# 高中化学必修一知识点[5篇]

来源：网络 作者：逝水流年 更新时间：2024-06-26

*第一篇：高中化学必修一知识点学习有如母亲一般慈爱，它用纯洁和温柔的欢乐来哺育孩子，如果向它要求额外的报酬，也许就是罪过。下面小编给大家分享一些高中化学必修一知识，希望能够帮助大家，欢迎阅读!高中化学必修一知识1一、熟悉化学实验基本操作危险...*

**第一篇：高中化学必修一知识点**

学习有如母亲一般慈爱，它用纯洁和温柔的欢乐来哺育孩子，如果向它要求额外的报酬，也许就是罪过。下面小编给大家分享一些高中化学必修一知识，希望能够帮助大家，欢迎阅读!

高中化学必修一知识1

一、熟悉化学实验基本操作

危险化学品标志，如酒精、汽油——易燃液体;

浓H2SO4、NaOH(酸碱)——腐蚀品

二、混合物的分离和提纯：

1、分离的方法：

①过滤：固体(不溶)和液体的分离。

②蒸发：固体(可溶)和液体分离。

③蒸馏：沸点不同的液体混合物的分离。

④分液：互不相溶的液体混合物。

⑤萃取：利用混合物中一种溶质在互不相溶的溶剂里溶解性的不同，用一种溶剂把溶质从它与另一种溶剂所组成的溶液中提取出来。

2、粗盐的提纯：

(1)粗盐的成分：主要是NaCl，还含有MgCl2、CaCl2、Na2SO4、泥沙等杂质

(2)步骤：

①将粗盐溶解后过滤;

②在过滤后得到粗盐溶液中加过量试剂BaCl2(除SO42-)、Na2CO3(除Ca2+、过量的Ba2+)、NaOH(除Mg2+)溶液后过滤;

③得到滤液加盐酸(除过量的CO32-、OH-)调pH=7得到NaCl溶液;

④蒸发、结晶得到精盐。

加试剂顺序关键：

(1)Na2CO3在BaCl2之后;

(2)盐酸放最后。

3、蒸馏装置注意事项：

①加热烧瓶要垫上石棉网;

②温度计的水银球应位于蒸馏烧瓶的支管口处;

③加碎瓷片的目的是防止暴沸;

④冷凝水由下口进，上口出。

4、从碘水中提取碘的实验时，选用萃取剂应符合原则：

①被萃取的物质在萃取剂溶解度比在原溶剂中的大得多;

②萃取剂与原溶液溶剂互不相溶;

③萃取剂不能与被萃取的物质反应。

三、离子的检验：

①SO42-：先加稀盐酸，再加BaCl2溶液有白色沉淀，原溶液中一定含有SO42-。Ba2++SO42-=BaSO4↓

②Cl-(用AgNO3溶液、稀硝酸检验)加AgNO3溶液有白色沉淀生成，再加稀硝酸沉淀不溶解，原溶液中一定含有Cl-;或先加稀硝酸酸化，再加AgNO3溶液，如有白色沉淀生成，则原溶液中一定含有Cl-。Ag++Cl-=AgCl↓。

③CO32-：(用BaCl2溶液、稀盐酸检验)先加BaCl2溶液生成白色沉淀，再加稀盐酸，沉淀溶解，并生成无色无味、能使澄清石灰水变浑浊的气体，则原溶液中一定含有CO32-。

高中化学必修一知识2

化学计量在实验中的应用

1、物质的量(n)是国际单位制中7个基本物理量之一。

2、五个新的化学符号：

3、各个量之间的关系：

4、溶液稀释公式：(根据溶液稀释前后，溶液中溶质的物质的量不变)

C浓溶液V浓溶液=C稀溶液V稀溶液(注意单位统一性，一定要将mL化为L来计算)。

5、溶液中溶质浓度可以用两种方法表示：

①质量分数W

②物质的量浓度C

质量分数W与物质的量浓度C的关系：C=1000ρW/M(其中ρ单位为g/cm3)

已知某溶液溶质质量分数为W，溶液密度为ρ(g/cm3)，溶液体积为V，溶质摩尔质量为M，求溶质的物质的量浓度C。

【 推断：根据C=n(溶质)/V(溶液)，而n(溶质)=m(溶质)/M(溶质)= ρ V(溶液)W/M，考虑密度ρ的单位g/cm3化为g/L，所以有C=1000ρW/M 】。(公式记不清，可设体积1L计算)。

6、一定物质的量浓度溶液的配制

(1)配制使用的仪器：托盘天平(固体溶质)、量筒(液体溶质)、容量瓶(强调：在具体实验时，应写规格，否则错!)、烧杯、玻璃棒、胶头滴管。

(2)配制的步骤：

①计算溶质的量(若为固体溶质计算所需质量，若为溶液计算所需溶液的体积)

②称取(或量取)

③溶解(静置冷却)

④转移

⑤洗涤

⑥定容

⑦摇匀。

(如果仪器中有试剂瓶，就要加一个步骤：装瓶)。

例如：配制400mL0.1mol/L的Na2CO3溶液：

(1)计算：需无水Na2CO3 5.3 g。

(2)称量：用托盘天平称量无水Na2CO3 5.3 g。

(3)溶解：所需仪器烧杯、玻璃棒。

(4)转移：将烧杯中的溶液沿玻璃棒小心地引流到500mL容量瓶中。

(5)定容：当往容量瓶里加蒸馏水时，距刻度线1-2cm处停止，为避免加水的体积过多，改用胶头滴管加蒸馏水到溶液的凹液面正好与刻度线相切，这个操作叫做定容。

注意事项：

①不能配制任意体积的一定物质的量浓度的溶液，这是因为容量瓶的容积是固定的，没有任意体积规格的容量瓶。

②溶液注入容量瓶前需恢复到室温，这是因为容量瓶受热易炸裂，同时溶液温度过高会使容量瓶膨胀影响溶液配制的精确度。

③用胶头滴管定容后再振荡，出现液面低于刻度线时不要再加水，这是因为振荡时有少量溶液粘在瓶颈上还没完全回流，故液面暂时低于刻度线，若此时又加水会使所配制溶液的浓度偏低。

④如果加水定容时超出了刻度线，不能将超出部分再吸走，须应重新配制。

⑤如果摇匀时不小心洒出几滴，不能再加水至刻度，必须重新配制，这是因为所洒出的几滴溶液中含有溶质，会使所配制溶液的浓度偏低。

⑥溶质溶解后转移至容量瓶时，必须用少量蒸馏水将烧杯及玻璃棒洗涤2—3次，并将洗涤液一并倒入容量瓶，这是因为烧杯及玻璃棒会粘有少量溶质，只有这样才能尽可能地把溶质全部转移到容量瓶中。

高中化学必修一知识31、掌握两种常见的分类方法：交叉分类法和树状分类法。

2、分散系及其分类：

(1)分散系组成：分散剂和分散质，按照分散质和分散剂所处的状态，分散系可以有9种组合方式。

(2)当分散剂为液体时，根据分散质粒子大小可以将分散系分为溶液、胶体、浊液。

3、胶体：

(1)常见胶体：Fe(OH)3胶体、Al(OH)3胶体、血液、豆浆、淀粉溶液、蛋白质溶液、有色玻璃、墨水等。

(2)胶体的特性：能产生丁达尔效应。区别胶体与其他分散系常用方法丁达尔效应。

胶体与其他分散系的本质区别是分散质粒子大小。

(3)Fe(OH)3胶体的制备方法：将饱和FeCl3溶液滴入沸水中，继续加热至体系呈红褐色，停止加热，得Fe(OH)3胶体。

第二节 离子反应

一、电解质和非电解质

电解质：在水溶液里或熔融状态下能导电的化合物。

1、化合物

非电解质：在水溶液中和熔融状态下都不能导电的化合物。(如：酒精[乙醇]、蔗糖、SO2、SO3、NH3、CO2等是非电解质。)

(1)电解质和非电解质都是化合物，单质和混合物既不是电解质也不是非电解质。

(2)酸、碱、盐和水都是电解质(特殊：盐酸(混合物)电解质溶液)。

(3)能导电的物质不一定是电解质。能导电的物质：电解质溶液、熔融的碱和盐、金属单质和石墨。

电解质需在水溶液里或熔融状态下才能导电。固态电解质(如：NaCl晶体)不导电，液态酸(如：液态HCl)不导电。

2、溶液能够导电的原因：有能够自由移动的离子。

3、电离方程式：要注意配平，原子个数守恒，电荷数守恒。如：Al2(SO4)3=2Al3++3SO42-

二、离子反应：

1、离子反应发生的条件：生成沉淀、生成气体、水。

2、离子方程式的书写：(写、拆、删、查)

①写：写出正确的化学方程式。(要注意配平。)

②拆：把易溶的强电解质(易容的盐、强酸、强碱)写成离子形式。

常见易溶的强电解质有：

三大强酸(H2SO4、HCl、HNO3)，四大强碱[NaOH、KOH、Ba(OH)2、Ca(OH)2(澄清石灰水拆，石灰乳不拆)]，可溶性盐，这些物质拆成离子形式，其他物质一律保留化学式。

③删：删除不参加反应的离子(价态不变和存在形式不变的离子)。

④查：检查书写离子方程式等式两边是否原子个数守恒、电荷数守恒。

3、离子方程式正误判断：(看几看)

①看是否符合反应事实(能不能发生反应，反应物、生成物对不对)。

②看是否可拆。

③看是否配平(原子个数守恒，电荷数守恒)。

④看“=”“ ”“↑”“↓”是否应用恰当。

4、离子共存问题

(1)由于发生复分解反应(生成沉淀或气体或水)的离子不能大量共存。

生成沉淀：AgCl、BaSO4、BaSO3、BaCO3、CaCO3、Mg(OH)2、Cu(OH)2等。

生成气体：CO32-、HCO3-等易挥发的弱酸的酸根与H+不能大量共存。

生成H2O：①H+和OH-生成H2O。②酸式酸根离子如：HCO3-既不能和H+共存，也不能和OH-共存。如：HCO3-+H+=H2O+CO2↑，HCO3-+OH-=H2O+CO32-

(2)审题时应注意题中给出的附加条件。

①无色溶液中不存在有色离子：Cu2+、Fe3+、Fe2+、MnO4-(常见这四种有色离子)。

②注意挖掘某些隐含离子：酸性溶液(或pH7)中隐含有OH-。

③注意题目要求“大量共存”还是“不能大量共存”。

高中化学必修一知识4

一、钠 Na1、单质钠的物理性质：钠质软、银白色、熔点低、密度比水的小但比煤油的大。

2、单质钠的化学性质：

①钠与O2反应

常温下：4Na + O2=2Na2O(新切开的钠放在空气中容易变暗)

加热时：2Na + O2==Na2O2(钠先熔化后燃烧，发出黄色火焰，生成淡黄色固体Na2O2。)

Na2O2中氧元素为-1价，Na2O2既有氧化性又有还原性。

2Na2O2+2H2O=4NaOH+O2↑

2Na2O2+2CO2=2Na2CO3+O2

Na2O2是呼吸面具、潜水艇的供氧剂，Na2O2具有强氧化性能漂白。

②钠与H2O反应

2Na+2H2O=2NaOH+H2↑

离子方程式：2Na+2H2O=2Na++2OH-+H2↑(注意配平)

实验现象：“浮——钠密度比水小;游——生成氢气;响——反应剧烈;

熔——钠熔点低;红——生成的NaOH遇酚酞变红”。

③钠与盐溶液反应

如钠与CuSO4溶液反应，应该先是钠与H2O反应生成NaOH与H2，再和CuSO4溶液反应，有关化学方程式：

2Na+2H2O=2NaOH+H2↑

CuSO4+2NaOH=Cu(OH)2↓+Na2SO4

总的方程式：2Na+2H2O+CuSO4=Cu(OH)2↓+Na2SO4+H2↑

实验现象：有蓝色沉淀生成，有气泡放出

K、Ca、Na三种单质与盐溶液反应时，先与水反应生成相应的碱，碱再和盐溶液反应

④钠与酸反应：

2Na+2HCl=2NaCl+H2↑(反应剧烈)

离子方程式：2Na+2H+=2Na++H2↑

3、钠的存在：以化合态存在。

4、钠的保存：保存在煤油或石蜡中。

5、钠在空气中的变化过程：Na→Na2O→NaOH→Na2CO3→Na2CO3·10H2O(结晶)→Na2CO3(风化)，最终得到是一种白色粉末。

一小块钠置露在空气中的现象：银白色的钠很快变暗(生成Na2O)，跟着变成白色固体(NaOH)，然后在固体表面出现小液滴(NaOH易潮解)，最终变成白色粉未(最终产物是Na2CO3)。

二、铝 Al1、单质铝的物理性质：银白色金属、密度小(属轻金属)、硬度小、熔沸点低。

2、单质铝的化学性质

①铝与O2反应：常温下铝能与O2反应生成致密氧化膜，保护内层金属。加热条件下铝能与O2反应生成氧化铝：4Al+3O2==2Al2O3

②常温下Al既能与强酸反应，又能与强碱溶液反应，均有H2生成，也能与不活泼的金属盐溶液反应：

2Al+6HCl=2AlCl3+3H2↑

(2Al+6H+=2Al3++3H2↑)

2Al+2NaOH+2H2O=2NaAlO2+3H2↑

(2Al+2OH-+2H2O=2AlO2-+3H2↑)

2Al+3Cu(NO3)2=2Al(NO3)3+3Cu

(2Al+3Cu2+=2Al3++3Cu)

注意：铝制餐具不能用来长时间存放酸性、碱性和咸的食品。

③铝与某些金属氧化物的反应(如V、Cr、Mn、Fe的氧化物)叫做铝热反应

Fe2O3+2Al == 2Fe+Al2O3，Al 和 Fe2O3的混合物叫做铝热剂。利用铝热反应焊接钢轨。

三、铁

1、单质铁的物理性质：铁片是银白色的，铁粉呈黑色，纯铁不易生锈，但生铁(含碳杂质的铁)在潮湿的空气中易生锈。(原因：形成了铁碳原电池。铁锈的主要成分是Fe2O3)。

2、单质铁的化学性质：

①铁与氧气反应：3Fe+2O2===Fe3O4(现象：剧烈燃烧，火星四射，生成黑色的固体)

②与非氧化性酸反应：Fe+2HCl=FeCl2+H2↑(Fe+2H+=Fe2++H2↑)

常温下铝、铁遇浓硫酸或浓硝酸钝化。加热能反应但无氢气放出。

③与盐溶液反应： Fe+CuSO4=FeSO4+Cu(Fe+Cu2+=Fe2++Cu)

