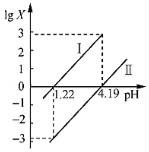
**高考化学曲线类选择专练100题（学生版）——Ｃ３Ｈ３化学**

1．草酸(H2C2O4)是一种二元弱酸。常温下，向H2C2O4溶液中逐滴加入NaOH溶液，混合溶液中lgX[X为c(HC2O4-)/c(H2C2O4)或c(C2O42-)/c(HC2O4-)]与pH的变化关系如图所示。下列说法一定正确的是(　　)



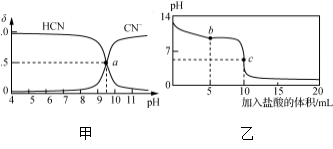
A．Ⅰ表示lgc(HC2O4-)/c(H2C2O4)与pH的变化关系

B．pH＝1.22的溶液中：2c(C2O42﹣)+c(HC2O4﹣)＞c(Na+)

C．1.22＜pH＜4.19的溶液中：c(HC2O4﹣)＞c(C2O42﹣)＞c(H2C2O4)

D．pH＝4.19的溶液中：c(Na+)＝3c(HC2O4﹣)

2．25 ℃时，NaCN溶液中CN－、HCN浓度所占分数(δ)随pH变化的关系如下图甲所示。向10 mL 0.01 mol·L－1 NaCN溶液中逐滴加入0.01 mol·L－1的盐酸，其pH变化曲线如下图乙所示。



下列溶液中微粒的物质的量浓度关系一定正确的是(　　)

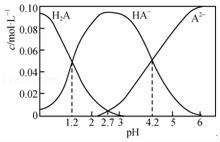
A．图甲中pH＝7的溶液：c(Cl－)＝c(HCN)

B．图甲中a点的溶液：c(CN－)<c(Cl－)

C．图乙中b点的溶液：c(CN－)>c(Cl－)>c(HCN)>c(OH－)>c(H＋)

D．图乙中c点的溶液：c(Na＋)＋c(H＋)＝c(HCN)＋c(OH－)＋2c(CN－)

3．H2A为二元弱酸。20℃时，配制一组c(H2A)+c(HA﹣)+c(A2﹣)＝0.100mol•L﹣1的H2A和NaOH的混合溶液，溶液中部分微粒的物质的量浓度随pH的变化曲线如下图所示。下列指定溶液中微粒的物质的量浓度关系一定正确的是(　　)



A．H2A的Ka1＝10﹣1.2

B．pH＝4.2的溶液中：c(HA﹣)＝c(A2﹣)＝0.050 mol•L﹣1

C．pH＝7的溶液中：c(Na+)＞2c(A2﹣)+c(H+)

D．c(Na+)＝0.150 mol•L﹣1的溶液中：2c(OH﹣)+c(HA﹣)+3c(H2A)＝2c(H+)+c(A2﹣)

4．分别调节0.01mol·L－1HCOOH溶液、0.01mol·L－1氨水的pH，系统中微粒浓度的负对数值(－lgc)与pH的关系分别如下图所



下列说法错误的是

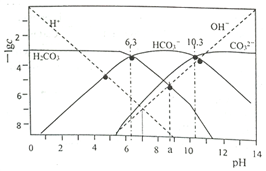
A．25℃时，NH3·H2ONH4++OH－的lgK=－4.7

B．25℃时，0.01mol·L－1HCOOH溶液的pH为3.7

C．HCOONa溶液中加入NH4Cl至溶液呈中性：c(Cl－)＞c(Na+)＞c(HCOO－)

D．HCOONa溶液中加入KHSO3至溶液呈中性：c(HCOOH) +c(H2SO3) = c(SO32－)

5．t℃时，配制一组c(H2CO3)+c(HCO3-)+c(CO32-)=1.000×10-3mol·L-1的H2CO3与HCl或H2CO3与NaOH的混合溶液，溶液中部分微粒浓度的负对数(-lgc)与pH关系如下图所示。下列说法正确的是（ ）



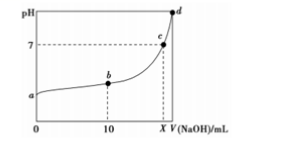
A．pH=6.3的溶液中： c(Na+)>1.000×10-3mol·L-1

B．pH=7的溶液中： c(Na+)>c(H2CO3)>c(CO32-)

C．pH=a的溶液中： c(HCO3-)>c(Na+)>c(H+)>c(CO32-)

D．25℃时，反应H2CO3+CO32- 2HCO3-的平衡常数为1.0×104

6．常温下，HNO2的电离平衡常数为K＝4.6×10-4(已知2.14)，向20mL0.01mol・L—1HNO2溶液中逐滴加入相同浓度的NOH溶液，测得混合液的 PH随NaOH溶液体积的变化如图所示，下列判断正确的是



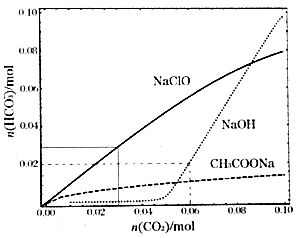
A．X=20

B．a、b、c、d四点对应的溶液中水的电离程度逐渐减小

C．a点溶液中c(H—)＝2．14×10—3mol・L—1

D．b点溶液中微粒浓度的大小关系为c(HNO2)＞c(Na+)＞c(NO2—)

7．向体积均为100mL浓度均为1molL的 NaClO、NaOH、CH3COONa的三种溶液中通入CO2，测得各溶液中n(HCO3－)的变化如下：



下列分析正确的是

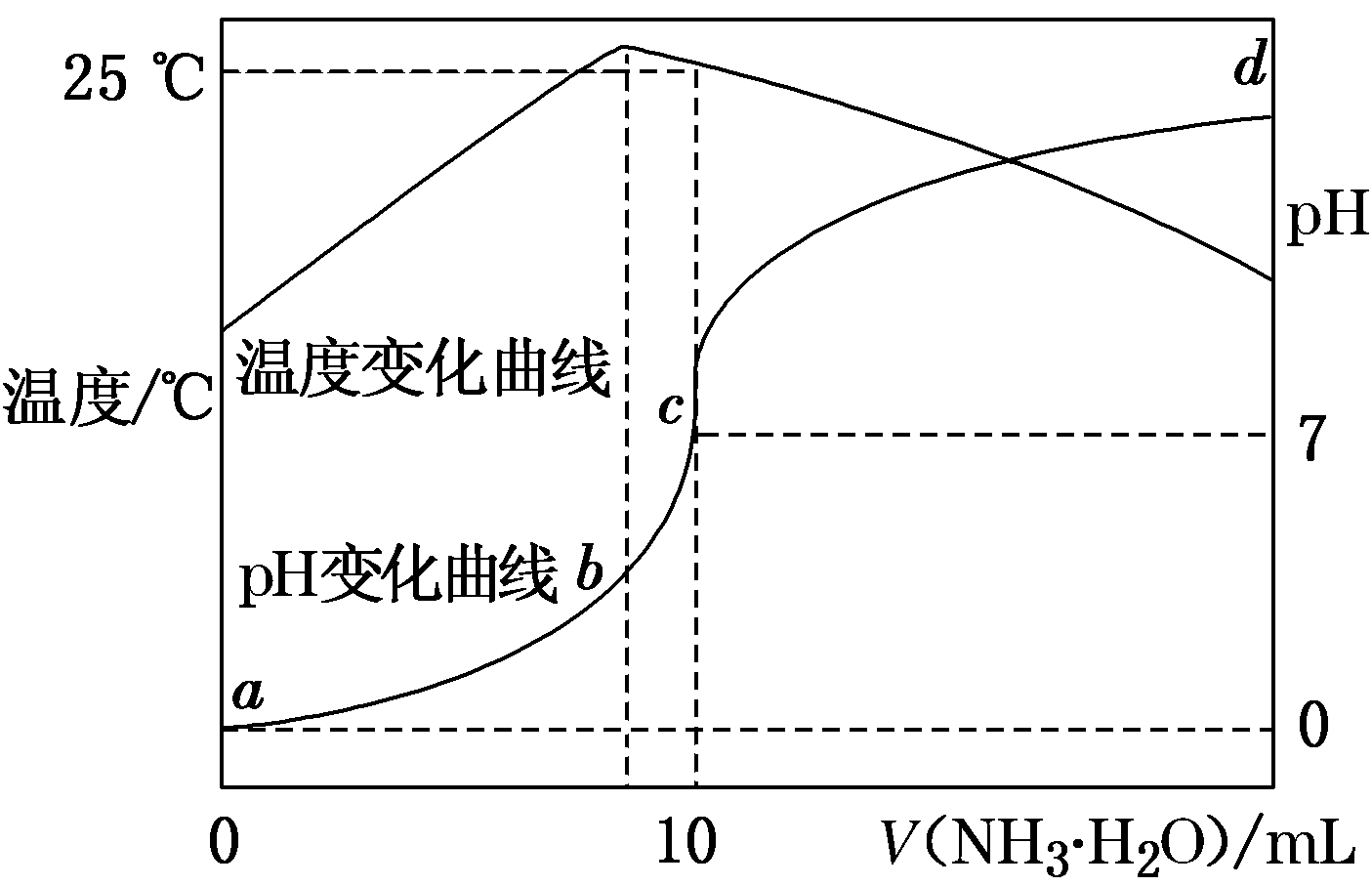
A．CO2通入 NaClO溶液的反应：2ClO－+CO2+H2O=CO32－+2HClO

B．CO2通入 CH3COONa溶液的反应：CO2+H2O+ CH3COO－=HCO3－+ CH3COOH

C．通入n(CO2)=0.06mol，NaOH溶液的反应：2OH－+CO2=CO32－+H2O

D．通入n(CO2)=0.06mol，三种溶液中：n(HCO3－)+n(CO32－)+n(H2CO3)=0.06mol

8．在某温度时，将*n* mol·L－1氨水滴入10 mL 1.0 mol·L－1 盐酸中，溶液pH和温度随加入氨水体积变化曲线如图所示。下列有关说法正确的是



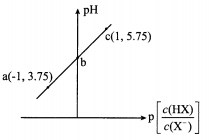
A．*a*点*K*w＝1.0×10－14

B．*b*点：*c*(NH4+)＞*c*(Cl－)＞*c*(H＋)＞*c*(OH－)

C．25 ℃时，NH4Cl水解常数为(*n*-1)×10-7(用*n*表示)

D．*d*点水的电离程度最大

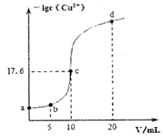
9．已知：p[c(HX)/c(X-)]=-lg[c(HX)/c(X-)]。室温下，向0. 10 mol/LHX溶液中滴加0.10 mol/L NaOH溶液，溶液pH随p[c(HX)/c(X-)]变化关系如图。下列说法不正确的是



A．溶液中水的电离程度：a<b<c B．图中b点坐标为(0，4.75)

C．c点溶液中：c(Na+) =l0c(HX) D．室温下HX的电离常数为10-4. 75

10．常温下，向10 mL 0.1 mol/L的CuCl2溶液中滴加0.1 mol/L的Na2S溶液，滴加过程中溶液中一lgc(Cu2+)随滴入的Na2S溶液体积的变化如图所示(忽略滴加过程中的温度变化和溶液体积变化)。下列叙述正确的是



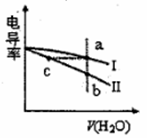
A．常温下Ksp (CuS)的数量级为10-35

B．c点溶液中水的电离程度大于a点和d点溶液

C．b点溶液中c(Na+)=2c(Cl-)

D．d点溶液中c (Na+) >c (Cl-) >c (S2-) >c (OH-) >c (H+)

11．电导率是衡量电解质溶液导电能力大小的物理量。常温下，将相同体积的盐酸和氨水分别加水稀释，溶液的电导率随加入水的体积V(H2O)变化的曲线如图所示，下列说法正确的是



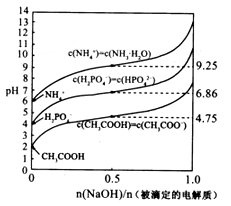
A．曲线I表示盐酸加水稀释过程中溶液电导率的变化

B．a、b、c三点溶液的pH：a>b>c

C．将a、b两点溶液混合，所得溶液中：c（Cl－）=c(NH4+)+c(NH3·H2O)

D．氨水稀释过程中，c(NH4+)/ c(NH3·H2O)不断减小

12．常温下，用等浓度的NaOH溶液分別滴定相同体积的NH4Cl、KH2PO4及CH3COOH溶液，滴定曲线如图所示，下列说法正确的是( )



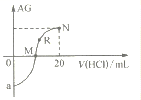
A．NH3 ·H2ONH4+ +OH－ 的 lg Kb=－9.25

B．CH3COOH+HPO42－=CH3 COO－+H2 PO4－的 lg K =2.11

C．0.1mol/LKH2PO4溶液中：c(HPO42－)<c(H3PO4)

D．在滴定过程中，当溶液pH相同时，消耗NaOH的物质的量：CH3COOH<KH2PO4<NH4Cl

13．25℃时，向10mL0.1mol·L-1一元弱碱XOH溶液中逐滴滴加0.1mol·L-1的HCl溶液，溶液的AG变化如图所示(溶液混合时体积变化忽略不计)。下列说法不正确的是



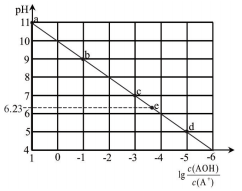
A．若a=-8，则Kb(XOH)≈10-5

B．M点表示盐酸和XOH恰好完全反应

C．R点溶液中可能存在c(X+)+c(XOH)=c(Cl-)

D．M点到N点，水的电离程度先增大后减小

14．常温下， 将稀 HCl溶液滴加到等浓度的弱碱 AOH溶液中， 测得混合液的 pH和lg[C(AOH)/C(A+)] 的关系如图所示， 其中 a点表示未加盐酸时的数据， e点表示 HCl和 AOH恰好完全反应时的数据。下列说法错误的是



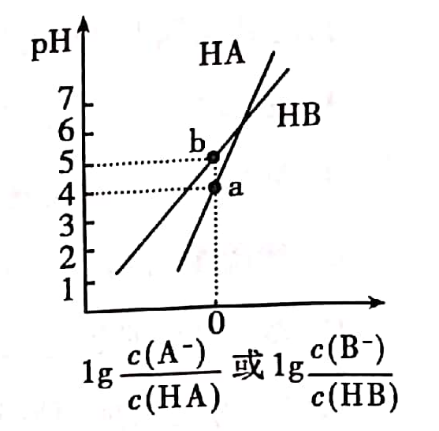
A．常温下， A+的水解平衡常数为 1.0×10－10

B．点e溶液中水电离出的H+浓度为 10－6.23mol/L

C．点c 溶液中的 n(A+)+n(AOH)等于点 e溶液中的 n(Cl－)

D．点d溶液中： *c*(Cl－)> *c*(AOH)>*c*(A+)

15．常温下，将NaOH溶液分别加到HA、HB两种弱酸溶液中，两溶液中pH与粒子浓度比值的对数关系如图所示，已知pK＝－lgKa。下列有关叙述错误的是



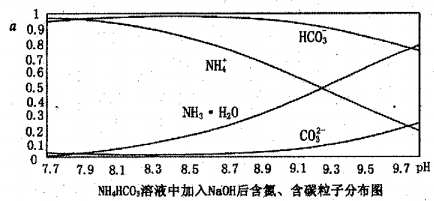
A．HA、HB两种酸中，HB的酸性弱于HA

B．b点时，c(B—)＝c(HB)＞c(Na+)＞c(H+)＞c(OH—)

C．同浓度同体积的NaA和NaB溶液中，阴离子总数相等

D．向HB溶液中加入NaOH溶液所得的混合溶液中

16．向0.1mol·L－1的NH4HCO3溶液中逐渐加入0.1mol·L－1NaOH溶液时，含氮、含碳粒子的分布情况如图所示(纵坐标是各粒子的分布系数，即物质的量分数*a*)，根据图象，下列说法不正确的是



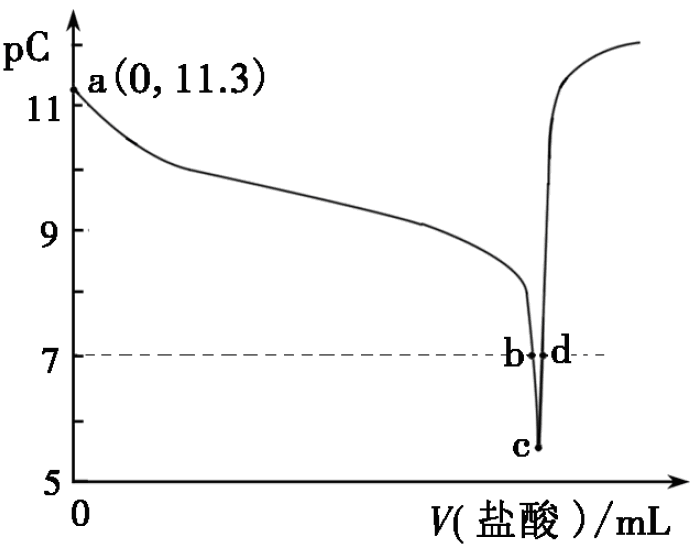
A．开始阶段，HCO3－反而略有增加，可能是因为NH4HCO3溶液中存在H2CO3，发生的主要反应是H2CO3+OH－=HCO3－+H2O

B．当pH大于8.7以后，碳酸氢根离子和铵根离子同时与氢氧根离子反应

C．pH=9.5时，溶液中c(HCO3－)>c(NH3·H2O)>c(NH4+)>c(CO32－)

D．滴加氢氧化钠溶液时，首先发生的反应：2NH4HCO3+2NaOH=(NH4)2CO3

17．恒温25℃下，向一定量的0.1mol/L的BOH溶液中逐滴滴入稀盐酸。溶液中水电离出的氢离子浓度的负对数[用pC表示，pC=-1gc(H+)水]与加入盐酸体积的关系如图所示。下列叙述错误的是（ ）



A．BOH为弱碱且Kb的数量级为10—5

B．b点溶液呈中性

C．c-d点间溶液中：c(BOH)+c(OH—)>c(H+)

D．c点溶液中水的电离程度最大，且c(B+)<c(Cl—)

18．H2S为二元弱酸。25℃时，向0.100 mol/L的Na2S溶液中缓慢通入HCl气体(忽略溶液体积的变化及H2S的挥发)。下列指定溶液中微粒的物质的量浓度关系不正确的是

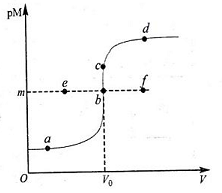
A．pH＝7的溶液中：c(Cl－)＝c(HS－)＋2c(H2S)

B．c(HS－)＝c(S2－)的碱性溶液中：c(Cl－)＋c(HS－)＜0.100＋c(H2S)

C．c(Cl－)＝0.100 mol/L的溶液中：c(OH－)－c(H＋)＝c(H2S)－c(S2－)

D．通入HCl气体之前：c(S2－)＞c(HS－)＞c(OH－)＞c(H＋)

19．已知：常温下，Ksp(CuS)=1.0×10－36，K sp(HgS)=1.6×10－52；pM=－lgc(M2+)。常温下，向10.0mL0.20mol·L－1Cu(NO3)2溶液中逐滴滴加0.10mo l·L－1Na2S溶液，溶液中pM与加入Na2S溶液的体积(V)的关系如图所示。下列说法错误的是



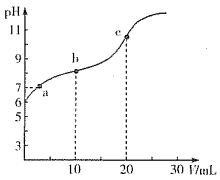
A．V0=20.0mL，m=18

B．若c[Cu(NO3)2]=0.01mol·L－1，则反应终点可能为e点

C．a、b、d三点中，由水电离的c(H+)和c(OH－)的积最大的为b点

D．相同条件下，若用等浓度等体积的Hg(NO3)2溶液代替上述Cu(NO3)2溶液，则反应终点b向c方向移动

20．常温下，用0.10mol·L－1的NaOH溶液滴定20.00mL浓度为0.10mol·L－1的HX溶液所得滴定曲线如下图(忽略溶液体积变化)。下列说法正确的是



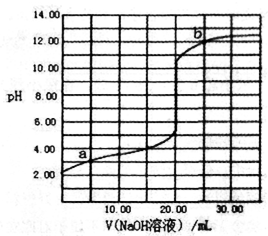
A．常温下K(HX)≈1×10－12

B．a点所示的溶液中：c(Na+)>c(X－)>c(OH－)=c(H+)

C．c点所示的溶液中：c(Na+)+c(HX)+c(X－)=0.10mol·L－1

D．相同条件下，X－的水解能力弱于HX的电离能力

21．298K时，用0.1000mol/L NaOH溶液滴定20. 00mL同浓度的甲酸溶液过程中溶液pH与NaOH溶液体积的关系如图所示(已知：HCOOH溶液的Ka=l.0×10-4.0)



下列有关叙述正确的是

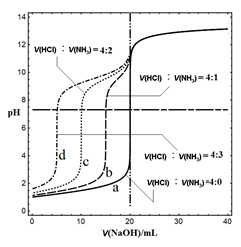
A．该滴定过程应该选择甲基橙作为指示剂

B．图中a、b两点氷的电离程度：b>a

C．当加入10.00mL NaOH 溶液时，溶液中：c(HCOO-)>c(H+)>c(Na+)>c(OH-)

D．当加入20.00mL NaOH溶液时，溶液pH>8.0

22．常温下，稀盐酸和氨水按不同体积比混合得到四种溶液，各取20mL溶液，用0.1mol•L﹣1NaOH溶液滴定，溶液的pH随NaOH溶液的体积变化如图所示，下列说法正确的是（ ）



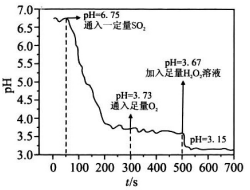
A．滴至pH＝7时，四种溶液中均存在c（Na+）＝c（Cl﹣）

B．原盐酸的浓度是0.1mol•L﹣1

C．V（NaOH）＝10mL，溶液中Na+浓度a＞b

D．当V（NaOH）＞20mL时，四种溶液的pH相同，溶液中的NH4+浓度近似相等

23．25℃时，将SO2通入蒸馏水中模拟酸雨形成过程，实验数据如图。已知Ka1(H2SO3)=10－2，Ka2(H2SO3)=10－7。下列说法不正确的是



A．300s未通O2时溶液中c(H2SO3)=10 －5.46mol·L－1

B．400s时溶液中c(HSO3－)+c(SO32－)+c(SO42－)+c(H2SO3)≈10－3.73mol·L－1

C．600s时，溶液中c(H+)约为c(SO42－)2倍

D．由图推知，H2O2氧化性大于O2

24．下列说法不正确的是

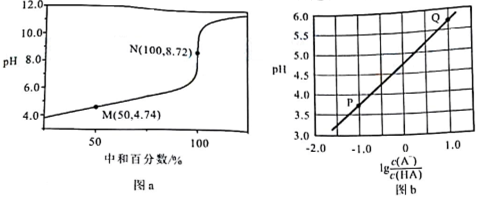
A．浓度均为0.1mol/L的①NH4Fe(SO4)2 ②NH4HSO4 ③(NH4)2CO3 ④CH3COONH4溶液中c(NH4+)的大小顺序为③>①>②>④

B．浓度均为0.1mol/L的CH3COONa溶液与NaClO溶液，溶液中阴、阳离子的总浓度前者大于后者

C．H3PO2为一元弱酸，在NaH2PO2水溶液中存在：c(H3PO2)+c(H2PO2－) =c(Na + )

D．0.1mol/L的Ca(HCO3)2溶液中：c(HCO3－)+c(H2CO3)+c(CO32－)= 0.2mol/L

25．常温下，用0.10 moI/LNaOH溶液滴定0.10 mol/LHA溶液，滴定曲线如图a所示，混合溶液的pH与离子浓度变化的关系如图b所示。下列叙述错误的是



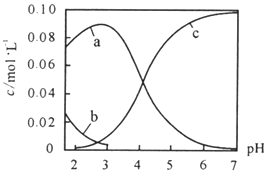
A．Ka(HA)的数量级为10-5

B．N点，

C．P—Q过程中，水的电离程度逐渐增大

D．当滴定至溶液呈中性时，c(A-)>c(HA)

26．20℃时,用NaOH调节0.10mol/LH2C2O4溶液的pH,假设不同pH下均有*c*(H2C2O4)+c(HC2O4—)+*c*(C2O42-)=0.10mol/L。使用数字传感器测得溶液中各含碳微粒的物质的量浓度随pH的变化曲线如下图。下列有关分析正确的是



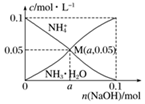
A．曲线a代表H2C2O4浓度随pH的变化

B．pH从4到6时主要发生的反应离子方程式为2OH-+H2C2O4====2H2O+C2O42-

C．在曲线a、c交界点有:*c*(H+)+*c*(H2C2O4)=*c*(OH-)+*c*(C2O42-)

D．当溶液pH=7时:*c*(Na+)>*c*(C2O42-)>c(HC2O4-)>*c*(H2C2O4)

27．已知常温下，氨水中的电离平衡常数：向1L 溶液中，不断加入固体NaOH后，与的变化趋势如图所示溶液体积和温度的变化、氨的挥发均忽略不计，下列说法正确的是



A．的电离方程式为：

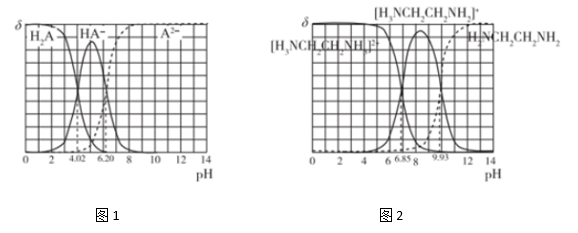
B．M点时，

C．

D．当 mol时，溶液中有：

28．图(1)和图(2)分别为二元酸H2A和乙二胺(H2NCH2CH2NH2)溶液中各微粒的百分含量δ(即物质的量百分数)随溶液pH的变化曲线(25℃)。下列有关说法正确的是

已知：H2NCH2CH2NH2+H2O[H3NCH2CH2NH2]++OH－



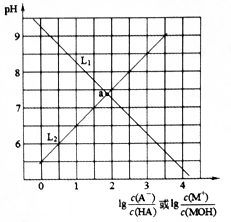
A．[H3NCH2CH2NH3]A溶液显碱性

B．NaHA溶液中各离子浓度大小关系为：c(Na+)>c(HA－)>c(OH－)>c(A2－)>(H+)

C．乙二胺(H2NCH2CH2NH2)的Kb2=10－7.15

D．向[H3NCH2CH2NH2][HA]溶液中通入一定量的HCl气体，则c(H2NCH2CH2NH2)c(H2A)/[c([H2NCH2CH2NH3]+)c(HA－)]可能增大也可能减小

29．常温下，分别向NaA溶液和MCl溶液中加入盐酸和NaOH溶液，混合溶液的pH与离子浓度变化关系如下图所示。下列说法不正确的是



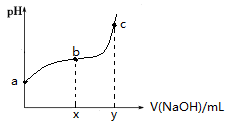
A．曲线L1表示与pH的变化关系

B．Ka(HA)=1×10－5.5

C．a点时两溶液中水的电离程度相同

D．0.01mol·L－1MA溶液中存在：c(M+)>c(A－)>c(OH－)>c(H+)

