## **高考化学易错点汇总**

## **01无机化学**

1．钠和盐溶液反应，不能置换出盐中的金属，与熔融的盐反应才能置换出盐中的金属。

2．无论Na与O2反应生成Na2O还是Na2O2，只要参与反应的Na的质量相等，则转移电子的物质的量一定相等。

3．Li和O2反应只生成Li2O。

4．Na及其化合物发生焰色反应时火焰颜色均为黄色，且该变化为物理变化。鉴别Na、K利用焰色反应，二者混合时鉴别K元素要隔着蓝色钴玻璃。

5．Na2O2的电子式为，阴阳离子个数比为1∶2。

6．1 mol Na2O2与足量水或二氧化碳的反应中转移的电子数为*N*A。

7．Na2O2具有强氧化性，能氧化破坏有机色素的分子结构，具有漂白性。

8．Na2O2与SO2反应的化学方程式为Na2O2＋SO2=Na2SO4。

9．电解法冶炼活泼金属使用的是熔融的金属盐或金属氧化物，不是盐溶液。钠、镁、铝的冶炼是电解熔融的NaCl、MgCl2、Al2O3；不用氧化镁是因为其熔点高，不用氯化铝是因为AlCl3是共价化合物，熔融态不导电。

10．碱金属(如：Na、K)与酸反应,有时要考虑其与水的反应。也就是说不管酸足量与否,碱金属一定会完全反应。生成H2的量取决于碱金属的量。周期表中从上到下碱金属的密度呈现增大的趋势，但K反常。

11．能与冷水反应放出气体单质的物质不一定是活泼的金属单质或活泼的非金属单质，还可以是2Na2O2＋2H2O=O2↑＋4NaOH。

12．加热Mg(HCO3)2溶液生成的是Mg(OH)2沉淀，而不是MgCO3沉淀，因为Mg(OH)2比MgCO3更难溶于水。反应方程式为Mg(HCO3)2MgCO3↓＋CO2↑＋H2O MgCO3＋H2OMg(OH)2＋CO2↑。

13．要逐一溶解Al(OH)3和AgCl时,要先加NaOH再加氨水,以防止先加氨水生成银氨溶液溶解Al(OH)3。

14．虽然自然界含钾的物质均易溶于水，自然界钾元素含量不低，但以复杂硅酸盐形式存在难溶于水，故需施钾肥来满足植物生长需要。

15．自然界中有少量游离态的铁(陨石中)，纯净的铁块是银白色的，而铁粉是黑色的。

16．热还原法中使用的还原剂为碳、一氧化碳和氢气，在高炉炼铁中，加入的还原剂是焦炭，但真正作还原剂是CO。

17．Fe与Cl2反应只能生成FeCl3，与I2反应生成FeI2，与反应物的用量无关。

18．Fe与水蒸气在高温下反应生成H2和Fe3O4，而不是Fe2O3。

19．过量的Fe与硝酸作用，或在Fe和Fe2O3的混合物中加入盐酸，均生成Fe2＋。要注意产生的Fe3＋还可以氧化单质Fe这一隐含反应：Fe＋2Fe3＋=3Fe2＋。

20．NO3-与Fe2＋在酸性条件下不能共存。

21．Fe2O3、Fe(OH)3与氢碘酸反应时，涉及Fe3＋与I－的氧化还原反应，产物为Fe2＋、I2和H2O。

22．Fe(OH)3胶体的制备方法是将饱和FeCl3溶液滴加到沸水中，加热至呈红褐色后立即停止加热。胶体不带电，带电的是胶粒。

23．FeCl3溶液加热浓缩时，因Fe3＋水解和HCl的挥发，得到的固体为Fe(OH)3，灼烧后得到红棕色Fe2O3固体；而Fe2(SO4)3溶液蒸干时，因硫酸是难挥发性的酸，将得不到Fe(OH)3固体，最后得到的固体仍为Fe2(SO4)3。

