

# 高一化学复习口袋书

## 必修1

### 第一章 从实验学化学

#### 一、常见物质的分离、提纯和鉴别

##### 1. 常用的物理方法——根据物质的物理性质上差异来分离。

##### 混合物的物理分离方法

	方法	适用范围	主要仪器	注意点	实例
固+液	蒸发	易溶固体与液体分开	酒精灯、蒸发皿、玻璃棒	①不断搅拌；②最后用余热加热；③液体不超过容积 2/3	NaCl (H <sub>2</sub> O)
固+固	结晶	溶解度差别大的溶质分开	酒精灯		NaCl (NaNO <sub>3</sub> )
	升华	能升华固体与不升华物分开			I <sub>2</sub> (NaCl)
固+液	过滤	易溶物与难溶物分开	漏斗、烧杯	①一角、二低、三碰；②沉淀要洗涤；③定量实验要“无损”	NaCl (CaCO <sub>3</sub> )
液+液	萃取	溶质在互不相溶的溶剂里，溶解度的不同，把溶质分离出来	分液漏斗	①先查漏；②对萃取剂的要求；③使漏斗内外	从溴水中提取 Br <sub>2</sub>
	分液	分离互不相溶液体	分液漏斗	大气相通；④上层液体从上口倒出	乙酸乙酯与饱和 Na <sub>2</sub> CO <sub>3</sub> 溶液
	蒸馏	分离沸点不同混合溶液	蒸馏烧瓶、冷凝管、温度计、牛角管	①温度计水银球位于支管处；②冷凝水从下口通入；③加碎瓷片	乙醇和水、I <sub>2</sub> 和 CCl <sub>4</sub>

	渗析	分离胶体与混在其中的分子、离子	半透膜	更换蒸馏水	淀粉与 NaCl
	盐析	加入某些盐，使溶质的溶解度降低而析出	烧杯	用固体盐或浓溶液	蛋白质溶液、硬脂酸钠和甘油
气+气	洗气	易溶气与难溶气分开	洗气瓶	长进短出	CO <sub>2</sub> (HCl)
	液化	沸点不同气分开	U 形管	常用冰水	NO <sub>2</sub> (N <sub>2</sub> O <sub>4</sub> )

i、蒸发和结晶 蒸发是将溶液浓缩、溶剂气化或溶质以晶体析出的方法。结晶是溶质从溶液中析出晶体的过程，可以用来分离和提纯几种可溶性固体的混合物。结晶的原理是根据混合物中各成分在某种溶剂里的溶解度的不同，通过蒸发减少溶剂或降低温度使溶解度变小，从而使晶体析出。加热蒸发皿使溶液蒸发时、要用玻璃棒不断搅动溶液，防止由于局部温度过高，造成液滴飞溅。当蒸发皿中出现较多的固体时，即停止加热，例如用结晶的方法分离 NaCl 和 KNO<sub>3</sub> 混合物。

ii、蒸馏 蒸馏是提纯或分离沸点不同的液体混合物的方法。用蒸馏原理进行多种混合液体的分离，叫分馏。

操作时要注意：

- ①在蒸馏烧瓶中放少量碎瓷片，防止液体暴沸。
- ②温度计水银球的位置应与支管底口下缘位于同一水平线上。
- ③蒸馏烧瓶中所盛放液体不能超过其容积的 2/3，也不能少于 1/3。
- ④冷凝管中冷却水从下口进，从上口出。
- ⑤加热温度不能超过混合物中沸点最高物质的沸点，例如用分馏的方法进行石油的分馏。

iii、分液和萃取 分液是把两种互不相溶、密度也不相同的液体分离开的方法。萃取是利用溶质在互不相溶的溶剂里的溶解度不同，用一种溶剂把溶质从它与另一种溶剂所组成的溶液中提取出来的方法。选择的萃取剂应符合下列要求：和原溶液中的溶剂互不相溶；对溶质的溶解度要远大于原溶剂，并且溶剂易挥发。

在萃取过程中要注意：

①将要萃取的溶液和萃取溶剂依次从上口倒入分液漏斗，其量不能超过漏斗容积的 2/3，塞好塞子进行振荡。

②振荡时右手捏住漏斗上口的颈部，并用食指根部压紧塞子，以左手握住旋塞，同时用手指控制活塞，将漏斗倒转过来用力振荡。

③然后将分液漏斗静置，待液体分层后进行分液，分液时下层液体从漏斗口放出，上层液体从上口倒出。例如用四氯化碳萃取溴水里的溴。

iv、升华 升华是指固态物质吸热后不经过液态直接变成气态的过程。利用某些物质具有升华的特性，将这种物质和其它受热不升华的物质分离开来，例如加热使碘升华，来分离  $I_2$  和  $SiO_2$  的混合物。

## 2、化学方法分离和提纯物质

对物质的分离可一般先用化学方法对物质进行处理，然后再根据混合物的特点用恰当的分离方法（见化学基本操作）进行分离。

用化学方法分离和提纯物质时要注意：

①最好不引入新的杂质；

②不能损耗或减少被提纯物质的质量

③实验操作要简便，不能繁杂。用化学方法除去溶液中的杂质时，要使被分离的物质或离子尽可能除净，需要加入过量的分离试剂，在多步分离过程中，后加的试剂应能够把前面所加入的无关物质或离子除去。

对于无机物溶液常用下列方法进行分离和提纯：

(1) 生成沉淀法 (2) 生成气体法 (3) 氧化还原法 (4) 正盐和与酸式盐相互转化法

(5) 利用物质的两性除去杂质 (6) 离子交换法

常见物质除杂方法

序号	原物	所含杂质	除杂质试剂	主要操作方法
1	$N_2$	$O_2$	灼热的铜丝网	用固体转化气体
2	$CO_2$	$H_2S$	$CuSO_4$ 溶液	洗气
3	$CO$	$CO_2$	$NaOH$ 溶液	洗气
4	$CO_2$	$CO$	灼热 $CuO$	用固体转化气体
5	$CO_2$	$HCl$	饱和的 $NaHCO_3$	洗气
6	$H_2S$	$HCl$	饱和的 $NaHS$	洗气

7	SO <sub>2</sub>	HCl	饱和的 NaHSO <sub>3</sub>	洗气
8	Cl <sub>2</sub>	HCl	饱和的食盐水	洗气
9	CO <sub>2</sub>	SO <sub>2</sub>	饱和的 NaHCO <sub>3</sub>	洗气
10	炭粉	MnO <sub>2</sub>	浓盐酸 (需加热)	过滤
11	MnO <sub>2</sub>	C	-----	加热灼烧
12	炭粉	CuO	稀酸 (如稀盐酸)	过滤
13	Al <sub>2</sub> O <sub>3</sub>	Fe <sub>2</sub> O <sub>3</sub>	NaOH(过量), CO <sub>2</sub>	过滤
14	Fe <sub>2</sub> O <sub>3</sub>	Al <sub>2</sub> O <sub>3</sub>	NaOH 溶液	过滤
15	Al <sub>2</sub> O <sub>3</sub>	SiO <sub>2</sub>	盐酸`氨水	过滤
16	SiO <sub>2</sub>	ZnO	HCl 溶液	过滤,
17	BaSO <sub>4</sub>	BaCO <sub>3</sub>	HCl 或稀 H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	过滤
18	NaHCO <sub>3</sub> 溶液	Na <sub>2</sub> CO <sub>3</sub>	CO <sub>2</sub>	加酸转化法
19	NaCl 溶液	NaHCO <sub>3</sub>	HCl	加酸转化法
20	FeCl <sub>3</sub> 溶液	FeCl <sub>2</sub>	Cl <sub>2</sub>	加氧化剂转化法
21	FeCl <sub>3</sub> 溶液	CuCl <sub>2</sub>	Fe、Cl <sub>2</sub>	过滤
22	FeCl <sub>2</sub> 溶液	FeCl <sub>3</sub>	Fe	加还原剂转化法
23	CuO	Fe	(磁铁)	吸附
24	Fe(OH) <sub>3</sub> 胶体	FeCl <sub>3</sub>	蒸馏水	渗析
25	CuS	FeS	稀盐酸	过滤
26	I <sub>2</sub> 晶体	NaCl	-----	加热升华
27	NaCl 晶体	NH <sub>4</sub> Cl	-----	加热分解
28	KNO <sub>3</sub> 晶体	NaCl	蒸馏水	重结晶

### 3、物质的鉴别

物质的检验通常有鉴定、鉴别和推断三类，它们的共同点是：依据物质的特殊性质和特征反应，选择适当的试剂和方法，准确观察反应中的明显现象，如颜色的变化、沉淀的生成和溶解、气体的产生和气味、火焰的颜色等，进行判断、推理。

检 验	鉴 别	利用不同物质的性质差异，通过实验，将它们区别开来。
--------	--------	---------------------------

类型	鉴定	根据物质的特性，通过实验，检验出该物质的成分，确定它是否是这种物质。
	推断	根据已知实验及现象，分析判断，确定被检的是什么物质，并指出可能存在什么，不可能存在什么。
检验方法	①	若是固体，一般应先用蒸馏水溶解
	②	若同时检验多种物质，应将试管编号
	③	要取少量溶液放在试管中进行实验，绝不能在原试剂瓶中进行检验
	④	叙述顺序应是：实验（操作）→现象→结论→原理（写方程式）

### ① 常见气体的检验

常见气体	检验方法
氢气	纯净的氢气在空气中燃烧呈淡蓝色火焰，混合空气点燃有爆鸣声，生成物只有水。不是只有氢气才产生爆鸣声；可点燃的气体不一定是氢气
氧气	可使带火星的木条复燃
氯气	黄绿色，能使湿润的碘化钾淀粉试纸变蓝（ $O_3$ 、 $NO_2$ 也能使湿润的碘化钾淀粉试纸变蓝）
氯化氢	无色有刺激性气味的气体。在潮湿的空气中形成白雾，能使湿润的蓝色石蕊试纸变红；用蘸有浓氨水的玻璃棒靠近时冒白烟；将气体通入 $AgNO_3$ 溶液时有白色沉淀生成。
二氧化硫	无色有刺激性气味的气体。能使品红溶液褪色，加热后又显红色。能使酸性高锰酸钾溶液褪色。
硫化氢	无色有具鸡蛋气味的气体。能使 $Pb(NO_3)_2$ 或 $CuSO_4$ 溶液产生黑色沉淀，或使湿润的醋酸铅试纸变黑。
氨气	无色有刺激性气味，能使湿润的红色石蕊试纸变蓝，用蘸有浓盐酸的玻璃棒靠近时能生成白烟。
二氧化氮	红棕色气体，通入水中生成无色的溶液并产生无色气体，水溶液显酸性。
一氧化氮	无色气体，在空气中立即变成红棕色
二氧化碳	能使澄清石灰水变浑浊；能使燃着的木条熄灭。 $SO_2$ 气体也能使澄清的石灰水变混浊， $N_2$ 等气体也能使燃着的木条熄灭。
一氧化碳	可燃烧，火焰呈淡蓝色，燃烧后只生成 $CO_2$ ；能使灼热的 $CuO$ 由黑色变成

红色。
-----

## ② 几种重要阳离子的检验

- (1)  $\text{H}^+$  能使紫色石蕊试液或橙色的甲基橙试液变为红色。
- (2)  $\text{Na}^+$ 、 $\text{K}^+$  用焰色反应来检验时，它们的火焰分别呈黄色、浅紫色（通过钴玻片）。
- (3)  $\text{Ba}^{2+}$  能使稀硫酸或可溶性硫酸盐溶液产生白色  $\text{BaSO}_4$  沉淀，且沉淀不溶于稀硝酸。
- (4)  $\text{Mg}^{2+}$  能与  $\text{NaOH}$  溶液反应生成白色  $\text{Mg}(\text{OH})_2$  沉淀，该沉淀能溶于  $\text{NH}_4\text{Cl}$  溶液。
- (5)  $\text{Al}^{3+}$  能与适量的  $\text{NaOH}$  溶液反应生成白色  $\text{Al}(\text{OH})_3$  絮状沉淀，该沉淀能溶于盐酸或过量的  $\text{NaOH}$  溶液。
- (6)  $\text{Ag}^+$  能与稀盐酸或可溶性盐酸盐反应，生成白色  $\text{AgCl}$  沉淀，不溶于稀  $\text{HNO}_3$ ，但溶于氨水，生成  $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+$ 。
- (7)  $\text{NH}_4^+$  铵盐（或浓溶液）与  $\text{NaOH}$  浓溶液反应，并加热，放出使湿润的红色石蓝试纸变蓝的有刺激性气味  $\text{NH}_3$  气体。
- (8)  $\text{Fe}^{2+}$  能与少量  $\text{NaOH}$  溶液反应，先生成白色  $\text{Fe}(\text{OH})_2$  沉淀，迅速变成灰绿色，最后变成红褐色  $\text{Fe}(\text{OH})_3$  沉淀。或向亚铁盐的溶液里加入  $\text{KSCN}$  溶液，不显红色，加入少量新制的氯水后，立即显红色。 $2\text{Fe}^{2+} + \text{Cl}_2 = 2\text{Fe}^{3+} + 2\text{Cl}^-$
- (9)  $\text{Fe}^{3+}$  能与  $\text{KSCN}$  溶液反应，变成血红色  $\text{Fe}(\text{SCN})_3$  溶液，能与  $\text{NaOH}$  溶液反应，生成红褐色  $\text{Fe}(\text{OH})_3$  沉淀。
- (10)  $\text{Cu}^{2+}$  蓝色水溶液（浓的  $\text{CuCl}_2$  溶液显绿色），能与  $\text{NaOH}$  溶液反应，生成蓝色的  $\text{Cu}(\text{OH})_2$  沉淀，加热后可转变为黑色的  $\text{CuO}$  沉淀。含  $\text{Cu}^{2+}$  溶液能与  $\text{Fe}$ 、 $\text{Zn}$  片等反应，在金属片上有红色的铜生成。

## ③ 几种重要的阴离子的检验

- (1)  $\text{OH}^-$  能使无色酚酞、紫色石蕊、橙色的甲基橙等指示剂分别变为红色、蓝色、黄色。
- (2)  $\text{Cl}^-$  能与硝酸银反应，生成白色的  $\text{AgCl}$  沉淀，沉淀不溶于稀硝酸，能溶于氨水，生成  $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+$ 。
- (3)  $\text{Br}^-$  能与硝酸银反应，生成淡黄色  $\text{AgBr}$  沉淀，不溶于稀硝酸。
- (4)  $\text{I}^-$  能与硝酸银反应，生成黄色  $\text{AgI}$  沉淀，不溶于稀硝酸；也能与氯水反应，生成  $\text{I}_2$ ，使淀粉溶液变蓝。
- (5)  $\text{SO}_4^{2-}$  能与含  $\text{Ba}^{2+}$  溶液反应，生成白色  $\text{BaSO}_4$  沉淀，不溶于硝酸。

(6)  $\text{SO}_3^{2-}$  浓溶液能与强酸反应，产生无色有刺激性气味的  $\text{SO}_2$  气体，该气体能使品红溶液褪色。能与  $\text{BaCl}_2$  溶液反应，生成白色  $\text{BaSO}_3$  沉淀，该沉淀溶于盐酸，生成无色有刺激性气味的  $\text{SO}_2$  气体。

(7)  $\text{S}^{2-}$  能与  $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$  溶液反应，生成黑色的  $\text{PbS}$  沉淀。

(8)  $\text{CO}_3^{2-}$  能与  $\text{BaCl}_2$  溶液反应，生成白色的  $\text{BaCO}_3$  沉淀，该沉淀溶于硝酸（或盐酸），生成无色无味、能使澄清石灰水变浑浊的  $\text{CO}_2$  气体。

(9)  $\text{HCO}_3^-$  取含  $\text{HCO}_3^-$  盐溶液煮沸，放出无色无味  $\text{CO}_2$  气体，气体能使澄清石灰水变浑浊或向  $\text{HCO}_3^-$  盐酸溶液里加入稀  $\text{MgSO}_4$  溶液，无现象，加热煮沸，有白色沉淀  $\text{MgCO}_3$  生成，同时放出  $\text{CO}_2$  气体。

(10)  $\text{PO}_4^{3-}$  含磷酸根的中性溶液，能与  $\text{AgNO}_3$  反应，生成黄色  $\text{Ag}_3\text{PO}_4$  沉淀，该沉淀溶于硝酸。

(11)  $\text{NO}_3^-$  浓溶液或晶体中加入铜片、浓硫酸加热，放出红棕色气体。

## 二、常见事故的处理

事故	处理方法
酒精及其它易燃有机物小面积失火	立即用湿布扑盖
钠、磷等失火	迅速用砂覆盖
少量酸（或碱）滴到桌上	立即用湿布擦净，再用水冲洗
较多量酸（或碱）流到桌上	立即用适量 $\text{NaHCO}_3$ 溶液（或稀 $\text{HAC}$ ）作用，后用水冲洗
酸沾到皮肤或衣物上	先用抹布擦试，后用水冲洗，再用 $\text{NaHCO}_3$ 稀溶液冲洗
碱液沾到皮肤上	先用较多水冲洗，再用硼酸溶液洗
酸、碱溅在眼中	立即用水反复冲洗，并不断眨眼
苯酚沾到皮肤上	用酒精擦洗后用水冲洗
白磷沾到皮肤上	用 $\text{CuSO}_4$ 溶液洗伤口，后用稀 $\text{KMnO}_4$ 溶液湿敷
溴滴到皮肤上	应立即擦去，再用稀酒精等无毒有机溶剂洗去，后涂硼酸、凡士林
误食重金属盐	应立即口服蛋清或生牛奶

## 三、化学计量

## ①物质的量

定义：表示一定数目微粒的集合体 符号  $n$  单位 摩尔 符号 mol

阿伏加德罗常数：0.012kg<sup>12</sup>C 中所含有的碳原子数。用  $N_A$  表示。 约为  $6.02 \times 10^{23}$

微粒与物质的量

$$\text{公式： } n = \frac{N}{N_A}$$

②摩尔质量：单位物质的量的物质所具有的质量 用  $M$  表示 单位：g/mol 数值上等于该物质的分子量

质量与物质的量

$$\text{公式： } n = \frac{m}{M}$$

## ③气体摩尔体积：

物质的聚集状态（1）影响物质体积大小的因素有：①微粒数目；②微粒大小；③微粒之间的距离。（2）对于固态或液态物质，影响其体积的主要因素是微粒的数目和微粒的大小；对于气态物质，影响其体积的主要因素是微粒的数目和微粒间距离。（3）对于一定量的气体，影响其体积的因素是温度和压强。温度一定，压强越大，气体体积越小，压强越小，气体体积越大；压强一定，温度越高，气体体积越大，温度越低，气体体积越小。

（1）气体摩尔体积 单位物质的量的气体所占的体积叫做气体摩尔体积。气体摩尔体积的符号为  $V_m$ ，单位为  $L \cdot mol^{-1}$ ，气体摩尔体积的表达

$$\text{公式： } n = \frac{V}{V_m}$$

在标准状况下（0°C，101kPa），气体摩尔体积  $V_m \approx 22.4 L \cdot mol^{-1}$  也就是说 1mol 任何气体的体积都约为 22.4L。这里的气体可以是单一气体，也可以是混合气体。由此也可以推知在

$$\rho_{标准状况} = \frac{M}{V} = \frac{M}{22.4L \cdot mol^{-1}}$$

标准状况下气体的密度是用气体的摩尔质量除以  $V_m$ ，

即由此 也可推得：  $M = \rho \cdot V_m$

（2）阿伏加德罗定律 1. 内容：在同温同压下，相同体积的任何气体都含有相同数目的分子。



适用范围：适用于相同条件下任何气体 不同表述：①若 T、P、V 相同，则 N(或 n) 相同；

②若 T、P、n 相同，则 V 相同。

推论：① T、p 相同  $\frac{N_1}{N_2} = \frac{V_1}{V_2} = \frac{n_1}{n_2}$

② T、p 相同  $\frac{\rho_1}{\rho_2} = \frac{M_1}{M_2}$  同温同压下，气体的密度与其相对分子质量  
(实际是摩尔质量,下同)成正比

⑤物质的量浓度：单位体积溶液中所含溶质 B 的物质的量。符号  $C_B$  单位：mol/l

公式：  $C_B = n_B/V$        $n_B = C_B \times V$        $V = n_B/C_B$

溶液稀释规律  $C(\text{浓}) \times V(\text{浓}) = C(\text{稀}) \times V(\text{稀})$

## ⑥ 溶液的配制

### (1) 配制溶质质量分数一定的溶液

计算：算出所需溶质和水的质量。把水的质量换算成体积。如溶质是液体时，要算出液体的体积。

称量：用天平称取固体溶质的质量；用量筒量取所需液体、水的体积。

溶解：将固体或液体溶质倒入烧杯里,加入所需的水,用玻璃棒搅拌使溶质完全溶解.