30．常温下，向50mL溶有0.1molCl2的氯水中滴加2mol/L的NaOH溶液，得到溶液pH随所加NaOH溶液体积的变化图像。下列说法正确的是



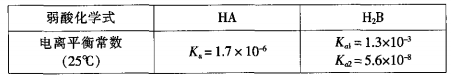
A．若a点pH=4，且c(Cl－)= m c(ClO－)，则Ka(HClO)=10-4/(m+1)

B．若x=100，b点对应溶液中：c(OH－)＞c(H+)，可用pH试纸测定其pH

C．若y=200，c点对应溶液中：c(OH－)－c(H+)=2c(Cl－)＋c(HClO)

D．b~c段，随NaOH溶液的滴入，c(HClO)/c(ClO－)逐渐增大

31．已知25℃时有关弱酸的电离平衡常数见下表：



则下列有关说法正确的是

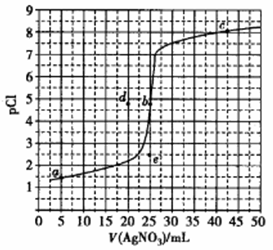
A．等物质的量浓度的各溶液pH关系为：pH(Na2B)>pH(NaHB)>pH(NaA)

B．将a mol·L-1的HA溶液与a mol·L-1的NaA溶液等体积混合，混合液中：c(Na+)>c(A-)

C．向Na2B溶液中加入足量的HA溶液发生反应的离子方程式为：B2+2HA==2A- +H2B

D．NaHB溶液中部分微粒浓度的大小为：c(Na+)>c(HB-)>c(B-)>c(H2B)

32．室温时，用0.100mol· L －1AgNO3溶液滴定50.0mL0.0500mol· L －1NaCl溶液的滴定曲线如图所示[pCl=－lg(Cl－)]。下列有关描述错误的是



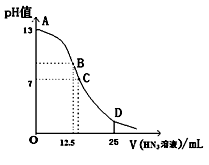
A．室温时Ksp(AgCl)的数量级为10－10

B．室温时，各点Ksp(AgCl)的关系：a=b=c

C．相同实验条件下，若改用0.0400mol· L－1 NaCl溶液，反应终点b移动到d

D．相同实验条件下，若改用0.0500mol· L－1 NaBr溶液，反应终点b向e方向移动

33．纯的叠氮酸(HN3)是一种弱酸，常温下向25mL 0.1 mol/LNaOH溶液中加入0.2 mol/LHN3溶液，滴加过程中的pH值的变化曲线(溶液混合时的体积变化忽略不计)如下图。下列说法正确的是（ ）



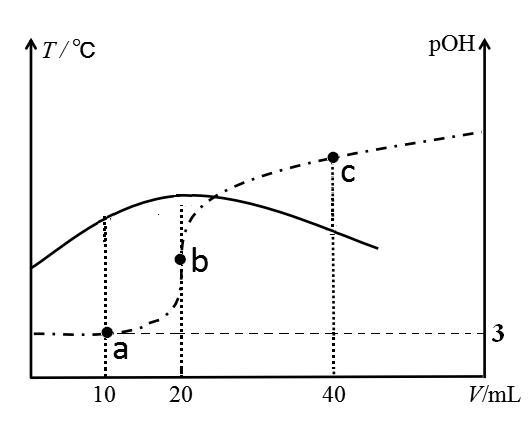
A．该滴定过程中应用甲基橙作指示剂

B．若B点pH=8，则c(HN3)=(10-6～10-8 )mol/L

C．点D对应溶液中存在关系：c(HN3)>c(Na+)>c(N3-)

D．沿曲线A→B→C的过程中，由水电离产生的c(OH-)逐渐减少

34．已知 pOH＝－lgc(OH－)。向20mL0.1mol·L－1 的氨水中滴加未知浓度的稀 H2SO4，测得混合溶液的温度、pOH随加入稀硫酸体积的变化如下图所示，下列说法不正确的是（ ）



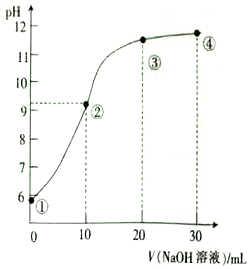
A．稀H2SO4 的物质的量浓度为0.05mol·L－1

B．当溶液中pH＝pOH时，水的电离程度最大

C．a点时溶液中存在[NH3·H2O]＋2[OH－]＝[NH4＋]＋2[H＋]

D．a、b、c 三点对应 NH4＋的水解平衡常数：Kh(b)>Kh(a)>Kh(c)

35．常温下，用0.01mol•L-1的NaOH溶液滴定20mL同浓度的HCN溶液，滴定曲线如图所示，下列说法正确的是（　　）



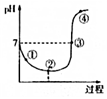
A．Ka(HCN)的数量级为10-8

B．点①时，向溶液中滴入几滴1mol/L的HCN溶液，溶液中c(H+)/ c(HCN)的值增大

C．点②时，溶液中微粒浓度大小关系：c(HCN)>c(Na+)>c(CN-)>c(OH-)>c(H+)

D．在标示的四种情况中，水的电离程度最大的是②

36．时，先将Cl2缓慢通入水中至饱和，然后向所得饱和氯水中滴加0.1mol/L的KOH溶液。此过程中溶液pH变化的曲线如图所示。下列叙述中正确的是



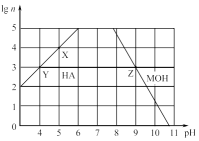
A．①点的溶液中：c(H+)=c(Cl-)+c(HClO)+c(OH-)+c(ClO-)

B．②点的溶液中：c(H+)> c(Cl-)>c(ClO-)> c(HClO)

C．③点的溶液中：c(K+)=c(ClO-)+c(Cl-)

D．④点的溶液中：c(K+)>c(ClO-)>c(Cl-)>c(HClO)

37．常温下，分别取未知浓度的HA和MOH溶液，加水稀释至原来体积的n倍。稀释过程中，两溶液的pH变化如图所示。下列叙述正确的是(　　)



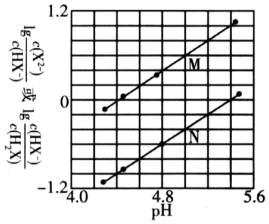
A．HA为弱酸，MOH为强碱

B．水的电离程度：X＞Y=Z

C．若升高温度，Y、Z点对应溶液的pH均减小

D．将Y点与Z点对应溶液以体积比为1：10混合，所得溶液中：c(M+)>c(A-)>c(OH-)>c(H+)

38．常温下，将NaOH溶液滴入二元弱酸H2X溶液中，混合溶液中的粒子浓度与溶液pH的变化关系如下图所示。下列叙述正确的是（ ）



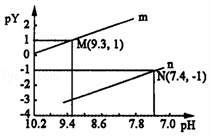
A．曲线M表示与pH的变化关系

B．NaHX溶液显碱性

C．当混合溶液呈中性时，

D．的数量级为

39．25℃时，向一定浓度的Na2X溶液中滴入盐酸，溶液的pH与离子浓度变化关系如图所示。



已知：H2X是二元弱酸，Y表示 或 ，pY＝﹣lgY．下列叙述不正确的是（　　）

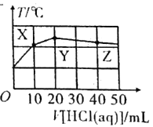
A．曲线n表示pH与p的变化关系

B．Ka2（H2X）＝1.0×10﹣10.3

C．NaHX溶液中c（H+）＞c（OH﹣）

D．当溶液呈中性时，c（Na+）＝c（HX﹣）+2c（X2﹣）+c（Cl﹣）

40．常温下，二甲胺[（CH3）2NH·H2O]是一元弱碱，其电离常数Kb=1.6×10－4。10 mL c mol·L－1二甲胺溶液中滴加0.1mo1·L－1盐酸，混合溶液的温度与盐酸体积的关系如图所示。下列说法不正确的



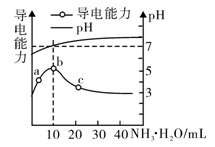
A．二甲胺溶液的浓度为0.2mol·L－1

B．在Y和Z点之间某点溶液pH=7

C．Y点存在：c（Cl－）>c[（CH3）2NH2+]>c（H+）>c（OH－）

D．常温下，（CH3）2NH2Cl水解常数Kh≈5.0×10－11

41．常温下向10mL0.1mol/L的HR溶液中逐滴加入0.1mol/L的氨水，所得溶液pH及导电性变化如图。下列分析正确的是



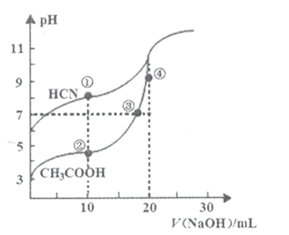
A．a~c点，溶液中离子数目先增大后减小

B．b点溶液pH=7说明c(NH4+)=c(R－)

C．c点溶液存在c(NH4+)>c(R－)>c(H+)>c(OH－)

D．b、c两点对应溶液中，水的电离程度相同

42．常温下，用0.10 mol/LNaOH溶液分别滴定20.00mL浓度均为0.10mol/LCH3COOH溶液和HCN溶液，所得滴定曲线如右图所示。下列说法错误的是



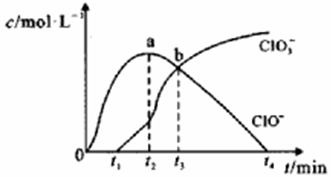
A．点①和点②所示溶液中：c(CH3COO-)>c(CN-)

B．点③和点④所示溶液中水的电离程度：③>④

C．点①和点②所示溶液中：c(CH3 COO-)-c(CN-)=c(HCN)-c(CH3COOH)

D．相同条件，浓度均为0.10mol/L CH3COOH溶液和HCN溶液的导电性：CH3COOH>HCN

43．室温下，用滴定管量取一定体积的浓氯水置于锥形瓶中，用NaOH溶液以恒定速度来滴定该浓氯水，根据测定结果绘制出ClO－、ClO3－等离子的物质的量浓度c与时间t的关系曲线如下。下列说法正确的是



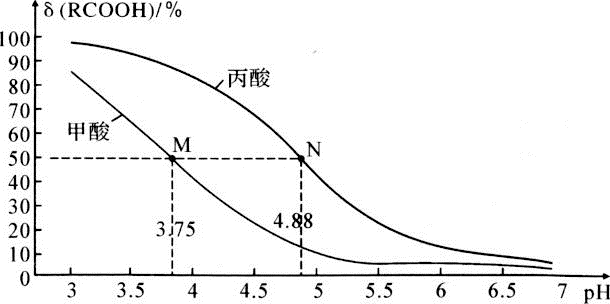
A．NaOH溶液和浓氯水可以使用同种滴定管盛装

B．a点溶液中存在如下关系：c(Na+)+c(H+)=c(ClO－)+c(ClO3－)+c(OH－)

C．b点溶液中各离子浓度：c(Na+)>c(Cl－)>c(ClO3－)=c(ClO－)

D．t2～t4，ClO－的物质的量下降的原因可能是ClO－自身歧化：2ClO－=Cl－+ClO3－

44．25℃时，改变0.1mol／L弱酸RCOOH溶液的pH，溶液中RCOOH分子的物质的量分数δ（RCOOH）随之改变[已知，甲酸（HCOOH）]与丙酸（CH3CH2COOH）溶液中δ（RCOOH）与pH的关系如图所示。下列说法正确的是



A．图中M、N两点对应溶液中的c（OH－）比较：前者＞后者

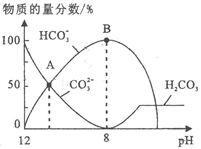
B．丙酸的电离常数K＝10－4.88

C．等浓度的HCOONa和CH3CH2COONa两种溶液的pH比较：前者＞后者

D．将0.1 mol／L的HCOOH溶液与0.1 mol／L的HCOONa溶液等体积混合，所得溶液中：c（Na＋）＞c（HCOOH）＞c（HCOO－）＞c（OH－）＞c（H＋）

45．25℃时，H2CO3 的 Kal=4.2×10－7，Ka2=5.6×10－11。室温下向10mL 0.1 mo1·L－1 Na2CO3 中逐滴加入 0.1 mo1·L－1 HCl。右图是溶液中含 C微粒物质的量分数随 pH降低而变化的

图像（CO2 因有逸出未画出）。下列说法错误的是



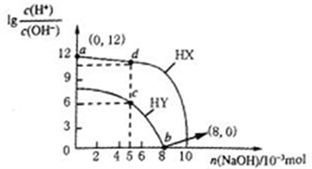
A．A点溶液的pH<11

B．B点溶液：c（Na+）= c（HCO3－）+ c（CO32－）+ c（H2 CO3）

C．A→B 的过程中，离子反应方程式为：CO32－+H＋=H CO3－

D．分步加入酚酞和甲基橙，用中和滴定法可测定Na2CO3与NaHCO3混合物组成

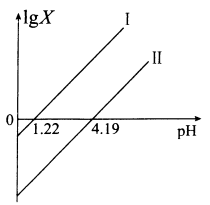
46．25℃时，向浓度均为0.1mol/L、体积均为100mL的两种一元酸HX、HY溶液中分别加入NaOH 固体，溶液中lg随n( NaOH)的变化如下图所示。下列说法不正确的是



A．HX 为强酸，HY 为弱酸 B．b点时溶液呈中性

C．水的电离程度：d>c D．c点时溶液的pH=4

47．草酸(H2C2O4)是一种二元弱酸，在菠菜、苋菜、甜菜等植物中含量较高。25℃时，向H2C2O4溶液中滴加NaOH溶液，混合溶液中lgX[X表示c(HC2O4－)/c(H2C2O4)或c(C2O42－)/c(HC2O4－)]随pH的变化关系如图所示。下列说法不正确的是



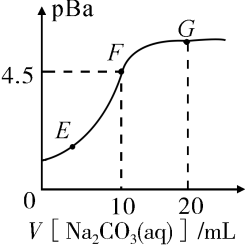
A．直线I中X表示的是c(HC2O4－)/c(H2C2O4)

B．直线I、Ⅱ的斜率均为1

C．0.1mol/ L NaHC2O4溶液中：c(Na+)>c(HC2O4－)>c(H2C2O4)>c(C2O42－)

D．已知：碳酸的Ka1=4.3×10－7，Ka2=5.6×10－11，则向Na2CO3溶液中加入等物质的量的草酸溶液的离子方程式为CO32－+H2C2O4===C2O42－+H2O+CO2↑

48．已知：pBa＝－lg*c*(Ba2+)，p*K*a＝－lg*c*(*K*a)。已知常温下H2CO3：p*K*a1＝6.4，p*K*a2＝10.3。向20mL 0.1mol·L−1 BaCl2溶液中滴加0.2mol·L−1 Na2CO3溶液的滴定曲线如图所示。下列说法正确的是



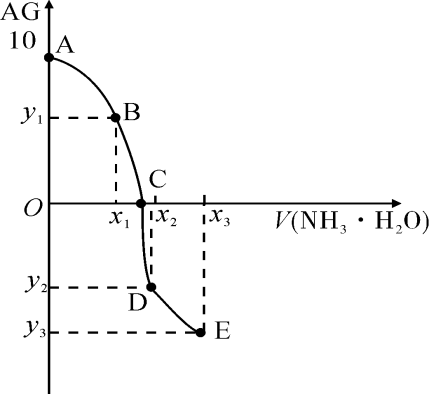
A．E、F、G三点的Ksp从大到小的顺序为：G>F>E

B．其他条件相同，用MgCl2溶液替代BaCl2溶液，*F*点向*G*点迁移

C．常温下，*K*sp(BaCO3)≈1.0×10−9

D．常温下，Na2CO3溶液的p*K*h1＝7.6

49．已知：AG＝lgc(H+)/c(OH-)，室温下用0.01mol·L−1 NH3·H2O溶液滴定20.00mL 0.01mol·L−1某一元酸HA，可得下图所示的结果，下列说法中错误的是



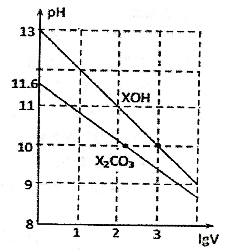
A．该滴定实验最好选用甲基橙作指示剂

B．整个过程中，C点时水的电离程度最大

C．若x3＝30，则有：3c(OH−)＝c(NH4+)+3c(H+)－2c(NH3·H2O)

D．A→C的过程中，可存在：c(A−)＞c(H+)＞c(NH)＞c(OH−)

50．1mL浓度均为0.10mol/L的XOH和X2CO3溶液分别加水稀释(溶液体积为V)，溶液pH随lgV的变化情况如图所示，则下列说法正确的是



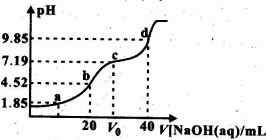
A．XOH是弱碱

B．pH=10的溶液中c(X+)：XOH大于X2CO3

C．已知H2CO3的电离平衡常数Ka1远远大于Ka2，则Ka2约为1.0×10－10.2

D．当lgV=2时，升高X2CO3溶液温度，溶液碱性增强且c(HCO3－)/c(CO32－)减小

51．已知：pKa=－lgKa。25℃时，H2A的pKa1=1.85，pKa2=7.19。常温下，用0.1 mol·L－1 NaOH溶液滴定20mL0.1mol·L－1H2A溶液的滴定曲线如图所示。下列说法不正确的是



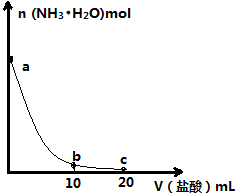
A．a点溶液中：c(HA－)=c(H2A)

B．b点溶液中：A2－水解平衡常数Kh1=10－6.81

C．c点溶液中：V0=30

D．a、b、c、d四点中，d点溶液中水的电离程度最大

52．下图为常温下向10mL0.1 mol·L-1 NH3·H2O中加入等浓度的盐酸时，NH3·H2O的物质的量随V（盐酸）的变化曲线。（电离度为已电离的NH3•H2O占初始时NH3•H2O的百分比），下列说法正确的是（　　）



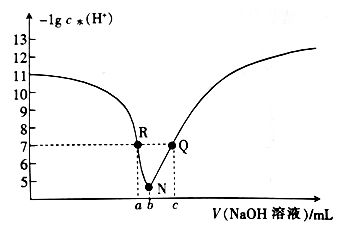
A．测得a点时溶液的pH=11，则NH3·H2O的电离度为1%

B．b点时溶液的pH=7

C．水的电离程度：b<c

D．c点时溶液中存在关系式：2c(Cl-)=c(NH4+) +c(NH3•H2O)

53．常温下，向25.00mL 0.1mol·L－1 HSCN溶液中滴入0.1 mol·L－1 NaOH溶液，溶液中由水电离出的c(H+)的负对数[－1gc水(H+)]与所加NaOH溶液体积的关系如图所示，下列说法正确的是



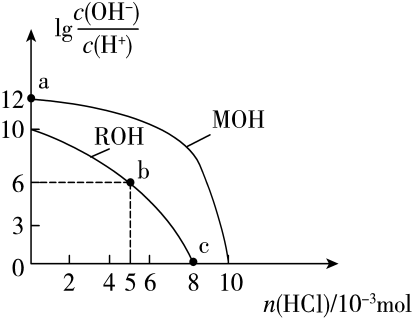
A．常温下，Ka(HSCN)约为1×10－3

B．b=25.00

C．R、Q两点溶液对应的pH=7

D．N点溶液中：c(Na+)<c(SCN－)

54．25 ℃时，体积均为100 mL、浓度均为0.1 mol·L－1的两种一元碱MOH和ROH的溶液中，分别通入HCl气体，lg[c(OH-)/c(H+)]随通入HCl的物质的量的变化如图所示。下列有关说法中不正确的是(不考虑溶液体积的变化)



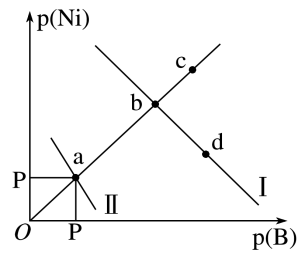
A．*a*点由水电离产生的*c*(H+)和*c*(OH－)的乘积＝1×10－26

B．*b*点溶液中：*c*(Cl－)＞*c*(R＋)＞*c*(H＋)＞*c*(OH－)

C．*c*点溶液溶液的pH＝7，且所含溶质为ROH和RCl

D．碱性：MOH＞ROH，且MOH是强碱，ROH是弱碱

55．已知298 K时，Ksp(NiS)＝1.0×10−21，Ksp(NiCO3)＝1.0×10−7；p(Ni)＝－lgc(Ni2+)，p(B)＝－lgc(S2−)或－lgc(CO32-)。在含物质的量浓度相同的Na2S和Na2CO3的混合溶液中滴加Ni(NO3)2溶液产生两种沉淀，溶液中阳离子、阴离子浓度关系如图所示。下列说法错误的是



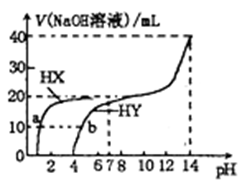
A．常温下NiCO3的溶解度大于NiS的溶解度

B．向d点对应的溶液中加入对应阴离子的钠盐，d点向b点移动

C．对于曲线Ⅰ，在b点加热，b点向c点移动

D．P为3.5且对应的阴离子是CO32—

56．向25℃时，体积均为20mL浓度均为0.1mol·L－1的两种酸HX、HY溶液中分別滴加0.1mol·L－1的NaOH溶液所加NaOH溶液体积与反应后溶液的pH的关系如图所示。下列叙述正确的是



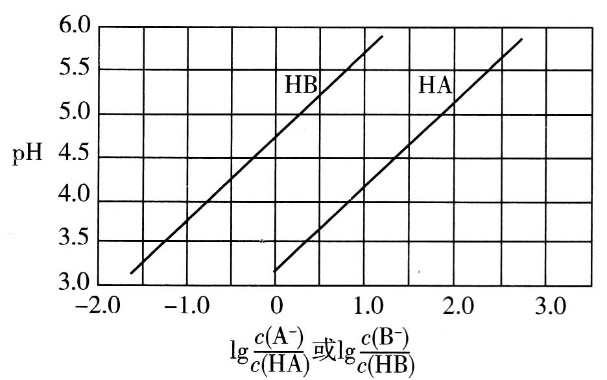
A．HX、HY均为弱酸

B．Ka(HY)的数量级约为10－6

C．b点时：2c(Na+)=c(Y－)+c(HY)

D．V(NaOH)=20mL时，反应后的两种溶液中c(X－)=c(Y－)

57．常温下，将NaOH溶液分别滴加到两种一元弱酸HA和HB中，两种混合溶液的pH与离子浓度变化的关系如图所示。下列叙述正确的是



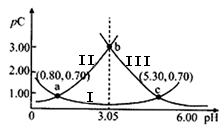
A．Ka(HA)的数量级为10-5

B．当NaOH溶液与HB混合至中性时：c(B-)<c(HB)

C．等浓度的NaA、NaB溶液中，水的电离程度：NaA<NaB

D．等浓度的HB和NaA的混合溶液中：c(Na+)>c(A-)>c(B-)>c(OH-)>c(H+)

58．类比pH的定义，对于稀溶液可以定义pC=—lgC，pKa=—lgKa。常温下，某浓度H2A溶液在不同pH值下，测得pC(H2A)、pC(HA—)、pC(A2—)变化如图所示。下列说法正确的是



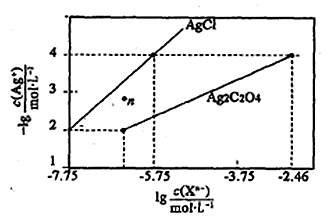
A．曲线II表示pC(HA—)随pH的变化

B．pH=4时，c(H2A)>c(A2—)>c(HA—)

C．常温下， =104.50

D．a、b、c三点对应的溶液，c(H2A)+c(HA—)+c(A2—)的值相等

59．常温下，用AgNO3溶液分别滴定浓度均为0.01 mol/L的KCl、K2C2O4溶液，所得的沉淀溶解平衡图像如图所示(不考虑C2O42-的水解)。下列叙述正确的是



A．*K*sp(Ag2C2O4)的数量级等于10-7

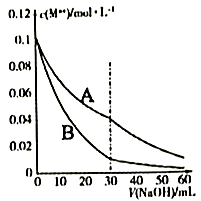
B．*n*点表示AgCl的不饱和溶液

C．向*c*(Cl-)=*c*(C2O42-)的混合液中滴入AgNO3溶液时，先生成Ag2C2O4沉淀

D．Ag2C2O4+2C1-(aq)2AgCl+C2O42-(aq)的平衡常数为109.04

60．室温下向20mL含0.10mol·L－1Cr2+和0.10mol·L－1Fe2+的混合溶液中滴加0.10 mol·L －1NaOH溶液，金属阳离子浓度与滴入NaOH溶液体积的关系曲线如图所示。若溶液中金属离子浓度小于10－5mol·L－1视为完全沉淀，则下列说法错误的是

[Cr(OH)2的ksp为2×10－16，Fe(OH)2的ksp为8×10－16]



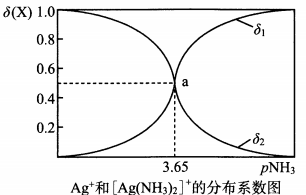
A．曲线A表示c(Fe2+)

B．当V(NaOH)=30mL时，Fe2+开始沉淀

C．当pH=7时溶液中Fe2+、Cr2+均完全沉淀

D．V(NaOH)>30mL时，溶液中c(Fe2+)︰c(Cr2+) =4.0

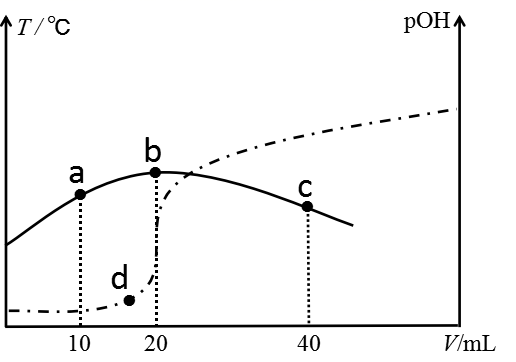
61．配离子的稳定性可用K不稳衡量，例如[Ag(NH3)2]+的K不稳= 。在一定温度下，向0.1mol/L硝酸银溶液中滴入稀氨水，发生反应Ag++2NH3[Ag(NH3)2]+。溶液中pNH3与δ(X)的关系如图其中pNH3=－1g[c(NH3)]、δ(X)= (X代表Ag+或[Ag(NH3)2]+)。下列说法正确的是



A．图中δ1代表的是δ([Ag(NH3)2]+) B．向溶液中滴入稀硝酸，δ(Ag+)减小

C．该溶液中c(NH4+)+c(H+)=c(OH－) D．该温度时，K不稳([Ag(NH3)2]+)=107.3

62．向V mL 0.1 mol/L氨水中滴加等物质的量浓度的稀H2SO4，测得混合溶液的温度和pOH [pOH＝－lgc(OH－)]随着加入稀硫酸的体积的变化如图所示（实线为温度变化，虚线为pOH变化），下列说法不正确的是