24．注意亚铁盐及Fe(OH)2易被空气中氧气氧化成三价铁的化合物。如某溶液中加入碱溶液后，最终得到红褐色沉淀，并不能断定该溶液中一定含有Fe3＋，也可能含有Fe2＋。

25．FeCl2可以由化合反应制得,但不可由单质间通过化合而制得。

26．在分析浓盐酸和二氧化锰,浓硫酸和铜等反应问题时,要看清楚是提供nmol酸还是有nmol酸参加反应,这里要注意酸由浓变稀所带来的问题；要看清楚是有nmol酸参加反应,还是有nmol酸被氧化(或被还原)。

27．铜合金有①青铜(含Sn、Pb等)；②黄铜(含Zn、Sn、Pb、Al等)；③白铜(含Ni、Zn、Mn)。

28．Cu和一定量的浓HNO3反应，产生的是NO2和NO的混合气体，当Cu有剩余，再加入稀H2SO4，Cu继续溶解。

29．常见的铜矿有黄铜矿(主要成分为CuFeS2)、孔雀石[主要成分为CuCO3·Cu(OH)2]等。此外铁在自然界中还以游离态的形式存在于陨铁中。自然界中也存在少量的单质铜。

30．并不是Al与所有金属氧化物均能组成铝热剂，该金属氧化物对应的金属活泼性应比铝弱。

31．与[Al(OH)4]-不能大量共存的离子有H+、Al3+、Fe3+、HCO3-等。要注意[Al(OH)4]-与HCO3-的反应并非相互促进水解,而是因为酸性HCO3->Al(OH)3。

32．氟气与氢氧化钠溶液可发生反应：2NaOH+2F2=2NaF+OF2+H2O。

33．CaH2与Na2O2、CaC2、FeS2化合物类型相同,但化学键类型不完全相同，CaH2只有离子键。

34．自然界中无游离态的硅，通常原子晶体不导电，但硅是很好的半导体材料，是制作光电池的材料。SiO2不导电，是制作光导纤维的材料。

35．工业上制备粗硅，是用过量的C和SiO2高温下反应，由于C过量，生成的是CO而不是CO2。

36．SiO2不导电，是制作光导纤维的材料；Si是半导体，是制作光电池的材料。

45．SiO2是酸性氧化物，酸性氧化物一般能与水反应生成酸，但SiO2不溶于水；酸性氧化物一般不与酸作用，但SiO2能与HF反应，不过SiO2不属于两性氧化物，因为该反应生成的不是盐和水。

37．硅酸盐大多难溶于水，但硅酸钠水溶液称为泡花碱或水玻璃，却是盐溶液且属一种矿物胶。NaOH溶液或纯碱溶液能用玻璃试剂瓶(内壁光滑)，但不能用玻璃塞，因玻璃塞中裸露的二氧化硅与碱性溶液反应生成硅酸钠将瓶塞与瓶口粘在一起。

38．水泥、玻璃与陶瓷是三大传统无机非金属材料；碳化硅、氮化硅等是新型无机非金属材料。

39．液氯密封在钢瓶中，而氯水、次氯酸应保存在棕色试剂瓶中。

40．1 mol Cl2参加反应，转移电子数不一定为2*N*A。如反应Cl2＋2NaOH===NaCl＋NaClO＋H2O，1 mol Cl2参加反应，转移电子数目为*N*A。

41．实验室制Cl2，除了用MnO2和浓盐酸反应外，还可以用KMnO4、KClO3、NaClO与浓盐酸反应且都不需要加热，因此酸性KMnO4溶液用的是H2SO4酸化而不是盐酸。

42．ClO－不论在酸性环境中还是在碱性环境中均能体现强氧化性，如ClO－与SO3**2**－、I－、Fe2＋均不能大量共存；向Ca(ClO)2溶液中通入SO2气体生成CaSO4而不是CaSO3，其离子方程式为Ca2＋＋3ClO－＋SO2＋H2O=CaSO4↓＋Cl－＋2HClO(少量SO2)；Ca2＋＋2ClO－＋2SO2＋2H2O=CaSO4↓＋2Cl－＋SO42－＋4H＋(过量SO2)。