### (2) 配制一定物质的量浓度的溶液 (配制前要检查容量瓶是否漏水)

计算：算出固体溶质的质量或液体溶质的体积。

称量：用托盘天平称取固体溶质质量，用量筒量取所需液体溶质的体积。

溶解：将固体或液体溶质倒入烧杯中，加入适量的蒸馏水（约为所配溶液体积的 1/6），用玻璃棒搅拌使之溶解，冷却到室温后，将溶液引流注入容量瓶里。

洗涤（转移）：用适量蒸馏水将烧杯及玻璃棒洗涤 2—3 次，将洗涤液注入容量瓶。振荡，使溶液混合均匀。

定容：继续往容量瓶中小心地加水，直到液面接近刻度 2—3mm 处，改用胶头滴管加水，使溶液凹面恰好与刻度相切。把容量瓶盖紧，再振荡摇匀。

补充：1.使用容量瓶的注意事项： a) 按所配溶液的体积选择合适规格的容量瓶。（50mL、100mL、250mL、500mL） b) 使用前要检查容量瓶是否漏水。 c) 使用前要先用蒸馏水洗

涂容量瓶。 d) 容量瓶不能将固体或浓溶液直接溶解或稀释，容量瓶不能作反应器，不能长期贮存溶液。

5、过滤 过滤是除去溶液里混有不溶于溶剂的杂质的方法。

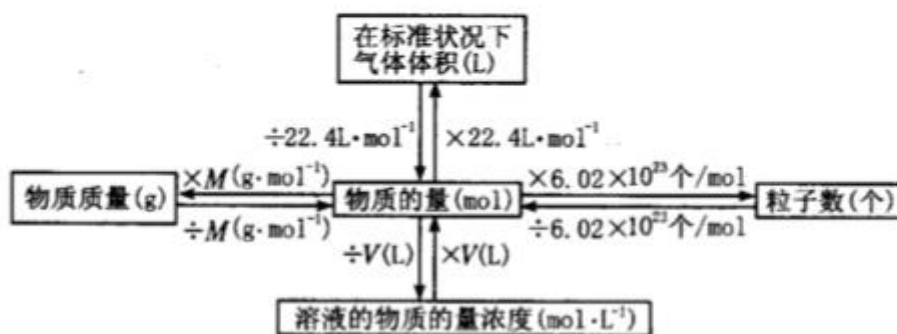
过滤时应注意：①一贴：将滤纸折叠好放入漏斗，加少量蒸馏水润湿，使滤纸紧贴漏斗内壁。

②二低：滤纸边缘应略低于漏斗边缘，加入漏斗中液体的液面应略低于滤纸的边缘。

③三靠：向漏斗中倾倒液体时，烧杯的夹嘴应与玻璃棒接触；玻璃棒的底端应和过滤器有三层滤纸处轻轻接触；漏斗颈的末端应与接受器的内壁相接触，例如用过滤法除去粗食盐中少量的泥沙。

#### 四、规律总结

物质的量 (mol) 与其他常用计量的关系



## 补充：一定物质的量浓度溶液配制的误差分析

### 一、误差分析的理论依据

根据  $c_B = n_B/V$  可得，一定物质的量浓度溶液配制的误差都是由溶质的物质的量  $n_B$  和溶液的体积  $V$  引起的。误差分析时，关键要看配制过程中引起  $n$  和  $V$  怎样的变化。在配制一定物质的量浓度溶液时，若  $n_B$  比理论值小，或  $V$  比理论值大时，都会使所配溶液浓度偏小；若  $n_B$  比理论值大，或  $V$  比理论值小时，都会使所配溶液浓度偏大。

### 二、误差原因实例归纳

为了便于同学们理解，我们对产生误差的原因归纳分析如下：

#### （一）由概念不清引起的误差

##### 1. 容量瓶的容量与溶液体积不一致。

例：用 500mL 容量瓶配制 450mL 0.1 mol/L 的氢氧化钠溶液，用托盘天平称取氢氧化钠固体 1.8 g。分析：偏小。容量瓶只有一个刻度线，且实验室常用容量瓶的规格是固定的（50 mL、100mL、250mL、500mL、1000mL），用 500mL 容量瓶只能配制 500mL 一定物质的量浓度的溶液。所以所需氢氧化钠固体的质量应以 500mL 溶液计算，要称取 2.0 g 氢氧化钠固体配制 500mL 溶液，再取出 450mL 溶液即可。

##### 2. 溶液中的溶质与其结晶水合物的不一致。

例：配制 500mL 0.1mol/L 的硫酸铜溶液，需称取胆矾 8.0 g。分析：偏小。胆矾为  $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ ，而硫酸铜溶液的溶质是  $\text{CuSO}_4$ 。配制上述溶液所需硫酸铜晶体的质量应为 12.5g，由于所称量的溶质质量偏小，所以溶液浓度偏小。

#### （二）由试剂纯度引起的误差

##### 3. 结晶水合物风化或失水。

例：用生石膏配制硫酸钙溶液时，所用生石膏已经部分失水。分析：偏大。失水的生石膏中结晶水含量减少，但仍用生石膏的相对分子质量计算，使溶质硫酸钙的质量偏大，导致所配硫酸钙溶液的物质的量浓度偏大。

##### 4. 溶质中含有其他杂质。

例：配制氢氧化钠溶液时，氢氧化钠固体中含有氧化钠杂质。分析：偏大。氧化钠固体在配制过程中遇水转变成氢氧化钠，31.0 g 氧化钠可与水反应生成 40.0 g 氢氧化钠，相当于氢氧化钠的质量偏大，使结果偏大。

### (三) 由称量不正确引起的误差

#### 5. 称量过程中溶质吸收空气中成分。

例：配制氢氧化钠溶液时，氢氧化钠固体放在烧杯中称量时间过长。分析：偏小。氢氧化钠固体具有吸水性，使所称量的溶质氢氧化钠的质量偏小，导致其物质的量浓度偏小。所以称量氢氧化钠固体时速度要快或放在称量瓶中称量最好。

#### 6. 称量错误操作。

例：配制氢氧化钠溶液时，天平的两个托盘上放两张质量相等的纸片。分析：偏小。在纸片上称量氢氧化钠，吸湿后的氢氧化钠会沾在纸片上，使溶质损失，浓度偏小。

#### 7. 天平砝码本身不标准。

例：天平砝码有锈蚀。分析：偏大。天平砝码锈蚀是因为少量铁被氧化为铁的氧化物，使砝码的质量增大，导致实际所称溶质的质量也随之偏大。若天平砝码有残缺，则所称溶质的质量就偏小。

#### 8. 称量时药品砝码位置互换。

例：配制一定物质的量浓度的氢氧化钠溶液，需称量溶质 4.4 g，称量时天平左盘放砝码，右盘放药品。分析：偏小。溶质的实际质量等于砝码质量 4.0 g 减去游码质量 0.4 g，为 3.6 g。即相差两倍游码所示的质量。若称溶质的质量不需用游码时，物码反放则不影响称量物质的质量。

#### 9. 量筒不干燥。

例：配制一定物质的量浓度的硫酸溶液时，用没有干燥的量筒量取浓硫酸。分析：偏小。相当于稀释了浓硫酸，使所量取的溶质硫酸的物质的量偏小。

#### 10. 量筒洗涤。

例：用量筒量取浓硫酸倒入小烧杯后，用蒸馏水洗涤量筒并将洗涤液转移至小烧杯中。

分析：偏大。用量筒量取液体药品，量筒不必洗涤，因为量筒中的残留液是量筒的自然残留液，在制造仪器时已经将该部分的体积扣除，若洗涤并将洗涤液转移到容量瓶中，所配溶液浓度偏高。

#### 11. 量筒读数错误。

用量筒量取浓硫酸时，仰视读数。分析：偏大。读数时，应将量筒放在水平桌面上，使眼睛与量筒中浓硫酸的凹面处相平。仰视读数时，读数偏小，实际体积偏大，所取的硫酸偏多，结果配制的溶液浓度偏大。

#### (四) 由溶解转移过程引起的误差

##### 12. 未冷却溶液直接转移。

例：配制氢氧化钠溶液时，将称量好的氢氧化钠固体放入小烧杯中溶解，未冷却立即转移到容量瓶中并定容。分析：偏大。容量瓶上所标示的使用温度一般为室温。绝大多数物质在溶解或稀释过程中常伴有热效应，使溶液温度升高或降低，从而影响溶液体积的准确度。氢氧化钠固体溶于水放热，定容后冷却至室温，溶液体积缩小，低于刻度线，浓度偏大。若是溶解过程中吸热的物质，则溶液浓度偏小。

##### 13. 转移溶质有损失。

例：转移到容量瓶过程中，有少量的溶液溅出。分析：偏小。在溶解、转移的过程中由于溶液溅出，溶质有损失。使溶液浓度偏小。

##### 14. 烧杯或玻璃棒未洗涤。

例：转移后，未洗涤小烧杯和玻璃棒，或者虽洗涤但未将洗涤液一并转移至容量瓶中。分析：偏小。溶质有损失。使溶液浓度偏小。

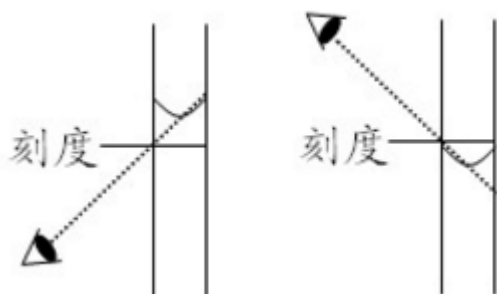
#### (五) 由定容过程引起的误差

##### 15. 定容容积不准确。

例：定容时，加水超过刻度线，用胶头滴管吸取多余的液体至刻度线。分析：偏小。当液面超过刻度线时，溶液浓度已经偏小。遇到这种情况，只有重新配制溶液。

##### 16. 定容后多加蒸馏水。

例：定容摇匀后，发现液面下降，继续加水至刻度线。分析：偏小。容量瓶摇匀后发现液面下降是因为极少量的溶液润湿磨口或附着在器壁上未流下来，不会引起溶液浓度的改变。此时加水会引起浓度偏小。



##### 17. 定容时视线不平视。

例：定容时仰视。分析：偏低。定容时仰视，容量瓶内液面最低点高于刻度线，使浓度偏小；反之，俯视时，容量瓶内液面最低点低于刻度线，使浓度偏大。

(六) 对实验结果无影响的操作

18. 称量溶质的小烧杯没有干燥。

分析：无影响。因为所称溶质质量是两次称量数据之差，其溶质的物质的量正确，则物质的量浓度无影响。

19. 配制前容量瓶中有水滴。

分析：无影响。溶质的质量和溶液的体积都没有变化。

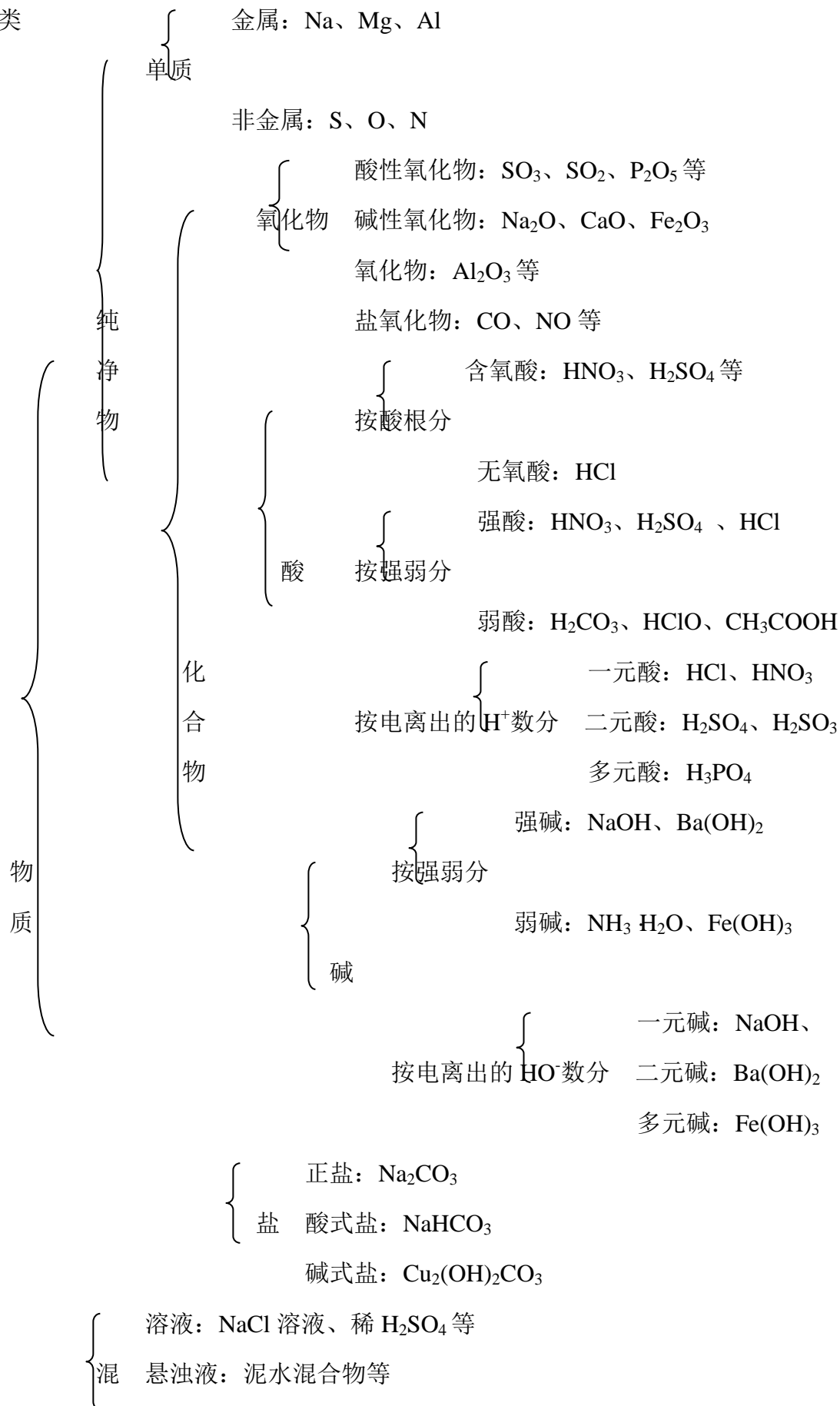
20. 定容摇匀后少量溶液外流。

分析：无影响。定容摇匀后，溶液的配制已经完成。从中任意取出溶液，浓度不会发生改变。

以上分析了配制一定物质的量浓度溶液实验误差的原因及分析方法。从概念不清、药品纯度、称量错误、溶解转移、定容错误五个方面和十七个小点进行了讨论。而有些操作对浓度误差是无影响的，如第六方面也要引起大家的注意。

## 第二章 化学物质及其变化

### 一、物质的分类



合 乳浊液：油水混合物

物 胶体：Fe(OH)<sub>3</sub> 胶体、淀粉溶液、烟、雾、有色玻璃等

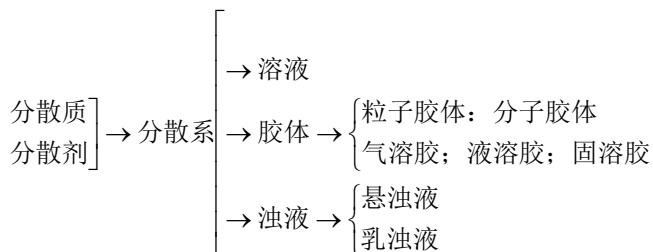
## 二、分散系相关概念

1. 分散系：一种物质（或几种物质）以粒子形式分散到另一种物质里所形成的混合物，统称为分散系。

2. 分散质：分散系中分散成粒子的物质。

3. 分散剂：分散质分散在其中的物质。

4. 分散系的分类：当分散剂是水或其他液体时，如果按照分散质粒子的大小来分类，可以把分散系分为：溶液、胶体和浊液。分散质粒子直径小于 1nm 的分散系叫溶液，在 1nm—100nm 之间的分散系称为胶体，而分散质粒子直径大于 100nm 的分散系叫做浊液。



下面比较几种分散系的不同：

分散系		溶 液	胶 体	浊 液
分散质的直径		<1nm（粒子直径 小于 10 <sup>-9</sup> m）	1nm—100nm（粒子 直径在 10 <sup>-9</sup> ~ 10 <sup>-7</sup> m）	>100nm（粒子 直径大于 10 <sup>-7</sup> m）
分散质粒子		单个小分子或离 子	许多小分子集合体 或高分子	巨大数目的分子 集合体
实例		溶液酒精、氯化钠 等	淀粉胶体、氢氧化 铁胶体等	石灰乳、油水等
性   质	外观	均一、透明	均一、透明	不均一、不透明
	稳定性	稳定	较稳定	不稳定
	能否透过滤纸	能	能	不能
	能否透过半透 膜	能	不能	不能



	鉴别	无丁达尔效应	有丁达尔效应	静置分层
--	----	--------	--------	------

注意：三种分散系的本质区别：分散质粒子的大小不同。

### 三、胶体

1、胶体的定义：分散质粒子直径大小在  $10^{-9}\sim 10^{-7}\text{m}$  之间的分散系。

2、胶体的分类：

①. 根据分散质微粒组成的状况分类： $\left\{ \begin{array}{l} \text{粒子胶体} \\ \text{分子胶体} \end{array} \right.$

如： $\text{Fe}(\text{OH})_3$  胶体胶粒是由许多  $\text{Fe}(\text{OH})_3$  等小分子聚集一起形成的微粒，其直径在  $1\text{nm}\sim 100\text{nm}$  之间，这样的胶体叫粒子胶体。又如：淀粉属高分子化合物，其单个分子的直径在  $1\text{nm}\sim 100\text{nm}$  范围之内，这样的胶体叫分子胶体。

②. 根据分散剂的状态划分： $\left\{ \begin{array}{l} \text{气溶胶} \\ \text{液溶胶} \\ \text{固溶胶} \end{array} \right.$

如：烟、云、雾等的分散剂为气体，这样的胶体叫做气溶胶； $\text{AgI}$  溶胶、 $\text{Fe}(\text{OH})_3$  溶胶、 $\text{Al}(\text{OH})_3$  溶胶，其分散剂为水，分散剂为液体的胶体叫做液溶胶；有色玻璃、烟水晶均以固体为分散剂，这样的胶体叫做固溶胶。

