

Gabarito: Potenciais de Eletrodo

Daniel Sahadi, Renan Romariz, e Gabriel Braun

Colégio e Curso Pensi, Coordenação de Química



Problemas

PROBLEMA 1. D

2L01

Como o chumbo possui maior potencial de redução, o seu eletrodo será o catodo, e o eletrodo de alumínio, portanto, o anodo. Cálculo do potencial da célula:

$$E_{\text{célula}}^{\circ} = E_{\text{catodo}}^{\circ} - E_{\text{anodo}}^{\circ}$$

$$E_{\text{célula}}^{\circ} = -0,13 - (-1,66)$$

$$E_{\text{célula}}^{\circ} = 1,53 \text{ V}$$

PROBLEMA 2. E

2L02

Como a prata possui maior potencial de redução, o seu eletrodo será o catodo, e o eletrodo de cobre, portanto, o anodo. Cálculo do potencial da célula:

$$E_{\text{célula}}^{\circ} = E_{\text{catodo}}^{\circ} - E_{\text{anodo}}^{\circ}$$

$$E_{\text{célula}}^{\circ} = 0,80 - (0,34)$$

$$E_{\text{célula}}^{\circ} = 0,46 \text{ V}$$

PROBLEMA 3. B

2L03

Cálculo do potencial do par I_2/I^- a partir do potencial da célula:

$$E_{\text{célula}}^{\circ} = \underbrace{E_{\text{catodo}}^{\circ}}_{\text{Direita do diagrama}} - \underbrace{E_{\text{anodo}}^{\circ}}_{\text{Esquerda do diagrama}}$$

$$0,26 = 0,8 - E^{\circ}(\text{I}_2/\text{I}^-)$$

$$E^{\circ}(\text{I}_2/\text{I}^-) = 0,54 \text{ V}$$

PROBLEMA 4. E

2L04

Cálculo do potencial do par Pb^{2+}/Pb a partir do potencial da célula:

$$E_{\text{célula}}^{\circ} = \underbrace{E_{\text{catodo}}^{\circ}}_{\text{Direita do diagrama}} - \underbrace{E_{\text{anodo}}^{\circ}}_{\text{Esquerda do diagrama}}$$

$$0,31 = E^{\circ}(\text{Pb}^{2+}/\text{Pb}) - (-0,44)$$

$$E^{\circ}(\text{Pb}^{2+}/\text{Pb}) = -0,13 \text{ V}$$

PROBLEMA 5. E

2L05

O primeiro passo é entender o que significa a corrente fluir de um eletrodo para o outro. A corrente elétrica por convenção tem sentido **contrário** ao sentido real dos elétrons, portanto se a corrente flui de M para X, então os **elétrons** vão de X para M, então M recebe elétrons (Reduz) enquanto X doa elétrons (Oxida) portanto M possui um maior potencial de redução do que X. Conclusão:

$$E^{\circ}(\text{M}^+/\text{M}) > E^{\circ}(\text{X}^{2+}/\text{X})$$

Seguindo a mesma lógica para a segunda situação, temos que a corrente flui de M para EPH, então os **elétrons** fluem de EPH para M, M recebe elétrons (Reduz) enquanto EPH doa elétrons (Oxida), como o potencial do eletrodo padrão de hidrogênio (EPH) é definido como 0, podemos escrever:

$$E^{\circ}(\text{M}^+/\text{M}) > 0$$

Com isso concluímos que:

$$E^{\circ}(\text{M}^+/\text{M}) = 0,25 \text{ V}$$

O potencial do par X^{2+}/X pode ser 0,65 V ou -0,65 V mas para obedecer a primeira desigualdade, ele precisa ser -0,65 V, portanto:

$$E^{\circ}(\text{X}^{2+}/\text{X}) = -0,65 \text{ V}$$

Ao montar uma célula com eletrodos de M e X, sabemos que como M possui o maior potencial de redução, o eletrodo de M será o catodo, e o eletrodo de X o anodo, portanto temos:

$$E_{\text{célula}}^{\circ} = E_{\text{catodo}}^{\circ} - E_{\text{anodo}}^{\circ}$$

