

MÓDULO 5



Cinética Química

**MINISTÉRIO DA EDUCAÇÃO
INSTITUTO DE EDUCAÇÃO ABERTA E À DISTÂNCIA - IEDA**

Conteúdos

| | |
|---|-----------|
| Acerca deste Módulo | 1 |
| Como está estruturado este Módulo..... | 1 |
| Habilidades de aprendizagem | 3 |
| Necessita de ajuda? | 3 |
| Lição 1 | 5 |
| Reacções Redox | 5 |
| Introdução | 5 |
| Definição de conceitos fundamentais..... | 5 |
| Resumo da lição..... | 9 |
| Actividades | 10 |
| Avaliação | 11 |
| Lição 2 | 13 |
| Agente oxidante e agente redutor. Pares redox..... | 13 |
| Introdução..... | 13 |
| Agente oxidante e agente redutor | 13 |
| Pares redox | 14 |
| Resumo da lição..... | 16 |
| Actividades | 17 |
| Avaliação | 18 |
| Lição 3 | 19 |
| Semi – equações. Forças de oxidantes e de redutores | 19 |
| Introdução..... | 19 |
| Construção de uma equação redox | 19 |
| A Força dos oxidantes e redutores | 22 |
| Resumo | 26 |
| Actividades | 27 |
| Avaliações..... | 29 |
| Resposta: (d)..... | 29 |
| Lição 4 | 31 |
| Acerto de equações redox pelo método de variação do nox..... | 31 |
| Introdução..... | 31 |
| Acerto de equações redox pelo método da variação do Nox | 31 |
| Método da equação global (molecular) | 32 |

| | |
|--|-----------|
| Resumo da unidade | 34 |
| Actividades | 36 |
| Avaliação | 37 |
| Lição 5 | 38 |
| Acerto de equações redox em meio ácido | 38 |
| Introdução..... | 38 |
| Acerto de equações redox em meio ácido | 38 |
| Resumo | 41 |
| Actividades | 42 |
| Avaliações..... | 44 |
| Lição 6 | 45 |
| Acerto de equação redox em meio básico | 45 |
| Introdução..... | 45 |
| Acerto de equações redox em meio básico | 45 |
| Resumo | 47 |
| Actividades | 48 |
| Avaliação | 50 |
| Lição 7 | 51 |
| Electroquímica. Célula galvânica. A pilha de Danell..... | 51 |
| Introdução..... | 51 |
| Electroquímica..... | 52 |
| Construção de uma pilha | 52 |
| Resumo | 57 |
| Actividades | 58 |
| Avaliações..... | 59 |
| Lição 8 | 60 |
| Potenciais nos eléctrodos e pilhas reversíveis | 60 |
| Introdução..... | 60 |
| Potencial de um eléctrodo | 60 |
| Resumo | 65 |
| Actividades | 66 |
| Avaliações..... | 67 |
| Lição 9 | 68 |
| Diagrama de células. Cálculo da diferença de potencial | 68 |
| Introdução..... | 68 |
| Diagrama de células | 68 |

| | |
|---|------------|
| Resumo | 72 |
| Actividades | 73 |
| Avaliações..... | 77 |
| Lição 10 | 80 |
| <hr/> | |
| Pilhas comerciais | 80 |
| Introdução..... | 80 |
| Pilhas de Leclanché | 80 |
| Pilhas de mercúrio | 82 |
| Pilha de Níquel-cádmio | 83 |
| A bateria de chumbo..... | 84 |
| Resumo | 85 |
| Actividades | 86 |
| Avaliações..... | 87 |
| Lição 11 | 89 |
| <hr/> | |
| Eléctrodo – padrão de hidrogénio | 89 |
| Introdução..... | 89 |
| Potencial-padrão de semi-célula..... | 89 |
| Previsão das reacções | 93 |
| Resumo | 94 |
| Actividades | 95 |
| Avaliações..... | 97 |
| Lição 12 | 98 |
| <hr/> | |
| Electrólise | 98 |
| Introdução..... | 98 |
| Gerador de corrente eléctrica | 98 |
| Conceito de electrólise | 99 |
| Agora, preste atenção, em tipos de electrólise | 99 |
| Nomes e sinais dos eléctrodos na pilha e na electrólise | 101 |
| Resumo | 103 |
| Actividades | 104 |
| Avaliações..... | 105 |
| Lição 13 | 107 |
| <hr/> | |
| Electrólise aquosa | 107 |
| Introdução..... | 107 |
| Electrólise aquosa..... | 107 |
| Análise microscópica | 108 |

| | |
|--|------------|
| Resumo | 111 |
| Actividades | 113 |
| Avaliações..... | 116 |
| Lição 14 | 118 |
| Leis de Faraday | 118 |
| Introdução..... | 118 |
| Primeira Lei de Faraday | 118 |
| Equação da electrólise | 120 |
| Electrólise em Série..... | 120 |
| Resumo da lição..... | 122 |
| Actividades | 124 |
| Avaliações..... | 126 |
| Lição 15 | 127 |
| Aplicações da electrólise | 127 |
| Introdução..... | 127 |
| Galvanização | 127 |
| Anodização..... | 129 |
| Actividade..... | 133 |
| Avaliação | 134 |
| Soluções | 135 |
| Lição 1 | 135 |
| Lição 2 | 135 |
| Lição 3 | 135 |
| Lição 4 | 136 |
| Lição 5 | 137 |
| Lição 6 | 137 |
| Lição 7 | 138 |
| Lição 8 | 138 |
| Lição 9 | 138 |
| Lição 10 | 140 |
| Lição 11 | 140 |
| Lição 12 | 141 |
| Lição 13 | 142 |
| lição 14..... | 143 |
| Lição 15 | 144 |
| Módulo5 de Química | 145 |
| Teste Preparação de Final de Módulo..... | 145 |
| Introdução..... | 145 |
| Soluções de Teste de preparação | 152 |



Acerca deste Módulo

MÓDULO 5

Como está estruturado este Módulo

A visão geral do curso

Este curso está dividido por módulos autoinstrucionais, ou seja, que vão ser o seu professor em casa, no trabalho, na machamba, enfim, onde quer que você deseja estudar.

Este curso é apropriado para você que já concluiu a 7ª classe mas vive longe de uma escola onde possa frequentar a 8ª, 9ª e 10ª classes, ou está a trabalhar e à noite não tem uma escola próxima onde possa continuar os seus estudos, ou simplesmente gosta de ser auto didacta e é bom estudar a distância.

Neste curso a distância não fazemos a distinção entre a 8ª, 9ª e 10ª classes. Por isso, logo que terminar os módulos da disciplina estará preparado para realizar o exame nacional da 10ª classe.

O tempo para concluir os módulos vai depender do seu empenho no auto estudo, por isso esperamos que consiga concluir com todos os módulos o mais rápido possível, pois temos a certeza de que não vai necessitar de um ano inteiro para concluí-los.

Ao longo do seu estudo vai encontrar as actividades que resolvemos em conjunto consigo e seguidamente encontrará a avaliação que serve para ver se percebeu bem a matéria que acaba de aprender. Porém, para saber se resolveu ou respondeu correctamente às questões colocadas, temos as resposta no final do seu módulo para que possa avaliar o seu despenho. Mas se após comparar as suas respostas com as que encontrar no final do módulo, tem sempre a possibilidade de consultar o seu tutor no Centro de Apoio e Aprendizagem – CAA e discutir com ele as suas dúvidas.

No Centro de Apoio e Aprendizagem, também poderá contar com a discussão das suas dúvidas com outros colegas de estudo que possam ter as mesmas dúvidas que as suas ou mesmo dúvidas bem diferentes que não tenha achado durante o seu estudo mas que também ainda tem.

Conteúdo do Módulo

Cada Módulo está subdividido em Lições. Cada Lição inclui:

- Título da lição.
- Uma introdução aos conteúdos da lição.
- Objectivos da lição.
- Conteúdo principal da lição com uma variedade de actividades de aprendizagem.
- Resumo da Lição.
- Actividades cujo objectivo é a resolução conjunta consigo estimado aluno, para que veja como deve aplicar os conhecimentos que acaba de adquerir.
- Avaliações cujo objectivo é de avaliar o seu progresso durante o estudo.
- Teste de preparação de Final de Módulo. Esta avaliação serve para você se preparar para realizar o Teste de Final de Módulo no CAA.



Habilidades de aprendizagem



Estudar à distância é muito diferente de ir a escola pois quando vamos a escola temos uma hora certa para assistir as aulas ou seja para estudar. Mas no ensino a distância, nós é que devemos planejar o nosso tempo de estudo porque o nosso professor é este módulo e ele está sempre muito bem disposto para nos ensinar a qualquer momento. Lembre-se sempre que “ *o livro é o melhor amigo do homem*”. Por isso, sempre que achar que a matéria esta a ser difícil de perceber, não desanime, tente parar um pouco, reflectir melhor ou mesmo procurar a ajuda de um tutor ou colega de estudo, que vai ver que irá superar toas as suas dificuldades.

Para estudar a distância é muito importante que planeie o seu tempo de estudo de acordo com a sua ocupação diária e o meio ambiente em que vive.

Necessita de ajuda?



Ajuda

Sempre que tiver dificuldades que mesmo após discutir com colegas ou amigos achar que não está muito claro, não tenha receio de procurar o seu tutor no CAA, que ele vai lhe ajudar a supera-las. No CAA também vai dispor de outros meios como livros, gramáticas, mapas, etc., que lhe vão auxiliar no seu estudo.



Lição 1

Reacções Redox

Introdução

Caro estudante, inicialmente vamos estudar o conceito de número de oxidação e formas de como calculá-lo, o que tornará possível entender o significado de expressões como “O KMnO_4 (permanganato de potássio). Ele é um oxidante poderoso”, ou então, “O CO (monóxido de carbono) é um redutor óptimo na indústria siderúrgica e a utilização desses conceitos têm aplicações muito importantes tais como, por exemplo:

Na compreensão de certas reacções, estudadas em biologia, que ocorrem no interior do nosso organismo sobre acção de oxidantes e redutores, por exemplo, a respiração celular.

Na nomenclatura de compostos, por exemplo, o prefixo **per** (perclórico, perclorato), associada à presença do maior estado de oxidação do elemento formador do ácido ou do sal correspondente.

Na identificação de uma reacção como sendo de oxidação-Redução e, através da variação de oxidante e do redutor, ser capaz de efectuar o balanceamento.

Ao concluir esta unidade você será capaz de:

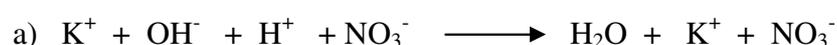


Objectivos

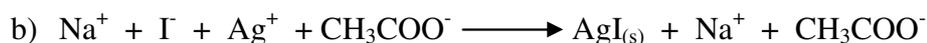
- Identificar as reacções redox com base no número de oxidação.
- Dominar as regra da determinação do número de oxidação.
- Interpretar os conceitos oxidação-redução, oxidar e reduzir, oxidante e redutor.

Definição de conceitos fundamentais

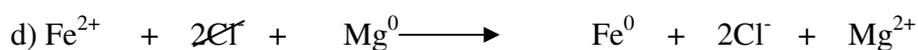
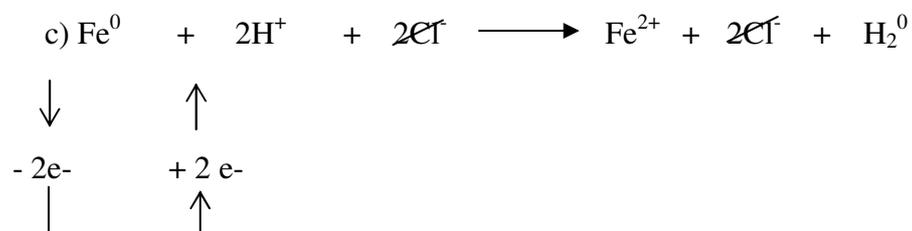
Vamos comparar as seguintes reacções:



(neutralização)



(precipitação)

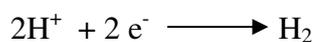
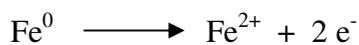


Nos casos **a** e **b** \Rightarrow as valências dos íons não mudaram

Nos casos **c** e **d** \Rightarrow houve mudança de valências.

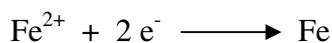
Em **c**, o ferro mudou de átomo sem carga num íon $\text{Fe}^{2+} \Rightarrow$ quer dizer que perdeu $2e^-$. Por outro lado, os 2 íons H^+ apanharam $2e^-$, ficando assim dois átomos de H, que logo se juntaram numa molécula H_2 .

Em equações químicas:



Em **d** o Fe^{2+} ficou Fe \Rightarrow fez isto por ter apanhado $2e^-$. Por outro lado, o Mg ficou Mg^{2+} por perda de $2e^-$.

Equações químicas;





Em ambos os casos, os electrões que uma partícula **perdeu** foram **captados** pela outra, pois, houve *transferência de electrões*.

Definição:

Uma reacção redox \Rightarrow é uma reacção na qual há transferência de electrões.

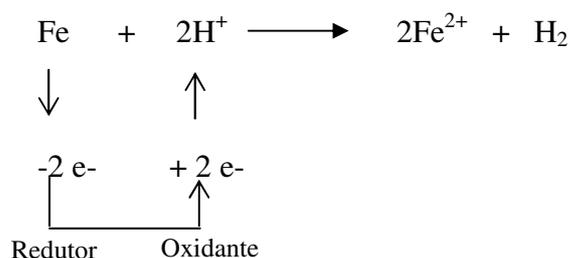
À partícula que **capta** electrões chama-se **oxidante** e ao processo de **ganhar** electrões, chama-se **redução**. O agente aqui, actua como um **oxidante**.

À partícula que **cede** ou **perde** electrões, chama-se **reductor**, o processo tem o nome de **oxidação**. O agente actua como um **reductor**.

Nota: Prezado estudante, um **reductor** não pode perder electrões sem a presença de qualquer **oxidante** que os ganhe.

Por isso: **Redução e oxidação** \Rightarrow ocorrem simultaneamente, razão pela qual falamos de reacções redox.

Aplicando isso em **c**, temos:



- O Fe reduz o H^+ , o H é reduzido pelo Fe.
- O H^+ oxida o Fe, o Fe é oxidado pelo H^+ .

Em geral: O oxidante capta electrões do reductor.

O oxidante oxida o reductor.

Oxidar \Rightarrow significa tirar electrões de.

E também: O reductor cede electrões ao oxidante.

O reductor reduz o oxidante.

Reduzir \Rightarrow significa ceder electrões a.

Os químicos, utilizando os chamados números de oxidação (**Nox**), criaram um sistema de notação capaz de registar a transferência de electrões

durante as reacções químicas. Assim, o **número de oxidação** define-se como sendo a *carga aparente que um átomo teria quando ganha ou perde electrões*.

Para nos ajudar a atribuir números de oxidação aos vários átomos em um composto, criou-se um conjunto de regras práticas para determinar o número de oxidação (Nox), que são:

1. Num ião monoatômico, o nox é igual a carga do ião (Cl^- , S^{2-} , Al^{3+})
2. O Nox dum átomo nas moléculas dos elementos zero (Por exemplo: F_2 , O_2 , etc.)
3. O Nox de oxigénio sempre é -2, com excepção de peróxidos H_2O_2 onde é de -1.
4. O Nox de hidrogénio em composto sempre é de +1, com excepção em molécula de H_2 , onde é 0 (zero).
5. A soma algébrica dos nox de todos os átomos numa molécula é igual a zero. Um ião composto é igual à carga do ião.

Caro estudante, aqui fica o nosso apelo: guardar bem as regras que acabou de aprender para a determinação de Nox de qualquer substância.



Resumo da lição



Resumo

Nesta lição você aprendeu que:

- Oxidação e redução ocorrem ao mesmo tempo, não existindo uma sem a outra, pois o total de electrões perdidos por uma espécie química deve ser igual ao total de electrões ganhos por outra espécie.
- O agente oxidante ou apenas oxidante é a espécie química que produz a oxidação. Mas, para produzir oxidação, essa espécie precisa receber electrões.
- O agente redutor ou apenas redutor é a espécie que produz a redução. Mas, para produzir a redução, essa espécie precisa fornecer electrões.

| | | |
|-----------------|--------------------|-------------------|
| Oxidação | Perda de electrões | Aumento do Nox |
| Redução | Ganho de electrões | Diminuição do Nox |

- Número de oxidação, é o número que mede a carga real de uma espécie química.

Em conjunto, vamos realizar as actividades que se seguem para que possa compreender como usar o conhecimento que acaba de adquirir.

Atividades



Atividades

1. Quais os números de oxidação de todos os átomos no KNO_3 (nitrato de potássio)?

Resolução:

Você sabe que a soma dos números de oxidação de todos os átomos deve ser igual a zero (regra 5).

$$\text{K} \quad 1 \cdot (+1) = +1 \text{ (regra 1)}$$

$$\text{N} \quad 1 \cdot (x) = x$$

$$\text{O} \quad 3 \cdot (-2) = -6 \text{ (regra 3)}$$

A soma dos números de oxidação igual a zero (**regra 5**)

x deve ser igual a +5, para a soma ser **zero**.

2. Qual o número de oxidação do enxofre no $\text{Na}_2\text{S}_4\text{O}_6$ (tetrionato de sódio)

Resolução:

Novamente, a soma dos números de oxidação deve ser zero.

$$\text{Na} \quad 2 \cdot (+1) = +2$$

$$\text{S} \quad 4 \cdot (x) = 4x$$

$$\text{O} \quad 6 \cdot (-2) = -12$$

$$\text{Soma} = 0 \text{ (zero)}$$

$$4x = +10 \quad \text{ou} \quad x = 10/4$$

Nota: Caro estudante, o número de oxidação de um átomo não é necessário ser um número inteiro.