名称	分散质	分散系	实例
液溶胶	固	液	$\text{Fe}(\text{OH})_3$ 溶胶、油漆、泥浆
固溶胶	液	固	硅酸凝胶、珍珠
	固	固	合金、有色玻璃、照相胶片
气溶胶	液	气	云雾、酸雾
	固	气	烟尘

### 3、胶体的制备

#### A. 物理方法

① 机械法：利用机械磨碎法将固体颗粒直接磨成胶粒的大小

② 溶解法：利用高分子化合物分散在合适的溶剂中形成胶体，如蛋白质溶于水，淀粉溶于水、聚乙烯溶于某有机溶剂等。

#### B. 化学方法

① 水解促进法： $\text{FeCl}_3 + 3\text{H}_2\text{O} (\text{沸}) = \text{Fe}(\text{OH})_3 (\text{胶体}) + 3\text{HCl}$

② 复分解反应法： $\text{KI} + \text{AgNO}_3 = \text{AgI} (\text{胶体}) + \text{KNO}_3$        $\text{Na}_2\text{SiO}_3 + 2\text{HCl} = \text{H}_2\text{SiO}_3 (\text{胶体}) + 2\text{NaCl}$

思考：若上述两种反应物的量均为大量，则可观察到什么现象？如何表达对应的两个反应方程式？

提示： $\text{KI} + \text{AgNO}_3 = \text{AgI} \downarrow + \text{KNO}_3$  (黄色 $\downarrow$ )       $\text{Na}_2\text{SiO}_3 + 2\text{HCl} = \text{H}_2\text{SiO}_3 \downarrow + 2\text{NaCl}$  (白色 $\downarrow$ )

#### 4、胶体的性质：

① 丁达尔效应——丁达尔效应是粒子对光散射作用的结果，是一种物理现象。丁达尔现象产生的原因，是因为胶体微粒直径大小恰当，当光照射胶粒上时，胶粒将光从各个方面全部反射，胶粒即成一小光源（这一现象叫光的散射），故可明显地看到由无数小光源形成的光亮“通路”。当光照在比较大或小的颗粒或微粒上则无此现象，只发生反射或将光全部吸收的现象，而以溶液和浊液无丁达尔现象，所以丁达尔效应常用于鉴别胶体和其他分散系。

② 布朗运动——在胶体中，由于胶粒在各个方向所受的力不能相互平衡而产生的无规则的运动，称为布朗运动。是胶体稳定的原因之一。

③ 电泳——在外加电场的作用下，胶体的微粒在分散剂里向阴极（或阳极）作定向移动的现象。胶体具有稳定性的重要原因是同一种胶粒带有同种电荷，相互排斥，另外，胶粒在分散力作用下作不停的无规则运动，使其受重力的影响有较大减弱，两者都使其不易聚集，从而使胶体较稳定。

说明：A、电泳现象表明胶粒带电荷，但胶体都是电中性的。胶粒带电的原因：胶体中单个胶粒的体积小，因而胶体中胶粒的表面积大，因而具备吸附能力。有的胶体中的胶粒吸附溶液中的阳离子而带正电；有的则吸附阴离子而带负电。胶体的提纯，可采用渗析法来提纯胶体。使分子或离子通过半透膜从胶体里分离出去的操作方法叫渗析法。其原理是胶体粒子不能透过半透膜，而分子和离子可以透过半透膜。但胶体粒子可以透过滤纸，故不能用滤纸提纯胶体。

B、在此要熟悉常见胶体的胶粒所带电性，便于判断和分析一些实际问题。

带正电的胶粒胶体：金属氢氧化物如  $\text{Al}(\text{OH})_3$ 、 $\text{Fe}(\text{OH})_3$  胶体、金属氧化物。

带负电的胶粒胶体：非金属氧化物、金属硫化物  $\text{As}_2\text{S}_3$  胶体、硅酸胶体、土壤胶体

**特殊：** $\text{AgI}$  胶粒随着  $\text{AgNO}_3$  和  $\text{KI}$  相对量不同，而可带正电或负电。若  $\text{KI}$  过量，则  $\text{AgI}$  胶粒吸附较多  $\text{I}^-$  而带负电；若  $\text{AgNO}_3$  过量，则因吸附较多  $\text{Ag}^+$  而带正电。当然，胶体中胶粒带电的电荷种类可能与其他因素有关。

C、同种胶体的胶粒带相同的电荷。

D、固溶胶不发生电泳现象。凡是胶粒带电荷的液溶胶，通常都可发生电泳现象。气溶胶在高压电的条件也能发生电泳现象。

胶体根据分散质微粒组成可分为粒子胶体（如  $Fe(OH)_3$  胶体，AgI 胶体等）和分子胶体[如淀粉溶液，蛋白质溶液（习惯仍称其溶液，其实分散质微粒直径已达胶体范围），只有粒子胶体的胶粒带电荷，故可产生电泳现象。整个胶体仍呈电中性，所以在外电场作用下作定向移动的是胶粒而非胶体。

④聚沉——胶体分散系中，分散系微粒相互聚集而下沉的现象称为胶体的聚沉。能促使溶胶聚沉的外因有加电解质（酸、碱及盐）、加热、溶胶浓度增大、加胶粒带相反电荷的胶体等。有时胶体在凝聚时，会连同分散剂一道凝结成冻状物质，这种冻状物质叫凝胶。

胶体稳定存在的原因：（1）胶粒小，可被溶剂分子冲击不停地运动，不易下沉或上浮（2）胶粒带同性电荷，同性排斥，不易聚大，因而不下沉或上浮

胶体凝聚的方法：

（1）加入电解质：电解质电离出的阴、阳离子与胶粒所带的电荷发生电性中和，使胶粒间的排斥力下降，胶粒相互结合，导致颗粒直径  $> 10^{-7}m$ ，从而沉降。

能力：离子电荷数，离子半径

阳离子使带负电荷胶粒的胶体凝聚的能力顺序为： $Al^{3+} > Fe^{3+} > H^{+} > Mg^{2+} > Na^{+}$

阴离子使带正电荷胶粒的胶体凝聚的能力顺序为： $SO_4^{2-} > NO_3^{-} > Cl^{-}$

（2）加入带异性电荷胶粒的胶体：（3）加热、光照或射线等：加热可加快胶粒运动速率，增大胶粒之间的碰撞机会。如蛋白质溶液加热，较长时间光照都可使其凝聚甚至变性。

## 5、胶体的应用

胶体的知识在生活、生产和科研等方面有着重要用途，如常见的有：

① 盐卤点豆腐：将盐卤（ $MgCl_2 \cdot 2H_2O$ ）或石膏（ $CaSO_4 \cdot 2H_2O$ ）溶液加入豆浆中，使豆腐中的蛋白质和水等物质一起凝聚形成凝胶。

② 肥皂的制取分离    ③ 明矾、 $Fe_2(SO_4)_3$  溶液净水 ④  $FeCl_3$  溶液用于伤口止血    ⑤ 江河入海口形成的沙洲 ⑥ 水泥硬化    ⑦ 冶金厂大量烟尘用高压电除去 ⑧ 土壤胶体中离子的吸附和交换过程，保肥作用

⑨ 硅胶的制备： $Na_2SiO_3 + 2HCl = H_2SiO_3 + 2NaCl$      $H_2SiO_3 \xrightarrow[\Delta 300^{\circ}C]{\text{减压}} SiO_2 + H_2O \uparrow$

含水 4% 的  $\text{SiO}_2$  叫硅胶

⑩ 用同一钢笔灌不同牌号墨水易发生堵塞

## 6、胶体的提纯净化

利用渗析的方法，将胶体中的杂质离子或小分子除去。

### ① 实验步骤

(1) 把 10mL 淀粉胶体和 5mLNaCl 溶液的混合液体，加入用半透膜制成的袋内，将此袋浸入蒸馏水中（如图）（半透膜可用鸡蛋壳膜、牛皮纸、胶棉薄膜、玻璃纸等制成，它有很细小的孔，只能允许较小的离子、分子透过）。

(2) 2min 后，用两支试管各取烧杯中的液体 5mL，向其中一支试管里滴加少量  $\text{AgNO}_3$  溶液，向另一支试管里滴加少量碘水，观察现象。

② 实验现象：可以看到在加入  $\text{AgNO}_3$  溶液的试管里出现了白色沉淀；在加入碘水的试管里并没有发生变化。

③ 实验结论： $\text{Cl}^-$  能透过半透膜，从半透膜袋中扩散到了蒸馏水中，淀粉不能透过半透膜，没有扩散到蒸馏水中。胶体分散质的粒子比溶液分散质的粒子大。

④ 注意事项：半透膜袋要经检验未破损，否则，淀粉粒子也会进入蒸馏水。不能用自来水代替蒸馏水，否则，实验结论不可靠。一般要在 2min 以后再作  $\text{Cl}^-$  的检验，否则， $\text{Cl}^-$  出来的太少，现象不明显。

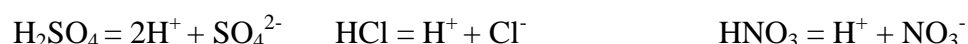
## 四、离子反应

### 1、电离 (ionization)

**电离：**电解质溶于水或受热熔化时解离成自由离子的过程。

酸、碱、盐的水溶液可以导电，说明他们可以电离出自由移动的离子。不仅如此，酸、碱、盐等在熔融状态下也能电离而导电，于是我们依据这个性质把能够在水溶液里或熔融状态下能导电的化合物统称为电解质。

### 2、电离方程式



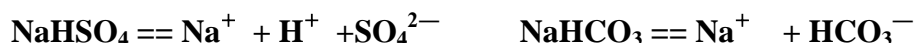
硫酸在水中电离生成了两个氢离子和一个硫酸根离子。盐酸，电离出一个氢离子和一个氯离子。硝酸则电离出一个氢离子和一个硝酸根离子。**电离时生成的阳离子全部都是氢离子**

的化合物我们就称之为**酸**。从电离的角度，我们可以对酸的本质有一个新的认识。那碱还有盐又应怎么来定义呢？

电离时生成的阴离子全部都是氢氧根离子的化合物叫做**碱**。

电离时生成的金属阳离子（或  $\text{NH}_4^+$ ）和酸根阴离子的化合物叫做**盐**。

书写下列物质的电离方程式：**KCl、Na<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>、AgNO<sub>3</sub>、BaCl<sub>2</sub>、NaHSO<sub>4</sub>、NaHCO<sub>3</sub>**



这里大家要特别注意，碳酸是一种弱酸，弱酸的酸式盐如碳酸氢钠在水溶液中主要是电离出钠离子还有碳酸氢根离子；而硫酸是强酸，其酸式盐就在水中则完全电离出钠离子，氢离子还有硫酸根离子。

[小结] 注意：

- 1、 $\text{HCO}_3^-$ 、 $\text{OH}^-$ 、 $\text{SO}_4^{2-}$ 等原子团不能拆开
- 2、 $\text{HSO}_4^-$ 在水溶液中拆开写，在熔融状态下不拆开写。

### 3、电解质与非电解质

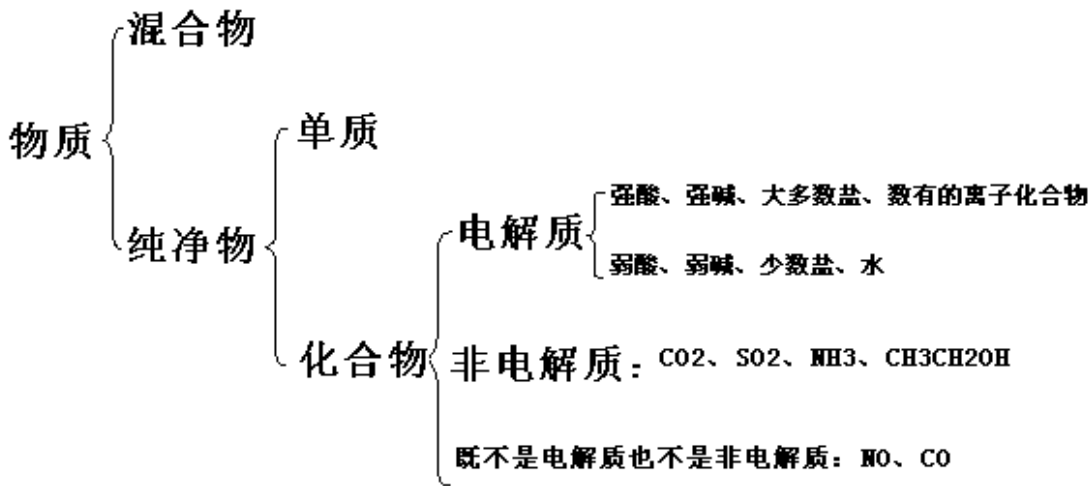
①**电解质**：在水溶液里或熔化状态下能够导电的化合物，如酸、碱、盐等。

②**非电解质**：在水溶液里和熔融状态下都不导电的化合物，如蔗糖、酒精等。

小结

- (1)、能够导电的物质不一定全是电解质。
- (2)、电解质必须在水溶液里或熔化状态下才能有自由移动的离子。
- (3)、电解质和非电解质都是化合物，单质既不是电解质也不是非电解质。
- (4)、溶于水或熔化状态；注意：“或”字
- (5)、溶于水和熔化状态两各条件只需满足其中之一，溶于水不是指和水反应；
- (6)、化合物，电解质和非电解质，对于不是化合物的物质既不是电解质也不是非电解质。

### 4、电解质与电解质溶液的区别：



电解质是纯净物，电解质溶液是混合物。无论电解质还是非电解质的导电都是指本身，

而不是说只要在水溶液或者是熔化能导电就是电解质。

### 注意事项:

- ① 电解质和非电解质是对化合物的分类，单质既不是电解质也不是非电解质。电解质应是化合物（属于纯净物）。而  $\text{Cu}$  则是单质（能导电的物质不一定是电解质，如石墨或金属）， $\text{K}_2\text{SO}_4$  与  $\text{NaCl}$  溶液都是混合物。
- ② 电解质应是一定条件下本身电离而导电的化合物。有些化合物的水溶液能导电，但溶液中离子不是它本身电离出来的，而是与水反应后生成的，因此也不是电解质。例如  $\text{CO}_2$  能导电是因  $\text{CO}_2$  与  $\text{H}_2\text{O}$  反应生成了  $\text{H}_2\text{CO}_3$ ， $\text{H}_2\text{CO}_3$  能够电离而非  $\text{CO}_2$  本身电离。所以  $\text{CO}_2$  不是电解质，是非电解质（如氨气、二氧化硫、三氧化硫）。 $\text{H}_2\text{CO}_3$   $\text{H}_2\text{SO}_3$   $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$  是电解质
- ③ 酸、碱、盐、金属氧化物、水是电解质，蔗糖、酒精为非电解质。
- ④  $\text{BaSO}_4$   $\text{AgCl}$  难溶于水，导电性差，但由于它们的溶解度太小，测不出（或难测）其水溶液的导电性，但它们溶解的部分是完全电离的，所以他们是电解质
- ⑤ 化合物在水溶液中或受热熔化时本身能否发生电离是区别电解质与非电解质的理论依据，能否导电则是实验依据。能导电的物质不一定是电解质，如石墨；电解质本身不一定能导电，如  $\text{NaCl}$  晶体。
- ⑥ 电解质包括离子化合物和共价化合物。离子化合物是水溶液还是熔融状态下均可导电，如盐和强碱。共价化合物是只有在水溶液中能导电的物质，如  $\text{HCl}$ 。

{补充: ①溶液导电能力强弱与单位体积溶液中离子的多少和离子所带电荷数有关; ②在溶液的体积、浓度以及溶液中阴（或阳）离子所带的电荷数都相同的情况下，导电能力强的溶液里能够自由移动的离子数目一定比导电能力弱的溶液里能够自由移动的离子数目多。③ $\text{HCl}$ 、

NaOH、NaCl 在水溶液里的电离程度比  $\text{CH}_3\text{COOH}$ 、 $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$  在水溶液中的电离程度大。据此可得出结论：电解质应有强弱之分。

**5、强电解质：**在水溶液里全部电离成离子的电解质。

**6、弱电解质：**在水溶液里只有一部分分子电离成离子的电解质。

强、弱电解质对比

	强电解质	弱电解质
物质结构	离子化合物，某些共价化合物	某些共价化合物
电离程度	完全	部分
溶液时微粒	水合离子	分子、水合离子
导电性	强	弱
物质类别实例	大多数盐类、强酸、强碱	弱酸、弱碱、水

### 7、强电解质与弱电解质的注意点

①电解质的强弱与其在水溶液中的电离程度有关，与其溶解度的大小无关。例如：难溶的  $\text{BaSO}_4$ 、 $\text{CaSO}_3$  等和微溶的  $\text{Ca}(\text{OH})_2$  等在水中溶解的部分是完全电离的，故是强电解质。而易溶于水的  $\text{CH}_3\text{COOH}$ 、 $\text{H}_3\text{PO}_4$  等在水中只有部分电离，故归为弱电解质。

②电解质溶液的导电能力的强弱只与自由移动的离子浓度及离子所带的电荷数有关，而与电解质的强弱没有必然的联系。例如：一定浓度的弱酸溶液的导电能力也可能比较稀的强酸溶液强。

③强电解质包括：强酸(如  $\text{HCl}$ 、 $\text{HNO}_3$ 、 $\text{H}_2\text{SO}_4$ )、强碱(如  $\text{NaOH}$ 、 $\text{KOH}$ 、 $\text{Ba}(\text{OH})_2$ )和大多数盐(如  $\text{NaCl}$ 、 $\text{MgCl}_2$ 、 $\text{K}_2\text{SO}_4$ 、 $\text{NH}_4\text{Cl}$ )及所有的离子化合物和少数的共价化合物。

④弱电解质包括：弱酸(如  $\text{CH}_3\text{COOH}$ )、弱碱(如  $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$ )、中强酸 (如  $\text{H}_3\text{PO}_4$ )，注意：水也是弱电解质。

⑤共价化合物在水中才能电离，熔融状态下不电离

举例： $\text{KHSO}_4$  在水中的电离式和熔融状态下电离式是不同的。}

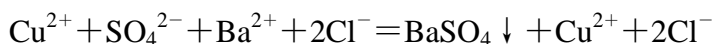
### 8、离子方程式的书写

- 第一步：写（基础）
- 写出正确的化学方程式

例如： $\text{CuSO}_4 + \text{BaCl}_2 = \text{BaSO}_4 \downarrow + \text{CuCl}_2$

第二步：拆（关键）

把易溶、易电离的物质拆成离子形式（难溶、难电离的以及气体等仍用化学式表示）



第三步：删（途径）

删去两边不参加反应的离子



第四步：查（保证）

检查（质量守恒、电荷守恒）



质量守恒：左——Ba, S 4 O 右——Ba, S 4 O

电荷守恒：左 2+ (-2) = 0 右 0

※离子方程式的书写注意事项：

1.非电解质、弱电解质、难溶于水的物质，气体在反应物、生成物中出现，均写成化学式或分式。

- $\text{HAc} + \text{OH}^- = \text{Ac}^- + \text{H}_2\text{O}$
- 2.固体间的反应，即使是电解质，也写成化学式或分子式。
- $2\text{NH}_4\text{Cl}(\text{固}) + \text{Ca}(\text{OH})_2(\text{固}) = \text{CaCl}_2 + 2\text{H}_2\text{O} + 2\text{NH}_3 \uparrow$
- 3.氧化物在反应物中、生成物中均写成化学式或分子式。
- $\text{SO}_3 + \text{Ba}^{2+} + 2\text{OH}^- = \text{BaSO}_4 \downarrow + \text{H}_2\text{O}$
- $\text{CuO} + 2\text{H}^+ = \text{Cu}^{2+} + \text{H}_2\text{O}$