④与水蒸气反应：3Fe+4H2O(g)==Fe3O4+4H2

第二节 几种重要的金属化合物

一、氧化物

1、Al2O3的性质：氧化铝是一种白色难溶物，其熔点很高，可用来制造耐火材料如坩锅、耐火管、耐高温的实验仪器等。

Al2O3是两性氧化物：既能与强酸反应，又能与强碱反应：

Al2O3+ 6HCl = 2AlCl3 + 3H2O(Al2O3+6H+=2Al3++3H2O)

Al2O3+ 2NaOH == 2NaAlO2 +H2O(Al2O3+2OH-=2AlO2-+H2O)

2、铁的氧化物的性质：FeO、Fe2O3都为碱性氧化物，能与强酸反应生成盐和水。

FeO+2HCl =FeCl2 +H2O

Fe2O3+6HCl=2FeCl3+3H2O

二、氢氧化物

1、氢氧化铝 Al(OH)3

①Al(OH)3是两性氢氧化物，在常温下它既能与强酸，又能与强碱反应：

Al(OH)3+3HCl=AlCl3+3H2O(Al(OH)3+3H+=Al3++3H2O)

Al(OH)3+NaOH=NaAlO2+2H2O(Al(OH)3+OH-=AlO2-+2H2O)

②Al(OH)3受热易分解成Al2O3：2Al(OH)3==Al2O3+3H2O(规律：不溶性碱受热均会分解)

③Al(OH)3的制备：实验室用可溶性铝盐和氨水反应来制备Al(OH)3

Al2(SO4)3+6NH3·H2O=2 Al(OH)3↓+3(NH4)2SO4

(Al3++3NH3·H2O=Al(OH)3↓+3NH4+)

因为强碱(如NaOH)易与Al(OH)3反应，所以实验室不用强碱制备Al(OH)3，而用氨水。

2、铁的氢氧化物：氢氧化亚铁Fe(OH)2(白色)和氢氧化铁Fe(OH)3(红褐色)

①都能与酸反应生成盐和水：

Fe(OH)2+2HCl=FeCl2+2H2O(Fe(OH)2+2H+=Fe2++2H2O)

Fe(OH)3+3HCl=FeCl3+3H2O(Fe(OH)3 + 3H+ = Fe3+ + 3H2O)

②Fe(OH)2可以被空气中的氧气氧化成Fe(OH)3

4Fe(OH)2+O2+2H2O=4Fe(OH)3(现象：白色沉淀→灰绿色→红褐色)

③Fe(OH)3受热易分解生成Fe2O3：2Fe(OH)3==Fe2O3+3H2O3、氢氧化钠NaOH：俗称烧碱、火碱、苛性钠，易潮解，有强腐蚀性，具有碱的通性。

三、盐

1、铁盐(铁为+3价)、亚铁盐(铁为+2价)的性质：

①铁盐(铁为+3价)具有氧化性，可以被还原剂(如铁、铜等)还原成亚铁盐：

2FeCl3+Fe=3FeCl2(2Fe3++Fe=3Fe2+)(价态归中规律)

2FeCl3+Cu=2FeCl2+CuCl2(2Fe3++Cu=2Fe2++Cu2+)(制印刷电路板的反应原理)

亚铁盐(铁为+2价)具有还原性，能被氧化剂(如氯气、氧气、硝酸等)氧化成铁盐：

2FeCl2+Cl2=2FeCl3(2Fe2++Cl2=2Fe3++2Cl-)

②Fe3+离子的检验：

a.溶液呈黄色;

b.加入KSCN(硫氰化钾)溶液变红色;

c.加入NaOH溶液反应生成红褐色沉淀[Fe(OH)3]。

Fe2+离子的检验：

a.溶液呈浅绿色;

b.先在溶液中加入KSCN溶液，不变色，再加入氯水，溶液变红色;

c.加入NaOH溶液反应先生成白色沉淀，迅速变成灰绿色沉淀，最后变成红褐色沉淀。

高中化学必修一知识5

二氧化硅(SiO2)：

(1)SiO2的空间结构：立体网状结构，SiO2直接由原子构成，不存在单个SiO2分子。

(2)物理性质：熔点高，硬度大，不溶于水。

(3)化学性质：SiO2常温下化学性质很不活泼，不与水、酸反应(氢氟酸除外)，能与强碱溶液、氢氟酸反应，高温条件下可以与碱性氧化物反应：

①与强碱反应：SiO2+2NaOH=Na2SiO3+H2O(生成的硅酸钠具有粘性，所以不能用带磨口玻璃塞试剂瓶存放NaOH溶液和Na2SiO3溶液，避免Na2SiO3将瓶塞和试剂瓶粘住，打不开，应用橡皮塞)。

②与氢氟酸反应[SiO2的特性]：SiO2+4HF=SiF4↑+2H2O(利用此反应，氢氟酸能雕刻玻璃;氢氟酸不能用玻璃试剂瓶存放，应用塑料瓶)。

③高温下与碱性氧化物反应：SiO2+CaOCaSiO3

(4)用途：光导纤维、玛瑙饰物、石英坩埚、水晶镜片、石英钟、仪器轴承、玻璃和建筑材料等。

3、硅酸(H2SiO3)：

(1)物理性质：不溶于水的白色胶状物，能形成硅胶，吸附水分能力强。

(2)化学性质：H2SiO3是一种弱酸，酸性比碳酸还要弱，其酸酐为SiO2，但SiO2不溶于水，故不能直接由SiO2溶于水制得，而用可溶性硅酸盐与酸反应制取：(强酸制弱酸原理)

Na2SiO3+2HCl=2NaCl+H2SiO3↓

Na2SiO3+CO2+H2O=H2SiO3↓+Na2CO3(此方程式证明酸性：H2SiO3[\_TAG\_h2]

(3)用途：硅胶作干燥剂、催化剂的载体。

4、硅酸盐

硅酸盐：硅酸盐是由硅、氧、金属元素组成的化合物的总称。硅酸盐种类很多，大多数难溶于水，最常见的可溶性硅酸盐是Na2SiO3，Na2SiO3的水溶液俗称水玻璃，又称泡花碱，是一种无色粘稠的液体，可以作黏胶剂和木材防火剂。硅酸钠水溶液久置在空气中容易变质：

Na2SiO3+CO2+H2O=Na2CO3+H2SiO3↓(有白色沉淀生成)

传统硅酸盐工业三大产品有：玻璃、陶瓷、水泥。

硅酸盐由于组成比较复杂，常用氧化物的形式表示：活泼金属氧化物→较活泼金属氧化物→二氧化硅→水。氧化物前系数配置原则：除氧元素外，其他元素按配置前后原子个数守恒原则配置系数。

硅酸钠：Na2SiO3 Na2O·SiO2

硅酸钙：CaSiO3 CaO·SiO2

高岭石：Al2(Si2O5)(OH)4 Al2O3·2SiO2·2H2O

正长石：KAlSiO3不能写成 K2O· Al2O3·3SiO2，应写成K2O·Al2O3·6SiO2

高中化学必修一知识点

**第二篇：高中化学必修一知识点总结**

必修1全册基本内容梳理

从实验学化学

一、化学实验安全

1、（1）做有毒气体的实验时，应在通风厨中进行，并注意对尾气进行适当处理（吸收或点燃等）。进行易燃易爆气体的实验时应注意验纯，尾气应燃烧掉或作适当处理。（2）烫伤宜找医生处理。

（3）浓酸撒在实验台上，先用Na2CO3（或NaHCO3）中和，后用水冲擦干净。浓酸沾在皮肤上，宜先用干抹布拭去，再用水冲净。浓酸溅在眼中应先用稀NaHCO3溶液淋洗，然后请医生处理。

（4）浓碱撒在实验台上，先用稀醋酸中和，然后用水冲擦干净。浓碱沾在皮肤上，宜先用大量水冲洗，再涂上硼酸溶液。浓碱溅在眼中，用水洗净后再用硼酸溶液淋洗。

（5）钠、磷等失火宜用沙土扑盖。

（6）酒精及其他易燃有机物小面积失火，应迅速用湿抹布扑盖。二．混合物的分离和提纯

分离和提纯的方法 分离的物质 应注意的事项 应用举例 过滤 用于固液混合的分离 一贴、二低、三靠 如粗盐的提纯

蒸馏 提纯或分离沸点不同的液体混合物 防止液体暴沸，温度计水银球的位置，如石油的蒸馏中冷凝管中水的流向 如石油的蒸馏

萃取 利用溶质在互不相溶的溶剂里的溶解度不同，用一种溶剂把溶质从它与另一种溶剂所组成的溶液中提取出来的方法 选择的萃取剂应符合下列要求：和原溶液中的溶剂互不相溶；对溶质的溶解度要远大于原溶剂用四氯化碳萃取溴水里的溴、碘分液 分离互不相溶的液体 打开上端活塞或使活塞上 的凹槽与漏斗上的水孔，使漏斗内外空气相通。打开活塞，使下层液体慢慢流出，及时关闭活塞，上层液体由上端倒出 如用四氯化碳萃取溴水里的溴、碘后再分液蒸发和结晶用来分离和提纯几种可溶性固体的混合物 加热蒸发皿使溶液蒸发时，要用玻璃棒不断搅动溶液；当蒸发皿中出现较多的固体时，即停止加热 分离NaCl和KNO3混合物

三、离子检验

离子 所加试剂 现象 离子方程式

Cl AgNO3、稀HNO3 产生白色沉淀 Cl＋Ag＝AgCl↓ SO4 稀HCl、BaCl2 白色沉淀 SO4+Ba=BaSO4↓ 四.除杂

注意事项：为了使杂质除尽，加入的试剂不能是“适量”，而应是“过量”；但过量的试剂必须在后续操作中便于除去。

五、物质的量的单位――摩尔

1.物质的量（n）是表示含有一定数目粒子的集体的物理量。

2.摩尔（mol）: 把含有6.02 ×10个粒子的任何粒子集体计量为1摩尔。3.阿伏加德罗常数：把6.02 X10mol叫作阿伏加德罗常数。4.物质的量 ＝ 物质所含微粒数目/阿伏加德罗常数 n =N/NA 5.摩尔质量（M）(1)定义：单位物质的量的物质所具有的质量叫摩尔质量.（2）单位：g/mol 或 g·mol

3-1232-2-2＋－

－

＋(3)数值：等于该粒子的相对原子质量或相对分子质量.6.物质的量=物质的质量/摩尔质量(n = m/M)

六、气体摩尔体积

1.气体摩尔体积（Vm）（1）定义：单位物质的量的气体所占的体积叫做气体摩尔体积.（2）单位：L/mol 2.物质的量=气体的体积/气体摩尔体积n=V/Vm 3.标准状况下, Vm = 22.4 L/mol

七、物质的量在化学实验中的应用 1.物质的量浓度.（1）定义：以单位体积溶液里所含溶质B的物质的量来表示溶液组成的物理量，叫做溶质B的物质的浓度。（2）单位：mol/L（3）物质的量浓度＝溶质的物质的量/溶液的体积 CB=nB/V 2.一定物质的量浓度的配制

（1）基本原理:根据欲配制溶液的体积和溶质的物质的量浓度，用有关物质的量浓度计算的方法，求出所需溶质的质量或体积，在容器内将溶质用溶剂稀释为规定的体积,就得欲配制得溶液.（2）主要操作

a.检验是否漏水.b.配制溶液 1计算.2称量.3溶解.4转移.5洗涤.6定容.7摇匀8贮存溶液.注意事项：A 选用与欲配制溶液体积相同的容量瓶.B 使用前必须检查是否漏水.C 不能在容量瓶内直接溶解.D 溶解完的溶液等冷却至室温时再转移.E 定容时，当液面离刻度线1―2cm时改用滴管，以平视法观察加水至液面最低处与刻度相切为止.3.溶液稀释：C(浓溶液)?V(浓溶液)=C(稀溶液)?V(稀溶液)

一、物质的分类

把一种（或多种）物质分散在另一种（或多种）物质中所得到的体系，叫分散系。被分散的物质称作分散质（可以是气体、液体、固体），起容纳分散质作用的物质称作分散剂（可以是气体、液体、固体）。溶液、胶体、浊液三种分散系的比较分散质粒子大小/nm 外观特征 能否通过滤纸有否丁达尔 效应实例

溶液 小于1 均匀、透明、稳定 能 没有 NaCl、蔗糖溶液 胶体 在1—100之间 均匀、有的透明、较稳定 能 有 Fe(OH)3胶体 浊液 大于100 不均匀、不透明、不稳定 不能 没有 泥水

二、物质的化学变化

1、物质之间可以发生各种各样的化学变化，依据一定的标准可以对化学变化进行分类。

（1）根据反应物和生成物的类别以及反应前后物质种类的多少可以分为： A、化合反应（A+B=AB）B、分解反应（AB=A+B）C、置换反应（A+BC=AC+B）D、复分解反应（AB+CD=AD+CB）（2）根据反应中是否有离子参加可将反应分为：

A、离子反应：有离子参加的一类反应。主要包括复分解反应和有离子参加的氧化还原反应。B、分子反应（非离子反应）（3）根据反应中是否有电子转移可将反应分为：

A、氧化还原反应：反应中有电子转移（得失或偏移）的反应 实质：有电子转移（得失或偏移）特征：反应前后元素的化合价有变化 B、非氧化还原反应

2、离子反应

（1）、电解质：在水溶液中或熔化状态下能导电的化合物,叫电解质。酸、碱、盐都是电解质。在水溶液中或熔化状态下都不能导电的化合物，叫非电解质。

注意：①电解质、非电解质都是化合物，不同之处是在水溶液中或融化状态下能否导电。②电解质的导电是有条件的：电解质必须在水溶液中或熔化状 态下才能导电。③能导电的物质并不全部是电解质：如铜、铝、石墨等。④非金属氧化物（SO2、SO3、CO2）、大部分的有机物为非电解质。（2）离子方程式：用实际参加反应的离子符号来表示反应的式子。它不仅表示一个具体的化学反应，而且表示同一类型的离子反应。

