2015高考化学一轮氧化还原反应专题复习

【考点阐述】氧化还原反应是中学化学的一条主线，贯穿于中学化学的始终，是中学化学的重要基础内容，涉及面广。氧化还原反应的考查从单一的选择、填空向复杂的答题渗透。从内容上来看，除考查基本概念外，还逐步将氧化还原反应方程式的配平与物质的分析推断结合在一起，从突出考查知识为主转向考查能力为主。对氧化还原反应规律的考查立意比较新颖。如氧化还原反应的规律在生活中、最新高科技成果中、新型材料和绿色化学中的应用等，这些都是以后考试的命题方向。  
【考查要点】  
1、氧化剂、还原剂、氧化产物、还原产物的判断；  
2、计算电子转移的数目；  
3、判断反应是否属于氧化还原反应；  
4、比较氧化剂的氧化性或还原剂的还原性的强弱；  
5、氧化还原反应方程式的配平；  
6、依据质量守恒、电子守恒、电荷守恒等解决一些计算型问题。  
【突破方法】

 复习氧化还原反应一定要紧扣概念，理顺关系，正确分析元素化合价及其变化情况，要反复训练，以达到准确掌握和灵活运用知识的目的。重点解决(1)电子转移;(2)氧化性、还原性及其强弱的判断;(3)相关计算的方法、技巧等方面的问题。

第一课时

【复习目标】  
1、了解氧化还原反应与四种基本反应类型的联系。  
2、理解氧化还原反应的基本概念并能运用概念分析相关问题。  
3、掌握用“单线桥法”和“双线桥法”表示氧化还原反应中的电子转移情况。  
【复习重点】  
1、基本概念  
2、“单线桥法”和“双线桥法”  
【复习方法】  
问题引入法  
【复习过程】  
考点1 氧化还原反应与四大反应类型之间的联系  
[案例导入]  
[迁移•体验]1-1-1下列化工生产过程中所发生的反应不属于氧化还原反应的是  ( )  
 A.用红磷制白磷      B.用氧化铝制金属铝  
 C.用氯气制漂白粉     D.用金属钠制过氧化钠  

[知识梳理]  
1、置换反应都是氧化还原反应。  
2、复分解反应都不是氧化还原反应。  
3、有单质参加的化合反应是氧化还原反应。  
4、有单质参加的分解反应是氧化还原反应。

考点2 氧化还原反应基本概念  
[案例导入]  
[迁移•体验]1-2-1赤铜矿的成分是Cu2O,辉铜矿的成分是Cu2S,将赤铜矿与逃铜矿混合加热有以下反应:2Cu2O + Cu2S =6Cu + SO2  。对于该反应，下列说法正确的是  ( )  
 A.该反应的氧化剂只有Cu2O    
B.Cu既是氧化产物又是还原产物  
 C. Cu2S在反应中既是氧化剂又是还原剂  
 D.还原产物与氧化产物的物质的量之比为1:6

[解析] Cu2O和Cu2S中的铜元素都是由+1价降到0价,故Cu2O和Cu2S都作氧化剂;而Cu2S中的硫元素从-2价升高到了+4价,故Cu2S又作还原剂,即Cu2S既是氧化剂又是还原剂。在反应中Cu是还原产物,SO2是氧化产物,其物质的量之比为6:1。  
[知识梳理]  
1、氧化还原反应的本质和特征  
本质：有电子转移(得失和偏移);特征：反应前后化合价有变化。  
2、基本概念  
反应物 化合价 得失电子 表现性质 发生的变化 生成物  
氧化剂     \_\_\_\_\_\_产物  
还原剂     \_\_\_\_\_\_产物  
3、氧化还原反应中反应物、生成物之间的联系

氧化剂   +   还原剂    =    还原产物   +   氧化产物

4、口诀:氧化剂得、低、还，还原剂失、高、氧。  
[迁移•体验]1-2-2  
5、常见的氧化剂和还原剂(P1)