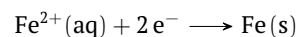
$$E_{\text{célula}}^{\circ} = 0,25 - (-0,65)$$

$$E_{\text{célula}}^{\circ} = 0,9 \text{ V}$$

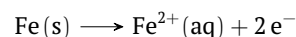
PROBLEMA 6. B

2L06

O primeiro passo é entender como um eletrodo fica mais leve ou mais pesado, vamos olhar para o eletrodo de ferro. Existem duas semirreações possíveis:



Ou:



Aumentar a massa do eletrodo está relacionado a produzir mais $\text{Fe}(\text{s})$ pois esse ferro se adere ao eletrodo aumentando sua massa, consequentemente, diminuir a massa do eletrodo está relacionada a consumir $\text{Fe}(\text{s})$ ou seja o ferro do eletrodo vai sendo consumido e portanto a massa do eletrodo vai diminuindo. O eletrodo de ferro está mais leve, o ferro foi oxidado, então o eletrodo de ferro é o anodo. E como o eletrodo de M está mais pesado, o M foi reduzido, então o eletrodo de M é o catodo. Cálculo do potencial padrão do par M^+/M

$$E_{\text{célula}}^{\circ} = E_{\text{catodo}}^{\circ} - E_{\text{anodo}}^{\circ}$$

$$1,24 = E_{\text{catodo}}^{\circ} - (-0,44)$$

$$E_{\text{célula}}^{\circ} = 0,80 \text{ V}$$

PROBLEMA 7. B

2L07

Perceba que potencial não é função de estado mas $n_e \cdot E$ é. Onde n_e é o número de elétrons Basta pensar que ΔG é função de estado e que $\Delta G = -n_e F \cdot E$ estamos apenas retirando a constante $-F$ para evitar fazer contas desnecessárias. O enunciado fornece as seguintes reações:



A reação desejada é:



Perceba que essa reação é a segunda menos a primeira, então pela lei de Hess:

$$n_3 E_3 = n_2 E_2 - n_1 E_1$$

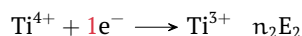
$$2 \cdot E_3 = 3 \cdot 1,4 - 1 \cdot 1,69$$

$$E_3 = 1,255 \text{ V}$$

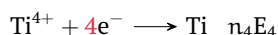
PROBLEMA 8. A

2L08

Perceba que potencial não é função de estado mas $n_e \cdot E$ é. Onde n_e é o número de elétrons Basta pensar que ΔG é função de estado e que $\Delta G = -n_e F \cdot E$ estamos apenas retirando a constante $-F$ para evitar fazer contas desnecessárias. O enunciado fornece as seguintes reações:



A reação desejada é:



Perceba que essa reação é a soma das 3 reações, então pela lei de Hess:

$$n_4 E_4 = n_1 E_1 + n_2 E_2 + n_3 E_3$$

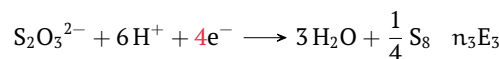
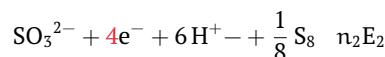
$$4 \cdot E_4 = 2 \cdot (-1,63) + 1 \cdot (0,0) + 1 \cdot (-0,37)$$

$$E_4 = -0,9075 \text{ V}$$

PROBLEMA 9. A

2L09

Perceba que potencial não é função de estado mas $n_e \cdot E$ é. Onde n_e é o número de elétrons Basta pensar que ΔG é função de estado e que $\Delta G = -n_e F \cdot E$ estamos apenas retirando a constante $-F$ para evitar fazer contas desnecessárias. O enunciado fornece as seguintes reações:



A reação desejada é a seguinte:



Perceba que essa reação é duas vezes a primeira mais duas vezes a segunda menos a terceira(basta se guiar pelo próprio diagrama), então pela lei de Hess:

$$n_4 E_4 = 2n_1 E_1 + 2n_2 E_2 - n_3 E_3$$

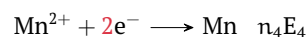
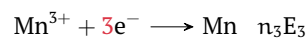
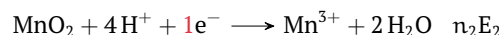
$$8 \cdot E_4 = 2 \cdot 2 \cdot (-0,94) + 2 \cdot 4 \cdot (-0,66) - 4 \cdot (-0,74)$$

$$E_4 = -0,76 \text{ V}$$

PROBLEMA 10. B

2L10

Perceba que potencial não é função de estado mas $n_e \cdot E$ é. Onde n_e é o número de elétrons Basta pensar que ΔG é função de estado e que $\Delta G = -n_e F \cdot E$ estamos apenas retirando a constante $-F$ para evitar fazer contas desnecessárias. O enunciado fornece as seguintes reações:



A reação desejada é:



Perceba que essa reação é a primeira mais a quarta menos a terceira menos a segunda(basta se guiar pelo próprio diagrama), então pela lei de Hess:

$$n_5 E_5 = n_1 E_1 - n_2 E_2 - n_3 E_3 + n_4 E_4$$

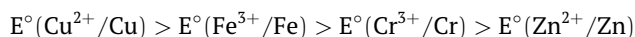
$$3 \cdot E_5 = 5 \cdot (1,51) - 1(0,95) - 3 \cdot (-0,28) + 2 \cdot (-1,18)$$

$$E_5 = 1,7 \text{ V}$$

PROBLEMA 11. D

2L11

Um bom agente redutor é aquela que oxida com facilidade, a força como agente redutor **aumenta** conforme o potencial de redução **diminui**. Ordenando os potenciais de redução:



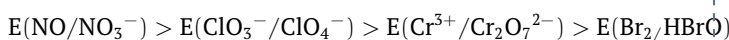
Ordenando em ordem crescente em termos da força como agente redutor:



PROBLEMA 12. B

2L12

Repare que nos dados foram dados os potenciais de oxidação das espécies, então vamos analisar a questão em termos deles. Um bom agente oxidante é aquela que reduz com facilidade, a força como agente oxidante **aumenta** conforme o potencial de oxidação **diminui**. Ordenando os potenciais de oxidação:



Ordenando em ordem crescente em termos da força como agente oxidante:



PROBLEMA 13. D

2L13

1. Verdadeiro. Olhando para a equação de Nernst:

$$\downarrow E = E^\circ - \frac{RT}{n_e F} \ln Q \uparrow$$

Conforme a reação avança a concentração de produtos aumenta e a de reagentes diminui, dessa forma $\ln Q$ se torna maior e como ele faz parte de um termo negativo o potencial da célula diminui. 2. Verdadeiro. Olhando para a equação de Nernst:

$$E = E^\circ - \frac{RT}{n_e F} \ln Q$$

Percebe-se que o potencial da célula é função da temperatura. 3. Falso. Quando dobramos os coeficientes o termo Q se torna Q^2 porém também dobramos o número de elétrons envolvidos então n_e se torna $2n_e$, dessa forma o 2 do denominador corta com o 2 do Q^2 quando ele é jogado para fora do logaritmo. então o potencial da célula não sofre alteração. 4. Verdadeiro. O potencial tem relação com a energia livre que está diretamente ligada ao equilíbrio da reação então ele mede sim o quão longe a reação está do equilíbrio.