复分解反应这类离子反应发生的条件是：生成沉淀、气体或水。书写方法： 写：写出反应的化学方程式

拆：把易溶于水、易电离的物质拆写成离子形式 删：将不参加反应的离子从方程式两端删去 查：查方程式两端原子个数和电荷数是否相等（3）、离子共存问题

所谓离子在同一溶液中能大量共存，就是指离子之间不发生任何反应；若离子之间能发生反应，则不能大量共存。

A、结合生成难溶物质的离子不能大量共存:如Ba和SO4、Ag和Cl、Ca和CO3、Mg和OH等

B、结合生成气体或易挥发性物质的离子不能大量共存：如H和CO3HCO3,SO3，OH和NH等

C、结合生成难电离物质（水）的离子不能大量共存：如H和OH、CH3COO，OH和HCO3等。

D、发生氧化还原反应、水解反应的离子不能大量共存（待学）

注意：题干中的条件：如无色溶液应排除有色离子：Fe，Fe、Cu、MnO

4＋

-2＋

3＋

2＋

---＋

---2--4＋

＋

2-，2-2＋-2＋

2-＋

-2＋等离子，酸性（或碱性）则应考虑所给离子组外，还有大量的H（或OH）。（4）离子方程式正误判断（六看）

一、看反应是否符合事实：主要看反应能否进行或反应产物是否正确

二、看能否写出离子方程式：纯固体之间的反应不能写离子方程式

三、看化学用语是否正确：化学式、离子符号、沉淀、气体符号、等号等的书写是否符合事实 ；

四、看离子配比是否正确

五、看原子个数、电荷数是否守恒

六、看与量有关的反应表达式是否正确（过量、适量）

3、氧化还原反应中概念及其相互关系如下：

失去电子——化合价升高——被氧化（发生氧化反应）——是还原剂（有还原性）

得到电子——化合价降低——被还原（发生还原反应）——是氧化剂（有氧化性）

金属及其化合物

一、金属活动性Na＞Mg＞Al＞Fe。

二、金属一般比较活泼，容易与O2反应而生成氧化物，可以与酸溶液反应而生成H2，特别活泼的如Na等可以与H2O发生反应置换出H2，特殊金属如Al可以与碱溶液反应而得到H2。

三、A12O3为两性氧化物，Al（OH）3为两性氢氧化物，都既可以与强酸反应生成盐和水，也可以与强碱反应生成盐和水。

四、五、Na2CO3和NaHCO3比较 碳酸钠 碳酸氢钠 俗名 纯碱或苏打 小苏打 色态 白色晶体 细小白色晶体

水溶性 易溶于水，溶液呈碱性使酚酞变红 易溶于水（但比Na2CO3溶解度小）溶液呈碱性（酚酞变浅红）

热稳定性 较稳定，受热难分解 受热易分解 2NaHCO3 Na2CO3＋CO2↑＋H2O 与酸反应 CO3＋H＋ HCO3 HCO3＋H＋ CO2↑＋H2O HCO3＋H＋ CO2↑＋H2O 相同条件下放出CO2的速度NaHCO3比Na2CO3快 与碱反应 Na2CO3＋Ca（OH）2 CaCO3↓＋2NaOH 反应实质：CO3与金属阳离子的复分解反应 NaHCO3＋NaOH Na2CO3＋H2O 反应实质：HCO3＋OH H2O＋CO3

与H2O和CO2的反应 Na2CO3＋CO2＋H2O 2NaHCO3 CO3＋H2O＋CO2 HCO3 不反应

与盐反应 CaCl2＋Na2CO3 CaCO3↓＋2NaCl Ca＋CO3 CaCO3↓ 不反应

主要用途 玻璃、造纸、制皂、洗涤 发酵、医药、灭火器 转化关系

六、合金：两种或两种以上的金属（或金属与非金属）熔合在一起而形成的具有金属特性的物质。

合金的特点；硬度一般比成分金属大而熔点比成分金属低，用途比纯金属要广泛。

非金属及其化合物

一、硅元素：无机非金属材料中的主角，在地壳中含量26.3％，次于氧。是一种亲氧元素，以熔点很高的氧化物及硅酸盐形式存在于岩石、沙子和土壤中，占地壳质量90％以上。位于第3周期，第ⅣA族碳的下方。2＋2—2———

－

2—2———2—

—Si 对比 C 最外层有4个电子，主要形成四价的化合物。二、二氧化硅（SiO2）

天然存在的二氧化硅称为硅石，包括结晶形和无定形。石英是常见的结晶形二氧化硅，其中无色透明的就是水晶，具有彩色环带状或层状的是玛瑙。二氧化硅晶体为立体网状结构，基本单元是[SiO4]，因此有良好的物理和化学性质被广泛应用。（玛瑙饰物，石英坩埚，光导纤维）物理：熔点高、硬度大、不溶于水、洁净的SiO2无色透光性好

化学：化学稳定性好、除HF外一般不与其他酸反应，可以与强碱（NaOH）反应，是酸性氧化物，在一定的条件下能与碱性氧化物反应 SiO2＋4HF == SiF4 ↑＋2H2O SiO2＋CaO ===(高温)CaSiO3 SiO2＋2NaOH == Na2SiO3＋H2O 不能用玻璃瓶装HF，装碱性溶液的试剂瓶应用木塞或胶塞。

三、硅酸（H2SiO3）

酸性很弱（弱于碳酸）溶解度很小，由于SiO2不溶于水，硅酸应用可溶性硅酸盐和其他酸性比硅酸强的酸反应制得。Na2SiO3＋2HCl == H2SiO3↓＋2NaCl 硅胶多孔疏松，可作干燥剂，催化剂的载体。

四、硅酸盐

硅酸盐是由硅、氧、金属元素组成的化合物的总称，分布广，结构复杂化学性质稳定。一般不溶于水。（Na2SiO3、K2SiO3除外）最典型的代表是硅酸钠Na2SiO3 ：可溶，其水溶液称作水玻璃和泡花碱，可作肥皂填料、木材防火剂和黏胶剂。常用硅酸盐产品：玻璃、陶瓷、水泥

四、硅单质

与碳相似，有晶体和无定形两种。晶体硅结构类似于金刚石，有金属光泽的灰黑色固体，熔点高（1410℃），硬度大，较脆，常温下化学性质不活泼。是良好的半导体，应用：半导体晶体管及芯片、光电池、五、氯元素：位于第三周期第ⅦA族，原子结构： 容易得到一个电子形成 氯离子Cl,为典型的非金属元素，在自然界中以化合态存在。

六、氯气

物理性质：黄绿色气体，有刺激性气味、可溶于水、加压和降温条件下可变为液态(液氯)和固态。

制法:MnO2＋4HCl(浓)MnCl2＋2H2O＋Cl2

闻法:用手在瓶口轻轻扇动,使少量氯气进入鼻孔。

化学性质：很活泼，有毒，有氧化性，能与大多数金属化合生成金属氯化物（盐）。也能与非金属反应：

2Na＋Cl2 ===(点燃)2NaCl 2Fe＋3Cl2===(点燃)2FeCl3 Cu＋Cl2===(点燃)CuCl2

Cl2＋H2 ===(点燃)2HCl 现象：发出苍白色火焰，生成大量白雾。燃烧不一定有氧气参加，物质并不是只有在氧气中才可以燃烧。燃烧的本质是剧烈的氧化还原反应，所有发光放热的剧烈化学反应都称为燃烧。Cl2的用途：

①自来水杀菌消毒Cl2＋H2O == HCl＋HClO 2HClO ===(光照)2HCl＋O2 ↑ 1体积的水溶解2体积的氯气形成的溶液为氯水，为浅黄绿色。其中次氯酸HClO有强氧化性和漂泊性，起主要的消毒漂白作用。次氯酸有弱酸性，不稳 －定，光照或加热分解，因此久置氯水会失效。②制漂白液、漂白粉和漂粉精

制漂白液 Cl2＋2NaOH=NaCl＋NaClO＋H2O，其有效成分NaClO比HClO稳定多,可长期存放制漂白粉(有效氯35％)和漂粉精(充分反应有效氯70％)2Cl2＋2Ca(OH)2=CaCl2＋Ca(ClO)2＋2H2O ③与有机物反应，是重要的化学工业物质。④用于提纯Si、Ge、Ti等半导体和钛

⑤有机化工：合成塑料、橡胶、人造纤维、农药、染料和药品

七、氯离子的检验

使用硝酸银溶液，并用稀硝酸排除干扰离子（CO3、SO3）HCl＋AgNO3 == AgCl ↓＋HNO3 NaCl＋AgNO3 == AgCl ↓＋NaNO3 Na2CO3＋2AgNO3 ==Ag2CO?3 ↓＋2NaNO3 Ag2CO?3＋2HNO3 == 2AgNO3＋CO2 ↑＋H2O Cl＋Ag == AgCl ↓ 八、二氧化硫

制法（形成）：硫黄或含硫的燃料燃烧得到（硫俗称硫磺，是黄色粉末）S＋O2 ===(点燃)SO2

物理性质：无色、刺激性气味、容易液化，易溶于水（1：40体积比）化学性质：有毒，溶于水与水反应生成亚硫酸H2SO3，形成的溶液酸性，有漂白作用，遇热会变回原来颜色。这是因为H2SO3不稳定，会分解回水和SO2 SO2＋H2O =H2SO3 因此这个化合和分解的过程可以同时进行，为可逆反应。可逆反应——在同一条件下，既可以往正反应方向发生，又可以向逆反应方向发生的化学反应称作可逆反应，用可逆箭头符号 连接。－＋

2－

2－

九、一氧化氮和二氧化氮

一氧化氮在自然界形成条件为高温或放电：N2＋O2 ====(高温或放电)2NO，生成的一氧化氮很不稳定，在常温下遇氧气即化合生成二氧化氮： 2NO＋O2 == 2NO2 一氧化氮的介绍：无色气体，是空气中的污染物，少量NO可以治疗心血管疾病。

二氧化氮的介绍：红棕色气体、刺激性气味、有毒、易液化、易溶于水，并与水反应：

3NO2＋H2O == 2HNO3＋NO 这是工业制硝酸的方法。

十、大气污染

SO2、NO2溶于雨水形成酸雨。防治措施： ① 从燃料燃烧入手。② 从立法管理入手。③从能源利用和开发入手。

④从废气回收利用，化害为利入手。(2SO2＋O2 2SO3 SO3＋H2O= H2SO4)

十一、硫酸

物理性质：无色粘稠油状液体，不挥发，沸点高，密度比水大。化学性质：具有酸的通性，浓硫酸具有脱水性、吸水性和强氧化性。是强氧化剂。

C12H22O11 ======(浓H2SO4)12C＋11H2O放热 2H2SO4(浓)＋C CO2 ↑＋2H2O＋SO2 ↑ 还能氧化排在氢后面的金属，但不放出氢气。2 H2SO4(浓)＋Cu CuSO4＋2H2O＋SO2 ↑ 稀硫酸：与活泼金属反应放出H2，使酸碱指示剂紫色石蕊变红，与某些盐反应，与碱性氧化物反应，与碱中和

十二、硝酸

物理性质：无色液体，易挥发，沸点较低，密度比水大。

化学性质：具有一般酸的通性，浓硝酸和稀硝酸都是强氧化剂。还能氧化排在氢后面的金属，但不放出氢气。4HNO3(浓)＋Cu == Cu(NO3)2＋2NO2 ↑＋4H2O 8HNO3(稀)＋3Cu 3Cu(NO3)2＋2NO ↑＋4H2O 反应条件不同，硝酸被还原得到的产物不同，可以有以下产物:N(+4)O2,HN(+3)O2,N(+2)O,N(+1)2O,N(0)2, N(-3)H3△硫酸和硝酸：浓硫酸和浓硝酸都能钝化某些金属（如铁和铝）使表面生成一层致密的氧化保护膜，隔绝内层金属与酸，阻止反应进一步发生。因此，铁铝容器可以盛装冷的浓硫酸和浓硝酸。硝酸和硫酸都是重要的化工原料和实验室必备的重要试剂。可用于制化肥、农药、炸药、染料、盐类等。硫酸还用于精炼石油、金属加工前的酸洗及制取各种挥发性酸。

十三、氨气及铵盐

氨气的性质：无色气体，刺激性气味、密度小于空气、极易溶于水（且快）1：700体积比。溶于水发生以下反应使水溶液呈碱性：NH3＋H2O NH3?H2O NH4＋＋OH 可作红色喷泉实验。生成的一水合氨NH3?H2O是一种弱碱，很不稳定，－会分解，受热更不稳定：NH3?H2O ===(△)NH3 ↑＋H2O 浓氨水易挥发除氨气，有刺激难闻的气味。

氨气能跟酸反应生成铵盐：NH3＋HCl == NH4Cl(晶体)氨是重要的化工产品，氮肥工业、有机合成工业及制造硝酸、铵盐和纯碱都离不开它。氨气容易液化为液氨，液氨气化时吸收大量的热，因此还可以用 作制冷剂。

铵盐的性质：易溶于水（很多化肥都是铵盐），受热易分解，放出氨气： NH4Cl NH3 ↑＋HCl ↑

NH4HCO3 NH3 ↑＋H2O ↑＋CO2 ↑

可以用于实验室制取氨气：（干燥铵盐与和碱固体混合加热）NH4NO3＋NaOH Na NO3＋H2O＋NH3 ↑

2NH4Cl＋Ca(OH)2 CaCl2＋2H2O＋2NH3 ↑ 用向下排空气法收集，红色石蕊试纸检验是否收集满。

11、金属的通性：导电、导热性，具有金属光泽，延展性，一般情况下除Hg外都是固态

12、金属冶炼的一般原理：

①热分解法：适用于不活泼金属，如Hg、Ag ②热还原法：适用于较活泼金属，如Fe、Sn、Pb等

③电解法：适用于活泼金属，如K、Na、Al等(K、Ca、Na、Mg都是电解氯化物，Al是电解Al2O3)

13、铝及其化合物

Ⅰ、铝

①物理性质：银白色，较软的固体，导电、导热，延展性 ②化学性质：Al—3e-==Al

a、与非金属：4Al+3O2==2Al2O3，2Al+3S==Al2S3，2Al+3Cl2==2AlCl3 b、与酸：2Al+6HCl==2AlCl3+3H2↑，2Al+3H2SO4==Al2(SO4)3+3H2↑

常温常压下，铝遇浓硫酸或浓硝酸会发生钝化，所以可用铝制容器盛装浓硫酸或浓硝酸c、与强碱：2Al+2NaOH+2H2O==2NaAlO2(偏铝酸钠)+3H2↑(2Al+2OH-+2H2O==2AlO2+3H2↑)大多数金属不与碱反应，但铝却可以

-3+d、铝热反应：2Al+Fe2O3===2Fe+Al2O3，铝具有较强的还原性，可以还原一些金属氧化物 Ⅱ、铝的化合物

①Al2O3(典型的两性氧化物)a、与酸：Al2O3+6H==2Al+3H2O b、与碱：Al2O3+2OH-==2AlO2+H2O ②Al(OH)3(典型的两性氢氧化物)：白色不溶于水的胶状物质，具有吸附作用 a、实验室制备：AlCl3+3NH3•H2O==Al(OH)3↓+3NH4Cl，Al+3NH3•H2O==Al(OH)3↓+3NH4

b、与酸、碱反应：与酸 Al(OH)3+3H==Al+3H2O 与碱 Al(OH)3+OH==AlO2+2H2O ③KAl(SO4)2(硫酸铝钾)KAl(SO4)2•12H2O，十二水和硫酸铝钾，俗名：明矾