3. Qual é o número de oxidação do **Cr**, no ião $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$?

Resolução:

Desta vez, a soma dos números de oxidação deve ser igual a -2



(regra 1)

$$\text{Cr} \quad 2 \cdot (x) = 2x$$

$$\text{O} \quad 7 \cdot (-2) = -14$$

$$\text{Soma} = -2$$

$$\text{Portanto, } 2x = +12 \Rightarrow x = +6$$

Avaliação



Avaliação

Caro estudante, agora resolva no seu caderno os exercícios que lhe propomos para que possa avaliar o seu progresso.

- Defina oxidação, redução, oxidante e redutor.
- Quais os Nox de Mn em: MnCl_2 , MnO_2 , MnO_2^- , KMnO_4 , Mn(OH)_4
- Assinale com X a resposta certa. Nas espécies: S, S_8 , SO_2 , SO_3^{2-} , e H_2SO_4 , os números de oxidação do enxofre são:

| | |
|--|--|
| <input type="checkbox"/> a. 0, +4, +6, +4, 0, +2 | <input type="checkbox"/> d. 0, 0, +2, +2, +6 |
| <input type="checkbox"/> b. 0, 0, +4, +4, +6 | <input type="checkbox"/> e. 0, +2, 4, +6, +4 |
| <input type="checkbox"/> c. 0, 0, +6, +4, | |
- Concidera os compostos representados pelas seguintes fórmulas:
I - NaNO_2 II - H_2PO_3^- III - $\text{Ba}_2\text{As}_2\text{O}_7$
Os números de oxidação dos elementos que pertencem ao grupo IV, presentes nesses compostos, são, respectivamente:

| | |
|--|---|
| <input type="checkbox"/> a. +1,+2 e +2 | <input type="checkbox"/> d. +3,+1 e +3 |
| <input type="checkbox"/> b. +2,-2 e -5 | <input type="checkbox"/> e. nenhuma das respostas |
| <input type="checkbox"/> c. +3,-2 e -5 | |
- Os números de oxidação do enxofre nas espécies SO_2 e SO_4^{2-} são: (assinale com x a resposta certa)

| | | |
|-------------------------------------|-------------------------------------|-------------------------------------|
| <input type="checkbox"/> a. 0 e +4 | <input type="checkbox"/> c. +2 e +8 | <input type="checkbox"/> e. -4 e -8 |
| <input type="checkbox"/> b. +1 e -4 | <input type="checkbox"/> d. +4 e +6 | |

6. Assinale com (V) a afirmação verdadeira e com (F) a afirmação falsa. Pode-se afirmar que o Nox do átomo de:
- a. Enxofre no íon $S_2O_4^{2-}$ é igual a -2
 - b. Iodo na molécula I_2 é igual a zero
 - c. Arsénio no composto H_3AsO_3 é igual a +5
 - d. Ferro no composto Fe_2O_3 é igual +2
 - e. Fósforo no composto $Na_4P_2O_7$ é igual a +5
 - f. Nitrogénio no composto $H_2N_2O_2$ é igual -1
 - g. Magnésio no composto $KMnO_4$ é igual a + 7.

Agora compare as suas soluções com as que lhe apresentamos no final do módulo. Acertou em todas as respostas? Se Sim, Ótimo, você conseguiu vencer todas as dificuldades, vá agora mesmo realizar o teste para ser-lhe entregue o módulo 5. Se não conseguiu vencer o segredo é revisitar o módulo. Sucesso!



Lição 2

Agente oxidante e agente redutor. Pares redox

Introdução

Dando continuidade ao estudo de reacções Redox, nesta lição você terá a oportunidade de estudar os agentes redutor e oxidante.

Nas reacções redox, uma espécie que cede um ou mais electrões (redutor) dá origem a outra espécie de aceitar, oxidante capaz de aceitar esse(s) electrão(ões), regenerando a primeira espécie. Estas espécies constituem um par redutor-oxidante conjugado ou par redox.

Ao concluir esta unidade você será capaz de:



Objectivos

- Explicar o conceito de agente redutor e agente oxidante
- *Explicar* que o par redox se forma quando há perda ou ganho de electrões.

Agente oxidante e agente redutor

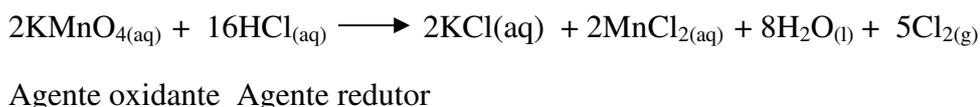
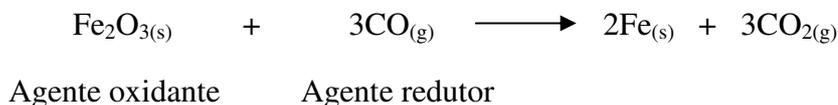
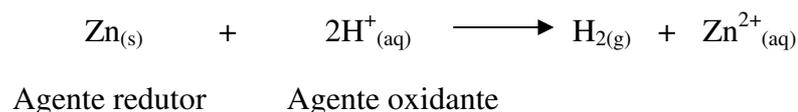
Caro estudante, em reacções de oxidação-redução é frequente usarmos as expressões agente redutor e agente oxidante.

Agente redutor é a espécie química que age causando a redução de algum elemento presente nos reagentes. O **agente redutor** é, portanto, a espécie que contém o *elemento que perde electrões*, ou seja, que **sofre oxidação**.

Agente oxidante é a espécie química que age causando a oxidação de algum elemento presente nos reagentes. O **agente oxidante** é, portanto, a espécie que contém o **elemento que recebe electrões**, ou seja, que **sofre redução**.

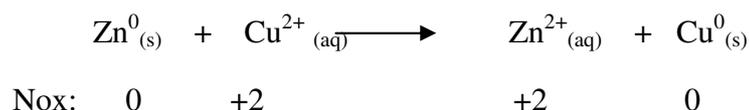
Em uma reacção de oxidação-redução, o agente oxidante e o agente redutor estão presentes nos reagentes e não nos seus produtos.

Exemplo:

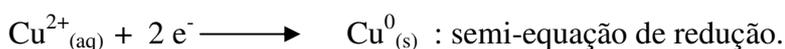
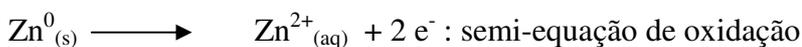


Pares redox

Considere a seguinte reacção:



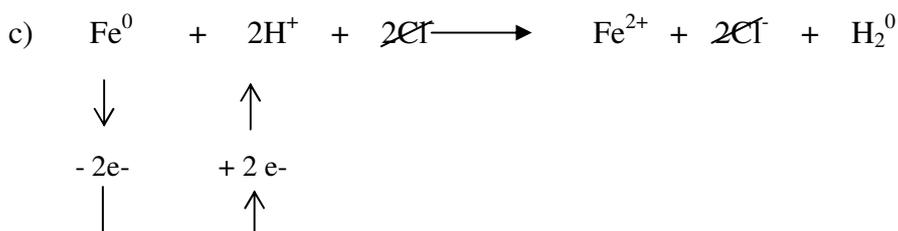
Caro estudante, examinando o que aconteceu ao zinco metálico (Zn) e ao ião Cu^{2+} na reacção anterior, pode reconhecer-se um aspecto importante das reacções de oxidação-redução.

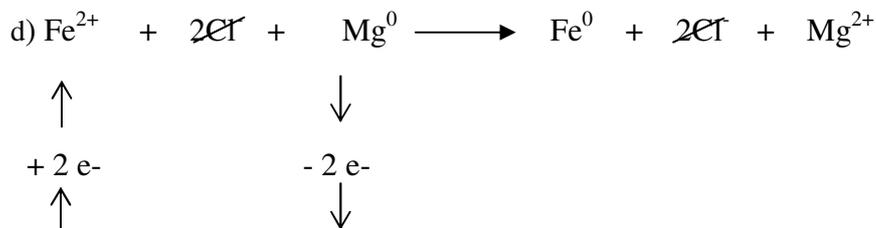


De cada vez que um redutor “**cede**” electrões forma-se um oxidante que pode “**captar**” electrões, na reacção em sentido contrário. Por outro lado, de cada vez que um oxidante “**capta**” electrões, forma-se um redutor que pode “**ceder**” electrões na reacção em sentido oposto.

É a partir da ideia de que os oxidantes e os redutores estão associados que surge a designação par **reductor-oxidante conjugado** ou **par redox conjugado**. Assim, para a reacção anterior os pares redox conjugado são: $\text{Zn}^0/\text{Zn}^{2+}$ e $\text{Cu}^0/\text{Cu}^{2+}$

Prezado estudante! Consideremos novamente as reacções **c** e **d** da lição anterior, e prestar muita atenção à mudança das partículas de ferro.





Em **c**, o átomo de Fe^0 foi oxidado até Fe^{2+} porque perdeu 2 electrões.

Em **d**, o ião Fe^{2+} foi reduzido até Fe^0 , porque ganhou 2 electrões.

O Fe^0 e o Fe^{2+} formam um par, que se pode formar um a partir do outro, dependendo das circunstâncias:

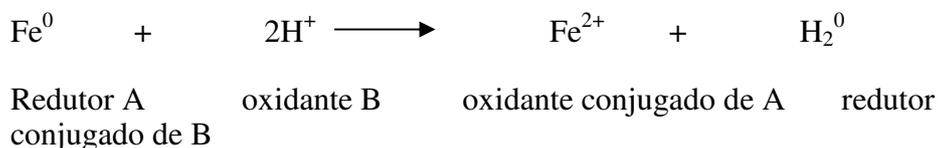


A um tal par chama-se um **par redox**.

Assim, diz-se que o Fe^{2+} é oxidante conjugado do Fe^0 , e que o Fe^0 é o redutor conjugado do Fe^{2+} .

Numa reacção redox desaparece um dos membros do par redox e muda-se no seu “irmão conjugado” através da transferência de electrões.

Exemplo:



Ou, através de um esquema diferente:



Oxidante conjugado de **A** \longrightarrow redutor conjugado de **B**

Definição: Um **par redox** é um conjunto de oxidante e redutor que se podem transformar um no outro por perda ou ganho de electrões.

Resumo da lição



Resumo

Nesta lição você aprendeu que:

| | O que ele provoca | O que ele sofre |
|------------------------|-----------------------------------|-------------------------------|
| Agente oxidante | Oxidação de outra espécie química | Redução (ganho de electrões) |
| Agente redutor | Redução de outra espécie química | Oxidação (perda de electrões) |

- Um par redox é um conjunto de oxidante e redutor que se podem transformar um no outro por perda ou ganho de electrões.

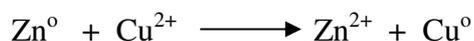
Em conjunto, vamos realizar as actividades que se seguem para que possa compreender como usar o conhecimento que acaba de adquirir.

Actividades



Actividades

1. Considere a seguinte reacção:



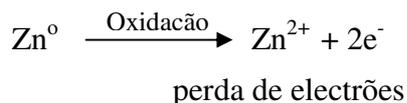
Responda as questões que se seguem:

a) Qual é a partícula que provocou a oxidação do zinco?

Resolução:

Como estudou, a oxidação é provocada por um agente oxidante. Porém, para produzir oxidação essa espécie química precisa de receber electrões. Daí que o agente oxidante deve sofrer uma redução (redução = ganho de electrões).

Assim:



O átomo de zinco sofreu oxidação.

A partícula que provocou a oxidação de zinco recebendo seus electrões foi o ião de cobre (Cu^{2+}).

b) Qual é a partícula que provocou a redução de Cu^{2+} ?

Resolução

A redução é causada por um agente redutor. Neste caso, para produzir redução, essa espécie química precisa fornecer electrões. Daí que o agente redutor deve sofrer oxidação (oxidação = perda de electrões). Deste modo:



Ganho de electrões

Neste caso, a partícula que provocou a redução, fornecendo electrões e sofrendo oxidação, foi o átomo de Zinco (Zn^0).

Avaliação



Avaliação

Prezado estudante, agora resolva no seu caderno os exercícios que lhe propomos para que possa avaliar o seu progresso.

1. Considere o processo:



A seguir, preencha os espaços em branco:

- Se o níquel sofre oxidação, ele é um agente

- Os electrões perdidos pelo níquel irão efectuar uma

- Então, o agente redutor deve sofrer

2. Considere o processo: $\text{Ag}^{+} + \text{e}^{-} \longrightarrow \text{Ag}$

A seguir, complete os espaços vazios:

- Se o ião prata (Ag^{+}) sofre redução, ele é um agente

- Os electrões captados pelos iões prata (Ag^{+}) irão provocar uma _____ em outra espécie química.
- Então, o agente oxidante deve sofrer uma

3. Observe o quadro que se segue, e faça as associações usando setas:

- | | |
|--------------|---|
| A – Oxidante | (I) fenómeno de perda de electrões |
| B - Redutor | (II) espécie química que perde electrões |
| C – Oxidação | (III) fenómeno de ganho de electrões |
| D – Redução | (IV) espécie química que recebe electrões |

Agora compare as suas soluções com as que lhe apresentamos no



final do módulo. Acertou em todas as respostas? Que bom, prossiga com o seu estudo na próxima lição. Lembre-se em caso de dificuldades, o seu professor está disponível para lhe ajudar a esclarecê-las, não hesite em dirigir-se ao grupo de estudo. Sucessos!

Lição 3

Semi – equações. Forças de oxidantes e de redutores

Introdução

Caro estudante, ao estudar o processo de oxidação-redução é possível separar o processo de oxidação do processo de redução. Para o efeito, basta montar uma equação para cada um deles. Reacções redox são reacções em que há transferência de electrões.

Ao concluir esta unidade você será capaz de:



Objectivos

- Escrever as semi-equações de oxidação e de redução separadamente.
- *Escrever*, a partir da equação global, as semi-equações redox.
- Explicar a força de oxidante e de redutores.
- *Descrver* o comportamento dos metais dentro da série de reactividade dos metais.

Construção de uma equação redox

Semi-equações redox

Caro estudante, é mais fácil você construir a equação duma reacção redox de modo seguinte:

Divida a reacção em duas partes ou em semi-equações.

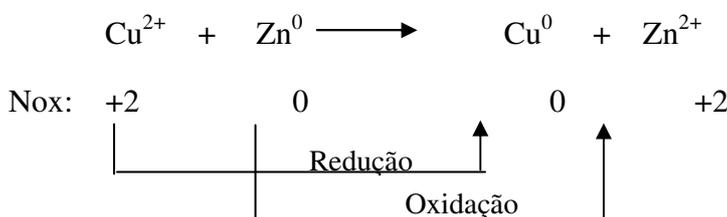
Uma parte contém o oxidante que, pela absorção de electrões se transforma no seu redutor conjugado.

Na outra parte, está o redutor que pela oferta de electrões se transforma no seu oxidante conjugado. Assim, obtém-se duas semi-equações.

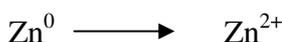
1. Considere a seguinte reacção:



Calculando os números de oxidação (Nox), saberá onde se verificam, respectivamente, a oxidação e a redução.



Estimado estudante, observe bem o esquema. Nesta reacção, o zinco está sofrendo variação no número de oxidação. Vamos escrever a equação parcial não balanceada que representa **somente a oxidação**, ou seja, a equação que mostra zinco (Zn^0) oxidando-se até catiões zinco (Zn^{2+}).



Para balancear a reacção parcial com respeito à carga, devemos adicionar *dois electrões* do lado direito da equação, de modo que a carga líquida em ambos os lados seja a mesma.



Esta é uma *equação parcial balanceada de oxidação* (perda de electrões) de N^0 a Zn^{2+} ou uma semi-reacção de oxidação.



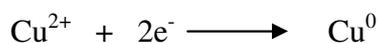
A seguir vamos montar a equação que representa somente o **processo de redução** onde os iões cobre (II) (Cu^{2+}) se reduzem ao metal cobre (Cu^0).

Neste caso, os electrões recebidos que mostram o balanceamento da semi-equação deverão ser colocados à esquerda da equação.

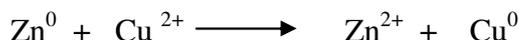


Esta é a *equação parcial de redução ou semi-equação de redução* (ganho de electrões) do Cu^{2+} .

Para obter a equação final balanceada, devemos adicionar as duas semi-equações de oxidação e de redução balanceadas, de modo que exista o mesmo número de electrões ganhos e perdidos.



Uma vez que aparecem dois electrões em cada lado da equação, podemos cancelá-los de tal sorte que a equação balanceada final seja:



Ciente de que você está entendendo a matéria mas ainda subsistem dúvidas, preste mais atenção ao exemplo 2 que a seguir lhe propomos.

2. Na reacção entre água de cloro (oxidante) e uma solução de brometo de potássio (o redutor) tem-se:



Para cada semi-equação a carga total tem que ser igual em ambos os lados da seta. A equação global do processo obtém-se por combinação das duas semi-equações, devendo-se observar o balanço dos electrões transferidos, pois o número de electrões cedidos por uma das espécies transferidas deve ser igual ao número de electrões ganhos pela outra espécie.

As equações combinadas são:



Então, com este exemplo, você ficou mais claro, nós acreditamos na sua capacidade intelectual.

A Força dos oxidantes e redutores

Estimado estudante, fique a saber que nem todos os oxidantes e redutores têm a mesma força. É possível estabelecer uma escala da força dos pares redox relativo ao par padrão H_2/H^+ .

A força é exprimida em volts (v) e chama-se potencial padrão de redução que tem como símbolo E^0 .

As condições padrão são:

- Temperatura de 25° C, concentração das substâncias dissolvidas de 1 M e a pressão dos gases é de 1 atm.

Os pares que cedem os seus electrões aos iões H^+ contêm redutores mais fortes do que o H_2 e tem o potencial (E^0) positivo;

- Aqueles pares cujos oxidantes captam e^- do H_2 têm um E^0 positivo ;

Por isso;

Agentes redutores como Zn (Zn reage com H^+ quer dizer Zn cede os seus iões aos iões H^+) tem E^0 negativo, logo o $E^0 \text{ Zn}^{2+}/\text{Zn} = -0,76 \text{ v}$

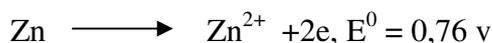
Agentes oxidantes como o ião MnO_4^- tem E^0 positivo, logo o $E^0 \text{ Mn}^{2+}/\text{MnO}_4^- = +1,50 \text{ v}$.

