

# 我的化学笔记

## 1 氢和稀有气体

稀有元素：自然界中含量少和分布稀少，被人们发现较晚，难以从矿物中提取或是在工业上制备和应用较晚的元素

### 1.1 稀有元素分类

稀有元素：

- (1) 轻稀有元素：Li, Rb, Cs, Be
- (2) 分散性稀有元素：Ga, In, Tl, Se, Te
- (3) 高熔点稀有元素：Ti, Zr, Hf, V, Nb, Ta, Mo, W
- (4) 稀土元素：Sc, Y, La 及镧系元素

### 1.2 化合态和游离态

游离态：

- (1) 气态非金属单质
- (2) 固态非金属单质
- (3) 金属单质

注：

过冷状态：液态物质在温度降低到凝固点而仍不发生凝固或结晶等相变的现象。(Cs, Ga)

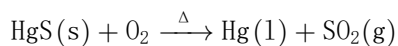
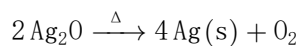
### 1.3 单质的制取方法

#### 1. 物理分离法

淘洗黄金，分离氧气氮气

#### 2. 热分解法

热稳定性差的某些金属化合物直接加热

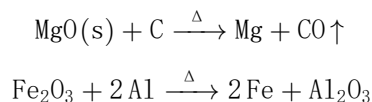


热分解法还用于制备某些高纯单质



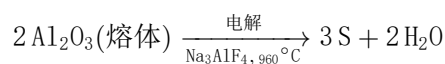
### 3. 还原法

使用还原剂制取单质的方法叫做还原法。



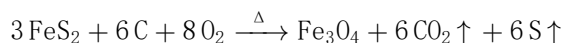
### 4. 电解法

活泼金属和非金属单质的制备可采用电解法。

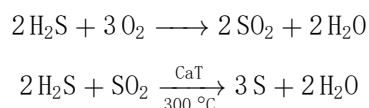


### 5. 氧化法

用氧化剂制取单质的方法。如制取 S:



也可从 $\text{H}_2\text{S}$  制取 S:



## 1.4 氢

### 1.4.1 氢原子的成键效应

#### 1. 失去价电子

$\text{H}^+$  半径小, 具有很强电场, 极化作用很强。

#### 2. 结合一个电子

这是H 与活泼金属形成离子型氢化物如 $\text{NaH}$ 、 $\text{CaH}_2$  的成键特征

#### 3. 形成共价化合物

与其他非金属形成共价型氢化物 ( $\text{HCl}$ 、 $\text{H}_2\text{S}$ 、 $\text{NH}_3$ )。

### 1.4.2 氢的性质和用途

性质:

1. 溶解度: 氢在水中溶解度很小, 在金属中溶解度却很大。

2. 活泼性: 在常温下不活泼。原因是氢原子半径小, 无内层电子, 所以共用电子对直接受核作用, 形成的  $\sigma$  键很牢固,  $\text{H}_2$  的解离能很大。

3. 与金属：加热时，与碱金属、碱土金属化合形成离子型氢化物（性质见碱金属/碱土金属部分）；

在过渡型氢化物中，氢以三种形式存在：

- 原子状态存在于金属晶格中
- 氢的价电子进入氢化物导带，以 $H^+$ 形式存在
- 氢从氢化物导带中得一个电子，以 $H^-$ 形式存在

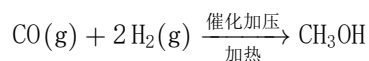
高温下， $H_2$  作为还原剂与氧化物或氯化物反应，还原某些金属和非金属。

用途：

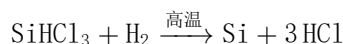
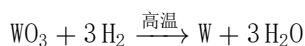
氢的扩散性好，导热性强；熔沸点均低，难液化，可作超低温制冷剂；热值高可作高能燃料。

与碱金属、碱土金属化合形成离子型氢化物（性质见碱金属/碱土金属部分）

化工上，氢气和用于生产甲醇。

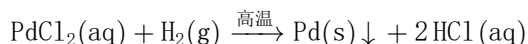


食品工业上，则可用于有机物催化加氢。



4. 与非金属：绝大多数 p 区元素与 $H_2$  反应生成共价型氢化物，它们在固态多数属于分子晶体，故又称分子型氢化物；它们大多是无色的，熔沸点较低；它们的物理性质相似，但化学性质显著不同。