KAl(SO4)2==K++Al+2SO4，Al会水解：Al+3H2O Al(OH)3+3H

因为Al(OH)3具有很强的吸附型，所以明矾可以做净水剂

14、铁Fe ①物理性质：银白色光泽，密度大，熔沸点高，延展性，导电导热性较好，能被磁铁吸引。铁在地壳中的含量仅次于氧、硅、铝，排第四。②化学性质：

a、与非金属：Fe+S==FeS，3Fe+2O2===Fe3O4，2Fe+3Cl2===2FeCl3 b、与水：3Fe+4H2O(g)===Fe3O4+4H2

c、与酸(非氧化性酸)：Fe+2H==Fe+H2 与氧化性酸，如硝酸、浓硫酸，会被氧化成三价铁

d、与盐：如CuCl2、CuSO4等，Fe+Cu==Fe+Cu Fe和Fe离子的检验： ①溶液是浅绿色的 2+3+

2+

2+

+

2+3+

2-3+

3+

+--+

3+3+

+

+

3+

-Fe ②与KSCN溶液作用不显红色，再滴氯水则变红

③加NaOH溶液现象：白色 灰绿色 红褐色 Fe ①与无色KSCN溶液作用显红色 ②溶液显黄色或棕黄色

③加入NaOH溶液产生红褐色沉淀

15、硅及其化合物 Ⅰ、硅

硅是一种亲氧元素，自然界中总是与氧结合，以熔点很高的氧化物及硅酸盐的形式存在。硅有晶体和无定型两种。晶体硅是带有金属光泽的灰黑色固体，熔点高、硬度大、有脆性，常温下不活泼。晶体硅的导电性介于导体和绝缘体之间，是良好的半导体材料，可制成光电池等能源。

Ⅱ、硅的化合物

①二氧化硅

a、物理性质：二氧化硅具有晶体和无定形两种。熔点高，硬度大。b、化学性质：酸性氧化物，是H2SiO3的酸酐，但不溶于水 SiO2+CaO===CaSiO3，SiO2+2NaOH==Na2SiO3+H2O，SiO2+4HF==SiF4↑+2H2O c、用途：是制造光导纤维德主要原料；石英制作石英玻璃、石英电子表、石英钟等；水晶常用来制造电子工业的重要部件、光学仪器、工艺品等；石英砂常用作制玻璃和建筑材料。

②硅酸钠：硅酸钠固体俗称泡花碱，水溶液俗称水玻璃，是无色粘稠的液体，常作粘合剂、防腐剂、耐火材料。放置在空气中会变质：Na2SiO3+CO2+H2O==H2SiO3↓+Na2CO3。实验室可以用可溶性硅酸盐与盐酸反应制备硅酸：Na2SiO3+2HCl==2NaCl+H2SiO3↓ 3+2+③硅酸盐：

a、是构成地壳岩石的主要成分，种类多，结构复杂，常用氧化物的形式来表示组成。其表示方式

活泼金属氧化物•较活泼金属氧化物•二氧化硅•水。如：滑石Mg3(Si4O10)(OH)2可表示为3MgO•4SiO2•H2O b、硅酸盐工业简介：以含硅物质为原料，经加工制得硅酸盐产品的工业成硅酸盐工业，主要包括陶瓷工业、水泥工业和玻璃工业，其反应包含复杂的物理变化和化学变化。

水泥的原料是黏土和石灰石；玻璃的原料是纯碱、石灰石和石英，成份是Na2SiO3•CaSiO3•4SiO2；陶瓷的原料是黏土。注意：三大传统硅酸盐产品的制备原料中，只有陶瓷没有用到石灰石。

16、氯及其化合物

①物理性质：通常是黄绿色、密度比空气大、有刺激性气味气体，能溶于水，有毒。

②化学性质：氯原子易得电子，使活泼的非金属元素。氯气与金属、非金属等发生氧化还原反应，一般作氧化剂。与水、碱溶液则发生自身氧化还原反应，既作氧化剂又作还原剂。

拓展

1、氯水：氯水为黄绿色，所含Cl2有少量与水反应(Cl2+H2O==HCl+HClO)，大部分仍以分子形

式存在，其主要溶质是Cl2。新制氯水含Cl2、H2O、HClO、H、Cl、ClO、OH等微粒

拓展

2、次氯酸：次氯酸(HClO)是比H2CO3还弱的酸，溶液中主要以HClO分子形式存在。是一种具有强氧化性(能杀菌、消毒、漂白)的易分解(分解变成HCl和O2)的弱酸。

+

---拓展

3、漂白粉：次氯酸盐比次氯酸稳定，容易保存，工业上以Cl2和石灰乳为原料制取漂白粉，其主要成分是CaCl2和Ca(ClO)2，有效成分是Ca(ClO)2，须和酸(或空气中CO2)作用产生次氯酸，才能发挥漂白作用。

17、溴、碘的性质和用途

溴 碘

物理性质 深红棕色，密度比水大，液体，强烈刺激性气味，易挥发，强腐蚀性 紫黑色固体，易升华。气态碘在空气中显深紫红色，有刺激性气味

在水中溶解度很小，易溶于酒精、四氯化碳等有机溶剂

化学性质 能与氯气反应的金属、非金属一般也能与溴、碘反应，只是反应活性不如氯气。氯、溴、碘的氧化性强弱：Cl2＞Br2＞I2

18、二氧化硫

①物理性质：无色，刺激性气味，气体，有毒，易液化，易溶于水(1：40)，密度比空气大 ②化学性质：

a、酸性氧化物：可与水反应生成相应的酸——亚硫酸(中强酸)：SO2+H2O H2SO3

可与碱反应生成盐和水：SO2+2NaOH==Na2SO3+H2O，SO2+Na2SO3+H2O==2NaHSO3 b、具有漂白性：可使品红溶液褪色，但是是一种暂时性的漂白 c、具有还原性：SO2+Cl2+2H2O==H2SO4+2HCl

18、硫酸

①物理性质：无色、油状液体，沸点高，密度大，能与水以任意比互溶，溶解时放出大量的热

②化学性质：酸酐是SO3，其在标准状况下是固态 物质组成性质 浓硫酸 稀硫酸 电离情况H2SO4==2H+SO4 主要微粒 H2SO4 H、SO4、(H2O)颜色、状态 无色粘稠油状液体 无色液体 性质 四大特性 酸的通性 浓硫酸的三大特性

a、吸水性：将物质中含有的水分子夺去(可用作气体的干燥剂)b、脱水性：将别的物质中的H、O按原子个数比2：1脱出生成水 c、强氧化性：

ⅰ、冷的浓硫酸使Fe、Al等金属表面生成一层致密的氧化物薄膜而钝化

ⅱ、活泼性在H以后的金属也能与之反应(Pt、Au除外)：Cu+2H2SO4(浓)===CuSO4+SO2↑+2H2O ⅲ、与非金属反应：C+2H2SO4(浓硫酸)===CO2↑+2SO2↑+2H2O ⅳ、与较活泼金属反应，但不产生H2

d、不挥发性：浓硫酸不挥发，可制备挥发性酸，如HCl：NaCl+H2SO4(浓)==NaHSO4+HCl 三大强酸中，盐酸和硝酸是挥发性酸，硫酸是不挥发性酸

③酸雨的形成与防治

pH小于5.6的雨水称为酸雨，包括雨、雪、雾等降水过程，是由大量硫和氮的氧化物被雨水吸收而形成。硫酸型酸雨的形成原因是化石燃料及其产品的燃烧、含硫金属矿石的冶炼和硫酸的生产等产生的废气中含有二氧化硫：SO2、H2SO3、H2SO4。在防治时可以开发新能源，对含硫燃料进行脱硫处理，提高环境保护意识。

19、氮及其化合物 Ⅰ、氮气(N2)+

2-+2-a、物理性质：无色、无味、难溶于水、密度略小于空气，在空气中体积分数约为78% b、分子结构：分子式——N2，电子式——，结构式——N≡N c、化学性质：结构决定性质，氮氮三键结合非常牢固，难以破坏，所以但其性质非常稳定。

①与H2反应：N2+3H2 2NH3

②与氧气反应：N2+O2========2NO(无色、不溶于水的气体，有毒)2NO+O2===2NO2(红棕色、刺激性气味、溶于水气体，有毒)3NO2+H2O===2HNO3+NO，所以可以用水除去NO中的NO

2两条关系式：4NO+3O2+2H2O==4HNO3，4NO2+O2+2H2O==4HNO

3Ⅱ、氨气(NH3)a、物理性质：无色、刺激性气味，密度小于空气，极易溶于水(1∶700)，易液化，汽化时吸收大量的热，所以常用作制冷剂 b、分子结构：分子式——NH3，电子式——，结构式——H—N—H c、化学性质：

①与水反应：NH3+H2O NH3•H2O(一水合氨)NH4++OH，所以氨水溶液显碱性 ②与氯化氢反应：NH3+HCl==NH4Cl，现象：产生白烟 d、氨气制备：原理：铵盐和碱共热产生氨气 方程式：2NH4Cl+Ca(OH)2===2NH3↑+2H2O+CaCl2 装置：和氧气的制备装置一样

收集：向下排空气法(不能用排水法，因为氨气极易溶于水)(注意：收集试管口有一团棉花，防止空气对流，减缓排气速度，收集较纯净氨气)验证氨气是否收集满：用湿润的红色石蕊试纸靠近试管口，若试纸变蓝说明收集满

-干燥：碱石灰(CaO和NaOH的混合物)Ⅲ、铵盐

a、定义：铵根离子(NH4)和酸根离子(如Cl、SO4、CO3)形成的化合物，如NH4Cl，NH4HCO3等

b、物理性质：都是晶体，都易溶于水 c、化学性质：

①加热分解：NH4Cl===NH3↑+HCl↑，NH4HCO3===NH3↑+CO2↑+H2O ②与碱反应：铵盐与碱共热可产生刺激性气味并能使湿润红色石蕊试纸变蓝的气体即氨气，故可以用来检验铵根离子的存在，如：NH4NO3+NaOH===NH3↑+H2O+NaCl,，离子方程式为：NH4+OH===NH3↑+H2O，是实验室检验铵根离子的原理。

d、NH4的检验：NH4+OH===NH3↑+H2O。操作方法是向溶液中加入氢氧化钠溶液并加热，用湿润的红色石蕊试纸靠近试管口，观察是否变蓝，如若变蓝则说明有铵根离子的存在。20、硝酸

①物理性质：无色、易挥发、刺激性气味的液体。浓硝酸因为挥发HNO3产生“发烟”现象，故叫做发烟硝酸

②化学性质：a、酸的通性：和碱，和碱性氧化物反应生成盐和水 b、不稳定性：4HNO3=== 4NO2↑+2H2O+O2↑，由于HNO3分解产生的NO2溶于水，所以久置的硝酸会显黄色，只需向其中通入空气即可消除黄色 +

+

-+

-+

-2-2-c、强氧化性：ⅰ、与金属反应：3Cu+8HNO3(稀)===3Cu(NO3)2+2NO↑+4H2O Cu+4HNO3(浓)===Cu(NO3)2+2NO2↑+2H2O 常温下Al、Fe遇浓硝酸会发生钝化，所以可以用铝制或铁制的容器储存浓硝酸 ⅱ、与非金属反应：C+4HNO3(浓)===CO2↑+4NO2↑+2H2O d、王水：浓盐酸和浓硝酸按照体积比3：1混合而成，可以溶解一些不能溶解在硝酸中的金属如Pt、Au等

21、元素周期表和元素周期律 ①原子组成：

原子核 中子 原子不带电：中子不带电，质子带正电荷，电子带负电荷 原子组成 质子 质子数==原子序数==核电荷数==核外电子数

核外电子 相对原子质量==质量数 ②原子表示方法：

A：质量数 Z：质子数 N：中子数 A=Z+N 决定元素种类的因素是质子数多少，确定了质子数就可以确定它是什么元素 ③同位素：质子数相同而中子数不同的原子互称为同位素，如：16O和18O，12C和14C，35Cl和37Cl ④电子数和质子数关系：不带电微粒：电子数==质子数

带正电微粒：电子数==质子数—电荷

带负电微粒：电子数==质子数+电荷数 ⑤1—18号元素(请按下图表示记忆)H He Li Be B C N O F Ne Na Mg Al Si P S Cl Ar ⑥元素周期表结构

短周期(第1、2、3周期，元素种类分别为2、8、8)元周期(7个横行)长周期(第4、5、6周期，元素种类分别为18、18、32)素

不完全周期(第7周期，元素种类为26，若排满为32)周 主族(7个)(ⅠA—ⅦA)期 族(18个纵行，16个族)副族(7个)(ⅠB—ⅦB)表 0族(稀有气体族：He、Ne、Ar、Kr、Xe、Rn)Ⅷ族(3列)⑦元素在周期表中的位置：周期数==电子层数，主族族序数==最外层电子数==最高正化合价 ⑧元素周期律：

从左到右：原子序数逐渐增加，原子半径逐渐减小，得电子能力逐渐增强(失电子能力逐渐减弱)，非金属性逐渐增强(金属性逐渐减弱)从上到下：原子序数逐渐增加，原子半径逐渐增大，失电子能力逐渐增强(得电子能力逐渐减弱)，金属性逐渐增强(非金属性逐渐减弱)所以在周期表中，非金属性最强的是F，金属性最强的是Fr(自然界中是Cs，因为Fr是放射性元素)判断金属性强弱的四条依据：

a、与酸或水反应的剧烈程度以及释放出氢气的难易程度，越剧烈则越容易释放出H2，金属性越强

b、最高价氧化物对应水化物的碱性强弱，碱性越强，金属性越强 c、金属单质间的相互置换(如：Fe+CuSO4==FeSO4+Cu)d、原电池的正负极（负极活泼性＞正极）判断非金属性强弱的三条依据：

a、与H2结合的难易程度以及生成气态氢化物的稳定性，越易结合则越稳定，非金属性越强

b、最高价氧化物对应水化物的酸性强弱，酸性越强，非金属性越强 c、非金属单质间的相互置换(如：Cl2+H2S==2HCl+S↓)注意：“相互证明”——由依据可以证明强弱，由强弱可以推出依据 ⑨化学键：原子之间强烈的相互作用