Como dizer: MnO_4^- é capaz de ganhar electrões do H_2 foi estabelecido pela IUPAC que o E^0 e o seu sinal será aplicado às semi-reacções de redução.

Exemplo:



E a reacção inversa terá :



Conclusão:



Quanto mais forte for o oxidante , tanto maior será o seu E^0 e quanto mais forte for o redutor , tanto mais negativo será o seu E .

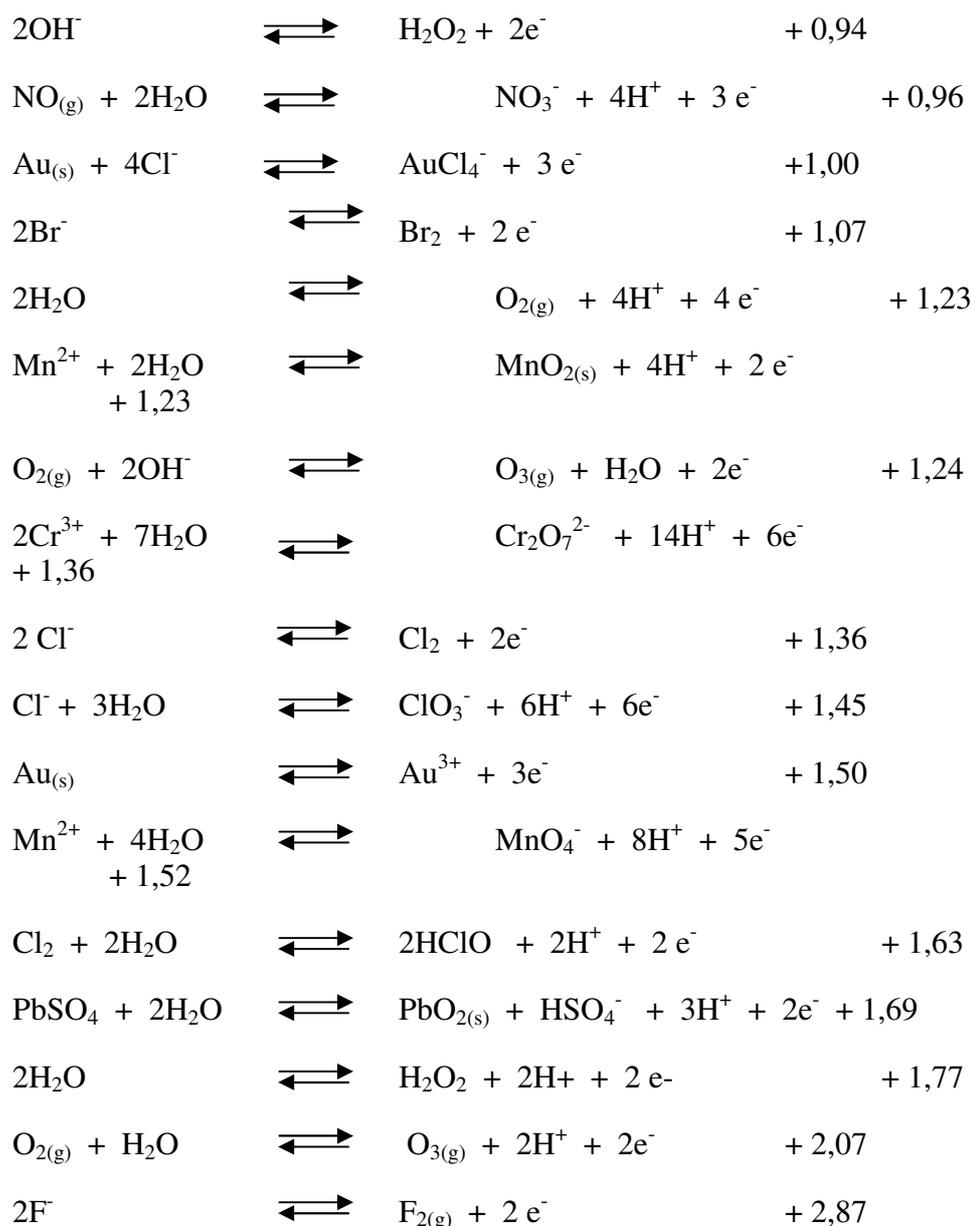
É de notar ainda que um oxidante forte tem um redutor conjugado fraco e vice-versa .

Caro estudante, no livro de tabelas de Matemática, Física e Química, páginas 59 e 60, encontra-se uma lista de pares redox semelhante a que está representada a seguir. A primeira coluna é dos redutores, com o redutor mais forte em primeiro lugar, o metal $\text{Li}_{(s)}$. A outra coluna é dos oxidantes: o mais fraco em primeiro lugar e o mais forte em último lugar, o gás Flúor (F_2). A tabela começa com o Li, redutor forte; Li^+ só em teoria é um oxidante. F^- é um redutor muito fraco, pois o F_2 é um oxidante forte.

Potenciais normal redox

| Redutor | | Oxidante | Potencial normal |
|-----------------------------------|----------------------|--|------------------|
| $\text{Li}_{(s)}$ | \rightleftharpoons | $\text{Li}^+ + e^-$ | - 3,05 |
| $\text{K}_{(s)}$ | \rightleftharpoons | $\text{K}^+ + e^-$ | - 2,92 |
| $\text{Ba}_{(s)}$ | \rightleftharpoons | $\text{Ba}^{2+} + 2e^-$ | - 2,90 |
| $\text{Ca}_{(s)}$ | \rightleftharpoons | $\text{Ca}^{2+} + e^-$ | - 2,87 |
| $\text{Na}_{(s)}$ | \rightleftharpoons | $\text{Na}^+ + e^-$ | - 2,71 |
| $\text{Al}_{(s)} + \text{OH}^-$ | \rightleftharpoons | $\text{Al}(\text{OH})_4^- + 3e^-$ | - 2,25 |
| $\text{Mg}_{(s)}$ | \rightleftharpoons | $\text{Mg}^{2+} + 2e^-$ | - 2,34 |
| $\text{Al}_{(s)}$ | \rightleftharpoons | $\text{Al}^{3+} + 3e^-$ | - 1,67 |
| $\text{Zn}_{(s)} + 4\text{OH}^-$ | \rightleftharpoons | $\text{Zn}(\text{OH})_4^{2-} + 2e^-$ | - 1,22 |
| $\text{SO}_3^{2-} + 2\text{OH}^-$ | \rightleftharpoons | $\text{SO}_4^{2-} + \text{H}_2\text{O} + 2e^-$ | - 0,90 |
| $\text{H}_{2(g)} + 2\text{OH}^-$ | \rightleftharpoons | $2\text{H}_2\text{O} + 2e^-$ | - 0,83 |
| $\text{Zn}_{(s)}$ | \rightleftharpoons | $\text{Zn}^{2+} + 2e^-$ | - 0,76 |
| $\text{Cr}_{(s)}$ | \rightleftharpoons | $\text{Cr}^{3+} + 3e^-$ | - 0,74 |
| $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$ | \rightleftharpoons | $2\text{CO}_{2(g)} + 2\text{H}^+ + 2e^-$ | - 0,49 |
| S^{2-} | \rightleftharpoons | $\text{S}_{(s)} + 2e^-$ | - 0,48 |
| $\text{Fe}_{(s)}$ | \rightleftharpoons | $\text{Fe}^{2+} + 2e^-$ | - 0,44 |
| $\text{Co}_{(s)}$ | \rightleftharpoons | $\text{Co}^{2+} + 2e^-$ | -0,28 |

| | | | |
|--|----------------------|--|--------|
| $\text{Ni}_{(s)}$ | \rightleftharpoons | $\text{Ni}^{2+} + 2 e^{-}$ | - 0,25 |
| $\text{Sn}_{(s)}$ | \rightleftharpoons | $\text{Sn}^{2+} + 2 e^{-}$ | - 0,14 |
| $\text{Pb}_{(s)}$ | \rightleftharpoons | $\text{Pb}^{2+} + 2 e^{-}$ | -0,13 |
| $\text{H}_{2(g)}$ | \rightleftharpoons | $2\text{H}^{+} + 2 e^{-}$ | 0,000 |
| $\text{H}_2\text{CO} + \text{H}_2\text{O}$ | \rightleftharpoons | $\text{HCOOH} + 2 \text{H}^{+} + 2 e^{-}$ | + 0,06 |
| $2\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$ | \rightleftharpoons | $\text{S}_4\text{O}_6^{2-} + 2 e^{-}$ | + 0,10 |
| H_2S | \rightleftharpoons | $\text{S}_{(s)} + 2\text{H}^{+} + 2 e^{-}$ | + 0,14 |
| Sn^{2+} | \rightleftharpoons | $\text{Sn}^{4+} + 2 e^{-}$ | + 0,15 |
| Cu^{+} | \rightleftharpoons | $\text{Cu}^{2+} + e^{-}$ | + 0,15 |
| $\text{SO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$ | \rightleftharpoons | $\text{HSO}_4^{-} + 3\text{H}^{+} + 2e^{-}$ | + 0,17 |
| $\text{Ag}_{(s)} + \text{Cl}^{-}$ | \rightleftharpoons | $\text{AgCl}_{(s)} + e^{-}$ | + 0,22 |
| $\text{Hg}_{(l)} + \text{Cl}^{-}$ | \rightleftharpoons | $\text{HgCl}_{(s)} + e^{-}$ | + 0,27 |
| $\text{Cu}_{(s)}$ | \rightleftharpoons | $\text{Cu}^{2+} + 2 e^{-}$ | + 0,34 |
| $\text{Fe}(\text{CN})_6^{4-}$ | \rightleftharpoons | $\text{Fe}(\text{CN})_6^{3-} + e^{-}$ | + 0,36 |
| 4OH^{-} | \rightleftharpoons | $\text{O}_{2(g)} + 2\text{H}_2\text{O} + 4 e^{-}$ | + 0,40 |
| $\text{Cu}_{(s)}$ | \rightleftharpoons | $\text{Cu}^{+} + e^{-}$ | +0,52 |
| 2I^{-} | \rightleftharpoons | $\text{I}_{2(g)} + 2 e^{-}$ | + 0,53 |
| MnO_4^{2-} | \rightleftharpoons | $\text{MnO}_4^{-} + e^{-}$ | + 0,54 |
| $\text{MnO}_{2(s)} + 4\text{OH}^{-}$ | \rightleftharpoons | $\text{MnO}_4^{-} + 2\text{H}_2\text{O} + 3 e^{-}$ | + 0,57 |
| H_2O_2 | \rightleftharpoons | $\text{O}_{2(g)} + 2\text{H}^{+} + 2 e^{-}$ | + 0,68 |
| Fe^{2+} | \rightleftharpoons | $\text{Fe}^{3+} + e^{-}$ | + 0,77 |
| $\text{Hg}_{(l)}$ | \rightleftharpoons | $\text{Hg}^{+} + e^{-}$ | +0,80 |
| $\text{Ag}_{(s)}$ | \rightleftharpoons | $\text{Ag}^{+} + e^{-}$ | + 0,80 |
| $\text{NO}_{2(g)} + \text{H}_2\text{O}$ | \rightleftharpoons | $\text{NO}_3^{-} + 2\text{H}^{+} + e^{-}$ | + 0,81 |
| $\text{Hg}_{(l)}$ | \rightleftharpoons | $\text{Hg}^{2+} + 2 e^{-}$ | + 0,85 |
| Hg^{+} | \rightleftharpoons | $\text{Hg}^{2+} + e^{-}$ | + 0,91 |



Caro estudante, na tabela reflete-se nitidamente a fila de reactividade dos metais.

- Os metais K até Pb \Rightarrow são **redutores fortes**, que são capazes de ceder os electrões deles ao oxidante fraco $\text{H}^+ \Rightarrow$ reagem pois com ácidos.

Os metais semi-nobres e nobres, tais como Cu, Hg, Ag, Pt e Au por outro lado são **redutores tão fracos**, que o H^+ não consegue roubá-los dos seus electrões. Estes metais não reagem com H^+ formando sal e H_2 .

- Também podemos verificar a fila de reactividade dos não-metais.

O oxidante mais forte é o F_2 , depois segue-se: O_3 , Cl_2 , Br_2 , I_2 e S .

Resumo



Resumo

Nesta lição você aprendeu que:

Para construir uma equação de uma reacção redox procede-se da seguinte maneira:

- Divida a reacção em duas partes ou em semi-equações.

Uma parte contém o oxidante, que pela absorção de electrões se transforma no seu redutor conjugado.

A outra parte contém o redutor, que pela oferta de electrões se transforma no seu oxidante conjugado. Assim, se formam duas semi-equações.

- *Semi-reacção ou equação parcial* é a equação que representa separadamente o processo de oxidação ou de redução.

Os oxidantes e redutores não apresentam a mesma força. Assim é possível estabelecer uma escala da força dos pares redox relativo ao par padrão H_2/H^+ . Esta força é exprimida em volts (v) e chama-se potencial padrão de redução que tem como símbolo E^0 .

- Quanto mais forte for o oxidante, tanto maior será o seu potencial e quanto mais forte for o redutor, tanto mais negativo será o seu potencial.

Em conjunto, vamos realizar as actividades que se seguem para que possa compreender como usar o conhecimento que acaba de adquirir.



Actividades

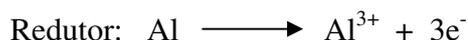
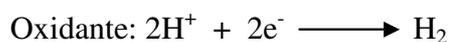


Actividades

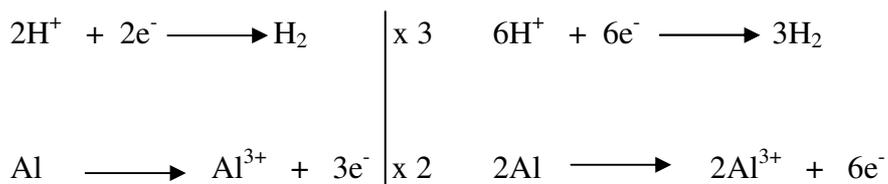
1. O metal alumínio reage com ácidos. Forma-se, entre outros, o gás hidrogénio.

Resolução:

É uma reacção redox porque, como é possível ver, o nox do hidrogénio mudou de **+1** (não ácido) para **0** (zero) (em H₂). As duas semi-equações são:



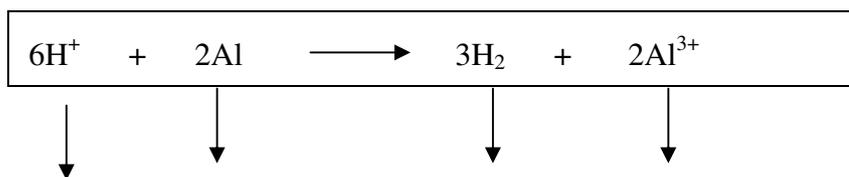
Tomando em conta que o número de electrões transferidos deve ser igual em ambas as equações, tem que se multiplicar a equação do oxidante por **3** e a do redutor por **2**.



Somando as semi-equações:



Eliminando os electrões e partículas iguais nos dois lados da seta:



Oxidante **A**

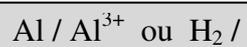
Redutor **B**

Redutor
conjugado **A**

Oxidante
conjugado **B**

Fixe bem, caro estudante! O par redox é escrito da maneira seguinte:

A forma do redutor em primeiro lugar:



Avaliações



Avaliações

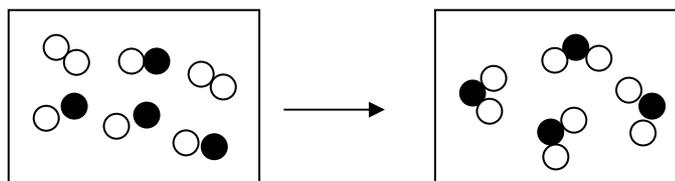
Caro estudante, agora resolva no seu caderno as actividades que lhe propomos para que possa avaliar o seu progresso.

1. A formação da imagem num filme fotográfico envolve a reacção de oxidação-redução entre o sal de prata contido no filme e a substância que constitui o revelador. Genericamente, o processo pode ser representado por:



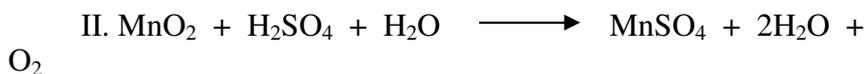
Indique com (x) a afirmação correcta:

- a. AgX é o agente redutor
 - b. O revelador sofre redução
 - c. O revelador é o agente oxidante
 - d. O ião Ag^{+} é reduzido no processo
 - e. Nesse processo ocorre alteração do número de oxidação do elemento X.
2. O esquema a seguir representa um sistema antes e depois de uma reacção química. As esferas a preto indicam átomos de oxigénio e as não pintadas, átomos de nitrogénio.



- a) Escreva as fórmulas dos reagentes e dos produtos
- b) Represente a reacção que ocorreu por meio de uma equação química balanceada
- c) Explique por que esse é um processo de oxidação-redução
- d) Demonstre quomero de electrões cedido pela espécie que se oxida é igual ao recebido pela que se reduz.
- e) Qual é o oxidante e qual é o redutor nesse processo?

3. Em certas reacções, o peróxido de hidrogénio (H_2O_2) pode funcionar como redutor; já em outras pode funcionar como oxidante. Como exemplos, podemos equacionar;



- Em qual desses processos o H_2O_2 é oxidante e em qual é redutor?
- Justifique, consultando uma tabela periódica, por que HNO_3 e H_2SO_4 somente podem agir como oxidantes, mas nunca como redutores.

