

氧化—还原反应

表示方法

① 单线桥

$\begin{matrix} 2e \\ \downarrow \\ CuO + H_2 \xrightarrow{\Delta} Cu + H_2O \end{matrix}$

② 双线桥

$\begin{matrix} \text{价降低、被还原} & +2e \\ \downarrow & \uparrow \\ CuO + H_2 \xrightarrow{\Delta} Cu + H_2O \end{matrix}$

特征 —— 化合价降低

化合价升高

实质 —— 得电子 (含偏向)

失电子 (含偏离)

--- 物

质 ---

强氧化剂

强还原剂

易反应

反应

氧化剂

还原剂

被还原

被氧化

元

素

被还原

被氧化

发生

过程

生成

过程

还原产物

氧化产物

难反应

生成物

弱还原性

弱氧化性

* 凡是反应物中原子或离子有得失 (偏向) 的反应就是氧化—还原反应。

* 失去电子的反应物发生氧化反应，是还原剂。

* 得到电子的反应物发生还原反应，是氧化剂。

* 得氧、失氧只是氧化—还原反应的表现形式。

* 元素化合价的变化是氧化—还原反应的特征。元素化合价升高时即是判断氧化—还原反应的依据。

* 反应物中原子或离子的电子得失 (偏向) 是氧化—还原反应的实质。

* 氧化—还原反应的两种表示方法的前提是准确判断化合价的变化，关键是既符合质量守恒又符合电荷守恒 (得失电子总数相等)。

(3)

物质氧化性、还原性相对强弱的比较

规律 1. 氧化剂 (强) + 还原剂 (强) = 还原剂 (弱) + 氧化剂 (弱)

+ ne

+ ne

- ne

规律 2. 氧化剂 + 还原剂 = 还原产物 + 氧化产物

- ne

① 金属单质按金属活动顺序表从左到右，还原性逐渐减弱。

$K > Ca > Na > Mg > Al > Zn > Fe > Sn > Pb > (H)$

$> Cu > Hg > Ag$

② 盐溶液中金属阳离子按金属活动顺序表从左到右，氧化性逐渐增强。

$^{+} < Ca^{2+} < Na^{+} < Mg^{2+} < Al^{3+} < Zn^{2+} < Fe^{2+}$

$< Sn^{2+} < Pb^{2+} < (H^+) < Cu^{2+} < Hg^{2+} < Ag^{+}$

③ 非金属单质的氧化性由强到弱的顺序是

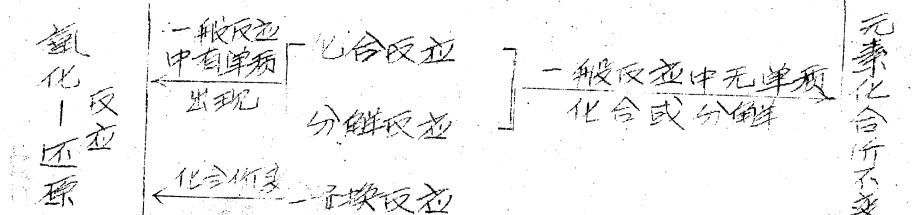
$F_2 > Cl_2 > Br_2 > I_2 > S$

④ 盐溶液中阴离子的还原性由强到弱的顺序是

$S^{2-} > I^- > F^- > Cl^- > OH^- > NO_3^- > SO_4^{2-}$

氧化—还原反应与四种基本反应类型的关系：

① 分解反应



非氧化—还原反应

民族关系 (F、a、Br、1)

有关特性

化合物的性质

10

孫子
篇

① HX : 稳定性减弱，其水溶液酸性增强
 $\text{HF} < \text{HCl} < \text{HBr} < \text{HI}$ (酸性)

② HXO_4 : 酸性依次减弱
A: $\text{HClO}_4 > \text{HBrO}_4 > \text{HIO}_4$ (酸性)
B: $\text{HClO}_4 > \text{HClO}_3 > \text{HClO}_2 > \text{HClO}$ (酸性)
C: $\text{HClO} > \text{HClO}_2 > \text{HClO}_3 > \text{HClO}_4$ (氧化性)

③ X^- : 还原性依次增强 $\text{F}^- < \text{Cl}^- < \text{Br}^- < \text{I}^-$

① F_2 遇水生成 HF 放出 O_2 没有氟水
② 氟水具有漂白性
③ 波溴挥发，少易波溴保存用木封
④ 碘场升华；碘使淀粉变蓝（检验）
 $\text{Fe} + \text{I}_2 = \text{FeI}_2$ (I_2 氧化性弱)

⑤ CaX_2 可溶， CaF_2 难溶
⑥ AgX 难溶， AgF 易溶
⑦ AgX 有感光性（仅 AgBr 用于照相）， AgF 无感光性； AgI 用于人工降雨
⑧ HF 刺激性，与玻璃反应，保存于塑料瓶中
⑨ 碘水中碘、溴水中溴可用 CCl_4 、苯等有机溶剂萃取
⑩ HCl 、 HF 可用浓 H_2SO_4 加热制取（制 HF 错误）
⑪ HBr 、 HI 只能用浓 H_3PO_4 制取

原子结构 同：最外层均为七个电子
异：①随着电荷数递增，从上到下电子层数依次增多
②原子半径依次增大

①均为活泼非金属元素
 ②最低为-1价，最高为+7价

①随核电荷数递增，得电子能力依次减弱
 ②元素非金属性依次减弱

单质 性质	同：具有氧化性，易获得1个电子 ①颜色渐深，密度渐大 ②熔沸点依次升高 ③在水中溶解度依次减小（反应越难） ④与H ₂ 化合依次越难 ⑤氧化性逐渐减弱	并	同：
			并
			同：
			并
			同：
			并

① HX : 稳定性减弱, 其水溶液酸性增强
 $\text{HF} < \text{HCl} < \text{HBr} < \text{HI}$ (酸性)

② HXO_4 : 酸性依次减弱
A: $\text{HClO}_4 > \text{HBrO}_4 > \text{HIO}_4$ (酸性)
B: $\text{HClO}_4 > \text{HClO}_3 > \text{HClO}_2 > \text{HClO}$ (酸性)
C: $\text{HClO} > \text{HClO}_2 > \text{HClO}_3 > \text{HClO}_4$ (氧化性)

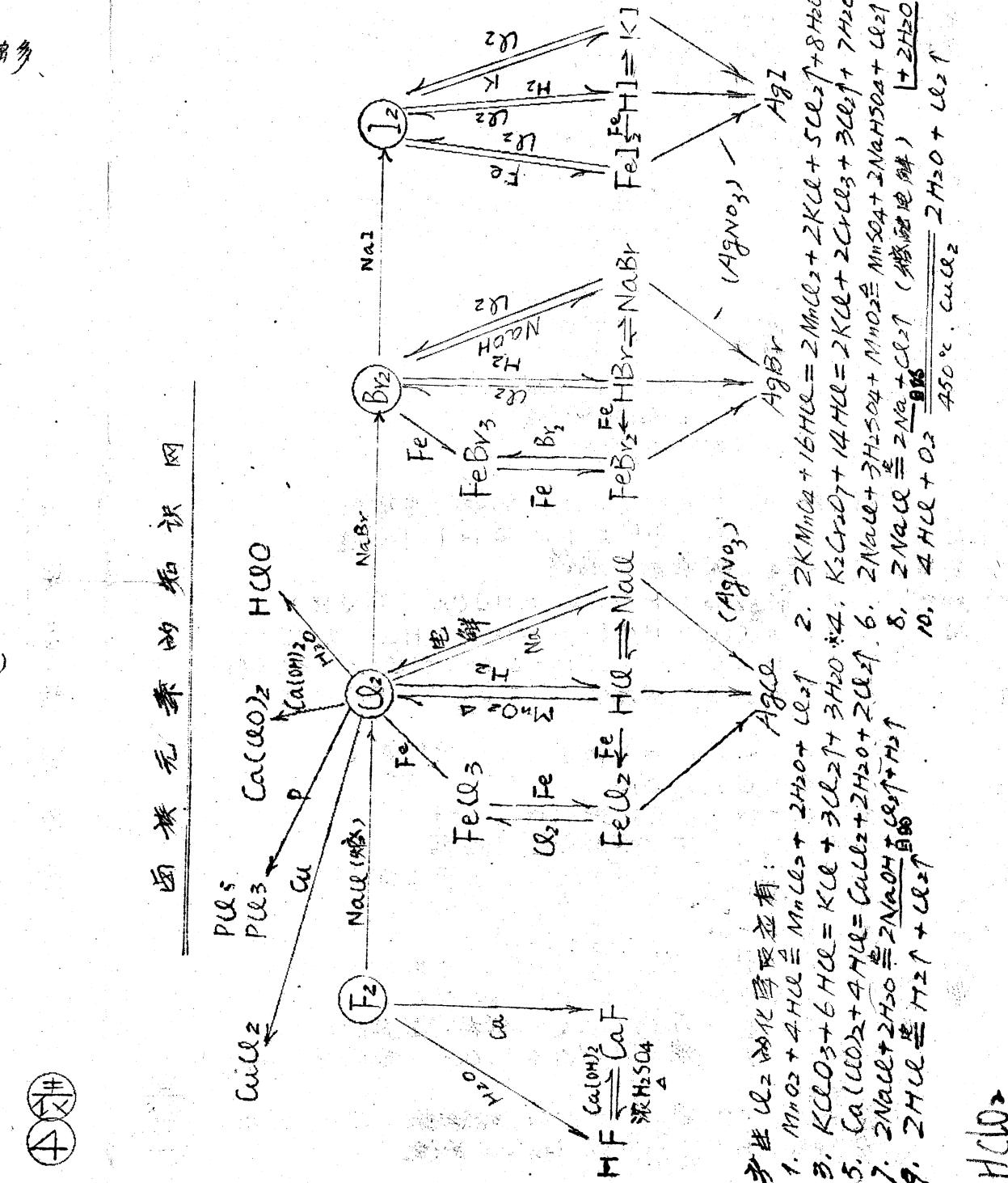
③ X^- : 还原性依次增强 $\text{F}^- < \text{Cl}^- < \text{Br}^- < \text{I}^-$

- ① F_2 遇水生成 HF 放出 O_2 没有氟水
- ② 氟水具有漂白性
- ③ 浓溴挥发，步须浓溴保存用木封
- ④ 碘易升华；碘使淀粉变蓝（检验）

$$Fe + J_2 = Fe J_2 \quad (J_2\text{氧化性弱})$$

- ⑤ CaX_2 可溶， CaF_2 难溶
- ⑥ HgX 难溶， AgF 易溶
- ⑦ AgX 有感光性（仅 $AgBr$ 用于照相）， Ag 无感光性； AgI 用于人工降雨
- ⑧ HF 刺激性，与玻璃反应，保存于塑料瓶中
- ⑨ 碘水中碘、溴水中溴可用 $C_{6}H_4$ 、苯等有机萃取
- ⑩ HCl 、 HF 可用浓 H_2SO_4 加热制取（制 HF ）
- ⑪ HBr 、 HJ 只能用浓 H_3PO_4 制取

卷之三



摩尔：是表示物质的量的单位

每摩尔物质含有阿佛加德罗常数个微粒——即12克 ^{12}C 所含有的碳原子数。取近似值 6.02×10^{23}

物质的微粒可以是 分子、原子、离子、电子……

气体摩尔体积：在标准状况下，1摩尔任何气体所占的体积都约是22.4升。

阿佛加德罗定律：在相同的温度和压强下，相同体积的任何气体都含有相同数目的分子。

标准状况：是指温度0°C，压强 1.01×10^5 帕

摩尔质量：1摩尔物质的质量

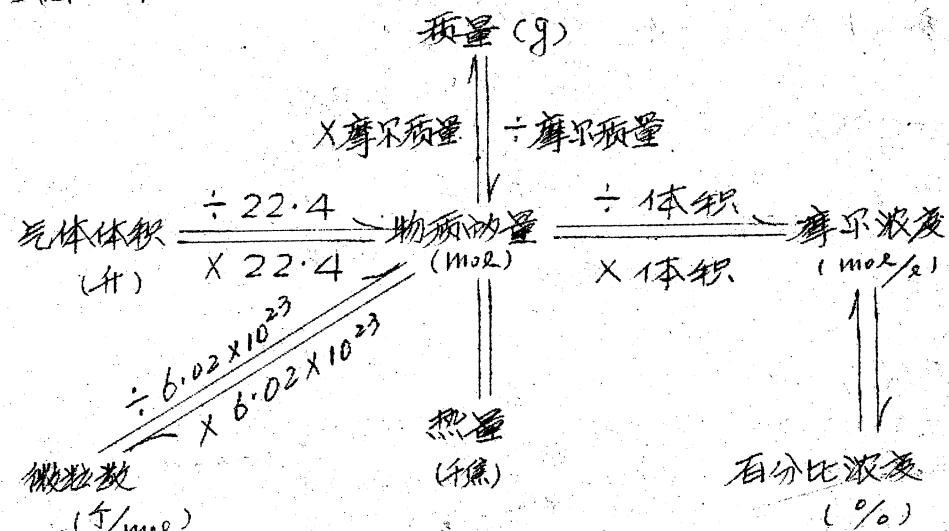
单位是 g/mol

在数值上等于分子量或原子量。

摩尔浓度：是以1升溶液里含有多少摩尔溶质来表示的浓度

单位是 mol/L

关系图示：



平均分子量：是混合气体中各组成气体分子所占摩尔分数计算出来的平均值。设混合气由A、B两气体，它们的

摩尔质量为 M_A 、 M_B ，摩尔分数为 n_A 、 n_B ，则平均分子量

$$\bar{M}_n = \frac{n_A}{n_A + n_B} \times M_A + \frac{n_B}{n_A + n_B} \times M_B.$$

基本计算关系(公式)

$$\text{物质的量 (mol)} = \frac{\text{物质的质量 (g)}}{\text{摩尔质量 (g/mol)}}$$

$$\text{物质的量 (mol)} = \frac{\text{物质的微粒数目 (N)}}{6.02 \times 10^{23} (\text{个}/\text{mol})}$$

$$\text{物质的量 (气体) (mol)} = \frac{\text{气体在标准状况下的体积 (升)}}{22.4 (\text{升}/\text{mol})}$$

$$\text{摩尔浓度 (mol/L)} = \frac{\text{溶液的物质的量 (mol)}}{\text{溶液体积 (L)}}$$
$$= \frac{\text{气体体积}}{22.4} \times \frac{\text{摩尔质量}}{\text{气体溶液体积下体积}}$$

$$= \frac{1000 \times \text{密度}}{22.4 \times \text{摩尔质量} + \text{水体积} \times 1}$$

摩尔浓度溶液的稀释 (M—表示摩尔浓度)

$$M_{\text{浓}} V_{\text{浓}} = M_{\text{稀}} V_{\text{稀}}$$

摩尔浓度溶液的混合：

$$M_A V_A + M_B V_B = M_C V_C$$

的比 ~~浓度 (P%)~~ 与摩尔浓度 (M) 的换算

$$M = \frac{V d \times P\%}{\text{摩尔质量}} = \frac{1000(\text{ml}) \times d(\text{g/ml}) \times P\%}{1(\text{l}) \times \text{摩尔质量 (g/mol)}}$$

$$P\% = \frac{M V \times \text{摩尔质量}}{d V} \times 100\%$$

气体的密度 (d) $d = \frac{\text{气体质量 (g)}}{\text{气体 (标准) 体积 (L)}}$

气体摩尔质量 (分子量) = $22.4 d$ 相对密度

阿佛加德罗定律的推论 (M 表示摩尔质量) $d = \frac{d_A}{d_B} = \frac{M_A}{M_B}$

① 同温同压下，密度比等于摩尔质量比 $d_A/d_B = M_A/M_B$

② 同温同压下，气体体积比等于摩尔比 $V_A/V_B = n_A/n_B$ (n 表示物质的量)

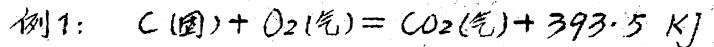
③ 同温同压下同体积的气体的质量比等于摩尔质量比，

$$\frac{V_A}{V_B} = \frac{M_A}{M_B}$$

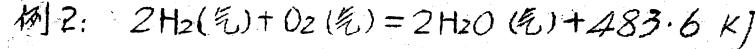
热化学方程式
反应热 (Q)
物质的量
+ 反应热

化学反应总是伴随着各种形式的能量变化，通常表现为热量的变化，即有放热或吸热的现象发生。

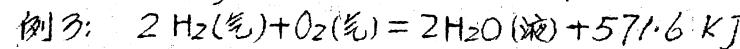
每摩尔物质在化学变化中放出或吸收的热，叫反应热。



可知，C或O₂的反应热都是393.5 kJ。



可知，对同一物质，在不同反应中，反应热不同。在例1中O₂反应热为393.5 kJ，在例2中，O₂的反应热为483.6 kJ。



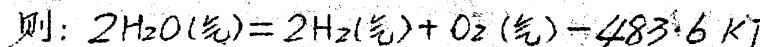
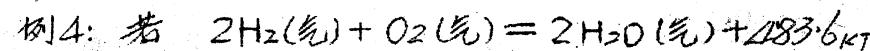
可知，对同一物质来说，聚集状态不同，反应热不同。例2中生成气态水(1 mol)，放出241.8 kJ热量，而生成液态水(1 mol)，放出285.8 kJ热量。

用热化学方程式来表示有热量变化的化学反应。

热化学方程式既具有普通化学方程式的意义，又表示出反应中的热量变化的定量关系。

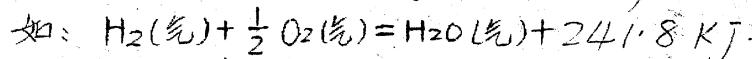
①在热化学方程式中，反应热都写在方程式的右边，若是放热反应用“+”号，吸热反应用“-”号。

根据拉普拉斯定律，一个反应放出的热量等于它的逆反应所吸收的热量。这也是能量守恒的一种表现形式。



②因反应热与反应的温度和压强有关，所以写热化学方程式时，要注明温度和压强(若是25°C, 1大气压，则不必注明)，但必须注明反应物和生成物的聚集状态。

③热化学方程式中的系数指的是表示物质的量，故可以是整数，也可以是分数(故不可以说多次尔分子)。



关于反应热的简单计算。

关于混合气体平均

分子量的计算

一、混合气体平均分子数表达式

$$\bar{M} = M_A \times a\% + M_B \times b\% + M_C \times c\% + \dots$$

式中 \bar{M} 表示混合气体的平均分子量， M_A, M_B, M_C 表示混合气体中各组分的分子量， $a\%, b\%, c\%$ 分别表示混合气体中各组分的体积百分数。在相同条件下，气体的体积分数等于气体的摩尔分数(组分气体的物质的量与混合气体总物质的量之比)，因此，该数表达式可为：

$$\bar{M} = M_A \times n_A + M_B \times n_B + M_C \times n_C + \dots$$

式中 n_A, n_B, n_C 分别表示混合气体中各组分气体的摩尔分数。已知一定量混合气体所处的状态，则平均分子量可根据气态方程式计算出来。

$$\bar{M} = \frac{WRT}{PV} \quad \text{式中: } W \text{ 表示质量, } R \text{ 是 } 0.082, \\ T \text{ 是 } X^\circ C + 273, P \text{ 是大气压, } V \text{ 是升.}$$

若已知混合气体在标准状况下的密度 ρ 或相对密度 D ，则平均分子量可通过下式计算出来。

$$\bar{M} = 22.4 \times \rho$$

$$\bar{M} = M \times D \quad (M \text{ 是某气体的分子量, } D \text{ 是相对密度})$$

若已知混合气体的密度和物质的量，则平均分子量又表示为

$$\bar{M} = \frac{m}{n} \quad (m \text{ 是质量})$$

二、计算示例:

1. 由O₂、CO₂、H₂组成的混合气体，它们的摩尔比为1:2:3，求混合气体的平均分子量。

$$\text{解: } \bar{M} = \frac{32 \times 1 + 44 \times 2 + 2 \times 3}{1 + 2 + 3} = 21.$$

2. 在相同条件下1 mol甲烷、3 mol H₂、4 mol乙烷混合，求平均分子量。

$$\bar{M} = \frac{16 \times 1 + 2 \times 3 + 30 \times 4}{1 + 3 + 4} = 17.75$$

3. 若空气中O₂占21%，N₂占78.1%，氩气占0.9%，求空气的平均分子量

$$\bar{M} = 32 \times 21\% + 28 \times 78.1\% + 40 \times 0.9\% = 28.948$$

存在	自然硫(天然硫)火山喷口附近、地壳岩石中 (游离态)	
	硫化物	硫铁矿(黄铁矿) FeS_2 黄铜矿 $CuFeS_2$
化合物		
硫酸盐		石膏 $CaSO_4 \cdot 2H_2O$ 芒硝 $Na_2SO_4 \cdot 10H_2O$
物理性质	淡黄色晶体，俗称硫黄 脆，容易研磨成粉末 不溶于水，微溶于酒精，易溶于 CS_2 中 熔点 $112.8^\circ C$ ，沸点 $444.6^\circ C$	
	金属： $S + 2Cu \rightleftharpoons Cu_2S$ (黑) $Cu + Cl_2 \rightleftharpoons CuCl_2$ $Fe + S \rightleftharpoons FeS$ (黑) $2Fe + 3Cl_2 \rightleftharpoons 2FeCl_3$ 生成低价态的金属硫化物，S作氧化剂	
化学性质	非金属： H: $S + H_2 \xrightarrow{\Delta} H_2S$ $H_2 + Cl_2 \xrightarrow{\text{光}} 2HCl$ (光解) O: $S + O_2 \rightleftharpoons SO_2$ (S作还原剂) C: $C + 2S \rightleftharpoons CS_2$ (S作氧化剂)	
	和碱液反应 $3S + 6KOH \text{ (浓)} \rightleftharpoons 2K_2S + K_2SO_3 + 3H_2O$ S在反应中既作氧化剂，又作还原剂。	
特殊反应：硫和大多数金属反应 (Pt, Au 除外) 硫和金属都在加热条件下进行， 但是，常温下也能反应，它们是： $2Ag + S = Ag_2S$ $Hg + S = HgS$		
用途	制硫酸 生产橡胶制品的重要原料 制造黑色火药 $2KNO_3 + 3C + S = K_2S + N_2 \uparrow + 3CO_2 \uparrow$ 制烟火、火柴 制农药的原料——如石灰硫黄合剂 医疗上制硫黄软膏治皮肤病。	
	$\begin{array}{c} -2 & +\text{还原剂} & 0 & +\text{氧化剂} & +4 \\ S & \xleftarrow{\quad} & S & \xrightarrow{\quad} & S \end{array}$ 作氧化剂 作还原剂	

用平均值法解计算题

平均值法是先推导或计算出平均值，这里说的平均值，它可以是平均原子量，平均分子量，平均摩尔量，平均分子组成，平均质量元素的含量，平均气体的体积或平均浓度。借助于平均值进一步计算与平均值有关的量或有关的组成。

[例1] 两种金属组成的混合物30克，足量稀 H_2SO_4 反应，可收集到11.2升 H_2 (标准状况)，则混合物的组成可能是

A. Fe, Zn B. Al, Zn C. Mg, Fe D. Mg, Al
解：利用平均值法，先计算出混合物金属的平均原子量。
即： $\frac{11.2}{22.4} = 0.5 \text{ mol}$ $\therefore \bar{M} = \frac{30}{0.5} = 60$

平均原子量为60，则组成混合物金属的原子量，一定是
一种金属原子量大于60，而另一种金属原子量小于60。
故选：A, B.