考点3 氧化还原反应中电子转移的表示方法  
形式                   示例 箭头意义及指向

双线桥法   
2Na2S+Na2SO3+3H2SO4==3S↓+3Na2SO4+3H2O

   由反应物指向生成物,且两端指向化合价变化的同一种元素,需注明电子的得与失

单线桥法

2Na2S+Na2SO3+3H2SO4==3S↓+3Na2SO4+3H2O 由还原剂指向氧化剂,无须注明电子的得与失  
[迁移•体验]  
1-3-1(1)用单线桥法分析下面反应中电子转移的情况,并指出氧化剂和还原剂。   
  Cu + 4HNO3 = Cu(NO3)2 + 2NO2↑ + 2H2O  
(2)用双线桥法分析下面反应中电子转移的情况,并指出氧化剂和还原剂。  
  2Al + 2NaOH + 6H2O = 2NaAlO2 + 3H2↑ + 4H2O  
1-3-2[解析]A中Cu失电子数为2e-×3,N得电子数为3e-×2;B中CuO得电子而H2失电子。  
[巩固练习] 标明下列氧化还原反应中电子转移的方向和数目,并指出氧化剂、还原剂、氧化产物、还原产物。  
(1) MnO2 + 4HCl     MnCl2+Cl2↑+2H2O  (2) KClO3 +6HCl = 2KCl + 3Cl2↑ + 3H2O  
(3) H2O2 +2FeSO4 + H2SO4 = Fe2(SO4)3 + 2H2O (4) 2H2O2 ===  2H2O + O2↑  
(5) 5NH4NO3    4N2↑ +2HNO3 +9H2O  
(6) 5H2O2+2KMnO4+3H2SO4=K2SO4+2MnSO4+5O2 ↑+8H2O  
【作业布置】《梯度训练》氧化还原反应(一)必做题:1～14  选做题:15、16

