Prova QFL 605

Química Geral - Noturno

**** **Boa Prova!!!!!! **

Nome: Pedro Gigeck Freire

nUSP: 10737136

**INSTRUÇÕES**

- Solicito encarecidamente que vocês façam a prova individualmente sem discutir ou obter respostas dos colegas. Esta é uma boa oportunidade de vocês poderem na verdade se autoavaliarem.

- Responda cada questão em uma página ou mais se for o caso, mas se sobrar espaço na página, comece a próxima questão na página subsequente.

- Para as questões numéricas, mostre o desenvolvimento da resolução do problema.

- Caso a resolução for manuscrita, fotografe a resolução e cole como imagem no arquivo Word no item correspondente. Não serão aceitas resoluções de foto/imagem da página inteira da questão. Lembrem de converter o arquivo word em pdf (vide abaixo)

- Entreguem a prova em um único arquivo pdf.

- A entrega da prova no edisciplinas deverá ocorrer até a próxima segunda-feira (04/10).

**1)** Escreva as equações iônicas balanceadas das reações de precipitação resultante da mistura das soluções indicadas na primeira coluna. Escreva a equação da reação do precipitado (ppto) segundo as condições indicadas na segunda coluna e classifique o tipo de reação química.

|  |  |
| --- | --- |
| **Reação de Precipitação** | **Reação com o Precipitado (ppto)** |
| i) Pb(NO3)2(aq) + HCl(aq) (diluído) | ia) ppto + HCl(aq) (concentrado) |
| ii) AgNO3(aq) + Na2CO3(aq) | iia) ppto + aquecimento |
| iib) ppto + HCl(aq) |
| iii) AgNO3(aq) + Na2CrO4(aq) | iiia) ppto + NH3(aq) (sol. hidróxido de amônio) |

Respostas:

i) Pb (NO3)2 (aq) + 2 HCl (aq) PbCl2 (s) + 2 HNO3 (forma precipitado de PbCl2)

ia) PbCl2 (s) + HCl (aq) [PbCl3]- (aq) + H+(aq) (dilui o precipitado por conta da formação do íon [PbCl3]-)

ii) 2 AgNO3 (aq)  + Na2CO3 (aq) Ag2CO3 (s)  + 2 NaNO3 (aq)

iia) 2 Ag2CO3 (s) 2 Ag2 (s) + 2 CO2 (g) + O2 (g)

iib) Ag2CO3 (s) + 2 HCl (aq) 2AgCl (s)  + H2O(l) + CO2 (g)

iii) AgNO3 (aq) + Na2CrO4 (aq) Ag2CrO4 (s) + 2 NaNO3 (aq)

iiia) Ag2CrO4 (s) + 2 NH3 (aq) 2 [Ag(NH3)]+(aq) + CrO4 (aq) (formação de íon complexo)

**2)** Uma das características dos compostos de coordenação é a possibilidade de troca de ligantes que pode ser parcial ou total.

Nitrato férrico (Fe(NO3)3) foi dissolvido em 300 mL de água (béquer **A**) originando o aquo-complexo (Fe3+(aq)) que possui 6 águas de coordenação.

Esta solução foi distribuída em três béqueres (**B, C, D**) cada um deles contendo 100 mL.

A cada um destes béqueres (**B, C, D**) foi adicionada solução de cianeto de potássio (KCN) em proporções que resultaram:

**B**: um complexo com 3 águas de coordenação e 3 ligantes cianeto.

**C**: um complexo com 2 águas de coordenação e 4 ligantes cianeto.

**D**: um complexo com 6 ligantes cianeto.

**i)** Escreva as fórmulas dos complexos formados em cada caso (**A, B, C, D**) indicando o contra-íon.

**Legenda: Complexos - Contra-íons**

**A:** [Fe (H**2**O)6]3+ + 3 NO3 - (aq)

**B:** [Fe (H2O)3 (CN)3]0 + 3 KNO3 (aq)

**C:** [Fe (H2O)2 (CN)4]- + 4K+ (aq)  + 3NO3- (aq)

**D:** [Fe (CN)6]3- + 6K+ (aq)  + 3NO3 - (aq)

**ii)** Em qual destes béqueres deve ser observada a formação de um precipitado após a adição de KCN(aq) Justifique.

No béquer D, porque o composto de ferro já não apresenta águas de coordenação, dissossiando a água do composto. Assim, o íon [Fe (CN)6]3- formado vai se precipitar em estado sólido.