[例2] A, B, C三种一元碱，它们分子量之比为3:5:7，如果把7mol A, 5mol B和3mol C混合均匀，取混合物5.36克，恰好中和含0.15mol HCl的盐酸，求A, B, C的分子量各是多少？

解一：平均值法。 $\because A, B, C$ 都是一元碱， \therefore 它等摩尔与HCl
反应，因此三种碱的平均分子量为：

$$\bar{M} = \frac{5.36}{0.15} = 35.73 \quad \text{设A分子量为} X, \text{则B的分} \\ \text{子量为} \frac{5}{3}X, \text{C分子量为} \frac{7}{3}X$$

$$X = 24 \quad (A)$$

$$\frac{7}{15}X + \frac{5}{15} \times \frac{5}{3}X + \frac{3}{15} \times \frac{7}{3}X = 35.73 \quad B \text{为: } 24 \times \frac{5}{3} = 40$$

$$C \text{为: } 24 \times \frac{7}{3} = 56.$$

解二：再用平均值法。
 $\because A, B, C$ 均为一元碱，
混合碱的物质的量 = HCl的物质的量，
设A, B, C的分子量分别为 $3X, 5X, 7X$ ，
依题意则有：

$$\frac{5.36}{7 \times 3X + 5 \times 5X + 3 \times 7X} \times 15 = 0.15 \quad \text{解之 } X = 8$$

$$\text{故: } A \text{为: } 3 \times 8 = 24, \quad B \text{为: } 5 \times 8 = 40 \\ C \text{为: } 7 \times 8 = 56.$$

SO_3 (80) 共价化合物

SO_2 (64) 共价化合物

原理: $\text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{SO}_2 \uparrow + \text{H}_2\text{O}$
 装置: 固-液不加热型 (用分液漏斗和烧瓶)
 $(\because \text{Na}_2\text{SO}_3$ 不是块状固体, 不能用启普发生器)

收集: 向上排溢气法

检验: 使品红溶液褪色, 加热又显红色

多余气体处理: 碱液吸收 $\text{SO}_2 + 2\text{NaOH} = \text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O}$

物理性质: 无色、有刺激性气味气体, 有毒。

比空气重, 易液化, 易溶于水 (1:40)

化学性质

具酸性通氧化性	$\text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_2\text{SO}_3$ (可逆反应)
和碱反应:	$\text{SO}_2 + 2\text{NaOH} = \text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O}$
(也能使澄清石灰水变浑浊)	$\text{SO}_2 + \text{Ca}(\text{OH})_2 = \text{CaSO}_3 \downarrow + \text{H}_2\text{O}$
能使湿润的蓝色石蕊试纸变红	是 H_2SO_3 的酸酐
还原性	$2\text{SO}_2 + \text{O}_2 \xrightarrow[\Delta]{V_2\text{O}_5} 2\text{SO}_3$
还原性	$\text{SO}_2 + \text{Cl}_2 + 2\text{H}_2\text{O} = \text{H}_2\text{SO}_4 + 2\text{HCl}$
还原性	$\text{SO}_2 + \text{Br}_2 + 2\text{H}_2\text{O} = \text{H}_2\text{SO}_4 + 2\text{HBr}$
还原性	$\text{SO}_2 + \text{NO}_2 = \text{SO}_3 + \text{NO}$

具有氧化性 (次) $\text{SO}_2 + 2\text{H}_2\text{S} = 3\text{S} + 2\text{H}_2\text{O}$

漂白性: SO_2 能漂白某些有色物质, 如工业上用 SO_2 漂白纸浆、毛、丝、草帽辫等。

用途: 漂白剂、杀菌剂、制 SO_3

物理性质: 白色针状固体, 熔点 16.8°C , 易挥发, 在空气中发烟, 遇水反应剧烈。

化学性质

具酸性氧化物通性 (是 H_2SO_4 的酸酐)	$\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} = \text{H}_2\text{SO}_4$ 反应剧烈, 形成酸雾
具氧化性	$\text{SO}_3 + \text{MgO} = \text{MgSO}_4$
具氧化性	$\text{SO}_3 + 2\text{NaOH} = \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
具氧化性	$5\text{SO}_3 + 2\text{P} = \text{P}_2\text{O}_5 + 5\text{SO}_2$
具氧化性	$\text{SO}_3 + \text{NO} = \text{SO}_2 + \text{NO}_2$

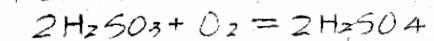
实验鉴别法: $3\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{P}_2\text{O}_5 \xrightarrow{\Delta} 2\text{H}_3\text{PO}_4 + 3\text{SO}_3 \uparrow$
 或 $2\text{S} + \text{O}_2 \xrightarrow[\Delta]{V_2\text{O}_5} 2\text{SO}_3$

用途: 制 H_2SO_4 、氧化剂。

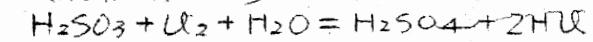
物理性质: 无色溶液

具酸的通性, 是二元强酸

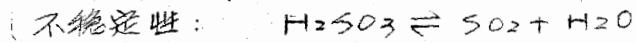
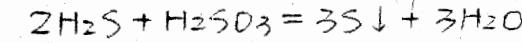
具还原性:



(易被氧化而变质, 不宜长期存放)



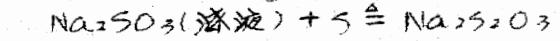
具弱氧化性:



具盐的通性

具还原性: $2\text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{O}_2 = 2\text{Na}_2\text{SO}_4$

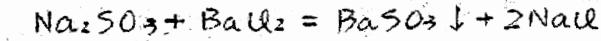
(易被氧化而变质, 密封保存)



(硫代硫酸钠)

用途: 用于实验室制 SO_2 .

检验: 用 BaCl_2 溶液.

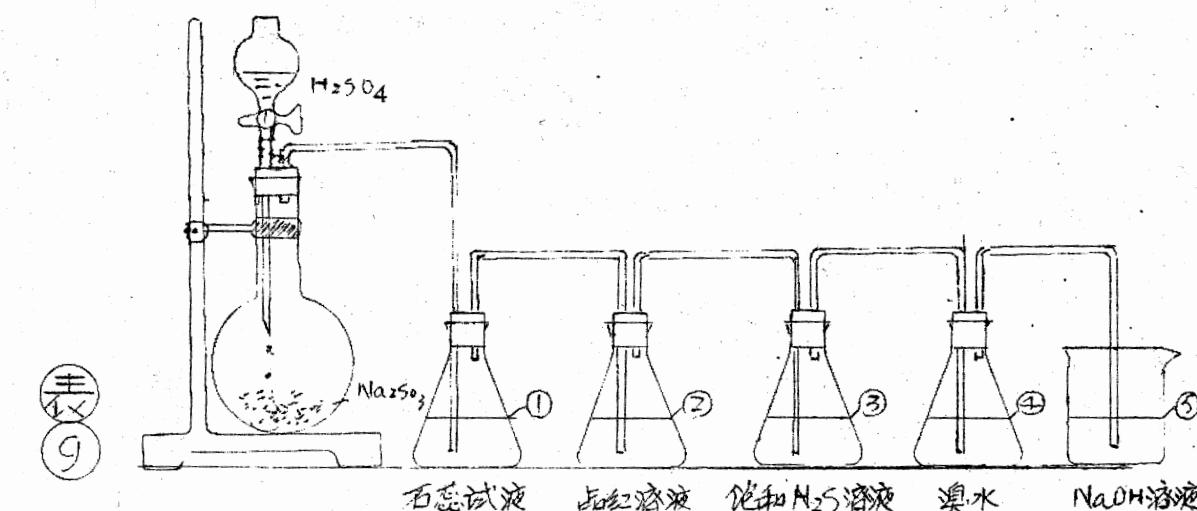


再加稀 HCl

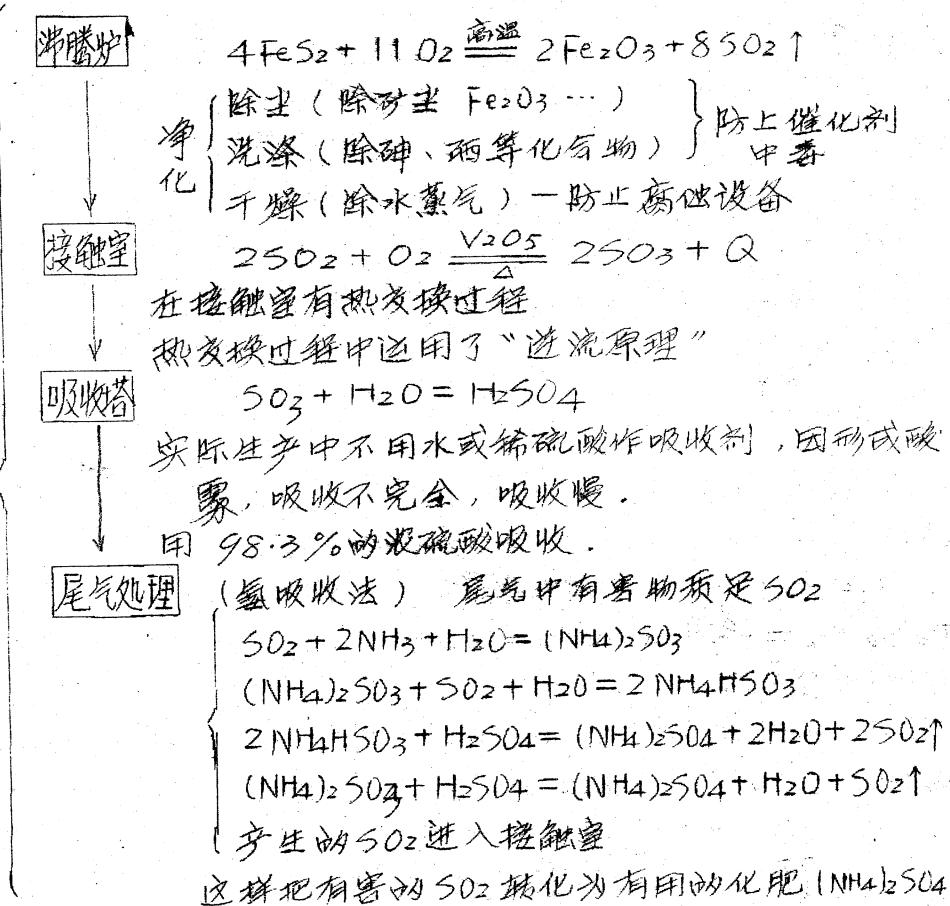


现象是生成白色沉淀, 加酸沉淀溶解, 有气体产生.

设计实验: 制 SO_2 并证明 SO_2 的: ① 是酸性气体 ② 具漂白性 ③ 具氧化性 ④ 具还原性.



接触法制硫酸



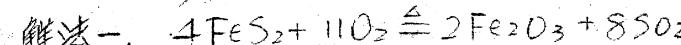
有关多步反应的计算

在化工生产和化验实验中，从原料制或产品，往往要经过多步反应。解这种多步反应类型问题的思路和方法，一般是首先写出实际反应的所有化学方程式，并从中找出所有化学方程式中原料和产品之间量的关系，然后列出关系式一步求解。其具体计算方法有比例法、差量法等。

解题时注意：①代入关系式中的数据必须是纯量（若是不纯量应换算成纯量）。②反应过程中若中间产物的量有损耗，计算时可直接在原料中扣除，不必通过中间产物计算。③ FeS_2

的损失率等于 S 的损失率。

例题：今有含 SiO_2 和 FeS_2 的硫铁矿试样 1 克，在空气中充分灼烧后，残余固体 0.8 克。若用这种矿石 100 吨，可制 98% 的浓硫酸多少吨？（设生产中损失 2% 的硫）



① 求硫铁矿中含 FeS_2 百分含量 设 FeS_2 为 x 克， SiO_2 为 $(1-x)$ 克 残渣中含 Fe_2O_3 为 y 克， SiO_2 与 O_2 不反应。

$$\text{关系式: } 4\text{FeS}_2 \sim 2\text{Fe}_2\text{O}_3 \\ \frac{4 \times 120}{x} \quad \frac{2 \times 160}{y}$$

$$4 \times 120 : x = 2 \times 160 : y \quad \therefore y = \frac{2}{3}x$$

$$\text{由题知, } y + (1-x) = 0.8 \quad \frac{2}{3}x + (1-x) = 0.8$$

$$\text{解之 } x = 0.6 \text{ (g)} \quad \text{则 } \text{SiO}_2 \text{ 为 } 1 - 0.6 = 0.4 \text{ (g)}$$

$$\therefore \text{FeS}_2 \% = \frac{0.6}{1} \times 100\% = 60\%$$

② 求硫铁矿中含 S%

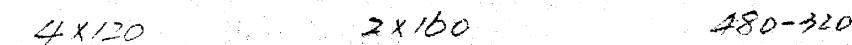
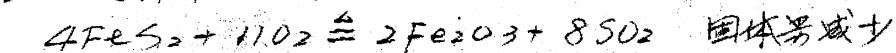
$$S \% = 60\% \times \frac{32}{120} \times 100\% = 32\%$$

③ 求 100 吨矿石制 98% H_2SO_4 的量（设为 Z 吨）

$$\text{关系式: } S \sim \text{H}_2\text{SO}_4 \\ \frac{32}{100 \times 32\% \times (1-2\%)} \quad \frac{98}{2 \times 98\%}$$

$$\text{解之: } Z = 98 \text{ (吨)}$$

解法二：① 求 FeS_2 的百分含量



$$x = 0.6 \text{ (g)} \quad \therefore \text{FeS}_2 \% = \frac{0.6}{1} \times 100\% = 60\%$$

② 求 S% 同解 - $S \% = 32\%$ ③ 求 H_2SO_4 量，同解 - 98 吨。

解法三：同解一、解二， $\text{FeS}_2 \% = 60\%$

$$\text{关系式: } \text{FeS}_2 \sim 2\text{H}_2\text{SO}_4 \\ \frac{120}{100 \times 60\% \times 98\%} \quad \frac{2 \times 98}{y \times 98\%} \quad y = 98 \text{ (吨)}$$

硫酸 H_2SO_4 氧化性 (浓)、脱水性 (浓)

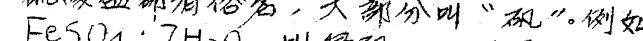
工业制法 物理性质 化学性质 用途:	<p>硫酸 H_2SO_4 共价化合物 分子晶体 $\text{H}:\ddot{\text{O}}:\text{S}:\ddot{\text{O}}:\text{H}$</p> <p>三阶段、三方程式、三设备、三净化 $\text{H}:\ddot{\text{O}}:\text{S}:\ddot{\text{O}}:\text{H}$</p> <p>环境保护 — 五污染 (大气污染、水污染、土壤污染、食品污染、噪声污染)</p> <p>三废 — 废水、废气、废渣</p> <p>无色、粘稠、油状液体 $98\%-3\% H_2SO_4$ 密度 1.84 g/cm^3, 沸点 338°C 是一种高沸点、难挥发性的强酸</p> <p>具酸的通性 ① 使指示剂变色: $H_2SO_4 = 2H^+ + SO_4^{2-}$ ② 和金属反应: $H_2SO_4 + Zn = ZnSO_4 + H_2 \uparrow$ ③ 和碱性氧化物反应: $CuO + H_2SO_4 = CuSO_4 + H_2O$ ④ 和碱反应: $H_2SO_4 + 2NaOH = Na_2SO_4 + 2H_2O$ ⑤ 和盐反应: $Na_2CO_3 + H_2SO_4 = Na_2SO_4 + CO_2 \uparrow + H_2O$</p> <p>浓硫酸的吸水性 — 能吸收游离水，包括空气中的水蒸气、物质中的湿存水 常用作干燥剂，可干燥 O_2、H_2、CO、CO_2、SO_2、Cl_2、 HCl、N_2、CH_4 等，不能干燥 H_2S、HBr、HI、NH_3</p> <p>浓硫酸的脱水性 — 浓 H_2SO_4 能将许多有机物中的 H_2O 原子按水分子中 H_2O 原子个数比夺取出来。 如: $C_{12}H_{22}O_{11} \xrightarrow{\text{浓} H_2SO_4} 12C + 11H_2O$ 浓 H_2SO_4 使糖脱水而碳化。</p> <p>浓硫酸的氧化性. $Cu + 2H_2SO_4(\text{浓}) \xrightarrow{\Delta} CuSO_4 + SO_2 \uparrow + 2H_2O$ (氧化性、酸性) $Zn + 2H_2SO_4(\text{浓}) = ZnSO_4 + SO_2 \uparrow + 2H_2O$ $C + 2H_2SO_4(\text{浓}) \xrightarrow{\Delta} CO_2 \uparrow + 2SO_2 \uparrow + 2H_2O$ (只有氧化性) $2HBr + H_2SO_4(\text{浓}) = Br_2 + SO_2 \uparrow + 2H_2O$ ① Pt、Au 不能被浓硫酸氧化 ② Al、Fe 在浓硫酸中钝化。</p> <p>用途: 化肥、炸药、农药、电镀、精炼石油、化工原料</p>
	11

- 硫酸在化学中的应用**
1. 制取物质 (利用浓 H_2SO_4 的强酸性)
- ① 制 H_2 $Zn + H_2SO_4 = ZnSO_4 + H_2 \uparrow$
 - ② 制 H_2S $FeS + H_2SO_4 = FeSO_4 + H_2S \uparrow$
 - ③ 制 CO_2 $Na_2CO_3 + H_2SO_4 = Na_2SO_4 + H_2O + CO_2 \uparrow$
 (用 H_2SO_4 时, 不能用 $CaCO_3$, 不能用启普发生器)
 - ④ 制磷酸的酸 $Na_3PO_4 + H_2SO_4 = Na_2SO_4 + H_2SiO_3 \downarrow$
 $Ca_3(PO_4)_2 + 3H_2SO_4 = 3CaSO_4 + 2H_3PO_4$
 - ⑤ 制化肥 $Ca_3(PO_4)_2 + 2H_2SO_4 = 2CaSO_4 + Ca(H_2PO_4)_2$
 $2NH_3 + H_2SO_4 = (NH_4)_2SO_4$
 - ⑥ 制硫酸盐 $ZnO + H_2SO_4 = ZnSO_4 + H_2O$
 (利用浓 H_2SO_4 氧化性)
 - ⑦ 制 SO_2 $Cu + 2H_2SO_4(\text{浓}) \xrightarrow{\Delta} CuSO_4 + 2H_2O + SO_2 \uparrow$
 (利用浓 H_2SO_4 的高沸点和不挥发性)
 - ⑧ 制 SO_2 $Na_2SO_3 + H_2SO_4 = Na_2SO_4 + H_2O + SO_2 \uparrow$
 - ⑨ 制 HCl $2NaCl + MnO_2 + 2H_2SO_4(\text{浓}) \xrightarrow{\Delta} Na_2SO_4 + MnSO_4 + 2H_2O + Cl_2 \uparrow$
 - ⑩ 制硝酸 $NaNO_3 + H_2SO_4(\text{浓}) \xrightarrow{\Delta} NaHSO_4 + HNO_3 \uparrow$
 - ⑪ 制 H_2S $2Na_2S + H_2SO_4(\text{浓}) \xrightarrow{\Delta} Na_2SO_4 + 2H_2S \uparrow$
 - ⑫ 制 HF $CaF_2 + H_2SO_4(\text{浓}) \xrightarrow{\Delta} CaSO_4 + 2HF \uparrow$ (铝皿中)
 (利用浓 H_2SO_4 脱水性)
 - ⑬ 制乙烯 $CH_3CH_2OH \xrightarrow[180^\circ\text{C}]{\text{浓} H_2SO_4} CH_2=CH_2 \uparrow + H_2O$
 - ⑭ 制 CO $HCOOH \xrightarrow[\Delta]{\text{浓} H_2SO_4} CO \uparrow + H_2O$
2. 干燥剂 利用浓 H_2SO_4 吸水性作干燥剂, 不能干燥 H_2S 、 NH_3 ...
3. 吸水剂 (略) 4. 催化剂 (略)
5. 脱水剂 能将有机物中 H_2O 抽出或脱出, 如蔗糖脱水炭化。
6. 氧化剂, 由于浓 H_2SO_4 强氧化性, 制取某些气体常用浓 H_2SO_4 ,
 如制 HBr 、 HCl 等, 因为:
- $$8H_2 + H_2S_2(\text{浓}) \xrightarrow{\Delta} 4J_2 + H_2S \uparrow + 4H_2O$$
- $$2HBr + H_2SO_4(\text{浓}) = Br_2 + SO_2 \uparrow + 2H_2O$$
7. 碘化剂 (略) 8. 酸化剂 (略)
9. 鉴别剂 实验鉴别题中, 有的可用 H_2SO_4 来鉴别, 如有下列
 四种溶液, $BaCl_2$ 、 Na_2CO_3 、 K_2SO_4 、 Na_2S , 试用一种试剂鉴别;
 可用 H_2SO_4 。有白色沉淀的是 $BaCl_2$, 有无色无味气体产生的
 是 Na_2CO_3 , 有臭蛋味气体产生的足 Na_2S ; 无现象的是 K_2SO_4 。
10. 提纯分离剂 实验室有些能纯分离问题, 有的也用到 H_2SO_4 ,
 如除去 N_2 中混有的 NH_3 和 H_2O (气), 可通过装有浓 H_2SO_4 的
 洗气瓶。