43．利用加压液化法分离NH3,这与氢键有关(氨气的沸点比较高)。

44．NH5(NH4H)是离子晶体,溶于水溶液显碱性：NH5+H2O=NH3·H2O+H2

45．.SO2通入石灰水中的现象与CO2类似,但比起CO2现象产生得快。主要原因有：SO2比CO2溶解度大,且对应H2SO3酸性比H2CO3强。

46．AgCl能溶于足量的氨水,生成银氨络离子；银氨溶液中加足量的盐酸又能生成AgCl沉淀。[Ag(NH3)2]-+OH-+Cl-+3H+=AgCl+2NH+4+H2O要警惕类似反应出现在推断题中。

47．大气中大量二氧化硫来源于煤和石油的燃烧以及金属矿石的冶炼。

48．活性炭、二氧化硫、氯水等都能使品红褪色，但反应本质有所不同，活性炭是吸附品红，为物理变化，SO2是生成不稳定的化合物且可逆，氯水是发生氧化还原反应且不可逆。

49．在次氯酸钠溶液中通入少量二氧化硫得到的不是亚硫酸钠与次氯酸，而是得到NaCl和H2SO4，因为次氯酸可以氧化亚硫酸钠。

50．浓硝酸、浓硫酸在常温下能与铝、铁等发生钝化反应，反应很快停止，不是不反应；但在常温下浓硫酸与铜不反应，浓硝酸与铜能反应。

51．SO2和Cl2等体积混合通入溶液中，氯气的漂白性不但不增强，反而消失。

52．把SO2气体通入BaCl2溶液中，没有沉淀生成，但若通入NH3或加入NaOH溶液，或把BaCl2改成Ba(NO3)2均有白色沉淀生成，前两者生成BaSO3沉淀，后者生成BaSO4沉淀。

53．少量SO2气体通入NaClO溶液中：SO2+H2O+3ClO-=SO42-+Cl-+2HClO,切记不是生成H+,因为NaClO过量。

54．浓盐酸和MnO2(足量)、浓H2SO4和Cu(足量，加热)、浓HNO3和Cu(足量)反应时，随反应进行，产物会发生变化或反应停止。

55．足量Zn和浓H2SO4反应，开始生成SO2，随着硫酸变稀，还会生成氢气。

56．NO只能用排水法或气囊法收集，NO2不能用排水法，可用排苯法收集。

57．工业上制备的盐酸显黄色是因为溶有Fe3＋，而浓HNO3显黄色是因为溶有NO2。

58．NO2能被NaOH溶液吸收，NO单独不能被强碱溶液吸收，NO与NO2混合能被NaOH溶液吸收。

59．NO2或NO与O2通入水的计算中常用到4NO＋3O2＋2H2O=4HNO3、4NO2＋O2＋2H2O=4HNO3两个方程式，也可以利用*n*(元素化合价的变化)，根据电子守恒进行计算。

60．强氧化性酸(如HNO3、浓H2SO4)与金属反应不生成H2；金属和浓HNO3反应一般生成NO2，而金属和稀HNO3反应一般生成NO。

61．实验室制备NH3，除了用Ca(OH)2和NH4Cl反应外，还可用浓氨水的分解(加NaOH固体或CaO)制取，而检验NH4＋须用浓NaOH溶液并加热，用湿润的红色石蕊试纸检验生成的气体，以确定NH4+的存在。