4.浓  $\text{H}_2\text{SO}_4$  作为反应物和固体反应时，浓  $\text{H}_2\text{SO}_4$  写成化学式。

5. $\text{H}_3\text{PO}_4$  中强酸，在写离子方程式时按弱酸处理，写成化学式。

6.金属、非金属单质，无论在反应物、生成物中均写成化学式。如： $\text{Zn} + 2\text{H}^+ = \text{Zn}^{2+} + \text{H}_2 \uparrow$

7.微溶物作为反应物时,处于澄清溶液中

时写成离子形式;处于浊液或固体时写成化学式。微溶物作为生成物的一律写化学式

如条件是澄清石灰水，则应拆成离子；若给的是石灰乳或浑浊石灰水则不能拆，写成化学式。

另加：

盐酸 硫酸 硝酸为强酸 醋酸 碳酸为弱酸 氢氧化钠 氢氧化钙 是强碱



酸——在水溶液中电离出的阳离子全部是氢离子的化合物。所谓强酸、弱酸是相对而言，酸溶于水能发生完全电离的，属于强酸。如 HCl、H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>、HNO<sub>3</sub>、HBr、HI、

酸溶于水不能发生完全电离的，属于弱酸。如碳酸、H<sub>2</sub>S、HF、磷酸、乙酸（醋酸）等。

碱——在水溶液中电离出的阴离子全部是氢氧根离子的化合物。所谓强碱、弱碱是相对而言，

碱溶于水能发生完全电离的，属于强碱。如 KOH、NaOH、Ba(OH)<sub>2</sub>

碱溶于水不能发生完全电离的，属于弱碱。如一水和氨、氢氧化钙（中强碱）、氢氧化铝、氢氧化锌等。

## 9、离子共存问题

凡是能发生反应的离子之间或在水溶液中水解相互促进的离子之间不能大量共存（注意不是完全不能共存，而是不能大量共存）一般规律是：

1、凡相互结合生成难溶或微溶性盐的离子（熟记常见的难溶、微溶盐）；

2、与 H<sup>+</sup>不能大量共存的离子（生成水或弱）酸及酸式弱酸根离子：

氧族有：OH<sup>-</sup>、S<sup>2-</sup>、HS<sup>-</sup>、SO<sub>3</sub><sup>2-</sup>、HSO<sub>3</sub><sup>-</sup>

卤族有：F<sup>-</sup>、ClO<sup>-</sup>

碳族有：CH<sub>3</sub>COO<sup>-</sup>、CO<sub>3</sub><sup>2-</sup>、HCO<sub>3</sub><sup>2-</sup>、SiO<sub>3</sub><sup>2-</sup>

3、与 OH<sup>-</sup>不能大量共存的离子有：

NH<sub>4</sub><sup>2+</sup>和 HS<sup>-</sup>、HSO<sub>3</sub><sup>-</sup>、HCO<sub>3</sub><sup>-</sup>等弱酸的酸式酸根离子以及弱碱的简单阳离子（比如：Cu<sup>2+</sup>、Al<sup>3+</sup>、Fe<sup>3+</sup>、Fe<sup>2+</sup>、Mg<sup>2+</sup>等等）

4、能相互发生氧化还原反应的离子不能大量共存：

常见还原性较强的离子有：Fe<sup>3+</sup>、S<sup>2-</sup>、I<sup>-</sup>、SO<sub>3</sub><sup>2-</sup>。

氧化性较强的离子有：Fe<sup>3+</sup>、ClO<sup>-</sup>、MnO<sub>4</sub><sup>-</sup>、Cr<sub>2</sub>O<sub>7</sub><sup>2-</sup>、NO<sub>3</sub><sup>-</sup>

## 10、氧化还原反应

①、氧化反应：元素化合价升高的反应

还原反应：元素化合价降低的反应

氧化还原反应：凡有元素化合价升降的化学反应就是

②、氧化还原反应的判断依据-----有元素化合价变化

失电子总数=化合价升高总数==得电子总数==化合价降低总数。

③、氧化还原反应的实质-----电子的转移(电子的得失或共用电子对的偏移)

口诀：失电子，化合价升高，被氧化（氧化反应），还原剂；

得电子，化合价降低，被还原（还原反应），氧化剂；

#### ④氧化剂和还原剂(反应物)

氧化剂：得电子(或电子对偏向)的物质-----氧化性

还原剂：失电子(或电子对偏离)的物质-----还原性

氧化产物：氧化后的生成物

还原产物：还原后的生成物。

#### ⑤常见的氧化剂与还原剂

a、常见的氧化剂

(1) 活泼的非金属单质： $O_2$ 、 $Cl_2$ 、 $Br_2$

(2) 含高价金属阳离子的化合物： $FeCl_3$

(3) 含某些较高化合价元素的化合物：浓  $H_2SO_4$  、 $HNO_3$ 、 $KMnO_4$ 、 $MnO_2$

b、常见的还原剂：

(1) 活泼或较活泼的金属： $K$ 、 $Ca$ 、 $Na$ 、 $Al$ 、 $Mg$ 、 $Zn$  (按金属活动性顺序，还原性递减)

(2) 含低价金属阳离子的化合物： $Fe^{2+}$

(3) 某些非金属单质： $C$ 、 $H_2$

(4) 含有较低化合价元素的化合物： $HCl$  、 $H_2S$ 、 $HI$ 、 $KI$

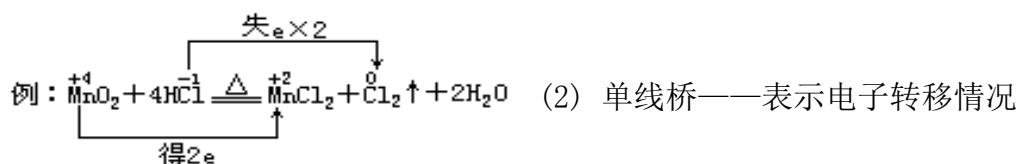
化合价降低，得电子，被还原  
↓

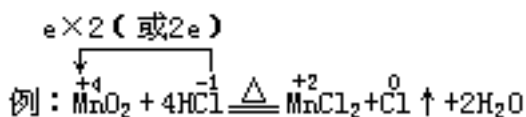
氧化剂 + 还原剂 == 还原产物 + 氧化产物

化合价升高，失电子，被氧化  
↑

#### ⑥、氧化还原反应中电子转移的表示方法

(1) 双线桥法---表示电子得失结果

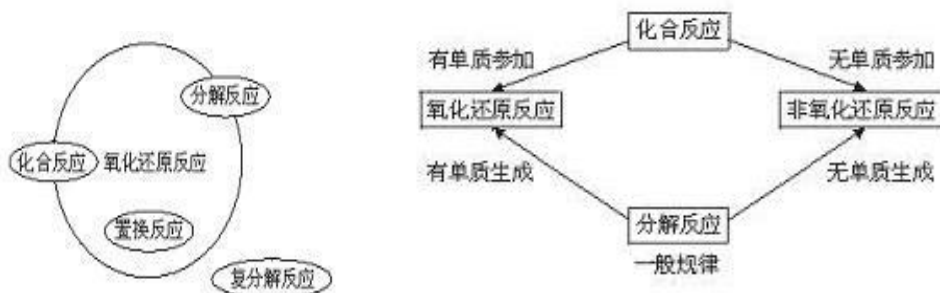




步骤：重点：

- (1) 单箭号（在反应物之间）；
- (2) 箭号起点为被氧化（失电子）元素，终点为被还原（得电子）元素；
- (3) 只标转移电子总数，不标得与失（氧化剂得电子总数等于还原剂失电子总数）。

### ⑦、氧化还原反应与四种基本反应类型的关系



### ⑧、氧化剂、还原剂之间反应规律

(1) 对于氧化剂来说，同族元素的非金属原子，它们的最外层电子数相同而电子层数不同时，电子层数越多，原子半径越大，就越难得电子。因此，它们单质的氧化性就越弱。

(2) 金属单质的还原性强弱一般与金属活动顺序相一致。

(3) 元素处于高价物质具有氧化性，在一定条件下可与还原剂反应，在生成的新物质中该元素的化合价降低。

(4) 元素处于低价物质具有还原性，在一定条件下可与氧化剂反应，在生成的新物质中该元素的化合价升高。

(5) 稀硫酸与活泼金属单质反应时，是氧化剂，起氧化作用的是  $\overset{+1}{\text{H}}$ ，被还原生成  $\text{H}_2$ ，浓硫酸是强氧化剂，与还原剂反应时，起氧化作用的是  $\overset{+6}{\text{S}}$ ，被还原后一般生成  $\text{SO}_2$ 。

(6) 不论浓硝酸还是稀硝酸都是氧化性极强的强氧化剂，几乎能与所有的金属或非金属发生氧化还原反应，反应时，主要是  $\overset{+5}{\text{N}}$  得到电子被还原成  $\text{NO}_2$ ， $\text{NO}$  等。一般来说浓硝酸常被还原为  $\text{NO}_2$ ，稀硝酸常被还原为  $\text{NO}$ 。

(7) 变价金属元素，一般处于最高价时的氧化性最强，随着化合价降低，其氧化性减弱，还原性增强。

氧化剂与还原剂在一定条件下反应时，一般是生成相对弱的还原剂和相对弱的氧化剂，即在适宜的条件下，可用氧化性强的物质制取氧化性弱的物质，也可用还原性强的物质制取还原性弱的物质。

### ⑨、判断氧化剂或还原剂强弱的依据

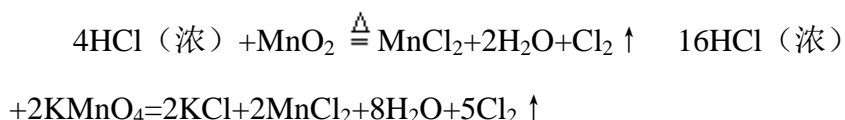
#### i. 根据方程式判断



氧化性：氧化剂>氧化产物    还原性：还原剂>还原产物

#### ii. 根据反应条件判断

当不同氧化剂作用于同一还原剂时，如氧化产物价态相同，可根据反应条件的难易来进行判断，如：



易知氧化性： $\text{KMnO}_4 > \text{MnO}_2$ 。

#### iii. 由氧化产物的价态高价来判断

当含变价元素的还原剂在相似的条件作用于不同的氧化剂时，可由氧化产物相关元素价态的高低来判断氧化剂氧化性的强弱。如： $2\text{Fe} + 3\text{Cl}_2 \xrightarrow{\Delta} 2\text{FeCl}_3$      $\text{Fe} + \text{S} \xrightarrow{\Delta} \text{FeS}$     可知氧化性： $\text{Cl}_2 > \text{S}$ 。

#### iv. 根据元素周期表判断

(a) 同主族元素（从上到下）：非金属原子（或单质）氧化性逐渐减弱，对应阴离子还原性逐渐增强；金属原子（或单质）还原性逐渐增强，对应阳离子氧化性逐渐减弱。

(b) 同周期元素（从左到右）：原子或单质还原性逐渐减弱，氧化性逐渐增强。阳离子的氧化性逐渐增强，阴离子的还原性逐渐减弱。

### ⑩、氧化还原方程式的配平

(a) 配平依据：在氧化还原反应中，得失电子总数相等或化合价升降总数相等。

(b) 配平步骤：“一标、二找、三定、四配、五查”，即标好价，找变化，定总数，配系数、再检查。”

#### i. 确定氧化剂、氧化产物、还原剂、还原产物的化合价

ii、用观察法找出元素化合价的变化值

iii、用化合价升降总数相等的原则确定化学计量数。

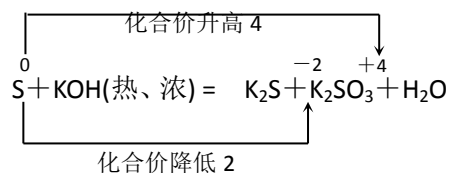
iv、调整计量数，用观察法确定化合价无变化的物质的计量数，同时将单线改成等号。

v、检查核实各元素原子个数在反应前后是否相等。对于用离子方程式表示的氧化还原方程式还必须核对反应前后离子的总电荷数是否相等。

(c)配平技法

i、奇数配偶法：如  $S + C + KNO_3 \rightarrow CO_2 + N_2 + K_2S$ ，反应物  $KNO_3$  中三种元素原子数均为奇数，而生成物中三种元素的原子数均为偶数，故可将  $KNO_3$  乘以 2，然后观察法配平得 1, 3, 2, 3, 1, 1。此法适于物质种类少且分子组成简单的氧化还原反应。

ii、逆向配平法：即先确定生成物的化学计量数，然后再确定反应物的化学计量数。例如：



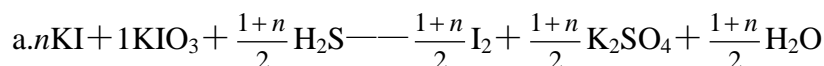
由于 S 的化合价既升又降，而且升降总数要相等，所以  $K_2S$  的化学计量数为 2， $K_2SO_3$  的计量数为 1，然后再确定 S 的化学计量数为 3。此类方法适宜于一种元素的化合价既升高又降低的氧化还原反应，即歧化反应。

iii、零价法：配平依据是还原剂中各元素化合价升高总数等于氧化剂中各元素化合价降低总数，此法适宜于还原剂中两种元素价态难以确定但均属于升高的氧化还原反应。例如： $Fe_3P + HNO_3 \rightarrow Fe(NO_3)_3 + NO + H_3PO_4 + H_2O$ ，因  $Fe_3P$  中价数不好确定，而把 Fe、P 皆看成零价。在相应的生成物中 Fe 为 +3 价，P 为 +5 价，所以价态升高总数为  $3 \times 3 + 5 = 14$ ，而降低的价态为 3，最小公倍数为 42，故  $Fe_3P$  的计量数为 3， $HNO_3$  作氧化剂部分计量数为 14，然后用观察法配平得到：3, 41, 9, 14, 3, 16。

iv、 $1 \cdot n$  法(不用标价态的配平法)

本法往往用于多元素且有氧元素时氧化还原反应方程式的配平，但不能普遍适用。其法是先将有氧元素的较复杂反应物的计量数设为 1，较简单的设为  $n$ 。然后，a. 丢掉氧，用观察法来调整其它项的计量数。b. 再由 a 得的系数根据氧原子数相等列出方程求出  $n$  值，c. 将  $n$  值代入有  $n$  的各计量数，再调整配平。

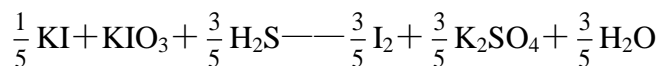
例如： $\text{KI} + \text{KIO}_3 + \text{H}_2\text{S} \longrightarrow \text{I}_2 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$  设  $\text{KIO}_3$  的化学计量数为 1， $\text{KI}$  的化学计量数为  $n$ 。



b.列方程(根据氧原子数相等)

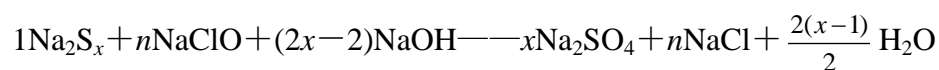
$$3 = \frac{1+n}{2} \times 4 + \frac{1+n}{2} \quad \text{解之 } n = \frac{1}{5}$$

c.代入  $n$  值:



将分数调整为整数得 1, 5, 3, 3, 3, 3。

有时也可以把没氧的复杂项定为 1，如配平



据氧原子相等列方程:

$$n + 2x - 2 = 4x + x - 1 \quad \text{解之 } n = 3x + 1$$

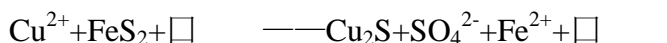
将  $n$  值代入得:

$$1, (3x+1), 2(x-1), x, (3x+1), (x-1)$$

**小结:**

氧化还原反应的配平重点注意以下几点:

- 1: “集合原子”应做到优先配平。
- 2: 先拆后合的拆项配平法中，需要拆的项是那些在反应中化合价既升高又降低（既作氧化剂又作还原剂）的物质。
- 3: 整体法配平法中，选择把哪个化合价升降过程“捆绑”作为一个过程是关键，选择时一定要把在反应中存在固定物质的量之比的升降过程过程进行“捆绑”，不存在固定物质的量之比的升降过程就不能进行“捆绑”。如  $\text{S} + \text{KNO}_3 + \text{C} \longrightarrow \text{K}_2\text{S} + \text{CO}_2 + \text{N}_2$
- 4: 离子反应配平：关键在于能否充分利用“电荷守恒”
- 5: 缺项配平：注意两点：★如果是化学后应方程式其缺项一般为：水、酸、碱。如果是离子反应方程式其缺项一般为：水、 $\text{H}^+$ 、 $\text{OH}^-$ 。★在离子反应方程式配平其缺项时如有两种可能如（ $\text{H}_2\text{O}$ 、 $\text{H}^+$ ）或（ $\text{H}_2\text{O}$ 、 $\text{OH}^-$ ），还应考虑离子共存的问题如：



可有两种选择：（14、5、12 $\text{H}_2\text{O}$ 、7、3、5、24 $\text{H}^+$ ）或（14、5、24 $\text{OH}^-$ 、7、3、5、12 $\text{H}_2\text{O}$ ）后一种配平由于  $\text{OH}^-$  与  $\text{Cu}^{2+}$  不能共存所以不正确。

### 第三章金属及其化合物

一、金属的物理通性：常温下，金属一般为银白色晶体（汞常温下为液体），具有良好的导电性、导热性、延展性。

二、金属的化学性质：

多数金属的化学性质比较活泼，具有较强的还原性，在自然界多数以化合态形式存在。

物质	Na	Al	Fe
保存	煤油（或石蜡油）中	直接在试剂瓶中即可	直接在试剂瓶中
化性	常温下氧化成 $\text{Na}_2\text{O}$ ： $4\text{Na} + \text{O}_2 = 2\text{Na}_2\text{O}$	常温下生成致密氧化膜： $4\text{Al} + 3\text{O}_2 = 2\text{Al}_2\text{O}_3$	潮湿空气中易受腐蚀： 铁锈：主要成分 $\text{Fe}_2\text{O}_3$
与 $\text{O}_2$	点燃生成 $\text{Na}_2\text{O}_2$ $2\text{Na} + \text{O}_2 \xrightarrow{\text{点燃}} \text{Na}_2\text{O}_2$	致密氧化膜使铝耐腐蚀。 纯氧中可燃，生成氧化铝： $4\text{Al} + 3\text{O}_2 \xrightarrow{\text{点燃}} 2\text{Al}_2\text{O}_3$	纯氧中点燃生成： $3\text{Fe} + 2\text{O}_2 \xrightarrow{\text{点燃}} \text{Fe}_3\text{O}_4$
与 $\text{Cl}_2$	$2\text{Na} + \text{Cl}_2 \xrightarrow{\text{点燃}} 2\text{NaCl}$	$2\text{Al} + 3\text{Cl}_2 \xrightarrow{\text{点燃}} 2\text{AlCl}_3$	$2\text{Fe} + 3\text{Cl}_2 \xrightarrow{\text{点燃}} 2\text{FeCl}_3$
与 S	常温下即可反应： $2\text{Na} + \text{S} = \text{Na}_2\text{S}$	加热时才能反应： $2\text{Al} + 3\text{S} \xrightarrow{\Delta} \text{Al}_2\text{S}_3$	加热只能生成亚铁盐： $\text{Fe} + \text{S} \xrightarrow{\Delta} \text{FeS}$
与水	常温与冷水剧烈反应： $2\text{Na} + 2\text{H}_2\text{O} = 2\text{NaOH} + \text{H}_2 \uparrow$	去膜后与热水反应： $2\text{Al} + 6\text{H}_2\text{O} \xrightarrow{\Delta} 2\text{Al}(\text{OH})_3 \downarrow + 3\text{H}_2 \uparrow$	常温下纯铁不与水反应。 加热时才与水蒸气反应： $3\text{Fe} + 4\text{H}_2\text{O}(\text{g}) \xrightarrow{\Delta} \text{Fe}_3\text{O}_4 + 4\text{H}_2$
与酸溶液	$2\text{Na} + 2\text{HCl} = 2\text{NaCl} + \text{H}_2 \uparrow$	$2\text{Al} + 6\text{HCl} = 2\text{AlCl}_3 + 3\text{H}_2 \uparrow$	$\text{Fe} + 2\text{HCl} = \text{FeCl}_2 + \text{H}_2 \uparrow$
与碱溶液	----- ---	$2\text{Al} + 2\text{NaOH} + 2\text{H}_2\text{O} = 2\text{NaAlO}_2 + 3\text{H}_2 \uparrow$	-----
与盐溶液	与硫酸铜溶液： $2\text{Na} + 2\text{H}_2\text{O} + \text{CuSO}_4 = \text{Cu}(\text{OH})_2 \downarrow + \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2 \uparrow$ 与氯化铁溶液： $6\text{Na} + 6\text{H}_2\text{O} + 2\text{FeCl}_3 = 2\text{Fe}(\text{OH})_3 \downarrow + 6\text{NaCl} + 3\text{H}_2 \uparrow$	置换出较不活泼的金属单质	置换出较不活泼的金属单质