第二课时

【复习目标】  
1、理解氧化性、还原性强弱判断的方法。  
2、了解氧化还原反应的基本类型。  
3、掌握用氧化还原反应方程式的配平方法。  
【复习重点】  
1、氧化性、还原性强弱判断的主要方法。  
2、运用“化合价升降法”配平氧化还原反应方程式  
【复习方法】  
问题引入法  
【复习过程】  
考点4 氧化性、还原性强弱的判断  
[案例导入]  
[范例1]  
[知识梳理]   
1、元素处于最高价、最低价和中间价态时的性质特点  
最高价,只具有氧化性;最低价,只具有还原性;中间价,既有氧化性又有还原性。  
2、氧化性、还原性强弱的比较途径  
(1)根据元素所在周期表位置关系判断： 同主族元素从上到下,单质还原性增强,离子氧化性减弱;同周期元素从左到右,单质氧化性增强,还原性减弱。  
(2)根据可变价金属被氧化的程度判断：如氯气和硫跟铁反应时,产物中铁的化合价分别为+2和+4价,可见Cl2的氧化性比S强。  
(3)根据一个已知的氧化还原反应判断(电解反应除外)：  
氧化性：氧化剂>氧化产物 ;  还原性：还原剂>还原产物  
(4)根据金属活动性顺序比较(注意Fe的价态)：K Ca Na Mg Al Zn Fe Sn Pb (H) Cu Hg Ag Pt Au  
位置靠前的金属,单质还原性较强,其离子的氧化性性较弱。  
(5)根据非金属活动性顺序比较：F O Cl Br I S   
位置靠前的非金属,单质氧化性较强,其离子的还原性较弱。  
(6)根据原电池和电解池电极的极别或发生的反应判断：  
①原电池两金属电极,还原性:负极金属>正极金属; ②电解反应中,阴极上先放电的阳离子       氧化性较强,阳极上先放电的阴离子还原性较强。  
(7)根据反应条件(即难易程度)判断：  
①浓度:具有氧化性(或还原性)的物质浓度越大,其氧化性(或还原性)越强,反之,其氧化性(或还原性)越弱。如氧化性：浓HNO3>稀HNO3。  
②温度:升温氧化剂的氧化性(或还原剂的还原性)增强。如  
2KMnO4+16HCl=2KCl+2MnCl2+5Cl2↑+8H2O (常温),MnO2+4HCl=MnCl2+Cl2↑+2H2O (加热)  
氧化性: KMnO4>MnO2  
③溶液的酸碱度:一般在酸性环境下,氧化性较强。 如酸性KMnO4溶液或酸性K2Cr2O7溶液。  
[注意]氧化性、还原性的强弱只与原子得失电子的难易有关,而与得失电子的多少无关。  
[迁移•体验]2-1-1常温下,下列三个反应都能向右进行:2W-　+　X2 ＝ 2X-  +  W2  ;2Y-　+　W2 ＝ 2W-  +  Y2 ; 2X-　+　Z2 ＝ 2Z-  +  X2。由此得出的正确结论是   ( )  
A.X-、Y-、Z-、W-中Z-的还原性最强   B.X2、Y2、Z2、W2中Z2氧化性最弱  
C. 2Z-　+　Y2 ＝ 2T-  +  Z2不能向右进行   D.还原性X->Y-  
[解析]氧化性：Z2>X2>W2>Y2 还原性：Z-<X-<W-<Y-  
[迁移•体验]2-1-2PbO2是很强的氧化剂,在酸性溶液中可将Mn2+氧化成MnO4-。取一支试管,  
加入少量的固体和2mL6mol/LH2SO4溶液,然后滴入2ml1mol/LMnSO4溶液。试回答:  
反应的化学方程式 5PbO2 + 2H2SO4 +2MnSO4 = 4PbSO4 + Pb(MnO4)2 + 2H2O  
(2)能否用盐酸来代替硫酸不能(填“能”或“不能”),并用化学方程式回答。  
PbO2 + 4HCl = PbCl2 + Cl2↑+ 2H2O

考点5 氧化还原反应方程式的配平及其应用  
[练习与思考]配平下列氧化还原反应反应方程式,并作简单分类  
C +  H2SO4(浓) —— CO2 ↑ +  SO2↑ +  H2O  
2、 Cu +  HNO3(稀) ——  Cu(NO3)2 +  NO↑ +  H2O  
3、 KClO3 ——  KCl  +  O2↑   
4、 Cl2  +  KOH(浓)  ——  KCl  +  KClO3  +   H2O  
5、 H2S  +  SO2 ——  S  +  H2O  
[归纳]1、氧化还原反应的分类  
(1)分子间的氧化还原反应－－其特点为氧化剂和还原剂是不同物质。  
①全部氧化还原反应：变价元素的所有原子的价态均发生了变化。  
②部分氧化还原反应：变价元素的原子只有部分价态发生了变化。  
(2)分子内氧化还原反应(自身氧化还原反应)－－自身氧化还原反应是指氧化剂和还原剂都是同一物质的氧化还原反应,反应时物质里的不同元素或相同元素间发生了电子转移。  
(3)歧化反应－－同一物质中同一价态的同一元素发生的氧化还原反应(简称“三同”反应)。同一价态的元素在发生氧化还原反应过程中发生了“化合价变化上的分歧”,有些升高,有些降低。歧化反应是自身氧化还原反应的一种特例。  
(4)归中反应－－不同物质不同价态的同种元素间的氧化还原反应。

2、氧化还原反应方程式的配平  
化合价升降法配平氧化还原反应方程式的步骤：(1)标价态;(2)列变化;(3)求总数;(4)配系数。  
几种特殊类型及配平技巧：  
1、三种元素变价的反应类型（整体配平法）  
例1： \_\_Cu2S +\_\_HNO3  － \_\_Cu(NO3)2 +\_\_H2SO4 +\_\_NO↑+\_\_H2O