Agora compare as suas soluções com as que lhe apresentamos no final do módulo. Acertou em todas as respostas? Que bom, prossiga com o seu estudo na próxima lição. Lembre-se, em caso de dificuldades, o seu professor está disponível para o ajudar a esclarecê-las, não hesite em dirigir-se ao grupo de estudo. Sucessos!

Lição 4

Acerto de equações redox pelo método de variação do nox

Introdução

Caro estudante, na lição anterior você estudou as semi-reações, e nesta lição terá a oportunidade de aprender métodos para acerto de equações redox.

Como você viu, numa reação de oxidação-redução há transferência de elétrons.

Já que os elétrons se conservam, o número total de elétrons cedidos pelo agente redutor (que contém o elemento que se oxida) deve ser igual ao número total de elétrons recebidos pelo agente oxidante (que contém o elemento que se reduz).

Ao concluir esta unidade você será capaz de:



Objectivos

- Identificar reações redox.
- Acertar equações químicas moleculares pelo método da variação do Nox.
- Descrever os métodos de acerto de equações redox.

Acerto de equações redox pelo método da variação do Nox

Estimado estudante, presta muita atenção aos procedimentos de cada método descrito, particularmente nos exemplos que lhe propomos.

Os coeficientes de um processo de oxidação-redução podem ser determinados através de dois métodos:

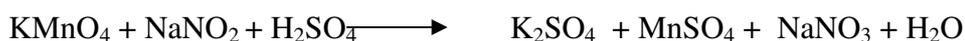
- Método da equação global (molecular) ou método da variação do número de oxidação.
- Método das equações parciais ou método do íon-elétron.

Método da equação global (molecular)

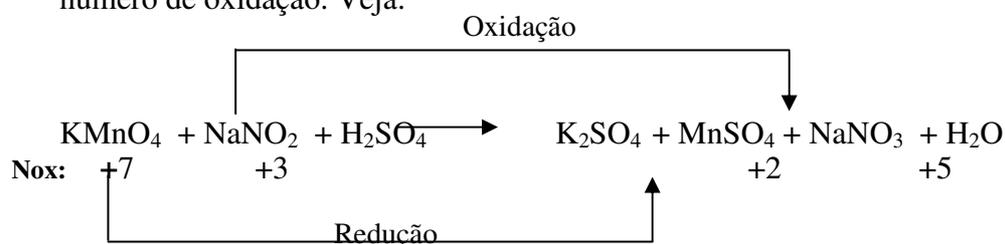
Este método baseia-se na determinação da variação do número de oxidação (Nox) do agente oxidante e do agente redutor.

1º Exemplo:

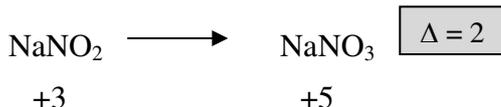
Considere a reacção:



Apenas o manganês (Mn) e o nitrogénio (N) apresentam uma variação do número de oxidação. Veja:



Chamaremos de Δ à variação do número de oxidação de cada agente. Então, você tem:

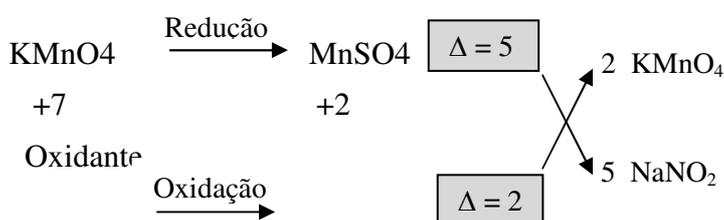


O Δ representa o número de electrões recebidos pelo oxidante ou perdidos pelo redutor.

Em seguida, faça a seguinte separação:

Coloque o Δ da oxidação como coeficiente do agente oxidante.

Coloque o Δ da redução como coeficiente do agente redutor.





Redutor

Logo, você vai ficar com equação da seguinte maneira:

Os restantes coeficientes serão acertados por tentativas. E, de modo geral, é preferível acertar **primeiro os metais** e depois os **não-metais**.

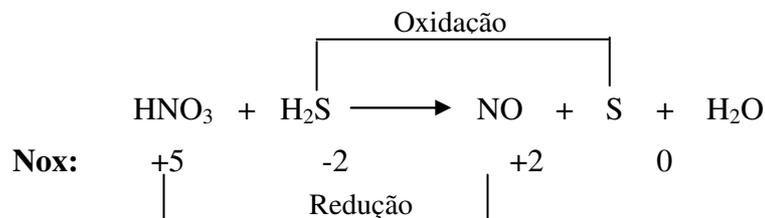
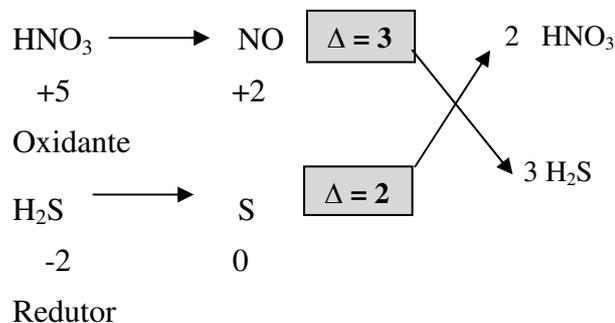
A equação acertada (balanceada) ficará:

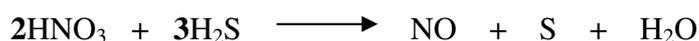
**2º Exemplo:**

Seja a equação:



Determinando os números de oxidação, você terá:

**Determinando as variações (Δ) dos números de oxidação, resulta:**



Os restantes coeficientes serão acertados por tentativas. Assim, a equação acertada ficará:



Esperamos que com estes exemplos você tenha ficado claro que é muito fácil acertar a equação redox usando método de variação de nox. Aliás, caro estudante, você aprendeu a fazer o cálculo de variação de nox na 11ª Classe daí que foi fácil a assimilação da matéria. Todavia, preste atenção ao resumo abaixo.

Resumo da unidade



Resumo

- Caro estudante, o acerto de equações molecularres baseia-se na determinação da variação do número de oxidação (Nox) do agente oxidante e do agente redutor.
- Depois, calcular o número total de electrões perdidos e recebidos pelas espécies que sofreram oxidação e redução. Para esse cálculo, multiplica-se o módulo da variação do número de oxidação pela maior atomicidade com a qual o elemento aparece na equação, esteja ela no primeiro ou no segundo membro.
- O coeficiente estequiométrico colocado à frente da espécie que contém o elemento que sofre oxidação será igual ao total de electrões recebidos pelas espécie que contém o elemento que sofre redução (calculado anteriormente), e vice-versa. Esses coeficientes devem ser colocados à frente das espécies químicas utilizadas para o cálculo, estejam eles no primeiro ou no segundo membro da equação química.
- Esses coeficientes são o ponto de partida. O resto do balanceamento é realizado por tentativas.



Em conjunto, vamos realizar as actividades que se seguem para que possa compreender como usar o conhecimento que acaba de adquirir.

Actividades



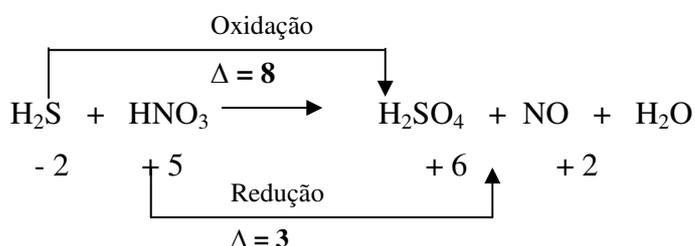
Actividades

Acerte a seguinte equação de reacção redox.

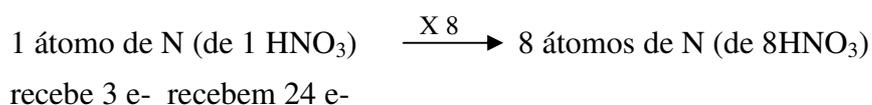
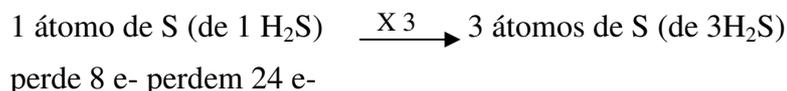


Resolução:

Primeiro você vai determinar o número de oxidação de todos os elementos presentes, tanto nos reagentes como nos produtos e a seguir regista apenas os números de oxidação dos elementos que variam e o módulo dessas variações (Δ).



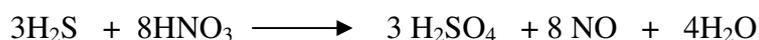
A seguir vamos fazer o esquema abaixo:



Se observou bem o esquema, você terá constado que se coloca o coeficiente 3 atrás do H_2S e o coeficiente 8 atrás do HNO_3 . Deste modo o número de electrões perdidos deve ser igual ao número de electrões recebidos.



E o resto do balanceamento é feito por tentativas.





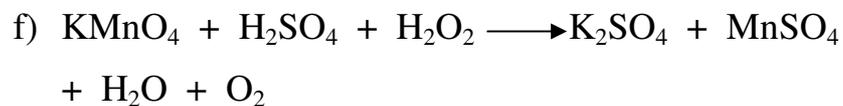
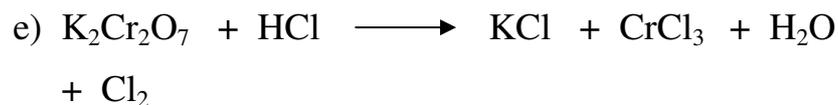
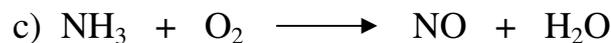
Agora resolva no seu caderno os exercícios que lhe propomos para que possa avaliar o seu progresso. Atenção, não consulte as soluções antes de resolver porque estará a enganar-se a si mesmo.

Avaliação

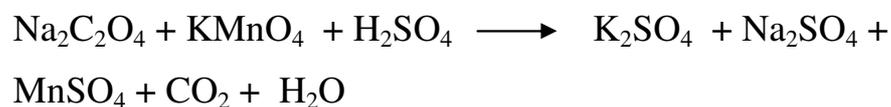


Avaliação

1. Acerte as seguintes equações de reacção:



2. Após a incineração de lixo, faz-se a determinação de carbono não-queimado e matéria fermentável por um método que se fundamenta na equação de reacção abaixo:



A respeito dessa equação, pede-se:

- O agente oxidante e o agente redutor
- O balanceamento da equação.

Agora, compare as suas soluções com as que lhe apresentamos no final do módulo. Acertou em todas as respostas? Que bom, prossiga com o seu estudo na próxima lição. Lembre-se, em caso de dificuldades, o seu professor está disponível para o ajudar a esclarecê-las, não hesite em dirigir-se ao grupo de estudo. Sucessos!

Lição 5

Acerto de equações redox em meio ácido

Introdução

Caro estudante, nesta lição você vai aprender o acerto de equações em meio ácido. Porém o processo é um pouco complexo porque as equações ocorrem em solução aquosa, uma vez que se trata de equações iônicas. Daí que precisará de ler, reler e exercitar muito para poder ultrapassar as dificuldades que porventura vier enfrentar. Mas, os procedimentos são os mesmos adoptados nos casos anteriores, isto é, procedimentos que aprendeu na lição anterior.

Ao concluir esta unidade você será capaz de:



Objectivos

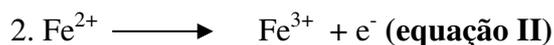
- *Acertar* equações químicas das reacções em meio ácido.
- *Aplicar* o método da variação do Nox no acerto de equações.

Acerto de equações redox em meio ácido

Estimado estudante, como proceder ao acerto de equações em meio ácido? É muito simples, qualquer solução aquosa contém as espécies H_2O , H^+ e OH^- . Em solução ácida as espécies predominantes são H_2O e H^+ e em solução básica, são H_2O e OH^- . Parece que você está confuso devido ao aparecimento da água em ambas situações! Não é? Olha, você sabe que a água se comporta como ácido e como base, portanto é uma substância anfotérica.

Semi-equação do redutor:

Caro estudante, aqui você procederá da mesma maneira, isto é, seguirá os mesmos passos como na semi-equação de oxidante:



Assim, já está acertada a semi-equação para o redutor.

A seguir, vamos multiplicar as semi-equações por números tais que o número de electrões cedido pelo redutor seja igual ao número de electrões ganhos pelo oxidante. O MnO_4^- capta **5e-**, ao passo que o **ião de Fe^{2+}** só cede um (1). Então, são precisos **5 iões de Fe^{2+}** para satisfazer o ião MnO_4^- .

Depois somamos as duas semi-equações e eliminamos todas as partículas que aparecem antes e depois da seta.



Atenção: Para controlar se não houve erros podemos somar as cargas antes e depois da seta, que têm que ser iguais.

Os iões K^+ e SO_4^{2-} , embora estejam na solução não aparecem na equação, porque não participam na reacção.

Com certeza, acreditamos que você está num bom caminho, está fixando tudo mesmo! E com o resumo que lhe apresentamos você não terá mais dúvidas sobre esta lição. Aproveite ao máximo!



Resumo



Resumo

Nesta lição de acerto de equações em solução ácida, você aprendeu que:

- Para balancear um átomo de hidrogénio, adicionamos um íon hidrogénio, H^+ ao outro lado da equação.
- Para balancear um átomo de oxigénio, adicionamos uma molécula de água ao lado deficiente em oxigénio e, então, dois íons H^+ ao lado oposto, para remover o desbalanceamento do hidrogénio.

Em conjunto, vamos realizar as actividades que se seguem para que possa compreender como usar o conhecimento que acaba de adquirir.

Actividades



Actividades

1. Ao juntar uma solução ácida de permanganato de sódio com uma solução de sulfato de ferro (II) a solução muda de coloração. Passa da cor violeta (devido a presença de MnO_4^-) para uma cor amarela (presença de Fe^{3+}). Qual é a reacção que se dá neste caso?

Resolução:

Você deve ter notado que das partículas presentes, MnO_4^- é o oxidante e Fe^{2+} o redutor. Os seus conjugados são, respectivamente: $\text{Mn}^{2+}_{(\text{aq})}$ e $\text{Fe}^{3+}_{(\text{aq})}$.

A semi-reacção para o ião de ferro (II) é:

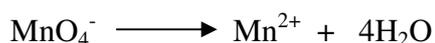


A semi-reacção do oxidante constrói-se usando alguns passos:

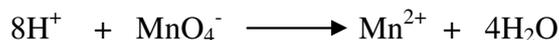
Vamos identificar o oxidante e o redutor envolvidos no processo, neste caso MnO_4^- e Mn^{2+} , e acertar o número de átomos dos mesmos.



Vamos acertar os oxigénios introduzindo moléculas de água no lado deficiente em oxigénio.



Neste caso, a reacção decorre em *meio ácido*. Assim, vamos adicionar os H^+ no lado esquerdo para compensar o défice.



Acerta-se a carga com electrões:

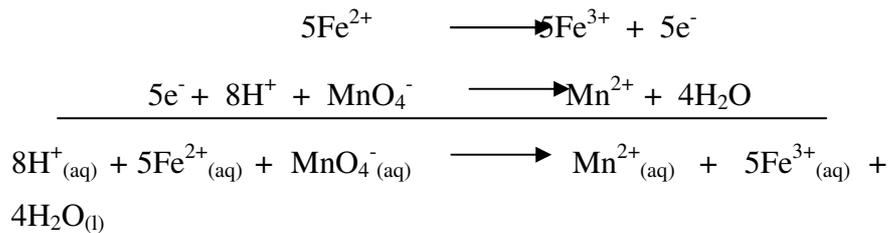


Tendo em conta que as duas semi-equações estão acertadas, vamos combiná-los, tendo em conta que o número de electrões cedidos por



uma espécie deve ser igual ao número de electrões ganhos pela outra.

Neste caso, o ião MnO_4^- precisa de **5** electrões para passar ao ião Mn^{2+} . Como cada ião Fe^{2+} só cede um electrão são necessários **5** destes por um ião MnO_4^- . Assim, multiplica-se a semi-equação do $\text{Fe}^{2+} \rightarrow \text{Fe}^{3+}$ por **5** e a do ião MnO_4^- por **1** e ao somar as duas semi-equações, obtém-se a equação global do processo. (Depois indica a informação do estado de agregação das espécies envolvidas).



5. Finalmente, controle se a carga total dos iões é igual em ambos os lados da seta.

Então, foi tão fácil, pois não!? Se não entendeu bem volte a resolver o exercício sem consultar o módulo. Combinado?

Avaliações



Avaliações

Agora resolva no seu caderno os exercícios que lhe propomos para que possa avaliar o seu progresso.

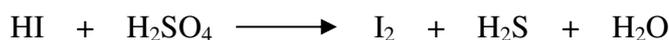
1. O ião nitrito é oxidado por MnO_4^- até nitrato em meio ácido, segundo a reacção:



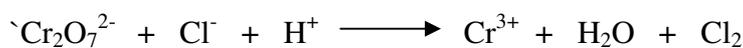
- a) Dê a equação iónica da reacção redox.
b) Igualmente, para o redutor ácido oxálico.



- c) Interacção de iodeto de Hidrogénio em ácido sulfúrico



- d) Acerte a seguinte equação iónica:

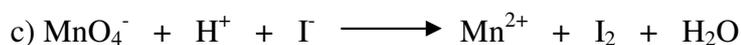
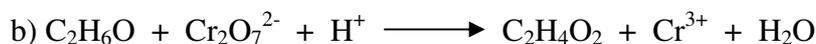
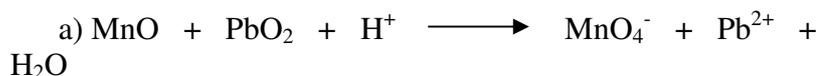


2. A pirolusita, é um minério do qual se extrai o manganês e consiste em óxido de manganês (IV) e impurezas.

Num laboratório de análise pode-se determinar o teor de óxido de manganês (IV) numa amostra de pirolusita por meio de processo em etapas, na qual a primeira delas é a reacção com ácido oxálico ($\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$), em meio ácido, que é assim equacionada:



- a) Determine o oxidante e o redutor nesse processo
b) Efectue o balanceamento da equação apresentada.
3. Faça o balanceamento das seguintes equações de oxidação-redução:





Agora compare as suas soluções com as que lhe apresentamos no final do módulo. Acertou em todas as respostas? Que bom, prossiga com o seu estudo na próxima lição. Lembre-se, em caso de dificuldades, o seu professor está disponível para o ajudar a esclarecê-las, não hesite em dirigir-se ao grupo de estudo. Sucessos!