与氧化物	----- ---	镁条引燃时铝热反应： 点燃 $2Al + Fe_2O_3 \xrightarrow{\text{点燃}} Al_2O_3 + 2Fe$	-----
金属活泼性逐渐减弱 $\longrightarrow$			

### 三、金属化合物的性质：

#### 1、氧化物

	Na <sub>2</sub> O	Na <sub>2</sub> O <sub>2</sub>	Al <sub>2</sub> O <sub>3</sub>	Fe <sub>2</sub> O <sub>3</sub>
性质	碱性氧化物	非碱性氧化物	两性氧化物	碱性氧化物
颜色状态	白色固体	淡黄色固体	白色固体	赤红色固体
与水反应	$Na_2O + H_2O = 2NaOH$	$2Na_2O_2 + 2H_2O = 4NaOH + O_2 \uparrow$	-----	-----
与酸溶液	$Na_2O + 2HCl = 2NaCl + H_2O$ (溶液无色)	$2Na_2O_2 + 4HCl = 4NaCl + 2H_2O + O_2 \uparrow$	$Al_2O_3 + 6HCl = 2AlCl_3 + 3H_2O$	$Fe_2O_3 + 6HCl = 2FeCl_3 + 3H_2O$ (溶液黄色)
与碱溶液	----- -	-----	$Al_2O_3 + 2NaOH = 2NaAlO_2 + H_2O$	-----
其他	$Na_2O + CO_2 = Na_2CO_3$	$2Na_2O_2 + 2CO_2 = 2Na_2CO_3 + O_2$	-----	-----

#### 2、氢氧化物

化性	NaOH	Al(OH) <sub>3</sub>	Fe(OH) <sub>2</sub>	Fe(OH) <sub>3</sub>
属性	碱性氢氧化物	两性氢氧化物	碱性氢氧化物	碱性氢氧化物
与酸溶液	$NaOH + HCl = NaCl + H_2O$	$Al(OH)_3 + 3HCl = AlCl_3 + 3H_2O$	$Fe(OH)_2 + 2HCl = FeCl_2 + 2H_2O$	$Fe(OH)_3 + 3HCl = FeCl_3 + 3H_2O$
与碱溶液	-----	$Al(OH)_3 + NaOH = NaAlO_2 + 2H_2O$ $\Delta$	-----	----- $\wedge$
稳定性	稳定	$2Al(OH)_3 \xrightarrow{\Delta} Al_2O_3 + 3H_2O$	$4Fe(OH)_2 + O_2 + 2H_2O = 4Fe(OH)_3$	$2Fe(OH)_3 \xrightarrow{\Delta} Fe_2O_3 + 3H_2O$
其他	$2NaOH + CO_2 = Na_2CO_3 + H_2O$ NaOH + CO <sub>2</sub> (过	-----	-----	-----



量)=NaHCO<sub>3</sub>

制备	金属钠与水即可	铝盐溶液与过量浓氨水	亚铁盐溶液与氢氧化钠溶液（液面下）	铁盐溶液滴加氢氧化钠溶液
----	---------	------------	-------------------	--------------

### 3、盐

	Na <sub>2</sub> CO <sub>3</sub>	NaHCO <sub>3</sub>
溶解度	较大	较小
溶液碱性	使酚酞变红，溶液呈碱性。	使酚酞变淡粉色，溶液呈较弱的碱性。
与酸	反应迅速 $\text{Na}_2\text{CO}_3 + 2\text{HCl} = 2\text{NaCl} + 2\text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2 \uparrow$	反应更迅速 $\text{NaHCO}_3 + \text{HCl} = \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2 \uparrow$
与碱	-----	$\text{NaHCO}_3 + \text{NaOH} = \text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O}$
稳定性	稳定，加热不分解。	固体 NaHCO <sub>3</sub> ： $2\text{NaHCO}_3 \xrightarrow{\Delta} \text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2 \uparrow$
相互转化	Na <sub>2</sub> CO <sub>3</sub> 溶液中通入大量 CO <sub>2</sub> $\text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2 = 2\text{NaHCO}_3$	固体 NaHCO <sub>3</sub> ： $2\text{NaHCO}_3 \xrightarrow{\Delta} \text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2 \uparrow$
其他	溶液中： $\text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{Ca}(\text{OH})_2 = 2\text{NaOH} + \text{CaCO}_3 \downarrow$	溶液中： $\text{NaHCO}_3 + \text{Ca}(\text{OH})_2 = \text{NaOH} + \text{CaCO}_3 \downarrow + \text{H}_2\text{O}$
用途	工业原料等	中和胃酸、制糕点等

金属离子检验：焰色反应呈黄色

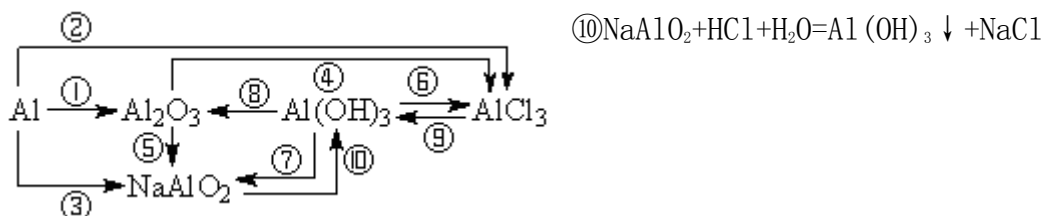
补充：侯氏制碱法（由氯化钠制备碳酸钠） 向饱和食盐水中通入足量氨气至饱和，然后在加压下通入 CO<sub>2</sub>，利用 NaHCO<sub>3</sub> 溶解度较小，析出 NaHCO<sub>3</sub>，将析出的 NaHCO<sub>3</sub> 晶体煅烧，即得 Na<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>。  
 $\text{NaCl} + \text{NH}_3 + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O} = \text{NaHCO}_3 + \text{NH}_4\text{Cl}$   $2\text{NaHCO}_3 \xrightarrow{\Delta} \text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{CO}_2 \uparrow + \text{H}_2\text{O} \uparrow$

	FeCl <sub>2</sub>	FeCl <sub>3</sub>
颜色	浅绿色	黄色
与碱溶液	$\text{FeCl}_2 + 2\text{NaOH} = \text{Fe}(\text{OH})_2 \downarrow + 2\text{NaCl}$	$\text{FeCl}_3 + 3\text{NaOH} = \text{Fe}(\text{OH})_3 \downarrow + 3\text{NaCl}$

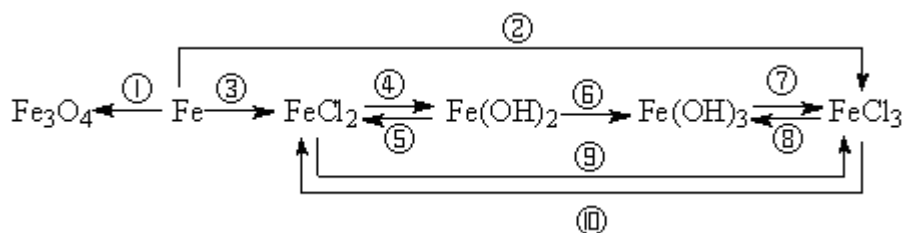
相互转化	$2\text{FeCl}_2 + \text{Cl}_2 = 2\text{FeCl}_3$	$2\text{FeCl}_3 + \text{Fe} = 3\text{FeCl}_2$
	$2\text{FeBr}_2 + \text{Br}_2 = 2\text{FeBr}_3$	$2\text{FeBr}_3 + \text{Fe} = 3\text{FeBr}_2$
	主要表现：_____性（还原性）	表现：_____性（氧化性）
检验	遇 KSCN 不显血红色，加入氯水后显红色	遇 KSCN 显血红色
用途	净水剂等	印刷电路板等

#### 四、金属及其化合物之间的相互转化

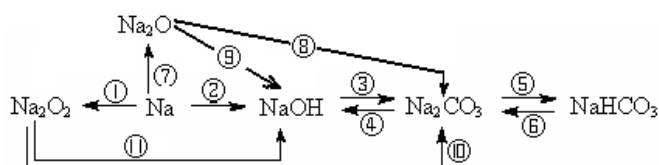
1、铝及其重要化合物之间的转化关系，写出相应的化学反应方程式。



2、铁及其重要化合物之间的转化关系，写出相应的化学反应方程式。



3、钠及其化合物之间的相互转化，写出相应的化学反应方程式。



附：1、焰色反应：用于在火焰上呈现特殊颜色的金属或它们的化合物的检验。

锂	钠	钾	钙	锶	钡	铜
紫红色	黄色	紫色	砖红色	洋红色	黄绿色	蓝绿色

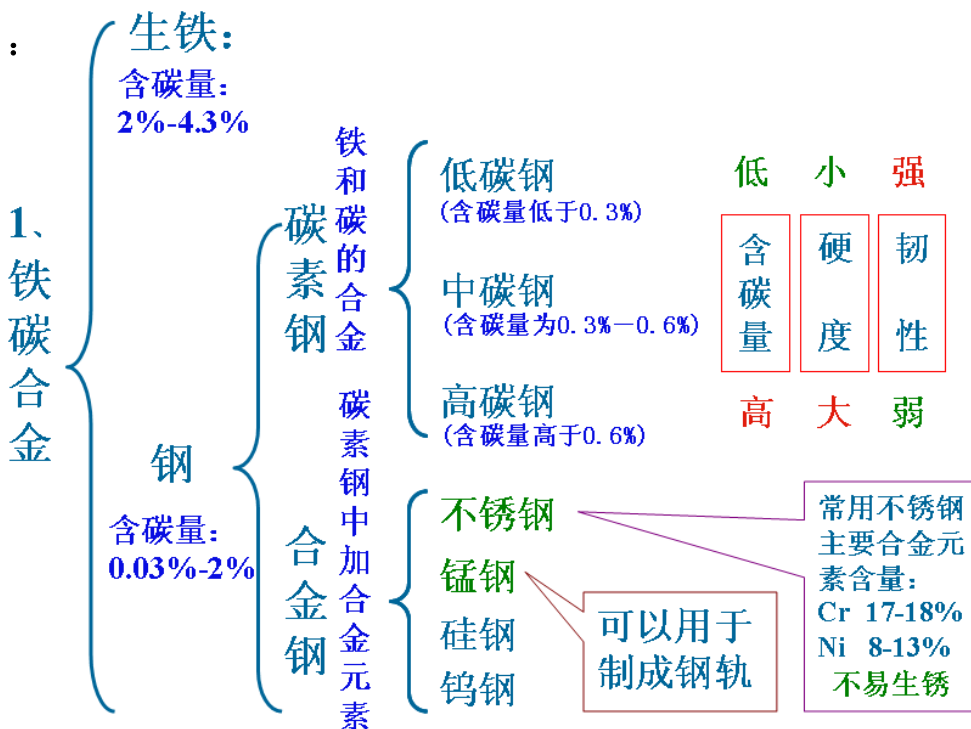
注：观察钾焰色反应时，应透过蓝色钴玻璃，以便滤去杂质钠的黄光。

2、碳酸钠、碳酸氢钠： $\text{Na}_2\text{CO}_3$ 又叫纯碱，俗称苏打。无水碳酸钠是白色粉末。 $\text{NaHCO}_3$ 俗称小苏打，也叫酸式碳酸钠。它是白色粉末，在水中的溶解度比碳酸钠略小，水溶液呈微碱性，固体碳酸氢钠受热即分解。 $\text{NaHCO}_3$ 是发酵粉的主要成分，也用于制灭火剂、焙粉或清凉饮料等方面的原料，在橡胶工业中作发泡剂。将碳酸钠溶液或结晶碳酸钠吸收  $\text{CO}_2$  可制得碳酸氢钠。

### 3、氧化铝、氢氧化铝

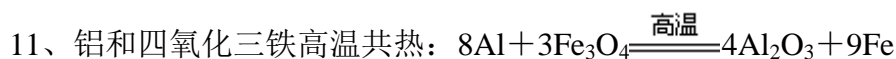
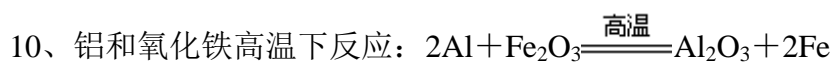
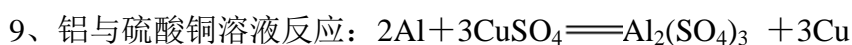
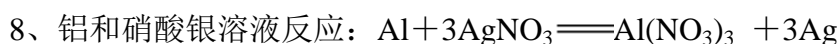
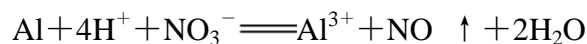
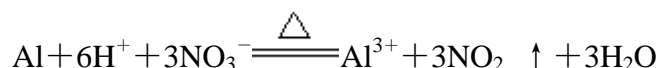
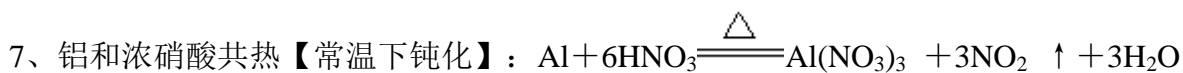
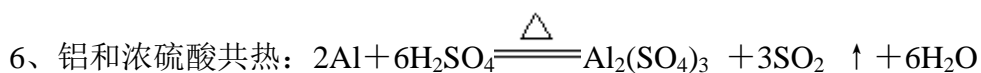
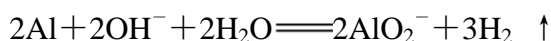
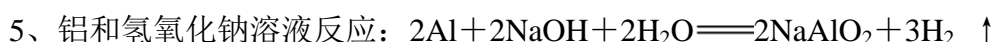
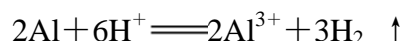
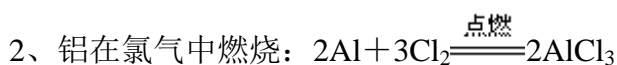
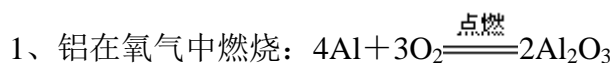
- $\text{Al}_2\text{O}_3$  俗名矾土，是一种难熔又不溶于水的白色粉末。它的熔点、沸点都高于 2000 度。
- 氢氧化铝是典型的两性氢氧化物，它既能溶于强酸生成铝盐溶液，又能溶于强碱生成偏铝酸盐溶液。氢氧化铝可用来制备铝盐，作吸附剂等的原料。氢氧化铝凝胶有中和胃酸和保护溃疡面的作用，可用于治疗胃和十二指肠溃疡、胃酸过多等。

## 10、合金

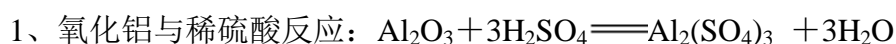


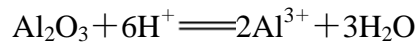
## 铝及其化合物的化学方程式和离子方程式

### 一、铝



### 二、氧化铝





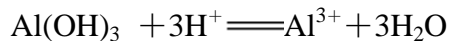
2、氧化铝与氢氧化钠溶液反应： $\text{Al}_2\text{O}_3 + 2\text{NaOH} \rightleftharpoons 2\text{NaAlO}_2 + \text{H}_2\text{O}$



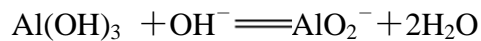
3、电解氧化铝的熔融液： $2\text{Al}_2\text{O}_3 \xrightarrow[\text{冰晶石}]{\text{电解}} 4\text{Al} + 3\text{O}_2 \uparrow$

### 三、氢氧化铝

1、氢氧化铝与稀硫酸反应： $2\text{Al}(\text{OH})_3 + 3\text{H}_2\text{SO}_4 \rightleftharpoons \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 + 6\text{H}_2\text{O}$



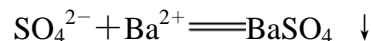
2、氢氧化铝与氢氧化钠溶液反应： $\text{Al}(\text{OH})_3 + \text{NaOH} \rightleftharpoons \text{NaAlO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$



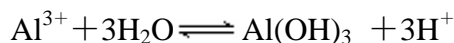
3、加热氢氧化铝： $2\text{Al}(\text{OH})_3 \xrightarrow{\Delta} \text{Al}_2\text{O}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$

### 四、硫酸铝

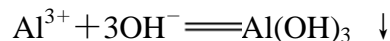
1、硫酸铝溶液与氯化钡溶液混合： $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 + 3\text{BaCl}_2 \rightleftharpoons 2\text{AlCl}_3 + 3\text{BaSO}_4 \downarrow$



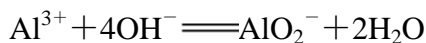
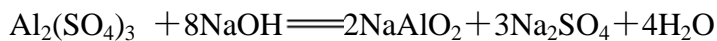
2、硫酸铝的水溶液呈酸性【水解的原因】： $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 + 6\text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons 2\text{Al}(\text{OH})_3 + 3\text{H}_2\text{SO}_4$



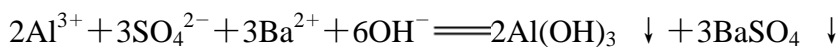
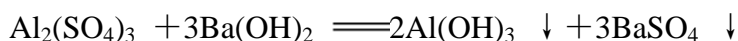
3、硫酸铝溶液中加入少量的氢氧化钠溶液： $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 + 6\text{NaOH} \rightleftharpoons 3\text{Na}_2\text{SO}_4 + 2\text{Al}(\text{OH})_3 \downarrow$



