产生沉淀的为硫酸，不产生沉淀的为盐酸。

2. 常见物质的检验：

物质	检验方法	实验现象
硫酸及可溶性硫酸盐	取少量待检验溶液或固体于试管，滴加 $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$ 溶液和稀硝酸	有白色沉淀产生，且该沉淀不溶于稀硝酸。
盐酸及可溶性盐酸盐	取少量待检验溶液或固体于试管，滴加 AgNO_3 溶液和稀硝酸	有白色沉淀生成，且该沉淀不溶于稀硝酸。
碳酸盐	取少量待检验溶液或固体于试管 转化为气体： ①加入稀盐酸或稀硝酸 ②生成的气体通入到澄清的石灰水中。 转化为沉淀： ○ 1 加入 BaCl_2 / $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$ / $\text{Ba}(\text{OH})_2$ / CaCl_2 / $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$ / $\text{Ca}(\text{OH})_2$ 溶液 ○ 2 往沉淀中滴加足量的稀硝酸	有气体生成，且该气体使澄清的石灰水变浑浊。 产生沉淀，加入稀硝酸后，沉淀完全溶解，并产生使石灰水变浑浊的气体

备注：混合物检验时，检验试剂尽量选择硝酸或者硝酸盐，盐酸或者氯化钡会引入盐酸根，可能干扰盐酸盐的检验。

3. 物质鉴别的方法：

(1) 沉淀法：待鉴别物质的溶液中，加入某种试剂，观察是否有沉淀产生，进行鉴别。

示例：鉴别 Na_2SO_4 溶液和 NaNO_3 溶液，可以滴加硝酸钡溶液，产生沉淀的为硫酸钠溶液。

(2) 气体法：根据某物质加入某一试剂，是否有气体产生，予以鉴别。

示例：鉴别 Na_2CO_3 溶液和 NaNO_3 溶液，可以滴加盐酸溶液，产生气体的为碳酸钠溶液。

(3) 溶解法：利用物质的溶解情况进行鉴别。

示例：鉴别 CaCO_3 固体和 NaCl 固体，仅需加水，能溶解的为 NaCl 。

(4) 溶解热法：利用物质溶于水，放热或吸热情况不同，予以鉴别。

示例：鉴别 NaOH 固体和 NaCl 固体，仅需加水，能放出大量热的是 NaOH 。

【记忆技巧】

溶于水放热的物质： NaOH 固体、 CaO 固体、浓硫酸。

(5) 颜色法：物质颜色不同，或与其它物质反应，生成不同颜色，达到鉴别的目的。

示例：鉴别 CuSO_4 固体和 NaCl 固体，加入水，水溶液为蓝色的为硫酸铜。

(6) 加热法：利用物质热稳定性不同，进行鉴别。

示例：鉴别 NH_4Cl 固体和 NaCl 固体，加热后固体质量不变的为 NaCl 。

(7) 焰色法：根据离子或单质的焰色反应，加以鉴别。

示例：鉴别 KCl 固体和 NaCl 固体，焰色反应，透过钴玻璃观察为紫色的是 KCl 。

二、除杂

1. 基本原理：

混合物的分离是指用物理、化学方法将混合物中的各组分分开，并恢复到原状态，得到比较纯的物质。物质的提纯则只要将杂质除

去即可。

2. 物理方法

方法			适用范围或原理	举例
物理方法	过滤法		①固体与液体混合物的分离 ②可溶性固体与不溶性固体混合物的分离	粗盐的提纯 KCl 与 MnO ₂ 的分离
	结晶法	蒸发结晶	①分离溶质与溶剂 ②除去易挥发的杂质	从含有 HCl 的NaCl 溶液中分离出固体 NaCl
		降温结晶	可溶性固体溶质溶解度受温度影响变化大小不同	分离 NaCl 与 KNO ₃ 的混合物

3. 化学方法

方法		适用范围或原理	举例
化学方法	固体分离方法	将杂质溶于某种试剂而除去	除 Cu 粉中的 Fe 粉, 可加适量稀硫酸, 再过滤: $\text{Fe} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{FeSO}_4 + \text{H}_2 \uparrow$
		将杂质转化为气体除去	除 CuO 粉中的C 粉, 可加热灼烧: $\text{C} + \text{O}_2 \xrightarrow{\text{灼烧}} \text{CO}_2$
		杂质受热易分解, 通过加热将杂质除去	除 CaO 中的CaCO ₃ 可加热: $\text{CaCO}_3 \xrightarrow{\text{高温}} \text{CaO} + \text{CO}_2 \uparrow$
	溶液分离方法	与杂质反应生成气体而除去	除 KCl 中混有的少量K ₂ CO ₃ , 可加适量 HCl: $2\text{HCl} + \text{K}_2\text{CO}_3 \rightarrow 2\text{KCl} + \text{CO}_2 \uparrow + \text{H}_2\text{O}$
		将杂质转化为沉淀过滤除去	除 KCl 中混有的少量CuCl ₂ , 可加适量 KOH: $\text{CuCl}_2 + 2\text{KOH} \rightarrow \text{Cu}(\text{OH})_2 \downarrow + 2\text{KCl}$
		调节 pH 除去酸、碱性物质	除 NaCl 中混有的少量 NaOH, 可加适量 HCl, 调节 pH=7: $\text{HCl} + \text{NaOH} \rightarrow \text{H}_2\text{O} + \text{NaCl}$
		将杂质通过置换反应而除去	除 FeSO ₄ 中的CuSO ₄ , 可加过量的铁粉, 再过滤: $\text{CuSO}_4 + \text{Fe} \rightarrow \text{Cu} + \text{FeSO}_4$
	气体分离方法	将混合气体通过多功能瓶, 洗气法	除氢气中混有的水蒸气, 可将气体通过浓硫酸。
		将杂质气体转化为所需气体	除二氧化碳中的一氧化碳, 可将混合气体通过灼热的氧化铜: $\text{CO} + \text{CuO} \xrightarrow{\text{灼热}} \text{Cu} + \text{CO}_2$