2、离子方程式（一电子守恒、二电子守恒、三原子守恒）  
例2： MnO4-  +  H+  +  Cl-  —  Mn2+  +  Cl2↑ +  H2O

3、缺项配平(缺项,即化学方程式中尚有某些物质空缺)  
缺项一般是非氧化还原的物质，最常见为酸、碱或水。可先观察，初步确定所缺物质，然后配平；也可以先不理会缺项，进行一般步骤的配平，最后观察确定缺项所含元素,并进一步确定其化学式。两种方法应视具体情况灵活应用。  
例3、 Zn  +  H+  +  NO3-  —    Zn2+ +   NH4+ +  \_\_\_\_\_\_\_\_

\*4、含元素价态难确定物质的反应。（整体零价法）  
例4： \_\_Fe3C +\_\_HNO3◊ \_\_Fe(NO3)3 +\_\_CO2 +\_\_NO +\_\_H2O  
【主要技巧】虚设价态,Fe3C中的Fe和C可以都设为零价(零价配平法),也可以设Fe为+3价,C为-9价,只要符合化合价代数和为零的原则,可以不拘泥于实际,而以方便为准,随意虚设价态  
\*5、有机物的氧化还原反应    
有机物被氧化或还原时,通常是碳元素变价。当有机物化学式较简单时,可与无机物一样计算碳原子的价态变化;当有机物化学式较复杂时,(以结构式出现时,先改写成化学式)适宜计算分子中所有碳原子总化合价的变化。如C6H5CHO◊C6H5COOH,反应前碳元素7个原子总化合价为-4价,反应后为-2价,共升高2价。

\*6、方程式中含不定值原子数的化合物。  
例5：\_\_\_\_\_Na2Sx+\_\_\_\_\_\_\_NaClO+\_\_\_\_\_\_\_NaOH◊\_\_\_\_\_\_Na2SO4+\_\_\_\_\_NaCl+\_\_\_\_\_\_\_H2O  
此时宜计算x个S原子的总化合价变化数:升高:6x-(-2)=6x+2

