Universidade Federal Fluminense
Instituto de Química
GQA - Departamento de Química Analítica

Química Analítica I
2015
Profª: *Flávia Marques*

10ª Lista de Exercícios

Equilíbrio de oxidação-redução

1 – Escreva as equações líquidas balanceadas para as seguintes reações:

a) $Fe^{3+} + Sn^{2+} \longrightarrow Fe^{2+} + Sn^{4+}$
b) $NO_3^- + Cu_{(s)} \longrightarrow NO_{2(g)} + Cu^{2+}$
c) $Ti^{3+} + Fe(CN)_6^{3-} \longrightarrow TiO^{2+} + Fe(CN)_6^{4-}$
d) $Ag_{(s)} + I^- + Sn^{4+} \longrightarrow AgI_{(s)} + Sn^{2+}$
e) $HNO_2 + MnO_4^- \longrightarrow NO_3^- + Mn^{2+}$

2 – Identifique o agente oxidante e o agente redutor ddo lado esquerdo da equação para cada semireação do exercício 1 e escreva uma equação balanceada para cada semireação.

3 – Calcule o potencial de um eletrodo de cobre imerso em solução de $Cu(NO_3)_2$ 0,0440 mol L^{-1}

Dado: $E^o\ Cu^{2+}/Cu = + 0,337$ V

4 – Se as seguintes meia-células forem o eletrodo do lado direito de uma célula galvânica, com o eletrodo padrão de hidrogênio à esquerda, calcule o potencial da célula. Se a célula fosse colocada em curto circuito, indique se os eletrodos mostrados se comportariam como anodo ou catodo.

a) Ni/Ni^{2+} (0,0943 mol L^{-1}) — Dado: $E^o\ Ni^{2+}/Ni = -0,250$ V
b) Ag/AgI(saturado), KI (0,0922 mol L^{-1}) — Dados: $E^o\ Ag^+/Ag = + 0,799$ V; Kps AgI= $8,3 \times 10^{-17}$

5 – A constante do produto de solubilidade para o Ag_2SO_3 é $1,5 \times 10^{-14}$. Calcule $E^o_{Ag2SO3/Ag}$ para o processo, sabendo que $E^o\ Ag^+/Ag = + 0,799$ V.

$$Ag_2SO_{3(s)} + 2\ e^- \rightleftharpoons 2\ Ag + SO_3^{2-}$$

6 – A constante do produto de solubilidade para o Tl_2S é 6×10^{-22}. Calcule $E^o_{Tl2S/Tl}$ para o processo, sabendo que $E^o\ Tl^+/Tl = - 0,336$ V.

$$Tl_2S_{(s)} + 2\ e^- \rightleftharpoons 2\ Tl + S^{2-}$$

7 – Dadas as constantes de formação:

$Fe^{3+} + Y^{4-} \rightleftharpoons FeY^{-}$ $\quad K_f = 1,3 \times 10^{25}$

$Fe^{2+} + Y^{4-} \rightleftharpoons FeY^{2-}$ $\quad K_f = 2,1 \times 10^{14}$

Calcule E^o para o processo:

$FeY^{-} + e^{-} \rightleftharpoons FeY^{2-}$

8 – Considere a semireação:

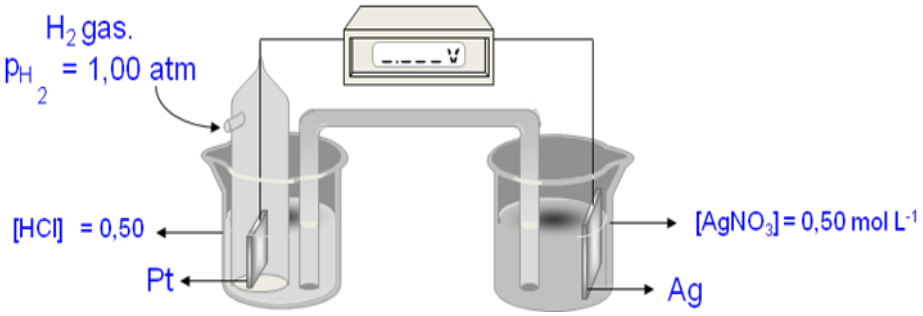
$As_{(s)} + 3\,H^{+} + 3e^{-} \rightleftharpoons AsH_{3(g)}$ $\quad E^o = -0,238$ V

a) Escreva a semireação de Nernst para a semireação.
b) Encontre E (e não E^o) quando o pH é igual a 3,00 e P_{AsH3} = 1,00 torr (1 atm = 1 torr)

9 – Calcule E^o e K para cada uma das seguintes reações:

a) $I_{2(s)} + 5\,Br_{2(aq)} + 6\,H_2O \leftrightarrow 2\,IO_3^{-} + 10\,Br^{-} + 12\,H^{+}$
b) $Cr^{2+} + Fe_{(s)} \leftrightarrow Fe^{2+} + Cr_{(s)}$
c) $Mg_{(s)} + Cl_{2(g)} \leftrightarrow Mg^{2+} + 2\,Cl^{-}$
d) $5\,MnO_{2(s)} + 4\,H^{+} \leftrightarrow 3\,Mn^{2+} + 2\,MnO_4^{-} + 2\,H_2O$
e) $Ag^{+} + 2\,S_2O_3^{2-} \leftrightarrow Ag(S_2O_3)_2^{3-}$
f) $CuI_{(s)} \leftrightarrow Cu^{+} + I^{-}$

10 – Para a célula galvânica representada abaixo, calcule o seu potencial, a reação global, indique quem é o catodo e quem é o anodo, e use a recomendação da IUPAC para descrever esta célula.