共价键 极性键 化学键 非极性键

离子键

共价键：原子之间通过共用电子对的形式形成的化学键，一般由非金属元素与非金属元素间形成。

非极性键：相同的非金属原子之间，A—A型，如：H2，Cl2，O2，N2中存在非极性键

极性键：不同的非金属原子之间，A—B型，如：NH3，HCl，H2O，CO2中存在极性键

离子键：原子之间通过得失电子形成的化学键，一般由活泼的金属(ⅠA、ⅡA)与活泼的非金属元素(ⅥA、ⅦA)间形成，如：NaCl，MgO，KOH，Na2O2，NaNO3中存在离子键

注：有NH4+离子的一定是形成了离子键；AlCl3中没有离子键，是典型的共价键

共价化合物：仅仅由共价键形成的化合物，如：HCl，H2SO4，CO2，H2O等

离子化合物：存在离子键的化合物，如：NaCl，Mg(NO3)2，KBr，NaOH，NH4Cl

22、化学反应速率

①定义：单位时间内反应物浓度的减少量或生成物浓度的增加量，v==△C/△t ②影响化学反应速率的因素：

浓度：浓度增大，速率增大 温度：温度升高，速率增大

压强：压强增大，速率增大(仅对气体参加的反应有影响)催化剂：改变化学反应速率 其他：反应物颗粒大小，溶剂的性质

23、原电池

负极(Zn)：Zn—2e-==Zn2+ 正极(Cu)：2H++2e-==H2↑

①定义：将化学能转化为电能的装置 ②构成原电池的条件：

a、有活泼性不同的金属(或者其中一个为碳棒)做电极，其中较活泼金属 做负极，较不活泼金属做正极

b、有电解质溶液 c、形成闭合回路

24、烃

①有机物

a、概念：含碳的化合物，除CO、CO2、碳酸盐等无机物外

b、结构特点：ⅰ、碳原子最外层有4个电子，一定形成四根共价键 ⅱ、碳原子可以和碳原子结合形成碳链，还可以和其他原子结合 ⅲ、碳碳之间可以形成单键，还可以形成双键、三键 ⅳ、碳碳可以形成链状，也可以形成环状

c、一般性质：ⅰ、绝大部分有机物都可以燃烧(除了CCl4不仅布燃烧，还可以用来灭火)ⅱ、绝大部分有机物都不溶于水(乙醇、乙酸、葡萄糖等可以)②烃：仅含碳、氢两种元素的化合物(甲烷、乙烯、苯的性质见表)③烷烃：

a、定义：碳碳之间以单键结合，其余的价键全部与氢结合所形成的链状烃称之为烷烃。因为碳的所有价键都已经充分利用，所以又称之为饱和烃 b、通式：CnH2n+2，如甲烷(CH4)，乙烷(C2H6)，丁烷(C4H10)c、物理性质：随着碳原子数目增加，状态由气态(1—4)变为液态(5—16)再变为固态(17及以上)d、化学性质(氧化反应)：能够燃烧，但不能使酸性高锰酸钾溶液褪色，同甲烷 CnH2n+2+(3n+1)/2O2 nCO2+(n+1)H2O e、命名(习惯命名法)：碳原子在10个以内的，用甲、乙、丙、丁、戊、己、庚、辛、壬、癸命名

④同分异构现象：分子式相同，但结构不同的现象，称之为同分异构现象 同分异构体：具有同分异构现象的物质之间称为同分异构体 如C4H10有两种同分异构体：CH3CH2CH2CH3(正丁烷)，CH3CHCH3(异丁烷)甲烷 乙烯 苯 分子式 CH4 C2H4 C6H6 结构式 不作要求 结构简式 CH4

CH2=CH2 或电子式不作要求

空间结构 正四面体结构平面型平面型(无单键，无双键，介于单、双键间特殊的键，大∏键)物理性质 无色、无味、难溶于水、密度比空气小的气体，是天然气、沼气、油田气、煤道坑气的主要成分 无色、稍有气味的气体，难溶于水，密度略小于空气 无色、有特殊香味的液体，不溶于水，密度比水小，有毒 化学性质 ①氧化反应： CH4+2O2 CO2+2H2O ②取代反应：

CH4+Cl2 CH3Cl+HCl ①氧化反应： a．能使酸性高锰酸钾褪色 b．C2H4+3O2 2CO2+2H2O ②加成反应：

CH2=CH2+Br2 ③加聚反应：

nCH2=CH2 —CH2—CH2—

产物为聚乙烯，塑料的主要成份，是高分子化合物 ①氧化反应： a．不能使酸性高锰酸钾褪色 b．2C6H6+15O2 12CO2+6H2O ②取代反应：

a．与液溴反应： +Br2 +HBr b．与硝酸反应： +HO-NO2 +H2O ③加成反应： +3H2(环己烷)用途 可以作燃料，也可以作为原料制备氯仿(CH3Cl，麻醉剂)、四氯化碳、炭黑等 石化工业的重要原料和标志，水果催熟剂，植物生长调节剂，制造塑料，合成纤维等 有机溶剂，化工原料

注：取代反应——有机物分子中一个原子或原子团被其他原子或原子团代替的反应：有上有下 加成反应——有机物分子中不饱和键(双键或三键)两端的原子与其他原子直接相连的反应：只上不下

芳香烃——含有一个或多个苯环的烃称为芳香烃。苯是最简单的芳香烃(易取代，难加成)。

25、烃的衍生物 ①乙醇：

a、物理性质：无色，有特殊气味，易挥发的液体，可和水以任意比互溶，良好的溶剂

b、分子结构：分子式——C2H6O，结构简式——CH3CH2OH或C2H5OH，官能团——羟基，—OH c、化学性质：ⅰ、与活泼金属(Na)反应： 2CH3CH2OH+2Na 2CH3CH2ONa+H2↑

ⅱ、氧化反应：燃烧：C2H5OH+3O2 2CO2+3H2O 催化氧化：2CH3CH2OH+O2 2CH3CHO+2H2O ⅲ、酯化反应：CH3COOH+CH3CH2OH CH3COOCH2CH3+H2O d、乙醇的用途：燃料，医用消毒(体积分数75%)，有机溶剂，造酒 ②乙酸：

a、物理性质：无色，有强烈刺激性气味，液体，易溶于水和乙醇。纯净的乙酸称为冰醋酸。

b、分子结构：分子式——C2H4O2，结构简式——CH3COOH，官能团——羧基，—COOH c、化学性质：ⅰ、酸性(具备酸的通性)：比碳酸酸性强

2CH3COOH+Na2CO3=2CH3COONa+H2O+CO2，CH3COOH+NaOH=CH3COONa+H2O ⅱ、酯化反应(用饱和Na2CO3溶液来吸收，3个作用)d、乙酸的用途：食醋的成分(3%—5%)③酯：

a、物理性质：密度小于水，难溶于水。低级酯具有特殊的香味。b、化学性质：水解反应

ⅰ、酸性条件下水解：CH3COOCH2CH3+H2O CH3COOH+CH3CH2OH ⅱ、碱性条件下水解：CH3COOCH2CH3+NaOH CH3COONa+CH3CH2OH

26、煤、石油、天然气

①煤：由有机物和少量无机物组成的复杂混合物，可通过干馏、气化和液化进行综合利用

蒸馏：利用物质沸点(相差在20℃以上)的差异将物质进行分离，物理变化，产物为纯净物

分馏：利用物质沸点(相差在5℃以内)的差异将物质分离，物理变化，产物为混合物

干馏：隔绝空气条件下对物质进行强热使其发生分解，化学变化

②天然气：主要成份是CH4，重要的化石燃料，也是重要的化工原料(可加热分解制炭黑和H2)③石油：多种碳氢化合物(烷烃、环烷烃、芳香烃)的混合物，可通过分馏、裂化、裂解、催化重整进行综合利用

分馏的目的：得到碳原子数目不同的各种油，如液化石油气、汽油、煤油、柴油、重油等

裂化的目的：对重油进行裂化得到轻质油(汽油、煤油、柴油等)，产物一定是一个烷烃分子加一个烯烃分子

裂解的目的：得到重要的化工原料“三烯”(乙烯、丙烯、1，3—丁二烯)催化重整的目的：得到芳香烃(苯及其同系物)

27、常见物质或离子的检验方法 物质(离子)方法及现象

Cl 先用硝酸酸化，然后加入硝酸银溶液，生成不溶于硝酸的白色沉淀 SO 先加盐酸酸化，然后加入氯化钡溶液，生成不溶于硝酸的白色沉淀 CO3 加入硝酸钡溶液，生成白色沉淀，该沉淀可溶于硝酸(或盐酸)，并生成无色无味、能使澄清石灰水变浑浊的气体(CO2)2-2-4-Al 加入NaOH溶液产生白色沉淀，继续加入NaOH溶液，沉淀消失 Fe(★)加入KSCN溶液，溶液立即变为血红色

NH4(★)与NaOH溶液共热，放出使湿润的红色石蕊试纸变蓝的刺激性气味+3+3+的气体(NH3)Na+ 焰色反应呈黄色

K+ 焰色反应呈浅紫色(透过蓝色钴玻璃)I2 遇淀粉溶液可使淀粉溶液变蓝

蛋白质 灼烧，有烧焦的羽毛气味

**第三篇：高中化学必修一的知识点**

如果说创新是成功的常青树，那么知识就是滋养的长流水;如果说潜能是创造力的根基，那么知识就是潜能的主要内容。下面小编给大家分享一些高中化学必修一的知识，希望能够帮助大家，欢迎阅读!

高中化学必修一的知识1

第一节 化学实验基本方法

一、熟悉化学实验基本操作

危险化学品标志，如酒精、汽油——易燃液体;

浓H2SO4、NaOH(酸碱)——腐蚀品

二、混合物的分离和提纯：

1、分离的方法：

①过滤：固体(不溶)和液体的分离。

②蒸发：固体(可溶)和液体分离。

③蒸馏：沸点不同的液体混合物的分离。

④分液：互不相溶的液体混合物。

⑤萃取：利用混合物中一种溶质在互不相溶的溶剂里溶解性的不同，用一种溶剂把溶质从它与另一种溶剂所组成的溶液中提取出来。

2、粗盐的提纯：

(1)粗盐的成分：主要是NaCl，还含有MgCl2、CaCl2、Na2SO4、泥沙等杂质

(2)步骤：

①将粗盐溶解后过滤;

②在过滤后得到粗盐溶液中加过量试剂BaCl2(除SO42-)、Na2CO3(除Ca2+、过量的Ba2+)、NaOH(除Mg2+)溶液后过滤;

③得到滤液加盐酸(除过量的CO32-、OH-)调pH=7得到NaCl溶液;

④蒸发、结晶得到精盐。

加试剂顺序关键：

(1)Na2CO3在BaCl2之后;

(2)盐酸放最后。

3、蒸馏装置注意事项：

①加热烧瓶要垫上石棉网;

②温度计的水银球应位于蒸馏烧瓶的支管口处;

③加碎瓷片的目的是防止暴沸;

④冷凝水由下口进，上口出。

4、从碘水中提取碘的实验时，选用萃取剂应符合原则：

①被萃取的物质在萃取剂溶解度比在原溶剂中的大得多;

②萃取剂与原溶液溶剂互不相溶;

③萃取剂不能与被萃取的物质反应。

三、离子的检验：

①SO42-：先加稀盐酸，再加BaCl2溶液有白色沉淀，原溶液中一定含有SO42-。Ba2++SO42-=BaSO4↓

②Cl-(用AgNO3溶液、稀硝酸检验)加AgNO3溶液有白色沉淀生成，再加稀硝酸沉淀不溶解，原溶液中一定含有Cl-;或先加稀硝酸酸化，再加AgNO3溶液，如有白色沉淀生成，则原溶液中一定含有Cl-。Ag++Cl-=AgCl↓。

③CO32-：(用BaCl2溶液、稀盐酸检验)先加BaCl2溶液生成白色沉淀，再加稀盐酸，沉淀溶解，并生成无色无味、能使澄清石灰水变浑浊的气体，则原溶液中一定含有CO32-。

高中化学必修一的知识2

第二节 化学计量在实验中的应用

1、物质的量(n)是国际单位制中7个基本物理量之一。

2、五个新的化学符号

3、各个量之间的关系

4、溶液稀释公式：(根据溶液稀释前后，溶液中溶质的物质的量不变)

C浓溶液V浓溶液=C稀溶液V稀溶液(注意单位统一性，一定要将mL化为L来计算)。

5、溶液中溶质浓度可以用两种方法表示：

①质量分数W

②物质的量浓度C

质量分数W与物质的量浓度C的关系：C=1000ρW/M(其中ρ单位为g/cm3)

已知某溶液溶质质量分数为W，溶液密度为ρ(g/cm3)，溶液体积为V，溶质摩尔质量为M，求溶质的物质的量浓度C。

【 推断：根据C=n(溶质)/V(溶液)，而n(溶质)=m(溶质)/M(溶质)= ρ V(溶液)W/M，考虑密度ρ的单位g/cm3化为g/L，所以有C=1000ρW/M 】。(公式记不清，可设体积1L计算)。

6、一定物质的量浓度溶液的配制

(1)配制使用的仪器：托盘天平(固体溶质)、量筒(液体溶质)、容量瓶(强调：在具体实验时，应写规格，否则错!)、烧杯、玻璃棒、胶头滴管。

(2)配制的步骤：

①计算溶质的量(若为固体溶质计算所需质量，若为溶液计算所需溶液的体积)

②称取(或量取)

③溶解(静置冷却)

④转移

⑤洗涤

⑥定容

⑦摇匀。

(如果仪器中有试剂瓶，就要加一个步骤：装瓶)。

例如：配制400mL0.1mol/L的Na2CO3溶液：

(1)计算：需无水Na2CO3 5.3 g。

(2)称量：用托盘天平称量无水Na2CO3 5.3 g。

(3)溶解：所需仪器烧杯、玻璃棒。

(4)转移：将烧杯中的溶液沿玻璃棒小心地引流到500mL容量瓶中。

(5)定容：当往容量瓶里加蒸馏水时，距刻度线1-2cm处停止，为避免加水的体积过多，改用胶头滴管加蒸馏水到溶液的凹液面正好与刻度线相切，这个操作叫做定容。

注意事项：

①不能配制任意体积的一定物质的量浓度的溶液，这是因为容量瓶的容积是固定的，没有任意体积规格的容量瓶。

②溶液注入容量瓶前需恢复到室温，这是因为容量瓶受热易炸裂，同时溶液温度过高会使容量瓶膨胀影响溶液配制的精确度。

③用胶头滴管定容后再振荡，出现液面低于刻度线时不要再加水，这是因为振荡时有少量溶液粘在瓶颈上还没完全回流，故液面暂时低于刻度线，若此时又加水会使所配制溶液的浓度偏低。

