

GABARITO DAS QUESTÕES DE 1 A 10 - A. C. Neiva - 2020

Para todas as questões, assuma $T=298\text{K}$.

$2,3 * 298 \text{ R/F} = 0,059$

$298 \text{ R/F} = 0.02562$ $\ln(x)/\log(x) = 2.303$

$F=96500 \text{ C/mol}_{\text{elétrons}}$

$R=8,31 \text{ J K}^{-1}\text{mol}^{-1}$

EQUILÍBRIOS E REAÇÕES ELETROQUÍMICAS – POTENCIAL ELETROQUÍMICO

1. As reações eletroquímicas envolvem elétrons como reagentes ou como produtos. Assim, eles precisam ser transportados e abrigados em algum lugar. Idem para os íons. Assim, a reação eletroquímica exige um condutor elétrico e um condutor de íons (não considere, nesta questão, as reações redox, que podem não ter um condutor de elétrons). Perguntas: a) a reação eletroquímica pode ocorrer sem uma interface? b) O condutor de elétrons precisa participar da reação?

R: Se considerarmos um sistema com anodo e catodo separados no espaço, então tanto a reação no anodo como aquela no catodo exigem interface (v. pg 3 da apostila). Se considerarmos reações redox, não é necessário.

2. No equilíbrio eletroquímico, existe uma diferença de potencial entre o condutor elétrico e o condutor de íons. Ou seja, existe um desequilíbrio elétrico. Ele é compensado por qual outro desequilíbrio? **R:** Pelo desequilíbrio químico (que pode ser descrito pela diferença de potencial químico de uma dada espécie nas duas diferentes regiões).
3. Por que os metais são bons condutores elétricos e aceitam excessos ou faltas de elétrons? Por que a água dissolve íons facilmente? **R:** Veja a primeira videoaula.
4. Dê um exemplo de equilíbrio eletroquímico que não envolva o condutor de elétrons como reagente ou como produto. **R:** Exemplo 1 : $\text{Fe}^{+3} + \text{e}^- = \text{Fe}^{+2}$ (v. pg 11 da apostila, e primeira videoaula), exemplo 2: $2\text{H}^+ + 2\text{e}^- = \text{H}_2$
5. O potencial de equilíbrio de uma reação eletroquímica depende das atividades dos participantes, e da temperatura. Em que condições é montada a tabela de potenciais-padrão? **R:** Atividades unitárias (função de concentrações de íons, pressões parciais, pureza de sólidos e de líquidos). A tabela é usualmente apresentada a 298K, mas o potencial-padrão depende de T (assim, a equação de Nernst mostra duplamente o efeito da temperatura: explicitamente em RT/zF , e implicitamente no E^0)
6. Por que o potencial do equilíbrio $\text{H}^+ + \text{e}^- = 0,5 \text{H}_2$ é zero? Por que foi necessário estabelecer uma referência arbitrária? **R:** Escolha arbitrária. Porque o eletrodo de referência também tem uma ddp em relação à solução. (v. pg 9 da apostila)

EQUAÇÃO DE NERNST

7. Qual a equação que indica o potencial de equilíbrio em função das atividades? **R:** Nernst
8. Que valores de atividade atribuímos usualmente (como aproximações) para: a) metais puros; b) água quase pura; c) um gás em uma mistura gasosa; d) um íon em uma solução. **R:** a) 1 b) 1 c) pressão parcial d) concentração em mols por litro
9. Calcule o potencial de um eletrodo de níquel em presença de solução aquosa com 10^{-2} mols/litro de íons Ni^{2+} . O níquel fica mais nobre ou menos nobre do que se estivesse diante de solução com 1 mol/litro destes íons? Bate com sua intuição? **R:** $E=-0,250-2,3 \text{ RT}/(2F) \log(1/0,01)=-0,309\text{V}$. Fica menos nobre (com $c=1 \text{ mol/L}$, $E = E^0=-0,250\text{V}$)
10. Faça isso para dois metais em presença de diferentes íons, e calcule a FEM da pilha. **R:** Veja pg 6 da apostila.