PROBLEMA 14. C

2L14

1. Falso. O potencial padrão é um valor fixo que só varia com a temperatura. 2. Verdadeiro. Basta pensar que:

$$\Delta G^\circ = -nFE^\circ$$

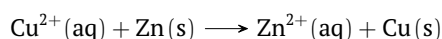
$$\Delta G^\circ = -RT \ln K$$

Como a energia livre padrão varia com a temperatura, o potencial padrão também varia com a temperatura. 3. Falso. O potencial padrão não depende dos coeficientes estequiométricos. 4. Verdadeiro. Basta usar as duas equações mostradas anteriormente na questão.

PROBLEMA 15. B

2L15

Sabemos que cobre é metal nobre então os íons Cu^{2+} irão reduzir, dessa forma o eletrodo de cobre será o catodo, consequentemente o eletrodo de zinco será o anodo. A reação global da célula será:



Perceba que o número de elétrons envolvidos é 2, ou seja $n_e = 2$. Cálculo do quociente reacional:

$$Q = \frac{[\text{Zn}^{2+}]}{[\text{Cu}^{2+}]}$$

Escrevendo o potencial a partir da equação de Nernst:

$$E = E^\circ - \frac{RT}{2F} \ln \frac{[\text{Zn}^{2+}]}{[\text{Cu}^{2+}]}$$

1. Ao adicionar água no eletrodo de cobre estamos diluindo a solução de Cu^{2+} então sua concentração diminui, consequentemente o termo aumenta portanto o potencial da célula **diminui**:

$$\downarrow E = E^\circ - \frac{RT}{2F} \ln \frac{[\text{Zn}^{2+}]}{[\text{Cu}^{2+}]_v}$$

2. A adição de ácido sulfídrico, dado que sulfeto de zinco é insolúvel irá ocasionar na precipitação de parte do zinco em solução, diminuindo a concentração de Zn^{2+} consequentemente o termo negativo diminui portanto o potencial da célula **aumenta**.

$$\uparrow E = E^\circ - \frac{RT}{2F} \ln \frac{[\text{Zn}^{2+}]_{\downarrow}}{[\text{Cu}^{2+}]}$$

3. A adição de íons hidróxido dado que hidróxido de cobre é insolúvel irá ocasionar na precipitação de parte do cobre em solução, diminuindo a concentração de Cu^{2+} consequentemente o termo negativo aumenta, portanto o potencial da célula **diminui**.

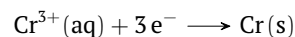
$$\downarrow E = E^\circ - \frac{RT}{2F} \ln \frac{[\text{Zn}^{2+}]}{[\text{Cu}^{2+}]_v}$$

4. Sólidos tem atividade 1 então alterar suas quantidades não altera o potencial da célula.

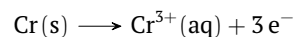
PROBLEMA 16. C

2L16

Em uma célula de concentração o potencial padrão é 0 já que nas condições padrão ambas as soluções teriam concentração igual a 1 M e o catodo será aquele que possuir a maior concentração de Cr^{3+} . A reação que ocorre no catodo é a seguinte:



A reação que ocorre no anodo é a seguinte:



Cálculo do quociente reacional da reação global (lembrando que $n_e = 3$):

$$Q = \frac{[\text{Cr}^{3+}]_{\text{anodo}}}{[\text{Cr}^{3+}]_{\text{catodo}}}$$

Dessa forma o potencial será dado da seguinte forma a partir da equação de Nernst:

$$E = -\frac{RT}{3F} \ln \frac{[\text{Cr}^{3+}]_{\text{anodo}}}{[\text{Cr}^{3+}]_{\text{catodo}}}$$

1. Ao adicionar água no anodo estamos diluindo a solução de Cr^{3+} no anodo dessa forma sua concentração diminui, então o termo negativo diminui, consequentemente o potencial **aumenta**.

$$\uparrow E = -\frac{RT}{3F} \ln \frac{[\text{Cr}^{3+}]_{\text{anodo}} \downarrow}{[\text{Cr}^{3+}]_{\text{catodo}}}$$