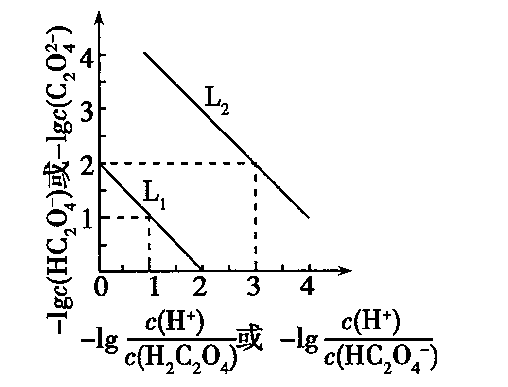
A．V ＝40

B．b点时溶液的pOH > pH

C．a、b、c三点由水电离的c（OH-）依次减小

D．a、b、d三点对应NH3·H2O的电离常数：K(b)>K(d)>K(a)

63．常温下，用NaOH溶液滴定H2C2O4溶液，溶液中-lg[c(H+)/c(H2C2O4)]和-lgc(HC2O4-)或-lg[c(H+)/c(HC2O4-)]和-lgc(C2O42-)关系如图所示，下列说法错误的是( )



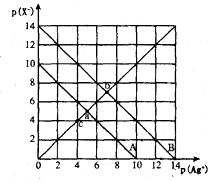
A．Ka1(H2C2O4)=1×10－2

B．滴定过程中,当pH=5时，C(Na＋)－3C(HC2O4-)>0

C．向1 mol/L的H2C2O4溶液中加入等体积等浓度的NaOH溶液，完全反应后显酸性

D．向0.1 mol/L的H2C2O4溶液中加水稀释，C(HC2O4-)/C(H2C2O4)比值将增大

64．t℃时，AgX(X=CI、Br)的溶度积与c(Ag+)和c(X-)的相互关系如图所示，其中A线表示AgCl，B线表示AgBr，已知p(Ag+)=-lgc(Ag+)，p(X-)=-lgc(X-)。下列说法正确的是



A．c点可表示AgCl的不饱和溶液

B．b点的AgCl溶液加入AgNO3晶体可以变成a点

C．AgCl(s)+Br-(aq) →AgBr(s)+CI(aq)平衡常数K=10-4

D．a点AgCl溶液和b点AgBr溶液等体积混合，会析出AgBr沉淀

65．常温下，向20mL0.lmol·L－1NH4HSO4溶液中滴入0.1mol·L－1NaOH溶液，溶液中由水电离出的c水(H+)与所加NaOH溶液的体积的关系如图所示。下列分析正确的是



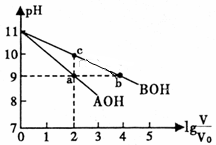
A．b点时，溶液的pH=7

B．常温下，Kb(NH3·H2O)=1.0×10－5.3

C．Vd<30 mI

D．e点溶液中粒子浓度由大到小的顺序为c(Na+)>c(SO42－)>c(NH4+)>c(NH3·H2O)>c(OH－ )>c(H+)

66．常温下，将pH均为11，体积均为V0的AOH和BOH溶液，分别加水稀释至体积V，pH随lg 的变化如图所示。下列说法不正确的是



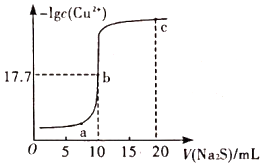
A．碱性强弱：AOH＞BOH

B．水的电离程度：a=b＞c

C．稀释相同倍数时：c（A+）＜c（B+）

D．中和盐酸的能力：a=b＜c

67．常温下，向10mL0.1 mol/L CuCl2溶液中滴加0.1 mol/L Na2S溶液滴加过程中-lgc(Cu2+)与Na2S溶液体积(V)的关系如图所示。下列说法错误的是



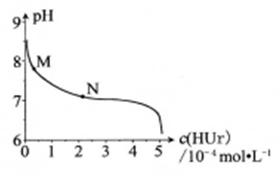
A．Ksp(CuS)的数量级为10－35

B．曲线上各点的溶液均满足关系式c(S2-)·c(Cu2+)=Ksp(CuS)

C．a、b、c三点中，由水电离的c(H+)和c(OH-)的积最小的为b点

D．c点溶液中：c(Na+)>c(Cl-)>c(S2-)>c(OH-)>c(H+)

68．室温下，将尿酸钠（NaUr）悬浊液静置，取上层清液，再通入HCl，溶液中尿酸的浓度c(HUr)与pH 的关系如图所示。已知：Ksp(NaUr)=4.9×10-5，Ka(HUr)=2.0×10-6。下列说法正确的是



A．上层清液中，c(Ur－) = 7.0×10-2 mol·L-1

B．在M→N 的变化过程中，c(Na+) c(Ur－)的值将逐渐减小

C．当c(HUr) = c(Ur－)时，c(Cl－)＞c(Ur－)

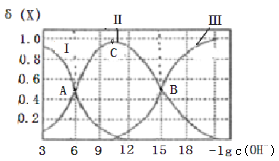
D．当pH=7 时，2c(Na+) = c(Ur－)+c(Cl－)

69．常温下联氨(N2H4)的水溶液中有：

① N2H4+H2ON2H5++OH- K1

② N2H5++H2ON2H62++OH- K2 ，

该溶液中的微粒的物质的量分数δ(X)随-lgc(OH-)变化的关系如图所示。下列叙述错误的是



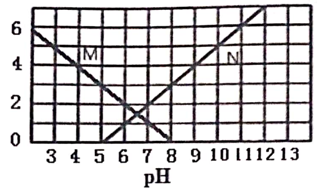
A．图中Ⅲ对应的微粒为N2H62+

B．反应②为N2H5+的水解平衡方程式

C．若C点为N2H5C1溶液，则存在：c(Cl-)>c(N2H5+ )+2c(N2H62+)

D．据A点可求：K1=10-6

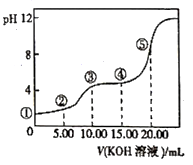
70．25℃时，向1L 0.1moL某一元酸HR溶液中逐渐加入BOH，若溶液温度和体积保持不变，所得混合溶液的与pH变化的关、系如图中M或N线所示。下列叙述正确的是



A．M线表示随pH的变化 B．若温度升高，两条线均往上平移

C．BR溶液呈碱性 D．25℃，0.1 mol/L NaR溶液的pH约为10

71．常温下，用0.l0mol/LKOH溶液滴定10.00mL 0.10mol/LH2C2O4(二元弱酸)溶液所得滴定曲线如图(混合溶液的体积可看成混合前溶液的体积之和)。下列说法正确的是



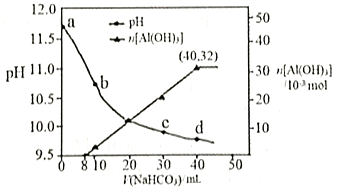
A．点①所示溶液中=1012

B．点②所示溶液中：c(K+)+c(H+)=c(HC2O4-)+c(C2O42-)+c(OH-)

C．点③所示溶液中：c(K+)＞c(HC2O4-)＞c(H2C2O4)＞c(C2O42-)

D．点④所示溶液中：c(K+)+ c(H2C2O4)+ c(HC2O4-)+ c(C2O42-)=0.10mol/L

72．生产上用过量烧碱溶液处理某矿物(含Al2O3、MgO)，过滤后得到的滤液用 NaHCO3溶液处理，测得溶液的pH和Al(OH)3生成的量随加入NaHCO3溶液体积变化的曲线如下图所示。下列有关说法错误的是



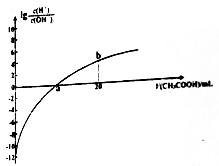
A．a点溶液中存在：c(Na+)+c(H+)=c(AlO2－)+c(OH－)

B．水的电离程度：a点小于c点

C．原 NaHCO3溶液中c(H2CO3)+c(HCO3－)+c(CO32－)=0.8mol·L－1

D．生成沉淀的离子方程式为HCO3－+AlO2－+H2O=Al(OH)3↓+CO32－

73．25℃时，Ka(CH3COOH)=1.7×10－5。该温度下，用0.1mol/L的醋酸溶液滴定10.00mL 0.1mol/L的MOH溶液，滴定过程中加入醋酸溶液的体积(V)与溶液中lg[c(H+)/c(OH－)]的关系如图所示(V=0时，lg[c(H+)c(OH－)]=－12)。下列说法不正确的是



A．MOH是一元强碱

B．a 点：V(CH3COOH)=10.00mL

C．b R：c(M+)>(CH3COOH)>C(H+)>c(OH－)

D．25℃时，CH3COO－的水解平衡常数约为5.9×10－10

74．常温时，下列溶液的pH或微粒的物质的量浓度关系错误的是

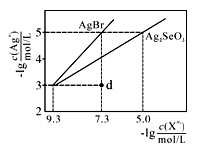
A．某溶液中由水电离出的c(H+)=1×10－amol·L－1，若a>7时，该溶液pH一定为14－a

B．0.1mol·L－1的KHA溶液，其pH=10，c(K+)>c(HA－)>c(OH－)>c(A2－)

C．将0.2mol·L－1的某一元酸HA溶液和0.1mol·L－1NaOH溶液等体积混合后溶液pH大于7，则反应后的混合液：c(HA)>c(Na+)>c(A－)

D．等体积、等物质的量浓度的Na2CO3溶液与 NaHCO3溶液混合：2c(Na+)=3c(CO32－)+3c( HCO3－)+3c(H2CO3)

75．常温下，将AgNO3溶液分别滴加到浓度均为0.01 mol/L的NaBr、Na2SeO3溶液中，所得的沉淀溶解平衡曲线如图所示（Br－、SeO32-用Xn-表示，不考虑SeO32-的水解）。下列叙述正确的是



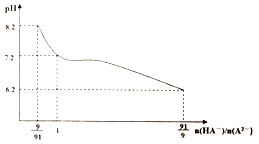
A．Ksp(Ag2SeO3)的数量级为10-10

B．d点对应的AgBr溶液为不饱和溶液

C．所用AgNO3溶液的浓度为10-3 mol/L

D．Ag2SeO3(s)＋2Br－(aq)==2AgBr(s)＋SeO32- (aq)平衡常数为109.6，反应趋于完全

76．已知H2A为二元弱酸，25°C时，用Na2A溶液吸收H2A，且最终吸收H2A的量小于原溶液中Na2A的物质的量，其吸收液pH随变化的关系如图所示，以下说法不正确的是



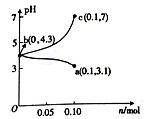
A．NaHA 溶液中：c(H+)> c(OH-)

B．Na2A 溶液中：c(A2-)>c(HA-)

C．H2A的第一步电离常数为10-7.2

D．当吸收液呈中性时：c(Na+)= c(HA-)+2c(A2-)

77．25℃时，将1.0Lcmol/LCH3COOH溶液与0.1molNaOH固体混合，使之充分反应。然后向该混合溶液中加入CH3COOH 或CH3COONa固体(忽略体积和温度变化)，引起溶液pH的变化如图所示。下列叙述错误的是



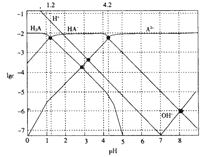
A．该温度下，醋酸的电离平衡常数Ka=

B．a点对应的混合溶液中c(CH3COOH)>c(Na+)>c(OH-)

C．水的电离程度:c>b>a

D．当混合溶液呈中性时，c(Na+)=c(CH3COO-)>c(H+)=c(OH-)

78．常温下，0.1mol·L-1的H2A溶液中各种微粒浓度的对数值(lgc)与pH的关系如图所示。



下列说法不正确的是

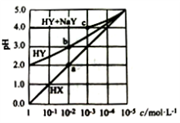
A．H2A是二元弱酸

B．HA-H++A2-的电离平衡常数Ka=10-12

C．0.1mol·L-1的H2A溶液中：c(H+)=c(HA-)+2c(A2-)+c(OH-)

D．pH=4.2 时：c(HA-)=c(A2-)>c(H+)>c(H2A)>c(OH-）

79．常温下，HX溶液、HY溶液、HY和NaY的混合溶液，分别加水稀释，稀释后溶液的pH随浓度的变化如图所示，下列叙述正确的是



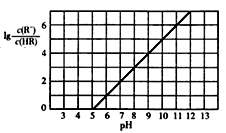
A．HX、HY均为一元强酸

B．溶液中水的电离程度：a = b < c

C．常温下，HY的电离常数Ka约为1.0×10-4

D．c点溶液：c(Na+)>c(Y-)>c(HY) >c(H+)>c(OH-)

80．已知:25℃,NH3·H2O电离平衡常数*K*＝1.76×10－5。25℃,向1 L 0.1 mol/L某一元酸HR溶液中逐渐通入氨气，若溶液温度和体积保持不变，所得混合溶液的pH与变化的关系如图所示。下列叙述正确的是



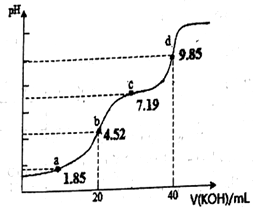
A．由图可推知：25℃,0.1 mol/L NaR溶液的pH约为10

B．当通入0.1 mol NH3时，所得溶液中：*c*(NH4+)＞*c*(R－)＞*c*(OH－)＞*c*(H+)

C．pH＝7时，所得溶液中：*c*(HR)＞*c*(R－)=*c*(NH4+)

D．pH＝10时，所得溶液中：*c*(R－)＞*c*(HR) ，*c*(NH4+)＞*c*(NH3·H2O)

81．用0.1mol·L-1KOH溶液滴定20mL0.1mol·L-1H2A 溶液的滴定曲线如图所示(曲线上的数字为pH)。已知pKa=-lgKa，25℃时H2A的pKa1=1.85，pKa2=7.19。下列说法正确的是（ ）



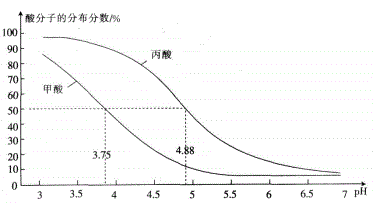
A．a点所得溶液中： 2c(H2A)+c(A2-)=0.1mol/L

B．b点所得溶液中： 2c(H2A)+c(H+)=c(A2-)+c(OH-)

C．c 点所得溶液中： c(K+)<3c(HA-)

D．d点所得溶液中A2-第一级水解平衡常数为10-6.81

82．25℃时，改变0.1mol/L RCOOH溶液的pH,溶液中RCOOH、RCOO-的微粒分布分数a(X)= ;甲酸(HCOOH)与丙酸(CH3CH2COOH)中酸分子的分布分数与PH的关系如图所示。



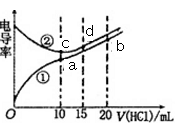
下列说法正确的是

A．丙酸的酸性比甲酸强

B．若0.1mol/L甲酸溶液的pH= 2.33,则0.01mol/L甲酸溶液的pH= 3.33

C．CH3CH2COOHCH3CH2COO-+H+的lgK=-4.88

D．将0.1mol/L的HCOOH溶液与0.lmol/L的HCOONa溶液等体积混合,所得溶液中:c(Na+)>c(HCOOH)>c(HCOO-)>c(OH-)>c(H+)

83．电解质溶液电导率越大导电能力越强。常温下用0.100 mol·L-1盐酸分别滴定10.00 mL 浓度均为0.100 mol·L-1的NaOH 溶液和二甲胺[(CH3)2NH]溶液，利用传感器测得滴定过程中溶液的电导率如图所示(已知常温下二甲胺的电离常数Kb=1.6×10-4)。下列说法正确的是  


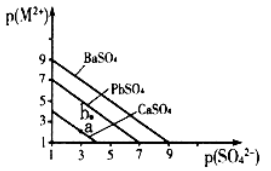
A．曲线①代表滴定二甲胺溶液的曲线，pH=7时所消耗的V[HCl(aq)]大于10 mL

B．在a、b、c 三点溶液中，水电离出的c(H+)：a＜ｃ＜ｂ

C．曲线中c点电导率最小，原因是c点溶液中导电微粒的数目最少

D．d 点溶液呈酸性，且有3c(H+)=c(Cl-)+3c(OH-)

84．25℃时，用Na2SO4溶液沉淀Ba2+、Pb2+、Ca2+三种金属离子(M2+)，所需SO42-最低浓度的负对数值p(SO42-)=-lgc(SO42-)与p(M2+)=-lg(M2+)关系如图所示，下列说法正确的是



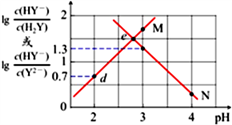
A．Ksp(CaSO4)<Ksp(PbSO4)<Ksp(BaSO4)

B．a点可表示CaSO4的饱和溶液，且c(Ca2+)=c(SO42-)

C．b点可表示PbSO4的不饱和溶液，且c(Pb2+)<c(SO42-)

D．向Ba2+浓度为10-5mol·L-1的废水中加入足量CaSO4粉末，会有BaSO4沉淀析出

85．常温下，二元弱酸H2Y溶液中滴加KOH溶液，所得混合溶液的pH与微粒浓度变化的关系如图所示，下列有关说法错误的是



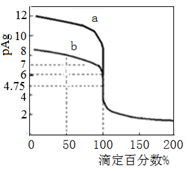
A．曲线M表示lg与pH的变化关系

B．Ka2(H2Y)=10-4.3

C．d点溶液中：c(H+)-c(OH-)＝2c(Y2-)+c(HY-)-c(K+)

D．交点e的溶液中：c(H2Y)=c(Y2-)>c(HY-)>c(H+)>c(OH-)

86．常温下将0.1000mol·L－1的AgNO3标准溶液分别滴加到20mL浓度均为0.1000mol·L－1的NaCl和NaBr溶液中，混合溶液的pAg [－lg*c*(Ag+)]与滴定百分数（滴定所用标准溶液体积相对于滴定终点时所用标准溶液体积的百分数）的变化关系如图所示。下列叙述错误的是



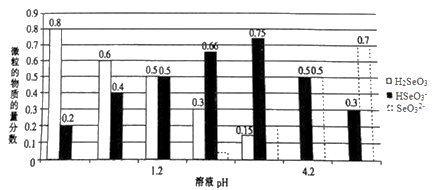
A．曲线a代表滴定NaBr溶液

B．*K*sp(AgCl) =1×10－9.5

C．滴定至50%时，NaCl溶液中*c*(Na+) ＞*c*(NO3－)＞*c*(Ag+)＞*c*(H+)

D．滴定至100%时，*c*(H+) +*c*(Ag+) = *c*(Br－)+*c*(OH－)

87．已知亚硒酸(H2SeO3)为二元弱酸，常温下，向某浓度的亚硒酸溶液中逐滴加入一定浓度的NaOH溶液，所得溶液中H2SeO3、HSeO3-、SeO32-三种微粒的物质的量分数与溶液pH 的关系如图所示。下列说法不正确的是（ ）



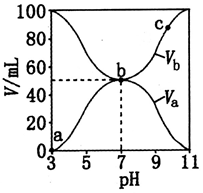
A．将相同物质的量NaHSeO3和Na2SeO3 固体完全溶于水可配得pH为4.2的混合液

B．pH=l.2的溶液中：c(Na+)+c(H+)=c(OH-)+c(H2SeO3)

C．常温下，亚硒酸的电离平衡常数K2=10-4.2

D．向pH=1.2的溶液中滴加NaOH溶液至pH=4.2的过程中水的电离程度一直增大

88．25℃时，将浓度均为0.1 mol·L-1、体积分别为Va和Vb的HA溶液与BOH溶液按不同体积比混合，保持Va+Vb=100 mL，Va、Vb与混合液pH的关系如图所示。下列说法正确的是



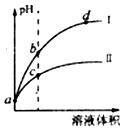
A．Ka(HA)=1×10-6

B．b点时，c(B+)=c(A-)

C．c点时，混合溶液中随温度升高而增大

D．a→c过程中水的电离程度始终增大

89．已知常温时HClO的Ka=3.0×10-8,HF的Kb=3.5×10-4。现将pH 和体积都相同的次氯酸和氢氟酸溶液分別加蒸馏水稀释，pH随溶液体积的变化如图所示，下列叙述正确的是（ ）



A．曲线Ⅰ为次氯酸稀释时pH变化曲线

B．取a 点的两种酸溶液，中和相同体积、相同浓度的NaOH溶液，消耗氢氟酸的体积较小

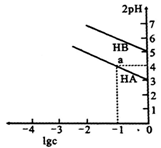
C．b点溶液中水的电离程度比c 点溶液中水的电离程度小

D．从b点到d点，溶液中保持不变(HR代表HClO或HF)

90．T℃时，浓度均为1mol/L的两种弱酸HA、HB中不断加水稀释，并用pH传感器测定溶液pH。所得溶液pH的两倍(2pH)与溶液浓度的对数(lgc)的关系如图所示。下列叙述错误的是

已知：①HA的电离平衡常数：

②pKa=-lgKa



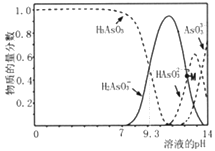
A．酸性：HA>HB

B．a点对应的溶液中：c(HA)=0.1mol/L，c(H+)=0.01mol/L

C．T℃时，弱酸HB的pKa≈5

D．弱酸的Ka随溶液浓度的降低而增大

91．亚砷酸(H3AsO3)可以用于治疗白血病,在溶液中存在多种微粒形态。向1L0.1mol·L-1H3AsO3溶液中逐滴加入KOH溶液，各种微粒物质的量分数与溶液的pH 关系如下图所示。下列说法正确的是（ ）



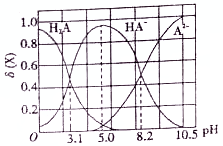
A．H3AsO3的电离常数Ka1的数量级为10-9

B．pH在8.0～10.0时,反应的离子方程式：H3AsO3+OH-=H2AsO3-+H2O

C．M点对应的溶液中：c(H2AsO3-)+c(HAsO32-)+c(AsO33-)+c(H3AsO3)=0.1mol·L-1

D．pH=12时,溶液中：c(H2AsO3-)+2c(HAsO32-)+3c(AsO33-)+c(H3AsO3)>c(H+)+c(K+)

92．向10 mL 0.1mol/L二元弱酸H2A溶液中滴加0.1mol/L NaOH 溶液，溶液中各组分物质的量分数δ(X) [δ(X)=]随pH的变化如图所示。下列叙述错误的是



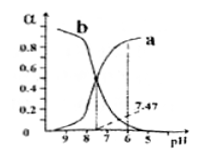
A．Ka1(H2A) 为10-3.1

B．pH=5.0时，c(Na+)>c(HA-)>c(H+)>c(OH-) >c(A2-)

C．pH=8.2时，c (Na+) +c(H+) =c(OH-) +3c(A2-)

D．pH 由5.0 调至10.5 时，主要反应的离子方程式为HA-+OH-=A2-+H2O

93．向0.1mol/L的NaClO溶液中滴加稀硫酸，HClO和ClO-所占分数(α)随pH变化的关系如图所示。下列表述不正确的是



A．曲线b代表ClO-

B．HClO的电离平衡常数Ka=10-7.47

C．pH=7时,c(Na+)>c(HClO)>c(ClO-)

D．向pH=6的该溶液中加入少量的Na2SO3固体，c(ClO-)增大

94．已知298K时，Ksp(NiS)=1.0×10-21，Ksp(NiCO3)=1.0×10-7；p(Ni)=-lgc(Ni2+)，p(B)=lgc(S2-)或-lgc(CO32-)。在含物质的量浓度相同的Na2S和Na2CO3的混合溶液中滴加Ni(NO3)2溶液产生两种沉淀(温度升高，NiS、NiCO3Ksp均增大)，298K时，溶液中阳离子、阴离子浓度的负对数关系如图所示。下列说法不正确的是



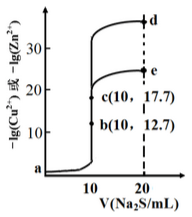
A．常温下NiCO3的溶解度大于NiS的溶解度

B．向d点对应的溶液中加入对应阴离子的钠盐，d点向b点移动

C．对于曲线I，在b点加热(忽略蒸发)，b点向c点移动

D．M为3.5且对应的阴离子是CO32-

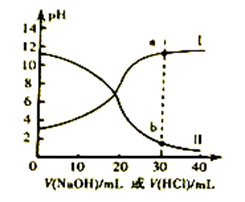
95．某温度下，分别向10 mL浓度均为0.1mol/L的CuCl2和ZnCl2溶液中滴加0.1mol/L的Na2S 溶液，滴加过程中溶液中-1gc(Cu2+)和-lgc(Zn2+)与Na2S 溶液体积(V)的关系如图所示。(已知: Ksp(ZnS) > Ksp(CuS)，1g3≈0.5) 下列有关说法错误的是



A．溶液pH:a＜b＜e B．a 点的ZnCl2 溶液中: c(Cl-)＜2[c(Zn2+)+c(H+)]

C．a-b-e为滴定CuCl2溶液的曲线 D．d点纵坐标小于34.9

96．常温下，醋酸和氨水的电离常数均为1.8×10-5。现取浓度均为0.1mol/L 的醋酸溶液与氨水各20mL，分别用0.1mol/L的NaOH 溶液、0.1mol/L盐酸进行中和滴定，滴定过程中pH 滴加溶液的体积变化关系如图所示。下列说法正确的是



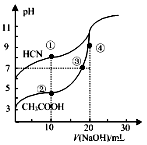
A．曲线I中，滴加溶液到10mL时:2c(H+)+c(CH3COOH) =c(CH3COO-)+2c(OH-)

B．曲线II中，滴加溶液到20mL时: c(NH4+) >c(Cl-)>c(OH -)>c(H+)

C．曲线II中，滴加溶液时始终存在: c(Na+)+c(H+)=c(CH3COO-)+c(OH-)

D．若将a 和b 两点对应的溶液混合,所得溶液常温下pH<7

97．室温下，用0.10mol·L-1NaOH溶液分别滴定20.00mL浓度均为0.10 mol·L-1的CH3COOH 溶液和HCN溶液所得滴定曲线如图所示。下列说法正确的是



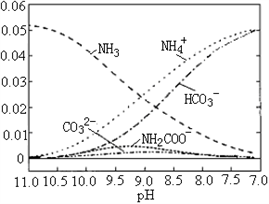
A．当加入10mLNaOH时：c(CH3COOH)>c(HCN)

B．点③和点④所示溶液中：c(Na+)＞c(OH-)＞c(CH3COO-)＞c(H+)

C．已知室温下某碱AOH的Kb=1×10-9，则ACN的水溶液呈碱性

D．点②和点③所示溶液中都有：c(CH3COO-)+c(OH-)=c(CH3COOH)+c(H+)

98．40℃时，在氨-水体系中不断通入CO2，各种离子变化趋势如图所示。下列说法不正确的是



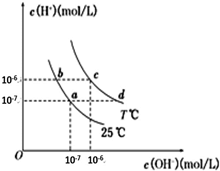
A．当8.5<pH<10.5时，会有中间产物（NH2COOˉ）生成

B．在pH＝9.5时，溶液中存在关系：c(NH4+)＞c(HCO3ˉ)＞c(NH2COOˉ)＞c(CO32ˉ)

C．在pH＝9.0时，溶液中存在关系：c(NH4+)＋c(H+)＝2c(CO32ˉ)＋c(HCO3ˉ)＋c(NH2COOˉ)＋c(OHˉ)