硫 硫 盐

硫酸形成的盐有两大类，一是正盐，一是酸式盐。硫酸盐一般指正盐，多数是无色的，易溶于水。

硫酸盐都有俗名，大部分叫“矾”。例如：



叫绿矾，也叫黑矾。用于制墨水、颜料。

$ZnSO_4 \cdot 7H_2O$ 叫皓矾。是木材的防腐剂，医疗上的收敛剂和染料的媒染剂。

$CuSO_4 \cdot 5H_2O$ 叫胆矾或蓝矾，常用作媒染剂、杀虫剂、水的杀菌剂、电镀工业中镀铜的电镀液。

$NiSO_4 \cdot 7H_2O$ 叫镍矾。

$KAl(SO_4)_2 \cdot 12H_2O$ 叫明矾。（属于复盐），用作净水剂、媒染剂、钾肥。

$Na_2SO_4 \cdot 10H_2O$ 叫芒硝。用牙刷 Na_2S 、纸浆、水玻璃等，也用作钡盐中毒的解毒剂。

$MgSO_4 \cdot 7H_2O$ 叫泻盐。医疗上的口服泻药，用于造纸、瓷器等工业。

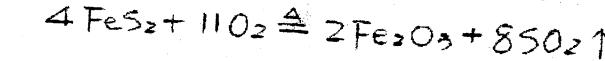
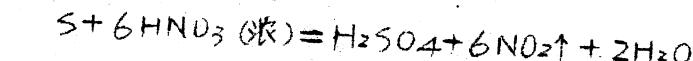
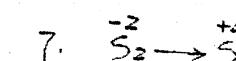
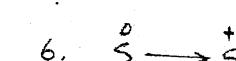
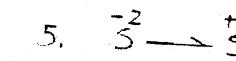
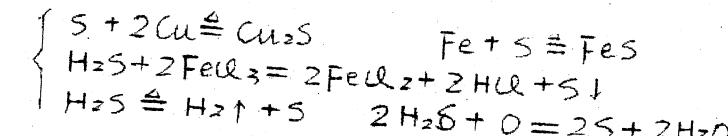
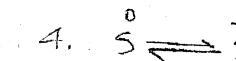
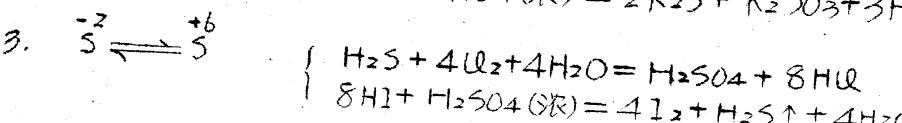
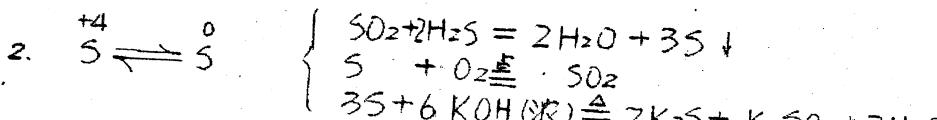
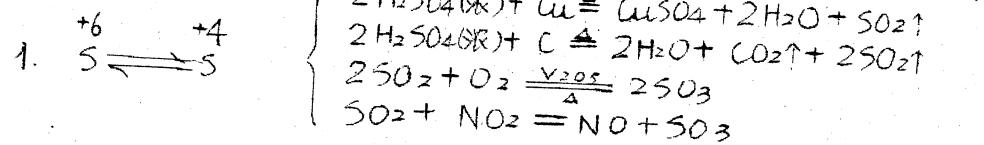
$CaSO_4 \cdot 2H_2O$ 叫石膏。

$2CaSO_4 \cdot H_2O$ 叫熟石膏。

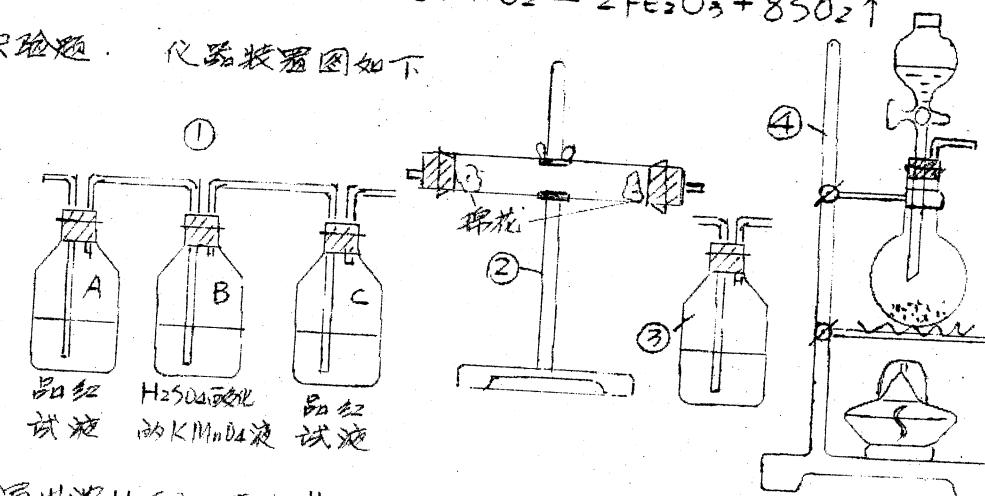
$BaSO_4$ 叫重晶石，它的特点（重要知识点）
 ①不带结晶水（绝大多数硫酸盐都会结晶水）
 ②不溶于水、不溶于酸，能吸收 X 射线。
 ③一般来说，钡盐都有毒，而 $BaSO_4$ 无毒 } 改作“钡灰”

不同价态硫的相互转化

硫元素以五种不同价态存在于自然界中： $S_2^- - S^- - S - S^+ - S^{+6}$ 。
 硫在不同价态中，时而表现具有还原性，时而表现具有氧化性。
 不同价态之间，有些可相互转化，其间发生氧化还原反应有助于我们了解硫的性质。现将这五种价态硫相互转化的化学方程式归结如下：



实验题：仪器装置图如下



- ① 写出浓 H_2SO_4 与木炭在加热条件下反应的化学方程式
 - ② 试用上图所列各装置设计一个实验，来验证上述反应所产生各种产物。这些装置的连接顺序
 - ③ 实验时可观察到装置①中 A 棱的溶液褪色，C 棱的溶液不褪色，则 A 棱溶液的作用是 _____，B 棱溶液的作用是 _____，C 棱溶液的作用是 _____。
 - ④ 装置②中所加的固体药品是 _____，可以验证的产物是 _____，确定装置②在整套装置中位置的理由是 _____。
 - ⑤ 装置③中所盛溶液是 _____，可验证的产物是 _____。
- 解答：验证 SO_2 用品红溶液，酸性 $KMnO_4$ 溶液吸收 SO_2 。
- ① $2H_2SO_4(\text{浓}) + C \triangleq CO_2 \uparrow + 2SO_2 \uparrow + 2H_2O$
 - ② ④ → ② → ① → ③
 - ③ A 棱验证产物中有 SO_2 ，B 棱中将 SO_2 氧化吸收，C 棱确认产物 SO_2 已被 B 中溶液全部吸收。
 - ④ 装置②中固体药品是无水 $CuSO_4$ （或变色硅胶），验证是水。理由是由于产物中有水，所以②在①③之前。
 - ⑤ ③中溶液是澄清石灰水，可验证 CO_2 。必须

离子反应与方程式

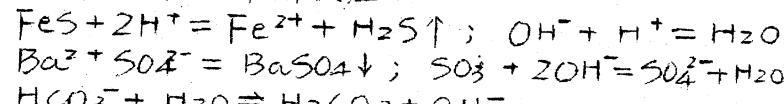
一、概念：

离子反应 —— 有离子参加的反应。

在中学，离子反应是指水溶液中电解质参加的^{反应}一类化学变化，它包括以下四种情况：

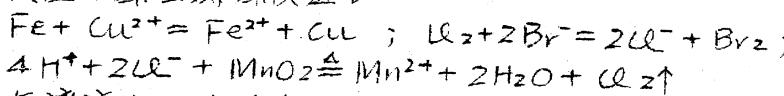
① 在溶液中进行的非氧化—还原反应，即：

发生酸、碱、盐之间的反应，氧化物与酸、碱的反应，盐的水解反应。



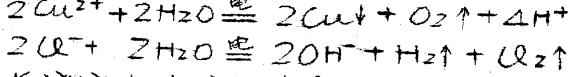
② 在溶液中进行的氧化—还原反应，即：

发生在金属和离子间的反应，非金属和离子间的反应、某些特殊反应。



③ 在溶液中进行的电解反应，即：

发生在电解质与电极之间的反应（高二才学到）。

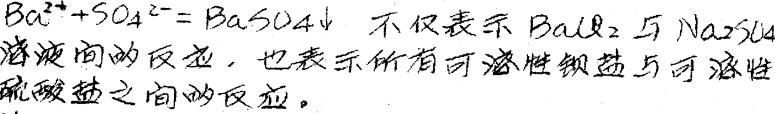


④ 在溶液中进行的络合反应（略）

离子方程式 —— 用实际参加反应的离子符号或分子式来表示离子间反应的式子。应注意：

① 离子方程式只表示有效碰撞的离子（生成沉淀、气体、难电离）间的反应，如 NaCl 与 AgNO_3 溶液间的反应，只写成 $\text{Ag}^+ + \text{Cl}^- = \text{AgCl} \downarrow$

② 离子方程式不仅表示一定物质间的某一个反应，还表示所有同一类型的离子反应。如：



并非所有离子方程式都是如此，要注意具体某一离子方程式在表示化学反应中的针对性和局限性。如： $2\text{H}^+ + \text{S}^{2-} = \text{H}_2\text{S} \uparrow$ ，它是表示强酸和可溶性硫化物之间的反应，但 H^+ 不代表 HNO_3 ，因 HNO_3 既是强酸，又是氧化性酸， HNO_3 可把生成的 H_2S 氧化。

③ 离子方程式是表示离子间所进行的反应的式子，它不同于化学方程式和电离方程式。

④ 编写离子方程式时必须遵守离子间电荷守恒和质量守恒。

二、系统

1. 电解质在水溶液中所进行的复分解反应。

① 反应生成物中有强电解质（水、强酸、强碱）生成。
如： $\text{NaOH} + \text{HCl} = \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$ ($\text{H}^+ + \text{OH}^- = \text{H}_2\text{O}$)

② 反应中有气态物质生成 (CO_2 、 O_2 、 H_2S 、 NH_3 、 H_2 …)
如： $\text{CO}_3^{2-} + 2\text{H}^+ = \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2 \uparrow$
 $\text{CaCO}_3 + 2\text{H}^+ = \text{Ca}^{2+} + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2 \uparrow$

③ 反应物或生成物中有难溶（沉淀）生成。
如： $\text{Ba}^{2+} + \text{SO}_4^{2-} = \text{BaSO}_4 \downarrow$ $\text{Ag}^+ + \text{Cl}^- = \text{AgCl} \downarrow$
 $\text{Cu}^{2+} + 2\text{OH}^- = \text{Cu}(\text{OH})_2 \downarrow$

2. 在溶液中进行的某些氧化—还原反应

① 金属和离子间的反应
如： $\text{Zn} + 2\text{H}^+ = \text{Zn}^{2+} + \text{H}_2 \uparrow$; $\text{Fe} + \text{Cu}^{2+} = \text{Fe}^{2+} + \text{Cu}$
 $\text{Fe} + 2\text{Fe}^{3+} = 3\text{Fe}^{2+}$

② 非金属和离子间的反应
如： $\text{Br}_2 + 2\text{I}^- = 2\text{Br}^- + \text{I}_2$; $\text{Cl}_2 + \text{S}^{2-} = 2\text{Cl}^- + \text{S}$

③ 特殊的氧化—还原反应
如： $\text{MnO}_2 + 4\text{H}^+ + 2\text{Cl}^- \xrightarrow{\Delta} \text{Mn}^{2+} + 2\text{H}_2\text{O} + \text{Cl}_2 \uparrow$
 $\text{H}_2\text{S} + 2\text{Fe}^{3+} = 2\text{Fe}^{2+} + \text{S} \downarrow + 2\text{H}^+$

④ 在溶液中的电解反应和络合反应（略）

三、思路

1. 编写离子方程式的三点关键

① 拆：把在反应物和生成物中易溶的和易电离的物质拆成离子形式，把不溶于水的、难电离的和气体物质写成分子式。

② 删：把方程式两边的无效碰撞的离子（没有参加反应的离子），删去，保留有效碰撞的离子（是生成气体、沉淀、难电离的离子——也就是参加反应的离子）。

③ 查：检查已编写的离子方程式是否符合质量守恒和电荷守恒。

举例：① $\text{CuSO}_4 + \text{Ba}(\text{OH})_2$ 反应，写成 $\text{SO}_4^{2-} + \text{Ba}^{2+} = \text{BaSO}_4 \downarrow$ (X)
应是： $\text{Cu}^{2+} + \text{SO}_4^{2-} + \text{Ba}^{2+} + 2\text{OH}^- = \text{BaSO}_4 \downarrow + \text{Cu}(\text{OH})_2 \downarrow$

② $\text{FeCl}_3 + \text{Cu}$ 反应，写成 $\text{Fe}^{3+} + \text{Cu} = \text{Fe}^{2+} + \text{Cu}^{2+}$ (X)
离子方程式错在两边电荷数不相等。

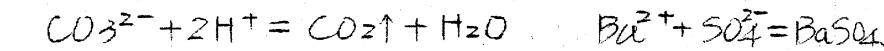
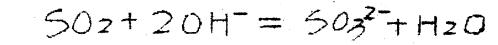
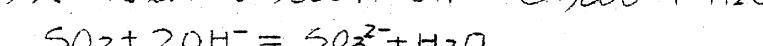
应是 $2\text{Fe}^{3+} + \text{Cu} = 2\text{Fe}^{2+} + \text{Cu}^{2+}$

③ $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{Ba}(\text{OH})_2$ 反应，写成：
 $\text{H}^+ + \text{SO}_4^{2-} + \text{Ba}^{2+} + \text{OH}^- = \text{BaSO}_4 \downarrow + \text{H}_2\text{O}$ (X)

应是： $2\text{H}^+ + \text{SO}_4^{2-} + \text{Ba}^{2+} + 2\text{OH}^- = \text{BaSO}_4 \downarrow + 2\text{H}_2\text{O}$

2. 编写离子方程式的规则

①非电解质、弱电解质(磷酸、强碱、水)、难溶于水的物质以及气体在反应物或生成物中出现时，一律写成分子式。例如：

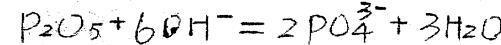


②均为固体间的反应，虽然是电解质，但不是在溶液中，所以编写离子方程式，也要写成分子式。例如：

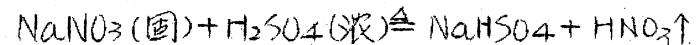
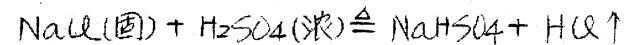
(时不能写成)



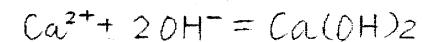
③氧化物在反应物或生成物中出现时，一律写成分子式。



④浓硫酸作为反应物与固体物质反应时，浓硫酸要写成分子式。例如：



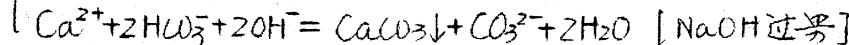
⑤微溶物质在反应前(在溶液中)写成离子形式，在生成物中写成分子式。如：



3. 值得注意的几个问题

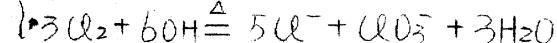
①离子反应中“易”的问题。反应物相同，由于易不同，生成物不同，所以离子方程式不同。如：

碳酸氢钙溶液与氢氧化钠溶液反应



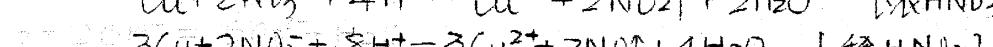
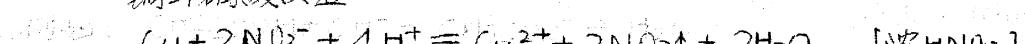
②离子反应中的温度。反应物相同，由于温度不同，反应生成物不同，所以离子方程式不同。如：

氯气和 NaOH 溶液反应： $\text{Cl}_2 + 2\text{OH}^- = \text{Cl}^- + \text{ClO}^- + \text{H}_2\text{O}$



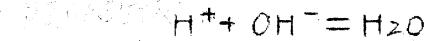
③离子反应中的浓度。反应物相同，由于反应物的浓度不同，

生成物不同，所以离子方程式不同。如：



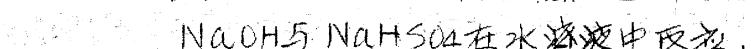
④离子方程式的实质

离子方程式不同于化学方程式，化学方程式只能表示某一反应，而离子方程式则能表示同一类型的反应。如：



它表示强酸与强碱在溶液中反应生成可溶性盐和水，这是中和反应的实质。

但是， $\text{H}^+ + \text{OH}^- = \text{H}_2\text{O}$ 除上述外，也有特殊的，如：



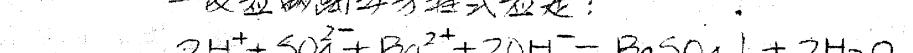
离子方程式也是： $\text{H}^+ + \text{OH}^- = \text{H}_2\text{O}$

即：强酸式盐与强碱在溶液中反应生成的正盐是可溶的。

又如： H_2SO_4 和 $\text{Ba}(\text{OH})_2$ 在溶液中反应，它们虽是强酸

和强碱的反应，但却不能用 $\text{H}^+ + \text{OH}^- = \text{H}_2\text{O}$ 表示，这

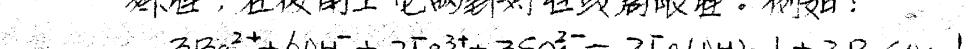
一反应的离子方程式应是：



因此，我们在认识离子反应方程式的意義时，要分析清楚，

并非所有的离子方程式都表示同一类型的反应。也就是说对某一离子方程式的分析中，要注意它的普遍性或特

殊性，在使用上它的针对性或局限性。例如：



这个离子方程式就只能是 $\text{Ba}(\text{OH})_2$ 和 $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$ 在溶液

中的反应，它无法表示同一类型的反应。当然，就这个

反应本身来说，在实际生产中并没有实用价值。

元素性质

D₀ Te Se S O

第五周期

有关特性

原子结构	最外层都是六价电子 Se(+3) 3s ² 3p ⁶ , Te(+5) 3s ² 3p ⁶	0. ⑧ 3s ² , 3p ⁶ Se(+3) 3s ² 3p ⁶ , Te(+5) 3s ² 3p ⁶
	随原子序数递增，电子层数依次增多，原子半径依次增大	
元素性质	最低化合价为-2价（特征化合价） 其它化合价有+4、+6价（氯除外）	
	随原子序数递增，原子半径依次增大，得电子能力依次减弱，元素的非金属性依次减弱	
性质比效	① 和H ₂ 反应生成氢化物 $2\text{H}_2 + \text{O}_2 \rightleftharpoons 2\text{H}_2\text{O}$ $\text{H}_2 + \text{S} \rightleftharpoons \text{H}_2\text{S}$ $\text{H}_2 + \text{Se} \rightleftharpoons \text{H}_2\text{Se}$ $\text{H}_2 + \text{Te} \rightleftharpoons \text{不反应}$ $2\text{H}_2\text{O} \xrightarrow{1000^\circ\text{C}} 2\text{H}_2 + \text{O}_2$ (难分解) $\text{H}_2\text{S} \xrightarrow{200^\circ\text{C}} \text{H}_2 + \text{S}$ (较易分解) $\text{H}_2\text{Se} \xrightarrow{\text{易分解}} \text{H}_2 + \text{Se}$ $\text{H}_2\text{Te} \xrightarrow{\text{更易分解}}$ 水溶液中，酸性增强 (均为弱酸) 阴离子还原性增强 $\text{S}^{2-} < \text{Se}^{2-} < \text{Te}^{2-}$	$\text{H}_2\text{S} < \text{H}_2\text{Se} < \text{H}_2\text{Te}$ 水溶液显酸性 $\text{H}_2\text{O} > \text{H}_2\text{S} > \text{H}_2\text{Se} > \text{H}_2\text{Te}$
	② 氢化物的水化物： $\text{H}_2\text{SO}_3 \quad \text{SO}_2 \quad \text{SO}_3 \quad \text{H}_2\text{SO}_4$ $\text{H}_2\text{SeO}_3 \quad \text{SeO}_2 \quad \text{SeO}_3 \quad \text{H}_2\text{SeO}_4$ $\text{H}_2\text{TeO}_3 \quad \text{TeO}_2 \quad \text{TeO}_3 \quad \text{H}_2\text{TeO}_4$	稀硫酸 强酸性 弱酸性 很弱
有关特性	③ 和大多数金属反应	
	S是绝缘体、Se是半导体、Te是导体 O ₂ 参与反应条件一般为高温、水溶液 S与Fe、Cu反应只能生成 FeS、Cu ₂ S S常温下与Ag、Hg反应生成 Ag ₂ S、Hg ₂ S；而O ₂ 要加热 H ₂ S有毒、臭鸡蛋味、还原性强，制 H ₂ S不能用 HNO ₃ 和浓 H ₂ SO ₄ ，干燥 H ₂ S也不能用浓 H ₂ SO ₄ SO ₂ 能漂白纸张、毛、品红溶液，能使溴水、KMnO ₄ 溶液褪色 SO ₃ 是无色固体，熔点 16.8℃，沸点 44.8℃ BaSO ₄ 不溶于水不溶于酸，不含结晶水，不透 X 射线 用作钡盐 工业上用 98.3% H ₂ SO ₄ 吸收 SO ₃ 制 H ₂ SO ₄	