62．收集NH3时，把一团干燥的棉花放在试管口，以防止与空气对流；收集完毕，尾气处理时，应放一团用稀硫酸浸湿的棉花在试管口，以吸收NH3。

63．浓盐酸和浓氨水反应有白烟生成，常用于HCl和NH3的相互检验。

64．忽视NO在酸性条件下的强氧化性。在酸性条件下NO不能与Fe2＋、I－、SO、S2－等还原性较强的离子大量共存。

65．在书写离子方程式时，忽视HNO3的强氧化性，将氧化还原反应简单地写成复分解反应。

## **02有机物质**

1．含碳元素的物质不一定为有机物，如CO2、Na2CO3、NaHCO3等。

2．有机物不一定均易燃烧，如四氯化碳不易燃烧，而且是高效灭火剂。

3．二氯甲烷只有种种结构，因为甲烷不是平面结构而是正四面体结构，故二氯甲烷只有一种结构。

4．碳原子数超过4的烃在常温常压下不一定都是液体或固体，新戊烷是例外，沸点9.5℃，气体。

5．不能用酸性高锰酸钾溶液去除甲烷中的乙烯，乙烯被酸性高锰酸钾氧化后产生二氧化碳，故不能达到除杂目的，如果要用，还必须再用碱石灰处理。

6．聚乙烯不是纯净物，是混合物，因为它们的相对分子质量不定。

7．乙炔与溴水或酸性高锰酸钾溶液反应的速率比乙烯慢，大量事实说明乙炔使它们褪色的速度比乙烯慢得多。

8．由于电石和水反应的速度很快，不易控制，同时放出大量的热，反应中产生的糊状物还可能堵塞球形漏斗与底部容器之间的空隙，故不能用启普发生器。

9．甲烷和氯气在光照下能发生取代反应，故苯与氯气在光照（紫外线）条件下不能发生取代，苯与氯气在紫外线照射下发生的是加成反应，生成六氯环己烷。

10．苯分子中不存在单、双键交替结构。

11．苯和溴水不反应，但苯能萃取水中的溴，故能看到水层颜色变浅或褪去，而苯层变为橙红色。

12．甲苯被氧化成苯甲酸，而苯甲酸易溶于苯，仍难分离，应再用氢氧化钠溶液使苯甲酸转化为易溶于水的苯甲酸钠，然后分液。

13．石油分馏后得到的馏分为混合物，分馏产物是一定沸点范围内的馏分。

14．不能用酸性高锰酸钾溶液能区分直馏汽油和裂化汽油，直馏汽油中含有较多的苯的同系物；两者不能用酸性高锰酸钾鉴别。

15．卤代烃不一定能发生消去反应，如卤代甲烷。

16．烃基和羟基相连的有机物不一定是醇类，当苯基与羟基相连的有机物——苯酚是酚类。

17．苯酚是固体，常温下在水中溶解度不大，故大量苯酚从水中析出时产生沉淀，不可用过滤的方法分离，苯酚与水能行成特殊的两相混合物，大量苯酚在水中析出时，将出现分层现象，下层是苯酚中溶有少量的水的溶液，上层相反，故应用分液的方法分离苯酚。

18．苯酚酸性比碳酸弱，但苯酚能与碳酸钠溶液反应，苯酚的电离程度虽比碳酸小，但却比碳酸氢根离子大，所以由复分解规律可知：苯酚和碳酸钠溶液能反应生成苯酚钠和碳酸氢钠。

19．苯酚与溴水反应后，多余的溴易被萃取到苯中，而且生成的三溴苯酚虽不溶于水，却易溶于苯，所以不能用足量浓溴水除去苯中的苯酚。

20．苯酚与溴水反应生成三溴苯酚，甲苯与硝酸生成TNT，但苦味酸（三硝基苯酚）不能通过苯酚的直接硝化制得，因为向苯酚中加入浓硝酸时，大部分苯酚被硝酸氧化，产率极低。工业上一般是由二硝基氯苯经先硝化再水解制得苦味酸。