D．随着CO2的通入，不断减小

99．在不同温度下,水溶液中c(H+)与c(OH-)有如图所示关系。下列说法正确的是



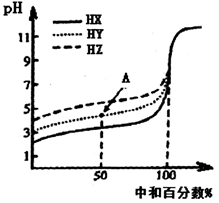
A．b点溶液中不可能存在NH3·H2O

B．b、c两点pH相同,但溶液的酸碱性不同

C．通过降温的方法，可使溶液的状态中d点变为a点

D．a点溶液中可能大量共存的离子：Fe3+、Na+、Cl-、SO42-

100．室温下，向三种浓度相同的弱酸HX、HY、HZ中分别滴加相同浓度的NaOH溶液，溶液pH与中和百分数变化曲线如图所示，下列判断不正确的是



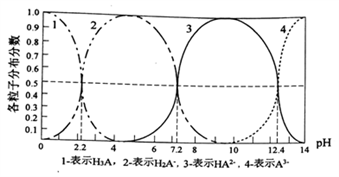
A．三种酸的电离常数关系：Ka(HX)>Ka(HY)>Ka(HZ)

B．图中A点时溶液中离子浓度大小关系：c(Y-)>c(Na+)>c(HY)>c(H+)>c(OH-)

C．pH=7时，三种溶液中：c(X-)=c(Y-)=c(Z-)

D．当中和百分数达100％时，将三种溶液混合后：c(HX)+c(HY)+c(HZ)=c(OH-)-c(H+)

101．常温下，某酸H3A水溶液中含A的各种粒子的分布分数(平衡时某种粒子的浓度占各粒子浓度之和的分数)与pH关系图如下所示，下列说法正确的是



A．NaH2A水溶液呈碱性

B．H3A溶液中存在:c(H+)=c(OH-)+c(H2A-)+c(HA2-)+c(A3-)

C．向H3A溶液中加入一定量的NaOH溶液至pH=5时，

D．向H3A溶液中加入氨水使PH从5→9发生的主要离子反应是:H2A-+OH-=HA2-+H2O

**参考答案**

1．AB

【解析】

【分析】

二元弱酸草酸的K1＝c(HC2O4-)/c(H2C2O4)×c(H+)＞K2＝c(C2O42-)/c(HC2O4-)×c(H+)，当溶液的pH相同时，c(H+)相同，lgX：Ⅰ＞Ⅱ，则Ⅰ表示lgc(HC2O4-)/c(H2C2O4)与pH的变化关系，Ⅱ表示lgc(HC2O4﹣)＝c(H2C2O4)与pH的变化关系；

【详解】

二元弱酸草酸的K1＝c(HC2O4-)/c(H2C2O4)×c(H+)＞K2＝c(HC2O4﹣)＝c(H2C2O4)×c(H+)，当溶液的pH相同时，c(H+)相同，lgX：Ⅰ＞Ⅱ，则Ⅰ表示lgc(HC2O4-)/c(H2C2O4)与pH的变化关系，Ⅱ表示lgc(HC2O4﹣)＝c(H2C2O4)与pH的变化关系。

A、根据分析可知，Ⅰ表示lgc(HC2O4-)/c(H2C2O4)与pH的变化关系，故A正确；

B、pH＝1.22时，溶液呈酸性，则c(H+)＞c(OH﹣)，根据电荷守恒c(Na+)+c(H+)＝c(HC2O4﹣)+2c(C2O42﹣)+c(OH﹣)可知，2c(C2O42﹣)+c(HC2O4﹣)＞c(Na+)，故B正确；

C、lgX为增函数，pH＝1.22时，曲线Ⅰ中，lgX＝lgc(HC2O4-)/c(H2C2O4)＝0时，c(HC2O4﹣)＝c(H2C2O4)，曲线Ⅱ中lgX＝lgc(HC2O4﹣)＝c(H2C2O4)＝﹣3，103c(C2O42﹣)＝c(HC2O4﹣)＝c(H2C2O4)；pH＝4.19时，曲线Ⅰ中，lgX＝lgc(HC2O4-)/c(H2C2O4)＝3，c(HC2O4﹣)＝103c(H2C2O4)，曲线曲线Ⅱ中，lgX＝lgc(HC2O4﹣)＝c(H2C2O4)＝0，c(C2O42﹣)＝c(HC2O4﹣)＝103c(H2C2O4)，所以1.22＜pH＜4.19的过程中，c(HC2O4﹣)实质逐渐增大，c(H2C2O4)逐渐减小，c(C2O42﹣)逐渐增大，则不一定满足c(C2O42﹣)＞c(H2C2O4)，故C错误；

D、pH＝4.19时，曲线Ⅱ中c(C2O42﹣)＝c(HC2O4﹣)，溶质为等浓度的NaHC2O4、Na2C2O4和少量的NaOH，结合物料守恒看作c(Na+)＞3c(HC2O4﹣)，故D错误。

【点睛】

本题考查酸碱混合的定性判断及溶液pH的计算，题目难度中等，明确图象曲线变化的意义为解答关键，注意掌握电荷守恒、物料守恒及溶液酸碱性与溶液pH的关系，C为易错点，试题培养了学生的分析能力及综合应用能力。

2．AD

【解析】

【详解】

A. 由图可知，图甲中pH＝7时，c(HCN)>c(CN-)，而根据电荷守恒可以知道，c(Na＋)＋c(H＋)＝c(Cl－)＋c(OH－)＋c(CN－)，由于c(H＋)=c(OH－)，则c(Na＋)＝c(Cl－)＋c(CN－)，根据物料守恒得c(Na＋)= c(HCN)+ c(CN－)，所以c(Cl－)＝c(HCN)，故A正确；  
B. 图甲中的a点是HCN、CN-浓度相等，根据物料守恒得c(Na＋)= c(HCN)+ c(CN－)，而根据电荷守恒可以知道，c(Na＋)＋c(H＋)＝c(Cl－)＋c(OH－)＋c(CN－)，则 c(HCN)＋c(H＋)＝c(OH－)＋c(Cl－)，由图可知，此时溶液pH>7，c(H＋)<c(OH－)，所以c(CN－)=c(HCN)>c(Cl－)，故B错误；

C. 图乙中b点时，溶液中溶质为等物质的量浓度的溶液：c(NaCN)＝c(NaCl)=c(HCN)，溶液呈碱性，说明CN－的水解程度大于HCN的电离程度，所以c(HCN)> c(Cl－)> c(CN－)> c(OH－)> c(H＋)，故C错误；

D. 图乙中c点的溶液，二者恰好完全反应，根据物料守恒得c(Cl－)= c(Na＋)= c(HCN)+ c(CN－)，而根据电荷守恒可以知道，c(Na＋)＋c(H＋)＝c(Cl－)＋c(OH－)＋c(CN－)，则c(Na＋)＋c(H＋)＝c(HCN)＋c(OH－)＋2c(CN－)，所以D选项是正确的。  
答案选AD。

3．AC

【解析】

【分析】

A. 根据H2A的第一步电离平衡常数Ka1 = 作答；

B. 溶液中存在微弱的电离与水解，c(H2A) 0；

C. 结合H2A的第二步电离平衡常数Ka2及电荷守恒规律分析作答；

D. 根据电荷守恒与物料守恒作答。

【详解】

A. 从图中可看出，当pH = 1.2时，c(H2A) = c(HA-)，则H2A的Ka1＝ = 10-pH = 10-1.2，故A项正确；

B. 从图中可看出，在pH＝4.2的溶液中：c(HA－)＝c(A2－)，因有少许H2A图中未显示，结合题设条件c(H2A)＋c(HA－)＋c(A2－)＝0.100 mol·L－1，则c(HA－)等于c(A2－)略小于0.050 mol/L，故B项错误；

C.其中在pH＝4.2时，可计算出二元弱酸H2A的第二步电离平衡常数 = = 10-4.2在pH=7的溶液c(A2-)接近0.1 mol/L，c(H+)=10-7 mol/L，带入上述平衡常数表达式可得c(HA-) = 10-3.8> c(H+),根据电荷守恒规律又知c(Na+)=2c(A2-)+c(HA-)，则c(Na＋)>2c(A2－)＋c(H＋)，故C项正确；

D. c(Na＋)＝0.150 mol·L－1的溶液中存在c（H2A）+c（HA-）+c（A2-）=0.100mol•L-1，则溶液中存在物料守恒2c（Na+）=3[c（H2A）+c（HA-）+c（A2-）]①，又存在电荷守恒c（Na+）+c（H+）=c（OH-）+c（HA-）+2c（A2-）②，①-2×①得，2c(OH－)＋c(A2－) ＝c(HA－)＋3c(H2A) 2c(H＋)，故D项错误；

答案选AC。

【点睛】

本题主要考查水溶液中的离子平衡的应用，C选项是难点，能准确对比得出在pH＝4.2的溶液中，c(HA-)与 c(H+)的大小关系是解题的关键，这就需要借助H2A的第二步电离平衡常数的数值这一隐含信息来解答，难度较大。往往这一类题型可以结合图像分析，采用排除法选出正确答案。

4．BC

【解析】

【分析】

－

【详解】

A、NH3·H2O为弱碱，部分电离，电离平衡常数只受温度的影响，因此25℃时当c(NH3·H2O)=c(NH4＋)，K=c(OH－)=Kw/c(H＋)=10-4.7mol·L－1，即lgK=－4.7，故A说法正确；

B、25℃时甲酸的平衡常数为K=10－3.7，根据平衡常数，25℃时，0.01mol·L－1甲酸中c(H＋)=10－2.85mol·L－1，即pH≈2.9，故B错误；

C、根据水解平衡常数、电离平衡常数、水的离子积之间的关系，HCOO－的水解平衡常数Kh=Kw/Ka=10－10.3，NH4＋的水解平衡常数Kh=10－9.3，NH4＋的水解程度大于HCOO－水解程度，两种溶液混合后呈中性，甲酸钠的量比NH4Cl多，Na＋浓度大于Cl－浓度，故C错误；

D、根据电荷守恒，c(CHOO－)＋c(HSO3－)＋2c(SO32－)＋c(OH－)=c(Na＋)＋c(H＋)＋c(K＋)，溶液显中性，c(H＋)=c(OH－)，即c(CHOO－)＋c(HSO3－)＋2c(SO32－)=c(Na＋)＋c(K＋)，根据物料守恒，c(Na＋)=c(HCOO－)＋c(HCOOH)，c(K＋)=c(HSO3－)＋c(H2SO3)＋c(SO32－)，三式合并得到：c(SO32－)=c(HCOOH)＋c(H2SO3)，故D正确；

5．BD

【解析】A. pH=6.3的溶液中碳酸略过量：c(H2CO3)+c(HCO3-)+c(CO32-)=1.000×10-3mol·L-1， 故 c(Na+)>1.000×10-3mol·L-1，选项A错误；B. pH=7的溶液中：由电荷守恒有 c(Na+)+ c(H+)=  c(HCO3-)+ 2c(CO32-)+ c(OH-)，则 c(Na+)> c(CO32-)，由图可知c(H2CO3)>c(CO32-)，故c(Na+)>c(H2CO3)>c(CO32-)，选项B正确；C. pH=a的溶液中，由图中信息可知， c(CO32-)>c(H+)，选项C错误；D. 25℃时，pH=6.3时，c(H2CO3)=  c(HCO3-)，K1=c(H+)=10-6.3，pH=10.3时，c(CO32-)=  c(HCO3-)，K2=c(H+)=10-10.3，反应H2CO3+CO32- 2HCO3-的平衡常数K=====1.0×104，选项D正确。答案选BD。

6．C

【解析】

【分析】

HNO2的电离平衡常数为K=4.6×10-4，亚硝酸为弱酸存在电离平衡，电离方程式为HNO2⇌NO2-+H+。逐滴加入相同浓度的NaOH溶液，b点HNO2消耗一半，溶质为HNO2、NaNO2。当加入20mLNaOH，溶质是NaNO2,由于为弱酸强碱盐，会水解使溶液偏碱性。据此分析回答。

【详解】

A.向20mL0．01mol•L-1的HNO2溶液中逐滴加入相同浓度的NaOH溶液，若恰好反应需要氢氧化钠溶液体积20ml，溶质是NaNO2，由于为弱酸强碱盐，会水解使溶液偏碱性，而c点是溶液呈中性，所以X＜20mL，故A不正确；

B.c点是溶液呈中性，溶质为HNO2、NaNO2混合溶液。氢氧化钠溶液体积为20ml时恰好反应，那么从a开始到恰好完全反应时，水的电离程度逐渐增大。d点从图中读不出是在恰好反应之前还是恰好反应之后，故B不正确；

C.由HNO2⇌NO2-+H+， ，，得到c(H+)=2.14×10-3mol·L-1，故C正确；

D.b点溶液为HNO2、NaNO2混合溶液，且浓度比为1：1；由NO2-+H2O⇌HNO2+OH-，HNO2⇌H++NO2-，因为溶液呈酸性，所以电离程度大于水解程度，离子浓度大小为c(NO2-)＞c(Na+)＞c(HNO2)，故D不正确。

答案：C

【点睛】

本题考查了弱电解质电离平衡、离子浓度大小比较、平衡常数计算、图象变化分析判断，注意中性溶液中溶质的判断，题目难度中等。易错选项B，关于d点的分析。

7．D

【解析】

【详解】

A. 由图可知，CO2通入 NaClO溶液，HCO3-浓度逐渐增大，故反应为：ClO－+CO2+H2O=HCO3－+HClO，故A错误；

B. 醋酸酸性大于碳酸，CO2与CH3COONa溶液不反应，由图可知，CO2通入 CH3COONa溶液HCO3－浓度增大较小，应该是二氧化碳和水反应：CO2+H2O3H2CO3HCO3－+ H+，故B错误；

C. n(CO2)=0.06mol，n(OH－)=0.1mol，则先发生反应：2OH－+CO2=CO32－+H2O时CO2过量0.01mol，过量的CO2和生成的部分CO32－、H2O反应生成HCO3－，故C错误；

D. 通入n(CO2)=0.06mol，根据物料守恒，三种溶液中均有：n(HCO3－)+n(CO32－)+n(H2CO3)=0.06mol，故D正确。

答案选D。

8．C

【解析】

【详解】

A、水的离子积与温度有关，温度越低水的离子积常数越小，a点时溶液温度小于25℃，则水的离子积Kw<1.0×10-14，故A错误；

B、b点时溶液的pH<7，则c（H+）>c（OH-），根据电荷守恒可知：c（Cl-）>c（NH4+），溶液中离子浓度大小为：c（Cl-）>c（NH4+）>c（H+）>c（OH-），故选项B错误；

C、根据图象可知，25℃时溶液的pH=7，则：c（H+）=c（OH-）=10-7 mol•L-1，c（NH4+）=c（Cl-）=0.5mol/L，根据物料守恒可知：c（NH3•H2O）=（0.5n-0.5）mol/L，则25℃时NH4Cl水解常数为：K==（n-1）×10-7，故选项C正确；

D、b点溶液温度最高，说明此时两溶液恰好反应生成氯化铵，铵根离子水解促进了水的电离，则a、d两点都抑制了水的电离，则b点水的电离程度最大，故D错误。

正确答案选C。

【点睛】

酸碱中和滴定类试题解题的难点在于整个过程是一个动态过程，我们要将一个动态过程转化为一个静态的点进行分析。这类图象题在解题过程中还可以以两个关键点进行分段分析，一是滴定终点，此时酸碱恰好中和，为单一盐溶液，只需考虑水解；另一为pH=7的点，此时溶液呈中性，从守恒角度进行考虑。

9．C

【解析】

【分析】

电离平衡常数只受温度的影响，因此用a或c点进行判断，用a点进行分析，c(HX)/c(X－)=10－1，c(H＋)=10－3.75mol·L－1，HX的电离平衡常数的表达式Ka=c(X－)×c(H＋)/c(HX)，代入数值，Ka=10－4.75，由于a、b、c均为酸性溶液，因此溶质均为“HX和NaX”，不可能是NaX或NaX和NaOH，pH<7说明HX的电离程度大于X－的水解程度，即只考虑HX电离产生H＋对水的抑制作用，然后进行分析；

【详解】

电离平衡常数只受温度的影响，因此用a或c点进行判断，假设用a点进行分析，c(HX)/c(X－)=10－1，c(H＋)=10－3.75mol·L－1，HX的电离平衡常数的表达式Ka=c(X－)×c(H＋)/c(HX)，代入数值，Ka=10－4.75，由于a、b、c均为酸性溶液，因此溶质均为“HX和NaX”；

A、根据上述分析，pH<7说明HX的电离程度大于X－的水解程度，HX电离出H＋对水电离起到抑制作用，H＋浓度越小，pH越大，对水的电离抑制能力越弱，即溶液中水的电离程度：a<b<c，故A说法正确；

B、根据上述分析，HX的电离平衡常数Ka=10－4.75，b点时，c(HX)/c(X－)=1，则c(H＋)=10－4.75mol·L－1，b点坐标是（0，4.75），故B说法正确；

C、c点溶液中c(Na＋)＋c(H＋)=c(OH－)＋c(X－)，根据c点坐标，c(HX)/c(X－)=10，代入电荷守恒得到c(Na＋)＋c(H＋)=c(OH－)＋10c(HX)，因为溶液显酸性，c(H＋)>c(OH－)，推出c(Na＋)<10c(HX)，故C说法错误；

D、根据上述分析，故D说法正确。

10．D

【解析】

【分析】

向10mL0.1mol/LCuCl2溶液中滴加0.1mol/L的Na2S溶液，发生反应：Cu2++S2-⇌CuS↓，Cu2+单独存在或S2-单独存在均会水解，水解促进水的电离，结合图中浓度和盐类的水解规律分析解答。

【详解】

A．根据图像，V=10mL时，二者恰好完全反应生成CuS沉淀，CuS⇌Cu2++S2-，平衡时c(Cu2+)=c(S2-)=10-17.6mol/L，则Ksp(CuS)=c(Cu2+)c(S2-)=10-17.6mol/L×10-17.6mol/L=10-35.2mol2/L2，Ksp(CuS)的数量级为10-36，故A错误；

B．Cu2+单独存在或S2-单独存在均会水解，水解促进水的电离，c点时恰好形成CuS沉淀，溶液中含有氯化钠，此时水的电离程度最小，c点溶液中水的电离程度小于a点和d点溶液，故B错误；

C．根据图像，b点时钠离子的物质的量为0.1mol/L×0.005L×2=0.001mol，氯离子的物质的量为0.1mol/L×0.01L×2=0.002mol，则c(Cl-)=2c(Na+)，故C错误；

D. d点溶液中NaCl和Na2S的浓度之比为2:1，且溶液显碱性，因此c (Na+) >c (Cl-) >c (S2-) >c (OH-) >c (H+)，故D正确；

答案选D。

【点睛】

解答本题的关键是看懂图像，能够灵活运用电解质溶液中的溶质对水的电离的影响。本题的易错点为B，需要正确判断c点溶液中的反应情况。

11．B

【解析】

【详解】

A.加水稀释时，一水合氨进一步电离，导电能力变化较小，则曲线I为氨水稀释曲线，故A错误；

B.盐酸显酸性，氨水显碱性，导电能力越大，说明离子浓度越大，则a、b、c三点溶液的pH：a>b>c，故B正确；

C. 将a、b两点溶液混合，由于氨水浓度大于盐酸浓度，反应后氨水过量，所以溶液显碱性，c（Cl－）<c(NH4+)+c(NH3·H2O)，故C错误；

D. 氨水稀释过程中，Kb= c(NH4+)·c(OH-)/c(NH3·H2O)不变，而c(OH-)减小，所以c(NH4+)/c(NH3·H2O)不断增大，故D错误；

故选B。

12．B

【解析】

【分析】

根据图像，c(NH3 ·H2O)＝c(NH4+)时pH=9.25，氨水的电离平衡常数Kb= =10－4.75，同理可知H2PO4-的电离平衡常数Ka=10－6.86；CH3COOH的的电离平衡常数Ka=10－4.75。

【详解】

A、氨水的电离平衡常数Kb= =10－4.75，lgKb=－4.75，故A错误；

B、CH3COOH+HPO42－=CH3COO－+H2 PO4－的 K = = == =102.11，lgK=2.11，故B正确；

C、KH2PO4溶液呈酸性， H2PO4－电离大于水解，所以c(HPO42－)>c(H3PO4)，故C错误；

D、根据图像，在滴定过程中，当溶液pH相同时，消耗NaOH的物质的量：CH3COOH>KH2PO4>NH4Cl，故D错误。

【点睛】

本题考查弱电解质的电离平衡，酸碱滴定原理，盐类水解知识，牢牢把握弱电解质电离平衡常数的计算及应用是解题的关键，重点考查学生的读图能力。

13．B

【解析】

【详解】

A. a点表示0.1mol·L－1一元弱碱XOH，若a=－8，则c(OH-)=10-3mol/L，所以Kb(XOH)≈==10－5，故A正确；

B. 两者恰好反应时，生成强酸弱碱盐，溶液显酸性。M点AG=0，则溶液中c(H+)= c(OH-)，溶液呈中性，所以溶质为XOH和XCl，两者不是恰好完全反应，故B错误；

C. 若R点恰好为XCl溶液时，根据物料守恒可得c(X+)+c(XOH)=c(C1－)，故C正确；

D. M点的溶质为XOH和XCl，继续加入盐酸，直至溶质全部为XCl时，该过程水的电离程度先增大，然后XCl溶液中再加入盐酸，水的电离程度减小，所以从M点到N点，水的电离程度先增大后减小，故D正确。

故选B。

14．D

【解析】

【分析】

由图像可知，a点表示未加盐酸时，由图可知，当 lg[c(AOH)/c(A+)]=1时，c(AOH)/c(A+)=10，此时pH=11，根据AOHA++OH-，Kb===10-4；

由题中信息可知，图中e点表示 HCl和 AOH恰好完全反应，溶液为ACl溶液，ACl为强酸弱碱盐水解显酸性，溶液中的H+来自水的电离；c点溶液为中性，c(H+)=c(OH-)；d点溶液盐酸过量，溶液为ACl和HCl混合溶液，据此分析解答。

【详解】

A. 由图可知，a点时lg[C(AOH)/C(A+)]=1，c(AOH)/c(A+)=10，pH=11，Kb===10-4，则A+的水解平衡常数为==1.0×10－10，故A正确；

B. 由题中信息可知，e点表示 HCl和 AOH恰好完全反应，溶液为ACl溶液，ACl为强酸弱碱盐水解显酸性，溶液中的H+来自水的电离，所以点e溶液中水电离出的 H+浓度为 10－6.23mol/L，故B正确；

C. e点表示 HCl和 AOH恰好完全反应，根据物料守恒：n(A+)+n(AOH)= n(Cl－)，

从c点到e点继续滴加盐酸，n(Cl－)增大，但n(A+)+n(AOH)不变，所以点c 溶液中的 n(A+)+n(AOH)等于点 e溶液中的 n(Cl－)，故C正确；

D. d点溶液盐酸过量，溶液为ACl和HCl混合溶液，由于A+水解受到抑制，水解程度微弱，所以点d溶液中： *c*(Cl－) >*c*(A+)> *c*(AOH)，故D错误。

答案选D。

15．C

【解析】

【详解】

A、a点，pH=4，即 时pH=4， Ka（HA）=10-4，b点，pH=5，Ka（HB）=10-5，所以HA、HB两种酸中，HB的酸性弱于HA，故A正确；

B、b点，，根据电荷守恒，c(Na+)＋c(H+)＝c(OH—) ＋c(B—)，pH=5，溶液呈酸性c(H+)＞c(OH—)，所以c(Na+)＜c(B—)，b点溶液中c(B—)＝c(HB)＞c(Na+)＞c(H+)＞c(OH—)，故B正确；

C、根据A选项，HB的酸性弱于HA，B—水解程度大于A—，所以根据电荷守恒可知同浓度同体积的NaA和NaB溶液中，阴离子总数NaA大于NaB，故C错误；

D、，故D正确。选C。

【点睛】

本题考查弱电解质电离、电离平衡常数，侧重于学生的图像分析能力、计算能力的考查，注意理解电离平衡常数计算，题目难度中等。

16．D

【解析】

【分析】

NH4HCO3溶液中存在NH4+的水解平衡，即NH4++H2O⇌NH3•H2O+H+①；  
HCO3-的水解平衡，即HCO3-+H2O⇌H2CO3+OH-②；  
HCO3-的电离平衡，即HCO3-⇌H++CO32-③，据此分析。

【详解】

根据上述分析可知：

A. 在未加氢氧化钠时，溶液的pH=7.7，呈碱性，则上述3个平衡中第②个HCO3-的水解为主，滴加氢氧化钠的开始阶段，氢氧根浓度增大，平衡②向逆方向移动，HCO3-的量略有增加，即逆方向的反应是H2CO3+OH−═HCO3−+H2O，A项正确；

B. 对于平衡①，氢氧根与氢离子反应，平衡正向移动，NH3•H2O的量增加，NH4+的量减小。由图可知，当pH大于8.7以后，CO32-的量在增加，平衡③受到影响，HCO3−被消耗，即碳酸氢根离子和铵根离子都与氢氧根离子反应，B项正确；

C. 从图中可直接看出pH=9.5时，溶液中c(HCO3−)>c(NH3•H2O)>c(NH4+)>c(CO32−)，C项正确；

D. 滴加氢氧化钠溶液时，HCO3−的量并没减小，反而增大，说明首先不是HCO3−与OH−反应,而是NH4+先反应，即NH4HCO3+NaOH═NaHCO3+NH3•H2O，D项错误；

答案选D。

17．C

【解析】

【详解】

A．由a点可知BOH电离出c(OH—)=10-14/10-11.3=10-2.7mol/L，则，则Kb的数量级为10—5，A项正确；

B．25℃下， b点c(H+)水=10-7mol/L ，此时为BOH和BCl的混合液，BOH对水的电离的抑制程度与BCl对水的电离的促进程度相同，则pH=7，即b点溶液呈中性，故B正确；

C．c点水的电离达到最大值，则此时溶质为BCl，由质子守恒有c(BOH)+c(OH—)=c(H+)，c-d点过程中继续加盐酸，c(OH—)减小而c(H+)增大，则c(BOH)+c(OH—)<c(H+)，C项错误；

D．c点水的电离程度最大，此时溶质为BCl，B+水解使溶液显酸性，则c(B+)<c(Cl—)，D项正确。

本题选C。

【点睛】

图像类试题，务必先弄懂横纵坐标含义，本题应注意c点c(H+)水最大，水的电离程度达到最大，这是本题突破点。

18．D

【解析】

【详解】

A、依据电荷守恒，c(H＋)＋c(Na＋)=c(Cl－)＋c(OH－)＋c(HS－)＋2c(S2－)，pH=7说明c(H＋)=c(OH－)，即有c(Na＋)=c(Cl－)＋c(HS－)＋2c(S2－)，依据物料守恒，c(Na＋)=2c(S2－)＋2c(HS－)＋2c(H2S)，两式联立得到c(Cl－)=c(HS－)＋2c(H2S)，故A说法正确；

B、依据电荷守恒，c(H＋)＋c(Na＋)=c(Cl－)＋c(OH－)＋c(HS－)＋2c(S2－)，其中c(Na＋)=0.200mol·L－1，c(S2－)＋c(HS－)＋c(H2S)=0.100mol·L－1，因为c(HS－)=c(S2－)，整理得出c(Cl－)＋c(HS－)=0.100mol·L－1＋c(H2S)＋[c(H＋)－c(OH－)]，溶液显碱性，c(H＋)－c(OH－)<0，因此有c(Cl－)＋c(HS－)＜0.100＋c(H2S)，故B说法正确；