关于离子在溶液中能否大量共存问题

共存——即大易共存，就是离子之间不发生反应。下面就离子间不能共存的几个方面的条件加以总结。

1. 因发生氧化—还原反应而不共存

① Fe³⁺ 与 S²⁻、I⁻ 不共存

② MnO₄⁻、NO₃^(H^+)、ClO^(H^+)、Cr₂O₇²⁻ 与下列离子均不共存
S²⁻、I⁻、SO₃²⁻、Fe²⁺

2. 因发生双水解反应（以后学到）而不共存。

① Al³⁺ 与下列离子不共存：

CO₃²⁻、SO₃²⁻、HCO₃⁻、HSO₃⁻、S²⁻、HS⁻、AlO₂⁻

② Fe³⁺ 与下列离子不共存：

CO₃²⁻、SO₃²⁻、HCO₃⁻、HSO₃⁻、HS⁻、AlO₂⁻

③ AlO₂⁻ 与下列离子不共存

Fe³⁺、Fe²⁺、Zn²⁺、Cu²⁺、Ag⁺、NH₄⁺、Al³⁺、H⁺

3. 因生成难溶性物质而不共存。

① Cu²⁺、Fe²⁺、Mg²⁺、Zn²⁺ 与下列离子各不共存：

S²⁻、OH⁻、CO₃²⁻、SO₃²⁻、PO₄³⁻

② Pb²⁺ 与下列离子不共存：

S²⁻、OH⁻、CO₃²⁻、SO₃²⁻、PO₄³⁻

③ Ba²⁺ 与下列离子不共存：

CO₃²⁻、SO₄²⁻、SO₃²⁻、PO₄³⁻

④ Ag⁺ 与下列离子不共存：

Cl⁻、Br⁻、I⁻、PO₄³⁻、S²⁻、CO₃²⁻、SO₃²⁻、OH⁻

⑤ Ca²⁺ 与下列离子不共存：

SO₃²⁻、CO₃²⁻、SO₄²⁻、PO₄³⁻

4. 因生成易挥发的物质而不共存。

① OH⁻ 与 NH₄⁺ 不共存

② H⁺ 与 SO₃²⁻、CO₃²⁻、S²⁻ 不共存

5. 因生成难电离的物质而不共存。

① 在酸性 (H⁺) 溶液中下列离子不共存：

OH⁻、CH₃COO⁻、CN⁻、SiO₃²⁻、ClO⁻、PO₄³⁻

② 在碱性 (OH⁻) 溶液中下列离子不共存：

Fe³⁺、Al³⁺、Cu²⁺... H⁺

6. 强酸的酸式根离子与 H⁺、OH⁻、AlO₂⁻ 均不共存

HWO₄⁻、HS⁻、H₂PO₄⁻、HPO₄²⁻、HSO₃⁻ 与 H⁺、OH⁻、AlO₂⁻ 不共存

H₂PO₄⁻ 与 PO₄³⁻ 不共存

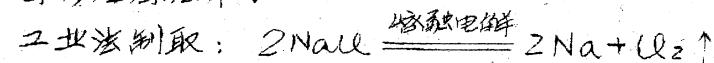
7. 因发生络合反应而不共存：Fe³⁺ 与 SCN⁻ 不共存

8. 无色溶液中下列离子不共存：

Fe³⁺、Fe²⁺、Cu²⁺、MnO₄⁻、Cr₂O₇²⁻、Ni²⁺、Co³⁺ 等有色离子。

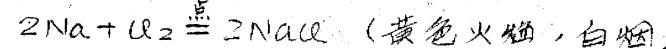
存在：以 NaI 为主，还有 Na_2SO_4 、 NaNO_3 等，都以化合态存在，没有游离态。

保存在煤油中。



金属钠是银白色金属，很软，比水轻，熔沸点低，能导电、传热。

与非金属的反应



$2\text{Na} + \text{S} = \text{Na}_2\text{S}$ (钠与硫粉研磨，产生火星，钠在硫蒸气中剧烈燃烧，甚至爆炸，产生白烟)

$2\text{Na} + \text{H}_2 \xrightarrow{\Delta} 2\text{NaH}$ (在此反应中， H_2 是氧化剂，在 NaH 中，H 是-1价， NaH 是强还原剂，能将 TiCl_4 还原。 $4\text{NaH} + \text{TiCl}_4 \xrightarrow{\Delta} \text{Ti} + 4\text{NaCl} + \text{H}_2 \uparrow$)

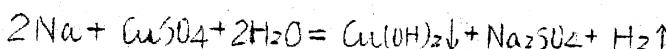
它与水反应： $\text{NaH} + \text{H}_2\text{O} = \text{NaOH} + \text{H}_2 \uparrow$)

与 O_2 反应： $4\text{Na} + \text{O}_2 = 2\text{Na}_2\text{O}$ (常温， Na_2O 白色)

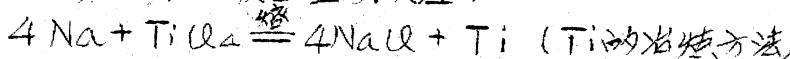
$2\text{Na} + \text{O}_2 \xrightarrow{\Delta} \text{Na}_2\text{O}_2$ (燃烧，黄色火焰， Na_2O_2 为淡黄色)

与水反应： $2\text{Na} + 2\text{H}_2\text{O} = 2\text{NaOH} + \text{H}_2 \uparrow$ (浮在水面一转，燃成小球—熔点低，到处游动—有 H_2 生成，嘶嘶响—反应剧烈)

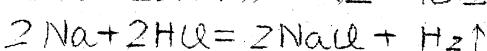
与盐溶液反应 (先与水反应生成碱和氢气，生成的碱再与盐反应)



与盐反应 (熔融状态发生置换反应)



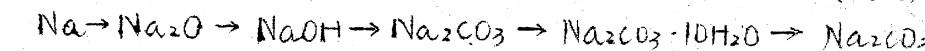
与酸反应 (直接与太易 H^+ 反应，危险)



用途：制 Na_2O_2 ；Na 和 K 合金作原子反应堆导热剂；是强还原剂，可把钛、锆、铌、钽等金属从它们的卤化物中还原出来；应用在电光源上。

钠露置于空气中的变化和反应。

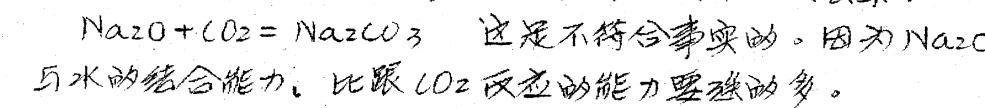
钠露置于空气中的变化过程是：(结晶) (风化)



因此，最终得到的是一种白色粉末。有关反应如下：



值得注意的是，有人误将 Na_2CO_3 的生成用下式表示：



用不等式法解题一例。有一类化学计算题，知道物质存在范围，又要在此基础上进行计算确定可能存在物质，若对每一物质都作尝试性计算，再淘汰求解，造成计算量大，若用不等式求解，就会减少不必要的计算，运算过程要简得多。这种方法是解题时不直接求未知，而是用不等式确定未知范围，而后再得出正确结论。

例题：今有 1.4 克碱金属及其氯化物的混合物与水反应，生成碱 1.79 克，求混合物的成分及组成。

解：设碱金属 R，则： $2R + 2\text{H}_2\text{O} = 2\text{ROH} + \text{H}_2 \uparrow$, $\text{R}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} = 2\text{ROH}$ 由题知，生成的碱与碱金属及其氯化组成的混合物的质量比是 $1.79 : 1.4 = 1.28$ ，再分别计算出各碱金属这样得比值，若比值分别大于小于 1.28，就是所求的碱金属。

碱金属 原子量 $\text{ROH}/\text{R}_2\text{O}$ $2\text{ROH}/\text{R}_2\text{O}$ 设混合物中 K 与 K_2O 质量为 x、y 克

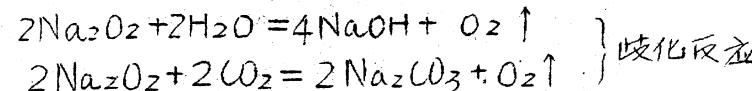
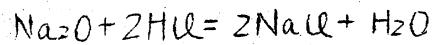
Li	7	3.13	1.6
Na	23	1.74	1.29
K	39	1.44	1.19
Rb	85	1.20	1.09
Cs	133	1.13	1.06

只有 K 符合上述条件。

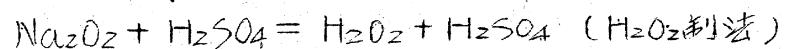
则 $\frac{(M+17) \times 1.4}{M+8}$ 故 $\frac{(M+17) \times 1.4}{M} > 1.79 > \frac{(M+17) \times 1.4}{M+8}$ 解得 $61.03 > M > 24.3$
只有 K 符合，下面解同上。

钠的化合物（氧化物、钠盐）

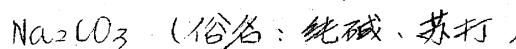
Na_2O （白色），具碱性氧化物的通性



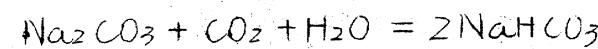
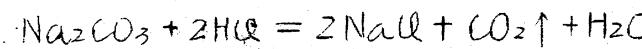
利用这一反应， Na_2O_2 在防毒面具、高空气球和潜艇中用作 CO_2 的吸收剂和供氧剂



Na_2O_2 是强氧化剂，可以用来漂白织物、麦秆、羽毛等。



易溶于水。（溶解性 $\text{Na}_2\text{CO}_3 > \text{NaHCO}_3$ ）

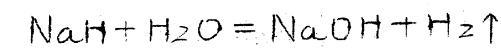
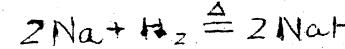
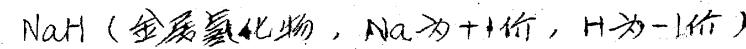
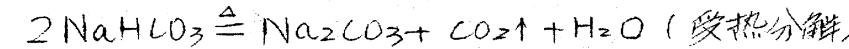
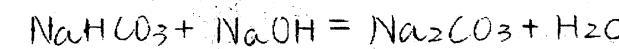
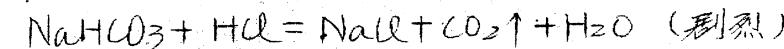
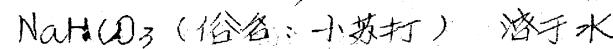
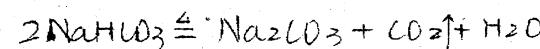
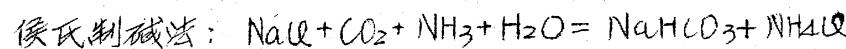


Na_2CO_3 与 NaOH 不反应



$\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ 易风化
（纯碱）。

Na_2CO_3 热稳定性强，一般受热不分解



NaH 是强还原剂，能将 TiCl_4 还原为 Ti

关于漂白作用——漂白剂小结

中学阶段涉及到一些漂白作用，现总结于后。

1. 吸附作用漂白

活性炭：把活性炭加入品红溶液中，可使溶液变无色。这是活性炭的吸附作用，它吸附了品红色素，是物理变化。制糖工业就是利用活性炭来除去糖浆里的色素。

2. 强氧化剂漂白

只要有强氧化性的物质都有漂白作用。漂白原理是它们把有色物质氧化成无色物质，此无色物质稳定，受热不分解，漂白产生的白色可持久不变。是化学变化。

①氯水。 Cl_2 中滴加石蕊，先变红后褪色。原因是 $\text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O} = \text{HCl} + \text{HClO}$ 。 HCl 使石蕊变红， HClO 可使红色褪去。

氯水加入品红溶液中，红色褪去，加热不恢复原色。

氯水用于棉布、纸张漂白。

② H_2O_2 （双氧水）

双氧水加入石蕊，紫色褪去；加入品红褪色，加热不恢复原色。用双氧水漂白时，漂白产生的部分分解产物无害，不会污染环境，可用于毛发、棉布的漂白。

Na_2O_2 可以漂白织物、麦秆、羽毛等（一般不用 Na_2O_2 ）。

③其它。浓 H_2SO_4 、 HNO_3 、 KMnO_4 都有漂白作用。只是它们的强腐蚀性，不能用作漂白剂。浓 H_2SO_4 滴在蓝石蕊试纸上先变红后变黑（炭化）。 HNO_3 加入石蕊试液中先变红后红色褪去变成黄色，因生成 NO_2 。

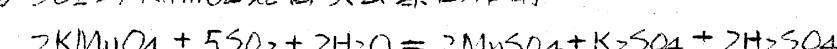
3. 化合漂白。 SO_2 能和某些有色物质结合成无色物质，加热恢复原来的颜色，是化学变化。 SO_2 通入石蕊溶液，只变红不褪色。 SO_2 广泛用于毛、丝、草帽辫、纸浆的漂白。时间久了恢复原色。

4. 说明：漂白剂不能混合使用。

①氯水与 SO_2 混合， $\text{SO}_2 + \text{Cl}_2 + 2\text{H}_2\text{O} = \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{HCl}$ 失去漂白性。

② SO_2 与双氧水混合也失去漂白作用。

③ SO_2 与 KMnO_4 混合失去漂白作用。



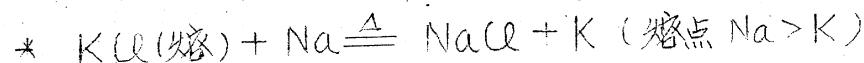
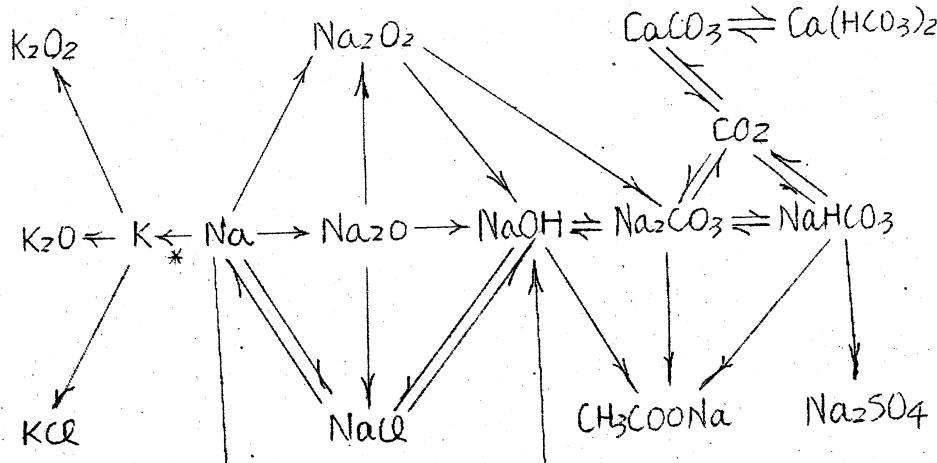
碱金属

最外层都是1个电子。
结构：电子层数增多，原子半径增大。碱金属元素的原子半径，在同周期中是最大的（惰性气体原子半径除外）。
元素：都是活泼金属元素，最高正价为+1价（没有负价）
性质：元素的金属性依次增强，失电子能力增强。

单质性质：易失去一个电子，具强还原性。
密度依次增大，熔沸点依次降低，与水反应越易、越激烈。
 $2M + 2H_2O = 2MOH + H_2 \uparrow$ (M - Li、Na、K、Rb、Cs)
还原性增强

化合物性质：氧化物的水化物碱性增强
 $CsOH > RbOH > KOH > NaOH > LiOH$
氧化物均为白色，极易与水反应生成碱
 $M_2O + H_2O = 2MOH$

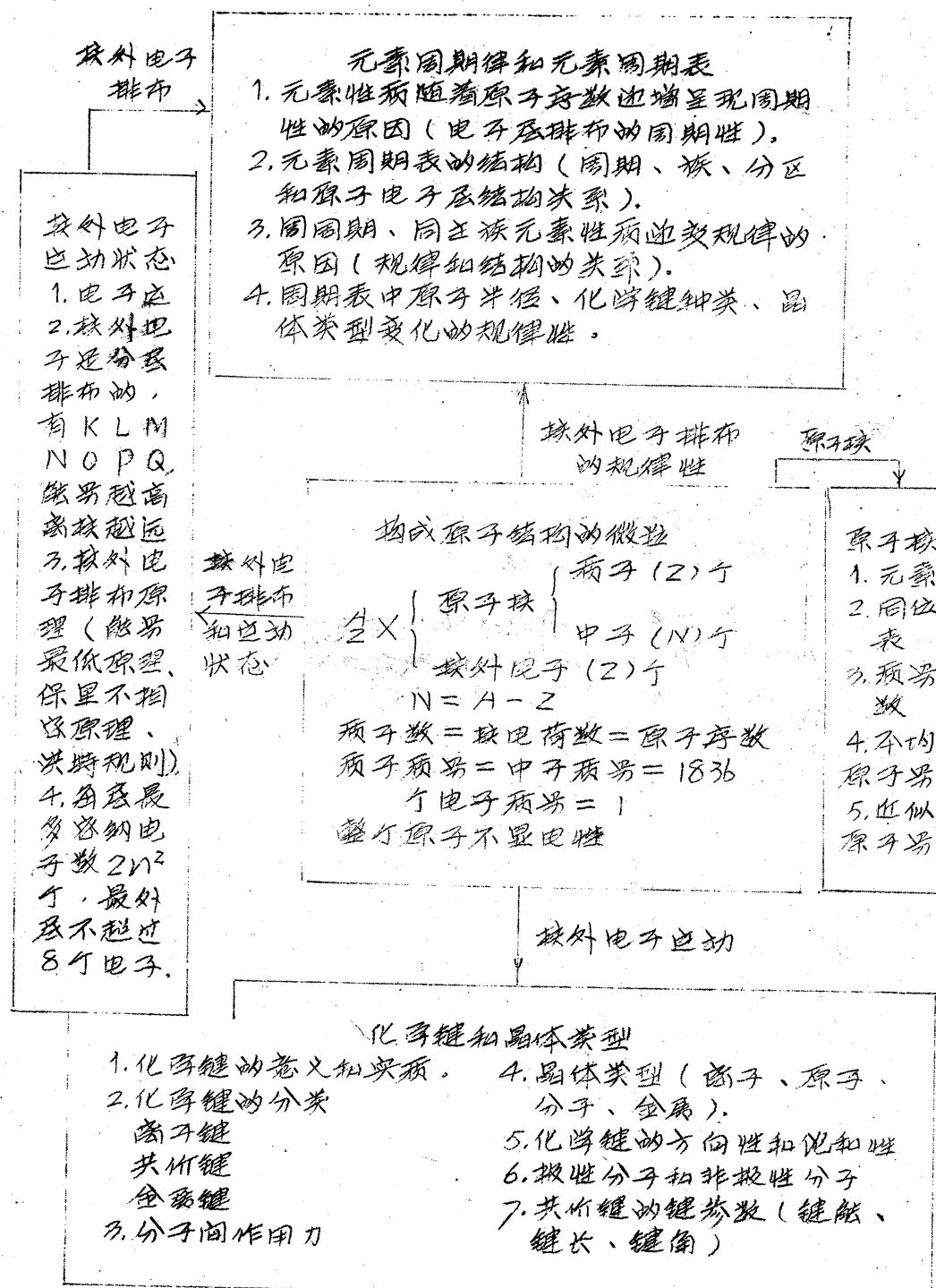
知识结构：



碱金属中的一般与特殊

- 常温下碱金属易被氧气和 O_2 所氧化，也易与水蒸气反应。故所有的碱金属都必须保存在煤油中以隔绝空气和水。因Li的密度小于煤油，而必须保存在石蜡油或密封于石蜡中。
- 在碱金属中随原子序数的增加，其密度大，而K的密度 0.86 g/cm^3 Na的密度 0.97 g/cm^3 。
- 碱不稳定性，它所对应的盐一般也不稳定。 H_2CO_3 不稳定，而 Na_2CO_3 却稳定。
- 碱式盐的水溶液一般显酸性， $NaHCO_3$ 的水溶液显碱性。
- 碱金属与足量 O_2 反应可能生成过氧化物或超氧化物。而Li和 O_2 反应只能生成 Li_2O ，且熔点高，在水中溶解度较小。
- 氢在任何情况下都是-2价，氯在任何情况下都是+1价，而在 Na_2O_2 中氯是-1价，在 NaH 中氯是-1价。
- 只要涉及“反应”二字，通常就一定发生了化学变化，物理反应却属于物理变化。
- 所有的钠盐、钾盐都易溶于水，而 $KAlO_4$ 微溶于水， Na_2SiF_6 (六氟合硅酸钠或氟硅酸钠) 难溶于水。
- 一定是活泼金属置换出不活泼金属，但 $Na + KCl \xrightleftharpoons{\Delta} K + NaCl$ 反应可以发生，因为Na的熔点比K高。
- 碱金属单质与水反应都很快，Li与水反应却比较慢，这是因为 $LiOH$ 溶解度较小，覆盖在Li表面，阻止了反应的进行。
- 碱金属的氢氧化物都是强碱，且不溶于分解。 $LiOH$ 却是中强碱，且溶解度较小，受热易分解， $2LiOH \xrightleftharpoons{\Delta} Li_2O + H_2O$ 。
- 若以M代表碱金属，其硝酸盐受热分解时一般按下式进行：
 $2MNNO_3 \xrightleftharpoons{\Delta} 2MNO_2 + O_2 \uparrow$ ， $LiNO_3$ 受热分解的化学方程式却是： $2LiNO_3 \xrightleftharpoons{\Delta} Li_2O + NO \uparrow + NO_2 \uparrow + O_2 \uparrow$

《物质结构 元素周期律》 本章知识结构



关于原子量的几个概念

原子是组成分子构成物质的基本微粒，也是化反应中的最小微粒。原子虽小，它仍有一定质量，叫原子的真实质量，是原子的一种重要性质。因教材中出现多种原子量，现辨析如下：

1. 原子的真实质量：也叫绝对质量，是经精密实验测得的。如：1个氯原子的真实质量是 2.657×10^{-26} 千克。原子的真实质量很小，用千克表示，记性、且单位不方便，所以科学上不采用原子的真实质量，而采用原子的相对质量——原子量。

2. 原子量：国际上统一用某元素原子的绝对质量与 ^{12}C 原子的绝对质量的 $\frac{1}{12}$ 比较而得的比值，称该原子的原子量。

$$\text{原子量} = \frac{\text{该原子的绝对质量}}{^{12}\text{C} \text{ 的绝对质量} \times \frac{1}{12}}$$

$$\text{如：氯原子量} = \frac{2.657 \times 10^{-26}}{1.993 \times 10^{-26} \times \frac{1}{12}} = 16.$$

可见，原子量是无比值，所以没有单位。

3. 同位素原子量：就是各同位素原子的绝对质量分别与 ^{12}C 的绝对质量的 $\frac{1}{12}$ 的比值。如，氯元素的同位素原子量分别是：

$$^{35}\text{Cl}: 15.994915, \text{其丰度是 } 99.759\%.$$

$$^{37}\text{Cl}: 16.999133, \text{其丰度是 } 0.037\%.$$

$$^{39}\text{Cl}: 17.99916, \text{其丰度是 } 0.204\%.$$

4. 不均原子量：就是该元素各种同位素的原子量与其所占的原子个数的分比 (丰度) 的乘积之和。如，氯的平均原子量：
 $15.994915 \times 99.759\% + 16.999133 \times 0.037\% + 17.99916 \times 0.204\%$
 $= 15.9994$ 即 16.00