④如果加水定容时超出了刻度线，不能将超出部分再吸走，须应重新配制。

⑤如果摇匀时不小心洒出几滴，不能再加水至刻度，必须重新配制，这是因为所洒出的几滴溶液中含有溶质，会使所配制溶液的浓度偏低。

⑥溶质溶解后转移至容量瓶时，必须用少量蒸馏水将烧杯及玻璃棒洗涤2—3次，并将洗涤液一并倒入容量瓶，这是因为烧杯及玻璃棒会粘有少量溶质，只有这样才能尽可能地把溶质全部转移到容量瓶中。

高中化学必修一的知识3

第一节 物质的分类

1、掌握两种常见的分类方法：交叉分类法和树状分类法。

2、分散系及其分类：

(1)分散系组成：分散剂和分散质，按照分散质和分散剂所处的状态，分散系可以有9种组合方式。

(2)当分散剂为液体时，根据分散质粒子大小可以将分散系分为溶液、胶体、浊液。

3、胶体：

(1)常见胶体：Fe(OH)3胶体、Al(OH)3胶体、血液、豆浆、淀粉溶液、蛋白质溶液、有色玻璃、墨水等。

(2)胶体的特性：能产生丁达尔效应。区别胶体与其他分散系常用方法丁达尔效应。

胶体与其他分散系的本质区别是分散质粒子大小。

(3)Fe(OH)3胶体的制备方法：将饱和FeCl3溶液滴入沸水中，继续加热至体系呈红褐色，停止加热，得Fe(OH)3胶体。

高中化学必修一的知识4

离子反应

一、电解质和非电解质

电解质：在水溶液里或熔融状态下能导电的化合物。

1、化合物

非电解质：在水溶液中和熔融状态下都不能导电的化合物。(如：酒精[乙醇]、蔗糖、SO2、SO3、NH3、CO2等是非电解质。)

(1)电解质和非电解质都是化合物，单质和混合物既不是电解质也不是非电解质。

(2)酸、碱、盐和水都是电解质(特殊：盐酸(混合物)电解质溶液)。

(3)能导电的物质不一定是电解质。能导电的物质：电解质溶液、熔融的碱和盐、金属单质和石墨。

电解质需在水溶液里或熔融状态下才能导电。固态电解质(如：NaCl晶体)不导电，液态酸(如：液态HCl)不导电。

2、溶液能够导电的原因：有能够自由移动的离子。

3、电离方程式：要注意配平，原子个数守恒，电荷数守恒。如：Al2(SO4)3=2Al3++3SO42-

二、离子反应：

1、离子反应发生的条件：生成沉淀、生成气体、水。

2、离子方程式的书写：(写、拆、删、查)

①写：写出正确的化学方程式。(要注意配平。)

②拆：把易溶的强电解质(易容的盐、强酸、强碱)写成离子形式。

常见易溶的强电解质有：

三大强酸(H2SO4、HCl、HNO3)，四大强碱[NaOH、KOH、Ba(OH)2、Ca(OH)2(澄清石灰水拆，石灰乳不拆)]，可溶性盐，这些物质拆成离子形式，其他物质一律保留化学式。

③删：删除不参加反应的离子(价态不变和存在形式不变的离子)。

④查：检查书写离子方程式等式两边是否原子个数守恒、电荷数守恒。

3、离子方程式正误判断：(看几看)

①看是否符合反应事实(能不能发生反应，反应物、生成物对不对)。

②看是否可拆。

③看是否配平(原子个数守恒，电荷数守恒)。

④看“=”“ ”“↑”“↓”是否应用恰当。

4、离子共存问题

(1)由于发生复分解反应(生成沉淀或气体或水)的离子不能大量共存。

生成沉淀：AgCl、BaSO4、BaSO3、BaCO3、CaCO3、Mg(OH)2、Cu(OH)2等。

生成气体：CO32-、HCO3-等易挥发的弱酸的酸根与H+不能大量共存。

生成H2O：①H+和OH-生成H2O。②酸式酸根离子如：HCO3-既不能和H+共存，也不能和OH-共存。如：HCO3-+H+=H2O+CO2↑，HCO3-+OH-=H2O+CO32-

(2)审题时应注意题中给出的附加条件。

①无色溶液中不存在有色离子：Cu2+、Fe3+、Fe2+、MnO4-(常见这四种有色离子)。

②注意挖掘某些隐含离子：酸性溶液(或pH7)中隐含有OH-。

③注意题目要求“大量共存”还是“不能大量共存”。

高中化学必修一的知识5

氧化还原反应

一、氧化还原反应

1、氧化还原反应的本质：有电子转移(包括电子的得失或偏移)。

2、氧化还原反应的特征：有元素化合价升降。

3、判断氧化还原反应的依据：凡是有元素化合价升降或有电子的转移的化学反应都属于氧化还原反应。

4、氧化还原反应相关概念：

还原剂(具有还原性)：失(失电子)→升(化合价升高)→氧(被氧化或发生氧化反应)→生成氧化产物。

氧化剂(具有氧化性)：得(得电子)→降(化合价降低)→还(被还原或发生还原反应)→生成还原产物。

【注】一定要熟记以上内容，以便能正确判断出一个氧化还原反应中的氧化剂、还原剂、氧化产物和还原产物;氧化剂、还原剂在反应物中找;氧化产物和还原产物在生成物中找。

二、氧化性、还原性强弱的判断

(1)根据氧化还原反应方程式在同一氧化还原反应中，氧化性：氧化剂>氧化产物

还原性：还原剂>还原产物

三、如果使元素化合价升高，即要使它被氧化，要加入氧化剂才能实现;如果使元素化合价降低，即要使它被还原，要加入还原剂才能实现;

高中化学必修一的知识点

**第四篇：人教版高中化学必修一知识点总结**

人教版高中化学必修一知识点总结

一实验 1．实验安全 严格按照实验操作规程进行操作，是避免或减少实验事故的前提，然后在实验中要注意五防，即防止火灾、防止爆炸、防止倒吸引起爆裂、防止有害气体污染空气、防止暴沸。

2．实验中意外事故的处理方法（1）创伤急救

用药棉或纱布把伤口清理干净，若有碎玻璃片要小心除去，用双氧水擦洗或涂红汞水，也可涂碘酒（红汞与碘酒不可同时使用），再用创可贴外敷。

（2）烫伤和烧伤的急救

可用药棉浸75%—95%的酒精轻涂伤处，也可用3%—5%的KMnO4溶液轻擦伤处到皮肤变棕色，再涂烫伤药膏。

（3）眼睛的化学灼伤

应立即用大量流水冲洗，边洗边眨眼睛。如为碱灼伤，再用20%的硼酸溶液淋洗；若为酸灼伤，则用3%的NaHCO3溶液淋洗。

（4）浓酸和浓碱等强腐蚀性药品 使用时应特别小心，防止皮肤或衣物被腐蚀。如果酸（或碱）流在实验桌上，立即用NaHCO3溶液（或稀醋酸）中和，然后用水冲洗，再用抹布擦干。如果只有少量酸或碱滴到实验桌上，立即用湿抹布擦净，再用水冲洗抹布。

如果不慎将酸沾到皮肤或衣物上，立即用较多的水冲洗，再用3%—5%的NaHCO3溶液冲洗。如果碱性溶液沾到皮肤上，要用较多的水冲洗，再涂上硼酸溶液。

（5）扑灭化学火灾注意事项

①与水发生剧烈反应的化学药品不能用水扑救。如钾、钠、钙粉、镁粉、铝粉、电石、PCl3、PCl5、过氧化钠、过氧化钡等着火。

②比水密度小的有机溶剂，如苯、石油等烃类、醇、醚、酮、酯类等着火，不能用水扑灭，否则会扩大燃烧面积；比水密度大且不溶于水的有机溶剂，如CS2着火，可用水扑灭，也可用泡沫灭火器、二氧化碳灭火器扑灭。

③反应器内的燃烧，如是敞口器皿可用石棉布盖灭。蒸馏加热时，如因冷凝效果不好，易燃蒸气在冷凝器顶端燃着，绝对不可用塞子或其他物件堵塞冷凝管口，应先停止加热，再行扑救，以防爆炸。

3．混合物的分离和提纯（1）混合物分离和提纯方法的选择

①固体与固体混合物：若杂质或主要物质易分解、易升华时用加热法；若一种易溶，另一种难溶，可用溶解过滤法；若二者均易溶，但溶解度受温度的影响差别较大，可用重结晶法；还可加入某种试剂使杂质除去，然后再结晶得到主要物质。

②固体与液体混合物：若固体不溶于液体，可用过滤法；若固体溶于液体，可用结晶或蒸馏方法。③液体与液体混合物：若互不相溶，可用分液法，若互溶在一边且沸点差别较大，可用蒸馏法；若互溶在一起且沸点差别不大，可选加某种化学试剂萃取后再蒸馏。

④气体与气体混合物：一般用洗气法，可选用液体或固体除杂试剂。（2）几种常见的混合物的分离和提纯方法 2 分离和提纯方法 分离的物质 主要仪器 应用举例 倾 析 从液体中分离密度较大且不溶的固体 烧杯、玻璃棒 分离沙和水

过 滤 从液体中分离不溶的固体 粗盐提纯 溶解和过滤 分离两种固体，一种能溶于某溶剂，另一种则不溶 分离食盐和沙 离心分离法 从液体中分离不溶的固体 分离泥和水 结晶法 从溶液中分离已溶解的溶质 从海水中提取食盐 分液 分离两种不互溶的液体 分离油和水 萃取 加入适当溶剂把混合物中某成分溶解及分离 用苯提取水溶液中的溴 蒸馏 从溶液中分离溶剂和非挥发性溶质 从海水中制取纯水 分馏 分离两种互溶而沸点差别较大的液体 石油的分离 升华 分离两种固体，其中只有一种可以升华 分离碘和沙 吸附 除去混合物中的气态或固态杂质 用活性炭除去黄糖中的有色杂质 色层分析法 分离溶液中的溶质 分离黑色墨水中不同颜色的物质

4．离子的检验 一般来讲，阳离子的检验需选择合适的阴离子，阴离子的检验需选择合适的阳离子，并要求具有特别的明显现象。这就需要选择合适的检验试剂及其添加顺序，以避免干扰离子的干扰。

待检离子 选用试剂 反应现象 ．

待检离子 选用试剂 反应现象

Al NaOH 白色沉淀，碱过量后沉淀溶解 Fe KSCN 出现血红色溶液 Ca Na2CO3，HCl 白色沉淀，加盐酸后产生无色无味气体 Cl AgNO3，HNO3 不溶于HNO3的白色沉淀

SO4 BaCl2或Ba(NO3)2，HCl或HNO3 不溶于强酸的白色沉淀 CO3 CaCl2或BaCl2，HCl或HNO3 白色沉淀，加酸后产生无色无味使澄清石灰水变浑浊的气体 2-2--2+3+3+ 化学计量在实验中的应用 1物质的量

定义：表示一定数目微粒的集合体 符号n 单位 摩尔 符号 mol 阿伏加德罗常数：0.012kgC-12中所含有的碳原子数。用NA表示，约为6.02x1023 微粒与物质的量的公式N：n=NA 2摩尔质量：单位物质的量的物质所具有的质量 用M表示 单位：g/mol 数值上等于该物质的分子量或相对原子质量

质量与物质的量的公式：n=m M 3物质的体积决定：①微粒的数目 ②微粒的大小 ③微粒间的距离 气体体积主要决定①微粒的数目 ②微粒间的距离 体积与物质的量的公式：n=VVm 标准状况下，1mol任何气体的体积都约为22.4L 4阿伏加德罗定律：同温同压下，相同体积的任何气体都含有相同的分子数

5物质的量浓度：单位体积溶液中所含溶质B的物质的量。符号CB 单位：mol/l 公式：CB=nB/V nB=CB×V V=nB/CB

C（浓）×V（浓）=C（稀）×V（稀）溶液稀释规律 3 6．一定物质的量浓度溶液的配制

（1）容量瓶是配制一定物质的量浓度溶液的仪器，其常用规格有100 mL、250 mL、500 mL、1000 mL等，使用时一定要注意其规律，如500 mL的容量瓶。并且使用前一定要检查其是否漏水。

（2）配制步骤，所用仪器及注意事项 配制步骤 使用仪器 注意事项 计算 —— 固体求溶质质量，液体求其体积。

称量／量取 托盘天平或滴定管（量筒）、小烧杯 天平的精确度为0.1 g，量筒的精确度为0.1 mL，量筒量取液体后不需要洗涤。溶解／稀释 烧杯、玻璃棒 溶解要在小烧杯中，切不可在容量瓶中直接溶解。

冷却 —— 将液体恢复到室温（20℃）

转移 一定体积的容量瓶 转移时要用玻璃棒引流，以防液体溅失 洗涤 —— 洗烧杯和玻璃棒2—3次，并将洗涤液转入容量瓶 振荡 —— 使溶液充分混合

定容 胶头滴管 加水至刻度线1—2 cm时，用胶头滴管滴加，并使视线、刻度线、凹液面相切。摇匀 —— 两手握住容量瓶，上下颠倒摇匀。

装瓶贴签 试剂瓶 容量瓶不能用于长期贮存溶液。计算：算出固体溶质的质量或液体溶质的体积。

称量：用托盘天平称取固体溶质质量，用量简量取所需液体溶质的体积。溶解：将固体或液体溶质倒入烧杯中，加入适量的蒸馏水（约为所配溶液体积的1/6），用玻璃棒搅拌使之

溶解，冷却到室温后，将溶液引流注入容量瓶里。

洗涤（转移）：用适量蒸馏水将烧杯及玻璃棒洗涤2－3次，将洗涤液注入容量瓶。振荡，使溶液混合均匀。定容：继续往容量瓶中小心地加水，直到液面接近刻度线1cm处，改用胶头滴管加，使凹液面恰好与刻度

相切。把容量瓶盖紧，再振荡摇匀。

摇匀 ： 两手握住容量瓶，上下颠倒摇匀。

装瓶贴签： 试剂瓶 容量瓶不能用于长期贮存溶液。

具体要做到：移量要精确，溶解要安全，冷却要充分，洗涤要洁净，定容要准确，混合要均匀。

误差分析：由公式知，凡是溶质的物质的量减少或使溶液体积增大的操作，都会使c偏低，反之偏高。溶质质量分数（W）与溶质的物质的量浓度（c）的转化：（注意其中的单位换算）