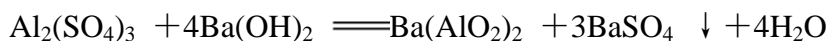
4、向硫酸铝溶液中加入足量的氢氧化钠溶液：

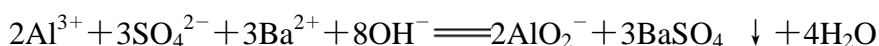


5、向硫酸铝溶液中加入少量的氢氧化钡溶液：

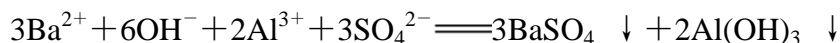


6、向硫酸铝溶液中加入足量的氢氧化钡溶液：

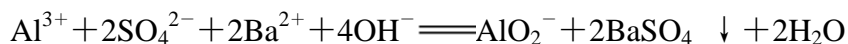
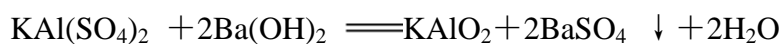




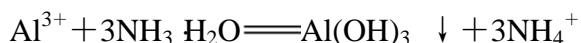
7、向明矾溶液中加入少量的氢氧化钡溶液：



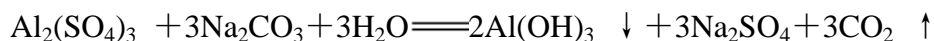
8、向明矾溶液中加入足量的氢氧化钡溶液：



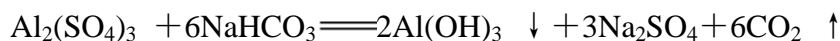
9、向硫酸铝溶液中加入氨水： $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 + 6\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons 2\text{Al}(\text{OH})_3 \downarrow + 3(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$



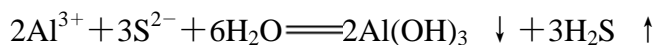
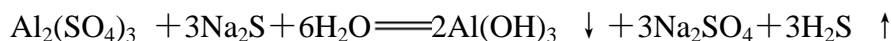
10、向硫酸铝溶液中加入碳酸钠溶液【碳酸钠水解提供氢氧根，相当于弱碱，所以  $\text{Al}^{3+}$ ， $\text{CO}_3^{2-}$  不能共存】：



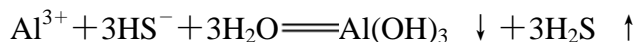
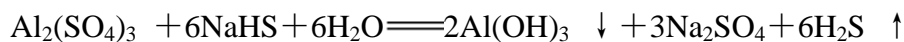
11、向硫酸铝溶液中加入碳酸氢钠溶液：



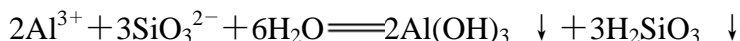
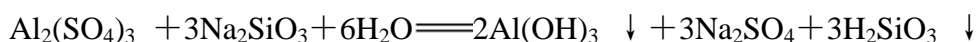
12、向硫酸铝溶液中加入硫化钠溶液：



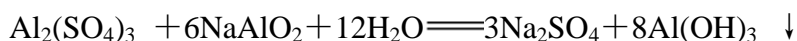
13、向硫酸铝溶液中加入硫氢化钠溶液：



14、向硫酸铝溶液中加入硅酸钠溶液：



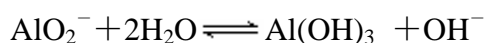
15、向硫酸铝溶液中加入偏铝酸钠溶液：



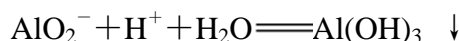


## 五、偏铝酸钠

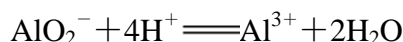
1、偏铝酸钠溶液呈碱性： $\text{NaAlO}_2 + 2\text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{Al}(\text{OH})_3 + \text{NaOH}$



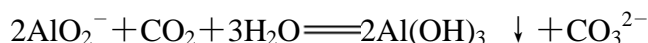
2、偏铝酸钠溶液滴入少量盐酸： $\text{NaAlO}_2 + \text{HCl} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{Al}(\text{OH})_3 \downarrow + \text{NaCl}$



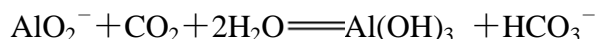
3、向偏铝酸钠溶液加入足量盐酸： $\text{NaAlO}_2 + 4\text{HCl} \rightleftharpoons \text{NaCl} + \text{AlCl}_3 + 2\text{H}_2\text{O}$



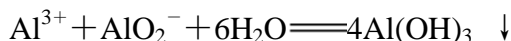
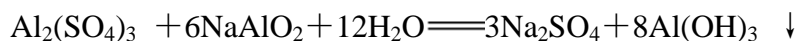
4、向偏铝酸钠溶液通入少量二氧化碳气体： $2\text{NaAlO}_2 + \text{CO}_2 + 3\text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons 2\text{Al}(\text{OH})_3 \downarrow + \text{Na}_2\text{CO}_3$



5、向偏铝酸钠溶液通入足量二氧化碳气体： $\text{NaAlO}_2 + \text{CO}_2 + 2\text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{Al}(\text{OH})_3 + \text{NaHCO}_3$

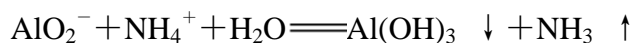


6、向偏铝酸钠溶液中加入硫酸铝溶液：

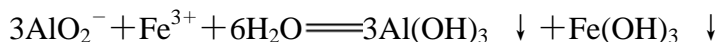


7、向偏铝酸钠溶液中加入氯化铵溶液： $\text{NaAlO}_2 + \text{NH}_4\text{Cl} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{Al}(\text{OH})_3 \downarrow + \text{NaCl} + \text{NH}_3$

↑



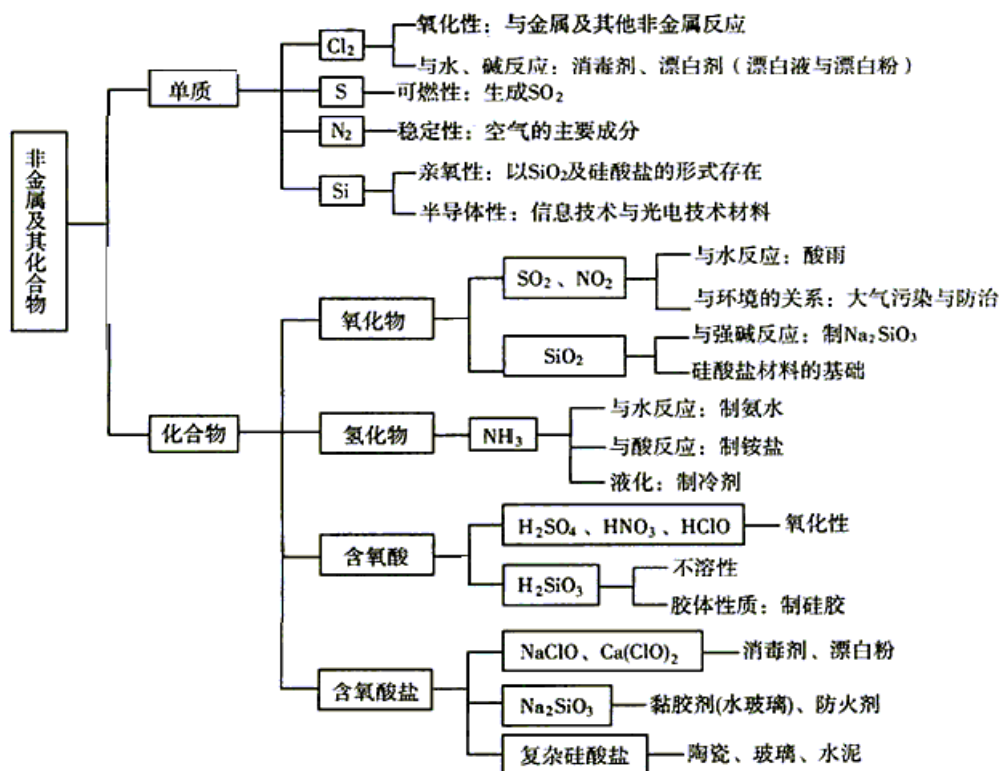
8、向偏铝酸钠溶液中加入氯化铁溶液：



提示：很多反映是因为盐类水解的原因，才能发生反应。比如硫酸铝和碳酸钠，硫化钠、硫化氢、硅酸钠、偏铝酸钠，后者水解显碱性，相当于弱碱，提供氢氧根。反应继续进行，所以在离子共存等问题时，要考虑相关问题。同理偏铝酸钠和氯化铵【水解呈酸性，相当于弱酸，提供氢离子所以  $\text{AlO}_2^-$  和  $\text{NH}_4^+$  不能共存】 $\text{AlO}_2^-$  与  $\text{Fe}^{3+}$ 、 $\text{Al}^{3+}$  不能共存是因为双水解，相互促进，不能共存。方程式见 6 和 8。

## 第四章 非金属及其化合物

### 一、本章知识结构框架



### 二、本章知识结构梳理

#### (一) 硅及其化合物

##### 1、二氧化硅和二氧化碳比较

	二氧化硅	二氧化碳
类别	酸性氧化物	酸性氧化物
晶体结构	原子晶体	分子晶体
熔沸点	高	低
与水反应方程式	不反应	$\text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_2\text{CO}_3$
与酸反应方程式	$\text{SiO}_2 + 4\text{HF} = \text{SiF}_4 \uparrow + 2\text{H}_2\text{O}$	不反应
与烧碱反应方程式	$\text{SiO}_2 + 2\text{NaOH} = \text{Na}_2\text{SiO}_3 + \text{H}_2\text{O}$	少： $2\text{NaOH} + \text{CO}_2 = \text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O}$ 过： $\text{NaOH} + \text{CO}_2 = \text{NaHCO}_3$
与CaO反应方程式	$\text{SiO}_2 + \text{CaO} \xrightarrow{\text{高温}} \text{CaSiO}_3$	$\text{CaO} + \text{CO}_2 = \text{CaCO}_3$



存在状态	水晶、玛瑙、石英、硅石、沙子	人和动物排放
------	----------------	--------

## 2、硅以及硅的化合物的用途

物质	用途
硅单质	半导体材料、光电池（计算器、人造卫星、登月车、探测器）
SiO <sub>2</sub>	饰物、仪器、光导纤维、玻璃
硅酸钠	矿物胶
SiC	砂纸、砂轮的磨料

## (二) 氯

### 1、液氯、新制的氯水和久置的氯水比较

	液氯	新制氯水	久置氯水
分类	纯净物	混合物	混合物
颜色	黄绿色	黄绿色	无色
成分	Cl <sub>2</sub>	Cl <sub>2</sub> 、H <sub>2</sub> O、HClO、H <sup>+</sup> 、Cl <sup>-</sup> 、ClO <sup>-</sup> 、极少量的为 OH <sup>-</sup>	H <sup>+</sup> 、Cl <sup>-</sup> 、H <sub>2</sub> O、极少量的 OH <sup>-</sup> 稀盐酸
性质	氧化性	氧化性、酸性、漂白性	酸性

### 2、氯气的性质

与金属钠反应方程式	$2\text{Na} + \text{Cl}_2 \xrightarrow{\text{点燃}} 2\text{NaCl}$
与金属铁反应方程式	$2\text{Fe} + 3\text{Cl}_2 \xrightarrow{\text{点燃}} 2\text{FeCl}_3$
与金属铜反应方程式	$\text{Cu} + \text{Cl}_2 \xrightarrow{\text{点燃}} \text{CuCl}_2$
与氢气反应方程式	$\text{H}_2 + \text{Cl}_2 \xrightarrow{\text{点燃}} 2\text{HCl}; \text{H}_2 + \text{Cl}_2 \xrightarrow{\text{光照}} 2\text{HCl}$
与水反应方程式	$\text{H}_2\text{O} + \text{Cl}_2 \rightleftharpoons \text{HCl} + \text{HClO}$
制漂白液反应方程式	$\text{Cl}_2 + 2\text{NaOH} \rightleftharpoons \text{NaCl} + \text{NaClO} + \text{H}_2\text{O}$
制漂白粉反应方程式	$2\text{Cl}_2 + 2\text{Ca}(\text{OH})_2 \rightleftharpoons \text{CaCl}_2 + \text{Ca}(\text{ClO})_2 + 2\text{H}_2\text{O}$

实验室制法	$\text{MnO}_2 + 4\text{HCl (浓)} \xrightarrow{\Delta} \text{MnCl}_2 + \text{Cl}_2 \uparrow + 2\text{H}_2\text{O}$
氯离子的检验试剂以及反应方程式	<p style="text-align: center;"><math>\text{AgNO}_3</math> 溶液</p> <p style="text-align: center;"><math>\text{Ag}^+ + \text{Cl}^- == \text{AgCl}</math></p>

### (三) 硫、氮

#### 1、二氧化硫的性质

物理性质	颜色状态	密度	毒性
	黄绿色	比空气__大 —	有毒
化学性质	酸性	与水反应方程式	$\text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_2\text{SO}_3$
		与烧碱反应方程式	$\text{SO}_2 + 2\text{NaOH} == \text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O}$ $\text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O} == 2\text{NaHSO}_3$ $\text{SO}_2 + \text{NaOH} == \text{NaHSO}_3$
	漂白性	漂白原理：由于它能跟某些有色物质生成：无色物质	
		曾学过的具有漂白性的物质	<p style="text-align: center;"><b>吸附漂白：活性炭</b></p> <p style="text-align: center;"><b>氧化漂白：HClO、O<sub>3</sub>、Na<sub>2</sub>O<sub>2</sub></b></p>
	还原性	与氧气反应方程式	$2\text{SO}_2 + \text{O}_2 \rightleftharpoons 2\text{SO}_3$
		与氯水反应方程式	$\text{SO}_2 + \text{Cl}_2 + 2\text{H}_2\text{O} == \text{H}_2\text{SO}_4 + 2\text{HCl}$
氧化性	与硫化氢反应方程式	$\text{SO}_2 + 2\text{H}_2\text{S} == 3\text{S} \downarrow + 2\text{H}_2\text{O}$	

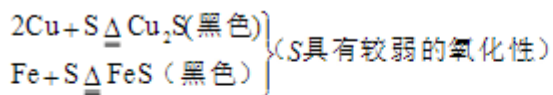
#### 2、浓硫酸和浓硝酸的性质

	浓硫酸	浓硝酸
--	-----	-----

相 同 点	与 Cu 反应	$\text{Cu} + 2\text{H}_2\text{SO}_4(\text{浓}) \xrightarrow{\Delta} \text{CuSO}_4 + \text{SO}_2 \uparrow + 2\text{H}_2\text{O}$	$\text{Cu} + 4\text{HNO}_3(\text{浓}) == \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{NO}_2 \uparrow + 2\text{H}_2\text{O}$ $3\text{Cu} + 8\text{HNO}_3(\text{稀}) == 3\text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{NO} \uparrow + 4\text{H}_2\text{O}$
	与木炭反应	$\text{C} + 2\text{H}_2\text{SO}_4(\text{浓}) \xrightarrow{\Delta} \text{CO}_2 \uparrow + 2\text{SO}_2 \uparrow + 2\text{H}_2\text{O}$	$\text{C} + 4\text{HNO}_3(\text{浓}) \xrightarrow{\Delta} \text{CO}_2 \uparrow + 4\text{NO}_2 \uparrow + 2\text{H}_2\text{O}$
	与铁铝反应	发生钝化现象，所以可以用铁制或铝制容器来存放冷的浓硫酸和浓硝酸	
异 同 点	① 吸水 性——干燥剂 ② 脱水性——蔗糖变黑	王水：浓硝酸和浓盐酸（ <u>  1  </u> ：3 <u>  </u> ）	

补充：（一）硫和一些含硫化合物 自然界中既有游离态的硫，又有化合态的硫存在，如火山喷口附近、地壳岩层、矿物煤和石油等。

1. 硫 淡黄色的硫能与铁、铜、汞、H<sub>2</sub>、O<sub>2</sub> 等化合。 具有较弱的氧化性



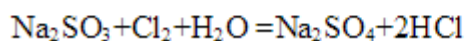
Hg + S = HgS (黑)                      常温下进行，可用于硫磺处理洒落的汞)



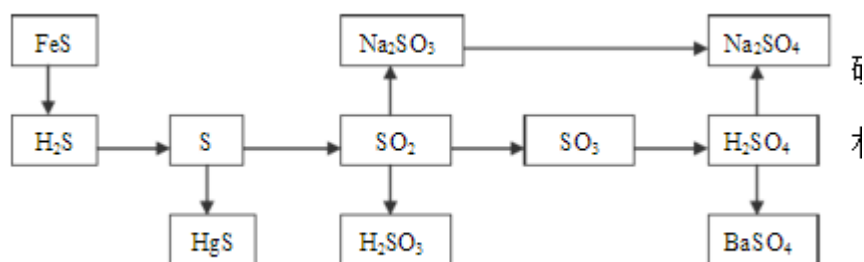
2. 亚硫酸钠        亚硫酸钠同亚硫酸一样易氧化。



酸盐要密封保存)

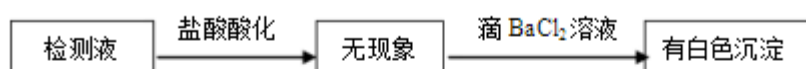


3. 硫及其化合物的相互转化

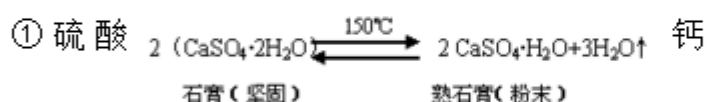


#### 4.硫酸盐

##### 1. $\text{SO}_4^{2-}$ 的检验



##### 几种重要的硫酸盐及其应用



利用上述反应制出各种模型及医疗上的石膏绷带。

②硫酸钡 俗称重晶石，不溶于水、酸等，不易被 X 射线透过。医疗上作检查肠胃内服的药剂（钡餐）。

③硫酸亚铁  $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$  俗称绿矾，是防治缺铁性贫血的药剂。

④硫酸铜  $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$  俗称胆矾，可配制“波尔多液”（农药）。

此外，还有明矾 ( $\text{KAl}(\text{SO}_4)_2 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$ ) 作净水剂；芒硝 ( $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ ) 作缓泻剂等。

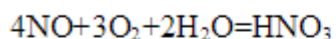
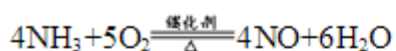
#### 3、氨气、氨水与铵盐的性质

氨	颜色状态	密度	水溶性
---	------	----	-----

气的物理性质	无色有刺激性气味的气体	比空气_小_	易溶(1: _700_) 可以形成喷泉, 水溶液呈_碱性_。
氨气的化学性质	与水反应方程式	$\text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{NH}_4^+ + \text{OH}^-$	
	与盐酸反应方程式	$\text{NH}_3 + \text{HCl} = \text{NH}_4\text{Cl}$	
	实验室制法	$\text{Ca}(\text{OH})_2 + 2\text{NH}_4\text{Cl} \xrightarrow{\Delta} \text{CaCl}_2 + 2\text{NH}_3 \uparrow + 2\text{H}_2\text{O}$	
氨水成分	$\text{NH}_3$ 、 $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$ 、 $\text{H}_2\text{O}$ 、 $\text{NH}_4^+$ 、 $\text{OH}^-$ 、极少量的 $\text{H}^+$		
铵盐	物理性质: 铵盐都是_无色_色晶体, _能_溶于水		
	化学性质	氯化铵分解反应方程式	$\text{NH}_4\text{Cl} \xrightarrow{\Delta} \text{NH}_3 + \text{HCl}$
		碳酸氢铵分解反应方程式	$\text{NH}_4\text{HCO}_3 \xrightarrow{\Delta} \text{NH}_3 \uparrow + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2 \uparrow$