周期表中所列的各原子量，多数都是这个数值。若该元素没有同位素，那就只有原子量而没有平均原子量。如钠的原子量是 22.99。

5. 近似平均原子量：就是各天然同位素的质子数与其丰度的乘积之和。如氯的近似平均原子量是：

$$16 \times 99.957\% + 17 \times 0.037\% + 18 \times 0.204\% = 16.00445.$$

原子结构、核外电子排布

原子 数 量 关 系	$A = Z + N$ (是质子关系，不是微粒个数关系) Z同N不同则互为同位素 $Z = e$ 中性原子 $Z > e$ 阴离子 $Z < e$ 阳离子	具有相同质子数的两种微粒，一定是同一元素吗？ 具有相同质子数的两种微粒，不一定是同一种元素。因为两种微粒不见得是同一类原子，有可能是原子、离子、分子的几种组合。请看以下分析：								
	1. 两种微粒是同一类的原子，才是同一种元素（同位素） 如： 1H 、 2H 都有1个质子； ${}^{16}O$ 、 ${}^{18}O$ 都有8个质子。									
	2. 两种微粒是同种元素的原子和离子，也是同一种元素。 如： Na 、 Na^+ 都是11个质子； S 、 S^{2-} 都是16个质子。									
核外电子运动状态 关系	核外电子运动状态 — “电子云”描述 $\left\{ \begin{array}{l} \text{电子层} — \text{电子分层排布，能级越低，离核越近，能级越高，离核越远。} \\ \text{运动状态用四个方面表示} \\ \text{泡利原理} — \text{泡利不相容原理} (S.P.D.F) \\ \text{电子轨道} — \text{电子云的伸展方向} \\ \text{电子自旋} — \text{顺、逆时针自旋。} \end{array} \right.$	3. 两种微粒是不同的原子和离子，就不是同一种元素。如： F 和 OH^- 都是9个质子； Zn 和 CO_3^{2-} 都是30个质子。								
		4. 两种微粒是不同的离子，也不是同一种元素。如： Na^+ 和 NH_4^+ 都是11个质子； NO_3^- 和 HCO_3^- 都是31个质子。								
核外电子排布 关系	核外电子排布遵循两个原理、一条规律。 每个电子层最多容纳 $2n^2$ 个电子。 最外层不超过8个电子，次外层不超过18个电子。 电子先占有能量最低的轨道。 电子层结构都有一个由不稳定结构变成稳定结构的倾向。 2、8、18、36、54、86号元素的原子结构是稳定的。	5. 两种微粒是原子和分子，也不是同一种元素。如： He 和 H_2 都是2个质子； D 和 NO 都是15个质子。								
		6. 两种微粒是离子和分子，也不是同一种元素。如： Zn^{2+} 和 SiO_2 都是30个质子； SO_3^{2-} 和 SO 都是40个质子。								
质子数 关系	核内质子数 = 核电荷数 = 原子序数 = 核外电子数 $原子质子数 = 中子数 + 质子数$ $质子质旁 = 中子质旁 = 1836$ 倍电子质旁 $周期序数 = 电子层数$ $主族族序数 = 最外层电子数 = 最高正化合价数$ $主族元素最低负化合价数 = 8 - 最高正化合价数$	7. 两种微粒是组成不同的分子，更不是同一种元素。如： H_2O 和 NH_3 都是10个质子； H_2S 和 HCl 都是18个质子。								
		8. 两种微粒是组成相同而分子量不同的分子（同分异构体）； 也不是同一种元素。此例将在有机化学中讨论。								
重要 求	掌握1~20号电子排布 能写出主族元素的电子排布	9. 小结：以下所列为质子数、电子数相同的常见微粒								
		<table border="1" style="margin-left: auto; margin-right: auto; border-collapse: collapse;"> <tr> <td style="padding: 2px;">一核10电子的：</td> <td style="padding: 2px;">Ne、Ni^+、O^{2-}、F、Na^+、Mg^{2+}、Al^{3+}</td> </tr> <tr> <td style="padding: 2px;">二核10电子的：</td> <td style="padding: 2px;">HF、OH^-</td> </tr> <tr> <td style="padding: 2px;">三核10电子的：</td> <td style="padding: 2px;">H_2O、NH_2^-</td> </tr> <tr> <td style="padding: 2px;">四核10电子的：</td> <td style="padding: 2px;">NH_3、H_3O^+</td> </tr> <tr> <td style="padding: 2px;">五核10电子的：</td> <td style="padding: 2px;">CH_4、NH_4^+</td> </tr> </table>	一核10电子的：	Ne 、 Ni^+ 、 O^{2-} 、 F 、 Na^+ 、 Mg^{2+} 、 Al^{3+}	二核10电子的：	HF 、 OH^-	三核10电子的：	H_2O 、 NH_2^-	四核10电子的：	NH_3 、 H_3O^+
一核10电子的：	Ne 、 Ni^+ 、 O^{2-} 、 F 、 Na^+ 、 Mg^{2+} 、 Al^{3+}									
二核10电子的：	HF 、 OH^-									
三核10电子的：	H_2O 、 NH_2^-									
四核10电子的：	NH_3 、 H_3O^+									
五核10电子的：	CH_4 、 NH_4^+									
重要 求	掌握1~20号电子排布 能写出主族元素的电子排布	其中质子数为10，电子数为10的是： Ne 、 HF 、 H_2O 、 NH_3 、 CH_4								
		质子数为11，电子数为10的是： Na^+ 、 H_3O^+ 、 NH_4^+								
重要 求	掌握1~20号电子排布 能写出主族元素的电子排布	质子数为9，电子数为10的是： F^- 、 OH^- 、 NH_2^-								

1~20号 元素性质变化的规律

元素 种类 和结构	元素符号	H	He	Li	Be	13	C	N	O	F	Ne	Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	Ar	K	Ca
与H ₂ O反应	不	不	慢	能	高温	高温	不	常温	很易	不	快	慢	缓慢	高温	不	不	常温	不	冷水燃	快	
与酸反应 HCl	不	不	常温	常温	HNO ₃	H ₂ SO ₄	不	不	不	不	剧烈	快	较快	HNO ₃	HNO ₃	HNO ₃	—	不很剧烈	剧烈		
非金属性 与H ₂ 反应	—	—	—	—	—	高温	难	点燃	黑暗	—	—	—	—	直接	难	300℃	见光	—	—	—	
分子式	—	—	—	—	—	CH ₄	NH ₃	H ₂ O	HF	—	—	—	—	SiH ₄	PH ₃	H ₂ S	HCl	—	—	—	
化合价	—	—	—	—	—	-4	-3	-2	-1	—	—	—	—	-4	-3	-2	-1	—	—	—	
最高价 氧化物 分子式	H ₂ O	—	Li ₂ O	BeO	B ₂ O ₃	CO ₂	N ₂ O ₅	—	—	—	Na ₂ O	MgO	Al ₂ O ₃	SiO ₂	P ₂ O ₅	SO ₃	Cl ₂ O ₇	—	K ₂ O	CaO	
化合条件	点燃	—	常温	较快	常温	加热	点燃	不直接	—	—	常温	快	常温	常温	常温	白磷常温	难直接	不直接	常温很快	常温快	
氧化物 正价	+1	—	+1	+2	+3	+4	+5	—	—	+1	+2	+3	+4	+5	+6	+7	—	+1	+2		
分类	中性	—	碱性	两性	酸性	酸性	酸性	—	—	碱性	碱性	两性	酸性	酸性	酸性	酸性	酸性	—	碱性	碱性	
最高价氧化物水化物 分子式	—	—	LiOH	Be(OH) ₂	H ₃ BO ₃	H ₂ CO ₃	HNO ₃	—	—	—	NaOH	Mg(OH) ₂	Al(OH) ₃	H ₂ SiO ₃	H ₃ PO ₄	H ₂ SO ₄	HClO ₄	—	KOH	Ca(OH) ₂	
酸碱性	—	—	碱	两性	极强弱	强酸	强酸	—	—	强碱	中强碱	两性	强酸	中强酸	强酸	强酸	最强酸	—	强碱	强碱	
元素性质变化的规律	<p>与水、与酸(HCl)反应由易到难 与氯气生成氯化物条件逐渐减弱 与氧气反应由易到难</p> <p>元素金属性逐渐减弱，非金属性逐渐增强 最高价氧化物的水化物碱性逐渐减弱，酸性逐渐增强 气态氢化物稳定性逐渐增强</p>										<p>同周期中，随原子序数递增，原子半径逐渐减小 失电子能力减弱，得电子能力增强 正化合价逐渐增大，负化合价逐渐减小(绝对值)</p>										

元素周期律和元素周期表中的知识、规律、联系

① 一定周期律
 原子半径随原子序数递增，同周期由大到小，同主族由小到大。
 化合价同周期随原子序数递增由+1到+7。
 金属性随原子序数递增，同周期由强到弱，同主族由弱到强。
 非金属性随原子序数递增，同周期由弱到强，同主族由强到弱。
 晶体类型（单质晶体）同周期从金属晶体→原子晶体→分子晶体。

② 周期表格要牢记
 周期表的大体结构：左2右5加零族，中间镧锕加过渡。
 周期、族的确定：电子层数相同的元素按最外层电子数递增的顺序排成一个横排为一周期，同一周期元素的原子的电子层数均相同。最外层电子数相同按电子层数递增的顺序排成一个纵行的元素，形成一族。
 同族元素的原子最外层电子数均相同。
 记准1~20号元素的名称、符号；能熟练写出它们的原子结构示意图、单质、氯化物、氧化物以及水化物的分子式，并能准确判断稳定性与酸碱性。
 记住IA~VIIA各主族的俗名：IA碱金属族 IIA碱土金属族
 IIIA硼族 IV A碳族 VA氮族 VI A氧族 VIIA卤族。
 氢元素位置特殊，可在IA，也可在VA。

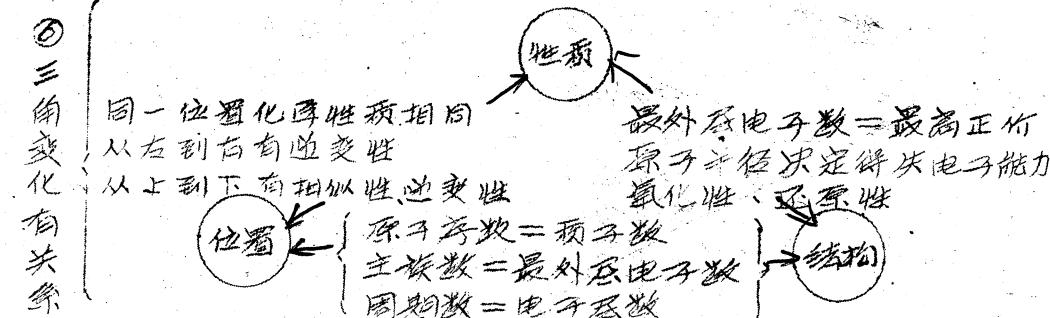
③ 递化体现周期律
 同族变化：原子半径由小到大→金属性由弱到强→还原性由弱到强→非金属性由强到弱→氧化性由强到弱→气态氢化物稳定性由大到小→最高氧化物的水化物碱性增强、酸性减弱。
 同周期变化：原子半径由大到小→金属性由强到弱→还原性由强到弱→非金属性由弱到强→氧化性由弱到强→气态氢化物稳定性由弱到强→最高氧化物的水化物碱性减弱、酸性减弱。
 零族没有一般族的变化规律，IA族不提非金属性或氧化性。

④ 七主七副
 七周期：周期表中共有七个主族、七个副族、一个零族，一个过渡。
 七周期：短周期三个，长周期三个，未完成周期一个。
 每周期所含元素分别为2、8、8、18、18、32、21种，都是以碱金属开始，惰性元素结束。

⑤ 七主七副七周期
 遗族：共包括9种元素，其中重要的足铁(Fe)
 镔族：共包括6种元素，均为惰性气体，其原子序数依次为2、10、18、36、54、86。（记住这些序数，对推断元素性质有用）。它们一般不参加反应，均为单原子分子，原子半径比同周期的其它元素的原子半径大（因为是范德华半径）。

知道周期表中还有镧锕系元素
 知道周期表中分S、P、d、十四区，知道表中有非金属区（含22种）、金属区（含85种），知道从B（硼）到At（砹）划一直线（对角线）的意义。

同族金属性增强 非金属性减弱，分析时要讨论：
 性质相似性，最外层电子数相同，具有金属性或非金属性。
 性质递变性（讨论按逆位规律）
 同周期金属性减弱，非金属性增强，分析时要讨论：
 逆变性，最外层电子数由少到多，原子半径由大到小（按逆位规律）
 不讨论相似性。同周期，最外层电子数均相同，没有相似性体质（因次外层电子数不同，元素性质是原子半径和最外层电子数，同周期原子半径由大到小，最外层电子数由少到多，没有相同之处故无相似性）。



研究同周期、同主族元素性质递变规律
 根据元素在周期表中的位置（序数周期族）推断原子结构、推断元素性质：以Se为例，在分析性质时一定要同周期同主族元素相比，即：H₃AsO₄ < H₂SeO₄ < HBrO₄
 H₂S < H₂Se < HBr 根据 S
 As < Se < Br
 H₂Te < Te 在斜率研究、工业生产上的应用。

化学键的分类及形成

惰性元素之所以化成单质稳定，分子是单原子分子，这是由于惰性元素的原子具有稳定的饱和的最好电子层所决定的。其它元素的原子也有使最外层成为稳定的趋势，原子形成分子就是这种趋势所引起的。原子是通过化学键形成分子的。化学键是指分子中两个或多个相邻原子之间强烈相互作用。化学键的分类及形成表示如下：

离子键：（活泼金属与活泼非金属形成的化合物、碱类、含氧酸盐等存在离子键）是阴阳离子通过静电作用形成的。

共价键
↓
非极性键（相同非金属原子间）如： H_2 、 Cl_2 。
 N_2 分子中共价键是非极性键。
极性键（不同种非金属原子间）如： HCl 、
 H_2O 、 CO_2 、 NH_3 、 CH_4 等
分子中共价键是极性键 | 疏极性键
配位键（特殊共价键）共用电子对由成键原子一方
提供，而另一方提供空轨道所形成的共价键
共价键是原子间通过共用电子对（电子云的重叠）
形成的。

金属键（金属）是通过金属离子和自由电子间通过静电作用形成的。

说明：

1. 含有离子键的化合物是离子化合物，构成的晶体为离子晶体。

① 单质中不含离子键。

② 在离子化合物中也可能含有离子键之外的其它化学键如共价键。

表
23

③ 在离子化合物中，不一定都含有金属元素，如 $NaCl$ 、 NH_4NO_3 、 NH_4HCO_3 等都是离子化合物。

2. 共价键的特点是具有方向性和饱和性，但是在 H_2 分子的共价键，则只有饱和性而没有方向性，因为 H 原子只有一个电子的电子云呈球形。

3. 共价键与离子键的关系：

共价键与离子键既有本质上区别，又没有严格界限。同种元素原子间形成的共价键是非极性键，不同种元素的原子间形成的共价键是极性键。极性键是非极性键和离子键之间的过渡形式。如：

H_2 H_2 、 HBr 、 HCl 、 HF NaF

(非极性键) (极性键，极性逐渐增强) (离子键)
极性键有强弱之分，但无严格界限。极性键的极性当达到很强烈时，就趋于离子键。

4. 关于化学键的种种说法：

① 只有非极性键的物质 —— H_2 、 O_2 、 Cl_2 、 N_2 、金刚石、单晶硅。

P_4 、 S_2 、 S_8 (同种非金属元素构成的单质)。

② 只有极性键的物质 —— HX 、 CO_2 、 H_2O 、 BF_3 (不同种元素化合物)

③ 既有极性键又有非极性键的物质 —— H_2O_2 和某些有机物。

④ 由疏极性键构成又不是电解质的是 HF

⑤ 只有离子键的物质 —— $CsCl$ 、 NaF 、 Na_2O 、 NaH 、 $CaCl_2$ 等。

⑥ 既有离子键又有非极性键的物质 —— Na_2O_2 、 FeS_2 、 CaC_2 。

⑦ 有离子键、极性键、和配位键的物质 —— 盐、含氧酸盐。

⑧ 有共价键、配位键的物质 —— NH_4^+ 、 H_3O^+

⑨ 只有共价键没有范德华力的物质 —— 金刚石、单晶硅、 SiO_2 、 SiC 等原子晶体的物质。

⑩ 由静电作用形成化学键所构成的物质 —— 离子晶体和金属晶体。

⑪ H_2 分子中的共价键只有饱和性而无方向性。

⑫ 没有化学键的物质 —— 惰性气体。

化学键的分类、形成对比表

化学键类型	成键实质	成键条件	形成特征	形成物	类型	举 例
离子键	阴、阳离子的静电作用	成键原 子能 变成阴、阳离 子。一般活泼 金属可活 泼非金属元素	无方 向性、 无化 学性	离子 化合 物	离子 化 合 物	$\text{Na}^+ \text{:Cl}^-$
极性键	电子对偏向 程度大	不同种 非金属 元素(非 金属性 差别大)	有 方向	共 价	H:F	
共价键	电子对偏 向程度小	不同种 非金属 元素(非 金属性 差别小)	性和 饱和性	化 合 物	H:I	
配位键	电子对由 一个原子提 供，有偏向	成键原子有 孤对电子，另 一原子有空轨 道	络合 物、 共价 化合物		$\begin{matrix} \text{H} & & + \\ & \text{N} : \text{H} & \\ \text{H} & & \text{H} \end{matrix}$	
非极性键	电子对 不偏向	有未成对电 子的非金属	共价 单质		:Cl:Cl:	
金属键	由 自 电 子 与 金 属 离 子 致 强 的 相 互 作 用	金 属 元 素		金 属 单 质		各种 金 属、 某 些 合 金

原子半径或离子半径大小的比较

原子半径或离子半径大小的比较，有以下规律：

1. 同周期的元素原子半径，从左到右随核电荷数的增加，而逐渐变小（惰性元素除外）。

例如：Li > Be > B > C > N > O > F

2. 同一周期元素的离子半径，从左到右阳离子的核电荷数越大，它的离子半径越小。

例如：Li⁺ > Be²⁺ ; Na⁺ > Mg²⁺ > Al³⁺

同一周期元素的离子半径，从左到右阴离子的核电荷数越大，它的离子半径越小。

例如：O²⁻ > F⁻ ; S²⁻ > Cl⁻

3. 同一主族的原子半径或离子半径，从上到下，随核电荷数的增加而增大。

例如：原子半径：H < Li < Na < K < Rb < Cs

F < Cl < Br < I < At

离子半径：H⁺ < Li⁺ < Na⁺ < K⁺ < Rb⁺ < Cs⁺

F⁻ < Cl⁻ < Br⁻ < I⁻

4. 同种元素原子半径或离子半径的关系是：

阴离子半径 > 原子半径 > 低价阳离子半径 > 高价阳离子半径

例如：① Na > Na⁺ ; Cl⁻ > Cl⁰ ;

② Fe > Fe²⁺ > Fe³⁺

5. 具有相同电子层排布的离子，随核电荷数的增加，离子半径逐渐减小。

例如：S²⁻ > Cl⁻ > K⁺ > Ca²⁺

O²⁻ > F⁻ > Na⁺ > Mg²⁺ > Al³⁺

说明：判断原子半径或离子半径的大小是各类考试的热点题目之一，上述规律一定要掌握，并能熟练应用。这类考题题型变化有三，①直接判断半径大小；②判断阴、阳离子半径之比值的大小；③比较各化合物两核间距的大小。

键的极性和分子的极性

分子构型	举例	键的类型	分子极性与否	判断依据
A ₂ 直线型	N ₂ , H ₂	非极性	非极性分子	电荷空间分布对称
AB 直线型	HCl, CO	极性	极性分子	分布不对称
AB ₂ (ABA) 直线型	CO ₂ , CS ₂	极性	非极性分子	分布对称
A ₂ B(ABA)	H ₂ O, H ₂ S	极性	极性分子	分布不对称
ABC 直线型	HCN	极性	极性分子	分布不对称
AB ₃ 平面三角型	BF ₃ , BC ₃	极性	非极性分子	分布对称
AB ₃ 三角锥型	NH ₃ , PH ₃	极性	极性分子	分布不对称
ABA 正四面体型	CH ₄ , CCl ₄	极性	非极性分子	分布对称
AB ₃ C 四面体型	CH ₃ Cl	极性	极性分子	分布不对称

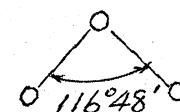
注: HCN—氢氰酸 CH₃Cl—一氯甲烷.

说明: 1. 键的极性的判断. 共价键是否有极性, 决定于形成共价键的两个原子的非金属元素的非金属性(电负性差值), 如果两个相同原子组成的分子(如: H-H、Cl-Cl), 它们的非金属性相同(电负性差值为0), 此键表是非极性的. 如果是不同种原子形成的共价键(如: H-F、H-Cl), 由于两原子的非金属性不同, 吸引共用电子对的能力建立(电负性差值大于0), 则此键是极性的, 该键原子的非金属性差别越大, 键的极性就越强. 当然键的极性大小与成键原子相邻的其它原子也有关(另论, 我们暂可不管它).

2. 分子极性的判断. 分子的极性, 决定于分子中共用电子对成键电子云分布是否对称、正负电荷重心是否重叠有关. 正负电荷重心重叠为非极性分子, 不重叠为极性分子. 分子的极性除与键的极性有关外, 还与分子的空间结构(尤其是对称性)有关. 例如: CH₄分子中, C-H键

是非极性键, 但CH₄分子为正四面体结构, 具有完全的对称性, 正负电荷重心重合, 各行键的极性抵消, 所以CH₄是非极性分子. 但是对CH₃Cl分子来说, 由于引入了Cl原子, 破坏了整个分子的对称性, 虽然是四面体结构(已不是正四面体了), 但键的极性不能抵消, 正负电荷重心不重合, 故CH₃Cl是极性分子.

一般说非极性键构成的双原子分子, 空间结构对称, 正负电荷重心重合的非极性分子, 但非极性构成的多原子单质就不一定是非极性分子, 如臭氧(O₃), 它的结构不是直线型的, 如图示



由图可见, 臭氧分子空间电子云分布不对称, 是极性分子.

物质熔、沸点高低的比较

物质由固态变为液态, 原子晶体要拆出共价键, 离子晶体要拆开离子键, 分子晶体要克服分子间作用力, 因此四种晶体熔沸点的关系是: 原子晶体>金属晶体、离子晶体>分子晶体.

1. 原子晶体的熔沸点. 原子晶体中键长越短, 键能越大、键越牢固, 熔沸点高. 例如: 金刚石>碳化硅>晶体硅, 这是因为键能: C-C>C-Si>Si-Si.

2. 离子晶体的熔沸点. 组成相似的离子晶体, 离子所带电荷越多, 离子半径越小, 则离子键强, 熔沸点高. 例如:



3. 分子晶体的熔沸点. 结构组成相似的物质, 分子量越大, 分子间作用力越大, 熔沸点高. 例如: F₂<Cl₂<Br₂<I₂ CF₄<CCl₄<CBr₄<CI₄

另外, 如N₂、CO的分子是等大, 都是直线型分子, 但CO分子极性大, 分子间作用力大, 故熔沸点高. CO>N₂.

4. 比较不同晶体熔沸点时, 有时可以借助常识或有关数据.