Lição 6

Acerto de equação redox em meio básico

Introdução

Caro estudante, para você estabelecer uma equação reacção redox num meio onde não há iões H^+ exige um “truc especial”. Neste contexto, esta lição faz uma abordagem clara dos procedimentos para o acerto de equações redox em meio básico.

Ao concluir esta unidade você será capaz de:

- Acertar equações químicas das reacções em meio ácido.
- *Aplicar* o método da variação do Nox em várias situações.



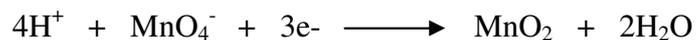
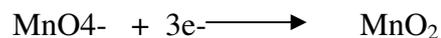
Objectivos

Acerto de equações redox em meio básico

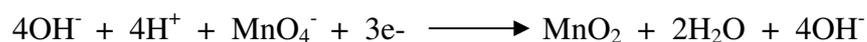
Estimado estudante, considere o seguinte exemplo: O ião MnO_4^- em meio não-ácido é reduzido até MnO_2 (insolúvel).

Então, como estabelecer a semi-equação acertada, uma vez que não há iões H^+ para acertar? Claro, você como inteligente que é, vai aplicar os conhecimentos da lição anterior para compreender com facilidade como acertar as equações redox em meio básico (não ácido). Prossiga com o seu estudo lendo o que se segue.

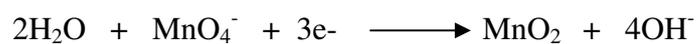
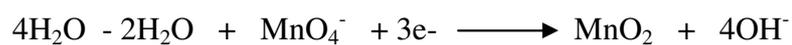
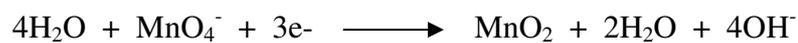
Primeiro, estabelecemos a semi-equação como se estivessem iões H^+ , da maneira explicada para reacções em meio ácido.



Vamos eliminar os 4H^+ por acrescentar em ambos os lados da seta 4OH^- .



Finalmente, simplificamos eliminando as H_2O existentes em ambos os lados da semi-equação:



Caro estudante, para a melhor compreensão do acerto de equações em meio básico preste atenção às regras que constam do resumo a seguir.



Resumo



Resumo

Nesta lição você aprendeu que:

- O acerto de equações em meio básico é, talvez, um pouco mais difícil. A razão dessa dificuldade é que as espécies que podem ser usadas para balancear as reacções parciais H_2O e OH^- contêm oxigénio, e para o efeito, usam-se as seguintes regras:
- Para balacearmos um átomo de hidrogénio, adicionamos uma molécula de H_2O ao lado da reacção parcial deficiente em hidrogénio e, ao outro lado, adicionamos um ião hidroxilo (OH^-).
- Para balancear um átomo de oxigénio adicionamos dois iões hidroxilo ao lado deficiente em oxigénio e uma molécula de H_2O ao outro lado.

Olha, em suma, você deve fixar isto:

Ao usar este método, devemos-nos lembrar sempre que o OH^- é adicionado a ambos os lados da equação.

Em conjunto, vamos realizar as actividades que se seguem para que possa compreender como usar o conhecimento que acaba de adquirir.

Actividades



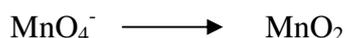
Actividades

1. Considere a equação de oxidação do álcool metílico (álcool de madeira), CH_4O , com ião permanganato, MnO_4^- , em solução básica, formando CO_2 e MnO_2 como produtos.

Caro estudante, como proceder agora, perante esta situação? Estamos cientes que você vai compreender. Acompanhe a resolução.

Resolução:

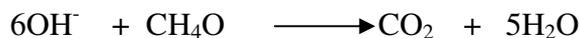
Vamos dividir a equação em duas reacções parciais:



A primeira equação é deficiente em hidrogénio à direita e deficiente em oxigénio à esquerda. Para balancear o hidrogénio, colocamos **quatro** moléculas de água (H_2O) à direita e **quatro** grupos de hidróxilo (OH^-) à esquerda:



Agora, para balancear o oxigénio, colocamos mais dois OH^- à esquerda e outro H_2O à direita:



A reacção parcial está agora balanceada.

Estimado estudante, devemos notar que balanceamos o hidrogénio e o oxigénio em operações separadas. Finalmente, é necessário balancear a reacção parcial electricamente, colocando seis electrões à direita;

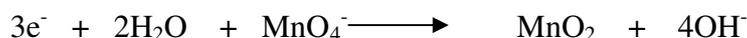




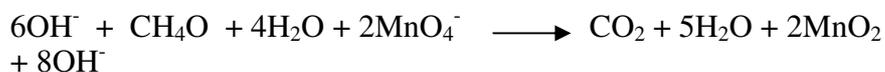
Agora, você deve prestar atenção para a redução do MnO_4^- a MnO_2 . Esta reacção parcial é deficiente em oxigénio à direita, e o balanceamento é efectuado suprimindo quatro OH^- à direita e dois H_2O à esquerda;



Neste caso, o equilíbrio eléctrico é alcançado adicionando-se três electrões à esquerda:



Para obtermos a equação final, devemos adicionar as duas reacções parciais balanceadas para que todos os electrões sejam eliminados. Para o efeito, esta última equação deve ser multiplicada por **2** antes de somar as reacções;



Finalmente, vamos eliminar seis OH^- e quatro H_2O de ambos os lados, para obtermos:



Como você notou anteriormente, para balancear uma equação em meio básico, primeiro balancear a equação como se estivesse ocorrendo em meio ácido e, a seguir convertê-la para solução básica da maneira como se segue:

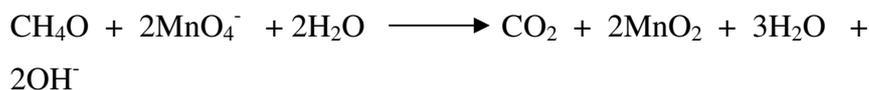


Caro estudante, para você converter esta equação em solução básica, adicionamos a cada membro da equação o mesmo número de OH^- que existe de H^+ . Os H^+ e OH^- que aparecem juntos do mesmo lado formam H_2O . Neste caso, existem 2H^+ à esquerda. Assim, adicionamos:

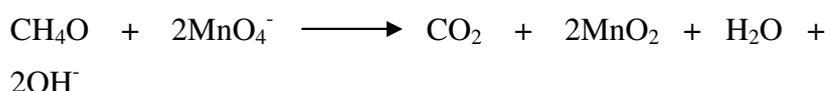


Forma 2H₂O

Que dá a equação seguinte:



Finalmente, podemos eliminar 2H₂O de cada lado;



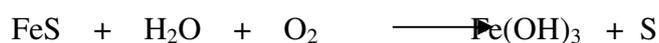
Caro estudante, agora resolva no seu caderno os exercícios que lhe propomos para que possa avaliar o seu progresso.

Avaliação



Avaliações

1. O bromo é capaz de oxidar nitrito até nitrato em meio básico. Dê a equação.
2. O ião sulfito em meio básico é redutor bastante forte, formando sulfato. Dê a equação da reacção entre uma solução de sulfito de sódio e uma solução básica de permanganato de potássio.
3. Alguns acidentes em laboratórios acontecem porque as pessoas realizam procedimentos perigosos que parecem inofensivos. Um exemplo, é descartar num cesto de lixo o sulfureto de ferro (II) húmido. Na presença do ar ocorre a reacção:



Acerte a equação de reacção.



Agora compare as suas soluções com as que lhe apresentamos no final do módulo. Acertou em todas as respostas? Que bom, prossiga com o seu estudo na próxima lição. Lembre-se, em caso de dificuldades, o seu professor está disponível para ajudar a esclarecê-las, não hesite em dirigir-se ao grupo de estudo. Sucessos!

Lição 7

Electroquímica. Célula galvânica. A pilha de Danell

Introdução

Caro estudante, as células electroquímicas são nos familiares. Por exemplo, uma lanterna de bolso funciona com corrente de células electroquímicas, chamadas **pilhas secas**. Os carros arrancam com ajuda de uma **bateria**, que é um conjunto de células electroquímicas na série.

Ao mudarmos as pilhas secas da lanterna de bolso, porque as anteriores estão descarregadas pode-nos vir a ideia de perguntar o que aconteceu dentro dessas pilhas?

Prezado estudante! Isto é um problema importante em química. É através do estudo das reacções químicas que é possível estabelecer as bases que nos levam a prever se o equilíbrio numa dada reacção química favorece os reagentes ou os produtos. Portanto, as reacções são do tipo de oxidação-redução ou redox.

Ao concluir esta unidade você será capaz de:



Objectivos

- Explicar a importância de uma pilha.
- Descrever o funcionamento da pilha.
- Deduzir as equações que ocorrem na pilha.

Electroquímica

Estimado estudante, a electroquímica é a parte da química que estuda a relação entre a reacção e a energia eléctrica.

O que será uma pilha? Com certeza você disse que a **pilha** é um dispositivo em que se produz energia à custa de reacções químicas, de modo que os reagentes não entrem em contacto directo.

Vamos ver como é que a energia eléctrica é gerada através de reacções químicas.

1º passo: preparação dos eléctrodos. Ma o que è um eléctrodo?

Eléctrodo é o conjunto formado por uma barra metálica mergulhada numa solução de iões desse metal.

2º passo: conexão entre as barras dos dois eléctrodos, através de um fio condutor.

3º passo: conexão entre as soluções, através de uma ponte salina ou, então, de uma parede porosa.

Caro estudante, já ouviste falar da ponte salina? Se ainda não, vamos lhe dar um cheirinho:

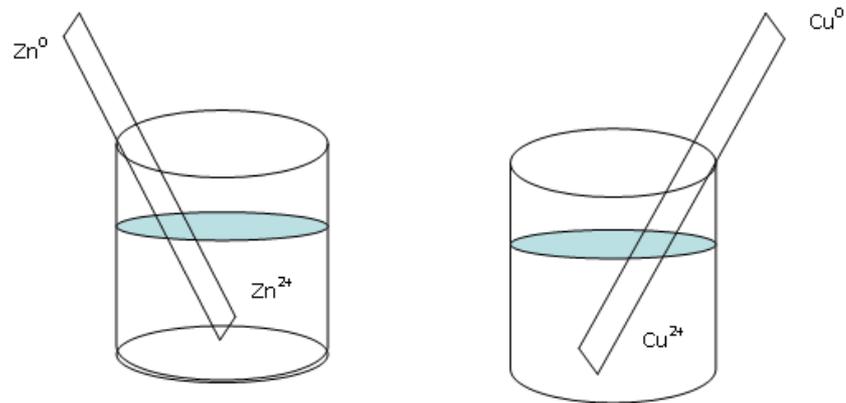
Ponte salina é o nome dado a um tubo recurvado em forma de U, contendo gelatina saturada com um sal, por exemplo, KCl.

Construção de uma pilha

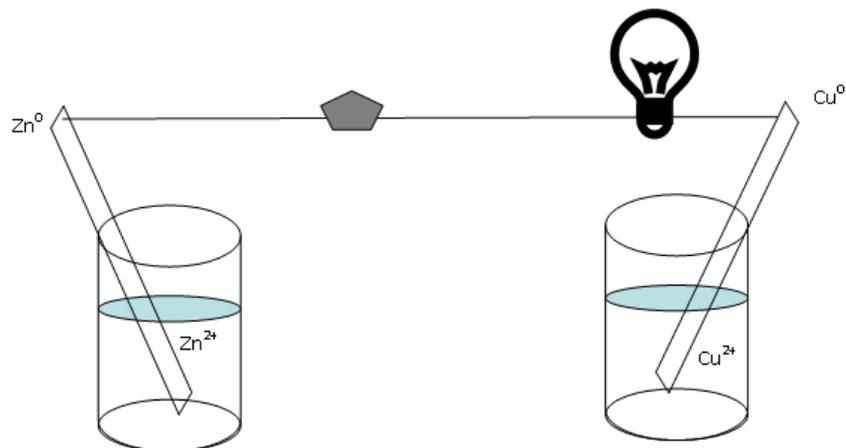
Como se constrói uma pilha? Preste atenção com o que se segue:



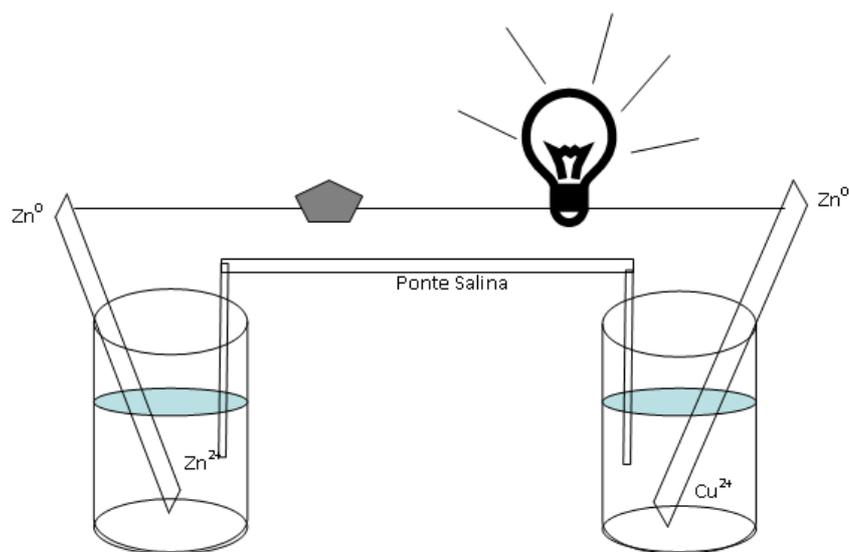
Mergulhemos uma barra de zinco em uma solução de sulfato de zinco (ZnSO_4) e uma barra de cobre em uma solução de sulfato de cobre (CuSO_4).



A seguir instalamos um circuito externo constituído de um fio condutor, uma lâmpada indicadora e um amperímetro (dispositivo que mede a intensidade da corrente eléctrica) ideal.



Completemos o circuito com uma **ponte salina**, isto é, um tubo recurvado em U, contendo gelatina saturada com um sal.



Acreditamos que você observou atentamente as figuras, porém uma vez completado

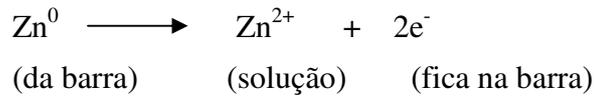
o circuito, os fenômenos que ocorrem na pilha são:

- A lâmpada se acende, o que prova a existência de corrente elétrica.
- Após certo tempo, nota-se que a barra de zinco diminui de tamanho, ao passo que a barra de cobre torna-se maior (fica com massa maior).
- Uma análise química mostra que a solução de zinco fica mais concentrada, enquanto que a solução de cobre fica mais diluída.
- Amperímetro acusa a passagem da corrente elétrica pelo circuito externo, da barra de zinco para a barra de cobre.

A pergunta que caro estudante pode colocar é “como explicar tudo isto?” É muito simples.

Os átomos de zinco da barra metálica passam para a solução na forma de íons zinco (Zn^{2+}), deixando dois elétrons na barra. Isto explica-se porque a barra de zinco perde massa e a solução de íons zinco fica mais concentrada.

O processo pode ser expresso pela equação:

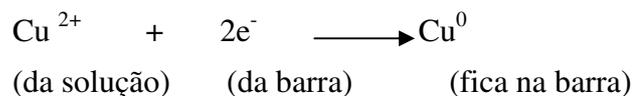


Deste modo, o aparecimento da corrente eléctrica ocorre quando os electrões perdidos pelos átomos de zinco percorrem o circuito externo até chegarem à barra de cobre. Por isso, a lâmpada acende e o amperímetro acusa a passagem da energia eléctrica.

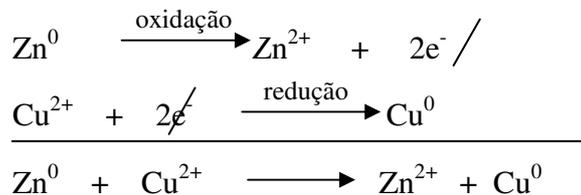
Por outro lado, os iões de Cu^{2+} da solução de CuSO_4 se deslocam para a barra de cobre e recebem electrões. Assim, formam-se átomos neutros de cobre que ficam anexados à barra. Como se pode explicar isto?

Isto explica-se porque a solução de cobre fica mais pobre de iões e se torna mais diluída, enquanto que a massa da barra de cobre aumenta.

O processo pode ser mostrado através da equação:



Assim, a soma dessas semi-reacções de oxidação-redução fornecerá a equação química global da pilha.



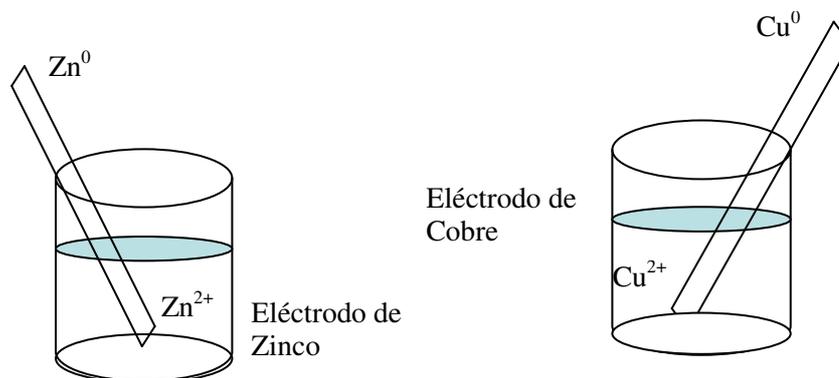
Fixe bem esta observação: As pilhas que possuem reacções globais de oxidação-redução são denominadas *pilhas de oxidação-redução* ou *pilhas reversíveis*. Por conseguinte, a *pilha seca não é reversível, pois não é recarregável*.