[归纳总结]对于氧化还原反应的配平,关键在于变价元素化合价的标定。同时,注意分析氧化还原反应的类型,不同类型的氧化还原反应,应该用不同的方法配平,必须一一掌握,这样才能解决一些比较复杂的问题。  
【作业布置】配平下列方程式  
(1) \_\_\_KMnO4 + \_\_\_HCl（浓）——\_\_\_KCl + \_\_\_MnCl2 + \_\_\_Cl2↑+ \_\_\_H2O  
(2) \_\_\_Zn + \_\_\_HNO3（稀）—— \_\_\_Zn(NO3)2 + \_\_\_NH4NO3+ \_\_\_H2O   
(3) \_\_\_FeS + \_\_\_H2SO4（浓）—— \_\_\_Fe2(SO4)3 + \_\_\_S↓+ \_\_\_SO2↑+ \_\_\_H2O  
(4) \_\_\_Zn + \_\_\_NO3- + \_\_\_OH- + \_\_\_H2O —— \_\_\_NH3↑+\_\_\_Zn(OH)42-  
(5)\_\_\_Fe2+  + \_\_\_MnO4－ +＿\_H+  —— \_\_\_Fe3+  +\_\_\_Mn2+  +\_\_\_H2O  
(6) \_\_\_NaBiO3+ \_\_\_Mn2+ + \_\_\_H+ —— \_\_\_Na+ + \_\_\_\_Bi3+ + \_\_\_MnO4- +\_\_\_\_\_\_\_\_  
(7) \_\_\_FeS2 + \_\_\_O2 —— \_\_\_Fe2O3 + \_\_\_\_SO2  
(8) \_\_\_P + \_\_\_CuSO4 + \_\_\_H2O —— \_\_\_Cu3P + \_\_\_H3PO4 + \_\_\_H2SO4  
        第三课时   
【复习目标】  
1、掌握氧化还原反应的一些重要规律。  
2、学会利用守恒思想解决氧化还原反应的问题。  
【复习重点】  
1、氧化还原反应的重要规律  
2、守恒思想  
【复习方法】  
问题引入法  
【复习过程】  
考点6 氧化还原反应的重要规律  
[案例导入]  
[范例1] 在100gNaBr、NaI的混合溶液中,NaBr为1.03g,NaI为1.50g。现加入含有Cl20.355g的新制饱和氯水,振荡后加入四氯化碳,再振荡后静置,应出现的现象是    ( )  
 A.油层沉于水层下面呈紫色   B.油层浮于水层上面呈橙色  
 C.油层浮于水层上面呈紫橙色  D.油层沉于水层下面呈紫橙色  
[解析]n(Cl2)=0.355/71mol=0.005mol n(NaI)=1.50/150=0.01mol=2n(Cl2)  还原性：I->Br-  
 故Cl2只能氧化NaI析出碘，被四氯化碳萃取后使油层呈紫色。  
[知识梳理] 1、优先律：同等条件下,谁强谁先。(其规则是：“强者”先反应)。  
[巩固练习]向含1mol FeBr2的溶液中滴加氯水,当溶液中的Br-有1/2被氧化时,反应掉的Cl2的物质的量有多少?  
[解析] n(Cl2)×2 = 1mol×1 + 2mol×1/2×1   n(Cl2) = 1mol  
【例题1】硫酸在下列反应中各表现了什么性质（A氧化性；B还原性；C酸性）  
(1)3H2SO4+Fe2O3==Fe2(SO4)3+3H2O         (   C )  
(2)2H2SO4(浓)+C==CO2↑+2SO2↑+2H2O        ( A )  
(3)2H2SO4(浓)+2FeSO4==Fe2(SO4)3+SO2↑+2H2O      (   AC )  
(4)2Na2S+Na2SO3+3H2SO4==3S↓+3Na2SO4+3H2O      ( C )  
[解析]根据硫酸所含硫元素的化合价是否变化可判断硫酸在反应中所表现的性质。  
[知识梳理]2、价态律－－即根据元素化合价推断粒子性质的规律。

【例题2】下面反应的电子得失关系有否错误?                            
如果错误,指出违反了什么规则?             KClO3+6HCl==KCl+3Cl2↑+3H2O  
\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_                               
[知识梳理]3、转化律(其规则是：“归中不交叉”)。  
【例题3】已知反应：（1）Fe3++2I-=2Fe2++I2，（2）Br2+2Fe2+=2Br-+2Fe3+，下列离子按还原性从强到弱的顺序排列正确的是           ( )  
    A. Br-、Fe2+、I- B. I-、Fe2+、Br- C. Br-、I-、Fe2+ D. Fe2+、I-、Br-  
[知识梳理]4、强弱律。  
【例题4】(00全国)硫代硫酸钠可作为脱氯剂，已知25.0mL0.100mol/LNa2S2O3溶液恰好把224mL（标准状况下）Cl2完全转化为Cl-离子，则S2O32-将转化成    ( )  
A.S2-    B.S    C.SO32-   D.SO42-  
[解析]设Na2S2O3被氧化后S的化合价变为+x  
0.025L×0.1mol•L-1×2×(x－2) = 0.224L/22.4L•mol-1×2 ×1   x = 6  
[知识梳理]5、守恒律：对于一个完整的氧化还原反应,化合价升降总数相等,得失电子总数相等。  
[变式•拓展]2-3-1 1.92gCu投入到一定量的浓硝酸中,Cu完全溶解,生成气体颜色越来越浅,共收集到标准状况下672mL气体,将盛有此气体的容器倒扣在水槽中,通入标准状况下一定体积的O2,恰好使气体完全溶于水,则通入O2的体积为       ( )  
 A.504mL    B.336mL   C.224mL   D.168Ml  
[解析]反应中1.92gCu(0.3mol)失去0.06mol电子,最终为O2所得,  
故需要O2:0.06mol/4×22.4L•mol = 0.336L =336mL