【记忆技巧】

不增：在除杂时，不能引入新的杂质；

不减：被提纯的物质不能大量减少或转变成其他物质；

易分：杂质容易被分离除去，操作简单易行；

优先：优先考虑物理方法；优先考虑能将杂质转变为被提纯物质的除杂方法。

4. 精盐提纯

粗盐经过溶解、过滤、蒸发后得到的精盐还是混合物，会含有可溶性杂质。如需将相关可溶性杂质去除，则需使用化学方法，对于试剂的选择需确保不能引入新杂质，因此加入的量需稍过量，必定引入新杂质，因此必须考虑新杂质除去的问题。

如：除去精盐可溶性杂质 MgCl₂、CaCl₂、Na₂SO₄ 的操作步骤：

(1) 溶解，滴加试剂：

加入稍过量的 BaCl₂(除去硫酸钠)

加入稍过量的 NaOH(除去氯化镁)

加入稍过量的 Na₂CO₃(除去氯化钙及过量的 BaCl₂)

【备注】Na₂CO₃ 需在 BaCl₂ 之后加入，确保过量的 BaCl₂ 被除去，NaOH 的顺序不限

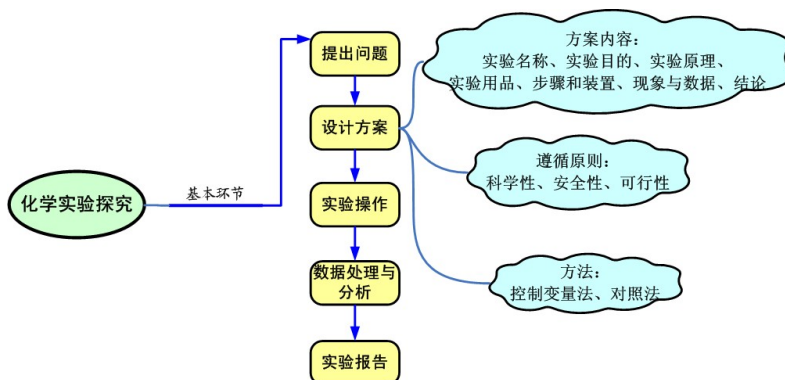
- (2) 过滤：滤出沉淀硫酸钡、氢氧化镁、碳酸钙、碳酸钡。
- (3) 除杂：向滤液中加入稍过量 HCl (除去过量的NaOH, Na₂CO₃)
- (4) 蒸发结晶：HCl 具有挥发性，蒸发过程中变成气体逸出，得到纯净的 NaCl 晶体。

4.4 化学实验探究

一、化学实验探究的基本方法

化学实验探究是在掌握化学知识的基础上用于综合解决化学实际问题的一种方法。在具体运用的过程中需要落实以下几方面的内容：

明确要解决什么化学问题；需要哪些化学知识；可以通过怎样的化学实验进行探究；预测可能获得的结论；检验探究的结果是否正确等。



在具体的实验设计过程中要选择合适的方案，注意正确使用化学用语，对于化学实验现象的描述要规范，实验操作步骤要符合实验设计的需要，学会运用对比的实验方法，能够将实验设计、实验操作过程和实验结果预测以化学实验报告等方式进行表达。

二、探究型问题的主要解题思路

探究型实验题的出题角度、题材很多，但有一点就是不能脱离考纲。因此，对于教材实验变形的问题，要结合课本实验步骤及要点对比相同点、不同点判断；对于课外实验，则侧重于从现象判断结论或者从结论判断现象的逆反思维过程，分析时要注意联系考纲范畴内容的概念综合运用适合的知识点。

探究型问题一定要关注实验六要素：

①实验目的：确定实验对象及实验结论的描述用语；实验设计要围绕实验目的并选择合适的试剂；选择合适的实验仪器和装置，确定实验步骤。

②检索信息：基本上在解答时都要用到。

③实验猜想与评价：一般考查物质成分的猜想，可以从质量守恒、反应物的过量判断、物质性质等角度进行猜想和评价。

④实验设计与实验现象：两者要联系考虑，要结合信息、结论去思考，描述实验现象时要注意比较反应前后的区别（如硫酸铜溶液中加入铁粉，溶液由蓝色变为浅绿色）；反之，描述实验操作时，除了要结合实验现象，还要联系上下实验步骤对此步骤是否有影响（如在同一试管中进行的连续鉴别实验），合理选择设计方案。

⑤实验结论：给出实验结论的题目都是要用倒推的思维去思考前面的目的、步骤、现象的合理性；这里的结论不仅仅指整个实验的结论，也针对每个实验操作得出的小结论。

⑥实验评价与反思：这点往往针对几个猜想进行综合判断，因此要结合实验结论，比较猜想间的不同点；对于实验设计与评价的考虑角度：科学性、安全性、可行性、环保性，包括化学原理是否合理，装置和操作是否能达到目的，尾气是否处理，废物是否回收等。因此，探究型实验题有点类似英语的完型填空题，答题前建议通篇预读题目，理清上述要点后再动笔。当然此类试题的总分值虽大，但一般设有多个小问题，并非都为方案的设计、实施或评价，所以先把部分基础知识考查的问题解决后，有时间再解决探究的问题。