Entendeu, caro estudante, que as pilhas secas não se carregam!

Agora, você, prossiga com o seu estudo digerindo os termos técnicos usados na electroquímica e não esqueça de observar sempre as figuras para melhor inserção.

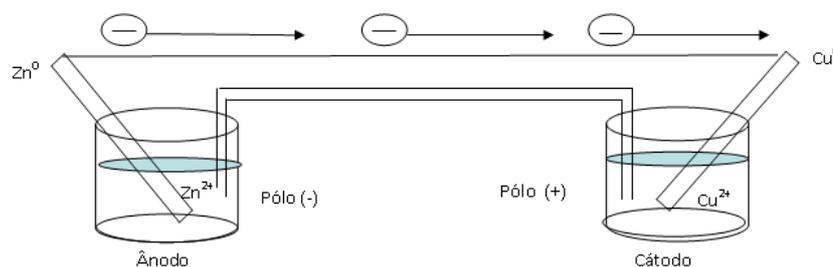
Agora vamos nos inteirar dos termos técnicos e convenções de uma pilha, que podem ser assim resumidos:

Ao conjunto que compreende a barra metálica e a solução de seus iões, chama-se **eléctrodo**

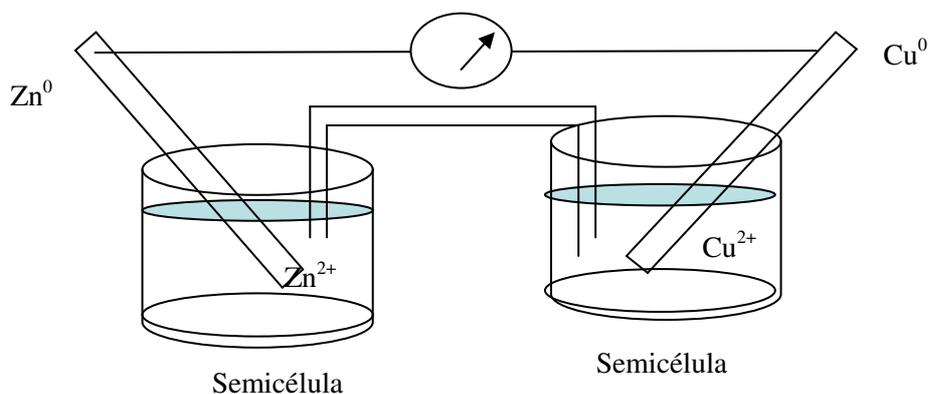


O eléctrodo que emite electrões para o circuito externo constitui o *pólo negativo da pilha*, e será designado **ânodo**.

O eléctrodo que recebe electrões do circuito externo constitui o **pólo positivo da pilha** e será chamado de **cátodo**.



Cada eléctrodo de uma pilha constitui uma semi-célula, e ao conjunto da aparelhagem completa daremos o nome de **célula electroquímica**.

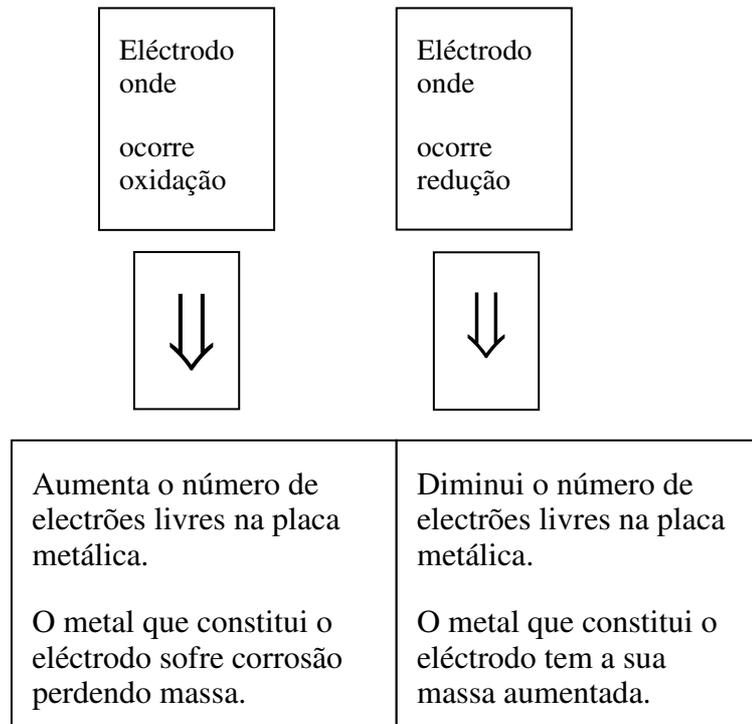


Resumo



Resumo

Nomenclatura dos eléctrodos



Que tal o esquema acima descrito permite lhe fixar os aspectos mais importantes da lição?

Assim, em conjunto, vamos realizar as actividades que se seguem para que possa compreender como usar o conhecimento que acaba de adquirir

Actividades



Actividades

Preencha os espaços vazios:

a) A electroquímica é o ramo da Química que estuda a relação entre a reacção química e a _____

b) O aparelho denominado pilha produz _____ a partir de _____

Certamente voce respondeu na a) energia eléctrica e na b) energia eléctrica; reacção química



Avaliações



Avaliações

Caro estudante, agora resolva no seu caderno os exercícios que lhe propomos para que possa avaliar o seu progresso.

1. Preenche os espaços vazios:
 - a) Uma pilha é constituída de dois _____
 - b) Cada eléctrodo geralmente é constituído de um _____ mergulhado em uma solução de iões daquele metal.
 - c) Cada eléctrodo apresenta uma semi-reação de _____ ou de _____
 - d) A soma das semi-reacções dos dois eléctrodos resulta na _____ da pilha.
 - e) Cada eléctrodo apresenta um potencial de _____ ou de _____
 - f) O eléctrodo onde ocorre uma redução é denominado _____
 - g) O eléctrodo onde ocorre uma oxidação é denominado _____
 - h) Em uma pilha, o cátodo é o eléctrodo que _____ electrões do circuito externo.
 - i) Em uma pilha, o ânodo é o eléctrodo que _____ electrões para o circuito externo.
 - j) O cátodo da pilha é o pólo com carga _____
 - k) O ânodo da pilha é o pólo com carga _____

Agora compare as suas soluções com as que lhe apresentamos no final do módulo. Acertou em todas as respostas? Que bom, prossiga com o seu estudo na próxima lição. Lembre-se, em caso de dificuldades, o seu professor está disponível para o ajudar a esclarecê-las, não hesite em dirigir-se ao grupo de estudo. Sucessos!

Lição 8

Potenciais nos eléctrodos e pilhas reversíveis

Introdução

Caro estudante, na lição anterior, você aprendeu o funcionamento da pilha. Agora vai estudar potenciais nos eléctrodos e pilhas reversíveis.

Portanto, a corrente eléctrica obtida de uma célula galvânica resulta do escoamento forçado de electrões do eléctrodo negativo, através de um fio externo, para o eléctrodo positivo. A força com que estes electrões se movem é chamada *força electromotriz ou fem* ou *potencial da pilha*, e é medida em volts (V).

Ao concluir esta unidade você será capaz de:



Objectivos

- Interpretar o funcionamento de uma pilha.
- *Caracterizar* os pólos de uma pilha ou bateria.
- Estabelecer diferença entre bateria e pilha comum.
- *Efectuar* cálculos de diferença de potencial de pilhas reversíveis.

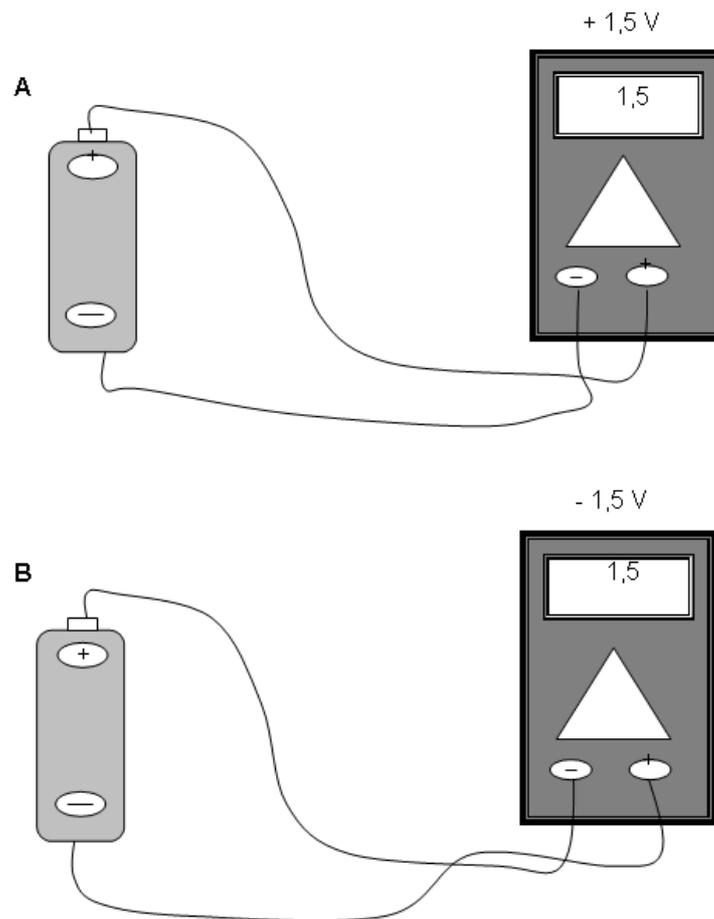
Potencial de um eléctrodo

Estimado estudante, o potencial de um electrodo é o número medido em volts, que indica a tendência do processo em ocorrer no sentido em que está escrito.

O potencial eléctrico é uma grandeza associada a um ponto. Você para estudar essa grandeza em profundidade aconselhamos-lhe a entrar em contacto com o seu professor de disciplina de Física.

Neste momento, para nós interessa que cada ponto de um circuito eléctrico apresenta um potencial eléctrico. O voltímetro não fornece o valor do potencial eléctrico de um certo ponto, mas sim a diferença de potencial (ΔE) entre dois pontos.

Consideremos as figuras A e B:



A **fig. A** – mostra que a diferença de potencial eléctrico entre os pólos positivo e negativo da pilha de lanterna é de 1,5 V.

A **fig B** – mostra a mesma coisa. Porém, o sinal negativo apareceu por causa da inversão no modo de conectar as extremidades dos fios do voltímetro aos pólos da pilha.

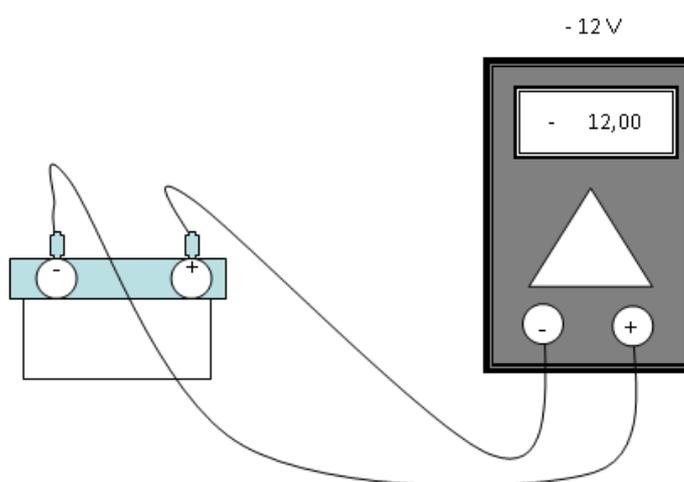
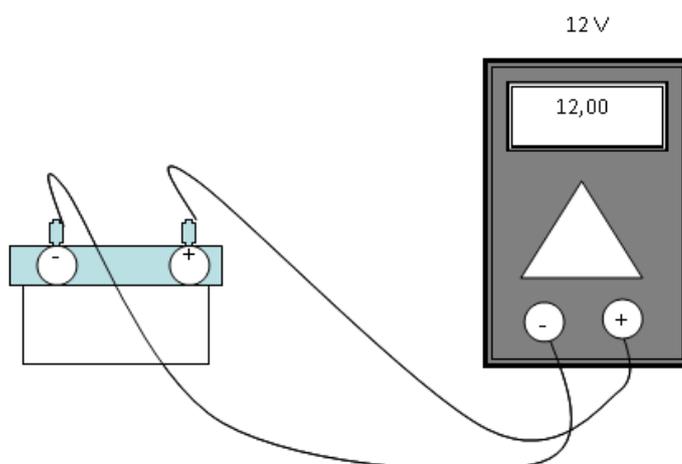
As duas medidas A e B, permitem concluir que:

O pólo positivo da pilha de lanterna tem um potencial eléctrico 1,5 V maior que o pólo negativo ou, de outro modo equivalente.

O pólo negativo da pilha de lanterna tem um potencial eléctrico 1,5 V menor que o pólo positivo.

Além de medir a diferença de potencial (ΔE) entre dois pontos o voltímetro permite concluir qual deles apresenta o maior potencial.

Caro estudante, considere as figuras C e D



Analogamente, os resultados permitem concluir que;

O pólo positivo da bateria de automóvel tem um potencial eléctrico 12 V maior que o pólo negativo ou, de modo equivalente.

O pólo negativo da bateria de automóvel tem um potencial eléctrico 12 V menor que o pólo positivo.

De facto, o pólo de uma pilha ou bateria recebe a designação positivo, aquele que apresenta, dentre ambos, maior potencial eléctrico.

Caro estudante, quando dizemos que uma pilha de lanterna tem voltagem de 1,5 V, isso deve ser entendido como o pólo positivo da pilha de lanterna e tem potencial eléctrico 1,5 V maior que o pólo negativo.

A diferença de potencial eléctrico nos terminais (pólos) de uma pilha ou bateria, medida quando ela não esteja em uso para produzir corrente eléctrica, é designada força electromotriz (fem) dessa pilha ou bateria.



Como você viu, o potencial de um eléctrodo é representado por letra E, e podemos encontrar potencial de oxidação (Eoxid) e potencial de redução (Ered).

Estimado estudante, o que é que nos indica o potencial de oxidação e o potencial de redução? Com certeza que a sua resposta não está tão longe daquilo que se segue.

O potencial de oxidação (Eoxid), indica a tendência para ocorrer a oxidação.

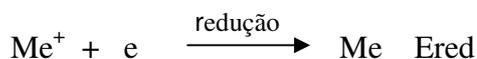
Exemplo:



Isto quer dizer que, quanto maior o potencial de oxidação, maior tendência de ocorrer a oxidação, ou seja, mais facilmente o metal (Me) perderá electrões.

O potencial de redução (Ered), indica a tendência para ocorrer a redução.

Exemplo:



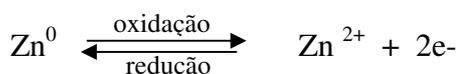
De igual modo nos mostra que, quanto maior o valor do potencial de redução de qualquer semi-reacção, mais facilmente o catião Me^+ receberá um electrão, ou seja, maior será a tendência de ocorrer uma redução.

Depois de você ter estudado os potenciais de eléctrodos passemos agora para o estudo das pilhas reversíveis.

Pilhas reversíveis

Como você viu, as pilhas que possuem reacções globais de oxidação-redução são denominadas reversíveis. Em outras palavras, pilhas reversíveis são aquelas cujos eléctrodos apresentam reacções reversíveis.

O eléctrodo de zinco, por exemplo, apresenta reacções reversíveis:



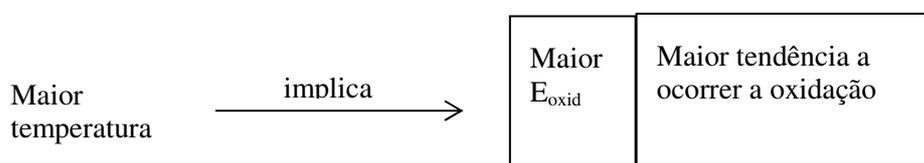
Isto significa, caro estudante, que neste eléctrodo poderá ocorrer tanto a oxidação como a redução, dependendo apenas do outro eléctrodo acoplado ao eléctrodo de zinco.

Deste modo, o potencial de um eléctrodo depende fundamentalmente de dois factores: temperatura e concentração da solução.

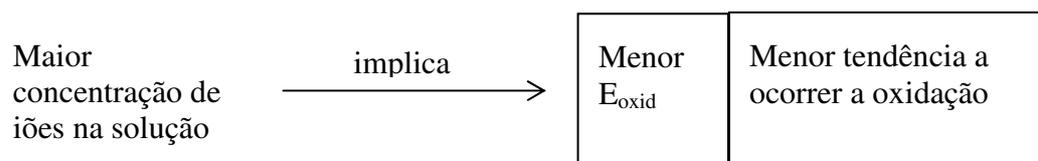
Seja um eléctrodo reversível genérico, cuja reacção é:



Se aumentarmos a temperatura, favorecemos a perda de electrões e provocaremos o deslocamento do processo no sentido da oxidação, neste caso, para a direita.



Se aumentarmos a concentração dos iões Me^+ da solução provocaremos um deslocamento do processo no sentido da redução, ou seja, aumenta-se a tendência a ocorrer a redução. Logo, diminui a tendência em ocorrer a oxidação e, conseqüentemente, menor será o potencial de oxidação (E_{oxid})





Resumo



Resumo

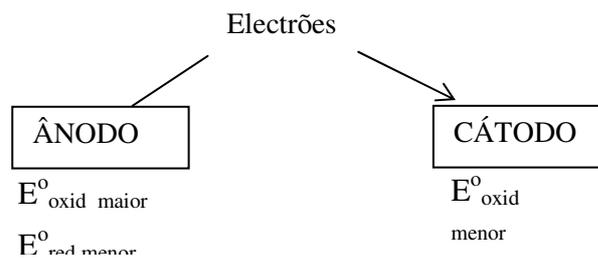
Preste atenção a este resumo:

- Qualquer factor que desloca a reacção do eléctrodo no sentido em que ela está escrita, aumenta o potencial e,
- Qualquer factor que desloca a reacção em sentido contrário ao sentido em que ela está escrita, diminui o potencial.