考点7 利用守恒思想进行氧化还原反应的计算  
[样题1]Na2Sx在碱性溶液中可被NaClO氧化为Na2SO4,而NaClO被还原为NaCl,若反应中Na2Sx与NaClO的物质的量之比为1:16,则x的值为       ( )  
 A.2    B.3    C.4    D.5  
[解析] Na2Sx ～xNa2SO4   NaClO ～ NaCl  
(失电子数)   1×[6x － (-2)] = 16×2    (得电子数)  
     x = 5  
[讲述]氧化还原反应的计算问题是对氧化还原反应理论的实际应用。化学反应的实质是原子间的重新结合，所以，一切化学反应都存在着质量守恒，氧化还原反应中得失电子数相等，离子化合物及电解质溶液中阴、阳离子的电荷数相等，以及一些化学变化前后恒定不变的量。如果把这些量的关系作为解题的依据，则可化繁为简，化难为易。  
(1)质量守恒定律的内容，从宏观上阐述是：参加化学反应的各物质的质量总和等于反应后生成的各物质的质量总和;从微观领域阐述则是：在一切化学反应中，反应前后原子的种类、个数（或数目），原子质量没有变化，因此，质量守恒。  
(2)原子守恒: 化学反应中,反应前后原子个数保持不变。  
(3)电荷守恒: 在离子化合物或电解质溶液中,由于化合物或整个溶液不显电性,故所有阳离子所带电荷总数等于所有阴离子所带的电荷总数。在具体应用中值得注意的是,不要误认为阴阳离子个数相等。  
(4)电子守恒: 在氧化还原反应中所有还原剂失去电子数目,一定等于所有氧化剂得到电子的数目,得失电子数目保持守恒。  
[归纳]  
1、有关氧化还原反应计算的的基本依据是“电子得失守恒”;  
2、要点在于标好化合价,正确计算得失电子数;  
3、在该类型的复杂计算中,只要准确判断反应过程的起点、终点,忽略反应过程,即可运用电子得失守恒、质量守恒、电荷守恒,直接列式求解。  
【作业布置】  
【巩固练习3】  
1、(02全国)R、X、Y和Z是四种元素，其常见化合价均为+2价，且X2+与单质R不反应；X2+　+　Z ＝ X + Z2+ ； Y + Z2+ ＝ Y2+ + Z。这四种离子被还原成0价时表现的氧化性大小符合    ( )  
A.R2+>X2+>Z2+>Y2+  B.X2+>R2+>Y2+>Z2+  C.Y2+>Z2+>R2+>X2+   D.Z2+>X2+>R2+>Y2+    
2、在2KMnO4 + 16HCl(浓) = 2KCl + 2MnCl2 + 5Cl2 ↑ + 8H2O的反应中,未被氧化的HCl与被氧化的HCl的质量比是                 ( )  
A.16:5   B.2:5    C.1:4    D.3:5  
3、(99全国)一定条件下硝酸铵受热分解的化学方程式（未配平）为：NH4NO3 － HNO3+N2↑+H2O，在反应中被氧化与被还原的氮原子数之比为           ( )  
A.5：3 　　　　　 B.5：4　　　　　　C.1：1 　　　　 D.3：5  
4、下列反应中,水作还原剂的是             ( )  
A. 2Na+2H2O=2NaOH+H2↑    B. Cl2+H2O=HCl+HClO  
C. 2F2+2H2O=4HF+O2    D. SO2+H2O=H2SO3   
5、(06全国)已知下列分子或离子在酸性条件下都能氧化KI,自身发生如下变化:H2O2     H2O   
IO3-      I2   MnO4-      Mn2+    HNO2     NO 。如果分别用等物质的量的这些物质氧化足量的KI,得到I2最多的是               ( )  
 A. H2O2   B.IO3-   C.MnO4-   D.HNO2  
6、今有下列三个氧化还原反应(1)2FeCl3+2KI = 2KCl+2FeCl2+I2        (2)2FeCl2+Cl2 = 2FeCl3    
(3)2KMnO4+16HCl = 2KCl+2MnCl2+5Cl2↑+8H2O ,若某溶液中有Fe2+、I－和Cl－共存,要除去I－而不影响Fe2+和Cl－,可加入的试剂是              ( )  
   A. Cl2    B. KMnO4   C. FeCl3   D. HCl  
7、(03全国理综)在一定条件下,PbO2与Cr3+反应,产物是Cr2O72-和Pb2+,则与1molCr3+反应所需PbO2的物质的量为                 ( )  
 A.3.0mol   B.1.5mol   C.1.0mol   D.0.75mol  
8、将1mol的Cu2S跟足量的稀HNO3反应，生成Cu(NO3)2、H2SO4、NO和H2O,则参加反应的硝酸中被还原的硝酸的物质的量是多少?