5. 检验：氢气能让粉红色 $PdCl_2$  水溶液迅速变黑（析出金属钯粉）



6. 温度影响：高温下，氢分子分解为原子氢，具有极强还原性。

### 1.4.3 氢气的制备

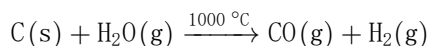
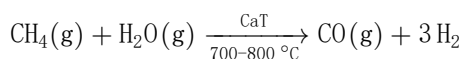
实验室里，用Zn 与盐酸、稀硫酸作用制取氢气：

军事上使用 $CaH_2$  与水反应制取氢气。

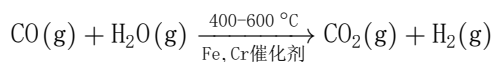
工业上，主要有：

1. 矿物燃料转化法：

制备水煤气：



将水煤气与水蒸气反应



本质上，每一步都是在让C 夺走水中的H

该法制氢伴随大量 $\text{CO}_2$  产生。

## 2. 电解法

电解NaOH 溶液，则在阴极产生氢气，阳极产生氧气。

## 1.5 稀有气体

稀有气体：0 族元素所对应的气体单质。

### 1.5.1 稀有气体的性质和用途

稀有气体原子间存在微弱的色散力，作用力随着原子序数增大而增大（因为分子变形性增大）。

所以，稀有气体的物理性质（熔沸点、临界温度、溶解度）也随着原子序数增大而增大。

#### 1. 氦 (He)

用来代替氧气瓶中 $\text{N}_2$ ，防止潜水员“潜水病”。

#### 2. 氖 (Ne) 和氩 (Ar)

霓虹灯、保护气、冷冻剂。

#### 3. 氪 (Kr) 和氙 (Xe)

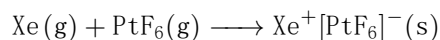
特种光源、麻醉剂。

#### 4. 氡 (Rn)

有放射性，可用于放疗。

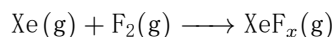
### 1.5.2 稀有气体化合物

第一个稀有气体化合物：



现在，有稀有气体卤化物、氧化物、含氧酸盐等，大多都与氟化物的反应有关。

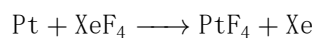
稀有气体氟化物：



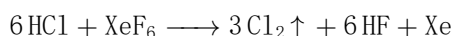
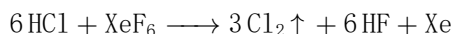
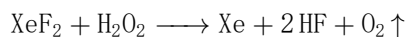
根据F 的用量和时间长短，可分别制得  $x = 2, 4, 6$  的化合物；反应中若进入湿气，则生成爆炸的 $\text{XeO}_3$ 。

$\text{XeF}_2$  与水反应生成Xe 和HF、 $\text{O}_2$ ； $\text{XeF}_4$ 、 $\text{XeF}_6$  则与水反应生成固态的 $\text{XeO}_3$

Xe 的氟化物是优良的氟化剂，如：



Xe 的三种氟化物均为强氧化剂，如：



需要注意的是Xe 的氟化物的分子结构。XeF<sub>4</sub> 中有中心原子的 8 个电子，每个F 原子提供一个价电子，价层有  $\frac{8+(4 \times 1)}{2} = 6$  对电子，为八面体结构。两对孤电子占据对角，四个成键电子对占据四个顶点，为正方形，Xe 位于正方形中心。

## 2 碱金属和碱土金属元素

### 2.1 碱金属和碱土金属通性

IA 和 IIA 族元素均只有 1 到 2 个 s 电子，同一周期中，半径大、电荷少。所以，它们的金属晶体中金属键不牢固，单质熔沸点低，硬度小。由于碱土金属比碱金属原子半径小、原子电荷多，因此碱土金属的熔沸点都比碱金属高，密度、硬度都比碱金属大。

总的来说，从上到下熔沸点降低、密度增加、硬度减小、电负性降低、 $E^\theta(\text{M}_2^+/\text{M})$  绝对值增加，还原性增加。

然而，Li/Li<sup>+</sup> 的标准电极电势反常，因为其原子半径小，很容易与H<sub>2</sub>O 结合放出能量，水合焓代数值最小，

## 3 过渡元素（二）

### 3.1 铜族元素

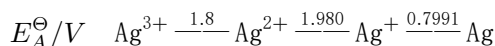
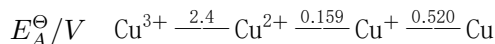
#### 3.1.1 铜族元素通性