Os electrões saem do eléctrodo que apresenta E°_{oxid} maior ou E°_{red} menor

Os electrões chegam ao eléctrodo que apresenta E°_{oxid} menor ou E°_{red} maior

Os electrões saem do ânodo e chegam ao cátodo



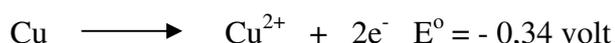
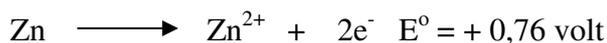
Assim, em conjunto, vamos realizar as actividades que se seguem para que possa compreender como usar o conhecimento que acaba de adquirir

Actividades



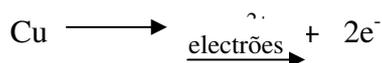
Actividades

Considere os eléctrodos de zinco e de cobre contendo os respectivos potenciais:



Resolução:

Como o eléctrodo de zinco possui maior potencial, conclui-se que o zinco fornecerá os electrões e o eléctrodo de cobre, forçosamente, receberá esses electrões.

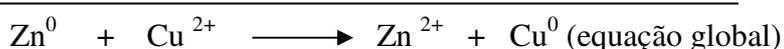
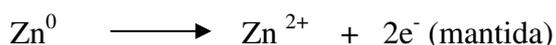


Como você aprendeu na lição anterior, em uma pilha, os electrões sempre vão do potencial de oxidação maior para o potencial de oxidação menor.



Para mostrar uma equação global da célula, convém adoptar o seguinte:

- Manter a equação de maior E°_{oxid}
- Inverter a equação de menor E°_{oxid}
- Se necessário, multiplicar as equações por números adequados, para igualar o número de electrões perdidos com o número de electrões ganhos;
- Somar membro a membro.





Agora caro estudante, resolva no seu caderno os exercícios que lhe propomos para que possa avaliar o seu progresso.

Avaliações



Avaliações

1. a) O potencial de um eléctrodo é um número (medido em volts) que indica a tendência que a semi-reacção tem de acontecer, no sentido em que ela está escrita. _____ (certo/errado)

b) Um eléctrodo cuja semi-reacção pode ocorrer nos dois sentidos é designada eléctrodo _____

c) Na semi-reacção; $\text{Na} \rightleftharpoons \text{Na}^+ + \text{electrões}$ $E^\circ = + 2,71$ volts

O potencial é de _____, porque a semi-reacção está escrita no sentido da _____

2. $\text{Cr}^{3+} + 3\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Cr}^0$ $E^\circ = - 0,74$ volt,

Na semi-reacção acima, E° é um potencial normal de _____ porque a semi-reacção está escrita no sentido da _____

3. $\text{Cu} \rightleftharpoons \text{Cu}^{2+} + 2\text{e}^-$ $E^\circ = - 0,34$ volt

Na semi-reacção acima, E° é um potencial normal de _____ porque a semi-reacção está escrita no sentido da _____

4. Na semi-reacção; $\text{Ag}^+ + \text{e}^- \rightleftharpoons \text{Ag}^0$ $E^\circ = + 0,80$ volt

E° é potencial de _____, porque a semi-reacção está escrita no sentido da _____

Agora compare as suas soluções com as que lhe apresentamos no final do módulo. Acertou em todas as respostas? Que bom, prossiga com o seu estudo na próxima lição. Lembre-se, em caso de dificuldades, o seu

professor está disponível para o ajudar a esclarecê-las, não hesite em dirigir-se ao grupo de estudo. Sucessos!

Lição 9

Diagrama de células. Cálculo da diferença de potencial

Introdução

Caro estudante, a União Internacional de Química Pura e Aplicada (IUPAC) propôs uma maneira esquemática para representar uma célula galvânica. Tal representação permite descrever de modo rápido e simples esse tipo de dispositivo sem a necessidade de desenhá-lo.

Ao concluir esta unidade você será capaz de:

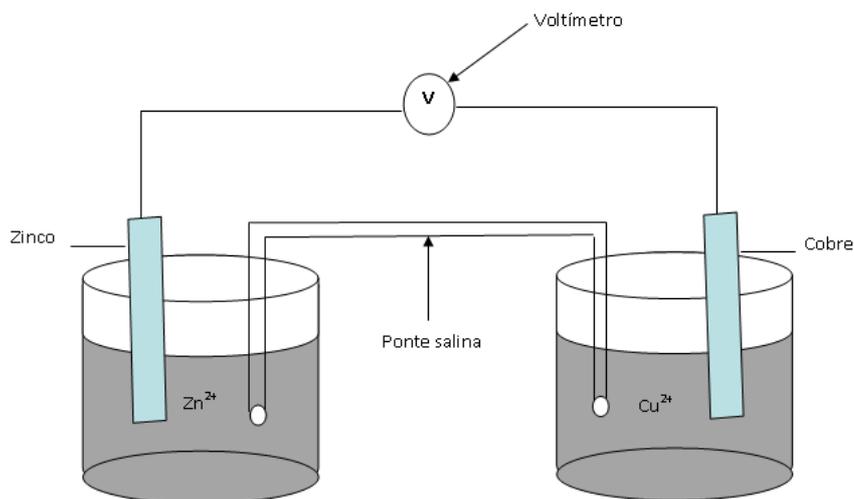


Objectivos

- Interpretar os diagramas de células sem a respectiva figura.
- Resolver exercícios de células galvânicas.

Diagrama de células

Estimado estudante, existe um método mais prático e conveniente de representar uma célula galvânica, sem ser por desenho como na figura:



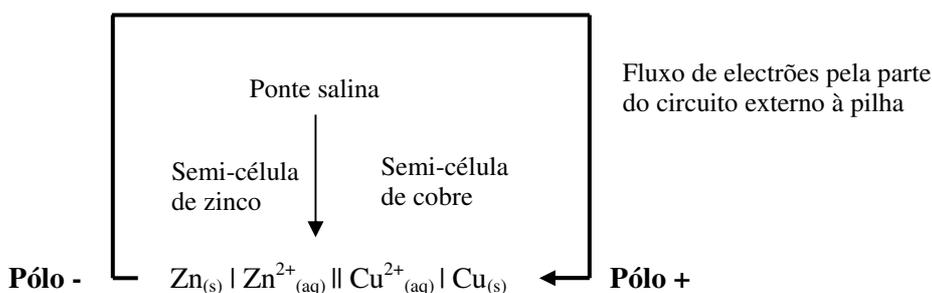
Como observou, para representar a célula desta figura podemos utilizar o seguinte diagrama:



Em que:

1. O **traço vertical** representa a **fronteira** (interfase) entre duas fases (sólido e solução), isto é, entre o eléctrodo metálico e uma solução contendo os seus iões.
2. O **traço duplo vertical** representa a **ponte salina**, ou seja, a separação entre as duas semi-células.
3. As **formas reduzidas** (neste caso Zn e Cu) são escritas nos **extremos do diagrama**; as **formas oxidadas junto da ponte salina**.
4. O **primeiro** e o **último símbolo** do diagrama representam sempre os **eléctrodos**.

Assim:



DETERMINAÇÃO DA DIFERENÇA DE POTENCIAL DE UMA PILHA

Como você poderá determinar a diferença de potencial da pilha? É tão fácil, veja:

A diferença de potencial da pilha (ΔE°) será calculada através dos valores directos dos potenciais de oxidação.

$$\Delta E^{\circ} = E^{\circ}_{\text{oxid}} - E^{\circ}_{\text{oxid}}$$

(Maior) (Menor)

Para a pilha de Daniel, teremos:

$$\text{Zinco: } E^{\circ}_{\text{oxid}} = + 0,76 \text{ v}$$

$$\text{Cobre: } E^{\circ}_{\text{oxid}} = - 0,34 \text{ v}$$

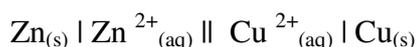
$$\Delta E^{\circ} = 0,76 - (- 0,34)$$

$$\Delta E^{\circ} = 0,76 + 0,34$$

$$\Delta E^{\circ} = 1,10 \text{ volt}$$

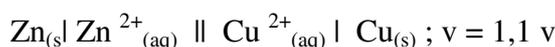
A diferença de potencial de uma célula, medido no voltímetro, não indica a polaridade dos eléctrodos. Para indicar a polaridade dos eléctrodos no diagrama, atribuímos um sinal ao potencial. Segundo a convenção internacional, o sinal do potencial é a polaridade do eléctrodo do lado direito do diagrama.

Aplicando estas regras à célula anterior, temos:

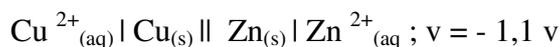


Esta célula apresenta uma diferença de potencial de + 1,10 v. O sinal (+) indica que a semi-pilha à direita, neste caso, ($\text{Cu}^{2+}_{(aq)} | \text{Cu}_{(s)}$) é o electrodo positivo:

Aplicando estas regras a célula anterior, temos:



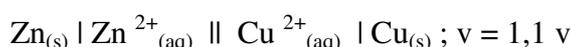
Também pode-se escrever o diagrama de modo inverso. O sinal do potencial deve mudar:



O sinal passa a ser negativo, pois o eléctrodo à direita $\text{Zn}_{(s)} | \text{Zn}^{2+}_{(aq)}$ é negativo.

Caro estudante, como prever as reacções que podem ocorrer?

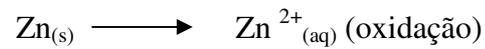
Considere a célula:



Conhecendo a polaridade dos eléctrodos, podemos escrever as semi-reacções que ocorrem em cada eléctrodo:



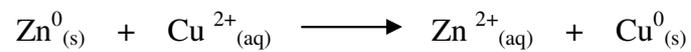
- a) Se o eléctrodo de Zn é negativo, a reacção que ali ocorre deve produzir electrões:



- b) De igual modo, se o eléctrodo de Cu é positivo, a reacção deve captar electrões:



- c) A reacção global que ocorre na célula será a soma das duas semi-reacções anteriores:



Os electrões anulam-se em ambos os lados da equação.

Fixe bem esta nota: quando o diagrama da célula é escrito com ΔE° positivo então a reacção global pode ser prevista como processando-se para a direita, no diagrama. Você ficou claro? Então preste atenção ao resumo que se segue.

Actividades



Actividades

Monte uma pilha com eléctrodos de cobre e zinco, obedecendo os seguintes passos:

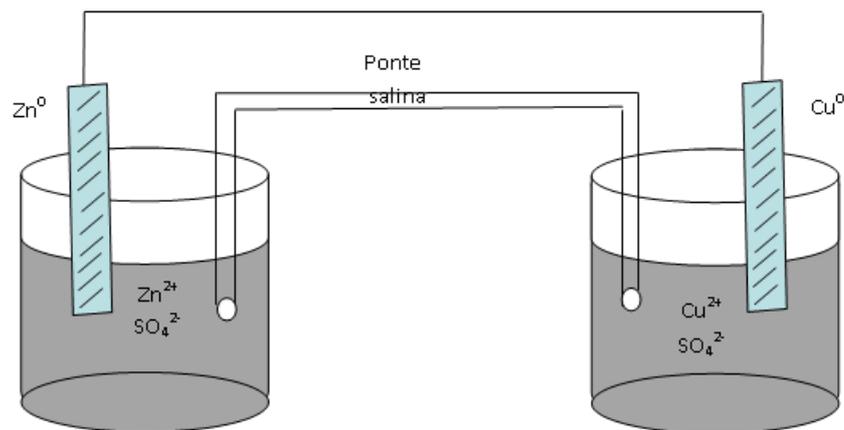
1º) Dissolve ZnSO_4 em água, de modo que $[\text{Zn}^{2+}]$

= 1 M e, em seguida, mergulha-se uma lâmpada de zinco nessa solução.

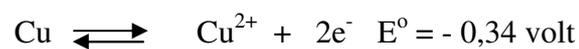
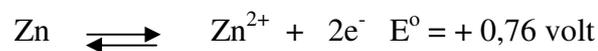
Está preparado o eléctrodo de zinco: $\text{Zn}^0 / \text{Zn}^{2+}$.

2º) Dissolve CuSO_4 em água, de modo que $[\text{Cu}^{2+}] = 1 \text{ M}$ e, em seguida, mergulha-se uma lâmina de cobre nessa solução. Está preparado o eléctrodo de cobre $\text{Cu}^0 / \text{Cu}^{2+}$.

3º) Estabelece-se a conexão entre os dois eléctrodos por meio de um fio condutor, e coloca-se a ponte salina.



2. Na tabela de potenciais normais, encontramos:



A seguir, responde as perguntas que lhe são apresentadas:

- Qual o sentido do fluxo de electrões?
- Qual é o pólo negativo e o pólo positivo?
- Que solução se encontra?

- d) Calcule a ΔE° da pilha.
 e) Qual a finalidade da ponte salina?

Resolução:

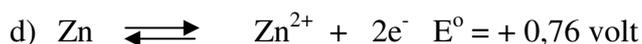
- a) Os electrões fluem do eléctrodo de E°_{oxid} maior para o de $E^{\circ}_{\text{oxid menor}}$. Portanto, do eléctrodo de zinco para o de cobre. Neste caso, quem cede os electrões é a lâmina de zinco (Zn^0) e quem os recebe são os iões de Cu^{2+} .
 b) O pólo negativo é o eléctrodo que cede os electrões e o pólo positivo é o que recebe os electrões. Portanto:

Eléctrodo $\text{Zn}^0 / \text{Zn}^{2+}$ pólo negativo (ânodo)

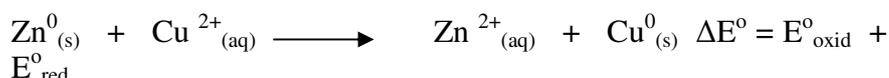
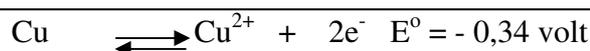
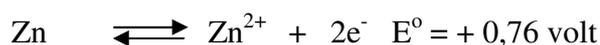
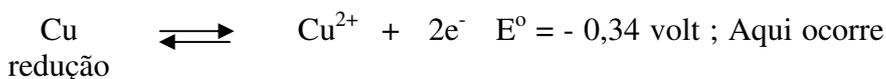
Eléctrodo $\text{Cu}^0 / \text{Cu}^{2+}$ pólo positivo (cátodo)

- c) Como saem electrões da lâmina de zinco (Zn^0), certamente que os iões Zn^{2+} correspondentes passam para a solução. Então, a solução concentra-se em iões Zn^{2+} , e a lâmina de zinco diminui.

Por outro lado, os iões Cu^{2+} saem da solução e passam para a lâmina de cobre, e, assim, a solução de iões Cu^{2+} se dilui, enquanto a lâmina de cobre aumenta.



Aqui ocorre oxidação, pois o E°_{oxid} é maior



Ou então:

$$\Delta E^{\circ} = E^{\circ}_{\text{oxid}} - E^{\circ}_{\text{oxid}} \quad (\text{Ânodo}) \quad (\text{Cátodo})$$

$$\Delta E^{\circ} = +0,76 + 0,34$$

$$\Delta E^{\circ} = +1,10 \text{ volt}$$

$$\Delta E^{\circ} = E^{\circ}_{\text{red}} - E^{\circ}_{\text{red}} \quad (\text{Cátodo}) \quad (\text{Ânodo})$$

$$\Delta E^{\circ} = +0,76 + 0,34$$

$$\Delta E^{\circ} = +1,10 \text{ volt}$$



$$\Delta E^{\circ} = + 0,76 + 0,34$$

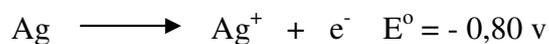
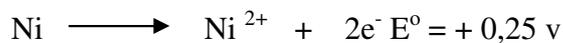
$$\Delta E^{\circ} = + 1,10 \text{ v}$$

À medida que a pilha funciona, verifica-se a tendência a se formar um excesso de iões Zn^{2+} no eléctrodo de zinco, pois, como vimos, os átomos da lâmina de zinco vão passando para a solução na forma de iões Zn^{2+} .

Por outro lado, há a tendência a se formar excesso de iões SO_4^{2-} no eléctrodo de cobre, pois os iões Cu^{2+} vão deixando a solução e se depositando na barra na forma de Cu^0 (cobre metálico).

Para evitar estes excessos de carga nas soluções, os quais iriam bloquear o funcionamento da pilha coloca-se a ponte salina (ou a parede porosa) através da qual os iões em excesso (Zn^{2+} e SO_4^{2-}) podem fluir de uma para a outra solução, mantendo-se, assim, a neutralidade nas duas soluções.

Considere a seguinte célula constituída por eléctrodos de Níquel e de prata.



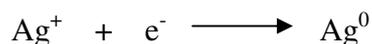
Determine a diferença de potencial da célula.

Resolução:

Mantemos a equação de maior potencial, pois é a de oxidação.



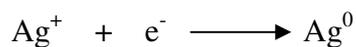
A seguir, invertemos a equação de menor potencial, neste caso, de redução:



Esta equação, deve ser multiplicada por 2.

$2\text{Ag}^+ + 2\text{e}^- \longrightarrow 2\text{Ag}^0$ e somando, as duas semi-reações, obtém-se:





A diferença de potencial da célula (ΔE^0) vale:

$$\Delta E^0 = E^0_{\text{oxid}} - E^0_{\text{oxid}}$$

(maior) (menor)

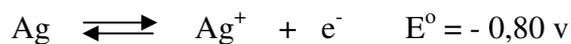
$$\Delta E^0 = +0,25 - (-0,80)$$

$$\Delta E^0 = +0,25 + 0,80$$

$$\Delta E^0 = 1,05 \text{ volt}$$

Caro estudante, preste atenção ! A multiplicação ou divisão de uma equação parcial por um número não afecta o valor do potencial.