例如: 熔点: Na>H₂O>HCl
因为: 固 液 气 (常温)

5. 金属晶体熔沸点较复杂, 一般是最外层电子数多, 半径小, 金属键强, 熔沸点高. 如: Na<Mg<Al; Li>Na>K>Rb>Cs (详细比较另文另论).

分子间作用力

物质的分子间存在这相互作用，这种作用叫分子间作用力，又叫范德华力。

分子间作用力的实质是分子间的引力

形成条件：分子之间

分子间作用力的性质

- 分子间作用力无方向性和饱和性。
- 由分子间作用力而形成的晶体是分子晶体。由于分子间作用力较弱，因此晶体的熔点、沸点、硬度都较低。
- 结构组成相似的物质，随分子量的增大，分子间的作用力也增大，表现在熔沸点的升高上。

四种晶体 比较表

	离子晶体	分子晶体	原子晶体	金属晶体
组成特点	典型金属和典型非金属元素同种或不同种非金属元素之间形成离子化合物	非金属或IVA族附近元素间形成有限分子	非金属或IVA族附近元素间结合成空间网状无限大分子	金属 金属合金
微粒	阴、阳离子	非极性分子或极性分子	原子	金属阳离子和自由电子
相互作用	离子键	分子间作用力	共价键	金属键
晶体性质	熔点高、硬度大、难压缩、密度小、熔化后导电性好、多为绝缘体	熔点高、硬度很大、难压缩、密度大、熔化后导电性好、多为绝缘体	熔点高（差别大）、硬度大，难溶于水，一般不导电	熔点高（差别大）硬度大，导热、导电性强，延展性好
举例	NaCl, KF , K_2S , CaBr_2	惰性气体 $\text{H}_2, \text{O}_2, \text{Cl}_2$, $\text{I}_2, \text{P}_4, \text{S}_8$, CH_4, HCl , $\text{H}_2\text{O}, \text{CO}_2$ 有机物	金刚石, Si , SiO_2 , SiC	Fe , Cu , Cr , Mn

说明：

离子晶体熔化时要克服离子键

原子晶体熔化时破坏了共价键

分子晶体熔化时只削弱分子间作用力，而不破坏化学键。

比较金属性强弱的依据

金属性——金属元素原子失去电子能力的性质。

金属活动性——水溶液中，金属原子失去电子能力的性质。

1. 同周期中，从左到右，随核电荷数的增加，金属性减弱。
同主族中，从上到下，随核电荷数的增加，金属性增强。
2. 依据最高价氧化物的水化物碱性的强弱。
碱性愈强，其元素的金属性也愈强。
3. 依据金属活动顺序表（极少数例外）。
4. 常温下与酸反应的剧烈程度。
5. 常温下与水反应的剧烈程度。
6. 与盐溶液之间的置换反应。
7. 高温下与金属氧化物间的置换反应。
8. 用电化学的方法。

比较非金属性强弱的依据

1. 同周期中，从左到右，随核电荷数增加，非金属性增强。
同主族中，从上到下，随核电荷数增加，非金属性减弱。

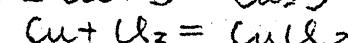
2. 依据最高价氧化物的水化物的酸性的强弱。
酸性愈强，其元素的非金属性也愈强。

3. 依据气态氢化物的稳定性。
稳定性越强，其元素的非金属性越强。

4. 与 H_2 化合的条件，越容易与 H_2 化合，非金属性越强。

5. 与盐溶液之间的置换反应。

6. 其它，例如： $2\text{Cu} + \text{S} \rightleftharpoons \text{Cu}_2\text{S}$



所以， Cl 的非金属性大于 S 。

第五章中有关知识的一般和特殊

1. 原子核是由质子和中子组成的，但 H 的原子核内没有中子。
2. 离子的核外都有电子，但 H^+ 核外没有电子，故有时也把 H^+ 当做质子用。
3. 最外层电子数少的元素原子易失去电子显金属性，但是氢、氟、硼原子最外层电子数虽然也少，却并不显金属性。
4. 最外层电子数少的金属元素，易失去电子，金属活动性强，如钠、钾等。但铜、银、金等原子最外层只有一个电子，却不是活泼金属。
5. 一般来说，电子层数多的原子或离子的半径大，这仅适合同族元素之间比较，若不同族则不一定是电子层数多的半径大，例如： Cs^+ 离子半径是 1.69\AA ，而 Cl^- 离子半径是 1.81\AA 。又如：Na原子半径是 1.86\AA ，而Bi(83号)原子半径是 1.70\AA 。
6. A元素都是活泼金属，但是是非金属。
7. 一般说原子序数大的元素原子半径也大，但在周期表中却出现了三对颠倒，即Ar和K；Co和Ni；Te和I。
8. 纳周期元素按原子序数递增，由碱金属元素起始，到惰性元素结尾，但第一周期是从氢开始；第七周期没有惰性元素结尾。
9. VA、VIA、VIIA族非金属元素气态氢化物的水溶液显酸性，但 NH_3 水溶液显碱性， H_2O 呈中性。
10. 周期表中每一个纵行为一元素族，但VII族占三个纵行。同一主族的金属元素从上到下金属性增强，但却不选合价族。
11. 第一周期只有两种元素，这两种元素在性质上与其它各周期元素有明显差异，很难用周期律来解释它们的性质。氢与其他元素性质的差别尤为突出，把它放在IA的位置上，是作为反常元素来处理的。
12. 氢是2号元素，它的性质不活泼，这与零族其它元素相似，故它为零族元素。但零族其它元素的原子最外层电子数上是8个电子，氢却只有2个电子，表现在物理性质上 He 与其它

零族元素也有明显不同，如低温结晶后的零族元素都是体心立方的晶格，唯独 He 是六方晶格，说明 He 有其一定的特殊性。

13. 一般来说金属性强的元素金属活动性也强，但金属性 $\text{Na} > \text{Ca}$ ，而金属活动性 $\text{Ca} > \text{Na}$ 。
14. 金属性强的元素形成相应的碱的碱性一定强，但Al的金属性比Fe强，而 $\text{Al}(\text{OH})_3$ 的碱性比 $\text{Fe}(\text{OH})_3$ 弱。
15. 共价键有方向性和饱和性，但 H_2 分子中的共价键只有饱和性而没有方向性。
16. 具有金属光泽能导电的是金属，石墨也有此性质，但却不是金属。
17. 活泼金属与活泼非金属的化合物是离子化合物，但 AlCl_3 是共价化合物。
18. 含有非极性键的物质一般是非极性分子，但 Na_2O_2 却是离子化合物。
19. 在化合物中，一般氧显-2价，氢显+1价，但在 Na_2O_2 和 H_2O_2 中氧显-1价，在 NaH 、 CaH_2 中，氢显-1价，在 OF_2 中氧显+2价。
20. 气体单质一般是非极性分子，但 O_3 和惰性气体分子不是。
21. 非金属元素间一般不能形成离子化合物，但 NH_4Cl 、 NH_4NO_3 等确是离子化合物。
22. 极性分子一般不含非极性键，但 H_2O_2 却含有非极性键。
23. 金属活动顺序表中，金属离子的氧化性 $\text{Fe}^{3+} > \text{Cu}^{2+} > \text{Zn}^{2+} > \text{Al}^{3+} > \text{Mg}^{2+} > \text{Na}^+$ ，但 Fe^{3+} 的氧化性比 Cu^{2+} 强。
24. 非金属单质在常温下一般呈气态或固态，但溴呈液态。
25. 组成结构相似的分子晶体，一般随分子量增大熔沸点升高，但 HF 、 H_2O 、 NH_3 的分子量小，却比 HCl 、 H_2S 、 PH_3 的熔沸点高。**氢键**

氮族元素位于周期表中P区VA族。它包括N、P、As、Sb、Bi五种元素，特征电子构型 $nS^2 nP^3$ 。本族元素从上到下，由典型非金属元素经过两性元素过渡到金属元素；而单质的晶体类型是由分子晶体经层状晶体过渡到金属晶体。

氮族元素主要性质

	N	P	As	Sb	Bi
序数	7	15	33	51	83
常温下色态	无色无味气体	白磷：白色或黄色固体 红磷：红棕色固体	灰砷：灰色固体	银白色金属	银白色微显红色金属
主要化合价	-3、+1、 +2、+3、+4 +5	-3、 +3、+5	-3 +3、+5	+3、+5	+3、+5
氯化物	NH_3 高温高压下 难化合 很稳定 加热分解	PH_3 极难至几乎不反应 不稳定 易分解 极易燃	AsH_3 几乎不化合 很不稳定 易分解 易燃	SbH_3 —— 很不稳定 易分解 易燃	BiH_3 —— 极不稳定
最高价氧化物水化物	HN_3 强酸 强氧化性	H_3PO_4 中强酸 不显氧化性	H_3AsO_4 弱酸	H_3SbO_4 极弱酸 $Sb(OH)_3$ 两性 氢氧化物 略偏碱性	$Bi(OH)_3$ 两性 氢氧化物 偏碱性
递变规律	氧化物的稳定性减弱 非金属性、氧化性逐渐减弱 金属性、还原性逐渐增强 水化物酸性减弱、碱性增强				

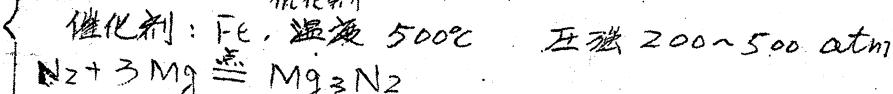
氮：价电子 $2S^2 2P^3$ (5个)

最外层有5个电子，有结合电子的能力。

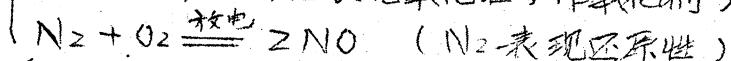
掌握氮及其化合物的性质，注意如下知识主线：

价态	-3	0	+1	+2	+3	+4	+5
存在形式	NH_3	N_2	N_2O	NO	N_2O_3	NO_2	N_2O_5
	NH_4^+				HN_3	N_2O_4	HN_3
					Mg_3N_2		
						$NaNO_2$	$NaNO_3$

氮气： $:N\equiv N:$ $N\equiv N$ 两个N原子间共用三个电子对，键能大，常温下稳定，难于发生化学反应，在加热或高温下能反应。



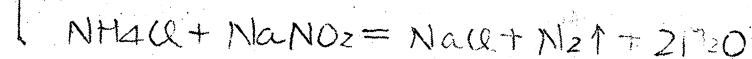
(以上反应 N_2 表现氧化性，作氧化剂)



(N_2 表现还原性)

工业制法：空气分离—蒸发液态空气

实验室制法：



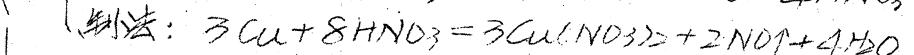
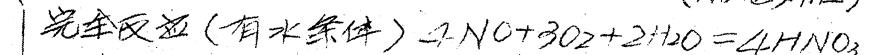
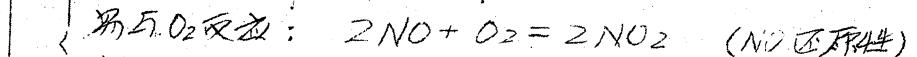
氮的氧化物： N_2 与 O_2 直接化合产物只有 NO ，其余是间接产物。

酸性氧化物： N_2O_3 (亚硝酸) N_2O_5 (硝酸)

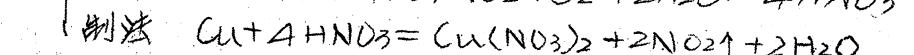
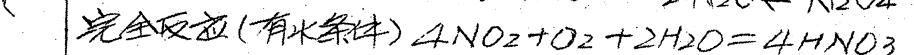
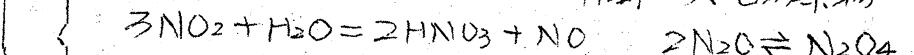
不成盐氧化物： N_2O (笑气)、 NO 、 NO_2

其中 NO 、 NO_2 为重点。

NO 无色气体，难溶于水



NO_2 红棕色气体，易溶于水，有毒，大气污染物



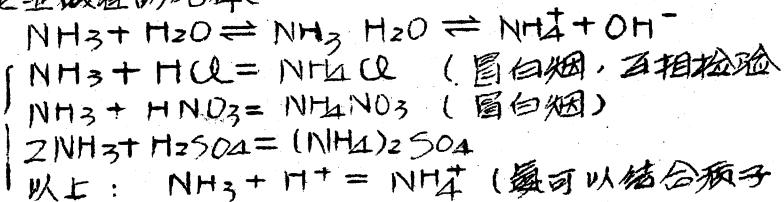
氨的氯化物 — 氨 (NH₃)

氨 (NH₃) H:N:H
 H

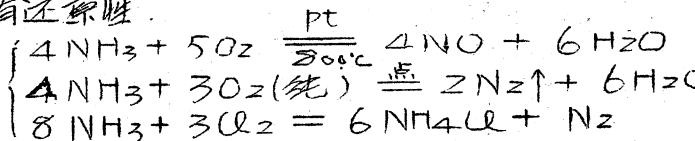
三角锥形，N-H键夹角 107°8'
极性分子，液体分子晶体

无色有刺激性气味的气体，极溶于水 (1:700)，
比空气轻 ($\rho = 0.771 \text{ g/L}$)，易液化 (液氨用作冷冻机的致冷剂)。

是显碱性的气体



有还原性



制法

实验室制法 (铵盐和碱共热)



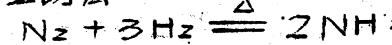
装置： 固-固加热型 (可制 NH₃、O₂、CH₄)

收集： 只能用向下排气取气法

干燥： 碱石灰 (不能用浓 H₂SO₄，不能用无水 CaCl₂，生成 CaCl₂·8NH₃)

检验： 使润湿的红石蕊试纸变蓝，遇浓盐 (或浓 HNO₃) 有白烟生成。

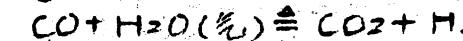
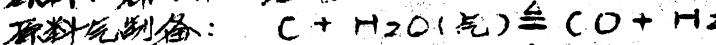
工业制法



反应条件： 催化剂 (Fe)，温度 500°C。

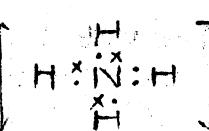
压强，200~500 大气压。

原料： 煤、水、空气。



设备： 合成塔。

铵盐：

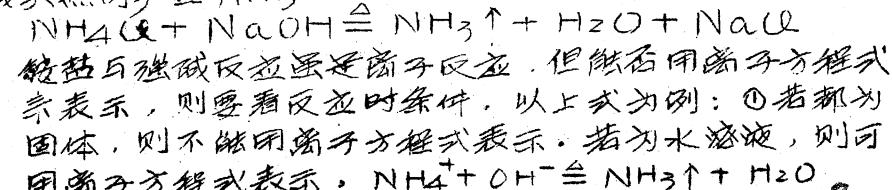


含极性键和配位键
四个 N-N 键的键能一样，键角
均为 109°28' 为正四面体型。

表
29

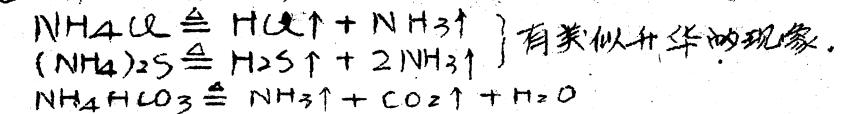
铵盐三特性
易溶性晶体，铵盐都易溶于水。

与碱共热可产生 NH₃



受热易分解，固体铵盐加热时易分解

①一般分解为 NH₃ 和对应的酸。

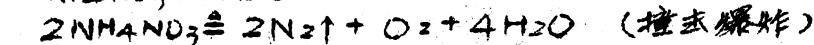
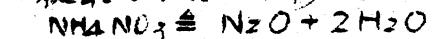


即挥发性酸或不稳定性酸生成的铵盐，加热时 NH₃ 和酸一起挥发，冷却时又重新化合 ($\text{HCl} + \text{NH}_3 = \text{NH}_4\text{Cl}$)
但 NH₄HCO₃、(NH₃)₂CO₃ 分解时，NH₃ 和酸一起挥发，冷却时却不化合。

②由不挥发性酸生成的铵盐，加热时只有 NH₃ 挥发，酸不挥发。

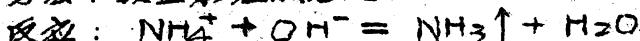


③由强氧化性酸生成的铵盐，由于分解时放出的 NH₃ 能被氧化，故分解产物没有 NH₃ 挥发。



铵离子的检验。

方法： 铵盐加浓盐酸溶液。



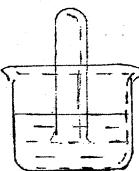
现象： ①有刺激性气体气体放出

②使润湿的红石蕊试纸变蓝

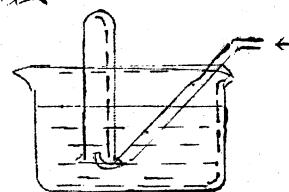
NO_2 、 NO 和 O_2 混合气体溶于水的计算

一. 基本题型

1. 将 NO_2 、 NO 、 O_2 三者之一或之二、之三装入试管中，再将试管竖直伸入水中（如图），已知起始各成分体积，求最终剩余气体的体积，或已知最终剩余气体的体积，求起始各成分气体的体积。



2. 将 NO_2 、 NO 、 O_2 三者之一或之二装入试管中，再将试管竖直插入水中，然后缓缓通入另种气体，已知各种气体的体积，求最终气体的体积，或已知最终剩余气体的体积，求原试管中气体的成分或各气体的体积。



二. 解题方法

根据题设的不同，基本分为下列五种解法。

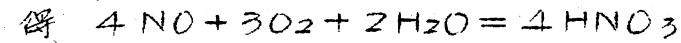
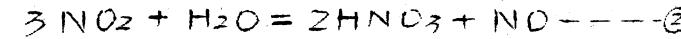
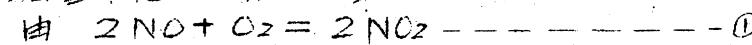
1. 若管中只充入 NO_2 ，则： ($\because 3\text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O} = 2\text{HNO}_3 + \text{NO}$)

$$V_{\text{余}} = \frac{1}{3} V_{\text{NO}_2}$$

2. 若管中充入的是 NO 和 NO_2 ，则：

$$V_{\text{余}} = V_{\text{NO}} + \frac{1}{3} V_{\text{NO}_2}$$

3. 若管中充入的是 NO 和 O_2 ，



可知：

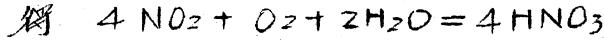
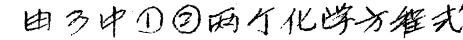
$$V_{\text{NO}} : V_{\text{O}_2} = 4 : 3 \quad \text{无气体剩余}$$

$$V_{\text{NO}} : V_{\text{O}_2} < 4 : 3 \quad \text{剩余 O}_2$$

$$V_{\text{NO}} : V_{\text{O}_2} > 4 : 3 \quad \text{剩余 NO}$$

通过检验过量，便可求出剩余气体的体积。

4. 若管中充入的是 NO_2 和 O_2



可知：

$$V_{\text{NO}_2} : V_{\text{O}_2} = 4 : 1 \quad \text{无气体剩余}$$

$$V_{\text{NO}_2} : V_{\text{O}_2} < 4 : 1 \quad \text{剩余 O}_2$$

$$V_{\text{NO}_2} : V_{\text{O}_2} > 4 : 1 \quad \text{剩余 NO}$$

经过检验过量，确定剩余气体及体积（若余 NO_2 ，需求出它再与水反应产生 NO 的体积）。

5. 若管中充入 NO_2 、 NO 、 O_2 ，设计如下四种计算过程之一。

① 设 NO 与 O_2 先反应，使3种气体减少至2种（或1种），从而转化为上述方法1或2或4。

② 设 NO_2 先与水反应，使3种气体变为2种（ NO 和 O_2 ），再利用方法3来计算。

③ 设 NO 、 O_2 与水共同反应，检验出剩余气体，转化为方法1或2或4。

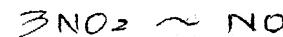
④ 设 NO_2 、 O_2 与水共同反应，检验出剩余气体，直接求答案或转化为上述方法2或3。

就上述四点举例说明之。

例题：把40 ml NO 和 NO_2 混合气体跟20 ml O_2 同时通入水中，充分反应后收集到5 ml 气体，求混合气体中 NO 和 NO_2 的体积。

假如我们按过程②计算。

设 NO 为 x ml， NO_2 为 $40 - x$ ml



$$40 - x \quad \frac{40 - x}{3}$$

① 若余5 ml 为 O_2 ，由 $4\text{NO} \sim 3\text{O}_2$

$$\text{则 } \frac{\frac{40 - x}{3} + x}{20 - 5} = \frac{4}{3} \quad \text{解之: } \begin{cases} \text{NO } 10 \text{ ml} \\ \text{NO}_2 30 \text{ ml} \end{cases} \quad x = 10$$

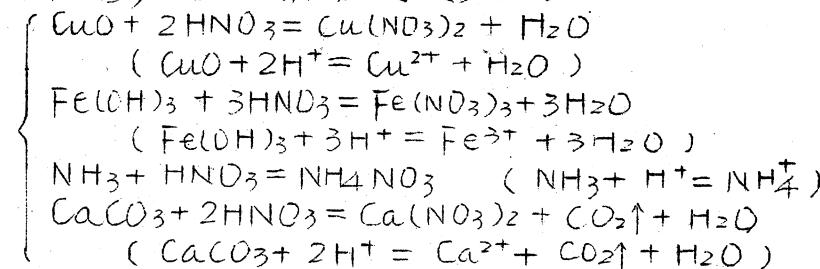
② 若余5 ml 为 NO ，由 $1\text{NO} \sim 3\text{O}_2$

$$\text{则 } \frac{\frac{40 - x}{3} + x - 5}{20} = \frac{4}{3} \quad \text{解之: } \begin{cases} \text{NO } 27.5 \text{ ml} \\ \text{NO}_2 12.5 \text{ ml} \end{cases} \quad x = 27.5$$

硝酸 HNO_3

无色、易挥发、有刺激性气味的液体
密度 1.5027 g/cm^3 , 沸点 83°C
98%以上的浓硝酸叫发烟硝酸

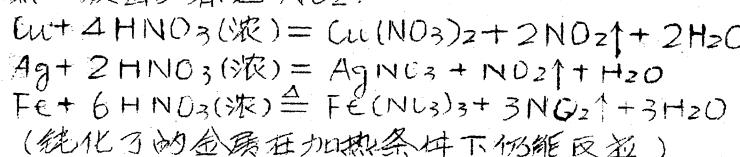
酸性 (参加复分解反应时提供 H^+)



强氧化性

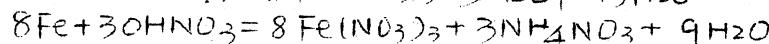
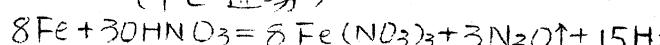
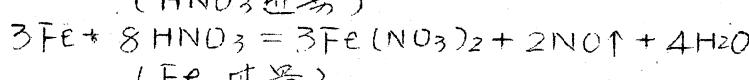
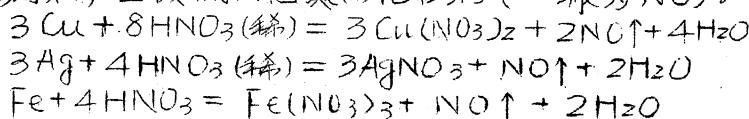
浓硝酸的氧化性比稀硝酸的氧化性更强

将石蕊液滴入浓硝酸中变红色, 微热, 红色褪去。
镁条在冷浓硝酸中钝化
大多数金属 (Pt, Au 除外) 与浓 HNO_3 反应 (剧烈) 放出红棕色 NO_2 .