9、(02江苏综合)在100mL含等物质的量HBr和H2SO3的溶液里通入0.01mol/LCl2,有一半Br-变为Br2。原溶液中HBr和H2SO3的浓度都都等于多少？

10、现有反应14CuSO4 + 5FeS2 + 12H2O = 7Cu2S + 5FeSO4+ 12H2SO4 ,(1)标明电子转移方向和数目,并指出氧化剂和还原剂;(2)每生成5mol FeSO4,其中氧化产物是多少?(3)14mol CuSO4能氧化FeS2多少mol?

【典型题选】  
1、G、Q、X、Y、Z均为氯的含氧化合物，我们不了解它们的化学式,但知道它们在一定条件下具有如下的转换关系（未配平）（1）G →Q+NaCl （2）Q+H2O      X+H2    
（3）Y+NaOH→G+Q+H2O  （4）Z+NaOH → Q+X+H2O  这五种化合物中氯的化合价由低到高的顺序为               ( )  
A. Q G Z Y X  B. G Y Q Z X  C. G Y Z Q X  D. Z X G Y Q  
2、对反应14CuSO4+5FeS2+12H2O=7Cu2S+5FeSO4+12H2SO4,下列说法不正确的是 ( )  
A. 氧化剂只有CuSO4    B .FeS2既是氧化剂又是还原剂   
C. Cu2S是还原剂.     D.被氧化与被还原的FeS2质量比为3 :7  
3、在3Cl2  +  6KOH  =  5KCl  +  KClO3  +  3H2O中,被氧化的氯元素与被还原的氯元素的质量比为\_\_\_\_\_\_。  
4、写出下列反应的化学方程式. 指出它们的共同点; 判断水在该反应中是否氧化剂、还原剂?  
(1)氯气与水反应\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_  
(2)过氧化钠与水反应\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_  
(3)二氧化氮与水反应\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_  
(4)双氧水分解\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_  
5、浓硫酸有强氧化性,二氧化硫有强还原性,二氧化硫能否用浓硫酸干燥?理论依据是什么?  
\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_  
6、写出当FeBr2和Cl2物质的量为4∶5反应时的离子方程式\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_  
7、一定条件下,RO3n-和I-发生反应的离子方程式为: RO3n- + 6I- + 6H+ = R- + 3I2 + 3H2O   
(1)RO3n-中R元素的化合价为\_\_\_\_\_\_\_\_\_  (2)R元素原子的最外层电子数是\_\_\_\_\_\_  
8、氰(CN)2、硫氰(SCN)2的化学性质与卤素(X2)很相似,化学上称为拟卤素.它们阴离子的还原性强弱为:Cl-<Br-<CN-<SCN-<I- 试写出  
(1)(CN)2与KOH溶液反应的化学方程式\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_  
(2)在NaBr和KSCN的混和物中加入(CN)2,反应的离子方程式为\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_  