21．醇能形成酯，酚类也能形成对应的酯，如阿司匹林就是酚酯。但相对于醇而言，酚成酯较困难，通常是与羧酸酐或酰氯反应生成酯。

22．醇不一定都能发生催化氧化，如新戊醇。

23．饱和一元醇催化氧化不一定生成醛，当羟基与叔碳连接时不能被氧化、与仲碳连接时被氧化成酮，如2－丙醇。

24．醇不一定能发生消去反应，甲醇和邻碳无氢的醇不能发生消去反应。

25．酸与醇反应生成的有机物不一定是酯，如乙醇与氢溴酸反应生成的溴乙烷属于卤代烃，不是酯。

26．酯化反应不一定都是“酸去羟基醇去氢”，如乙醇与硝酸等无机酸反应，一般是醇去羟基酸去氢。

27．凡是分子中含有羧基的有机物不一定是羧酸，如碳酸中含有羧基。

28．能使有机物分子中引进硝基的反应不一定是硝化反应，如乙醇和浓硝酸发生酯化反应，生成硝酸乙酯。

29．最简式相同但分子结构不同的有机物不一定是同分异构体，如甲醛、乙酸、葡萄糖、甲酸甲酯（CH2O）；乙炔、苯（CH）。

30．相对分子质量相同但分子结构不同的有机物不一定是同分异构体，如乙烷与甲醛、丙醇与乙酸相对分子质量相同且结构不同，却不是同分异构体。

31．相对分子质量相同，组成元素也相同，分子结构不同的有机物不一定是同分异构体，如乙醇和甲酸。

32．分子组成相差一个或几个CH2原子团的物质不一定是同系物，如乙烯与环丙烷。

33．能发生银镜反应的有机物不一定是醛，如葡萄糖、甲酸、甲酸某酯可发生银镜反应，但它们不是醛。

## **03反应原理**

1．放热反应不一定在常温下就能反应，吸热反应在常温下也可能发生反应，如NH4Cl(s)与Ba(OH)2·8H2O的反应就是吸热反应，在常温下就能反应。

2．有能量变化的过程不一定是放热反应或吸热反应，如水结成冰放热但不属于放热反应。

3．旧化学键的断裂和新化学键的形成是同时进行的，缺少任一个过程都不是化学变化。

4．物质发生化学变化都伴有能量的变化，不存在没有能量变化的反应，任何化学反应都具有热效应。

5．活化能越大，表明反应断裂旧化学键需要克服的能量越高。

6．可逆反应的ΔH表示的是完全反应时的热量变化，与反应是否可逆无关、反应进行是否彻底无关。

7．催化剂能降低反应所需活化能，但不影响焓变的大小。

8．有关燃烧热的判断，一看是否以1 mol可燃物为标准，二看是否生成稳定氧化物。

9．对于中和热，燃烧热，它们反应放热是确定的，用文字表述燃烧热和中和热时，不用带“－”，而用Δ*H*表示时，必须带“－”。如甲烷的燃烧热为890.3 kJ·mol－1或甲烷燃烧时Δ*H*＝－890.3 kJ·mol－1。

10．无论是用某一反应物表示还是用某一生成物表示，由于Δ*c*是取浓度变化的绝对值，因此，其化学反应速率都取正值，且是某一段时间内的平均速率。

11．由于固体和纯液体的浓度可视为常数，故改变其用量反应速率不变。但当固体颗粒变小时，其表面积增大将导致反应速率增大。

12．压强对化学反应速率的影响是通过改变反应物浓度实现的，所以分析压强的改变对反应速率的影响时，要从反应物浓度是否发生改变的角度来分析。若改变总压强而各物质的浓度不改变，则反应速率不变，如恒容时通入稀有气体来增大压强，反应速率不变（因为浓度未改变）。

13．改变温度，使用催化剂，反应速率一定发生变化，其他外界因素的改变，反应速率则不一定发生变化。

14．其他条件一定，升高温度，不论正反应还是逆反应，不论放热反应还是吸热反应，反应速率都要增大，只不过正、逆反应速率增加的程度不同。

15．化学平衡向正反应方向移动，则反应物的转化率不一定增大，若有多种反应物的反应，当增大某一反应物的浓度，化学平衡向正反应方向移动，只会使别的反应物的转化率增大，但该物质的转化率反而减小。