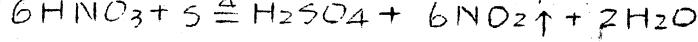
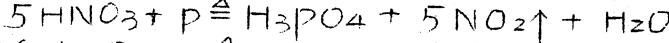
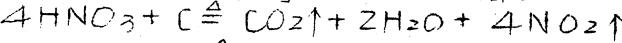
稀硝酸可使石蕊变红 (微热红色不褪色, 说明氧化性不如浓 HNO_3).

大多数金属和稀 HNO_3 反应, 反应不如浓 HNO_3 剧烈, 生成低价态氮的化合物 (一般为 NO).



(此二式系数会在某题中有重要作用)

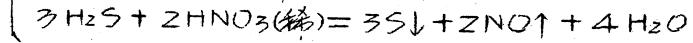
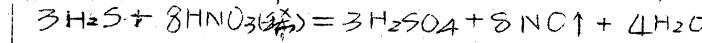
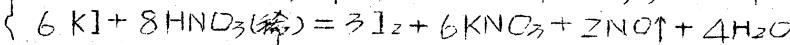
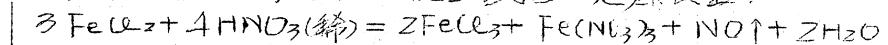
浓硝酸能与 C、S、P 等非金属发生氧化-还原反应.



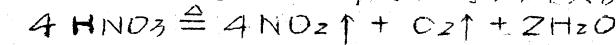
硝酸 HNO_3 (强酸性酸、强氧化性酸、强氧化剂)

硝酸盐

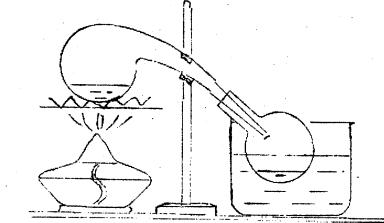
能够具有还原性的化合物发生氧化-还原反应.



不稳定性 (见光受热分解, 为吸热分解更快)

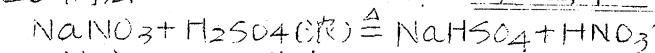


分解产生的 NO_2 使得硝酸中而使硝酸呈现黄色。实验中常把浓硝酸装在棕色瓶中, 存放在低温阴暗处, 以防止硝酸的分解。



硝化反应
硝酸可硝化 (有机部分详述)

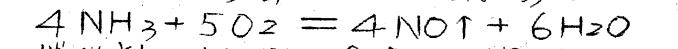
实验室制法



注意: 不可强热, 防止 HNO_3 分解, 故方程式写酸式盐。

工业制法 (接触催化氧化)

① 第一阶段 氨氧化制 NO (氧化炉)



催化剂 Pt-Rh 合金 温度 800°C

② 第二阶段 硝酸的生成 (吸收塔)



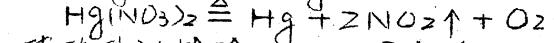
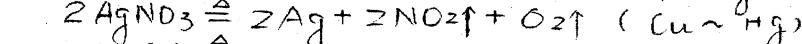
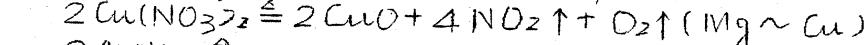
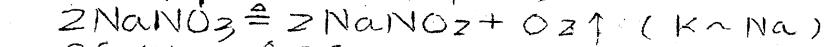
尾气处理 $\text{NO} + \text{NO}_2 + 2\text{NaOH} = 2\text{NaNO}_2 + \text{H}_2\text{O}$

硝酸盐

都是晶体, 都溶于水

稀不挥发性强酸可生成硝酸蒸气 (加热温度不要太高)

加热分解都放 O_2 是强氧化剂。



硝酸盐的检验 (即 NO_3^- 检验)

样品液中加 CuCl_2 和浓硫酸加热, 若有红棕色气体放出, 则有 NO_3^- 离子。若溶液很稀, 应先将硝酸盐溶液浓缩。

氧化—还原反应方程式的配平

一、配平原则——反应中还原剂失去电子的总数(还原剂化合价升高的总价数)和氧化剂得到电子的总数(氧化剂化合价降低的总价数)一定相等。

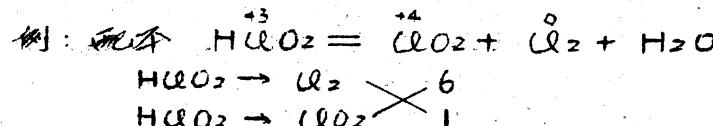
二、配平步骤

1. 正确写出反应物和生成物的分子式
2. 标出反应前后元素化合价的变化
3. 分析元素化合价变化与得失电子的关系
4. 找出化合价升高和降低数的最小公倍数，使得高和降低的总价数相等，确定氧化剂、还原剂、还原产物、氧化产物的系数。
5. 用观察法配平其它物质的系数。
6. 整理、检查。

注意：作为配平方程式的考试题，一定做到：
先找电荷后配平，系数是1要写上。

三、配平技巧

1. 割化反应——变价交叉为系数(或从右边入手)

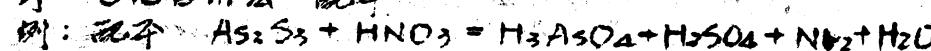


结果是： $8\text{HClO}_2 = 6\text{ClO}_2 + 1\text{Cl}_2 + 4\text{H}_2\text{O}$

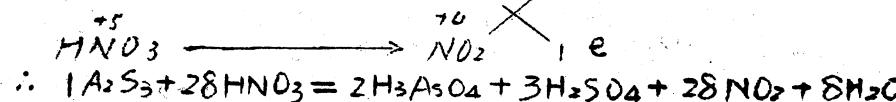
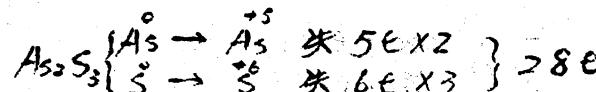
注意：本法也适用于“倒割化反应”

2. 有 A_mB_n 型物质参加或生成的氧化—还原反应，

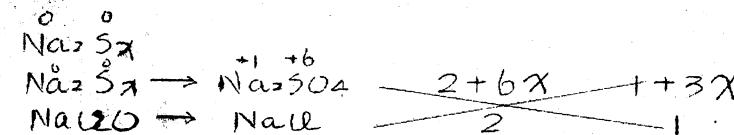
可“0化合价法”配平



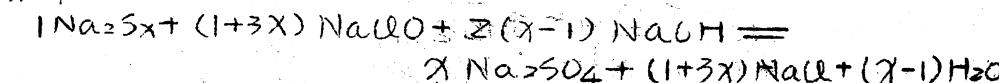
把 As_2S_3 中的 As, S 都看作 0 价



又例：配平： $\text{Na}_2\text{S}_x + \text{NaClO} + \text{NaOH} = \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$



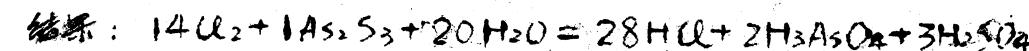
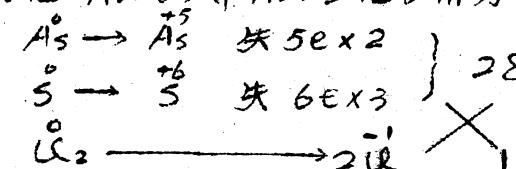
结果：



3. 有两种元素失(或得)电子，可将元素得(或失)电子，按得失电子总数。

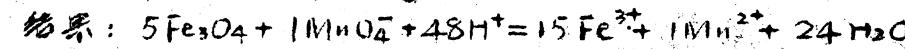
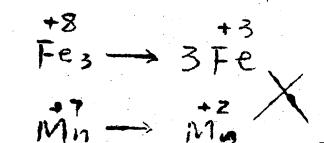
例：配平： $\text{Cl}_2 + \text{As}_2\text{S}_3 + \text{H}_2\text{O} = \text{HCl} + \text{H}_3\text{AsO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4$

仍把 As_2S_3 中 As, S 化合价为 0

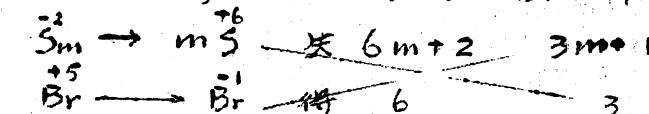


4. M^{n+} 型高价，参加的氧化—还原反应，配平时以 M 为整体。

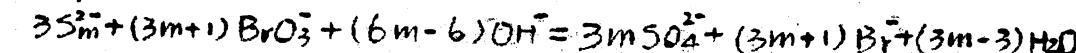
例： $\text{Fe}_3\text{O}_4 + \text{MnO}_4^- + \text{H}^+ = \text{Fe}^{3+} + \text{Mn}^{2+} + \text{H}_2\text{O}$



又例： $\text{Sm} + \text{BrO}_3^- + \text{OH}^- = \text{SO}_4^{2-} + \text{Br}^- + \text{H}_2\text{O}$



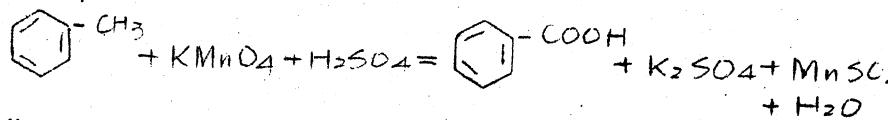
结果：



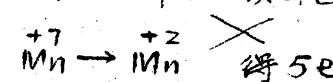
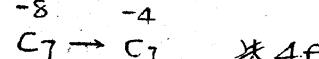
(未完，见下页)

5. 有机物参加的氧化-还原反应，用“表现化合价法”配平

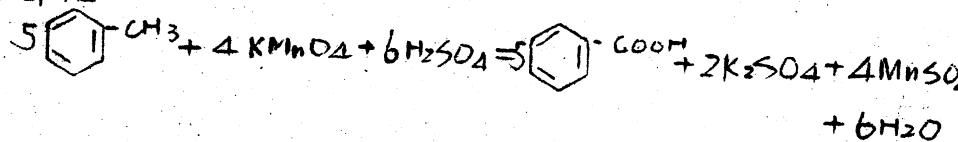
例：配平



将有机物的结构简式改成分子式为 C_7H_8 、 $\text{C}_7\text{H}_8\text{COOH}$

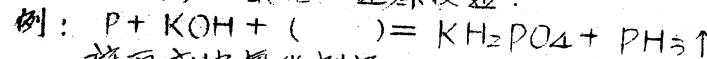


结果是：



6. 有空缺物质的配平题。

空缺物质一般是作为介质的 H_2SO_4 、 NaOH 、 H_2O 等，它们一般不参加氧化-还原反应。



该反应中氧化剂是 KOH ，1 mol 氧化剂能氧化 1 mol 还原剂。

这是歧化反应，用化合价交叉系数方法，

即 KH_2PO_4 中 $\text{P} + 5$ 价， PH_3 中 $\text{P} - 3$ 价

KH_2PO_4 系数为 3， PH_3 系数为 5

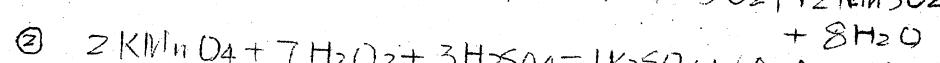
最后再观察原子个数左右不平衡，左边应有 9 H_2O 。

结果是： $8\text{P} + 3\text{KOH} + 9\text{H}_2\text{O} = 3\text{KH}_2\text{PO}_4 + 5\text{PH}_3 \uparrow$

此反应中氧化剂是 P（还原剂也是 P）

1 mol 氧化剂能氧化 0.6 mol 还原剂 P

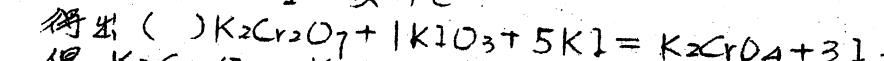
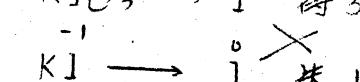
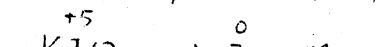
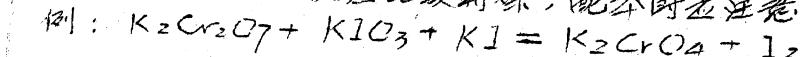
7. 同一个氧化-还原反方程式可能出现不同系数，如：



我们发现同一反应出现了两种或更多种的配平结果，表面上看原子个数守恒，两种配平都正确。但②是错误的，因为得失电子数并不相等，错误的原因是还原剂 H_2O_2 的氧化产物还是 O_2 ，未找准，氧化剂只有一种是 KMnO_4 ，还原产物是 Mn^{2+} 。

在配平时，要准确判别氧化产物和还原产物。

8. 某些氧化-还原反应比较特殊，配平时应注意。

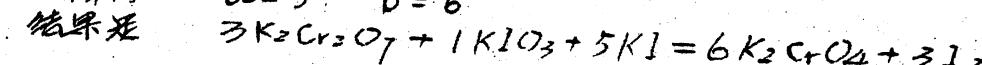


但 $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ 、 K_2CrO_4 前面的系数由于 K、Cr、O 的相互影响，用观察法不易马上配平，可借助代数法。

设 $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ 系数为 a ， K_2CrO_4 系数为 b

$$\begin{cases} \text{由 O 原子} \\ \text{由 Cr 原子} \end{cases} \begin{cases} 7a + 3 = 4b \\ 2a = b \end{cases}$$

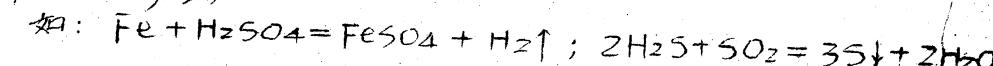
$$\text{解得 } a = 3, b = 6$$



氧化-还原反应的氧化规律

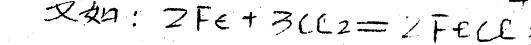
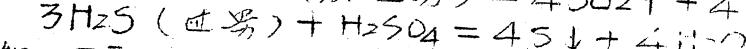
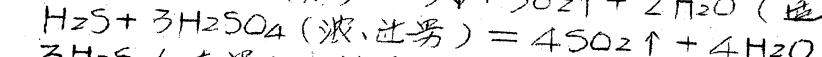
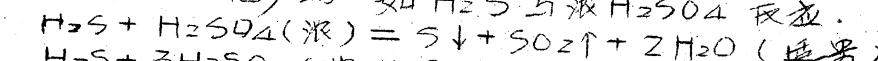
1. 单位转化规律：

当氧化剂（或还原剂）为强的氧化剂（或弱的还原剂），以及不足量的氧化剂（或还原剂）时，还原剂（或氧化剂）只变成其相邻价态的产物。

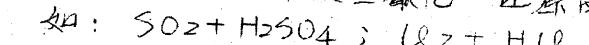


2. 跳级转化规律：

当氧化剂（或还原剂）为强的氧化剂（或强的还原剂），以及过量的氧化剂（或还原剂）时，还原剂（或氧化剂）可变成比其相邻价态更高的价态产物。如 H_2S 与浓 H_2SO_4 反应。

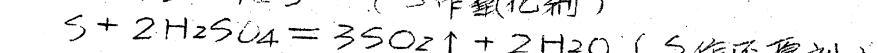
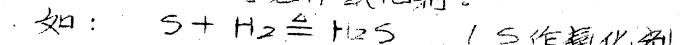


3. 互不换位规律：两种相邻价态之间，不可能通过反应相互转换（相邻价态之间不发生氧化-还原反应）。



4. 两边颠倒规律：

中间价态元素的物质，当遇到较强的氧化剂时它作还原剂，遇到较强的还原剂时它作氧化剂。



磷 (P) — 白磷 (P₄)

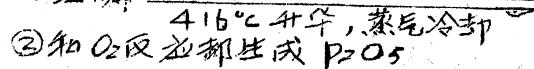
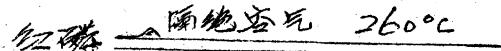
组成结构: 磷有多钟同素异形体。它们是白磷(黄磷)、红磷(赤磷)、黑磷三种。其中白磷由P₄分子，为正四面体型，属分子晶体。(键角60°)。

物理性质: 白磷为白色(黄色)蜡状固体，剧毒，不溶于水，易溶于CS₂，着火点40℃，常温下缓慢氧化自燃(白磷保存在水中)。

红磷为暗红色粉末，无毒，不溶于水，不溶于CS₂，着火点240℃(常温下不自然)。

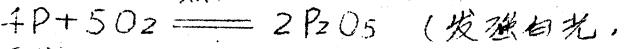
证明白磷、红磷是同素异形体

① 相互转化

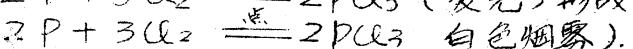


和O₂反应：磷在常温下会发生缓慢氧化，白磷着火点低，由于缓慢氧化可引起自燃。

点燃



和Cl₂反应：2P + 5Cl₂ $\xrightarrow{\text{点燃}}$ 2PCl₅ (发光，形成冒白烟)。

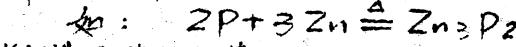


和H₂反应：2P + 3H₂ $\xrightarrow{\Delta}$ 2PH₃↑ (PH₃不稳定，在常温下大部分分解，产率<1%)

红磷用于制造安全火柴

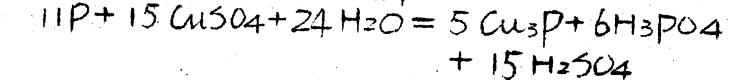
白磷用于制纯磷酸。

磷用于制农药



制燃烧弹和烟幕弹

白磷剧毒，内服0.1克致死，CuSO₄溶液是白磷中毒后的内服解毒剂。



用途: 制磷化氢：无色、蒜臭味气体，比空气重，剧毒。

不溶于水，不稳定，易燃烧(纯PH₃不自然，若混有少量白磷蒸气时，在空气中可自燃)。

具有极强的还原性。(三角锥形分子)

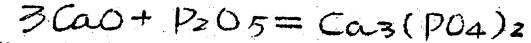
组成结构: 分子式为P₂O₅(或P₄O₁₀)，分子晶体。

物理性质: 白色雪花状固体，有强烈吸水性，极易溶于水并和水反应。

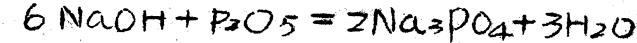
五氧化二磷 (P₂O₅)

物理性质

是磷酸酐，具酸性氧化物通性。
和热水反应生成磷酸 $\text{P}_2\text{O}_5 + 3\text{H}_2\text{O} \xrightleftharpoons{\Delta} 2\text{H}_3\text{PO}_4$
和冷水反应生成偏磷酸 $\text{P}_2\text{O}_5 + \text{H}_2\text{O} \xrightleftharpoons{\Delta} 2\text{HPO}_3$
和碱性氧化物反应。



和碱反应



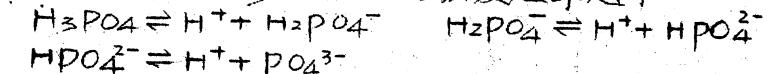
用途: 制备纯磷酸，作气体干燥剂(可干燥酸性或中性气体)。

制法: 磷在干燥空气中燃烧。

物理性质: 纯净无水磷酸为无色晶体，市售磷酸一般为无色油状液体，浓度为83~98%，易溶于水，难挥发，沸点高。

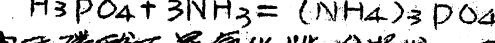
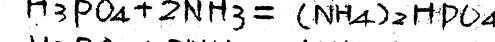
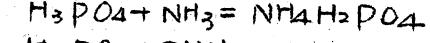
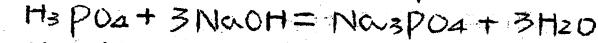
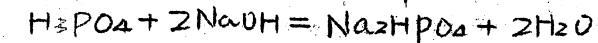
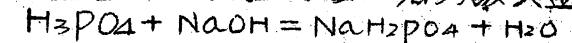
磷酸稳定，不易分解，不显氧化性，没有还原性。
是中强酸，具有酸的通性。

在水溶液中分三步电离，电离度越来越小。

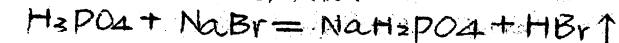


和碱反应时，由于摩尔比不同，可生成正盐、

一氢盐和二氢盐(后二者为酸式盐)



由于磷酸不显氧化性难挥发，可与盐反应生成有还原性的易挥发酸。



(制HBr不能用NaBr + H₂SO₄(浓)= ...)