**iii)** Ao se adicionar íons chumbo (Pb2+)\* os ligantes cianeto são retirados do complexo ocorrendo: **a)** precipitação de Pb(CN)2; e **b)** o aquo-complexo é restabelecido.

Escreva a equação iônica que representa este processo, para o caso da adição de Pb2+ ao béquer D.

\*Íons Pb2+(aq) podem ser gerados no meio de reação, por exemplo, através da adição de Pb(NO3)2(s) que é muito solúvel ou uma solução concentrada deste sal.

[Fe (CN)6]3- + 3 Pb2+(aq) 3 Pb(CN)2 (s) + [Fe(H2O)6]3+

**3A)** Para uma amostra de 153,00 g de Cloridrato de Cocaína (C17H21NO4**.**HCl):

i) Calcule o número de mols.

Calculando a Massa Molar:

Carbono:   
 Hidrogênio:   
 Nitrogênio:   
 Oxigênio:   
 Cloro:   
 Total:

Calculando a proporção:

equivale a   
 equivale a

Logo, o número de mols da amostra é de aproximadamente **0,48 mol**.

ii) Calcule o número de mols de átomos de oxigênio contidos nesta amostra.

Como em cada molécula de Cloridrato de Cocaína há 4 átomos de oxigênio, então em cada mol de Cloridrato de Cocaína teremos 4 mols de átomos de oxigênio.

Vimos que há 0,48 mol de Cloridrato na amostra, portanto concluímos que na amostra há mols de átomos de oxigênio.

iii) Calcule a massa de HCl presente na amostra e a sua porcentagem em massa.

Sabemos que a massa molar de HCl é .

E, como a massa molar do Cloridrato de Cocaína é , calculamos que a porcentagem da massa que corresponde ao HCl é.

Assim, em 153 gramas de amostra, sabemos que há 5,6% de 153g = **8,58 gramas de HCl.**

**3B)** Cloridrato de cocaína pode ser convertido em *crack* (cocaína “base livre”) pela reação com bicarbonato de potássio (KHCO3), segundo a equação iônica:

C17H21NO4**.**HCl + HCO3**-**  C17H21NO4 + CO2 + H2O + Cl-

Calcule a massa de bicarbonato de potássio necessária para neutralizar completamente o cloridrato de cocaína desta amostra de 153,00g.

Calculamos no item A) que nessa amostra há 0,48 mol de Cloridrato de Cocaína.

Assim, como a proporção na reação é de 1 para 1 (para cada molécula de Cloridrato, consome-se um íon HCO3-), serão necessário 0,48 mol de bicarbonato de potássio para a neutralização completa.

Vamos calcular a massa em 0,48 mol de KHCO3

Massa molar:

Potássio:   
 Hidrogênio:   
 Carbono:   
 Oxigênio:   
 Total:

Número de mols:

Massa:

Portanto, serão necessários 48,05 gramas de bicarbonato de potássio para neutralizar a amostra de 153 gramas de Cloridrato de Cocaína.