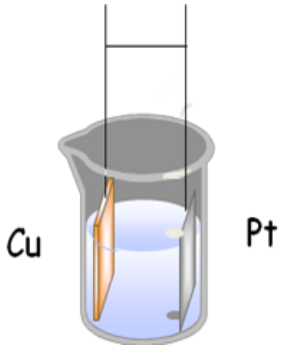


Semirreações

$2\,H_3O^{+} + 2e^{-} \leftrightarrow H_{2(g)} + 2H_2O$ $\quad E^o = 0,000$ V

$Ag^{+} + e^{-} \leftrightarrow Ag_{(s)}$ $\quad E^o = 0,790$ V

11 – Qual o potencial que deve ser aplicado à célula abaixo para se iniciar a deposição de Cu no eletrodo?



Semireações

$O_{2(g)} + 4\ H_3O^+ + 4\ e^- \leftrightarrow 6\ H_2O$ $\quad E^o = 1{,}229\ V$

$Cu^{2+} + e^- \leftrightarrow Cu_{(s)}$ $\quad E^o = 0{,}337\ V$

12 – Calcule E^o para o processo:

$ZnY^{2-} + 2e^- \leftrightarrow Zn(s) + Y^{4-}$

Dados:

$K_{f\ ZnY2-} = 3{,}2 \times 10^{16}$

$Zn^{2+} + 2e^- \leftrightarrow Zn(s)$ $\quad E^o = -0{,}763\ V$

✍ **GABARITO:**

1 –

a) $2\ Fe^{3+} + Sn^{2+} \longrightarrow 2\ Fe^{2+} + Sn^{4+}$

b) $2\ NO_3^- + Cu_{(s)} + 4\ H^+ \longrightarrow 2\ NO_{2(g)} + Cu^{2+} + 2\ H_2O$

c) $Ti^{3+} + Fe(CN)_6^{3-} + H_2O \longrightarrow TiO^{2+} + Fe(CN)_6^{4-} + 2\ H^+$

d) $2\ Ag_{(s)} + 2\ I^- + Sn^{4+} \longrightarrow 2\ AgI_{(s)} + Sn^{2+}$

e) $5\ HNO_2 + 2\ MnO_4^- + H^+ \longrightarrow 5\ NO_3^- + 2\ Mn^{2+} + 3\ H_2O$

2 –

a) Ag. Oxidante Fe^{3+}; $Fe^{3+} + \bar{e} \rightleftharpoons Fe^{2+}$
Ag. Redutor Sn^{2+}; $Sn^{2+} \rightleftharpoons Sn^{4+} + 2\ \bar{e}$

b) Ag. Oxidante NO_3^-; $NO_3^- + 2\ H^+ + \bar{e} \rightleftharpoons NO_{2(g)} + H_2O$
Ag. Redutor Cu; $Cu_{(s)} \rightleftharpoons Cu^{2+} + 2\ \bar{e}$

c) Ag. Oxidante $Fe(CN)_6^{3-}$
Ag. Redutor Ti^{3+}

d) Ag. Oxidante Sn^{4+}
Ag. Redutor Ag

e) Ag. Oxidante MnO_4^-
Ag. Redutor HNO_2

3 – 0,297 V

4 – a) -0,280 V (anodo) b) -0,090 V (anodo)

5 – $E^o_{Ag2SO3/Ag} = 0,799 - 0,0592 \log 1/[Ag+] = 0,799 - 0,0592 \log \sqrt{[SO_3^-]}/\sqrt{Kps} =$
$E^o_{Ag2SO3/Ag} = 0,390$ V

6 – - 0,960 V

7 – 0,132 V

8 – -0,359 V

9 –

a) $E^o = 1,098-1,210 = -0,112$ V $\quad K = 10^{10(-0,112)/0,0592} = 1 \times 10^{-19}$
b) $E^o = -0,89-(-0,44) = -0,45$ V $\quad K = 10^{2(-0,45)/0,0592} = 1 \times 10^{-15}$
c) $E^o = 1,360-(-2,360) = -3,720$ V $\quad K = 10^{2(3,720)/0,0592} = 6 \times 10^{125}$
d) $E^o = 1,230-1,692 = -0,462$ V $\quad K = 10^{6(-0,462)/0,0592} = 1 \times 10^{-47}$
e) $E^o = 0,799-0,017 = 0,782$ V $\quad K = 10^{1(0,782)/0,0592} = 2 \times 10^{13}$
f) $E^o = -0,185-0,518 = -0,703$ V $\quad K = 10^{1(-0,703)/0,0592} = 1 \times 10^{-12}$

10 – **11 –** **12 –**