C、依据电荷守恒，c(H＋)＋c(Na＋)=c(Cl－)＋c(OH－)＋c(HS－)＋2c(S2－)，推出c(OH－)－c(H＋)=c(Na＋)－c(Cl－)－c(HS－)－2c(S2－)，根据c(S2－)＋c(HS－)＋c(H2S)=0.100mol·L－1，c(Na＋)=0.200mol·L－1，c(Cl－)=0.100mol·L－1，可得c(OH－)－c(H＋)=c(H2S)－c(S2－)，故C说法正确；

D、硫化钠溶液中S2－存在二级水解平衡和水的电离平衡，由水解和电离规律知，c(S2－)>c(OH－)>c(HS－)>c(H＋)，故D说法错误。

【点睛】

涉及微粒浓度关系等式，一般从三个守恒思想考虑，电荷守恒、物料守恒、质子守恒，如果等式没有明显的特征，则是三种等式变性而来；涉及不等式基本思路：（1）若比较的是一种阳离子和一种阴离子的浓度大小，一定要想到利用根据电荷守恒得出的粒子浓度等式，先判断溶液的酸碱性，确定c(H＋)和c(OH－)的大小后，再进一步比较阴、阳离子浓度大小；（2）若比较的是两种阴离子的浓度大小，首先要搞清楚阴离子的来源，是通过电离产生的，还是水解产生，并研究电离程度和水解程度的相对大小，必要时用好三个浓度等式进行代换。

19．C

【解析】

【详解】

A.根据图象可知在V0时c(Cu2+)突然减小，说明此时恰好发生反应：Cu2++S2-=CuS↓，n(S2-)=n(Cu2+)=c·V=0.20mol/L×0.01L=2.0×10-3mol，V(S2-)==0.02L=20mL，由于Ksp(CuS)=c(Cu2+)·c(S2-)=1.0×10－36，所以c(Cu2+)=1.0×10－18mol/L，则pM=-lg c(Cu2+)=-lg1.0×10－18=18，A正确；

B.温度不变，Ksp不变，则pM就不变，c[Cu(NO3)2]=0.01mol/L时，根据Cu2++S2-=CuS↓，Cu2+物质的量减小，反应消耗的S2-的体积也减小，n(S2-)=n(Cu2+)=c·V=0.01mol/L×0.01L=1.0×10-4mol，V(S2-)==0.001L=1mL，根据所以反应终点可能为e点，B正确；

C.a点是反应开始不长时间，Cu(NO3)2溶液过量，Cu2+水解时溶液显酸性，对水的电离平衡起促进作用，随着Na2S溶液的加入，当到b点时恰好发生Cu2++S2-=CuS↓，对水的电离平衡影响最小，后随着Na2S溶液的加入，Na2S溶液过量， S2-水解使溶液显碱性，又促进水的电离，水的电离程度在b点最小，但无论在哪一点，反应温度不变，水电离产生的c(H+)和c(OH-)的积都等于水的离子积常数Kw，是相等的，C错误；

D.若用等浓度等体积的Hg(NO3)2溶液代替上述Cu(NO3)2溶液，恰好发生反应：Hg2++S2-=CuS↓时， n(S2-)=n(Hg2+)=c·V=0.20mol/L×0.01L=2.0×10-3mol，V(S2-)==0.02L=20mL，由于K sp(HgS)=1.6×10－52，所以c(Hg2+)=1.0×10－26mol/L，则pM=-lg c(Hg2+)=-lg1.0×10－26=26，m数值变大，所以反应终点b向c方向移动，D正确；

故合理选项是C。

20．C

【解析】

【详解】

A.由图象知0.10mol·L－1的HX溶液中c(H+)=1×10-6mol·L－1，HX⇌H++X-，c(X－)=c(H+)，c(HX)≈0.10mol·L－1，K(HX)===1×10－11，故A错误；

B. a点时c(OH－)=c(H+)，由电荷守恒原理知，c(Na+))=c(X-)，故B错误；

C. c点时，酸碱恰好反应完全，体积变为原来的2倍，溶质为NaX，根据物料守恒知c(Na+)+c(HX)+c(X－)=0.10mol·L－1，故C正确；

D.b点时，反应生成的NaX的物质的量与剩余的HX的物质的量相等，由于此时混合溶液显碱性，说明X－水解程度大于HX电离程度，故D错误；

故选C。

【点睛】

在比较溶液中离子浓度时主要看几个守恒：物料守恒、电荷守恒及质子守恒，再根据溶液的酸碱性比较氢离子和氢氧根离子的浓度大小，还要注意溶液混合时的体积变化，这是易错点。

21．D

【解析】

【详解】

A.用NaOH溶液滴定甲酸溶液，恰好发生反应产生HCOONa溶液，该盐是强碱弱酸盐，选择在碱性范围内变色的指示剂酚酞试液误差较小，A错误；

B.图中a为HCOONa、HCOOH按1：3关系混合得到的混合溶液；b为HCOONa、NaOH按1：3关系混合得到的混合溶液，由于甲酸是弱酸，对水的电离的抑制程度小于等浓度的NaOH溶液，所以a、b两点氷的电离程度：a>b，B错误；

C.当加入10.00mL NaOH 溶液时，溶液为等浓度的HCOONa、HCOOH的混合溶液，根据图示可知此时溶液的pH<7，说明HCOOH的电离作用大于HCOO-的水解作用，所以c(H+)>c(OH-)，c(HCOO-)>c(Na+)，盐电离产生的离子浓度大于弱电解质电离产生的离子浓度，因此c(Na+)>c(H+)，所以离子浓度大小关系为：c(HCOO-)>c(Na+)>c(H+)>c(OH-)，C错误；

D.当加入20.00mL NaOH溶液时，二者恰好反应产生HCOONa，该盐是强酸弱碱盐，HCOO-水解，使溶液显碱性，HCOO-+H2OHCOOH+OH-，c(HCOO-)==0.0500mol/L，Kh==10-10，Kh=，所以c(OH-)=，所以溶液的pH>8，D正确；

故合理选项是D。

22．B

【解析】

【详解】

A.根据电荷守恒，滴至pH＝7时，c(H+)=c(OH-)，则a溶液中c（Na+）＝c（Cl﹣）；b、c、d三种溶液中c（Na+）+c(NH4+)＝c（Cl﹣），故A错误；

B.a溶液中稀盐酸和氨水按4:0的比例混合，溶液中只含盐酸，当滴入0.1mol•L﹣1NaOH溶液20mL时溶液呈中性，则盐酸的浓度为0.1mol•L﹣1，故B正确；

C. V（NaOH）＝10mL，由于向a和b中加入的氢氧化钠的量相同，则溶液中Na+浓度a=b，故C错误；

D.当V（NaOH）＞20mL时，根据电荷守恒，溶液中均存在 c（Na+）+ c(NH4+)+ c(H+)＝c(OH-)+c（Cl﹣）。四种溶液中加入的氢氧化钠均相同，则溶液中的c（Na+）均相同，因为四种溶液的pH相同，则四种溶液中的c(H+)和c(OH-)均相同，又因为四种溶液中稀盐酸和氨水混合比例不同，则溶液中c(Cl-)大的，c(NH4+)小，则溶液中NH4+浓度不相等，故D错误。答案选B。

23．D

【解析】

【详解】

A. 由图示得300s未通O2时pH=3.73，c(H+)=10-3.73，溶液中的氢离子主要由亚硫酸的一级电离产生，c(HSO3－)≈c(H+)，则Ka1(H2SO3)=c2(H+)/c(H2SO3)=10－2，则c(H2SO3)=10 －5.46mol·L－1，故A正确；

B. 由A可知，在300s时，溶液中的含硫粒子主要为HSO3-,其浓度约为10-3.73。在400s时，有部分含硫粒子被氧化为SO42-，根据物料守恒可得：c(HSO3－)+c(SO32－)+c(SO42-）+c(H2SO3)≈10－3.73mol·L－1，故B正确；

C. 由图知，600s时，溶液中亚硫酸被氧化成硫酸，硫酸属于强电解质，所以溶液中c(H+)约为c(SO42－)2倍，故C正确；

D. 由于双氧水可溶于水，而氧气难溶于水，在双氧水和氧气的浓度不同的条件下，无法比较H2O2与O2的氧化性，故D错误，

故选D。

【点睛】

由电荷守恒与质量守恒相减就可以得到质子守恒。

24．A

【解析】

【详解】

A. ①②④中铵根离子系数都是1，醋酸根离子促进铵根离子水解，氢离子抑制铵根离子水解，亚铁离子抑制铵根离子水解，但氢离子抑制作用强于亚铁离子；③中铵根离子系数是2，其溶液中铵根离子浓度大于其它溶液中铵根离子浓度，则溶液中铵根离子浓度从小到大顺序是③②①④，A项错误；

B. 根据电荷守恒得知，溶液中阴阳离子的总数是阳离子总数的2倍，而钠离子的数目相同，阴离子的水解程度越大氢离子的数目越小，水解程度越小，氢离子的数目越多，所以溶液中的阴阳离子总数：前者大于后者，B项正确；

C. H3PO2为一元弱酸，则NaH2PO2水溶液中H2PO2-会部分水解生成H3PO2，根据物料守恒可知，c(H3PO2)+c(H2PO2－) =c(Na + )，C项正确；

D. 0.1mol/L的Ca(HCO3)2溶液中,遵循物料守恒，则c(HCO3－)+c(H2CO3)+c(CO32－) = 2c(Ca2+) = 0.2mol/L，D项正确；

答案选A。

【点睛】

A项是常考题型，要特别注意铵盐中铵根离子的个数，这类题的解题方法为：先根据铵根离子系数进行分类，最后根据其它离子对铵根离子的影响来分类讨论，酸性环境抑制铵根离子的水解，碱性环境促进铵根离子的水解，进而得出结论。

25．B

【解析】

【详解】

A. 根据图a可知，中和百分数为50%时溶液的pH=4.74，此时溶液的组成为等物质的量浓度的NaA和HA，由于A-的水解和HA的电离都是微弱的，c（A-）≈c（HA），Ka(HA)=，故Ka(HA)的数量级为10-5，选项A正确；

B. N点，根据电荷守恒有，即，选项B错误；

C. P—Q过程中，随着氢氧化钠溶液的滴入，酸不断消耗，溶液的酸性逐渐减弱，水的电离程度逐渐增大，选项C正确；

D. 根据图b可知当lg（即）时，溶液呈酸性，当滴定至溶液呈中性时，溶液中c(A-)>c(HA)，选项D正确。

答案选B。

【点睛】

本题考查了酸碱混合的定性判断及溶液电离平衡常数的计算，题目难度中等，明确溶液酸碱性与溶液pH的关系为解答关键，注意掌握水的电离及其影响，试题培养了学生的分析能力及灵活应用能力。

26．D

【解析】

【分析】

b曲线代表H2C2O4浓度，a曲线代表HC2O4—浓度，c曲线代表C2O42-浓度。

【详解】

A、曲线a代表HC2O4—浓度随pH的变化，浓度先变大，再变小，故A错误；

B、pH从4到6时主要发生的反应离子方程式为OH-+HC2O4—=H2O+C2O42-，故B错误；

C、由图中信息可知，在曲线a、c交界点，*c*(H2C2O4)非常小，*c*(C2O42-)=c(HC2O4-)，溶液呈酸性，但氢离子浓度很小，*c*(H+)+*c*(H2C2O4)<*c*(OH-)+*c*(C2O42-)，故C错误；

D、当溶液pH=7时，溶液呈中性。由图可知，该溶液为Na2C2O4和NaHC2O4的混合溶液，且溶质以Na2C2O4为主，只含很少量的NaHC2O4，C2O42-的一级水解远远大于其二级水解，因此该溶液中相关粒子浓度的大小关系为:*c*(Na+)>*c*(C2O42-)>c(HC2O4-)>*c*(H2C2O4)，故D正确；

故选D。

27．B

【解析】

【详解】

在溶液中完全电离，正确的电离方程式为：，A项错误；

B.根据图象可知，M点，的电离平衡常数，则，，溶液的，B项正确；

C.若，和NaOH反应后溶液中溶质为等物质的量的和、NaCl，的电离程度大于水解程度，导致溶液中，要使混合溶液中，则混合溶液中，，C项错误；

D.当时，和NaOH反应后溶液中溶质为等物质的量的和、NaCl，的电离程度大于水解程度，导致溶液呈碱性，钠离子、氯离子不水解，所以溶液中离子浓度大小顺序为：，D项错误；

答案选B。

【点睛】

本题考查弱电解质的电离平衡，题目难度中等，明确M点溶液中溶质成分及其性质、各溶质物质的量相对大小是解本题关键。

28．C

【解析】

【详解】

A、由图中信息可知，[H3NCH2CH2NH3]2+的第一步水解常数为10-6.85，二元酸H2A的第二步电离常数是10-6.2，A2-的第一步水解常数为10-7.8，[H3NCH2CH2NH3]2+的水解大于A2-的水解，所以溶液呈酸性，故A错误；

B、HA－的电离常数是10-6.2，HA－的水解常数是10-9.98，电离大于水解，所以NaHA溶液显酸性，水也能电离出少量的氢离子，故其中各离子浓度大小关系为：c(Na+)>c(HA－) >c(H+) >c(A2－) >c(OH－)，故B错误；

C、根据图2，pH=6.85时 [H3NCH2CH2NH3]2+=[H3NCH2CH2NH2]+，乙二胺(H2NCH2CH2NH2)的Kb2= =10－7.15，故C正确；

D、Kb1=，Ka1= ，c(H2NCH2CH2NH2)c(H2A)/[c([H2NCH2CH2NH3]+)c(HA－)]= ，所以向[H3NCH2CH2NH2][HA]溶液中通入一定量的HCl气体，c(H2NCH2CH2NH2)c(H2A)/[c([H2NCH2CH2NH3]+)c(HA－)]不变，故D错误。

29．C

【解析】

【详解】

A．MCl溶液中加入NaOH溶液，溶液pH逐渐增大，M+离子逐渐减小，MOH的浓度逐渐增大，则lg的值逐渐减小，则曲线L1表示lg与pH的变化关系，故A正确；

B．曲线L2表示lg与pH的关系，lg＝0时，＝1，此时pH＝5.5，c(H+)＝1×10﹣5.5mol/L，则Ka(HA)＝＝c(H+)＝1×10﹣5.5，故B正确；

C．a点溶液的pH＞7，对于曲线L2，由于A﹣离子水解导致溶液呈碱性，促进了水的电离；而对于曲线L1，MCl溶液呈酸性，a点时呈碱性，说明MOH的电离程度大于M+离水解程度，抑制了水的电离，所以两溶液中水的电离程度不同，故C错误；

D．曲线L1中，lg＝0时，＝1，Kb(MOH)＝c(OH﹣)＞1×10﹣5＞1×10﹣5.5，根据Kh＝可知，电离平衡常数越大，对应离子的水解程度越小，则水解程度A﹣＞M+，则MA溶液呈碱性，则c(OH﹣)＞c(H+)、c(M+)＞c(A﹣)，溶液中离子浓度大小为：c(M+)＞c(A﹣)＞c(OH﹣)＞c(H+)，故D正确；

答案选C。

30．C

【解析】

试题分析：A、发生Cl2＋H2O=HCl＋HClO，c(Cl－)=c(H＋)=10－4mol·L－1，根据c(Cl－)="m" c(ClO－)，可以推出c(ClO－)=10－4/mmol·L－1，溶液中HClO的浓度：c(HClO)=(10－4－10－4/m)mol·L－1，根据Ka=c(ClO－)×c(H＋)/c(HClO)=10－4/(m－1)，故错误；B、Cl2＋2NaOH=NaCl＋NaClO＋H2O，x=100，两者恰好完全反应，溶质为NaCl和NaClO，溶液显碱性，不能用pH测定pH，因为NaClO具有强氧化性，能把有色物质漂白，不能读出数值，故错误；C、y=200，氢氧化钠过量，反应后溶质为NaOH、NaCl、NaClO，且三者物质的量相等，电荷守恒：c(Na＋)＋c(H＋)=c(Cl－)＋c(OH－)＋c(ClO－)，物料守恒：2c(Cl－)＋2c(ClO－)＋2c(HClO)=c(Na＋)，两式合并，得出c(OH－)=c(Cl－)＋c(ClO－)＋2c(HClO)＋c(H＋)，而c(ClO－)＋c(HClO)=c(Cl－)，因此有c(OH－)－c(H＋)=2c(Cl－)＋c(HClO)，故正确；D、随着氢氧化钠量的增加，c(HClO)减少，c(ClO－)增加，因此比值减小，故错误。

考点：考查电离平衡常数的计算、次氯酸钠的性质、离子浓度大小比较等知识。

31．D

【解析】

【详解】

A.酸性H2B>HA>HB-,酸性越强,对应的钠盐的碱性越弱, pH(Na2B)> pH(NaA) > pH(NaHB),故A错误;B.HA的电离常数为1.710-6,则A-的水解常数为Kh=1.10-14/1.710-6=5.910-9,可以知道HA的电离常数大于A-的水解常数,则将a mol·L-1的HA溶液与a mol·L-1的NaA溶液等体积混合后溶液显酸性，由电荷守恒可以知道混合液中：c(Na+)<c(A-),故B错误;C.酸性H2B>HA>HB-,向Na2B溶液中加入足量的HA溶液发生反应的离子方程式为: B2+HA==A- +HB-,故C错误;D.对于H2B,已知K=1.310-3,K2=5.610-8,可以知道HB-的水解常数为1.10-14/1.310-3=7.7×10-12,则 HB-电离程度大于HB-水解程度,溶液显酸性，则NaHB溶液中c(Na+)>c(HB-)>c(B-)>c(H2B),故D正确；所以答案：D。

【点睛】

电离常数越大,酸性越强,由表中数据可以知道酸性,酸性H2B>HA>HB-,,化学反应应满足以强制弱的特点,HA的电离常数为1.710-6,,则A-的水解常数为1.10-14/1.710-6=5.910-9,以此解答该题。

32．D

【解析】

【详解】

A.选取横坐标为50mL的点，此时向50.0mL0.0500mol· L －1NaCl溶液中，加入50mL 0.100mol· L －1AgNO3溶液，可计算出此时溶液中过量的Ag+浓度为0.025 mol· L －1，由图示得到此时Cl—约为1×10-8 mol· L －1，所以Ksp(AgCl)约为0.025×10-8=2.5×10-10，所以其数量级为10－10，故A正确；

B.由于Ksp(AgCl)极小，因此向溶液中滴加AgNO3溶液就会有沉淀析出，溶液一直是氯化银的饱和溶液，在一定温度时，，Ksp(AgCl)是个常数，故各点Ksp(AgCl)的关系：a=b=c，故B正确；

C. 滴定的过程是用硝酸银滴定NaCl溶液，所以滴定的终点应该由原溶液中氯离子的物质的量决定，将50mL 0.05mol/L的NaCl溶液改为50m L 0.0400mol. L-1的NaCl溶液，此时溶液中的氯离子的物质的量是原来的0.8倍，所以滴定终点需要加入的硝酸银的量也是原来的0.8倍，因此应该由b点的25mL变为25×0.8=20mL，而d点对应的是20 mL，故C正确；

D. 卤化银从氯化银到碘化银的溶解度逐渐减小，所以Ksp(AgCl)应该大于Ksp(AgBr)，将50mL 0.0500mol/L的NaCl溶液改为50m L 0.0500mol/LNaBr的溶液，这是将溶液中的氯离子换为等物质的量的溴离子，因为银离子和氯离子或溴离子都是1:1沉淀的，所以滴定终点的横坐标不变，但是因为溴化银更难溶，所以终点时，溴离子的浓度应该比终点时氯离子的浓度更小，所以反应终点不可能b向e方向移动，故D错误；

故选D。

33．B

【解析】

【详解】

A.HN3是一元弱酸，与NaOH等物质的量反应得到的盐是强碱弱酸盐，溶液显碱性，所以滴定时要选择在碱性条件下变色的指示剂酚酞，不能使用酸性范围变色的指示剂甲基橙，A错误；

B.在B点时NaOH与HN3恰好发生中和反应产生NaN3，根据电荷守恒可得c(Na+)+c(H+)=c(OH-)+c(N3-)，由于NaOH、HN3的体积已知，所以c(Na+)=(25mL× 0.1 mol/L)÷(25+12.5)mL=0.067mol/L，此时溶液的pH=8，c(H+)=10-8mol/L，c(OH-)=10-6mol/L，可得c(N3-)=c(Na+)+c(H+)-c(OH-)= c(Na+)+10-8-10-6，再根据物料守恒可得c(HN3)+ c(N3-)=c(Na+)，所以c(HN3)=(10-6～10-8 )mol/L，B正确；

C. D点时HN3的物质的量是NaOH的2倍，溶液为NaN3、HN3等物质的量关系混合，此时溶液中存在HN3的电离作用和N3-的水解作用，根据图示可知此时溶液显酸性，说明HN3的电离作用大于N3-的水解作用，所以c(N3-)>c(Na+)，HN3由于电离而消耗，因此c(Na+)>c(HN3)，因此溶液中微粒浓度关系为c(N3-)>c(Na+)>c(HN3)，C正确；

D.在A点溶液为NaOH溶液，NaOH是碱，抑制水的电离，随着HN3的加入，溶液的碱性逐渐减弱，水电离程度逐渐增大，当到B点时酸碱恰好中和，水电离程度达到最大值，后再向溶液中加入HN3，这时随着酸的加入，溶液逐渐变为酸性，酸对水的电离起抑制作用，水电离程度由逐渐减小，因此沿曲线A→B→C的过程中，由水电离产生的c(OH-)先逐渐增大到B点时最大，后又逐渐减少，D错误；

故合理选项是B。

34．B

【解析】

【详解】

向20mL0.1mol·L－1 的氨水中滴加未知浓度的稀 H2SO4，反应放热，溶液的温度升高，当二者恰好完全反应，放热最多，溶液的温度最高，所以硫酸的体积为20mL时，恰好完全反应。

A.20mL0.1mol·L－1 的氨水中含有一水合氨的物质的量为0.1 mol·L－1×0.02L=0.002mol，硫酸的体积为20mL时，恰好完全反应，则消耗硫酸的物质的量为0.001mol，该硫酸的物质的量为0.001 mol /0.02L=0.05mol/L，故正确；

B.当溶液中的pH=pOH时，溶液为中性，此时溶质为硫酸铵和氨水，铵根离子的水解程度与氨水的电离程度相等，水的电离几乎没有影响，当氨水与硫酸恰好反应生成硫酸铵时，即b点时，铵根离子水解，促进了水的电离，此时水的电离程度最大，故错误；

C.a点加入10mL等浓度的氨水，反应后溶质为一水合氨和硫酸铵，且一水合氨为硫酸铵浓度的2倍，根据电荷守恒可得：[NH4＋] ＋[H＋]= 2[SO42-]＋[OH－]，根据物料守恒可得：[NH3·H2O]+ [NH4＋]= 4[SO42-]，二者结合可得：[NH3·H2O]＋2[OH－]＝[NH4＋]＋2[H＋]，故正确；

D.升高温度促进氨水的电离，电离常数增大，由图可知，温度：b>a>c，则a、b、c三点氨水的电离常数Kh(b)>Kh(a)>Kh(c)，故正确。

故选B。

35．C

【解析】

【分析】

A.根据图像可知，①时为HCN溶液，其c（H+）约为10-6mol/L，Ka(HCN)= c（H+）×c（CN-）/c（HCN）=10-6×10-6/0.01=10－10，数量级约为10－10；

B. 点①时，向溶液中滴入几滴1mol·L－1的HCN溶液为加水稀释的逆过程，加水稀释平衡向电离的方向移动，逆过程为生成分子的方向移动，c（H+）减小，c（HCN）增大，的值减小；

C. 点②时，溶液为NaCN与HCN混合液，且物质的量相等，此时溶液显碱性，水解程度大于电离程度，则c(HCN)>c(Na+)>c(CN－)，由于水解是少量的水解，则c(CN－)>c(OH－)；

D. 在标示的四种情况中，③刚好生成NaCN盐，水解程度最大；

【详解】

A.根据图像可知，①时为HCN溶液，其c（H+）约为10-6mol/L，Ka(HCN)= c（H+）×c（CN-）/c（HCN）=10-6×10-6/0.01=10－10，数量级约为10－10，A错误；

B. 点①时，向溶液中滴入几滴1mol·L－1的HCN溶液为加水稀释的逆过程，加水稀释平衡向电离的方向移动，逆过程为生成分子的方向移动，c（H+）减小，c（HCN）增大，的值减小，B错误；

C. 点②时，溶液为NaCN与HCN混合液，且物质的量相等，此时溶液显碱性，水解程度大于电离程度，则c(HCN)>c(Na+)>c(CN－)，由于水解是少量的水解，则c(CN－)>c(OH－)，C正确；

D. 在标示的四种情况中，③刚好生成NaCN盐，水解程度最大，D错误；

答案为C

【点睛】

向稀溶液中加入浓度较大的该弱电解质时，为加水稀释的逆过程。

36．C

【解析】

【分析】

整个过程发生的反应为Cl2+H2O═HCl+HClO、HCl+KOH═KCl+H2O、HClO+KOH═KClO+H2O，根据溶液的酸碱性结合电荷守恒和物料守恒分析解答。

【详解】

A.①溶液为通入Cl2的过程，由电荷守恒：c(H+)=c(Cl-)+c(OH-)+c(ClO-)，A错误；

B.②为完全通入Cl2到溶液，反应达到平衡，溶液产生等量的HCl和HClO，HCl完全电离，HClO部分电离，c(HClO)>c(ClO-)，B错误；

C.③溶液再次达到中性，已经加入了KOH参加反应，根据电荷守恒：c(K+)+ c(H+)= c(Cl-)+ c(OH-)+c(ClO-)，由于c（H+）=c（OH-），所以有：c(K+)= c(Cl-)+c(ClO-)，故C正确；

D．④溶液为继续加入KOH，溶液为碱性，则c(K+)>c(Cl-)+c(ClO-)，ClO-水解，则c(Cl-)>c(ClO-)，D错误；

故合理选项是C。

【点睛】

本题综合考查氯气的性质，侧重于考查学生的分析能力，注意理解溶液中的溶质及其性质是解本题关键，难度中等。

37．D

【解析】

【分析】

根据图象可知，稀释过程中，HA溶液的体积变化10n倍，溶液的pH变化n个单位，说明HA为强酸；而MOH溶液的体积变化10n倍，溶液的pH变化小于n个单位，说明MOH为弱碱。

A.HA应该为强酸，MOH为弱碱；

B.酸、碱溶液都会抑制了水的电离，酸溶液中的OH-、碱溶液中的H+是水的电离的；

C.Y点HA溶液呈酸性，升高温度后c(H+)基本不变，溶液pH不变；

D.MOH为弱碱，混合液中MOH过量，溶液呈碱性，则c(OH-)>c(H+)，结合电荷守恒判断离子浓度大小。

【详解】

根据前面分析可知：HA为强酸，MOH为弱碱。

A.根据分析可知，HA为强酸，MOH为弱碱，A错误；

B.X点水电离出的氢离子浓度是10-9mol/L，Y点水电离出的氢离子浓度是10-10mol/L，Z点水电离出的氢离子浓度是10-9mol/L，所以水的电离程度X=Z＞Y，B错误；