补充: 硝酸的性质

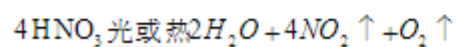
### (一) 硝酸的工业制法



### (二) 硝酸的性质

硝酸是无色、易挥发、有刺激性气味的液体，能以任意比溶解于水。69%的硝酸被称为浓硝酸，98%的浓硝酸通常叫“发烟硝酸”，浓硝酸常带有黄色。

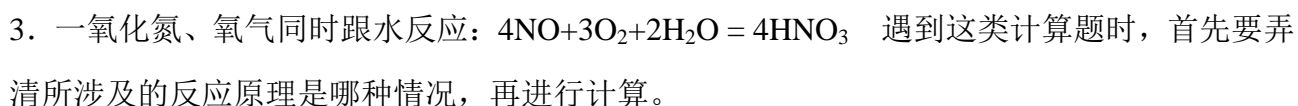
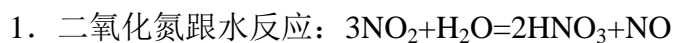
#### 1. 不稳定性



硝酸应贮存在避光、低温处。

### **NO<sub>2</sub>、NO、O<sub>2</sub>跟H<sub>2</sub>O反应的计算**

分析反应原理：



# 必修2

## 第一章：物质结构 元素周期律

### 一、原子结构

1. 原子 ( ${}^A_Z X$ )

- 原子核
  - 质子 (Z 个)
  - 中子 (N 个)
- 核外电子 (Z 个)

注意：  
 质量数(A) = 质子数(Z) + 中子数(N)  
 原子序数 = 核电荷数 = 质子数 = 原子的核外电子数

★熟背前 20 号元素，熟悉 1~20 号元素原子核外电子的排布：

H He Li Be B C N O F Ne Na Mg Al Si P S Cl Ar K Ca

2. 原子核外电子的排布规律：①电子总是尽先排布在能量最低的电子层里；②各电子层最多容纳的电子数是  $2n^2$ ；③最外层电子数不超过 8 个 (K 层为最外层不超过 2 个)，次外层不超过 18 个，倒数第三层电子数不超过 32 个。

电子层：一 (能量最低) 二 三 四 五 六 七

对应表示符号：K L M N O P Q

### 3. 元素、核素、同位素

元素：具有相同核电荷数的同一类原子的总称。

核素：具有一定数目的质子和一定数目的中子的一种原子。

同位素：质子数相同而中子数不同的同一元素的不同原子互称为同位素。(对于原子来说)

### 二、元素周期表

#### 1. 编排原则：

- ①按原子序数递增的顺序从左到右排列
- ②将电子层数相同的各元素从左到右排成一横行。(周期序数 = 原子的电子层数)
- ③把最外层电子数相同的元素按电子层数递增的顺序从上到下排成一纵行。

主族序数 = 原子最外层电子数

#### 2. 结构特点：

		核外电子层数	元素种类
元素周期表	短周期	第一周期	2 种元素
		第二周期	8 种元素
		第三周期	8 种元素
	长周期	第四周期	18 种元素
		第五周期	18 种元素
		第六周期	32 种元素
		第七周期	未填满 (已有 26 种元素)
族	主族：I A ~ VIIA 共 7 个主族		
	副族：IIIB ~ VIIB、I B ~ IIB, 共 7 个副族		
	第 VIII 族：三个纵行，位于 VIIB 和 I B 之间		
	零族：稀有气体		
(18 个纵行)			
(16 个族)			

### 三、元素周期律

1. 元素周期律：元素的性质 (核外电子排布、原子半径、主要化合价、金属性、非金属性) 随着核电荷数的递增而呈周期性变化的规律。元素性质的周期性变化实质是元素原子核外电子排布的周期性变化的必然结果。

#### 2. 同周期元素性质递变规律

第三周期元素	${}_{11}\text{Na}$	${}_{12}\text{Mg}$	${}_{13}\text{Al}$	${}_{14}\text{Si}$	${}_{15}\text{P}$	${}_{16}\text{S}$	${}_{17}\text{Cl}$	${}_{18}\text{Ar}$
(1) 电子排布	电子层数相同，最外层电子数依次增加 →							
(2) 原子半径	原子半径依次减小 →							
(3) 主要化合价	+1	+2	+3	+4 -4	+5 -3	+6 -2	+7 -1	—

(4) 金属性、非金属性	金属性减弱, 非金属性增加 →							—	
(5) 单质与水或酸置换难易	冷水剧烈	热水与酸快	与酸反应慢	——				—	
(6) 氢化物的化学式	——			SiH <sub>4</sub>	PH <sub>3</sub>	H <sub>2</sub> S	HCl	—	
(7) 与 H <sub>2</sub> 化合的难易	——			由难到易 →				—	
(8) 氢化物的稳定性	——			稳定性增强 →				—	
(9) 最高价氧化物的化学式	Na <sub>2</sub> O	MgO	Al <sub>2</sub> O <sub>3</sub>	SiO <sub>2</sub>	P <sub>2</sub> O <sub>5</sub>	SO <sub>3</sub>	Cl <sub>2</sub> O <sub>7</sub>	—	
最高价氧化物对应水化物	(10) 化学式	NaOH	Mg(OH) <sub>2</sub>	Al(OH) <sub>3</sub>	H <sub>2</sub> SiO <sub>3</sub>	H <sub>3</sub> PO <sub>4</sub>	H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	HClO <sub>4</sub>	—
	(11) 酸碱性	强碱	中强碱	两性氢氧化物	弱酸	中强酸	强酸	很强的酸	—
	(12) 变化规律	碱性减弱, 酸性增强 →							—

第 I A 族碱金属元素: Li Na K Rb Cs Fr (Fr 是金属性最强的元素, 位于周期表左下方)

第 VIIA 族卤族元素: F Cl Br I At (F 是非金属性最强的元素, 位于周期表右上方)

★判断元素金属性和非金属性强弱的方法:

(1) 金属性强(弱) —— ①单质与水或酸反应生成氢气容易(难); ②氢氧化物碱性强(弱); ③相互置换反应(强制弱)  $Fe + CuSO_4 = FeSO_4 + Cu$ 。

(2) 非金属性强(弱) —— ①单质与氢气易(难)反应; ②生成的氢化物稳定(不稳定); ③最高价氧化物的水化物(含氧酸)酸性强(弱); ④相互置换反应(强制弱)  $2NaBr + Cl_2 = 2NaCl + Br_2$ 。

(I) 同周期比较:

金属性: Na > Mg > Al 与酸或水反应: 从易 → 难 碱性: NaOH > Mg(OH) <sub>2</sub> > Al(OH) <sub>3</sub>	非金属性: Si < P < S < Cl 单质与氢气反应: 从难 → 易 氢化物稳定性: SiH <sub>4</sub> < PH <sub>3</sub> < H <sub>2</sub> S < HCl 酸性(含氧酸): H <sub>2</sub> SiO <sub>3</sub> < H <sub>3</sub> PO <sub>4</sub> < H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub> < HClO <sub>4</sub>
---	---

(II) 同主族比较:

金属性: Li < Na < K < Rb < Cs (碱金属元素) 与酸或水反应: 从难 → 易 碱性: LiOH < NaOH < KOH < RbOH < CsOH	非金属性: F > Cl > Br > I (卤族元素) 单质与氢气反应: 从易 → 难 氢化物稳定: HF > HCl > HBr > HI
---	---

(III)

金属性: Li < Na < K < Rb < Cs 还原性(失电子能力): Li < Na < K < Rb < Cs 氧化性(得电子能力): Li <sup>+</sup> > Na <sup>+</sup> > K <sup>+</sup> > Rb <sup>+</sup> > Cs <sup>+</sup>	非金属性: F > Cl > Br > I 氧化性: F <sub>2</sub> > Cl <sub>2</sub> > Br <sub>2</sub> > I <sub>2</sub> 还原性: F <sup>-</sup> < Cl <sup>-</sup> < Br <sup>-</sup> < I <sup>-</sup> 酸性(无氧酸): HF < HCl < HBr < HI
---	---

比较粒子(包括原子、离子)半径的方法: (1) 先比较电子层数, 电子层数多的半径大。

(2) 电子层数相同时, 再比较核电荷数, 核电荷数多的半径反而小。

#### 四、化学键

化学键是相邻两个或多个原子间强烈的相互作用。

##### 1. 离子键与共价键的比较

键型	离子键	共价键
概念	阴阳离子结合成化合物的静电作用叫离子键	原子之间通过共用电子对所形成的相互作用叫做共价键
成键方式	通过得失电子达到稳定结构	通过形成共用电子对达到稳定结构
成键粒子	阴、阳离子	原子
成键元素	活泼金属与活泼非金属元素之间(特殊: NH <sub>4</sub> Cl、NH <sub>4</sub> NO <sub>3</sub> 等铵盐只由非金属元素组成, 但含有离子键)	非金属元素之间

离子化合物: 由离子键构成的化合物叫做离子化合物。(一定有离子键, 可能有共价键)



共价化合物：原子间通过共用电子对形成分子的化合物叫做共价化合物。（只有共价键）

共价键 { 极性共价键（简称极性键）：由不同种原子形成，A—B型，如，H—Cl。  
非极性共价键（简称非极性键）：由同种原子形成，A—A型，如，Cl—Cl。

## 2. 电子式：

用电子式表示离子键形成的物质的结构与表示共价键形成的物质的结构的不同点：（1）电荷：用电子式表示离子键形成的物质的结构需标出阳离子和阴离子的电荷；而表示共价键形成的物质的结构不能标电荷。（2）[ ]（方括号）：离子键形成的物质中的阴离子需用方括号括起来，而共价键形成的物质中不能用方括号。

# 第二章 化学反应与能量

## 第一节 化学能与热能

### 1、在任何的化学反应中总伴有能量的变化。

原因：当物质发生化学反应时，断开反应物中的化学键要吸收能量，而形成生成物中的化学键要放出能量。化学键的断裂和形成是化学反应中能量变化的主要原因。一个确定的化学反应在发生过程中是吸收能量还是放出能量，决定于反应物的总能量与生成物的总能量的相对大小。E 反应物总能量 > E 生成物总能量，为放热反应。E 反应物总能量 < E 生成物总能量，为吸热反应。

### 2、常见的放热反应和吸热反应

常见的放热反应：①所有的燃烧与缓慢氧化。②酸碱中和反应。③金属与酸反应制取氢气。

④大多数化合反应（特殊： $C + CO_2 \xrightarrow{\Delta} 2CO$  是吸热反应）。

常见的吸热反应：①以 C、H<sub>2</sub>、CO 为还原剂的氧化还原反应如： $C(s) + H_2O(g) \xrightarrow{\Delta} CO(g) + H_2(g)$ 。

②铵盐和碱的反应如  $Ba(OH)_2 \cdot 8H_2O + NH_4Cl = BaCl_2 + 2NH_3 \uparrow + 10H_2O$

③大多数分解反应如 KClO<sub>3</sub>、KMnO<sub>4</sub>、CaCO<sub>3</sub> 的分解等。

### 3、能源的分类：

形成条件	利用历史	性质	
一次能源	常规能源	可再生资源	水能、风能、生物质能
		不可再生资源	煤、石油、天然气等化石能源
	新能源	可再生资源	太阳能、风能、地热能、潮汐能、氢能、沼气
		不可再生资源	核能
二次能源	（一次能源经过加工、转化得到的能源称为二次能源） 电能（水电、火电、核电）、蒸汽、工业余热、酒精、汽油、焦炭等		

[思考]一般说来，大多数化合反应是放热反应，大多数分解反应是吸热反应，放热反应都不需要加热，吸热反应都需要加热，这种说法对吗？试举例说明。

点拨：这种说法不对。如  $C + O_2 = CO_2$  的反应是放热反应，但需要加热，只是反应开始后不再需要加热，反应放出的热量可以使反应继续下去。 $Ba(OH)_2 \cdot 8H_2O$  与  $NH_4Cl$  的反应是吸热反应，但反应并不需要加热。

## 第二节 化学能与电能

### 1、化学能转化为电能的方式：

电能 (电力)	火电（火力发电）	化学能→热能→机械能→电能	缺点：环境污染、低效
	原电池	将化学能直接转化为电能	优点：清洁、高效

### 2、原电池原理

（1）概念：把化学能直接转化为电能的装置叫做原电池。

（2）原电池的工作原理：通过氧化还原反应（有电子的转移）把化学能转变为电能。

（3）构成原电池的条件：（1）电极为导体且活泼性不同；（2）两个电极接触（导线连接或直接接触）；（3）两个相互连接的电极插入电解质溶液构成闭合回路。

（4）电极名称及发生的反应：

负极：较活泼的金属作负极，负极发生氧化反应，  
电极反应式：较活泼金属 $-ne^-$ =金属阳离子  
负极现象：负极溶解，负极质量减少。

正极：较不活泼的金属或石墨作正极，正极发生还原反应，  
电极反应式：溶液中阳离子 $+ne^-$ =单质  
正极的现象：一般有气体放出或正极质量增加。

(5) 原电池正负极的判断方法：

①依据原电池两极的材料：

较活泼的金属作负极 (K、Ca、Na 太活泼，不能作电极)；

较不活泼金属或可导电非金属 (石墨)、氧化物 ( $MnO_2$ ) 等作正极。

②根据电流方向或电子流向：(外电路) 的电流由正极流向负极；电子则由负极经外电路流向原电池的正极。

③根据内电路离子的迁移方向：阳离子流向原电池正极，阴离子流向原电池负极。

④根据原电池中的反应类型：

负极：失电子，发生氧化反应，现象通常是电极本身消耗，质量减小。

正极：得电子，发生还原反应，现象是常伴随金属的析出或  $H_2$  的放出。

(6) 原电池电极反应的书写方法：

(i) 原电池反应所依托的化学反应原理是氧化还原反应，负极反应是氧化反应，正极反应是还原反应。因此书写电极反应的方法归纳如下：

①写出总反应方程式。 ②把总反应根据电子得失情况，分成氧化反应、还原反应。

③氧化反应在负极发生，还原反应在正极发生，反应物和生成物对号入座，注意酸碱介质和水等参与反应。

(ii) 原电池的总反应式一般把正极和负极反应式相加而得。

(7) 原电池的应用：①加快化学反应速率，如粗锌制氢气速率比纯锌制氢气快。②比较金属活动性强弱。③设计原电池。④金属的腐蚀。

2、化学电源基本类型：

①干电池：活泼金属作负极，被腐蚀或消耗。如：Cu—Zn 原电池、锌锰电池。

②充电电池：两极都参加反应的原电池，可充电循环使用。如铅蓄电池、锂电池和银锌电池等。

③燃料电池：两电极材料均为惰性电极，电极本身不发生反应，而是由引入到两极上的物质发生反应，如  $H_2$ 、 $CH_4$  燃料电池，其电解质溶液常为碱性试剂 (KOH 等)。

### 第三节 化学反应的速率和限度

1、化学反应的速率

(1) 概念：化学反应速率通常用单位时间内反应物浓度的减少量或生成物浓度的增加量 (均取正值) 来表示。

$$\text{计算公式: } v(B) = \frac{|\Delta c(B)|}{\Delta t} = \frac{|\Delta n(B)|}{V \cdot \Delta t}$$

①单位： $mol/(L \cdot s)$  或  $mol/(L \cdot min)$

②B 为溶液或气体，若 B 为固体或纯液体不计算速率。

③以上所表示的是平均速率，而不是瞬时速率。

④重要规律：(i) 速率比 = 方程式系数比 (ii) 变化量比 = 方程式系数比

(2) 影响化学反应速率的因素：

内因：由参加反应的物质的结构和性质决定的 (主要因素)。

外因：①温度：升高温度，增大速率

②催化剂：一般加快反应速率 (正催化剂)

③浓度：增加 C 反应物的浓度，增大速率 (溶液或气体才有浓度可言)

④压强：增大压强，增大速率 (适用于有气体参加的反应)

⑤其它因素：如光 (射线)、固体的表面积 (颗粒大小)、反应物的状态 (溶剂)、原电池等也会改变化学反应速率。

2、化学反应的限度——化学平衡

(1) 在一定条件下, 当一个可逆反应进行到正向反应速率与逆向反应速率相等时, 反应物和生成物的浓度不再改变, 达到表面上静止的一种“平衡状态”, 这就是这个反应所能达到的限度, 即化学平衡状态。

化学平衡的移动受到温度、反应物浓度、压强等因素的影响。催化剂只改变化学反应速率, 对化学平衡无影响。

在相同的条件下同时向正、逆两个反应方向进行的反应叫做可逆反应。通常把由反应物向生成物进行的反应叫做正反应。而由生成物向反应物进行的反应叫做逆反应。

在任何可逆反应中, 正反应进行的同时, 逆反应也在进行。可逆反应不能进行到底, 即是说可逆反应无论进行到何种程度, 任何物质(反应物和生成物)的物质的量都不可能为0。

(2) 化学平衡状态的特征: 逆、动、等、定、变。

①逆: 化学平衡研究的对象是可逆反应。

②动: 动态平衡, 达到平衡状态时, 正逆反应仍在不断进行。

③等: 达到平衡状态时, 正反应速率和逆反应速率相等, 但不等于0。即  $v_{\text{正}} = v_{\text{逆}} \neq 0$ 。

④定: 达到平衡状态时, 各组分的浓度保持不变, 各组成成分的含量保持一定。

⑤变: 当条件变化时, 原平衡被破坏, 在新的条件下会重新建立新的平衡。

(3) 判断化学平衡状态的标志:

①  $V_A$  (正方向) =  $V_A$  (逆方向) 或  $n_A$  (消耗) =  $n_A$  (生成) (不同方向同一物质比较)

②各组分浓度保持不变或百分含量不变

③借助颜色不变判断 (有一种物质是有颜色的)

④总物质的量或总体积或总压强或平均相对分子质量不变(前提: 反应前后气体的总物质的量不相等的反应适用, 即如对于反应  $x\text{A} + y\text{B} \rightleftharpoons z\text{C}$ ,  $x + y \neq z$ )

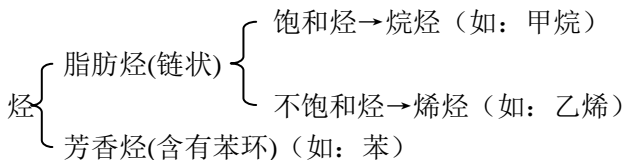
### 第三章 有机化合物

绝大多数含碳的化合物称为有机化合物, 简称有机物。像 CO、CO<sub>2</sub>、碳酸、碳酸盐等少数化合物, 由于它们的组成和性质跟无机化合物相似, 因而一向把它们作为无机化合物。


#### 一、烃

1、烃的定义: 仅含碳和氢两种元素的有机物称为碳氢化合物, 也称为烃。

2、烃的分类:



3、甲烷、乙烯和苯的性质比较:

有机物	烷烃	烯烃	苯及其同系物
通式	$\text{C}_n\text{H}_{2n+2}$	$\text{C}_n\text{H}_{2n}$	——
代表物	甲烷( $\text{CH}_4$ )	乙烯( $\text{C}_2\text{H}_4$ )	苯( $\text{C}_6\text{H}_6$ )
结构简式	$\text{CH}_4$	$\text{CH}_2=\text{CH}_2$	 或 
(官能团) 结构特点	C—C 单键, 链状, 饱和烃	C=C 双键, 链状, 不饱和烃	一种介于单键和双键之间的独特的键, 环状
空间结构	正四面体	六原子共平面	平面正六边形
物理性质	无色无味的气体, 比空气轻, 难溶于水	无色稍有气味的气体, 比空气略轻, 难溶于水	无色有特殊气味的液体, 比水轻, 难溶于水
用途	优良燃料, 化工原料	石化工业原料, 植物生长调节剂, 催熟剂	溶剂, 化工原料