16．化学平衡常数只与温度有关，与反应物或生成物的浓度无关。

17．反应能否自发进行需综合考虑焓变和熵变对反应的影响，复合判据Δ*H*－*T*Δ*S*<0的反应不一定能够实际发生，只是指出了在该条件下化学反应自发进行的趋势，还要考虑化学反应的快慢问题。

18．向恒温恒容已达平衡的反应体系中，充入“惰性气体”(不参加反应的气体)，对平衡无影响。

19．电解质、非电解质的研究对象一定指化合物,不包括单质、溶液。

20．水的离子积常数*K*w＝*c*(H＋)·*c*(OH－)，不仅适用于纯水，也适用于一切酸、碱、盐的稀溶液。在任何酸、碱、盐的稀溶液中，只要温度一定，*K*w就一定。

21．在不同溶液中，*c*(H＋)、*c*(OH－)可能不同，但任何溶液中由水电离产生的*c*(H＋)、*c*(OH－)总是相等的。在*K*w的表达式中，*c*(H＋)、*c*(OH－)均表示整个溶液中H＋、OH－总的物质的量浓度而不是单指由水电离出的*c*(H＋)、*c*(OH－)。

22．使用pH试纸测溶液pH时用蒸馏水润湿相当于将待测液稀释。

23．不能用pH试纸测定“漂白性”溶液的pH。

24．使用pH试纸测溶液的pH，读数只读取整数，如pH＝2。

25．发生水解的盐溶液不一定呈酸性或碱性，也可能呈中性，如CH3COONH4溶液呈中性。

26．稀溶液中，盐的浓度越小，水解程度越大，但由于溶液体积的增大是主要的，故水解产生的H＋或OH－的浓度是减小的，则溶液酸性(或碱性)越弱。

27．水解平衡常数(*K*h)只受温度的影响，它与*K*a(或*K*b)、*K*w的定量关系为*K*a·*K*h＝*K*w或*K*b·*K*h＝*K*w。

28．用沉淀法除杂不可能将杂质离子全部通过沉淀除去。一般认为残留在溶液中的离子浓度小于1×10－5 mol·L－1时，沉淀已经完全。

29．对于化学式中阴、阳离子个数比不同的难溶物，不能直接根据*K*sp的大小来确定其溶解能力的大小，需通过计算转化为溶解度。

30．*K*sp只与难溶电解质的性质和温度有关，与沉淀的量无关。

31．.溶液中离子浓度的变化只能使溶解平衡移动，并不能改变溶度积。

32．*K*sp小的难溶电解质也能向*K*sp大的难溶电解质转化，需看溶液中生成沉淀的离子浓度的大小。

33．相同类型的难溶电解质的*K*sp越小，一般溶解度越小，越难溶。如：由*K*sp(AgCl)>*K*sp(AgBr)>*K*sp(AgI)可得出溶解度大小为AgCl>AgBr>AgI。

34．溶解平衡一般是吸热的，温度升高，平衡正移，*K*sp增大，但Ca(OH)2相反。

35．原电池的电极类型不仅跟电极材料有关，还与电解质溶液的性质有关。如镁—铝电极在稀硫酸中构成原电池，镁为负极，铝为正极，但若以氢氧化钠为电解质溶液，则铝为负极，镁为正极。

36．原电池闭合回路的形成有多种方式，可以是导线连接两个电极，也可以是两电极相接触。

37．无论在原电池还是在电解池中，电子均不能通过电解质溶液。

38．对蓄电池而言,其正、负极在充电时应分别和外接电源的正、负极相连。即正极接正极,负极接负极。

39．电解精练铜时阳极溶解的是粗铜,即除了铜还有锌、铁、镍等活泼金属。若是电镀铜时,则阳极溶解的就是精铜了。