某些不稳定性盐可与磷酸反应，如



(重过磷酸钙)

用途: 制化肥、医药、涂料、洗涤剂

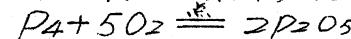
关于磷酸及其盐的若干问题

1. 工业上通常用精细的 $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ 与硫酸反应制取。

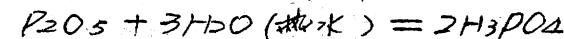


2. 以白磷为原料，可以制得纯度很高的磷酸。

① 白磷在干燥纯氯中燃烧生成 P_2O_5

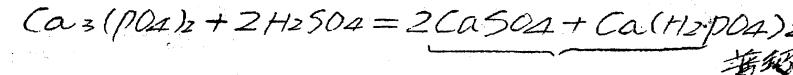


② 用热水吸收 P_2O_5 生成 H_3PO_4



3. 工业法制磷肥。

① 过磷酸钙 —— 钙镁（复合肥）



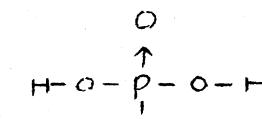
② 重过磷酸钙 —— 磷钙



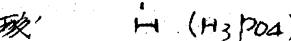
在以上反应中，把难溶于水的正盐转化为易溶于水的酸式盐，以利于植物吸收。

4. 磷可以形成多种含氧酸。

① 磷酸 H_3PO_4 P 为 +5 价，三元酸

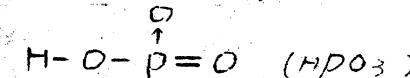


② 焦磷酸 $\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7$ P 为 +5 价，为四元酸



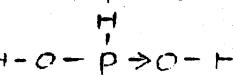
③ 偏磷酸 HPO_3 P 为 +5 价

为一元酸

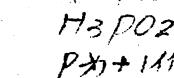


④ 亚磷酸 H_3PO_3 P 为 +3 价

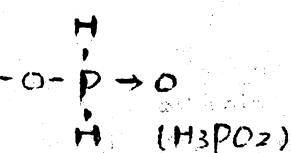
是二元中强酸



⑤ 次磷酸

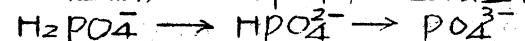


是 -1 价中强酸

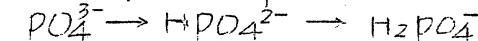


5. 所有的磷酸二氢盐（如 $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$ ）都易溶于水而磷酸氢盐和磷酸盐中除 K^+ 、 Na^+ 、 NH_4^+ 盐几乎都不溶于水
如： CaHPO_4 、 $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ 都不溶于水。

6. ① 把碱逐滴加入 H_3PO_4 中，生成盐的顺序是：

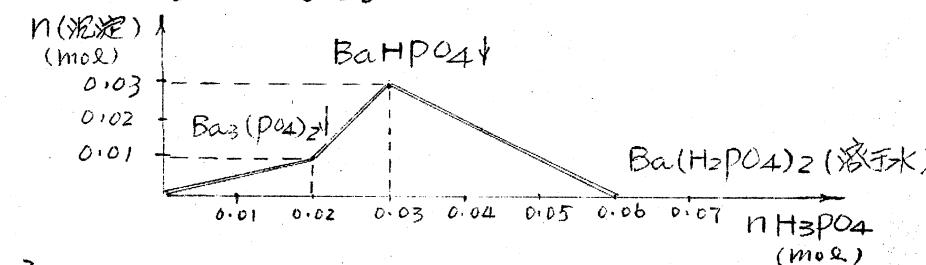
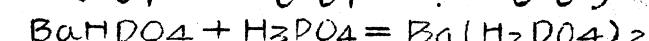
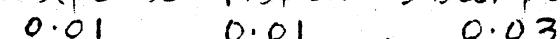
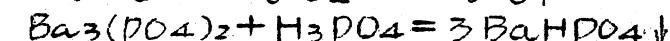
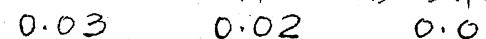
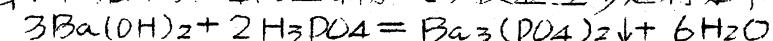


② 把碱逐滴加入酸中，生成盐的顺序



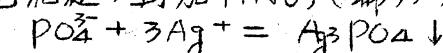
例题：向含有 0.03 mol $\text{Ba}(\text{OH})_2$ 的溶液中逐滴加磷酸至过量，以生成沉淀的物质的量为纵坐标，加入 H_3PO_4 的物质的量为横坐标作图。

解：随着 H_3PO_4 的逐渐加入，反应逐步进行如下：



7. PO_4^{3-} 离子的检验

在含有 PO_4^{3-} 离子的溶液中，滴加 AgNO_3 溶液，生成黄色沉淀，再加 HNO_3 (稀)，沉淀溶解。



8. 磷酸和碱反应能生成哪种盐，由反应物物质的量的比值决定。

① H_3PO_4 与一元碱

当 $0 < \frac{n \text{ NaOH}}{n \text{ H}_3\text{PO}_4} \leq 1$ 时，反应只有一种产物

是 NaH_2PO_4

$1 < \frac{n \text{ NaOH}}{n \text{ H}_3\text{PO}_4} < 2$ 时，反应有两种产物

是 NaH_2PO_4 和 Na_2HPO_4

$\frac{n \text{ NaOH}}{n \text{ H}_3\text{PO}_4} = 2$ 时，反应只有一种产物

是 Na_2HPO_4

$2 < \frac{n \text{ NaOH}}{n \text{ H}_3\text{PO}_4} < 3$ 时，反应有两种产物

是 Na_2HPO_4 和 Na_3PO_4

$\frac{n \text{ NaOH}}{n \text{ H}_3\text{PO}_4} \geq 3$ 时，反应只有一种产物

是 Na_3PO_4

② H_3PO_4 与二元碱

当 $\frac{n \text{ Ca}(\text{OH})_2}{n \text{ H}_3\text{PO}_4} \leq \frac{1}{2}$ 时，只生成

$\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$

当 $\frac{n\text{Ca(OH)}_2}{n\text{H}_3\text{PO}_4} < \frac{1}{2}$ 时，

$\frac{n\text{Ca(OH)}_2}{n\text{H}_3\text{PO}_4} = 1$ 时，

$1 < \frac{n\text{Ca(OH)}_2}{n\text{H}_3\text{PO}_4} < \frac{3}{2}$ 时，

$\frac{n\text{Ca(OH)}_2}{n\text{H}_3\text{PO}_4} \geq \frac{3}{2}$ 时，

生成
 $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$ 和 CaHPO_4

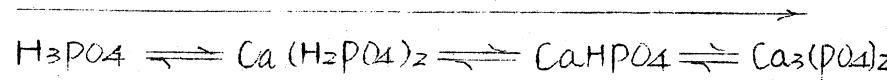
只生成
 CaHPO_4

生成
 CaHPO_4 和 $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$

只生成
 $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$

∴ H_3PO_4 与碱反应生成物的相互关系可表示为：

$\text{Ca}(\text{OH})_2$ 的物质的量增加



H_3PO_4 的物质的量增加

磷酸在性质上的差异

1. 同主族元素从上到下非金属单质的活动性一般是减弱的，但是 N_2 比单质磷的活动性差。如自然界有游离态氮，而磷则只有化合态。

2. 氮单质没有同素异形体，而磷有白磷、红磷、黑磷等多种同素异形体。

3. 氮的主要化合价是 -3、+1、+2、+3、+4、+5，磷的主要化合价是 -3、+3、+5。

4. N_2 跟 O_2 反应，须在放电条件下进行，而是吸热反应；而白磷在空气中能自燃，是放热反应，就是红磷也只需点燃就可与 O_2 化合并放出热量。

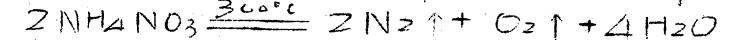
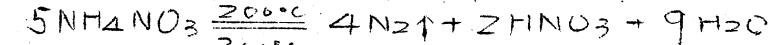
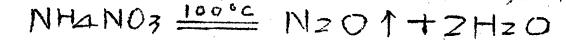
5. 组成结构相似的物质（分子晶体），分子量越大，熔沸点一般也越高，但 NH_3 的熔沸点却比 PH_3 高。这是 NH_3 分子间能形成氢键，而 PH_3 分子之间不能形成氢键。

6. 离子反应一般都在溶液中进行，但实验室制 NH_3 气 (NH_4Cl 固体与 $\text{Ca}(\text{OH})_2$ 固体共热) 却是在干态下进行。

7. 一般来说，反应物浓度越大，反应速度越大。但在常温下，稀 HNO_3 与 Fe 、 Al 的反应速度比浓 HNO_3 与 Fe 、 Al 反应速度快，这是因为常温下 Fe 、 Al 在浓 HNO_3 中钝化。

8. 同族元素最高价氧化物对应的水化物的通式是 H_3RO_4 ，但是硝酸 (HNO_3) 例外。

9. 铵盐受热分解一般有 NH_3 生成，但是 NH_4NO_3 例外。如：



(以上反应不要求记，知道 NH_4NO_3 受热分解不生成 NH_3 ，但对上述反应方程式的配平则必须会配)。

10. NH_3 容易结合质子变成 NH_4^+ 离子，而 PH_3 很难结合质子变成 PH_2^+ 离子，被铯定的是 PH_2^+ ，但在溶液中 PH_2^+ 几乎是不存在的。

11. 具有正四面体结构的分子中键角一般是 $109^\circ 28'$ ，如金刚石、 CH_4 、 CCl_4 、氟体硅等，但具有四面体结构的白磷 (P_4) 的键角却是 60° 。

12. HNO_3 、 HNO_2 溶液都是强氧化剂，而 H_3PO_4 和 H_3PO_3 (亚磷酸) 溶液只有 H^+ 的弱氧化性，它们不是氧化性酸。

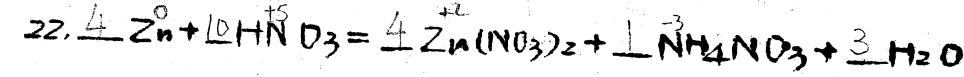
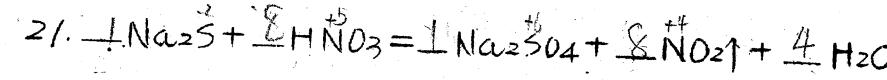
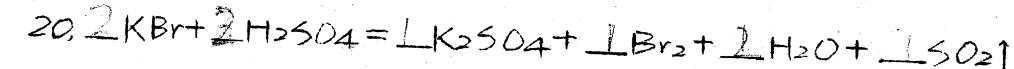
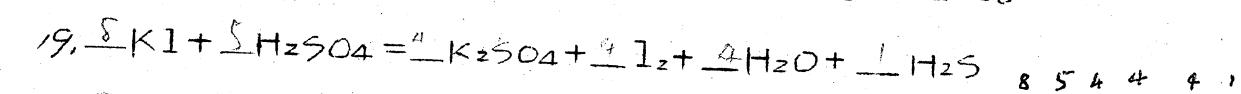
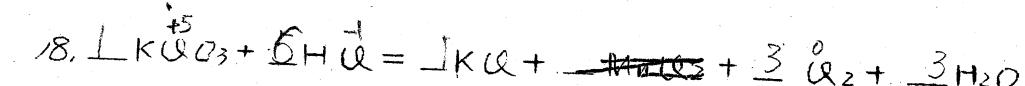
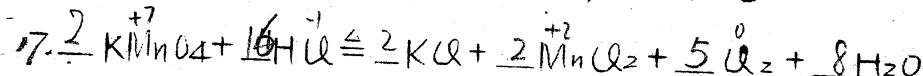
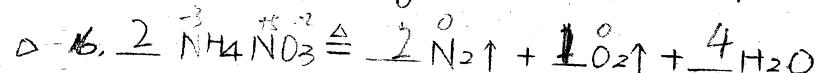
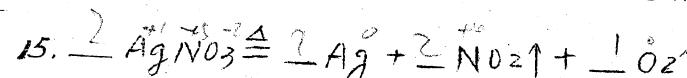
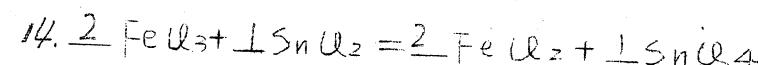
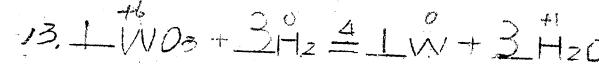
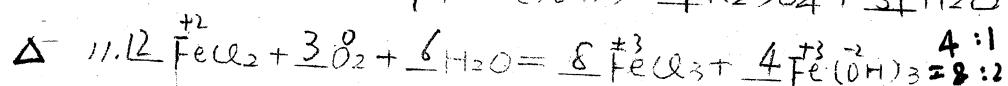
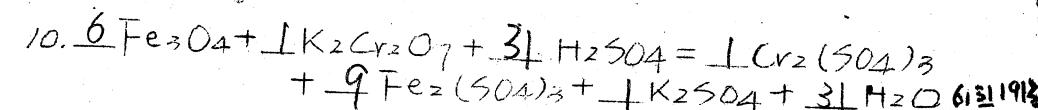
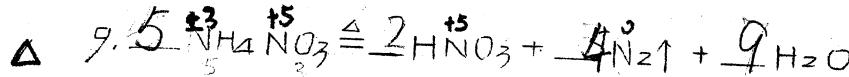
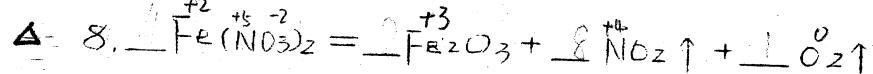
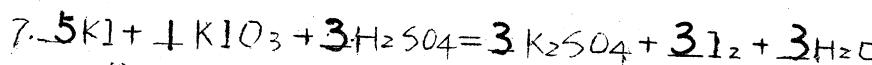
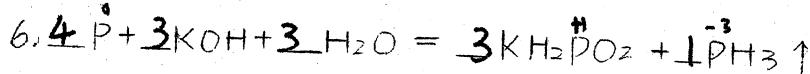
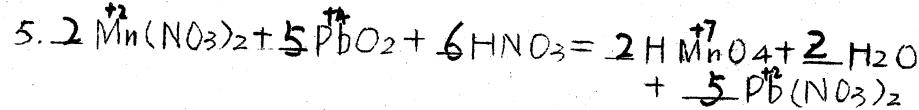
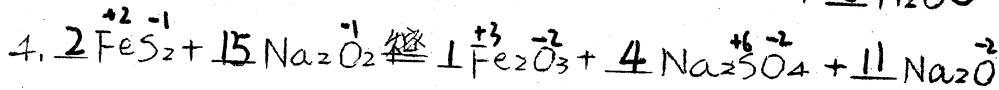
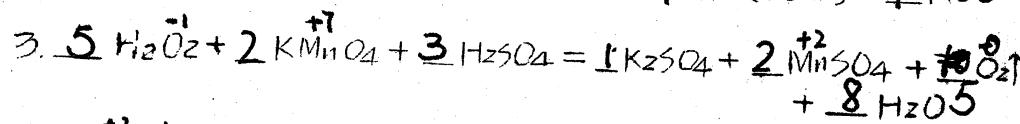
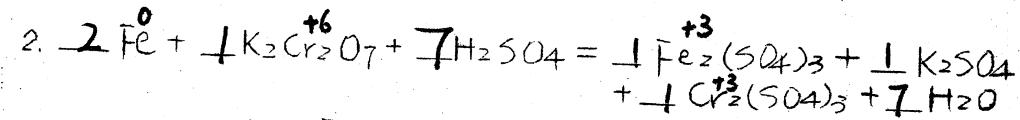
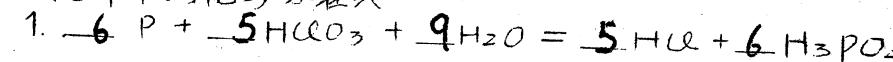
13. HNO_3 是强酸， H_3PO_4 则是强酸中的强者，次于硫酸。
纯净的 H_3PO_4 是无色透明的晶体，而发烟硝酸是红褐色 (因溶有 NO_2) 的液体。

硝酸是挥发性酸，属于强电解质，而磷酸是非挥发性酸，是一种弱电解质。

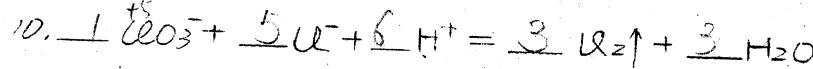
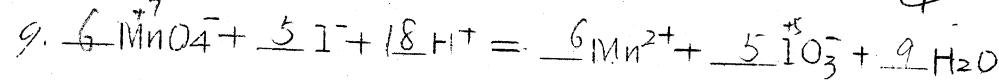
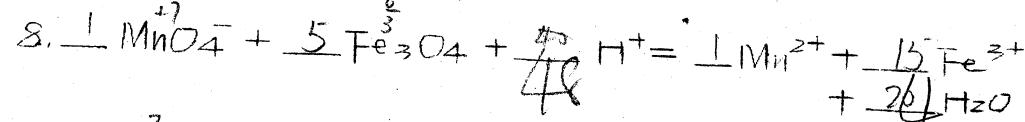
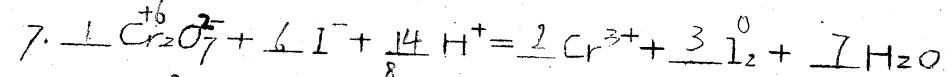
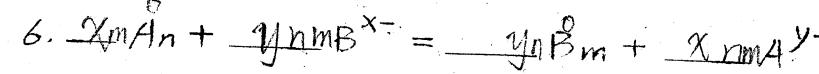
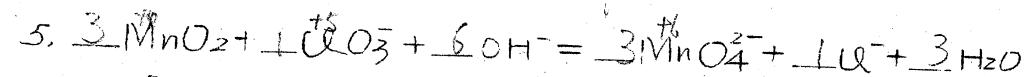
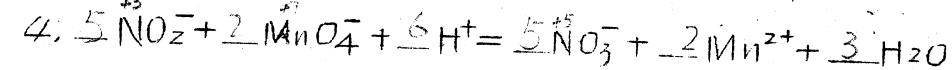
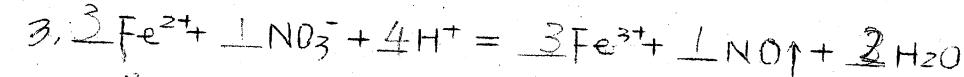
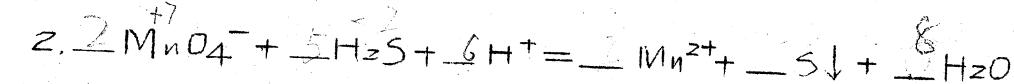
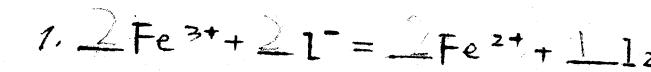
14. 硝酸盐都易溶于水，而磷酸一氢盐和正盐 K^+ 、 Na^+ 、 NH_4^+ 外，一般都不溶于水，只有磷酸二氢盐均易溶于水。

15. PH_3 的还原性比 NH_3 强。 PH_3 在室温下容易被氧化而自燃， NH_3 则必须在纯氧中点燃才能燃烧，若在空气中则要催化氧化。

化练习 (氧化-还原反应方程式的配平)



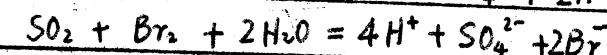
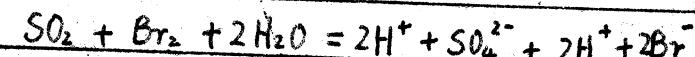
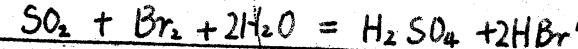
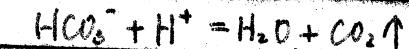
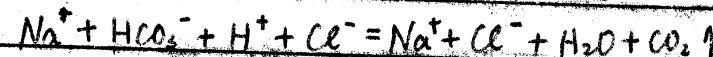
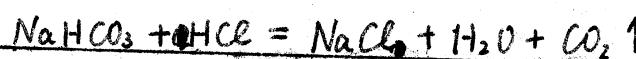
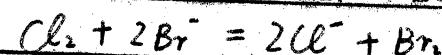
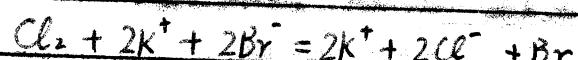
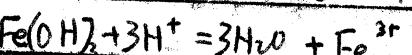
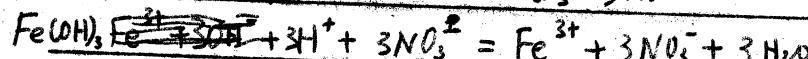
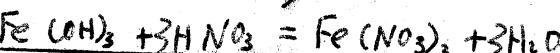
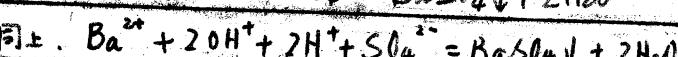
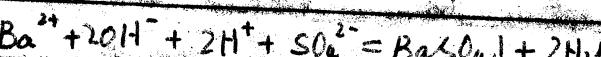
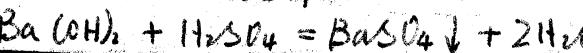
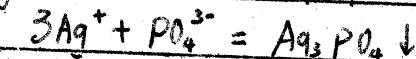
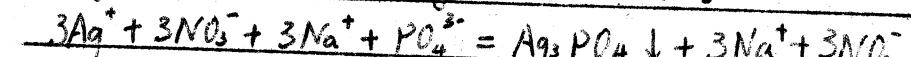
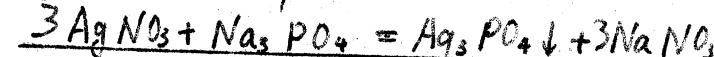
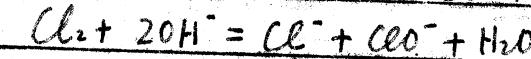
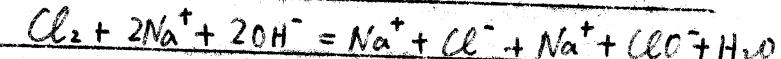
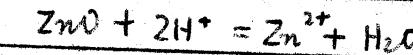
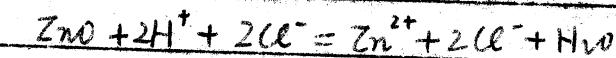
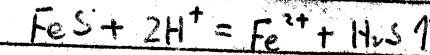
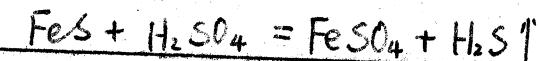
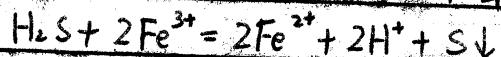
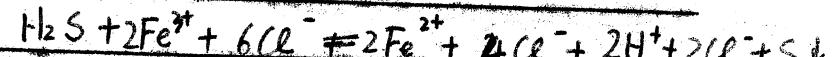
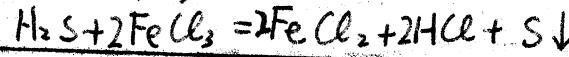
配平下列化学方程式



化学练习

姓名 赵鹏

完成下列反应，并写出离子方程式。

1. SO_2 使溴水褪色2. $\text{NaHCO}_3 + \text{HCl}$ 3. $\text{Cl}_2 + \text{KBr}$ 4. $\text{Fe(OH)}_3 + \text{HNO}_3$ 5. $\text{Ba(OH)}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4$ 6. $\text{AgNO}_3 + \text{Na}_3\text{PO}_4$ 7. $\text{Cl}_2 + \text{NaOH}$ 8. $\text{ZnO} + \text{HCl}$ 9. $\text{FeS} + \text{H}_2\text{SO}_4$ 10. $\text{H}_2\text{S} + \text{FeCl}_3$ 

配平下列氧化还原反应的方程式