C.升高温度促进水的电离，水的离子积增大，Y点氢离子浓度基本不变，其pH不变；Z点氢离子浓度增大，则Y点溶液pH减小，C错误；

D.Y点pH=4，c(H+)=10-4mol/L，HA的浓度为10-4mol/L；Z点pH=9，c(OH-)=10-5mol/L，MOH为弱碱，则c(MOH)>10-5mol/L，将Y点与Z点对应溶液以体积比为1：10混合，由于MOH过量，所以混合后溶液呈碱性，c(OH-)＞c(H+)，结合电荷守恒可知：c(M+)>c(A-)，则溶液中离子浓度大小为：c(M+)>c(A-)>c(OH-)>c(H+)，D正确；

故合理选项是D。

【点睛】

本题考查弱电解质在水溶液中的电离平衡的知识，明确电离平衡及其影响为解答关键，注意掌握离子浓度大小比较方法，试题培养了学生的分析能力及综合应用能力，题目难度中等。

38．C

【解析】

【分析】

H2X为二元弱酸，以第一步电离为主，则Ka1(H2X)>Ka2(H2X)，酸性条件下，则pH相同时 > ，由图象可知N为lg的变化曲线，M为lg的变化曲线，当lg或lg = 0时，说明 或 =1，浓度相等，结合图象可计算电离常数的表达式并判断溶液的酸碱性。

【详解】

A. 由以上分析可知曲线N表示pH与lg的变化关系，曲线M表示pH与lg的变化曲线，故A项错误；

B. 由图象可知，lg = 0时，即 =1，此时pH≈5.4，可知HX−电离程度大于X2−水解程度，则NaHX溶液呈酸性，故B项错误；

C. 由图象可知当混合溶液呈中性时，lg > 0，即c(X2−)>c(HX−)，混合溶液的离子浓度大小关系为：*c*(Na+)>*c*(X2-)> *c*(HX-)> *c*(H+)=*c*(OH−)，故C项正确。

D. lg = 0时， =1，此时pH≈5.4，则Ka2(H2X)≈10−5.4，可知Ka2(H2X)的数量级为10-6，故D项错误；

答案选C。

【点睛】

本题侧重考查学生对水溶液中离子平衡的理解能力，是高考的高频考点。学生要紧抓溶液中第一步电离的离子浓度与第二步电离的离子浓度的大小关系，lg或lg与0的关系，结合离子平衡的规律解答此题。

39．C

【解析】

【详解】

H2X为二元弱酸，以第一步电离为主，则Ka1（H2X）＞Ka2（H2X），则pH相同时＜，pY＝﹣lgY，则p＞p，则m、n分别表示pH与p、p的变化关系。

A．根据分析可知，n表示pH与p的变化关系，故A不符合题意；

B．M点pH＝9.3，c（H+）＝10﹣9.3mol/L，p＝﹣lg＝1，则＝0.1，所以Ka2（H2X）＝×c（H+）＝10﹣9.3×0.1＝1.0×10﹣10.3，故B不符合题意；

C．根据B可知HX﹣的电离平衡常数为1.0×10﹣10.3；曲线n表示pH与p的变化关系，n点pH＝7.4，p＝﹣lg＝﹣1，＝10，所以HX﹣的水解平衡常数Kh＝ ＝ ×＝1.0×10﹣7.6＞1.0×10﹣10.3，说明HX﹣的水解程度大于其电离程度，则NaHX溶液溶液呈碱性，c（H+）＜c（OH﹣），故C符合题意；

D．当溶液呈中性时，c（H+）＝c（OH﹣），根据电荷守恒可知：c（Na+）＝c（HX﹣）+2c（X2﹣）+c（Cl﹣），故D不符合题意；

答案：C。

【点睛】

本题有一定难度，根据图像计算电离常数和水解常数是关键。通过比较电离常数和水解常数的大小确定酸式酸根离子水解平衡为主还是电离平衡为主。

40．B

【解析】

【分析】

A、溶液温度最高，即Y点表示酸碱恰好完全反应；

B、二甲胺是弱碱，Y点对应溶质是强酸弱碱盐，其溶液呈酸性，X点对应的溶液中（CH3）2NH·H2O、（CH3）2NH2Cl的浓度相等，其混合溶液呈碱性，故中性点应在X点与Y点之间；

C、二甲胺是弱碱，Y点对应溶质是强酸弱碱盐，其溶液呈酸性；

D、Kh=Kw/Kb=1×10-14/1.6×10-4≈5.0×10－11；

【详解】

A、二甲胺与盐酸恰好完全中和时放出热量最多，溶液温度最高，即Y点表示酸碱恰好完全反应。根据（CH3）2NH·H2O+HCl=（CH3）2NH2Cl+H2O，c=0. 2mol·L－1，故A项正确；

B、二甲胺是弱碱，Y点对应溶质是强酸弱碱盐，其溶液呈酸性，X点对应的溶液中（CH3）2NH·H2O、（CH3）2NH2Cl的浓度相等，其混合溶液呈碱性，故中性点应在X点与Y点之间，故B错误；

C、二甲胺是弱碱，Y点对应溶质是强酸弱碱盐，其溶液呈酸性，Y点存在：c（Cl－）>c[（CH3）2NH2+]>c（H+）>c（OH－），故C正确；

D、Kh=Kw/Kb=1×10-14/1.6×10-4≈5.0×10－11，故D正确；

故选B。

41．B

【解析】

【分析】

A.根据溶液的导电性与自由移动的离子浓度有关，与离子数目无关；B.根据电荷守恒分析判断；C.根据溶液的pH判断离子浓度关系；D.根据酸、碱抑制水的电离，含有弱酸根离子的盐会促进水的电离分析解答。

【详解】

A.根据图象可知a~b点，溶液的导能力增强，b~c点溶液的导电能力减弱，说明从a~c点，溶液中自由移动的离子浓度先增大后减小，但是，离子数目在整个过程中一直在增大，A错误；

B.根据图象可知b点溶液的pH=7，c(H+)=c(OH-)，结合电荷守恒c(H+)+ c(NH4+)=c(R－)+ c(OH-)，可得c(NH4+)=c(R－)，B正确；

C.根据图象可知c点溶液的pH>7，说明 c点溶液中离子浓度：c(OH－)>c(H+)，C错误；

D.由曲线的起点的pH可知，HR为弱酸，b点溶液的pH=7、溶液的导电性最强，两者恰好完全反应生成弱酸弱碱盐，该盐水解促进水的电离；而c点溶液显碱性，说明氨水过量，氨水电离产生OH-会抑制水的电离，使水的电离程度减小，所以水的电离程度：b>c，D错误。

因此本题合理选项是B。

【点睛】

本题考查了酸碱混合溶液中离子浓度关系及溶液导电性的判断的知识。是高频考点，明确曲线含义、对应溶液的成分及其性质是本题解答的关键，难度不大。

42．B

【解析】

【分析】

A.根据点①和点②所示溶液中的电荷守恒分析；

B.点③溶液的pH=7，溶质为醋酸钠和醋酸，点④恰好生成醋酸钠，醋酸根离子水解促进了水的电离，此时水的电离程度最大；

C.根据点①和点②所示溶液中的物料守恒分析；

D.先判断酸性强弱，酸性越强，浓度相同时溶液导电性越强。

【详解】

A.点①溶液为等浓度的HCN和NaCN的混合溶液，根据图示可知溶液的pH>7，c(OH-)>c(H+)，根据电荷守恒c(OH-)+c(CN-)=c(Na+)+c(H+)可知，c(CN-)<c(Na+)；点②所示溶液为CH3COONa、CH3COOH的等浓度的混合溶液，由图可知溶液的pH<7，c(OH-)<c(H+)，根据电荷守恒c(OH-)+c(CH3COO-)=c(Na+)+c(H+)可知，c(CH3COO-)>c(Na+)，由于二者中钠离子浓度相同，所以c(CH3COO-)>c(CN-)，A正确；

B.点③溶液为CH3COONa、CH3COOH的混合溶液，根据图示可知该点溶液的pH=7，则c(OH-)=c(H+)，则根据电荷守恒可知c(Na+)=c(CH3COO-)，强电解质盐电离产生的离子浓度远大于弱电解质电离产生的离子，所以c(Na+)=c(CH3COO-)>c(H+)=c(OH-)；点④恰好生成醋酸钠，由于该盐是强碱弱酸盐，CH3COO-水解消耗水电离产生的H+，促进了水的电离，此时水的电离程度最大，故水的电离程度：③＜④，B错误；

C.点①的溶液是等浓度的HCN和NaCN的混合溶液，在①的溶液中存在的物料守恒为c(HCN)+c(CN-)=2c(Na+)，点②所示溶液中的物料守恒为c(CH3COOH)+c(CH3COO-)=2c(Na+)，二者中钠离子浓度相同，则c(HCN)+c(CN-)=c(CH3COOH)+c(CH3COO-)，即c(CH3COO-)- c(CN-)=c(HCN)- c(CH3COOH)，C正确；

D.根据图知，0.10mol/L的CH3COOH 溶液和HCN溶液的pH：CH3COOH＜HCN，所以两种酸中c(H+)：CH3COOH＞HCN，即酸性CH3COOH＞HCN，溶液的酸性越强，酸电离产生的离子就越大，溶液的导电性就越强，所以浓度相同时溶液的导电性：CH3COOH＞HCN，D正确；

故合理选项是B。

【点睛】

本题考查酸、碱混合溶液定性判断的知识，明确混合溶液中溶质成分及其性质、溶液酸碱性是解本题关键，注意电荷守恒、物料守恒的灵活运用，试题侧重考查分析判断能力。

43．C

【解析】

【详解】

A. 浓氯水有强氧化性，可以腐蚀碱式滴定管的胶皮管，A错误；

B. 溶液电荷守恒：c(Na+)+c(H+)=c(ClO－)+c(ClO3－)+c(OH－)+c（Cl-）,B错误；

C. b点溶液为氯化钠、次氯酸钠、氯酸钠的混合液，根据氧化还原反应得失电子数相等可知c(Cl－)=5c(ClO3－)+c(ClO－)，所以各离子浓度：c(Na+)>c(Cl－)>c(ClO3－)=c(ClO－)，C正确；

D. 氧化还原反应得失电子数应该相等：3ClO－=2Cl－+ClO3－，D错误；

答案：C。

【点睛】

氧化还原反应的滴定注意强氧化剂只能用酸式滴定管盛装，氧化还原反应经常利用得失电子数相等进行计算，本题易错点忽略Cl-的存在。

44．B

【解析】

【详解】

A.M点的pH小于N点的pH值，即M点c(H+)大于N点c(H+)，所以溶液中的c（OH－）应该是M点小于N点，故A错误；

B. pH=4.88时，丙酸的酸分子的物质的量分数为50%，即c(CH3CH2COOH)=c(CH3CH2COO-)， 针对CH3CH2COOH) CH3CH2COO-+H+电离过程可知，lgK=lgc(H+)=-4.88，即丙酸的电离常数K＝10－4.88，故B正确；

C.由图中信息可知，相同pH时，丙酸的酸分子的物质的量分数大，说明电离程度小，故其酸性比甲酸弱，即HCOO-的水解程度小于CH3CH2COO-的水解程度，等浓度的HCOONa和CH3CH2COONa两种溶液的pH比较应是pH（HCOONa）<pH(CH3CH2COONa)，故C错误；

D.将0.1mol/L的HCOOH溶液与0.1mol/L的HCOONa溶液等体积混合，电离过程大于水解过程，所得溶液呈酸性，即c(OH-)<c(H+)，D错误；

故选B。

【点睛】

在比较溶液中离子浓度大小时，通常根据电荷守恒、物料守恒、质子守恒及溶液的酸碱性来分析比较。

45．B

【解析】A、A点c（HCO3－）= c（CO32－），Ka2== 5.6×10－11，所以c(H+)=5.6×10－11mol/L，pH<11，选项A正确；B、室温下向10mL 0.1 mo1·L－1 Na2CO3 中逐滴加入 0.1 mo1·L－1 HCl，B点溶液中钠离子的物质的量浓度是含碳粒子浓度的2倍，即c（Na+）=2 c（HCO3－）+ 2c（CO32－）+ 2c（H2 CO3），选项B错误；C、A→B 的过程中，CO32－逐渐减小，H CO3－逐渐增加，所以发生反应的离子方程式为：CO32－+H＋=H CO3－，选项C正确；D、Na2CO3溶液中逐滴加入盐酸，用酚酞作指示剂，滴定产物是碳酸氢钠，用甲基橙作指示剂滴定时碳酸氢钠与盐酸反应产物是碳酸，所以分步加入酚酞和甲基橙，用滴定法可测定Na2CO3与NaHCO3混合物组成，选项D正确。答案选B。

点睛：本题考查了滴定法，注意滴定法测定物质含量的主要操作及注意事，在本题中由所给信息可知，当以酚酚为指示剂时，Na2CO3与盐酸反应分别生成NaCl和NaHCO3，即NaHCO3中加入酚酞后溶液不变色．而以甲基橙为指示剂时，NaHCO3与盐酸反应后均生成NaCl，现应用的双指示剂的方法，第一次和酚酞为指示剂，是将Na2CO3转化为NaHCO3；第二步以甲基橙为指示剂是将NaHCO3转化为NaCl。

46．C

【解析】A项，根据图像0.1mol/LHX溶液中lg=12，=11012，c（H+）·c（OH-）=110-14，解得c（H+）=0.1mol/L，HX为强酸，0.1 mol/LHY溶液中lg12，HY为弱酸，A项正确；B项，b点时溶液中lg=0，溶液中c（H+）=c（OH-），溶液呈中性，B项正确；C项，d点、c点加入510-3mol的NaOH固体，d点得到等物质的量浓度的NaX和HX的混合液，HX电离出H+使d点溶液呈酸性，c点得到等物质的量浓度的NaY和HY的混合液，c点溶液呈酸性，HY的电离程度大于Y-的水解程度，d点溶液中c（H+）大于c点，d点溶液中H+对水的电离的抑制程度大于c点，水的电离程度：cd，C项错误；D项，c点溶液中lg=6，=1106，c（H+）·c（OH-）=110-14，解得c（H+）=110-4mol/L，c点溶液的pH=4，D项正确；答案选C。

点睛：本题考查酸碱中和滴定的图像分析、影响水的电离平衡的因素、pH的计算。注意纵坐标表示lg，纵坐标数值越大溶液的酸性越强，纵坐标为0时溶液呈中性；酸电离出的H+对水的电离平衡起抑制作用，而且酸溶液中c（H+）越大，水的电离程度越小。

47．C

【解析】

【分析】

二元弱酸的电离平衡常数，直线I表示的X与c(H+)的乘积等于1×10－1.22，则H2C2O4的Ka1=1×10－1.22；直线Ⅱ表示X与c(H+)的乘积等于1×10－4.19，则H2C2O4的Ka2=1×10－4.19。

【详解】

A. 直线I表示的X与c(H+)的乘积等于1×10－1.22，所以直线I中X表示的是c(HC2O4－)/c(H2C2O4)，故A正确；

B、直线I表示的X与c(H+)的乘积等于1×10－1.22，lgx=pH-1.22；直线Ⅱ表示X与c(H+)的乘积等于1×10－4.19，lgx=pH-4.19，所以直线I、Ⅱ的斜率均为1，故B正确；

C、HC2O4－的电离平衡常数=1×10－4.19，HC2O4－的水解平衡常数= ，电离大于水解，溶液显酸性，所以0.1mol/ L NaHO2O4溶液中：c(Na+)>c(HC2O4－) >c(C2O42－) >c(H2C2O4)，故C错误；

D、H2C2O4的Ka2大于碳酸的Ka1，所以向Na2CO3溶液中加入等物质的量的草酸溶液，生成草酸钠和二氧化碳，离子方程式为CO32－+H2C2O4===C2O42－+H2O+CO2↑，故D正确；选C。

【点睛】

本题考查了离子浓度大小比较、平衡常数，题目难度中等，明确反应后溶质组成为解答关键，注意掌握电荷守恒、物料守恒及盐的水解原理的含义及应用方法，试题培养了学生的分析、理解能力及灵活应用能力。

48．C

【解析】

【详解】

A.Ksp只与温度有关，所以E、F、G三点的Ksp应该相等，A项错误；

B.由于MgCl2和BaCl2均与等物质的量Na2CO3反应，用相同浓度MgCl2溶液替代BaCl2溶液，恰好完全反应时消耗的Na2CO3溶液的体积相同，但由于Ksp(BaCO3)<Ksp(MgCO3)，所以pMg<pBa，故点应该在F的正下方，B项错误；

C.F点表示氯化钡溶液和碳酸钠溶液恰好完全反应生成碳酸钡和氯化钠，c(Ba2+)＝c(CO32-)，Ksp(BaCO3)≈1.0×10−9，C项正确；

D.CO32-+H2OHCO3-+OH−，pKh1=-lg(Kw/Ka2)=3.7，D项错误。

本题答案选C。

49．B

【解析】

【详解】

A、由A点可知0.01mol·L−1HA溶液中*c*(H+)＝0.01mol·L−1，所以HA为强酸，因为氨水是弱碱，所以滴定时应该选用甲基橙作指示剂，故A说法正确；

B、整个滴定过程中，当酸碱恰好反应生成盐时，水的电离程度最大，由于生成的盐是强酸弱碱盐，此时溶液显酸性，而C点为中性，故B说法错误；

C、若x3＝30，根据电荷守恒有：c(OH−)+c(A−)＝c(NH4+)+c(H+)，根据物料守恒有3c(A−)＝2[c(NH)+c(NH3·H2O)]，二者联合解得：3c(OH−)＝c(NH4+)+3c(H+)－2c(NH3·H2O)，故C说法正确；

D、A→C的过程中，若加入的氨水的量很少时，溶液中H+和A−较多，此时可存在：c(A−)＞c(H+)＞c(NH4+)＞c(OH−)，故D说法正确。

【点睛】

选择指示剂的原则是一是变色范围越窄越好，二是滴定终点的酸碱性与pH变色范围一致，如本题选项A，HA为强酸，NH3·H2O为弱碱，生成的NH4A为强酸弱碱盐，溶液显酸性，即指示剂选用甲基橙。

50．C

【解析】

【分析】

A．根据图示，0.1mol/L的XOH的pH=13，说明XOH溶液中c（OH-）=c（XOH）；  
B．XOH是强碱溶液、X2CO3是强碱弱酸盐溶液，要使两种溶液的pH相等，则c（XOH）＜c（X2CO3），再结合物料守恒判断；  
C.0.10mol/LX2CO3溶液的pH=11.6，则该溶液中c（OH-）=c（HCO3-）= mol/L，c（CO32-）=0.1mol/L，Kh1=，则Ka2= =；  
D．当lgV=2时，则溶液的体积变为原来的100倍，升高温度，促进水解，第一步水解程度远远大于第二步，所以溶液中c（CO32-）减小，c（HCO3-）增大。

【详解】

A．根据图示，0.1mol/L的XOH的pH=13，说明XOH溶液中c（OH-）=c（XOH），XOH完全电离，为强电解质，故A错误；  
B．XOH是强碱溶液、X2CO3是强碱弱酸盐溶液，要使两种溶液的pH相等，则c（XOH）＜c（X2CO3），再结合物料守恒得c（X+）：XOH小于X2CO3，故B错误；

C．0.10mol/LX2CO3溶液的pH=11.6，则该溶液中c（OH-）=c（HCO3-）= mol/L，c（CO32-）=0.1mol/L，Kh1=，则Ka2= =，故C正确；

D．当lgV=2时，则溶液的体积变为原来的100倍，升高温度，促进水解，第一步水解程度远远大于第二步，所以溶液中c（CO32-）减小，c（HCO3-）增大，c(HCO3－)/c(CO32－)增大，故D错误。选C。

【点睛】

本题考查离子浓度大小比较，侧重考查学生分析判断及计算能力，为高频考点，明确电离平衡常数与水解平衡常数的关系是解本题关键，注意：二元弱酸中存在Kh1．Ka2=Kw。

51．C

【解析】

【分析】

已知：pKa=－lgKa。由图中信息可知，25℃时，H2A的pKa1=1.85，pKa2=7.19，所以Ka1=10-1.85，Ka2=10-7.19。

【详解】

A.pH=1.85的a点溶液中：根据第一步电离常数Ka1=10-1.85=c(HA－) ×c（H+）/c(H2A)= c(HA－) ×10-1.85/c(H2A)，所以c(HA－)=c(H2A)，故不选A；

B. b点溶液中：A2－水解平衡常数Kh1=c（HA-）×c（OH-）/C(A2－)=Kw/Ka2=1×10-14/10-7.19=10－6.81,故不选B；

C. c点溶液如果V0=30，则生成NaHA与Na2A的混合溶液，且物质的量之比为1:1，A2－水解会让HA-的浓度略有增加，故c（HA-）>C(A2-)；而根据Ka2=10-7.19=c（H+）×c（A2-）/c(HA-)得出c（HA-）=c(A2-)；二者相矛盾，所以V0≠30，故选C；

D. d点恰好生成Na2A，盐类的水解促进水的电离，故不选D；

正确答案：C。

【点睛】

以强碱和弱酸反应为载体，利用中和滴定操作和pH变化图像，判断溶液成分和微粒浓度的大小，注意抓几个关键点，起点，1:1反应点，恰好生成正盐的点，同时掌握电离常数，水解常数的计算。

52．A

【解析】

【分析】

A. 根据溶液中的pH，计算出溶液中的c（OH−），结合电离度的定义分析；

B. 等浓度等体积的氨水与盐酸混合后，溶液中溶质为氯化铵；

C. 氯化铵促进水的电离，盐酸抑制水的电离；

D. 根据物料守恒规律得出结论。

【详解】

A. 常温下a点时溶液的pH＝11，则已电离的氢氧根离子浓度c(OH−) = = = 10-3mol/L， NH3·H2O起始的物质的量浓度为0.1mol/L，则电离度 = ×100% = 1%，故A项正确；

B. b点时，氨水与盐酸恰好完全反应生成氯化铵，因铵根离子的水解使溶液显酸性，则pH＜7,故B项错误；

C. b点时溶液的溶质为氯化铵，c点时，溶液的溶质为氯化铵与氯化氢，因过量的酸会抑制水的电离可知，水的电离程度：b>c，故C项错误；

D. c点时溶液中溶质为等物质的量浓度的NH4Cl与HCl，其溶液中存在物料守恒，即c(Cl−) = 2[c(NH4+) + c(NH3·H2O)]，故D项错误；

答案选A。

53．B

【解析】

【分析】

本题图像为HSCN和NaOH的中和滴定图像，需要关注以下几个关键点：①滴定起点，此时水的电离受到抑制，可以计算出溶液中c(H+)，进而计算出Ka；②恰好反应的点（N点），此处溶液为NaSCN溶液，水的电离得到促进；③中性溶液点(R点)，此处溶液呈中性，为HSCN和NaSCN的混合溶液。需要注意的是Q点不是中性溶液点。

【详解】

A.根据题图知，0.1mol·L－1 HSCN溶液中－1gc水(H+)=11，则c水(H+)=10-11mol/L，故溶液中c(H+)=10-3mol/L，Ka(HSCN)==1×10－5，该酸为弱酸，故A错误；

B. N点是水的电离程度最大的点，此时溶液是硫氰化钠溶液，酸与碱恰好反应，则b=25.00，故B正确；

C. R点为HSCN和NaSCN的混合溶液，HSCN的电离程度等于SCN-的水解程度，溶液呈中性，而Q时－1gc水(H+)=7，Q点的溶液为NaSCN和NaOH的混合溶液，溶液呈碱性，故C错误；

D. R点溶液呈中性，R点后（N点）继续加入NaOH溶液，则所得溶液呈碱性，c(OH-)>c(H+)，根据电荷守恒关系：c(Na+)+ c(H+)=c(SCN－)+ c(OH-)，则：c(Na+)>c(SCN－)，故D错误。

答案选B。

54．B

【解析】

【详解】

没有通入HCl气体之前，通过和计算MOH和ROH是否为强碱。MOH的=12，可以知道0.1mol/LMOH溶液中，c(OH-)=0.1mol/L，则MOH为强碱，同理0.1mol/L ROH溶液中，c(OH-)=0.01mol/L，ROH为弱碱。

A.通过计算a点，0.1mol/LMOH溶液中，c(OH-)=0.1mol/L，OH-来自与碱中，H+来自水电离，c(H+)=10-13mol/L，水电离出来的*c*(H+)和*c*(OH－)相等，乘积为1×10－26，A项不符合题意；

B.b点加了0.005molHCl，中和了一半的ROH，得到的溶液为ROH和RCl等物质的量浓度的混合溶液；=6，c(OH-)=10-4，溶液呈碱性，*c*(H＋) < *c*(OH－)；B项符合题意；

C. =0，*c*(H+)=*c*(OH－)，溶液呈中性，pH=7，如果溶质只有RCl,为强酸弱碱盐，溶液呈酸性，现为中性，碱要过量，所以溶质为ROH和RCl，C项不符合题意；

D.通过计算MOH为强碱，ROH为弱碱，D项不符合题意；

本题答案选B。

55．C

【解析】

A，常温下Ksp（NiS）Ksp（NiCO3），NiS、NiCO3属于同种类型，常温下NiCO3的溶解度大于NiS，A项正确；B，Ksp（NiS）Ksp（NiCO3），则曲线I代表NiS，曲线II代表NiCO3，在d点溶液中存在溶解平衡NiS（s）Ni2+（aq）+S2-（aq），加入Na2S，S2-浓度增大，平衡逆向移动，Ni2+减小，d点向b点移动，B项正确；C，对曲线I在b点加热，NiS的溶解度增大，Ni2+、S2-浓度增大，b点向a点方向移动，C项错误；D，曲线II代表NiCO3， a点c（Ni2+）=c（CO32-），Ksp（NiCO3）= c（Ni2+）·c（CO32-）=110-7，c（Ni2+）=c（CO32-）=110-3.5，pNi=pB=3.5且对应的阴离子为CO32-，D项正确；答案选C。

点睛：本题考查与沉淀溶解平衡有关的曲线分析，注意图像中pNi、pB越大，Ni2+、B2-浓度越小是解题的关键。注意溶度积与溶解度的关系，当难溶电解质类型相同时，溶度积大的溶解度大；当难溶电解质类型不同时，溶度积大的溶解度不一定大。

56．C

【解析】

【分析】

A、由图可知，HX的pH等于1，HY的pH等于3，则HX为强酸；

B、根据Ka（HY）=c(H＋)c(Y－)/c(HY)来计算；

C、b点为加入NaOH溶液体积为10mL，对于HY溶液中，反应恰好生成起始时等量的HY和NaY，根据物料守恒分析；

D、V（NaOH）=20mL时，两种溶液恰好反应分别生成起始等量的NaX和NaY，NaY发生水解。

【详解】

A、由图可知，HX的pH等于1，HY的pH等于3，则HX为强酸，故A错误；

B、浓度为0.1mol·L－1的HY，由图可知，HY的pH等于4，则Ka（HY）=c(H＋)c(Y－)/c(HY)=(10-4×10-4)/0.1=10-7，故B错误；

C．b点为加入NaOH溶液体积为10mL，对于HY溶液中，反应恰好生成起始时等量的HY和NaY，根据物料守恒：2c（Na＋）=c（Y－）+c（HY），故C正确；

D、V（NaOH）=20mL时，两种溶液恰好反应分别生成起始等量的NaX和NaY，NaX发生水解，所以溶液中c（X－）＞c（Y－），故D错误；

故选C。

【点睛】

本题考查原理了水解、弱电解质电离、离子浓度大小判断，解题关键：起始浓度均为0.1mol·L－1的两种酸HX、HY，HX的pH等于1，HY的pH等于4判断出HX为强酸。