2. Ao adicionar água no catodo estamos diluindo a solução de Cr^{3+} no catodo dessa forma sua concentração diminui, então o termo negativo aumenta, consequentemente o potencial **diminui**

$$\downarrow E = -\frac{RT}{3F} \ln \frac{[\text{Cr}^{3+}]_{\text{anodo}}}{[\text{Cr}^{3+}]_{\text{catodo}} \downarrow}$$

3. Ao adicionar íons hidróxido no anodo, parte do Cr^{3+} irá precipitar, dessa forma a concentração de íons Cr^{3+} no anodo irá diminuir, dessa forma o potencial **aumenta**.

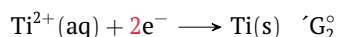
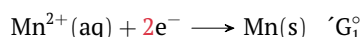
$$\uparrow E = -\frac{RT}{3F} \ln \frac{[\text{Cr}^{3+}]_{\text{anodo}} \downarrow}{[\text{Cr}^{3+}]_{\text{catodo}}}$$

4. Sólidos tem atividade 1 então alterar suas quantidades não altera o potencial da célula.

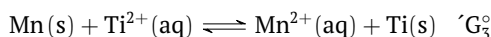
PROBLEMA 17. C

2L17

O enunciado fornece as seguintes reações:



A reação desejada é a seguinte:



Perceba que essa reação é a segunda menos a primeira então pela lei de Hess:

$$'G_3^\circ = -'G_1^\circ + 'G_2^\circ$$

$$-RT \ln K = -(-n_1 FE_1^\circ) + (-n_2 FE_2^\circ)$$

Porém a 25 °C sabemos que $\frac{RT}{F} \ln 10 = 0,059$ a 25 °C então ao dividir por $-F$ de ambos os lados ficamos com:

$$0,059 \log K = -(2E_1^\circ) + (2E_2^\circ)$$

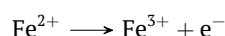
$$0,059 \log K = -(2 \cdot (-1,18)) + (2 \cdot (-1,63))$$

$$K = 5,6 \times 10^{-16}$$

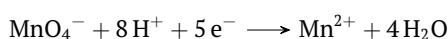
PROBLEMA 18. C

2L18

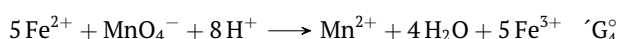
Para montar a reação de titulação vamos escrever as semirreações de oxidação e redução: Oxidação:



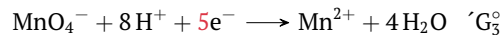
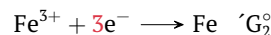
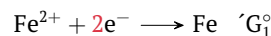
Redução:



A reação de titulação será a seguinte:



O enunciado fornece as seguintes reações:



Perceba que a reação desejada é 5 vezes a primeira menos 5 vezes a segunda mais a terceira, então pela lei de Hess:

$$'G_4^\circ = 5'G_1^\circ - 5'G_2^\circ + 'G_3^\circ$$

$$-RT \ln K = 5(-n_1 FE_1^\circ) - 5(-n_2 FE_2^\circ) + (-n_3 FE_3^\circ)$$

Porém a 25 °C sabemos que $\frac{RT}{F} \ln 10 = 0,059$ a 25 °C então ao dividir por $-F$ de ambos os lados ficamos com:

$$0,059 \log K = 5 \cdot (2E_1^\circ) - 5 \cdot (3E_2^\circ) + (5E_3^\circ)$$

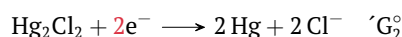
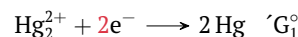
$$0,059 \log K = 5 \cdot (2 \cdot (-0,44)) - 5 \cdot (3 \cdot (-0,04)) + (5 \cdot (1,51))$$

$$K = 3,6 \times 10^{63}$$

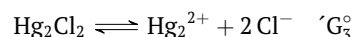
PROBLEMA 19. C

2L19

O enunciado fornece as seguintes reações:



A reação desejada é a seguinte:



Perceba que essa reação é a segunda menos a primeira então pela lei de Hess:

$$'G_3^\circ = -'G_1^\circ + 'G_2^\circ$$

$$-RT \ln K = -(-n_1 FE_1^\circ) + (-n_2 FE_2^\circ)$$

Porém a 25 °C sabemos que $\frac{RT}{F} \ln 10 = 0,059$ a 25 °C então ao dividir por $-F$ de ambos os lados ficamos com:

$$0,059 \log K = -(2E_1^\circ) + (2E_2^\circ)$$

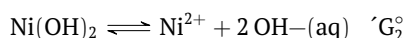
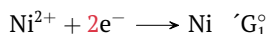
$$0,059 \log K = -(2 \cdot (0,79)) + (2 \cdot (0,27))$$

$$K = 2,4 \times 10^{-18}$$

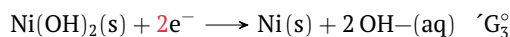
PROBLEMA 20. A

2L20

O enunciado fornece as seguintes reações:



A reação desejada é a seguinte:



Perceba que a reação desejada é a primeira mais a segunda, então pela lei de Hess:

$$\Delta G_3^\circ = \Delta G_1^\circ + \Delta G_2^\circ$$

$$(-n_3FE_3^\circ) = (-n_1FE_1^\circ) + (-RT \ln K)$$

Porém a 25 °C sabemos que $\frac{RT}{F} \ln 10 = 0,059$ a 25°C então ao dividir por $-F$ de ambos os lados ficamos com:

$$2E_3^\circ = 2E_1^\circ + 0,059 \log K$$

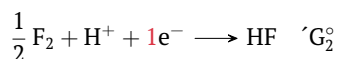
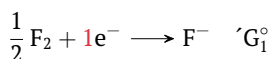
$$2E_3^\circ = 2 \cdot (-0,23) + 0,059 \log(6,5 \times 10^{-18})$$

$$E_3^\circ = -0,74 \text{ V}$$

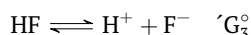
PROBLEMA 21. D

2L21

O enunciado fornece as seguintes reações:



A reação desejada é a seguinte:



Perceba que a reação desejada é a primeira menos a segunda, então pela lei de Hess:

$$'G_3^\circ = 'G_1^\circ - 'G_2^\circ$$

$$-RT \ln K = (-n_1FE_1^\circ) - (-n_2FE_2^\circ)$$

Porém a 25 °C sabemos que $\frac{RT}{F} \ln 10 = 0,059$ a 25°C então ao dividir por $-F$ de ambos os lados ficamos com:

$$0,059 \log K_a = (1E_1^\circ) - (1E_2^\circ)$$

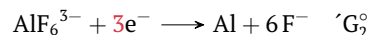
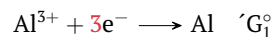
$$0,059 \log K_a = 1 \cdot (2,87) - 1 \cdot (3,03)$$

$$K_a = 2 \times 10^{-3}$$

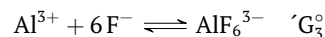
PROBLEMA 22. D

2L22

O enunciado fornece as seguintes reações:



A reação desejada é a seguinte:



Perceba que a reação desejada é a primeira menos a segunda, então pela lei de Hess:

$$'G_3^\circ = 'G_1^\circ - 'G_2^\circ$$

$$-RT \ln K = (-n_1FE_1^\circ) - (-n_2FE_2^\circ)$$

Porém a 25 °C sabemos que $\frac{RT}{F} \ln 10 = 0,059$ a 25°C então ao dividir por $-F$ de ambos os lados ficamos com:

$$0,059 \log K = (3E_1^\circ) - (3E_2^\circ)$$

$$0,059 \log K = 3 \cdot (-1,66) - 3 \cdot (-2,07)$$

$$K = 7 \times 10^{20}$$

PROBLEMA 23. C

2L23

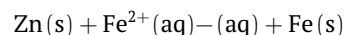
Cálculo do potencial padrão:

$$E_{\text{célula}}^\circ = \underbrace{E_{\text{catodo}}^\circ}_{\text{Direita do diagrama}} - \underbrace{E_{\text{anodo}}^\circ}_{\text{Esquerda do diagrama}}$$

$$E_{\text{célula}}^\circ = (-0,44) - (-0,76)$$

$$E_{\text{célula}}^\circ = 0,32 \text{ V}$$

A reação que ocorre na célula é a seguinte:



Cálculo do quociente reacional (perceba que $n_e = 2$):

$$Q = \frac{[\text{Zn}^{2+}]}{[\text{Fe}^{2+}]}$$

Cálculo do potencial da célula a partir da equação de Nernst a 25°C:

$$E = E^\circ - \frac{0,059}{n_e} \log Q$$

$$E = 0,32 - \frac{0,059}{2} \log \frac{1,5}{0,1}$$

$$E = 0,285 \text{ V}$$

PROBLEMA 24. D

2L24

Em uma célula de concentração o potencial padrão é 0. Cálculo do quociente reacional (perceba que $n_e = 1$):

$$Q = \frac{[\text{Ag}^+]_{\text{anodo}}}{[\text{Ag}^+]_{\text{catodo}}}$$

Cálculo do potencial da célula a partir da equação de Nernst a 25°C:

$$E = E^\circ - \frac{0,059}{n_e} \log Q$$

$$E = 0 - \frac{0,059}{1} \log \frac{0,001}{0,01}$$

$$E = 0,059 \text{ V}$$

PROBLEMA 25. E

2L25

Em uma célula de concentração o potencial padrão é 0. Cálculo do quociente reacional (perceba que $n_e=3$):

$$Q = \frac{[Y^{3+}]_{\text{anodo}}}{[Y^{3+}]_{\text{catodo}}}$$

Cálculo da concentração de ítrio a partir da equação de Nernst a 25°C:

$$E = E^\circ - \frac{0,059}{n_e} \log Q$$

$$0,34 = 0 - \frac{0,059}{3} \log \frac{[Y^{3+}]}{1}$$

$$\boxed{[Y^{3+}] = 5,15 \times 10^{-18} \text{ M}}$$

PROBLEMA 26. D

2L26

Em uma célula de concentração o potencial padrão é 0. Cálculo da concentração de OH^- :

$$\text{pH} + \text{pOH} = 14$$

$$\text{pOH} = 1,5$$

$$[\text{OH}^-] = 0,03 \text{ M}$$

Cálculo da concentração de Ag^+ a partir do $K_{ps}(\text{AgOH})$:

$$K_{ps}(\text{AgOH}) = [\text{Ag}^+][\text{OH}^-]$$

$$1,5 \times 10^{-8} = [\text{Ag}^+](0,03)$$

$$[\text{Ag}^+] = 5 \times 10^{-7} \text{ M}$$

Cálculo do quociente reacional (perceba que $n_e=1$):

$$Q = \frac{[\text{Ag}^+]_{\text{anodo}}}{[\text{Ag}^+]_{\text{catodo}}}$$

Cálculo do potencial da célula a partir da equação de Nernst a 25°C:

$$E = E^\circ - \frac{0,059}{n_e} \log Q$$

$$E = 0 - \frac{0,059}{1} \log \frac{5 \times 10^{-7}}{1}$$

$$\boxed{E = 0,37 \text{ V}}$$

PROBLEMA 27. C

2L27

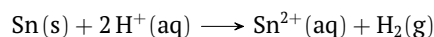
O estanho tem uma tendência maior a oxidar do que o hidrogênio, então o eletrodo de estanho será o anodo, enquanto o eletrodo de hidrogênio será o catodo. Cálculo do potencial padrão da célula:

$$E^\circ_{\text{célula}} = E^\circ_{\text{catodo}} - E^\circ_{\text{anodo}}$$

$$E^\circ_{\text{célula}} = (0) - (-0,14)$$

$$E^\circ_{\text{célula}} = 0,14 \text{ V}$$

A reação que ocorre na célula é a seguinte:



Cálculo do quociente reacional (perceba que $n_e=2$):

$$Q = \frac{p_{(\text{H}_2)} [\text{Sn}^{2+}]}{[\text{H}^+]^2}$$

Cálculo do pH a partir da equação de Nernst a 25°C:

$$E = E^\circ - \frac{0,059}{n_e} \log Q$$

$$0,061 = 0,14 - \frac{0,059}{2} \log \left(\frac{(1)(0,015)}{[\text{H}^+]^2} \right)$$

$$\boxed{\text{pH} = 2,25}$$

PROBLEMA 28. B

2L28

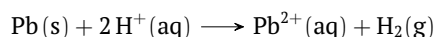
O chumbo tem uma tendência maior a oxidar do que o hidrogênio, então o eletrodo de chumbo será o anodo, enquanto o eletrodo de hidrogênio será o catodo. Cálculo do potencial padrão da célula:

$$E^\circ_{\text{célula}} = E^\circ_{\text{catodo}} - E^\circ_{\text{anodo}}$$

$$E^\circ_{\text{célula}} = (0) - (-0,13)$$

$$E^\circ_{\text{célula}} = 0,13 \text{ V}$$

A reação que ocorre na célula é a seguinte:



Cálculo do quociente reacional (perceba que $n_e=2$):

$$Q = \frac{p_{(\text{H}_2)} [\text{Pb}^{2+}]}{[\text{H}^+]^2}$$

Cálculo do pH a partir da equação de Nernst a 25°C:

$$E = E^\circ - \frac{0,059}{n_e} \log Q$$

$$0,078 = 0,13 - \frac{0,059}{2} \log \left(\frac{(1)(0,02)}{[\text{H}^+]^2} \right)$$

$$\text{pH} = 1,73$$

Porém esse pH não bate com as opções, então devemos considerar que a concentração de H^+ diminuiu tanto que o sentido da célula se inverteu, ou seja o eletrodo de hidrogênio será o anodo e o eletrodo de chumbo será o catodo, para evitar refazer todos os cálculos, basta calcular o pH para que o potencial da atual célula seja -0,078 V (o sinal de menos apenas indica que o anodo e o catodo foram invertidos) refazendo as contas:

$$-0,078 = 0,13 - \frac{0,059}{2} \log \left(\frac{(1)(0,02)}{[\text{H}^+]^2} \right)$$

$$\boxed{\text{pH}=4,4}$$

PROBLEMA 29. C

2L29

1. Falso. Corrosão é um processo espontâneo que não depende de uma fonte externa de tensão
2. Verdadeiro. A umidade favorece o processo de corrosão
3. Verdadeiro. O ferro sofre oxidação no processo de corrosão, portanto atua como agente redutor.
4. Verdadeiro.

PROBLEMA 30. D

2L30

1. Verdadeiro. O oxigênio é um dos principais agentes responsáveis pela corrosão do metal, a diminuição de sua concentração diminui a taxa de corrosão.
2. Verdadeiro. A camada de tinta protege o metal contra a exposição a água e ao ar, controlando o processo de corrosão.
3. Falso. Água conduz melhor eletricidade na presença de íons dissolvidos, portanto a adição de sal nas rodovias favorece a condução de eletricidade aumentando a velocidade do processo de corrosão.
4. Verdadeiro. Essa é a definição correta de proteção catódica