9、在热的稀硫酸溶液中溶解了11.4gFeSO4,当加入50mL0.5mol •L-1 KNO3 溶液后,其中的 Fe2+全部转化成了Fe3+, KNO3也反应完全,并有氮氧化物NxOy逸出.  
FeSO4 + KNO3 + H2SO4→ K2SO4 + Fe2(SO4)3 + NxOy + H2O (未配平)   
推算出x=\_\_\_\_\_\_\_,y=\_\_\_\_\_\_\_  
10、(04天津)将32.64克铜与140mL一定浓度的硝酸反应,铜完全溶解产生的NO和NO2混合气体在标准状况下的体积为11.2L。请回答:  
(1)NO和NO2的体各为多少L?  
(2)待产生的气体全部释放后,向溶液中加入VmLamol/L的NaOH溶液,恰好使溶液中的Cu2+全部转化为沉淀,则原硝酸溶液的浓度为多少?  
\*(3)欲使铜与硝酸反应生成的气体在NaOH溶液中全部转化为NaNO3,至少需要30%的双氧水多少克?  
解析：(1)Cu与HNO3反应过程中,Cu作还原剂失去的电子等于HNO3作氧化剂得到的电子,即得失电子守恒,设还原产物NO2、NO物质的量分别为x、y。  
 由电子守恒得：32.64g/64g/mol×2 = 3x + 2y  
 由11.2L混合气体得：x + y = 11.2L/22.4L/mol  
 解得：x = 0.26mol  y=0.24mol  
 故：V(NO2) = 0.26mol×22.4L/mol = 5.8L  V(NO) = 0.24mol×22.4L/mol = 5.4L  
 (2) Cu与HNO3反应中,硝酸既显氧化性又显酸性。其中显氧化性的硝酸全部转化为NO2、NO,显酸性或过量硝酸全部与加入VmLamol/LNaOH溶液反应,当溶液中的Cu2+全部转化为沉淀时,消耗的NaOH的物质的量就等于溶液中NO3-的物质的量。  
 显酸性及过量硝酸：n(HNO3) = n(NO3-) = n(NaOH) =V×a×10-3mol;  
显氧化性硝酸: n(HNO3) = 0.26mol+0.24mol = 0.5mol  
 原硝酸的物质的量：n(HNO3) = aV×10-3mol+0.5mol  
 c(n(HNO3) = (aV×10-3+0.5)/0.14mol/L  
 (3)欲使铜与硝酸反应生成的NO2、NO全部被H2O2氧化,由得失电子守恒得, 32.64克铜失去的电子数等于质量为x的H2O2得到的电子数。  
 故：32.64/64×2 = x×30%/34×2  
 解得：x = 57.8g

11、对一定量的KClO3加热使其部分分解,然后向反应后的混合物中加入足量硫酸并加热发生如下反应:KClO3+5 KCl+3H2SO4==3Cl2↑+3K2SO4+3H2O 假设原KClO3为m mol,第一步反应KClO3分解率为a,两步反应生成的O2与Cl2总物质的量为n mol.  
(1)计算当氯元素全部转化为Cl2时的a值及n与m的函数关系式.  
(2)讨论在a取不同值时,n与a、m的函数关系式及n的最大值.

12、配平并用双线桥法标明电子转移情况

\_\_P+\_\_CuSO4+\_\_H2O=\_\_Cu3P+\_\_H3PO4+\_\_H2SO4

(1)每11molP参加反应,其中作氧化剂的是\_\_\_\_,作还原剂的是\_\_\_\_\_。  
(2)每5molCuSO4氧化P所生成的H3PO4是\_\_\_\_\_。

13、向含有nmolFeI2的溶液中通入xmolCl2，请分析当通入不同量的氯气时，溶液中所发生的反应及所得到的氧化产物，并写出相应x的取值范围(用含有n的式子表示)。