57．C

【解析】

【详解】

A. Ka(HA)=，当c(A-)=c(HA)时，Ka(HA)=c(H+)，则Ka(HA)在10-3.0～10-3.5之间，Ka(HA)的数量级为10-4，A错误；

B.根据图知，当溶液中c(B-)=c(HB)时溶液呈酸性，说明HB的电离作用大于B-的水解作用，所以c(B-)>c(HB)，B错误；

C.根据图象可知，当溶液中酸分子的浓度等于酸电离产生的离子浓度时，溶液的pH大小关系HA<HB，说明HA电离程度大，即HA的酸性强，根据盐的水解规律可知，等浓度的NaA、NaB溶液中，水的电离程度：NaA<NaB，C正确；

D. NaA是强碱弱酸盐，A-发生水解反应消耗，所以c(Na+)>c(A-)，HB是弱酸，存在电离平衡，所以等浓度的盐电离产生的离子浓度大于弱酸电离产生的离子浓度，故c(A-)>c(B-)；由于溶液中c(B-)=c(HB)时，溶液呈酸性，又根据选项C分析可知酸性：HA>HB，可见等浓度的HB和NaA的混合溶液显酸性， c(H+)>c(OH-)，故该溶液中离子浓度大小关系为：c(Na+)>c(A-)>c(B-)>c(H+)>c(OH-)，D错误；

故合理选项是C

58．D

【解析】

多元弱酸的第一步电离大于第二步电离，根据定义pC=-1gc，pH增大，pC增大较明显，曲线Ⅱ应为表示pC(H2A)随pH的变化，曲线Ⅲ应为表示pC(A2-)随pH的变化。A、多元弱酸的第一步电离大于第二步电离，根据定义pC=-1gc，pH增大，pC增大较明显，曲线Ⅱ应为表示pC(H2A)随pH的变化，选项A错误；B、当pH=1.40时，由图可知，pC(H2A)>pC(HA-)>pC(A2-)，则c(H2A)<c(HA-)<c(A2-)，选项B错误；C、b点时，c(H2A)=c(A2-)，，但若不在b点则不成立，选项C错误；D、根据物料守恒，a、b、c 三点对应的溶液中,c(H2A)+c(HA-)+c(A2-)的值相等，选项D正确。答案选D。

59．D

【解析】

【详解】

本题考查难溶电解质的溶解平衡。A.由图可知，c(Ag+)=1.0×10-4mol/L，*c*(C2O42-)=1.0×10-2.46mol/L，则溶度积Ksp(Ag2C2O4)=c2(Ag+)·*c*(C2O42-) =(1.0×10-4)2 1.0×10-2.46=1.0×10-10.46，A错误；B、由图可知，n点AgCl的浓度熵Q大于溶度积Ksp，则n点表示AgCl的过饱和溶液，会析出AgCl沉淀，B错误；C、由图可知，当溶液中c(Cl-)= *c*(C2O42-)时， AgCl饱和溶液中c(Ag+)小于Ag2C2O4饱和溶液中c(Ag+)，则向c(Cl-)= *c*(C2O42-)的混合液中滴入AgNO3溶液时，先生成AgCl沉淀，C错误；Ag2C2O4+2C1-(aq)2AgCl+ C2O42-(aq)的平衡常数K= ==109.04，D正确。答案：D。

60．C

【解析】

【分析】

根据Cr(OH)2的ksp为2×10－16，若使Cr2+沉淀完全，c(OH-)==210-6mol/L，

同理根据Fe(OH)2的ksp为8×10－16，若使Fe2+沉淀完全，c(OH-)==410-6mol/L，故Cr2+先沉淀完全，由图可知曲线A表示c(Fe2+)，曲线B表示c(Cr2+)，以此解答。

【详解】

根据Cr(OH)2的ksp为2×10－16，若使Cr2+沉淀完全，c(OH-)==210-6mol/L，

同理根据Fe(OH)2的ksp为8×10－16，若使Fe2+沉淀完全，c(OH-)==410-6mol/L，故Cr2+先沉淀完全，由图可知曲线A表示c(Fe2+)，曲线B表示c(Cr2+)，

A. 由以上分析可知，曲线A表示c(Fe2+)，故A正确；

B. 由于Cr(OH)2的ksp小于Fe(OH)2的ksp，Cr(OH)2先沉淀，当V(NaOH)=30mL时，A曲线出现拐点，此时c(Fe2+)=0.1mol/L=0.04mol/L，开始沉淀，故B正确；

C. 根据前面分析中的计算结果可知，Fe2+、Cr2+完全沉淀时的溶液c(OH-)均大于10-7mol/L，所以当pH=7时溶液中Fe2+、Cr2+均未完全沉淀，故C错误；

D. V(NaOH)>30mL时，Fe2+、Cr2+都处于沉淀溶解平衡，所以溶液中c(Fe2+)︰c(Cr2+) ===4.0，故D正确。

故选C。

61．C

【解析】

【详解】

A.pNH3越大即c(NH3)越小，则c(Ag+ )/c（[Ag(NH3)2]+）越大，δ(Ag+)= 越大，故δ1代表的是δ(Ag+ )，故A选项错误；B.向体系中滴入硝酸，c(NH3)减小、δ(Ag+ )增大，故B选项错误；C.溶液电荷守恒c(Ag+)+c([Ag(NH3)2]+)+c(NH4+ )+c(H+ )=c(OH- )+c(NO3-)、物料守恒c(Ag+)+c([Ag(NH3)2]+) = c(NO3-)，两式整理得c(NH4+ )+c(H+ )=c(OH- )，故C选项正确；D.选取a点即δ(Ag+ )=δ([Ag(NH3)2] )， K不稳= =（10-3.65）2=10-7.3，故D选项错误；答案：C。

62．C

【解析】

【分析】

b点时溶液的温度最高，表明此时酸碱恰好反应完全，因1mol H2SO4可与2mol一水合氨反应，故V ＝40。

【详解】

A. b点时溶液的温度最高，表明此时酸碱恰好反应完全，因1mol H2SO4可与2mol一水合氨反应，故V ＝40，故A正确；

B. b点恰好完全反应生成(NH4)2SO4，溶液显酸性，故B正确；

C. 由于V ＝40，所以a点溶液中的溶质为(NH4)2SO4和一水合氨，b点恰好完全反应生成(NH4)2SO4，c点溶液中的溶质为等物质的量(NH4)2SO4和H2SO4，所以b点由水电离的c（OH-）最大，故C错误；

D. a、b、d三点的温度高低顺序为b> d> a，温度越高，一水合氨的电离常数越大，故D正确；

故选C。

【点睛】

影响水的电离平衡的因素有温度、酸、碱、盐等，加酸、加碱抑制水的电离，能水解的盐促进水的电离。

63．B

【解析】

【分析】

二元弱酸的电离平衡常数，斜线表示c(H+)/c(H2C2O4)与c(HC2O4-)的乘积等于1×10－2，斜线表示c(H+)/c(HC2O4-)与c(C2O42-)的乘积等于1×10－5。

【详解】

A、根据图示，Ka1(H2C2O4)= =1×10－2，故A正确；

B、根据电荷守恒C(Na＋)+ C(H＋)= c(HC2O4-)+2c(C2O42-)+ c(OH-)，根据图示，Ka2(H2C2O4)= ，当pH=5时，c(HC2O4-)=c(C2O42-)，所以C(Na＋) －3C(HC2O4-)= c(OH-)- C(H＋)=，故B错误；

C、向1 mol/L的H2C2O4溶液中加入等体积等浓度的NaOH溶液，溶液中的溶质是NaHC2O4，HC2O4-电离平衡常数是1×10－5、水解平衡常数是，所以，草酸氢根离子的电离常数大于其水解常数，因此该溶液呈酸性，故C正确；

D、Ka1(H2C2O4)=，向0.1 mol/L的H2C2O4溶液中加水稀释，氢离子浓度减小，K不变，所以C(HC2O4-)/C(H2C2O4)比值将增大，故D正确。

【点睛】

本题考查了离子浓度大小比较、平衡常数，题目难度中等，明确反应后溶质组成为解答关键，注意掌握电荷守恒、物料守恒及盐的水解原理的含义及应用方法，试题培养了学生的分析、理解能力及灵活应用能力。

64．D

【解析】

【详解】

根据图示，A为氯化银溶液中p(Ag+)与p(Cl-)的关系曲线，线上每一点均为氯化银的饱和溶液，如a点， p(Ag+)=-lgc(Ag+)=5，则c(Ag+)=10-5 mol/L，p(Cl-)= -lgc(Cl-)=5，则c(Cl-)=10-5 mol/L，则Ksp(AgC1)=c(Ag)×c(Cl-)=10-5 mol/L ×10-5 mol/L =10-10，同理Ksp (AgBr) =c(Ag+)c(Br-)=10-7×10-7=10-14。

A、c点，c(Ag+)=10-4mol/L，c(Cl-)=10-4 mol/L，因为10-4×10-4>Kp (AgCl) =10-10， 说明是AgCl的过饱和溶液，选项A错误；

B. b点的AgC1溶液加入AgNO3晶体，c(Ag+)增大，但c(Cl-)基本不变，不能变成a点，选项B错误；

C. t℃时，AgCl(s)+Br-(aq) ⇌AgBr(s)+CI(aq)平衡常数K=，选项C错误；

D. t℃时，取a点的AgC1溶液和b点AgBr溶液等体积混合， c(Ag+)=5×10-4 mol/L +10-7 mol/L10-4 mol/L，c(Br-)=10-7 mol/L，则c(Ag+) c(Br-)=10-4 mol/L×10-7 mol/L>10-14，有溴化银沉淀生成，选项D正确。

答案选D。

65．C

【解析】

【详解】

A、b点时，溶液中的溶质为Na2SO4、NH4HSO4、(NH4)2SO4、NH4+水解使溶液呈酸性，选项A错误；

B、当加入20 mL NaOH溶液时，NH4+水解，c(H+) =c(NH3•H2O)=10-5.3mol/L，Kb=，选项B错误；

C、当加入30 mL NaOH溶液时，溶液中NH3•H2O的电离程度大于NH4+的水解程度，pH> 7，所以当二者程度相等(d点的pH=7)时，加入的NaOH溶液的体积小于30mL，选项C正确；

D、e点溶液中c(NH3•H2O) >c(NH4+)，选项D错误。

答案选C。

【点睛】

本题考查了离子浓度大小比较，题目难度中等，涉及电离平衡常数的应用、离子浓度大小比较等知识，注意明确物料守恒、电荷守恒及盐的水解原理在判断离子浓度大小中的应用方法，B为易错点，需要根据电离平衡常数进行判断。

66．D

【解析】

【详解】

由图知当lg =2时，AOH的pH下降了2个单位，故AOH为强碱，同理BOH为弱碱，故A正确；

B项水的电离程度受溶液中*c*(OH-)的影响，溶液中的氢离子就为水电离的，所以根据pH的大小分析水电离程度，故*a*＝*b* > *c*，B正确；

C、起始溶液中两种离子B+ 和A+的浓度相同，稀释相同倍数时，弱碱BOH电离程度增大，*c*(B+)＞*c*(A+)，C项正确；

D、起始弱碱的浓度比强碱浓度大，等体积的两种溶液中和盐酸的能力：*b*＝*c*＞*a*，D不正确。

故选D。

【点睛】

掌握稀释过程中电离平衡的移动对溶液中的pH的变化分析强弱电解质，根据溶液中的三大守恒书写微粒浓度间的关系。

67．A

【解析】

【分析】

向10mL0.1mol/LCuCl2溶液中滴加0.1mol/L的Na2S溶液，发生反应：Cu2++S2-=CuS↓，Cu2+或S2-均会水解，水解促进水的电离，结合图象中横坐标、纵坐标的含义和溶液中的守恒思想，计算溶度积常数。

【详解】

向10mL0.1mol/LCuCl2溶液中滴加0.1mol/L的Na2S溶液，发生反应：Cu2++S2-=CuS↓，Cu2+或S2-均会水解，水解促进水的电离，b点溶液时滴加Na2S溶液的体积是10mL，此时恰好生成CuS沉淀，CuS存在沉淀溶解平衡：CuS(s)Cu2+(aq)+S2-(aq)，已知此时-lgc(Cu2+)=17.7，平衡时c(Cu2+)=c(S2-)=10-17.7mol/L。

A.平衡时c(Cu2+)=c(S2-)=10-17.7mol/L，则Ksp(CuS) =c(S2-)·c(Cu2+)=10-17.7mol/L×10-17.7mol/L=10-35.4mol2/L2，由于已知lg2=0.3，则Ksp(CuS) =10-35.4mol2/L2=(100.3)2×10-36mol2/L2=4×10-36 mol2/L2，A错误；

B.向含有Cu2+的溶液中加入Na2S溶液，Cu2+与S2-发生沉淀反应：Cu2++S2-=CuS↓，加入Na2S溶液的体积越大，c(S2-)越大，c(Cu2+)越小，则-lgc(Cu2+)就越大，由于温度不变，所以曲线上各点的溶液均满足关系式c(S2-)·c(Cu2+)=Ksp(CuS)，B正确；

C. a点Cu2+过量、c点S2-过量，b点恰好完全反应生成CuS和NaCl，a点溶液中Cu2+浓度远大于b点，c点溶液中S2-浓度远大于b点，Cu2+、S2-水解促进水的电离，根据浓度对水解平衡的影响，则b点水电离的c（H+）和c（OH-）的积最小，C正确；

D.C点为Na2S、NaCl按1：2物质的量混合溶液，其中CuS处于沉淀溶解平衡状态，根据物料守恒及物质的溶解性，可知c(Na+)>c(Cl-)>c(S2-)，S2-水解消耗水电离产生H+，使溶液中c(OH-)>c(H+)，但水电离产生的离子浓度远小于盐电离产生的离子浓度，故c(S2-)>c(OH-)，因此该溶液中微粒浓度大小关系为：c(Na+)>c(Cl-)>c(S2-)>c(OH-)>c(H+)，D正确；

故合理选项是A。

【点睛】

本题考查难溶电解质的溶解平衡、微粒浓度大小比较的知识，把握Ksp的计算、发生的反应、溶液的组成成分及混合比例是解答的关键，要用物料守恒、盐的水解规律及沉淀溶解平衡与曲线关系分析，侧重分析与应用能力的考查，注意选项A为解答的难点。

68．C

【解析】

【详解】

A.根据Ksp(NaUr)= c(Na+) c(Ur－)=4.9×10-5，求出c(Ur－) == 7.0×10-3 mol·L-1，故A错误；

B. 在M→N 的变化过程中，因温度不变，Ksp不变，则c(Na+) c(Ur－)不变，故B错误；

C. 当c(HUr) = c(Ur－)时，根据 Ka(HUr)=2.0×10-6可以求出pH=5.7，溶液显酸性，c（H+）＞c（OH-），根据NaUr+HCl= HUr+NaCl，可知氯化钠的浓度等于尿酸的浓度，因所得溶液为氯化钠、盐酸、尿酸，尿酸为弱酸，则c(Ur－)＜c(Cl－)，故C正确；

D.根据电荷守恒，c(Na+)+ c(H+)= c(Ur－)+c(Cl－)+ c(OH-)，当pH=7 时，c(H+)= c(OH-)，所以c(Na+) = c(Ur－)+c(Cl－)，故D错误；

故选C。

69．B

【解析】

【分析】

横坐标为OH-浓度的负对数值，从左到右OH-的浓度越来越小，越能促进N2H4电离，纵坐标为微粒的物质的量分数δ(X)，故Ⅰ对应的微粒为N2H4，Ⅱ对应的微粒为N2H5+，Ⅲ对应的微粒为N2H62+。

【详解】

A.Ⅲ对应的OH-的浓度最小，N2H4电离平衡正向移动的程度最大，则Ⅲ对应的微粒为N2H62+，A项正确；

B. 反应②为N2H4的二级电离方程式，B项错误；

C. 由电荷守恒的：c(OH-)+c(Cl-)=c(N2H5+ )+2c(N2H62+)+c(H+)，从图像可得C点c(OH-)<c(H+)，故c(Cl-)>c(N2H5+ )+2c(N2H62+)，C项正确；

D. 从图像可得A点N2H4、N2H5+物质的量分数相等，说明它们的浓度相等，c(OH-)=，===，D项正确。

【点睛】

对于化学平衡图像题，需要分析图像所给的信息，以及各个特殊点的状态，离子浓度大小比较需要结合物料守恒、电荷守恒、质子守恒来分析。

70．B

【解析】

【详解】

A.随着碱的加入，发生反应：HR+BOH=BR+H2O，溶液中c(R-)增大，c(HR)减小，lg增大，即pH增大，lg增大，所以N表示，lg随pH的变化，A错误；

B.若升高温度，HR、BOH电离程度增大，离子浓度增大，电解质分子浓度降低，所以离子遇分子浓度的比值增大，其对数就增大，因此两条线均往上平移，B正确；

C.M表示BOH，N表示的是HR，根据图像可知，当lg=0，即=1时，pH=8，c(OH-)=10-6mol ，K(BOH)=10-6mol/L，lg=0时，=1，此时溶液的pH=5，c(H+)=10-5mol，K(HR)==10-5mol>10-6mol/L=K(BOH)，弱酸的电离平衡常数比弱碱的电离平衡常数大，所以BR溶液呈酸性，C错误；

D.根据lg=0时，pH=5，可知K(HR)=10-5，所以NaR的水解平衡常数Kh=，则0.1mol/LNaR溶液的pH大约为9，D错误；

故合理选项是B。

71．D

【解析】

【分析】

A.0.10mol/LH2C2O4(二元弱酸)不能完全电离，点①pH≠1；

B.点②为混合溶液，由电荷守恒分析；

C.点③溶液显酸性，等体积等浓度反应生成KHC2O4，电离大于其水解；

D.由物料守恒分析。

【详解】

A.0.10mol/LH2C2O4(二元弱酸)不能完全电离，点①pH≠1，则≠1012，A错误；

B.点②为混合溶液，由电荷守恒可知，c(K+)+c(H+)=c(HC2O4-)+2c(C2O42-)+c(OH-)，B错误；

C.点③溶液显酸性，等体积等浓度反应生成KHC2O4，HC2O4-在溶液中的电离沉淀大于其水解程度，所以c(C2O42-)>c(H2C2O4)；HC2O4-在溶液中电离、水解都会消耗，使其浓度降低，所以c(K+)>c(HC2O4-)，盐电离产生的离子浓度大于其反应产生的离子浓度，故c(HC2O4-)> c(C2O42-)，因此溶液中离子浓度大小关系为：c(K+)>c(HC2O4-)> c(C2O42-)>c(H2C2O4)，C错误；

D.点④所示溶液为K2C2O4：KHC2O4按1:1混合得到的混合溶液，由物料守恒可知，c（K+）+c(H2C2O4)+c(HC2O4-)+c(C2O42-)=0.10mol/L， D正确；

故合理选项是D

【点睛】

本题考查酸碱混合溶液的定性判断及离子浓度的关系的知识。注意草酸为弱酸，明确电荷守恒、物料守恒即可解答。

72．C

【解析】

【分析】

根据题意可知a点为偏铝酸钠和氢氧化钠混合溶液，0mL～8mL碳酸氢钠与过量的氢氧化钠反应，8mL～32mL碳酸氢钠与偏铝酸钠反应，据此分析选项是否正确。

【详解】

A.a点为偏铝酸钠和氢氧化钠混合溶液，根据电荷守恒可以写出：c(Na+)+c(H+)=c(AlO2－)+c(OH－)，A正确；

B.水的电离程度：a点为偏铝酸钠和氢氧化钠的混合液， c点为偏铝酸钠与碳酸钠的混合液，因为酸碱抑制水的电离，盐类水解促进水的电离，所以水的电离程度：a点小于c点，B正确；

C.加入40mLNaHCO3溶液时沉淀最多，沉淀为0.032mol，前8mLNaHCO3溶液和氢氧化钠反应（OH-+HCO3-=CO32-+H2O）不生成沉淀，后32mLNaHCO3溶液与偏铝酸钠反应（HCO3-+AlO2-+H2O═Al（OH）3↓+CO32-）生成沉淀，则原NaHCO3溶液物质的量浓度c（NaHCO3）==1.0mol/L，原NaHCO3溶液中的物料守恒为c（HCO3-）+c（CO32-）+c（H2CO3）=1.0mol/L，C错误；

D.根据强酸制弱酸原理可以写出离子方程式HCO3－+AlO2－+H2O=Al(OH)3↓+CO32-，D正确；

正确答案：C。

【点睛】

注意碳酸氢根离子既能与铝离子反应Al3++3HCO3= Al(OH)3↓+3CO2↑，也能与偏铝酸根离子反应HCO3－+AlO2－+H2O=Al(OH)3↓+CO32-。

73．B

【解析】

【分析】

A、由图可知，未加醋酸时，lgc(H＋)/c(OH－)=-12，可知c（MOH）=0.1mol·L－1，溶液中c（OH－）=0.1mol·L－1；

B、a点lgc(H＋)/c(OH－)=0，溶液为中性；

C、b点溶液中含等量的CH3COOH、CH3COOM，由lgc(H＋)/c(OH－)＞0可知溶液显酸性；

D、结合Kh=Kw/Ka计算。

【详解】

A、由图可知，开始时lgc(H＋)/c(OH－)=-12，且c（MOH）=0.1mol·L－1，溶液中c（OH－）=0.1mol·L－1，则MOH为强碱，故A正确；

B、a 点对应的lgc(H＋)/c(OH－)=0，即c（H＋）=c（OH－），溶液呈中性，由于醋酸是弱酸，当与一元强碱等体积等浓度反应时溶液呈弱碱性，所以当溶液呈中性时，醋酸溶液的体积大于10.00 mL，故B错误；

C、b点的溶液中，溶质为等物质的量浓度的醋酸CH3COOH和醋酸盐CH3COOM，由于醋酸电离程度很小，所以溶液中c（H＋）＜c（M＋），正确的关系为c（CH3COO－）＞c（M＋）>(CH3COOH)＞c（H＋）＞c（OH－），故C正确；

D、25℃时，Ka（CH3COOH）=1.7×10-5，Kw=1.0×10-14，所以CH3COO－的水解平衡常数Kh=1.0×10-14/1.7×10-5=（10/17）×10-9=5.9×10－10，故D正确；

故选B。

【点睛】

本题考查酸碱混合及定性判断，把握溶液酸碱性、混合后溶质、水解常数的计算为解答的关键，侧重分析与应用能力的考查，要注意对数与离子浓度的关系的理解应用。

74．A

【解析】

【详解】

A. 常温时,某溶液中由水电离出的c(H+)=1×10－amol·L－1，若a>7时， 说明水的电离受到抑制,可能为酸溶液,也可能为碱溶液,如为酸溶液,则pH=a ,如为碱溶液,则pH=14－a。故A错误；

B. 0.1mol·L－1的KHA溶液，其pH=10，说明水解程度大于电离程度,溶液呈碱性,所以离子浓度大小为：c(K+)>c(HA－)>c(OH－)>c(A2－)，故B正确；

C. 将0.2mol·L－1的某一元酸HA溶液和0.1mol·L－1NaOH溶液等体积混合后，得到等浓度的HA 和NaA ，溶液pH大于7，溶液显碱性，则说明水解大于电离,所以反应后的混合液中 c(HA)>c(Na+)>c(A－),故C 正确；

D.等体积、等物质的量浓度的Na2CO3溶液与 NaHCO3溶液中n(Na2CO3)=n(NaHCO3)，假设各为1mol，则有2n(Na+)=3(Na2CO3)3n(NaHCO3),根据物料守恒,应有：2c(Na+)=3c(CO32－)+3c( HCO3－)+3c(H2CO3)，故D正确；

本题答案为A。

75．D

【解析】

【分析】

A.由图象可知-lgc(SeO32-)=5.0时，-lgc(Ag+)=5；

B.d点对应的c(Ag+)偏大，应生成沉淀；

C.根据-lg c(Ag+)=2判断；

D.Ag2SeO3(s)+2Br-(aq)═2AgBr(s)+SeO32-(aq)平衡常数为K=。

【详解】

A. 由图象可知-lgc(SeO32-)=5.0时，-lgc(Ag+)=5，则Ksp(Ag2SeO3)的数量级为10-15，A错误；

B.由图象可知d点对应的c(Ag+)比饱和溶液中的大，应能够生成沉淀，B错误；

C.由图象可知起始时，-lg c(Ag+)=2，则c(Ag+)=10-2mol/L，c(AgNO3)= c(Ag+)=10-2mol/L，故所用AgNO3溶液的浓度为1×10-2 mol/L，C错误；

D. Ag2SeO3(s)+2Br-(aq)═2AgBr(s)+SeO32-(aq)平衡常数为K==，D正确。

故合理选项是D。

【点睛】

本题考查难溶电解质溶解平衡的知识。把握溶解平衡移动、Ksp的计算为解答的关键，侧重学生分析能力与应用能力的考查，题目难度不大。

76．C

【解析】A、根据图象中吸收液的pH随n(HA－)/n(A2－)变化的关系可知，随着HA－的浓度的增大，溶液酸性增强，说明NaHA溶液显示酸性，即：c（H＋）＞c（OH－），故A正确；B、Na2A溶液中，A2－在溶液中水解程度较小，则c（A2－）＞c（HA－），故B正确；C、H2A的第二步电离常数为K= =10-7.2mol·L－1，不是第一步电离平衡常数，故C错误；D、当吸收液呈中性时，根据电荷守恒：c（H＋）+c(Na+)= c(HA-)+2c(A2-)+c（OH－），c（H＋）=c（OH－），即：c(Na+)= c(HA-)+2c(A2-)，故D正确；故选C。

点睛：本题考查了离子浓度大小比较，电离平衡常数计算，解题关键：明确盐的水解原理及其应用方法，要求学生能够根据电荷守恒、物料守恒、盐的水解原理判断溶液中各离子浓度大小，题目难度中等。

77．A

【解析】1.0Lcmol/LCH3COOH溶液与0.1molNaOH固体混合溶液的pH=4.3，溶液显酸性，加入醋酸后，溶液酸性增强，加入醋酸钠，溶液的酸性减弱。A.该温度下，1.0Lcmol/LCH3COOH溶液与0.1molNaOH固体混合溶液的pH=4.3，醋酸的电离平衡常数Ka==≈=，故A错误；B. a点溶液的pH=3.1，是加入的醋酸后的结果，根据电荷守恒知，c(CH3COO-)＞c(Na+)，醋酸的电离程度较小，则c(CH3COOH)>c(Na+)>c(OH-)，故B正确；C. a以醋酸的电离为主，抑制水的电离，酸性越强，水的电离程度越小，b点加入醋酸水的电离程度减小，c点加入醋酸钠，水的电离程度增大，故水的电离程度c>b>a，故C正确；D. 当混合溶液呈中性时，c(H+)=c(OH-)，根据电荷守恒有c(Na+)=c(CH3COO-)，则c(Na+)=c(CH3COO-)>c(H+)=c(OH-)，故D正确；故选A。

