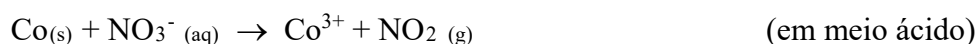
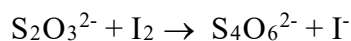
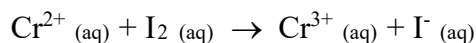
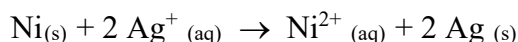
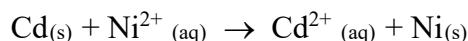


1ª Lista exercícios – Eletroquímica

1) Balancear as seguintes equações químicas:

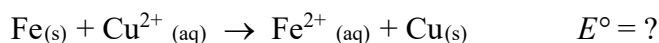
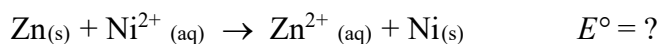


2) Para as pilhas:

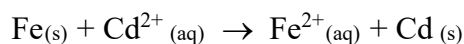


indique as semi-reações, anodo, catodo e escreva as notações correspondentes para cada pilha. Qual a direção do fluxo de elétrons, no caso de um condutor externo fechando o circuito e qual a direção dos íons da ponte salina, sendo o nitrato de sódio o eletrólito no primeiro caso e o nitrato de potássio no segundo.

3) Informe o potencial padrão das seguintes pilhas, após balanceá-las e identifique as semi-reações, usados para os cálculos:



4) Usando a Equação de Nernst, calcule o potencial da pilha, a 25°C:

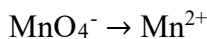


Quando (a) $[\text{Fe}^{2+}] = 0,010 \text{ mol L}^{-1}$ e $[\text{Cd}^{2+}] = 1,0 \text{ mol L}^{-1}$

(b) $[\text{Fe}^{2+}] = 1,0 \text{ mol L}^{-1}$ e $[\text{Cd}^{2+}] = 0,010 \text{ mol L}^{-1}$

5) O potencial padrão para a redução de íons Ag^{+} em Ag_0 muda conforme a espécie ligada ao íon prata. Sabendo que $E^{\circ}_{\text{Ag}^{+}/\text{Ag}_0} = 0,80 \text{ V}$, calcule os potenciais de célula quando se deseja reduzir, nas condições padrão, as espécies AgCl , AgBr e AgI . ($K_{\text{ps}}\text{AgCl} = 1,6 \times 10^{-10}$, $K_{\text{ps}}\text{AgBr} = 5,0 \times 10^{-13}$, $K_{\text{ps}}\text{AgI} = 8,3 \times 10^{-17}$)

6) Para a semi-reação abaixo,



- Balanceie corretamente a semi-reação e calcule o potencial para a redução MnO_4^- quando $[\text{MnO}_4^-] = 0,25 \text{ M}$, $[\text{Mn}^{2+}] = 0,001 \text{ M}$ em pH 1,5.
- Calcule o potencial para o sistema na situação do item b, após a modificação do pH para 8,0. A reação acima ocorre? Justifique.
- Uma possível reação de redução de MnO_4^- é a sua transformação em $\text{MnO}_2(\text{s})$. Escreva a semi reação correspondente de redução e justifique, a partir do cálculo do potencial para essa nova semi-reação em pH 8,0, se a reação em questão ocorre ou não.

7) Análises iodimétricas baseiam-se em uma reação redox entre o analito a ser determinado e o íon I^- , promovendo a formação de I_2 a ser titulado com um agente redutor, permitindo a quantificação indireta do analito. Para tal, o potencial de célula decorrente da presença destas duas espécies deve ser positivo, de maneira a favorecer a ocorrência da reação. Na determinação de Cu(II) por este método, íons Cu^{2+} sofrem reação química com I^- para a formação de Cu^+ e $\text{I}_2(\text{s})$.

a) Nas condições padrão, a reação de redução de Cu^{2+} com I^- é espontânea? Justifique. ($E^0_{\text{Cu}^{2+}/+} = 0,16 \text{ V}$, $E^0_{\text{I}_2/\text{I}^-} = 0,54 \text{ V}$)

b) Os íons Cu^+ , quando na presença de I^- , precipitam formando um sólido de CuI com aspecto leitoso. Explique a partir do novo valor de potencial de célula influenciado por esse equilíbrio de precipitação, nas condições padrão, o porque essa análise é possível. ($K_{\text{psCuI}} = 1,2 \times 10^{-12}$)

8) A reação redução do íon Fe^{3+} em solução aquosa para Fe^{2+} apresenta potencial padrão de redução $E^0 = + 0,77 \text{ V}$. O ligante 1,10 – fenantrolina é um excelente agente complexante de íons Fe^{2+} formando um complexo vermelho em uma relação estequiométrica de 1:3 com constante de formação $K_f = 1 \times 10^{21}$.

a) Calcule o potencial dessa semi-reação na presença de fenantrolina nas condições padrão.

b) Calcule o potencial dessa semi-reação quando diminuimos a concentração de fenantrolina em solução para $1,0 \times 10^{-3} \text{ M}$ mantendo-se as demais concentrações nas condição padrão.

c) Discuta comparativamente a influência da concentração do agente complexante sobre o potencial observado.

d) EDTA é um excelente agente complexante de íons Fe^{3+} com estequiometria 1:1 e constante de formação $K_f = 10^{25}$. Calcule o potencial padrão de redução para a semi-reação de redução do ferro quando este se encontra na presença de EDTA, nas condições padrão.