物质及其变化的分类 1．物质及其变化的分类（1）物质的分类

分类是学习和研究物质及其变化的一种基本方法，它可以是有关物质及其变化的知识系统化，有助于我们了解物质及其变化的规律。分类要有一定的标准，根据不同的标准可以对化学物质及其变化进行不同的分类。分类常用的方法是交叉分类法和树状分类法。

（2）化学变化的分类

根据不同标准可以将化学变化进行分类：

①根据反应前后物质种类的多少以及反应物和生成物的类别可以将化学反应分为：化合反应、分解反应、置换反应、复分解反应。

②根据反应中是否有离子参加将化学反应分为离子反应和非离子反应。4 ③根据反应中是否有电子转移将化学反应分为氧化还原反应和非氧化还原反应。

2．电解质和离子反应（1）电解质的相关概念 ①电解质和非电解质：电解质是在水溶液里或熔融状态下能够导电的化合物；非电解质是在水溶液里和熔融状态下都不能够导电的化合物。

②电离：电离是指电解质在水溶液中产生自由移动的离子的过程。③酸、碱、盐是常见的电解质

酸是指在水溶液中电离时产生的阳离子全部为H+的电解质；碱是指在水溶液中电离时产生的阴离子全部为OH-的电解质；盐电离时产生的离子为金属离子和酸根离子或铵根离子。

（2）离子反应

①有离子参加的一类反应称为离子反应。

②复分解反应实质上是两种电解质在溶液中相互交换离子的反应。发生复分解反应的条件是有沉淀生成、有气体生成和有水生成。只要具备这三个条件中的一个，复分解反应就可以发生。

③在溶液中参加反应的离子间发生电子转移的离子反应又属于氧化还原反应。

（3）离子方程式

离子方程式是用实际参加反应的离子符号来表示反应的式子。离子方程式更能显示反应的实质。通常一个离子方程式不仅能表示某一个具体的化学反应，而且能表示同一类型的离子反应。

离子方程式的书写一般依照“写、拆、删、查”四个步骤。一个正确的离子方程式必须能够反映化学变化的客观事实，遵循质量守恒和电荷守恒，如果是氧化还原反应的离子方程式，反应中得、失电子的总数还必须相等。

3．氧化还原反应

（1）氧化还原反应的本质和特征

氧化还原反应是有电子转移（电子得失或共用电子对偏移）的化学反应，它的基本特征是反应前后某些元素的化合价发生变化。

（2）氧化剂和还原剂

反应中，得到电子（或电子对偏向），所含元素化合价降低的反应物是氧化剂；失去电子（或电子对偏离），所含元素化合价升高的反应物是还原剂。在氧化还原反应中，氧化剂发生还原反应，生成还原产物；还原剂发生氧化反应，生成氧化产物。氧化还原反应中物质的变化关系可用下式表示：

（3）氧化还原反应中得失电子总数必定相等，化合价升高、降低的总数也必定相等。5（4）表示方法

（5）氧化还原性的强弱判定

1物质的氧化性是指物质得电子的能力，还原性是指物质失电子的能力。物质氧化性、还原性的强弱取决于物质得失电子的能力（与得失电子的数量无关）。

2从方程式与元素性质的角度，氧化性与还原性的有无与强弱可用以下几点判定 ：

3（1）从元素所处的价态考虑，可初步分析物质所具备的性质（无法分析其强弱）。最高价态——[9] 只有氧化性，如H2SO4、KmnO

4中的S、Mn元素；最低价态，只有还原性，如Cl-、S2-等；中间价态——既有氧化性又有还原性，如Fe、S、SO2等。(2)根据氧化还原的方向判断：

氧化性：氧化剂>氧化产物；还原性：还原剂>还原产物。4．分散系、胶体的性质（1）分散系

把一种（或多种）物质分散在另一种（或多种）物质中所得到的体系，叫做分散系。前者属于被分散的物质，称作分散质；后者起容纳分散质的作用，称作6 分散剂。当分散剂是水或其他液体时，按照分散质粒子的大小，可以把分散系分为溶液、胶体和浊液。

（2）胶体和胶体的特性

①分散质粒子大小在1nm~100nm之间的分散系称为胶体。胶体在一定条件下能稳定存在，稳定性介于溶液和浊液之间，属于介稳体系。

②胶体的特性

胶体的丁达尔效应：当光束通过胶体时，由于胶体粒子对光线散射而形成光的“通路”，这种现象叫做丁达尔效应。溶液没有丁达尔效应，根据分散系是否有丁达尔效应可以区分溶液和胶体。

胶体粒子具有较强的吸附性，可以吸附分散系的带电粒子使自身带正电荷（或负电荷），因此胶体还具有介稳性以及电泳现象。

金属 一金属

1．金属单质的化学性质 金属活动顺序 Na Al Fe Cu 金属原子失电子能力；依次减弱，还原性依次减弱

与空气中氧气的反应 易被氧化 常温时能被氧化 加热时能被氧化

与水的反应 常温可置换出水中的氢 加热或与水蒸气反应时能置换出水中的氢 不与水反应

与酸的反应 能置换出稀酸中的氢 不能置换稀酸中的氢

反应剧烈（先与酸反应再与水反应）反应程度依次减弱（可在冷的浓硫酸、浓硝酸中发生钝化）能跟浓硫酸、浓硝酸反应

与盐的反应 排在金属活动顺序表前面的金属可将后面的金属从其盐溶液中置换出来（钠会与水反应置换出氢气）

与碱的反应 不反应 Al 可以与碱溶液反应，产生氢气 不反应 2．金属氢氧化物的性质对比

金属氧化物 Na2O Na2O2 Al2O3 Fe2O3 CuO 颜色 白色 淡黄色 白色 红棕色 黑色 与水反应 生成NaOH 生成NaOH和O2 不反应

与CO2反应 生成Na2CO3 生成Na2CO3 和O2 不反应

与盐酸反应 生NaCl、H2O NaCl、H2O2 AlCl3和H2O FeCl3和H2O CuCl2和H2O 与NaOH溶液 与水反应 与水反应 生成NaAlO2和H2O 不反应

二．常见金属阳离子的检验方法

（1）Na+：焰色反应：火焰颜色呈黄色。

（2）K+：焰色反应：火焰颜色呈紫色（透过蓝色钴玻璃）。

（3）Ag+：加盐酸或可溶性的氯化物，生成不溶于强酸的白色沉淀。（4）Ba2+：加硫酸或可溶性的硫酸盐，生成不溶于强酸的白色沉淀。（5）Ca2+：加可溶性碳酸盐，生成白色沉淀；加强酸产生使澄清石灰水变浑浊的气体。

（6）Al3+：加NaOH溶液，先出现白色胶状沉淀，后逐渐溶解。

（7）Fe2+：①加NaOH溶液，产生白色胶状沉淀，迅速变成灰绿色，最后变成红褐色；

②加KSCN溶液不变色，加氯水后溶液变红色。7（8）Fe3+：①加NaOH溶液，生成红褐色沉淀；②加KSCN溶液，溶液变血红色。

1、SO42检验：① 加稀盐酸，无变化 ② 加入BaCl2溶液，有白色沉淀生成 －

Ba2+ + SO42 == BaSO4↓ －

2、CO32检验：①加入酸，生成无色无味气体 ②将气体通入澄清石灰水中，石灰水变浑浊。－

CO32 + 2H+== H2O + CO2↑ Ca2++2OH-+ CO2 == CaCO3↓+ H2O －

3、Cl-检验：①加入AgNO3溶液，产生白色沉淀 ②加入稀硝酸，沉淀不溶解。

Ag+ + Cl-== AgCl ↓

4、NH4+检验 : 加入NaOH溶液并加热，产生有刺激性气味且能使湿润的红色石蕊试纸变蓝色的气体

NH4++ OH-＝NH3 ↑ + H2O

5、Fe3+ : 加入 KSCN溶液反应，溶液显血红色；

6、Fe2+: ① 加入NaOH溶液，先产生白色沉淀，迅速变成灰绿色，最后变成红褐色沉淀。

Fe2++2OH-== Fe(OH)2↓(白色)4Fe(OH)2+O2+2H2O== 4Fe(OH)3（红褐色）②加入KSCN溶液，不显红色，加入少量新制的氯水后，立即显红色。2Fe2++Cl2＝2Fe3++2Cl － 必修1 化学方程式汇总

一、钠及其重要化合物

1、钠与非金属的反应

4Na +O2=2Na2O（白色）2Na + O2 Na2O2（淡黄色）2Na +Cl2 2NaCl

2、钠与水反应：2Na + 2H2O = 2NaOH + H2↑（浮、熔、游、响、红）

3、氧化钠 过氧化钠

Na2O+H2O=2NaOH 2Na2O2+2H2O=4NaOH+O2↑ Na2O+CO2=Na2CO3 2Na2O2+2CO2=2Na2CO3+O2↑

Na2O+2HCl=2NaCl+H2O 2Na2O2+4HCl=4NaCl+2H2O+O2↑

6、Na2CO3和NaHCO3 ①、与酸的反应

Na2CO3+2HCl=2NaCl+H2O+CO2↑

NaHCO3+HCl=NaCl+H 2O+CO2↑（反应速率更快）②、与碱的反应

Na2CO3+Ca(OH)2=CaCO3↓+2NaOH

2NaHCO3+Ca(OH)2=CaCO3↓+Na2CO3+2H2O NaHCO3+NaOH = Na2CO3+H2O ③、与盐的反应

Na2CO3+CaCl2=2NaCl+CaCO3↓ Na2CO3+BaCl2=2NaCl+BaCO3↓ ④、相互转化

2NaHCO2CO3+H2O+CO2↑（加热分解）

Na2CO3+H2O+CO2=2NaHCO3（向Na2CO3溶液中通入足量的CO2）

二、铝及其重要化合物(结合Al2O3 和Al(OH)3的两性进行记忆！)8

1、铝与非金属： 4Al + 3O2 ==2Al2O3

2、铝与弱氧化性酸：2Al + 6HCl == 2AlCl3 + 3H2↑ 2Al+6H+ == 2Al3++3H2 ↑

铝与强氧化性酸：钝化（浓H2SO4、浓HNO3）

3、铝与碱：2Al+2NaOH +2H2O==2NaAlO2 + 3H2↑;2Al+2H2O+2OH==2AlO2+3H2↑ 4 ①、氧化铝与酸反应：Al2O3 + 6HCl == 2AlCl3 + 3H2O ②、氧化铝与碱反应：Al2O3 +2NaOH == 2NaAlO2 + 2H2O

5、氢氧化铝制备：可溶性铝盐和NH3·H2O －－

AlCl3+3NH3·H2O==Al(OH)3↓+3NH4Cl Al3+3NH3·H2O==Al(OH)3↓+3NH4 ＋＋

6、氢氧化铝的不稳定性： 2Al(OH)3 Al2O3＋2H2O

7、氢氧化铝与酸反应：Al(OH)3 + 3HCl == AlCl3 + 3H2O

8、氢氧化铝与碱反应：Al(OH)3 +NaOH == NaAlO2 + 2H2O

9、“铝三角”（氢氧化铝的反应在上面已经提到，略）：

AlCl3+3NaOH（少量）=Al(OH)3↓+3NaCl Al3+3OH-=Al(OH)3↓ ＋＋

AlCl3+4NaOH（过量）=2NaAlO2 + 2H2O +3NaCl Al3++4OH-＝ AlO2-+2H2O NaAlO2+HCl（少量）+H2O=Al(OH)3↓+NaCl AlO2-+H+ +H2O ＝Al(OH)3 ↓ NaAlO2+4HCl（过量）=AlCl3+3NaCl+2H2O AlO2-+4H+ ＝Al 3+ + 2H2O

10、明矾净水原理

明矾溶于水后发生电离：KAl(SO4)2==K++Al3++2SO42-铝离子与水反应生成：Al(OH)3胶体：Al3+3H2O==Al(OH)3(胶体)+3H+ ＋

三、铁及其重要化合物

1、工业炼铁原理：Fe2O3+3CO2Fe+3CO2

2、铁与非金属反应：2Fe+3Cl2 2FeCl3 3Fe+2O2 点燃 Fe3O4

3、与水反应：3Fe+4H2O(g)FeO+4H2 34

4、铁与酸反应：Fe+2HCl== FeCl2+H2↑ Fe+2H+== Fe2++H2↑

5、铁与盐溶液反应：Fe+CuSO4==Cu+FeSO4 Fe+Cu2+==Cu+Fe2+ Fe+2FeCl3 == 3FeCl2 Fe+2Fe3+ == 3Fe2+

6、铁的氧化物

Fe2O3 + 6H+ == 2Fe3+ + 3H2O FeO + 2H+ == Fe2+ + H2O

7、Fe2+与Fe3+的检验 ①、Fe2+的检验：

(1)颜色：浅绿色(2)加NaOH溶液：先产生白色沉淀，后变成灰绿色，最后成红褐色 Fe2++2OH-== Fe(OH)2↓(白色)4Fe(OH)2+O2+2H2O== 4Fe(OH)3（红褐色）

(3)先加KSCN溶液，不变色，再加新制氯水，溶液变成血红色 2Fe2++Cl2==2Fe3++2Cl-②、Fe3+的检验

(1)颜色：棕黄色

(2)加KSCN溶液：溶液变成血红色

(3)加NaOH溶液：红褐色沉淀 Fe3++3OH-== Fe(OH)3↓

8、氢氧化铁受热分解：2Fe(OH)3 Fe2O3 + 3H2O

9、Fe2+与Fe3+的转化

(1)Fe2+→Fe3+ 2Fe2++Cl2==2 Fe3++2Cl-(2)Fe3+→Fe2+ Fe+2Fe3+ == 3Fe2+ 9

四、硅及其重要化合物

1、二氧化硅

① 酸性氧化物：SiO2+2NaOH==Na2SiO3+H2O SiO2+CaOCaSiO3 ② 弱氧化性： SiO2 ＋4HF==SiF4↑+2H2O

2、硅酸盐 Na2SiO3+2HCl==H2SiO3↓+2NaCl

Na2SiO3+ CO2+H2O==H2SiO3 ↓ +Na2CO3（酸性：H2CO3 > H2SiO3）

五、氯的重要化合物

1、氯气与金属的反应 2Fe+3Cl2点燃 2FeCl3 Cu+Cl2点燃 CuCl2 2Na+Cl2点燃

2、氯气与非金属的反应

H2+Cl2HCl

3、氯气与水的反应 Cl2+H2O== HCl + HClO（次氯酸）

4、次氯酸光照分解：2HClO 2 ↑

5、Cl2与碱溶液的反应 Cl2+2NaOH=NaCl+NaO+H2O 2Cl2+2Ca(OH)2=CaCl2+Ca(ClO)2+2H2O(制漂白粉)Ca(ClO)2+CO2+H2O=CaCO3↓+2HClO（漂白原理）（酸性：H2CO3 > HClO）