78．B

【解析】A. 溶液中存在H2A、H+、HA-、A2-，说明H2A是二元弱酸，故A正确；B. HA-H++A2-的电离平衡常数Ka==*c*(H＋)=10-4.2，故B不正确；C. 0.1mol·L-1的H2A溶液中：c(H+)=c(HA-)+2c(A2-)+c(OH-)，故C正确；D. 由图可知pH=4.2时：c(HA-)=c(A2-)>c(H+)>c(H2A)>c(OH-），故D正确。故选B。

79．C

【解析】A．图像中1.0mol/L的HX溶液pH=0说明HX为强酸，1.0mol/L的HY溶液pH=2说明HY为弱酸，故A错误；B．HX为强酸，HY为弱酸，加水稀释相同倍数，a点HX溶液中氢离子浓度大于b点HY，溶液中水的电离程度：a点小于b点，故B错误；C.1.0mol/LHY溶液pH=2，c(H+)=10-2mol/L，结合定量平衡常数K==≈1×10-4，故C正确；D．HY和NaY的混合溶液，溶液pH=4，根据C的计算，有K==≈1×10-4，此时c(Y-)=c(HY)= c(Na+)，加水稀释后溶液仍显酸性，HY电离程度大于Y-离子水解程度，因此c点溶液中离子浓度大小，c(Y-)＞c(Na+)＞c(HY)＞c(H+)＞c(OH-)，故D错误；故选C。

点睛：本题考查了弱电解质电离平衡、电离平衡常数计算等。本题的难点是D，要注意根据HY的电离常数计算判断起始时HY和NaY的浓度关系。

80．B

【解析】A. 由图可知，pH=5时，，所以，所以，25℃,0.1 mol/L NaR溶液中，，，所以pH约为9，A不正确；B. 当通入0.1 mol NH3时，所得溶液中的溶质为NH4R，NH4R的阴、阳离子可以发生互促双水解，由于NH3·H2O电离平衡常数*K*＝1.76×10－5，而HR的，故 R－的水解程度较大，溶液显碱性，所以*c*(NH4+)＞*c*(R－)＞*c*(OH－)＞*c*(H+)，B正确；C. pH＝7时，由图可知，，则，所以*c*(R－)＞*c*(HR)；由电荷守恒可知*c*(R－)=*c*(NH4+)，所以，所得溶液中*c*(R－)=*c*(NH4+)＞*c*(HR) ，C不正确；D. pH＝10时，*c*(OH－)=，由NH3·H2O电离平衡常数*K*＝1.76×10－5，可以求出，所以*c*(NH4+)＜*c*(NH3·H2O)，由图可知，pH＝10时，，即，所以*c*(R－)＞*c*(HR) ， D不正确。本题选B。

81．D

【解析】A．Ka1=，a点溶液中c（H+）=10-1.85，则该溶液中c（HA-）===c（H2A），再结合物料守恒知，溶液中存在n（H2A）+n（HA-）+n（A2-）=2n（H2A）+n（A2-）=0.1mol/L×0.02L=0.002mol，选项A错误；B.20mL时，二者恰好完全反应生成KHA，溶液中存在电荷守恒和物料守恒，根据电荷守恒电荷守恒c（K+）+c（H+）=c（HA-）+c（OH-）+2c（A2-），物料守恒c（K+）=c（HA-）+c（A2-）+c（H2A），得到：c（H2A）+c（H+）=c（A2-）+c（OH-），选项B错误；C．c点溶液中溶质为KHA、K2A，溶液呈碱性，c（OH-）＞c（H+），c（H+）=10-7.19mol/L，Ka2==10-7.19，所以c（HA-）=c（A2-），溶液中电荷守恒为：c（K+）+c（H+）=c（HA-）+c（OH-）+2c（A2-），已知（HA-）=c（A2-），则c（K+）+c（H+）=3c（HA-）+c（OH-），由于c（OH-）＞c（H+），所以c（K+）＞3c（HA-），选项C错误；D．加入氢氧化钠溶液40mLKOH溶液滴定20mL0.1mol•L-1H2A溶液恰好反应生成K2A，d点溶液中主要是K2A和少量KHA，溶液中离子浓度c（Na+）＞c（A2-）＞c（HA-），选项D正确；答案选D。

点睛：本题考查酸碱混合溶液定性判断，为高频考点，侧重考查学生分析判断及计算能力，明确电离平衡常数概念及表达式、溶液中各点溶质成分及其性质是解本题关键，难点是电离平衡常数的灵活运用，注意利用溶液中存在电荷守恒和物料守恒，根据电荷守恒和物料守恒判断。

82．C

【解析】A. 由图中信息可知，相同pH时，丙酸的酸分子的分布分数大，说明电离程度小，故其酸性比甲酸弱，选项A错误；B. 稀释弱酸，电离程度增大，故若0.1mol/L甲酸溶液的pH= 2.33,则0.01mol/L甲酸溶液的pH< 3.33，选项B错误；C.由图可知，的pH= 4.88时丙酸的酸分子的分布分数为50%即c(CH3CH2COOH)=c(CH3CH2COO-), CH3CH2COOHCH3CH2COO-+H+的lgK=lg c(H+)=-4.88，选项C正确；D. 将0.1mol/L的HCOOH溶液与0.lmol/L的HCOONa溶液等体积混合,所得溶液呈酸性，故c(OH-)<c(H+)，选项D错误。答案选C。

83．D

【解析】A. 曲线①代表滴定二甲胺溶液的曲线，二甲胺与盐酸反应生成的是强酸弱碱盐，根据题意要使pH=7，所消耗的V[HCl(aq)]小于10 mL，故A错；B. 在a点二甲胺与盐酸恰好反应，生成强酸弱碱盐，会发生水解，促进水的电离；在b点为酸过量，抑制水的电离；c点时NaOH和盐酸恰好完全反应，生成NaCl为强酸强碱盐，不水解，溶液显中性，所以a、b、c 三点溶液中，水电离出的c(H+)：ｂ＜ｃ＜a，故B错误；C. 曲线中c点NaOH和盐酸恰好完全反应，生成NaCl属于强电解质，完全电离，导电率大于a点，故C错误； D. 因为HCl+NaOH=NaCl+H2O，0.100 mol·L-1盐酸15mL与10.00 mL 浓度均为0.100 mol·L-1的NaOH 溶液混合，酸过量，所以溶液显酸性，溶液中存在下列电离H2OH++OH- NaCl=Na++ Cl- HCl= H++ Cl- 根据物料守和电荷守恒可得3c(H+)=c(Cl-)+3c(OH-)，故D正确。

84．D

【解析】SO42-最低浓度的对数值p(SO42-)=－lgc(SO42-)与p(M2+)=－lgc(M2+)关系如图可知，根据KSP= c(M2+)×c(SO42-)，带入数据进行计算，四种沉淀的 KSP大小顺序为KSP(CaSO4)> KSP(PbSO4) >KSP(BaSO4)，A错误；根据图像可知，a点在曲线上，可表示CaSO4的饱和溶液，但是c(Ca2+)>c(SO42-)，B错误；图线中坐标数值越大，对应离子实际浓度越小，b点在曲线下方，表示PbSO4的过饱和溶液，且c(Pb2+)=c(SO42-)，C错误；由于KSP(CaSO4)>KSP(BaSO4)，溶解度较大的沉淀可以向溶解度更小的沉淀转化，向Ba2+浓度为10-5mol·L-1的废水中加入CaSO4粉末，沉淀由CaSO4转化为BaSO4沉淀，D正确；正确选项D。

85．D

【解析】A、H2Y与KOH发生反应：H2Y＋KOH=KHY＋H2O、KHY＋KOH=K2Y＋H2O，随着氢氧化钠溶液，c(HY－)/c(H2Y)逐渐增大，因此曲线M表示lg与pH的变化关系，故A说法正确；B、当pH=3时，，推出c(Y2－)/c(HY－)=10－1.3，第二步电离平衡常数Ka2==10－1.3×10－3=10－4.3，故B说法正确；C、根据电荷守恒，c(K＋)＋c(H＋)=c(OH－)＋c(HY－)＋2c(Y2－)，因此有c(H+)-c(OH-)＝2c(Y2-)+c(HY-)-c(K+)，故C说法正确；D、e点时，c(HY－)/c(H2Y)=101.5，即c(HY－)>c(H2Y)，c(HY－)/c(Y2－)=101.3，c(HY－)>c(Y2－)，故D说法错误。

86．C

【解析】A、根据图中信息可知，由pAg [－lg*c*(Ag+)]的定义，AgBr的溶度积较小，故pAg较大，曲线a代表滴定NaBr溶液，选项A正确；B、当滴定百分数为100%时，pAg=4.75，说明c(Ag+)=c(Cl－)=10-4.75，*K*sp(AgCl) = c(Ag+)c(Cl－)=1×10－9.5, 选项B正确；C、滴定至50%时，pAg=8, *c*(Ag+)=10-8，若不考虑银离子水解*c*(H+)=10-7，NaCl溶液中*c*(H+)＞*c*(Ag+)，选项C错误；D、滴定至100%时*c*(NO3－)= *c*(Na+)，根据电荷守恒有*c*(H+) +*c*(Ag+)+ *c*(Na+) = *c*(Br－)+*c*(OH－)+ *c*(NO3－)，故*c*(H+) +*c*(Ag+) = *c*(Br－)+*c*(OH－)，选项D正确。答案选C。

87．A

【解析】将相同物质的量NaHSeO3和Na2SeO3 固体完全溶于水不能配得pH为4.2的混合液，因为Na2SeO3为强碱弱酸盐，水解显碱性，NaHSeO3水解达到平衡时，pH=4.2，所以两者的混合物的pH大于4.2，A错误；pH=l.2的溶液中H2SeO3和HSeO3-的浓度相等，根据电荷守恒关系：c(Na+)+c(H+)=c(OH-)+c（HSeO3-），可以得到c(Na+)+c(H+)=c(OH-)+c(H2SeO3)，B正确；根据电离方程式：H2SeO3 HSeO3-+ H+，HSeO3- SeO32-+H+可知，K2=c(H+)c（SeO32-）/c(HSeO3-)，当pH=4.2时，达到平衡状态，这时c（SeO32-）= c(HSeO3-)，因此K2=10-4.2，C正确； 向pH=1.2的溶液中滴加NaOH溶液至pH=4.2的过程中，中和了溶液中的氢离子，促进了水的电离，故水的电离程度一直增大，D正确；正确选项A。

点睛：对于水的电离平衡来讲，加入酸或碱，抑制水的电离，平衡左移；加入能够水解的盐，促进水电离，平衡右移。

88．B

【解析】A. 由图可知0.1mol/L HA溶液pH=3，由HA⇌H++A−可知：，故A错误；B.b点是两者等体积混合溶液呈中性，所以离子浓度的大小为：c(B+)=c(A−)>c(H+)=c(OH−)，故B正确；C.c点时，水解平衡常数Kh只与温度有关，温度升高，Kh增大，减小，减小，故C错误；D.a→b是酸过量和b→c是碱过量两过程中水的电离程受抑制，b点是弱酸弱碱盐水解对水的电离起促进作用，所以a→c过程中水的电离程度先增大后减小，故D错误；本题选B。

点睛：根据图知，酸溶液的pH=3，则c(H+)<0.1mol/L，说明HA是弱酸；碱溶液的pH=11，c(OH-)<0.1mol/L，则BOH是弱碱。

89．D

【解析】pH相同的弱酸溶液加水稀释，其pH应该都会升高，其中酸性越强，其pH的变化应该越明显（或者说曲线的斜率应该越大），因为Kb＞Ka，所以HF的酸性更强，所以曲线Ⅰ为氢氟酸稀释时pH变化曲线，选项A错误。中和相同体积、相同浓度的NaOH溶液，消耗的次氯酸和氢氟酸的物质的量一定相等，a点两者的pH相同，因为HF酸性更强，所以HF的溶度较小，达到相同的物质的量需要较大的体积，所以消耗的氢氟酸的体积较大，选项B错误。c点比b点的pH更小，说明c点酸电离出来的氢离子浓度更大，所以对于水的电离的抑制应该更强，水的电离程度应该是c点更小，选项C错误。可以认为是R-的水解平衡常数，该数值应该只与温度有关，所以选项D正确。

90．D

【解析】从图中得到，浓度相等的时候，HB溶液的pH更高，所以说明HB的酸性更弱，选项A正确。a点溶液的纵坐标为4，即溶液的pH为2（注意纵坐标为pH的2倍），所以c(H+)=0.01mol/L。a点溶液的横坐标为-1，即lgc(HA)=-1，所以c(HA)=0.1mol/L，选项B正确。从图中得到，1mol/L的HB溶液的pH=2.5，即c(H+)=10-2.5mol/L，所以,所以pKa≈5，选项C正确。Ka是电离平衡常数，其数值只与温度相关，温度不变，Ka的值不变，选项D错误。

91．B

【解析】A. 由图中数据可知，pH=9.3时，c(H2AsO3-)= c(H3AsO3)，故H3AsO3的电离常数Ka1=，故Ka1的数量级为10-10，A不正确；B. 由图可知，pH在8.0～10.0时，H3AsO3的物质的量分数逐渐减小、H2AsO3-的物质的量分数逐渐增大，故反应的离子方程式为H3AsO3+OH-=H2AsO3-+H2O，B正确；C. 根据物料守恒可知，M点对应的溶液中，n(H2AsO3-)+n(HAsO32-)+n(AsO33- )+n(H3AsO3)= 0.1mol，由于不知道此时溶液的体积是多少（或不知道加入KOH溶液的体积），故无法计算其总浓度，C不正确；D.由电荷守恒可知，c(H2AsO3-)+2c(HAsO32-)+3c(AsO33-)+c(OH-)=c(H+)+c(K+)， pH=12时，溶液显碱性，由图可知，此时H3AsO3主要转化为HAsO32-和HAsO32-，说明HAsO32-和HAsO32的电离作用小于HAsO32-和HAsO32的水解作用，HAsO32-和HAsO32水解都产生OH-，故c(OH-)＞c(H3AsO3)，因此，溶液中c(H2AsO3-)+2c(HAsO32-)+3c(AsO33-)+c(H3AsO3)＜c(H+)+c(K+)，D不正确。本题选B。

92．B

【解析】A. 由图像可知pH=3.1时，H2A与HA-的曲线相交，则c(H2A)=c(HA-)， Ka1(H2A) == 10-3.1，故A正确；B. pH=5.0时，溶液中的溶质为NaHA，c(H2A)= c(A2-)，溶液显酸性，说明HA-的水解程度小于电离程度，水也要电离出部分氢离子，因此c(Na+)>c(HA-)>c(H+)>c(A2-)>c(OH-) ，故B错误；C. pH=8.2时，c(HA-)=c(A2-)，根据电荷守恒，c (Na+) +c(H+) =c(OH-) +2c(A2-)+ c(HA-)= c(OH-) +3c(A2-)，故C正确；D. pH=5.0时，溶液中的溶质为NaHA，pH 由5.0 调至10.5 时，主要反应的离子方程式为HA-+OH-=A2-+H2O，故D正确；故选B。

点睛：本题考查弱电解质的电离，解答本题要注意把握弱电解质的电离特点以及题给图像的曲线变化。本题的易错点为C，要注意pH=8.2时的图像特征，并灵活运用电荷守恒解答。

93．D

【解析】A、NaClO中滴加H2SO4，发生2NaClO＋H2SO4=Na2SO4＋2HClO，ClO－所占分数逐渐降低，HClO所占分数逐渐增大，因此曲线b代表ClO－，故A说法正确；B、电离平衡常数只受温度的影响，当pH=7.47时c(ClO－)=c(HClO)，根据电离平衡常数的定义，即HClO的电离平衡常数K=，故B说法正确；C、根据电荷守恒，c(Na＋)＋c(H＋)=c(ClO－)＋c(OH－)＋2c(SO42－)，当pH=7时，c(Na＋)=c(ClO－)＋2c(SO42－)，推出c(Na＋)>c(ClO－)，根据图像，当pH=7时c(HClO)>c(ClO－)，根据物料守恒，c(Na＋)=c(ClO－)＋c(HClO)，推出c(Na＋)>c(HClO)，因此有c(Na＋)>c(HClO)>c(ClO－)，故C说法正确；D、NaClO具有强氧化性，Na2SO3中S显＋4价，具有还原性，发生ClO－＋SO32－=Cl－＋SO42－，c(ClO－)减小，故D说法错误。

94．C

【解析】A. 298K时，Ksp(NiS)=1.0×10-21，Ksp(NiCO3)=1.0×10-7，NiS、NiCO3属于同种类型，常温下NiCO3 的溶解度大于NiS，A正确；B. Ksp(NiS)<Ksp(NiCO3)，则曲线I代表NiS，曲线II代表NiCO3，在D点溶液中存在溶解平衡：NiS(s) Ni2+(aq)+S2-( aq)，加入Na2S，S2-浓度增大，平衡逆向移动，Ni2+浓度减小，d点向b点移动，B正确；C，对于曲线I，在b点加热，NiS溶解度增大，S2-和Ni2+浓度均增大，b点向a点移动，C错误；D，曲线II代表NiCO3，a点c(Ni2+)=c(CO32-)，Ksp(NiCO3)= c(Ni2+)c(CO32-)=1.0×10-7，c(Ni2+)=c(CO32-)=1.010-3.5，p(M)=p(B)=3.5，且对应的阴离子是CO32-，D项正确；综合以上分析，本题应选答案为C。

点睛：本题考查与沉淀溶解平衡有关的曲线分析，注意图像中p(Ni)、p(B)越大，Ni2+、B2-浓度越小是解题的关键。

95．C

【解析】A、a溶液中Zn2+和Cu2+离子水解，溶液显酸性，分别加入硫化钠生成沉淀，b点接近中性，c点为Na2S溶液，溶液显碱性，故溶液pH:a<b<e，选项A正确；B. a 点的ZnCl2 溶液显酸性，且存在电荷守恒有c(Cl-)= 2c(Zn2+)+c(H+)-c(OH-)< 2[c(Zn2+)+c(H+)]，选项B正确；C、Ksp(ZnS) > Ksp(CuS)，硫离子浓度相同时，-1gc(Cu2+)<lgc(Zn2+)，故a-b-e为滴定Zn Cl2溶液的曲线，选项C错误；D. 10 mL浓度均为0.1mol/L的CuCl2和ZnCl2溶液中滴加0.1mol/L的Na2S 溶液10 mL达到滴定终点，则-lgc(Zn2+)=17.7，Ksp(ZnS)=10-35.4，d点时若c(S2-)=0.1mol/L，c(Zn2+)==10-34.9，故d点纵坐标小于34.9，选项D正确。答案选C。

96．A

【解析】曲线I表示醋酸中加入氨水，滴加溶液到10mL时，溶质为等浓度的醋酸钠和醋酸的混合液，根据物料守恒和电荷守恒:2c(H+)+c(CH3COOH) =c(CH3COO-)+2c(OH-)，故A正确；曲线II表示氨水中滴加盐酸，滴加溶液到20mL时，溶质恰好是氯化铵， c(Cl-)> c(NH4+)>c(H+)>c(OH -)，故B错误；曲线II表示氨水中滴加盐酸，故C错误；a 和b 两点对应的溶液混合，可理解为等物质的量的醋酸、氨水混合生成醋酸铵，醋酸和氨水的电离常数均为1.8×10-5，所以醋酸铵溶液呈中性，再加入等物质的量的盐酸与氢氧化钠，溶液仍呈中性，故D错误。

97．C

【解析】A项，根据图像，当加入10mLNaOH溶液时，点②得到等物质的量浓度的CH3COOH和CH3COONa的混合液，点②溶液呈酸性，CH3COOH的电离程度大于CH3COO-的水解程度，溶液中粒子浓度由大到小顺序为c（CH3COO-）c（Na+）c（CH3COOH），点①得到等物质的量浓度的HCN和NaCN的混合液，点①溶液呈碱性，CN-的水解程度大于HCN的电离程度，溶液中粒子浓度由大到小顺序为c（HCN）c（Na+）c（CN-），加入10mLNaOH溶液时，两溶液中c（Na+）相等，两溶液中c（CH3COOH）c（HCN），A项错误；B项，点③和点④在NaOH滴定CH3COOH溶液过程中的电荷守恒为c（Na+）+c（H+）=c（OH-）+c（CH3COO-），点③溶液的pH=7，点③溶液中c（H+）=c（OH-），点③溶液中c（Na+）=c（CH3COO-），点④加入20mLNaOH溶液充分反应后得到CH3COONa溶液，点④溶液中由于CH3COO-的水解溶液呈碱性，溶液中离子浓度由大到小的顺序为c（Na+）c（CH3COO-）c（OH-）c（H+），B项错误；C项，根据图像0.1mol/L的HCN溶液的pH5即c（H+）110-5mol/L0.1mol/L，HCN的电离方程式为HCNH++CN-，HCN的电离平衡常数Ka（HCN）==110-9=Kb（AOH），ACN属于弱酸弱碱盐，根据盐类水解的规律“谁强显谁性”，ACN的水溶液呈碱性，C项正确；D项，点②所示溶液为等物质的量浓度的CH3COOH和CH3COONa的混合液，点②溶液呈酸性，CH3COOH的电离程度大于CH3COO-的水解程度，溶液中粒子浓度由大到小顺序为c（CH3COO-）c（Na+）c（CH3COOH），溶液中电荷守恒为c（Na+）+c（H+）=c（OH-）+c（CH3COO-），点②溶液中c（CH3COO-）+c（OH-）c（CH3COOH）+c（H+），根据点③加入NaOH溶液的体积，点③溶液由CH3COONa和略过量的CH3COOH组成，点③溶液的pH=7，根据电荷守恒c（Na+）+c（H+）=c（OH-）+c（CH3COO-），点③溶液中c（Na+）=c（CH3COO-），c（Na+）c（CH3COOH），则c（CH3COO-）+c（OH-）c（CH3COOH）+c（H+），D项错误；答案选C。

点睛：本题以酸碱中和滴定的pH曲线为载体，考查溶液中粒子浓度的大小关系和盐类水解的规律，明确各点溶液中溶质的组成和溶液的酸碱性是解题的关键，比较溶液中粒子浓度大小关系时注意分清主次，巧用电荷守恒、物料守恒、质子守恒（质子守恒一般可由电荷守恒和物料守恒推导得出）。

98．D

【解析】A．由图像可知开始没有NH2COO-，后来也不存在NH2COO-，在8.5<pH<10.5时，存在NH2COO-，所以NH2COO-为中间产物，故A正确；B．pH=9.5时，图像中各种离子浓度的大小关系：c(NH4+)＞c(HCO3-)＞c(NH2COO-)＞c(CO32-)，故B正确；C．溶液中存在电荷守恒，即正电荷的总浓度等于负电荷的总浓度，则不同pH的溶液中存在电荷守恒关系为：c(NH4+)+c(H+)=2c(CO32-)+c(HCO3-)+c(NH2COO-)+c(OH-)，故C正确；D．已知Kb=，温度一定时，Kb为常数，不随浓度的变化而变化，随着CO2的通入，c(NH4+)逐渐增大，则不断减小，则不断增大，故D错误；故选D。

点睛：本题考查了溶液中离子浓度大小比较、电荷守恒的应用、图像的分析与应用等。本题的易错点为D，要注意根据平衡常数分析判断。

99．B

【解析】A. b点溶液中c(H+)=10—6mol•L—1,溶液显酸性，如NH4Cl溶液中，NH4+H2O=NH3·H2O+ H+，溶液显酸性，也有NH3·H2O存在，故A错误；B. b、c两点pH相同,但溶液的温度不同，b点溶液中c(H+)=10—6mol•L—1,溶液显酸性，c点溶液为中性，故C正确；D. a点溶液中c(H+)=10—7mol•L—1，溶液为中性，Fe3+发生水解，生成氢氧化铁沉淀，所以a点溶液中Fe3+、Na+、Cl-、SO42-不能大量共存，故D错误；答案：B。

点睛：根据溶液的酸碱性判断离子共存。如在中性溶液中，Fe3+离子发生水解生成Fe(OH)3的沉淀。根据图像推断溶液的酸碱性，水的离子积常数只与温度有关，与c(H+)和c(OH-)的大小无关。

100．C

【解析】根据起点的pH得到：浓度相等的时候，溶液的pH为HZ＞HY＞HX，所以说明酸性的顺序为：HZ＜HY＜HX，即电离平衡常数为：Ka(HX)>Ka(HY)>Ka(HZ)，选项A正确。图中A点代表中和50%，此时溶液为HY和NaY浓度相等的混合溶液，初始时不考虑电离和水解，有：c(Y-)＝c(Na+)＝c(HY)，因为溶液显酸性，所以HY的电离大于Y-的水解，因此有：c(Y-)>c(Na+)>c(HY)>c(H+)>c(OH-)，选项B正确。溶液pH=7的时候，氢离子和氢氧根离子浓度相等，根据电荷守恒得到c(X-)、c(Y-)、c(Z-)分别等于其各自溶液中的C(Na+)，因为三种酸的强弱不同，将浓度相等的三种酸溶液中和至pH=7需要的氢氧化钠的量一定不同，所以三个溶液中的C(Na+)一定不等，即c(X-)、c(Y-)、c(Z-)一定不等，选项C错误。当中和百分数达100％时，将三种溶液混合后是NaX、NaY、NaZ三种盐浓度相等的溶液，所以有该溶液的质子守恒：c(H+)+c(HX)+c(HY)+c(HZ)=c(OH-)，因此选项D正确。

101．C

【解析】从图像可知H3A 为弱酸，存在电离平衡，H3AH2A-+H+, Ka1=[c(H2A-).c(H+)]/c(H3A)=10-2.2;H2A- HA2-+H+；Ka2=[ c(HA2-). c(H+)]/ c(H2A-)=10-7,2，H2A-+H2OH3A+OH-水解常数为K= c(H3A).c(OH-)/ c(H2A-),水的离子积常数为KW= c(H+) c(OH-)=10-14，所以K= c(H3A). KW/ c(H2A-). c(H+)=KW/ Ka1=10-11.8Ka2/K=[ c(HA2-). c(H+)]/ c(H2A-)=10-7.2/10-11.8=104.6>1,所以电离大于水解，所以 NaH2A 水溶液呈酸性，故A错误；B.HA2-A3-+H+；H2OH++OH-,根据电荷守恒c(H+)=c(OH-)+c(H2A-)+2c(HA2-)+3c(A3-),B错误；C.因为Ka1=[c(H2A-).c(H+)]/c(H3A)=10-2.2;Ka1=[c(HA2-).c(H+)]/c(H2A-)=10-7,2,Ka1. Ka1=[c(HA2-).C2(H+)]/ c(H3A), （Ka1. Ka2）/ C2(H+)=c(HA2-)/ c(H3A),当溶液至pH=5时, c(H+)=10-5 c(HA2-)/ c(H3A)= (10-2.2. 10-7,2)/ 10-10=10-0.6,故C正确；D.因为 氨水为弱电解质，所以在离子反应方程式中不能拆，故D 错误。本题答案：C。

点睛：解决此题的关键就是时刻把握题中给定的图像中曲线的变化情况，尤其是两条曲线的交点（共有3处），pH=2.2处为H3A和NaH2A的混合液，溶液显酸性；pH=7处为NaH2A 和 Na2HA 混合液，溶液呈中性；pH=12.4处为Na2HA和Na3A的混合液，溶液呈碱性。