铜族元素位于元素周期表 ds 区 IB 族，包含铜 (Cu)、银 (Ag)、金 (Au)、錀 (Rg)。

铜、银主要以硫化物、氧化物矿的形式存在；铜、银、金均有单质状态存在的矿物。

铜族元素原子价层电子构型为  $(n-1)d^{10}ns^1$ ，氧化数有 +1, +2, +3；

铜、银、金最常见的氧化数分别为 +2、+1、+3。(铜、金非 +1 的原因可参考它们的氧化电极电势，并且  $\text{Cu}^+$  在水中容易与水结合，导致能量变化，易歧化为 0、+2 价)



铜族金属离子有较强的极化力，本身变形性大，二元化合物有相当的共价型（如  $\text{CuCl}_2$  为共价化合物）。

与其他过渡金属类似，易形成配合物。

△ 原因：(1) 过渡元素有能量相近的未充满的  $(n-1)d, ns, np$  价轨道，属于同一能级组，可以通过不同杂化方式形成杂化轨道，接受配体提供的孤对电子，有的还可以形成 d-p 反馈  $\pi$  键。(2) 过渡金属电子层数增加慢，钻穿效应强，有效核电荷数多，有利于作为中心原子吸引配体。

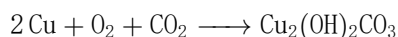
### 3.1.2 铜族元素单质

熔沸点相对较低，硬度小，有极好延展性和可塑性；导热、导电能力极强，Cu 是最通用导体。

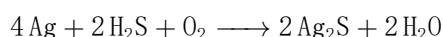
银、金熔体能从空气中吸收大量氧气，冷凝时又释放。

银、铜、金能与多种金属形成合金。

银、铜、金的化学活泼性差；Cu 在潮湿空气中生成铜绿：



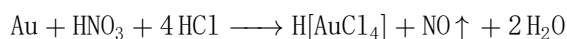
银的化学活泼性在铜、金之间，在室温下不与氧气、水反应，在高温不与氢、氮、碳反应，与卤素反应较慢。在室温下与含有  $\text{H}_2\text{S}$  的空气反应会生成深色  $\text{Ag}_2\text{S}$ 。



铜，银仅与氧化性酸反应：与稀硝酸生成硝酸盐和  $\text{NO}$ ，与浓硝酸生成硝酸盐和  $\text{NO}_2$ ，与热的浓硫酸反应生成  $\text{SO}_2$

高温下与氧气不反应的只有金。

金不溶于单一无机酸，但溶于王水：



银遇王水产生  $\text{AgCl}$  薄膜阻止反应继续进行。

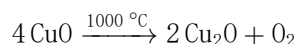
### 3.1.3 铜的重要化合物

#### 1. 氧化物和氢氧化物

CuO:

加热分解硝酸铜和碳酸铜可得黑色CuO;Cu(OH)<sub>2</sub> 受热分解脱水也生成CuO

CuO 加热可分解为暗红色Cu<sub>2</sub>O

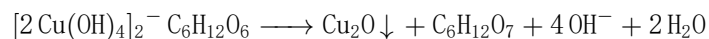


CuO 是高温超导材料。

Cu(OH)<sub>2</sub>:

Cu(OH)<sub>2</sub> 显两性 (以弱碱性为主), 既溶于酸也溶于浓强碱, 生成四羟基合铜离子。

[Cu(OH)<sub>4</sub>]<sub>2</sub><sup>-</sup> 可被葡萄糖还原为暗红色的Cu<sub>2</sub>O



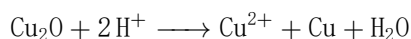
Cu(OH)<sub>2</sub> 易溶于氨水, 生成深蓝色[Cu(NH<sub>3</sub>)<sub>4</sub>]<sup>2+</sup>。

CuCl 和Cu<sub>2</sub>O:

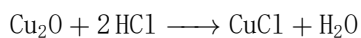
CuCl 难溶于水, 溶于氨水和浓盐酸并生成配合物。

向CuCl 的盐酸冷溶液中加入NaOH, 生成黄色CuOH 沉淀, 但沉淀很快变为橙色, 最后变为红色Cu<sub>2</sub>O。

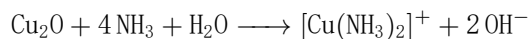
Cu<sub>2</sub>O 热稳定性很强, 难溶于水, 但是易溶于稀酸, 并立即歧化为Cu<sup>2+</sup> 和Cu。



与盐酸则反应生成难溶于水的CuCl



溶于氨水, 形成无色配离子[Cu(NH<sub>3</sub>)<sub>2</sub>]<sup>+</sup>



但[Cu(NH<sub>3</sub>)<sub>2</sub>]<sup>+</sup> 遇到空气就被氧化为深蓝色[Cu(NH<sub>3</sub>)<sub>4</sub>]<sup>2+</sup>