六、硫及其重要化合物

1、硫的可燃性 S+O2SO22、2SO2 + O2 催化剂 加热 2SO3

3、与水反应： SO2＋H2O H2SO3 SO3＋H2O== H2SO4

4、与碱反应： SO2 + Ca(OH)2 ＝ CaSO3 + H2O SO3 + Ca(OH)2 ＝ CaSO4 + H2O

5、与碱性氧化物反应：SO2+CaO == CaSO3 SO3+CaO == CaSO4

6、浓硫酸强氧化性

C + 2H2SO4(浓)CO2↑+ 2SO2↑+ 2H2O Cu＋2H2SO4（浓）CuSO4＋SO2↑十2H2O

七、氮及其重要化合物

1、合成氨： N2 + 3H2 催化剂 高温高压 2NH3 NH3·H2O2、NH3 ①氨气与水：NH3 + H2O NH4 + + OH-②氨气与酸：NH3+HCl=NH4Cl NH3+HNO3=NH4NO3

3、铵盐与碱反应： 10 NH4NO3NaNO3+NH3↑+H2O

2NH4Cl + Ca(OH)2 CaCl2 + 2NH3 ↑+ 2H2O（实验室制氨气）

4、铵盐不稳定性：NH4ClNH3↑+HCl ↑ NH4HCO3NH3+H2O+CO2 ↑

5、HNO3强氧化性：4HNO3(浓)+Cu==Cu(NO3)3+3NO2↑+2H2O

8HNO3+3Cu==3Cu(NO3)3+2NO↑+4H2O

6、雷雨发庄稼

N2 + O2 2NO 2NO + O2 == 2NO2 3NO2 + H2O == 2HNO3 + NO 其它知识

1、固体颜色： 淡黄色固体： Na2O2 , S

2、颜色反应： Na元素：黄色； K元素：紫色（透过蓝色钴玻璃）

3、沉淀颜色：Mg(OH)2 白色；Fe(OH)2 白色； Fe(OH)3 红褐色； Cu(OH)2蓝色

4、离子溶液颜色：Fe2+ 浅绿色；Fe3+ 黄色；Cu2+ 蓝色

5、气体颜色：NO2 红棕色；Cl2 黄绿色

6、Al、Fe在冷的浓H2SO4、浓HNO3中发生钝化。

7、漂白性物质：SO2（化合漂白，暂时性）；

新制氯水、Ca(ClO)

2、HClO、O3(氧化漂白，永久性)

8、常见不能大量共存的离子：

OH-与NH4+、Al3+、Fe2+、Fe3+、Cu2+、Mg2+、Ca2+； H+与CO32-、HCO3-、SO32-、SiO32-、ClO-Ag+与Cl-； Ba2+ 与 SO42-、CO32-； Ca2+与 SO42-CO32-、CO32-氧化还原反应方程式的配平技巧

一、氧化剂、还原剂中某元素化合价全变的反应，一般从反应物着手配平。如：Pt+HNO3+HCl—H2PtCl6+NO↑+H2O

分析：还原剂Pt和氧化剂HNO3中N的化合价全变，可从反应物着手，先用观察法或最小公倍数法确定Pt和HNO3的化学计量数分别为3和4之后，再用观察法配平其余物质的化学计量数，得到： 3Pt+4HNO3+18HCl=3H2PtCl6+4NO↑+8H2O

二、自变右边配 自身氧化还原反应（包括同一物质中同种元素变价和不同种元素变价两种情况），一般从生成物着手较好。如：(NH4)2PtCl6Pt—+NH4Cl+HCl↑+N2↑

分析：该反应是(NH4)2PtCl6中N与Pt之间发生的自身氧化还原反应，可从生成物着手，先用最小公倍数法确定Pt和N2的化学计量数分别为3和2，再用观察法配平其余物质的化学计量数，可得： 3(NH4)2PtCl6==3Pt+2NH4Cl+16HCl↑+2N2↑

三、部分变两边配

如：Zn+HNO3——Zn(NO3)2+NH4NO3+H2O 分析：该反应中HNO3部分被还原，其化学计量数应为变与不变之和。对于这类部分氧化还原反应，宜从反应物和生成物同时着手，先确定Zn和NH4NO3的化学计量数分别为4和1，再用观察法配平Zn(NO3)

2、HNO3、H2O的化学计量数依次为4、10、3。

四、多变要整体配

如：Cu2S+HNO3——Cu(NO3)2+NO↑+H2SO4+H2O 11 分析：Cu2S中的Cu和S同时失去电子，应从反应物着手，把Cu2S当作一个整体来处理。确定了Cu2S和NO的化学计量数分别为3和10之后，再用观察法确定H2SO4、Cu(NO3)

2、HNO3、H2O的化学计量数依次为3、6、22、8。

四、多变要整体配

如：Cu2S+HNO3——Cu(NO3)2+NO↑+H2SO4+H2O

分析：Cu2S中的Cu和S同时失去电子，应从反应物着手，把Cu2S当作一个整体来处理。确定了Cu2S和NO的化学计量数分别为3和10之后，再用观察法确定H2SO4、Cu(NO3)

2、HNO3、H2O的化学计量数依次为3、6、22、8。

又如：P4+CuSO4+H2O——Cu3P+H3PO4+H2SO4 分析：Cu和部分的P4得到电子后形成一个整体Cu3P，应从生成物着手，先确定Cu3P和磷酸的化学计量数分别为20和24，再用观察法配平P4、CuSO4、H2SO4、H2O的化学计量数依次为11、60、60、96。

五、化合价难断，用整体总价法配

如：Fe3P+HNO3——Fe(NO3)3+NO↑+H3PO4+H2O

分析：Fe3P中元素化合价难以断定，以整体记为[Fe3P]0，从而可确定Fe3P和NO的化学计量数分别为3和14，再用观察法确定H3PO4，Fe(NO3)

3、HNO3、H2O的化学计量数依次为3、9、41、16。又如：S+Ca(OH)2——CaS5+CaS2O3+H2O 分析：根据化合价规则把CaS5中S的化合价总值记为[S5]-2，CaS2O3中S的化合价总值记为[S2]+4，则： 确定了CaS5和CaS2O3的化学计量数分别为2和1之后，再用观察法确定S、Ca(OH)

2、H2O的化学计量数依次为12、3、3。

六、有机氧化还原反应用整体总价法配

如：K2Cr2O7+H2C2O4+H2SO4——K2SO4+Cr2(SO4)3+CO2↑+H2O

分析：有机物中元素化合价可依H显+1价，O显-2价，根据化合价规则把H2C2O4中[C2] 化合价总值记为[C2]+6。K2Cr2O7中[Cr2]记为[Cr2]+12，则：K2Cr2O7和H2C2O4的化学计量数分别为1和3，再用观察法配平其余物质CO2、K2SO4、Cr2(SO4)

3、H2SO4、H2O的化学计量数依次为6、1、1、4、7。

七、复杂问题用“1+n”法

元素价态变化在三种或三种以上，并分散在三种或三种以上物质中又有含氧化合物参加的氧化还原反应，按照前面介绍的方法实在难以配平时，可采用“1+n”法。如：CuSO4+FeS2+H2O——Cu2S+FeSO4+H2SO4 分析：将含有氧元素的复杂物质CuSO4化学计量数定为1，较简单的物质（FeS2、H2O均可）化学计量数定为n，根据质量守恒定律，在不考虑氧原子个数的前提下，调整其它物质的化学计量数，得到： CuSO4+nFeS2+（2n+1）/2H2O——1/2Cu2S+nFeSO4+（2n+1）/2H2SO4 根据氧原子守恒列方程，求出n值。

将n值代入上式，并将化学计量数化为整数即得： 14CuSO4+5FeS2+12H2O=7Cu2S+5FeSO4+12H2SO4 下面几个反应，供练习。

（1）Cu(IO3)2+KI+H2SO4——CuI2+I2+K2SO4+H2O（2）（2）Fe(CrO2)2+Na2O2——Na2CrO4+Fe2O3+Na2O（3）Fe3C+HNO3（浓）——Fe(NO3)3+NO2↑+CO2↑+H2O（4）C7H8+KMnO4+H2SO4——C7H6O2+K2SO4+MnSO4+H2O（5）KI+KIO3+H2S——I2+K2SO4+H2O 12（6）KNO3+C+S——K2S+CO2+N2 答案：（1）1，12，6，1，6，6，6；（2）2，7，4，1，3；（3）1，22，3，13，1，11；5，6，9，5，3，6，14；（5）1，5，3，3，3，3；（6）2，3，1，1，3，1。4）（

**第五篇：新课标高中化学必修一第一二章知识点总结**

第一章 从实验中学化学

一、化学实验安全（1）做有毒气体的实验时，应在通风厨中进行，并注意对尾气进行适当处理（吸收或点燃等）。进行易燃易爆气体的实验时应注意验纯，尾气应燃烧掉或作适当处理。（2）烫伤宜找医生处理。

（3）浓酸撒在实验台上，先用Na2CO3（或NaHCO3）中和，后用水冲擦干净。浓酸沾在皮肤上，宜先用干抹布拭去，再用水冲净。浓酸溅在眼中应先用稀NaHCO3溶液淋洗，然后请医生处理。（4）浓碱撒在实验台上，先用稀醋酸中和，然后用水冲擦干净。浓碱沾在皮肤上，宜先用大量水冲洗，再涂上硼酸溶液。浓碱溅在眼中，用水洗净后再用硼酸溶液淋洗。（5）钠、磷等失火宜用沙土扑盖。

（6）酒精及其他易燃有机物小面积失火，应迅速用湿抹布扑盖。二．混合物的分离和提纯

分离和提纯的方法 分离的物质 应注意的事项 应用举例

过滤 用于固液混合的分离 一贴、二低、三靠 如粗盐的提纯

蒸发和结晶用来分离和提纯几种可溶性固体的混合物 加热蒸发皿使溶液蒸发时，要用玻璃棒不断搅动溶液，当蒸发皿中出现较多的固体时，即停止加热 分离NaCl和KNO3混合物

蒸馏 提纯或分离沸点不同的液体混合物 防止液体暴沸，温度计水银球的位置，如石油的蒸馏中冷凝管中水的流向 如石油的蒸馏

萃取 分液 利用溶质在互不相溶的溶剂里的溶解度不同，用一种溶剂把溶质从它与另一种溶剂所组成的溶液中提取出来的方法,选择的萃取剂应符合下列要求：和原溶液中的溶剂互不相溶；对溶质的溶解度要远大于原溶剂,用四氯化碳萃取溴水里的溴、碘 分液 分离互不相溶的液体 打开上端活塞或使活塞上的凹槽与漏斗上的水孔，使漏斗内外空气相通。打开活塞，使下层液体慢慢流出，及时关闭活塞，上层液体由上端倒出 如用四氯化碳萃取溴水里的溴、碘后再分液

三、离子检验

Cl－AgNO3、稀HNO3 产生白色沉淀 Cl－＋Ag＋＝AgCl↓ SO42-稀HCl、BaCl2 白色沉淀 SO42-+Ba2＋=BaSO4↓

五、物质的量的单位――摩尔

物质的量=物质的质量/摩尔质量(n = m/M)

六、气体摩尔体积

物质的量=气体的体积/气体摩尔体积n=V/Vm ；标准状况下, Vm = 22.4 L/mol

七、物质的量在化学实验中的应用

物质的量浓度 ＝ 溶质的物质的量/溶液的体积 CB = nB/V 2.一定物质的量浓度的配制（1）主要操作 a.检验是否漏水.b.配制溶液 1计算.2称量.3溶解.4移液.5洗涤.6定容.7摇匀 8贮存溶液.注意事项：A 选用与欲配制溶液体积相同的容量瓶.B 使用前必须检查是否漏水.C 不能在容量瓶内直接溶解.D 溶解完的溶液等冷却至室温时再转移.E 定容时，当液面离刻度线1―2cm时改用滴管，以平视法观察加水至液面最低处与刻度相切为止.3.溶液稀释：C(浓溶液)/V(浓溶液)=C(稀溶液)/V(稀溶液)第二章 化学物质及其变化

一、物质的分类

二、离子反应

（1）、电解质：在水溶液中或熔融状态下能导电的化合物,叫电解质。酸、碱、盐都是电解质。

在水溶液中或熔融状态下都不能导电的化合物，叫非电解质。

注意：①电解质、非电解质都是化合物，不同之处是在水溶液中或融化状态下能否导电。②电解质的导电是有条件的：电解质必须在水溶液中或熔化状态下才能导电。

③能导电的物质并不全部是电解质：如铜、铝、石墨等。④非金属氧化物（SO2、SO3、CO2）、大部分的有机物为非电解质。

（2）、离子方程式：用实际参加反应的离子符号来表示反应的式子。它不仅表示一个具体的化学反应，而且表示同一类型的离子反应。（3）、离子共存问题

A、结合生成难溶物质的离子不能大量共存

B、结合生成气体或易挥发性物质的离子不能大量共存 C、结合生成难电离物质（水）的离子不能大量共存

D、发生氧化还原反应、水解反应的离子不能大量共存（待学）注意：有色离子：Fe2＋、Fe3＋、Cu2＋、MnO4-等离子，酸性（或碱性）则应考虑所给离子组外，还有大量的H＋（或OH-）。（4）离子方程式正误判断（六看）

一、看反应是否符合事实：主要看反应能否进行或反应产物是否正确

二、看能否写出离子方程式：纯固体之间的反应不能写离子方程式

三、看化学用语是否正确：化学式、离子符号、沉淀、气体符号、等号等的书写是否符合事实

四、看离子配比是否正确

五、看原子个数、电荷数是否守恒

六、看与量有关的反应表达式是否正确（过量、适量）

3、氧化还原反应中概念及其相互关系如下：

失去电子——化合价升高——是还原剂（有还原性）——被氧化（发生氧化反应）——得到氧化产物“一还三氧”

得到电子——化合价降低——是氧化剂（有氧化性）——被还原（发生还原反应）——得到还原产物“一氧三还” 金属及其化合物

一、金属活动性Na＞Mg＞Al＞Fe。

二、金属一般比较活泼，容易与O2反应而生成氧化物，可以与酸溶液反应而生成H2，特别活泼的如Na等可以与H2O发生反应置换出H2，特殊金属如Al可以与碱溶液反应而得到H2。

本文档由站牛网zhann.net收集整理，更多优质范文文档请移步zhann.net站内查找