有机物	主要化学性质
烷烃： 甲烷	<p>①氧化反应（燃烧）  <math>\text{CH}_4 + 2\text{O}_2 \xrightarrow{\text{---}} \text{CO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}</math>（淡蓝色火焰，无黑烟）</p> <p>②取代反应（注意光是反应发生的主要原因，产物有5种）  <math>\text{CH}_4 + \text{Cl}_2 \xrightarrow{\text{---}} \text{CH}_3\text{Cl} + \text{HCl}</math>      <math>\text{CH}_3\text{Cl} + \text{Cl}_2 \xrightarrow{\text{---}} \text{CH}_2\text{Cl}_2 + \text{HCl}</math>  <math>\text{CH}_2\text{Cl}_2 + \text{Cl}_2 \xrightarrow{\text{---}} \text{CHCl}_3 + \text{HCl}</math>      <math>\text{CHCl}_3 + \text{Cl}_2 \xrightarrow{\text{---}} \text{CCl}_4 + \text{HCl}</math></p> <p>在光照条件下甲烷还可以跟溴蒸气发生取代反应，            甲烷不能使酸性 <math>\text{KMnO}_4</math> 溶液、溴水或溴的四氯化碳溶液褪色。</p>
烯烃： 乙烯	<p>①氧化反应（i）燃烧  <math>\text{C}_2\text{H}_4 + 3\text{O}_2 \xrightarrow{\text{---}} 2\text{CO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}</math>（火焰明亮，有黑烟）            （ii）被酸性 <math>\text{KMnO}_4</math> 溶液氧化，能使酸性 <math>\text{KMnO}_4</math> 溶液褪色。</p> <p>②加成反应  <math>\text{CH}_2 = \text{CH}_2 + \text{Br}_2 \xrightarrow{\text{---}} \text{CH}_2\text{Br} - \text{CH}_2\text{Br}</math>（能使溴水或溴的四氯化碳溶液褪色）            在一定条件下，乙烯还可以与 <math>\text{H}_2</math>、<math>\text{Cl}_2</math>、<math>\text{HCl}</math>、<math>\text{H}_2\text{O}</math> 等发生加成反应  <math>\text{CH}_2 = \text{CH}_2 + \text{H}_2 \xrightarrow{\text{---}} \text{CH}_3\text{CH}_3</math>  <math>\text{CH}_2 = \text{CH}_2 + \text{HCl} \xrightarrow{\text{---}} \text{CH}_3\text{CH}_2\text{Cl}</math>（氯乙烷）  <math>\text{CH}_2 = \text{CH}_2 + \text{H}_2\text{O} \xrightarrow{\text{---}} \text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}</math>（制乙醇）</p> <p>③加聚反应 <math>n\text{CH}_2 = \text{CH}_2 \xrightarrow{\text{---}} -\text{CH}_2 - \text{CH}_2 -_n</math>（聚乙烯）            乙烯能使酸性 <math>\text{KMnO}_4</math> 溶液、溴水或溴的四氯化碳溶液褪色。常利用该反应鉴别烷烃和烯烃，如鉴别甲烷和乙烯。</p>
苯	<p>①氧化反应（燃烧）  <math>2\text{C}_6\text{H}_6 + 15\text{O}_2 \xrightarrow{\text{---}} 12\text{CO}_2 + 6\text{H}_2\text{O}</math>（火焰明亮，有浓烟）</p> <p>②取代反应            苯环上的氢原子被溴原子、硝基取代。  <math>\text{---} + \text{Br}_2 \xrightarrow{\text{---}} \text{---} + \text{HBr}</math>  <math>\text{---} + \text{HNO}_3 \xrightarrow{\text{---}} \text{---} + \text{H}_2\text{O}</math></p> <p>③加成反应  <math>\text{---} + 3\text{H}_2 \xrightarrow{\text{---}}</math></p> <p>苯不能使酸性 <math>\text{KMnO}_4</math> 溶液、溴水或溴的四氯化碳溶液褪色。</p>

#### 4、同系物、同分异构体、同素异形体、同位素比较。

概念	同系物	同分异构体	同素异形体	同位素
定义	结构相似，在分子组成上相差一个或若干个 $\text{CH}_2$ 原子团的物质	分子式相同而结构式不同的化合物的互称	由同种元素组成的不同单质的互称	质子数相同而中子数不同的同一元素的不同原子的互称
分子式	不同	相同	元素符号表示相同，分子式可不同	---
结构	相似	不同	不同	---
研究对象	化合物	化合物	单质	原子

## 6、烷烃的命名:

(1) 普通命名法: 把烷烃泛称为“某烷”, 某是指烷烃中碳原子的数目。1-10 用甲, 乙, 丙, 丁, 戊, 己, 庚, 辛, 壬, 癸; 11 起汉文数字表示。区别同分异构体, 用“正”, “异”, “新”。

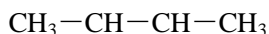
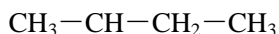
正丁烷, 异丁烷; 正戊烷, 异戊烷, 新戊烷。

(2) 系统命名法:

①命名步骤: (1)找主链—最长的碳链(确定母体名称); (2)编号—靠近支链(小、多)的一端;  
(3)写名称—先简后繁,相同基请合并。

②名称组成: 取代基位置—取代基名称母体名称

③阿拉伯数字表示取代基位置, 汉字数字表示相同取代基的个数



2-甲基丁烷

2, 3-二甲基丁烷

## 7、比较同类烃的沸点:

①一看: 碳原子数多沸点高。

②碳原子数相同, 二看: 支链多沸点低。

常温下, 碳原子数 1-4 的烃都为气体。

## 二、烃的衍生物

### 1、乙醇和乙酸的性质比较

有机物	饱和一元醇	饱和一元醛	饱和一元羧酸
通式	$\text{C}_n\text{H}_{2n+1}\text{OH}$	—	$\text{C}_n\text{H}_{2n+1}\text{COOH}$
代表物	乙醇	乙醛	乙酸
结构简式	$\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$ 或 $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$	$\text{CH}_3\text{CHO}$	$\text{CH}_3\text{COOH}$
官能团	羟基: $-\text{OH}$	醛基: $-\text{CHO}$	羧基: $-\text{COOH}$
物理性质	无色、有特殊香味的液体, 俗名酒精, 与水互溶, 易挥发 (非电解质)	—	有强烈刺激性气味的无色液体, 俗称醋酸, 易溶于水和乙醇, 无水醋酸又称冰醋酸。
用途	作燃料、饮料、化工原料; 用于医疗消毒, 乙醇溶液的质量分数为 75%	—	有机化工原料, 可制得醋酸纤维、合成纤维、香料、燃料等, 是食醋的主要成分

有机物	主要化学性质
乙醇	<p><b>①与 Na 的反应</b></p> $2\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH} + 2\text{Na} \rightarrow 2\text{CH}_3\text{CH}_2\text{ONa} + \text{H}_2 \uparrow$ <p>乙醇与 Na 的反应 (与水比较): ①相同点: 都生成氢气, 反应都放热 ②不同点: 比钠与水的反应要缓慢</p> <p>结论: 乙醇分子羟基中的氢原子比烷烃分子中的氢原子活泼, 但没有水分子中的氢原子活泼。</p> <p><b>②氧化反应 (i) 燃烧</b></p> $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH} + 3\text{O}_2 \rightarrow 2\text{CO}_2 + 3\text{H}_2\text{O}$ <p>(ii) 在铜或银催化条件下: 可以被 <math>\text{O}_2</math> 氧化成乙醛 (<math>\text{CH}_3\text{CHO}</math>)</p> $2\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH} + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{CH}_3\text{CHO} + 2\text{H}_2\text{O}$ <p><b>③消去反应</b></p> $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH} \rightarrow \text{CH}_2=\text{CH}_2 \uparrow + \text{H}_2\text{O}$

乙醛	<p><b>氧化反应：醛基(-CHO)的性质</b>—与银氨溶液，新制 <math>\text{Cu}(\text{OH})_2</math> 反应</p> $\text{CH}_3\text{CHO} + 2\text{Ag}(\text{NH}_3)_2\text{OH} \longrightarrow \text{CH}_3\text{COONH}_4 + \text{H}_2\text{O} + 2\text{Ag} \downarrow + 3\text{NH}_3 \uparrow$ <p>(银氨溶液)</p> $\text{CH}_3\text{CHO} + 2\text{Cu}(\text{OH})_2 \longrightarrow \text{CH}_3\text{COOH} + \text{Cu}_2\text{O} \downarrow + 2\text{H}_2\text{O}$ <p>(砖红色)</p> <p>醛基的检验：方法 1: 加银氨溶液水浴加热有银镜生成。 方法 2: 加新制的 <math>\text{Cu}(\text{OH})_2</math> 碱性悬浊液加热至沸有<u>砖红色沉淀</u></p>
乙酸	<p>①<b>具有酸的通性</b>：<math>\text{CH}_3\text{COOH} \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{COO}^- + \text{H}^+</math> 使紫色石蕊试液变红； 与活泼金属，碱，弱酸盐反应，如 <math>\text{CaCO}_3</math>、<math>\text{Na}_2\text{CO}_3</math> 酸性比较：<math>\text{CH}_3\text{COOH} &gt; \text{H}_2\text{CO}_3</math> <math>2\text{CH}_3\text{COOH} + \text{CaCO}_3 = 2(\text{CH}_3\text{COO})_2\text{Ca} + \text{CO}_2 \uparrow + \text{H}_2\text{O}</math> (强制弱)</p> <p>②<b>酯化反应</b> <math>\text{CH}_3\text{COOH} + \text{C}_2\text{H}_5\text{OH} \longrightarrow \text{CH}_3\text{COOC}_2\text{H}_5 + \text{H}_2\text{O}</math> 酸脱羟基醇脱氢</p>

### 三、基本营养物质

食物中的营养物质包括：糖类、油脂、蛋白质、维生素、无机盐和水。人们习惯称糖类、油脂、蛋白质为动物性和植物性食物中的基本营养物质。

种类	元	代表物	代表物分子	
糖类	单糖	CHO	葡萄糖 果糖	$\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ 葡萄糖和果糖互为同分异构体 <u>单糖不能发生水解反应</u>
	双糖	CHO	蔗糖 麦芽糖	$\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$ 蔗糖和麦芽糖互为同分异构体 能发生水解反应
	多糖	CHO	淀粉 纤维素	$(\text{C}_6\text{H}_{10}\text{O}_5)_n$ 淀粉、纤维素由于 n 值不同，所以分子式不同，不能互称同分异构体 能发生水解反应
油脂	油	CHO	植物油	不饱和高级脂肪酸甘油酯 含有 C=C 键，能发生加成反应，能发生水解反应
	脂	CHO	动物脂肪	饱和高级脂肪酸甘油酯 C—C 键，能发生水解反应
蛋白质	CHO NSP 等	酶、肌肉、毛发等	氨基酸连接成的高分子	能发生水解反应
主要化学性质				
葡萄糖	结构简式： $\text{CH}_2\text{OH}-\text{CHOH}-\text{CHOH}-\text{CHOH}-\text{CHOH}-\text{CHO}$ 或 $\text{CH}_2\text{OH}(\text{CHOH})_4\text{CHO}$ (含有羟基和醛基) 醛基：①使新制的 $\text{Cu}(\text{OH})_2$ 产生砖红色沉淀—测定糖尿病患者病情 ②与银氨溶液反应产生银镜—工业制镜和玻璃瓶瓶胆 羟基：与羧酸发生酯化反应生成酯			
蔗糖	水解反应：生成葡萄糖和果糖			
淀粉	淀粉、纤维素水解反应：生成葡萄糖			
纤维素	<u>淀粉特性</u> ：淀粉遇碘单质变蓝			
油脂	水解反应：生成高级脂肪酸 (或高级脂肪酸盐) 和甘油			

蛋白质	水解反应：最终产物为氨基酸 颜色反应：蛋白质遇浓 HNO <sub>3</sub> 变黄（鉴别部分蛋白质） 灼烧蛋白质有烧焦羽毛的味道（鉴别蛋白质）
-----	--

## 第四章 化学与可持续发展

### 第一节 开发利用金属矿物和海水资源

#### 一、金属矿物的开发利用

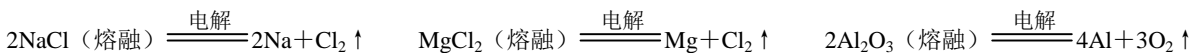
1、金属的存在：除了金、铂等少数金属外，绝大多数金属以化合态的形式存在于自然界。

2、金属冶炼的涵义：简单地说，金属的冶炼就是把金属从矿石中提炼出来。金属冶炼的实质是把金属元素从化合态还原为游离态，即  $M^{+n}$ （化合态） $\xrightarrow{\text{得电子、被还原}}$  游离态。

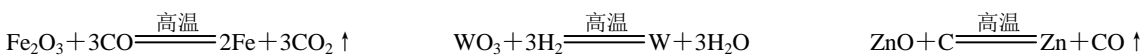
3、金属冶炼的一般步骤：（1）矿石的富集：除去杂质，提高矿石中有用成分的含量。（2）冶炼：利用氧化还原反应原理，在一定条件下，用还原剂把金属从其矿石中还原出来，得到金属单质（粗）。（3）精炼：采用一定的方法，提炼纯金属。

#### 4、金属冶炼的方法

（1）电解法：适用于一些非常活泼的金属。



（2）热还原法：适用于较活泼金属。



常用的还原剂：焦炭、CO、H<sub>2</sub> 等。一些活泼的金属也可作还原剂，如 Al，



（3）热分解法：适用于一些不活泼的金属。



5、（1）回收金属的意义：节约矿物资源，节约能源，减少环境污染。（2）废旧金属的最好处理方法是回收利用。

（3）回收金属的实例：废旧钢铁用于炼钢；废铁屑用于制铁盐；从电影业、照相业、科研单位和医院 X 光室回收的定影液中，可以提取金属银。

金属的活动性顺序	K、Ca、Na、Mg、Al	Zn、Fe、Sn、Pb、(H)、Cu	Hg、Ag	Pt、Au
金属原子失电子能力	强 $\longrightarrow$ 弱			
金属离子得电子能力	弱 $\longrightarrow$ 强			
主要冶炼方法	电解法	热还原法	热分解法	富集法
还原剂或特殊措施	强大电流提供电子	H <sub>2</sub> 、CO、C、Al 等加热	加热	物理方法或化学方法

#### 二、海水资源的开发利用

1、海水是一个远未开发的巨大化学资源宝库 海水中含有 80 多种元素，其中 Cl、Na、K、Mg、Ca、S、C、F、B、Br、Sr 11 种元素的含量较高，其余为微量元素。常从海水中提取食盐，并在传统海水制盐工业基础上制取镁、钾、溴及其化合物。

2、海水淡化的方法：蒸馏法、电渗析法、离子交换法等。其中蒸馏法的历史最久，蒸馏法的原理是把水加热到水的沸点，液态水变为水蒸气与海水中的盐分离，水蒸气冷凝得淡水。

### 3、海水提溴

浓缩海水

溴单质

氢溴酸

溴单质

有关反应方程式：① $2\text{NaBr} + \text{Cl}_2 = \text{Br}_2 + 2\text{NaCl}$

② $\text{Br}_2 + \text{SO}_2 + 2\text{H}_2\text{O} = 2\text{HBr} + \text{H}_2\text{SO}_4$

③ $2\text{HBr} + \text{Cl}_2 = 2\text{HCl} + \text{Br}_2$

### 4、海带提碘

海带中的碘元素主要以  $\text{I}^-$  的形式存在，提取时用适当的氧化剂将其氧化成  $\text{I}_2$ ，再萃取出来。证明海带中含有碘，实验方法：(1)用剪刀剪碎海带，用酒精湿润，放入坩埚中。(2)灼烧海带至完全生成灰，停止加热，冷却。(3)将海带灰移到小烧杯中，加蒸馏水，搅拌、煮沸、过滤。(4)在滤液中滴加稀  $\text{H}_2\text{SO}_4$  及  $\text{H}_2\text{O}_2$  然后加入几滴淀粉溶液。

证明含碘的现象：滴入淀粉溶液，溶液变蓝色。 $2\text{I}^- + \text{H}_2\text{O}_2 + 2\text{H}^+ = \text{I}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$

## 第二节 化学与资源综合利用、环境保护

### 一、煤和石油

1、煤的组成：煤是由有机物和少量无机物组成的复杂混合物，主要含碳元素，还含有少量的氢、氧、氮、硫等元素。

2、煤的综合利用：煤的干馏、煤的气化、煤的液化。

煤的干馏是指将煤在隔绝空气的条件下加强使其分解的过程，也叫煤的焦化。煤干馏得到焦炭、煤焦油、焦炉气等。

煤的气化是将其中的有机物转化为可燃性气体的过程。

煤的液化是将煤转化成液体燃料的过程。

3、石油的组成：石油主要是多种烷烃、环烷烃和芳香烃多种碳氢化合物的混合物，没有固定的沸点。

4、石油的加工：石油的分馏、催化裂化、裂解。

### 二、环境保护和绿色化学

环境问题主要是指由于人类不合理地开发和利用自然资源而造成的生态环境破坏，以及工农业生产和人类生活所造成的环境污染。

#### 1、环境污染

##### (1) 大气污染

大气污染物：颗粒物（粉尘）、硫的氧化物（ $\text{SO}_2$  和  $\text{SO}_3$ ）、氮的氧化物（ $\text{NO}$  和  $\text{NO}_2$ ）、 $\text{CO}$ 、碳氢化合物，以及氟氯代烷等。 大气污染的防治：合理规划工业发展和城市建设布局；调整能源结构；运用各种防治污染的技术；加强大气质量监测；充分利用环境自净能力等。

##### (2) 水污染

水污染物：重金属（ $\text{Ba}^{2+}$ 、 $\text{Pb}^{2+}$ 等）、酸、碱、盐等无机物，耗氧物质，石油和难降解的有机物，洗涤剂。水污染的防治方法：控制、减少污水的任意排放。

##### (3) 土壤污染

土壤污染物：城市污水、工业废水、生活垃圾、工矿企业固体废弃物、化肥、农药、大气沉降物、牲畜排泄物、生物残体。 土壤污染的防治措施：控制、减少污染源的排放。

#### 2、绿色化学

绿色化学的核心就是利用化学原理从源头上减少和消除工业生产对环境的污染。按照绿色化学的原则，最理想的“原子经济”就是反应物的原子全部转化为期望的最终产物（即没有副反应，不生成副产物，更不能产生废弃物），这时原子利用率为 100%。

#### 3、环境污染的热点问题：

(1) 形成酸雨的主要气体为  $\text{SO}_2$  和  $\text{NO}_x$ 。

(2) 破坏臭氧层的主要物质是氟利昂（ $\text{CCl}_2\text{F}_2$ ）和  $\text{NO}_x$ 。

(3) 导致全球变暖、产生“温室效应”的气体是  $\text{CO}_2$ 。

(4) 光化学烟雾的主要原因是汽车排出的尾气中氮氧化物、一氧化氮、碳氢化合物。

(5) “白色污染”是指聚乙烯等塑料垃圾。

(6) 引起赤潮的原因：工农业及城市生活污水含大量的氮、磷等营养元素。（含磷洗衣粉的使用和不合理使用磷肥是造成水体富营养化的重要原因之一。）