**4)** Óxido de Alumínio (Al2O3 - Alumina) reage com ácidos fortes sendo convertido no respectivo sal e liberando água. Abaixo é mostrada a equação da reação de Alumina com Ácido Bromídrico (Hbr):

Al2O3 + 6 HBr  2 AlBr3 + 3 H2O

Uma solução contendo 0,5 g de HBr foi adicionada a 1,0 g de Al2O3:

**i)** Nesta reação qual é o reagente limitante Justifique.

Vamos calcular o número de mols de cada reagente:

* HBr

Massa Molar:   
Massa:   
Número de mols:

Mas, como precisamos de 6 moléculas de HBr para produzir a reação, então temos que dividir o número de mols disponível por 6, obtendo de reagente disponível.

* Al2O3

Massa Molar:   
Massa:   
Número de mols:

Logo, o reagente limitante (aquele que limita a produção da reação por possuir menor número de mols) é o **Ácido Bromídrico**. Ou seja, o HBr “esgotaria” primerio, e ainda “sobraria” Alumina como solvente.

**ii)** Calcule o número de mols de sal (AlBr3) que é formado neste procedimento. Mostre os cálculos.

Como o Ácido Bromídrico é o reagente limitante, vamos considerar como quantidade de reagente os de HBr (calculados no item i).

Temos que para cada 6 moléculas de HBr são formadas 2 moléculas de AlBr3 , analogamente, para cada 6 mols de HBr são produzidos 2 mols do sal.

Assim, podemos calcular a proporção:

de HBr produz de AlBr3

de HBr produz de AlBr3

Portanto, neste procedimento são formadosmols do sal AlBr3.

**5)** Íons sulfito reagem com íons permanganato em meio ácido segundo a equação:

5SO32- + MnO4- + 6H+  2Mn2+ + 5SO42- + 3H2O

**A)**

Uma solução contendo 1,0 g de Na2SO3 foi adicionada a uma solução contendo 0,5 g de KMnO4, sendo o meio reacional a seguir acidificado com H2SO4.

**i)** Nesta reação qual é o reagente limitante Justifique.

Vamos calcular o número de mols de cada reagente:

* Na2SO3

Massa Molar:   
Massa:   
Número de mols:

Mas, como precisamos de 5 moléculas de Na2SO3 para produzir a reação, então temos que dividir o número de mols disponível por 5, obtendo de reagente disponível.

* KMnO4

Massa Molar:   
Massa:   
Número de mols:

Portanto, como o número de mols dos 5 íons SO32- é menor que o número de mols do íon MnO4- , então o **reagente limitante é o íon sulfito, presente no reagente Na2SO3**.

**ii)** Calcule o número de mols de Mn2+ que é formado.

Calculamos que há mols de íon sulfito, que é o reagente limitante.

Além disso, sabemos que cada 5 mols de SO32- produzem 2 mols de Mn2+. Assim, podemos calcular o número de íons Mn2+ produzidos com base na proporção:

de SO32- produz de Mn2+

de SO32- produz de Mn2+

Portanto, são formados mol de Mn2+.

**B)** 100,00 mL de uma solução de Na2SO3 foram diluídos à 250,00 mL em balão volumétrico.

Alíquotas de 25,00 mL desta solução diluída de Na2SO3 foram tituladas com solução de KMnO4 padrão de concentração 4,00 x10-3 M, sendo consumidos 12,50 mL (média de 3 titulações) para a obtenção do ponto de equivalência.

Determine a concentração da solução inicial de Na2SO3.

Vamos calcular o número de mols de KMnO4 que foram consumidos:

Foram consumidos 12,5 mL = 0,0125 L

Em cada litro, há 4 . 10-3 mol de KMnO4

Portanto, foram consumidos mols de KMnO4

Sabemos que para cada mol de KMnO4 são consumidos 5 mols de Na2SO3, logo, na alíquota titulada haviam mols de Na2SO3.

Assim, como haviam mols de Na2SO3 em uma alíquota de 25 mL, então na solução diluida (de 250 mL) hámols de Na2SO3, pois o volume é 10 vezes maior.

Logo, na solução inicial tínhamos mols de solvente e 100mL, resultando na concentração de .