Veja:



Isto é assim, porque o potencial do eléctrodo **depende da natureza** dos participantes e não da **quantidade** desses participantes.

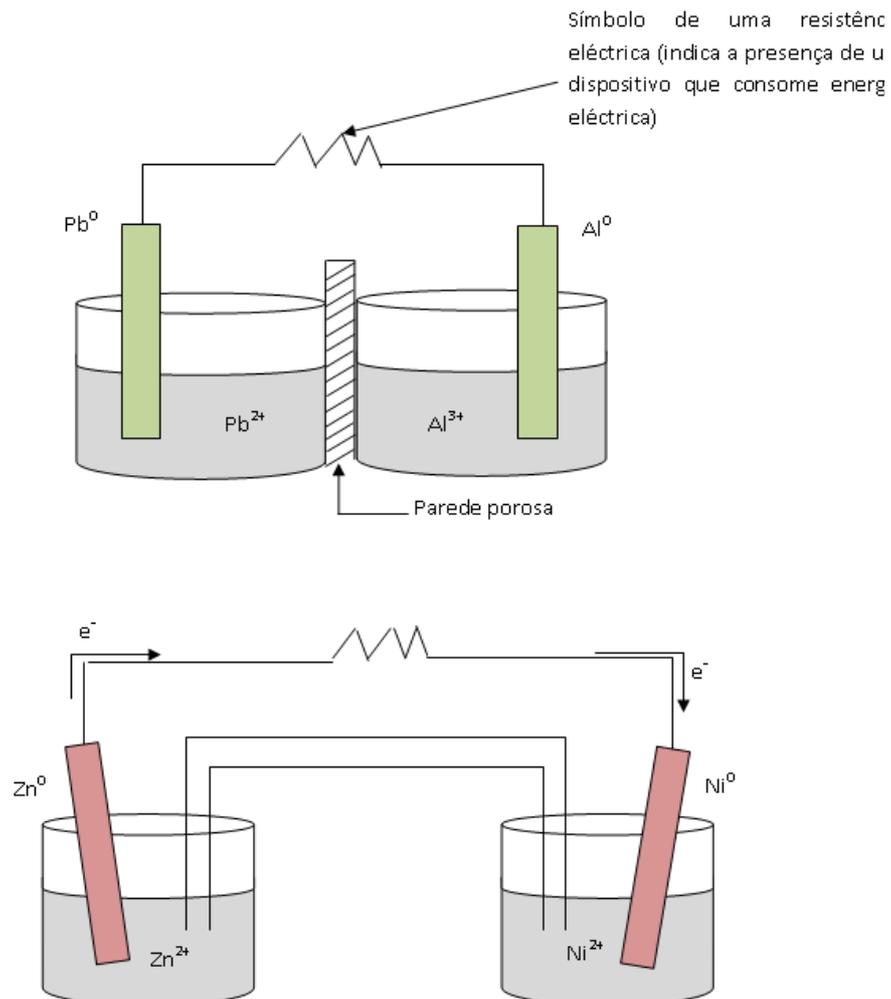
Esperamos que com estas actividades você esteja capaz de resolver os exercícios a seguir sem consultar as soluções. E se achar de esperto consultar as soluções antes de resolver sozinho estará a enganar-se a si próprio.

Avaliações



Avaliações

1. No funcionamento da célula galvânica ilustrada abaixo verifica-se a acumulação de chumbo metálico na placa da esquerda e desgaste (corrosão) da placa da direita. A parede porosa exerce o mesmo papel da ponte salina.

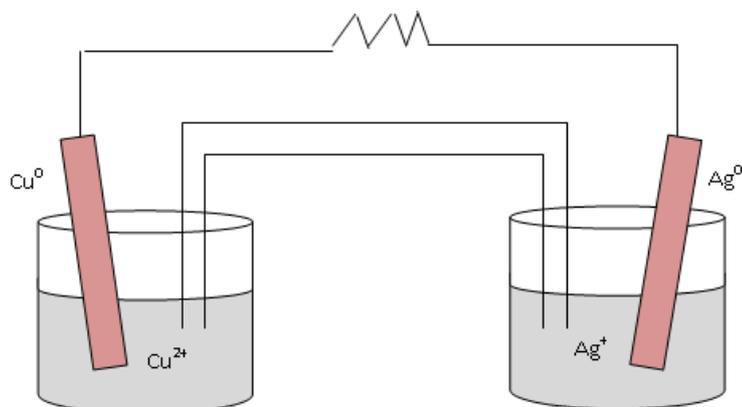


- a) Expresse, por meio de equações químicas, o que ocorre em cada eléctrodo.
- b) Em que sentido se estabelece o fluxo electrónico no fio metálico?
- c) Qual eléctrodo actua como cátodo e qual actua como ânodo?

- d) Qual eléctrodo é o pólo positivo e qual é o negativo?
 - e) Equacione a reacção da pilha.
2. O esquema abaixo ilustra uma célula galvânica, ressaltando o sentido de movimentação dos electrões.

Sobre essa pilha, responda às questões;

- a) Qual dos eléctrodos é o ânodo? Qual é o cátodo?
 - b) Qual dos eléctrodos é o pólo negativo? E positivo?
 - c) Qual é a espécie química que sofre oxidação? E a que sofre redução?
 - d) Qual a placa que sofre corrosão?
 - e) Qual a placa em que se deposita sólido?
 - f) Equacione a semi-reacção anódica
 - g) Equacione a semi-equação catódica
 - h) Equacione a reacção global da pilha
 - i) Qual o sentido de movimento dos iões nas soluções aquosas e na ponte salina?
3. O esquema abaixo ilustra uma pilha na qual se verifica que durante o funcionamento, há desgaste da placa de cobre e depósito de metal sobre a placa de prata.



Com base na informação dada, responda às questões:



- a) Qual dos eléctrodos é ânodo? Qual é o cátodo?
- B) Qual dos eléctrodos é o pólo negativo? E o Positivo?
- C) Que espécie química é oxidada? E qual é reduzida?
- D) Equacione a semi-reacção anódica.
- E) Equacione a semi-reacção catódica.
- F) Equacione a reacção global da pilha.
- G) Qual o sentido de movimentação dos electrões no fio?
- h) Qual o sentido de movimentação dos iões nas soluções aquosas e na ponte salina?

Agora compare as suas soluções com as que lhe apresentamos no final do módulo. Acertou em todas as respostas? Que bom, prossiga com o seu estudo na próxima lição. Lembre-s, em caso de dificuldades, o seu professor está disponível para o ajudar a esclarecé-las, não hesite em dirigir-se ao grupo de estudo. Sucessos!

Lição 10

Pilhas comerciais

Introdução

Caro estudante, as pilhas que usamos diariamente são secas, ao contrário das que acabamos de analisar. Por isso, elas são mais apropriadas ao uso e de menor resistência.

Nesta lição você vai estudar os principais tipos de pilhas secas como são o caso de pilha de zinco-carvão (Leclanché), pilha alcalina e pilha de mercúrio.

Ao concluir esta unidade você será capaz de:

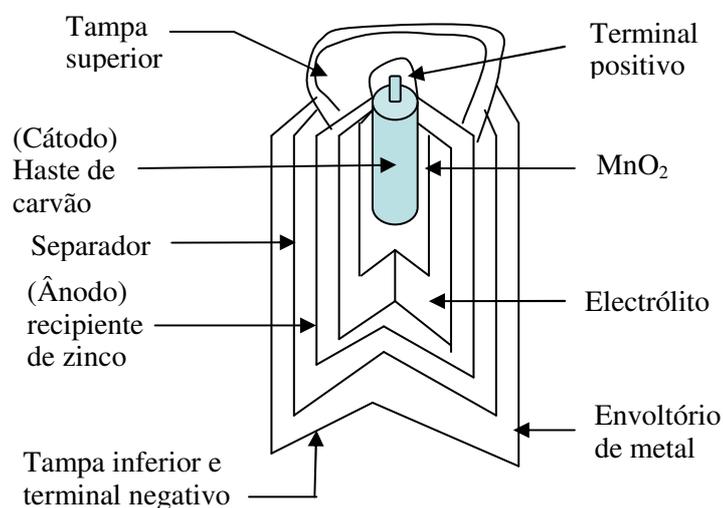


Objectivos

- Descrever a importância das pilhas comerciais para o quotidiano.
- Mencionar as vantagens das pilhas alcalinas sobre as pilhas de zinco-carvão.
- Explicar o funcionamento da bateria de ácido-chumbo e suas aplicações.

Pilhas de Leclanché

Estimado estudante, este tipo de pilhas é frequentemente usado em lanternas, rádios, gravadores, etc. A parede da pilha é feita de zinco, que constitui o ânodo da pilha, no centro existe um bastão de grafite, o qual funciona como cátodo ou seja, como colector da corrente eléctrica.





O verdadeiro cátodo consiste em uma mistura de dióxido de manganês e carvão em pó que envolve o bastão. Você deve ter observado na figura que o electrólito é uma pasta húmida constituída de cloreto de amônio (NH_4Cl), cloreto de zinco (ZnCl_2) e água. Quando a pilha se encontra em funcionamento, a semi-reacção do ânodo é a seguinte:



Íões Zn^{2+} migram para a solução o ânodo fica com (e^-) electrões em excesso.

Os electrões migram do ânodo (zinco) através do circuito até o bastão de grafite (cátodo). Aí o dióxido de manganês (MnO_2) é reduzido a Mn_2O_3 .

Semi-reacção catódica é:



A pilha cessará o seu funcionamento quando o MnO_2 for totalmente consumido.

Como uma forma de consolidar a matéria você poderá escrever a equação global da pilha, pois não? Força! Depois consulta o seu professor de disciplina para a sua correcção.

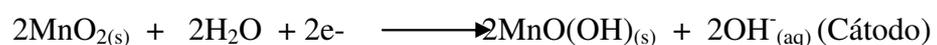
Agora, passemos para o estudo da pilha alcalina. E acreditamos que será fácil assimilar a matéria se você for aplicar todo o seu saber, o saber ser e o saber estar.

Pilhas alcalinas

Nas pilhas alcalinas, o ânodo é feito de zinco altamente poroso, o que facilita uma oxidação mais rápida do que o zinco utilizado na pilha de zinco-carvão.

A pasta entre os eléctrodos contém KOH em vez de NH_4Cl .

O KOH é melhor condutor que a solução de NH_4Cl e ZnCl_2 utilizada na pilha de Leclanché.



Caro estudante, você poderá escrever no seu caderno as vantagens das pilhas alcalinas e depois comparar as suas respostas com o texto que se segue.

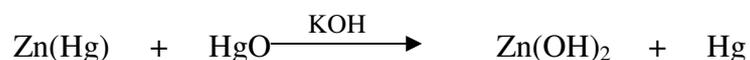
Vantagens das pilhas alcalinas sobre as pilhas de zinco-carvão (leclanché)

1. As pilhas alcalinas fornecem corrente eléctrica a um circuito de maneira eficiente que uma pilha zinco-carvão e a sua vida média é de cinco a oito anos.
2. Elas têm uma vida longa porque o zinco não fica muito tempo exposto ao meio ácido, causado pelos iões NH_4^+ (do NH_4Cl) presentes na pilha comercial.
3. Nas pilhas alcalinas, ao se retirar a corrente, não se forma a camada isolante de amônia ao redor do cátodo de carvão, fazendo com que a sua voltagem caia violentamente.

Que tal as suas respostas estavam de acordo com o texto? Parabéns! Prossiga com o seu estudo lendo pilhas de mercúrio.

Pilhas de mercúrio

O ânodo é constituído de amálgama de zinco, o cátodo, de óxido de mercúrio, e o eléctrodo é hidróxido de potássio. A reacção que ocorre é:



Durante a descarga da pilha o KOH não se altera.

A grande vantagem desta pilha em relação à de Leclanché é que é alcalina e que a voltagem nas pilhas de mercúrio permanece constante, enquanto que nas outras pilhas secas ela vai decaindo com o uso. Esta característica torna-a adequada para dispositivos sensíveis, como aparelho de surdez, instrumentos científicos e relógios.

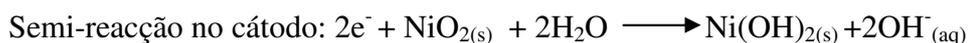


Você deve estar a imaginar quão é importante esta pilha. É isso mesmo, os surdos conseguem ouvir graças a esta pilha. Mas não fiquemos por aqui, veja outro tipo de pilha. Leia o que se segue.

Pilha de Níquel-cádmio

Uma pilha que alcançou grande utilização nos últimos anos é a pilha de níquel-cádmio.

Caro estudante, o seu ânodo é formado por cádmio metálico que sofre oxidação em electrólito alcalino (meio básico) e o cátodo contém óxido de níquel (IV) (NiO_2). O eléctrodo desta pilha é uma solução concentrada de KOH.



A vantagem desta pilha é de ser leve e facilmente miniaturizada e além disso, o seu potencial permanece constante até que ela seja totalmente descarregada. Isso acontece porque as concentrações iónicas internas não variam durante a sua utilização.

Estas pilhas são usadas em calculadoras de bolso, telefones sem fio, câmara de vídeo, barbeadores eléctricos, etc.

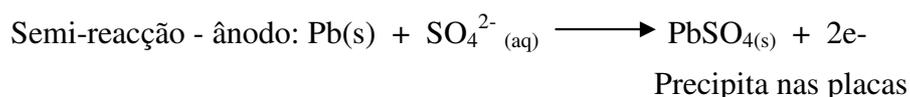
Caro estudante, apesar de esta pilha ter muitas aplicações elas têm a sua desvantagem é que são muito caras, particularmente para os países em vias de desenvolvimento, Moçambique não é uma excepção.

Obviamente, você já ouviu falar ou mesmo viu a bateria de chumbo ou acumulador de chumbo. Talvez não soubesse como ela funciona. Então chegou a vez de estudar a bateria de chumbo. Lembre-se «o saber não ocupa lugar»

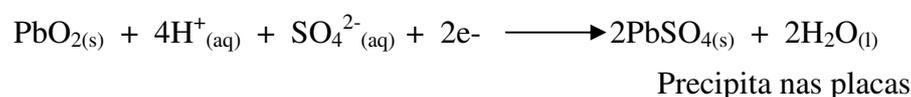
A bateria de chumbo

Caro estudante, a bateria de 12 V usada nos automóveis consiste em uma associação de seis pilhas galvânicas ligadas em série (daí o nome bateria). Cada uma delas fornece aproximadamente 2 V.

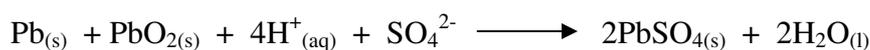
O ânodo dessa bateria (pólo negativo) é constituído por um grupo de placas de chumbo, e o cátodo por uma série de placas de PbO_2 .



Semi-reacção- do cátodo:



Somando as duas semi-reacções, teremos a reacção global da bateria:



Observando a equação global, pode constatar que, para cada 1 mol de chumbo que reage, 2 moles de H_2SO_4 são substituídos por 2 moles de água.

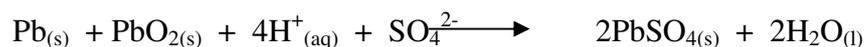
Você deve ter notado que na bateria ocorrem reacções redox. Importa aqui salientar que as semi-equações devem ser do seu domínio.

Como você pode saber se uma bateria está descarregada? É muito fácil. Veja:

Existe um aparelho para medir a carga de cada elemento, chamado **densímetro**. Quando a bateria está com carga suficiente, a densidade está entre 1,25 e 1,30 g/cm^3 . Caso a densidade esteja abaixo de 1,20 g/cm^3 , a concentração do ácido está baixa e a bateria encontra-se parcialmente descarregada.

Como se carrega a bateria de chumbo? Certamente você sabe deste assunto.

Uma bateria de ácido-chumbo pode ser recarregada, passando por ela uma corrente eléctrica contínua em direcção oposta, o que força a reacção a acontecer no sentido inverso. Isso acontece quando o motor do carro está em funcionamento.



Após seu carregamento uma bateria passa a produzir corrente eléctrica novamente. Que bom! Assim, podemos viajar de automóvel ou avião até chegarmos ao nosso destino sem constrangimentos de parar pelo caminho ou despenhar.

Resumo



Resumo

Estimado estudante, agora preste atenção ao resumo da lição.

As pilhas que diariamente usamos são denominadas pilhas secas e compreendem:

Pilhas de Leclanché, usadas em rádios, lanternas, gravadores, etc.

Pilhas alcalinas, que duram muito e mais caras que as de Leclanché. Na sua composição entra o KOH em vez de NH_4Cl , daí a designação alcalina (básica).

Pilhas de mercúrio, mais vantajosas, pois o tamanho delas é pequeno, além da manutenção da voltagem com o uso.

Baterias de chumbo, que têm a vantagem de serem recarregáveis.

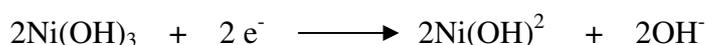
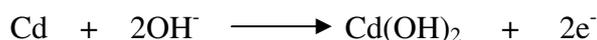
Assim, em conjunto, vamos realizar as actividades que se seguem para que possa compreender como usar o conhecimento que acaba de adquirir

Actividades



Actividades

1. As pilhas de níquel-cádmio têm sido muito aplicadas na construção de baterias usadas como fonte de energia, tanto em pequenos aparelhos (calculadoras, brinquedos, telefones sem fio, etc.) como, até mesmo, em satélites espaciais. As semi-reações, que possivelmente ocorrem nesse tipo de pilhas alcalinas, estão representadas a seguir:



Assinale a alternativa correcta com *x*:

- a. O processo é espontâneo.
- b. O cádmio é o pólo negativo da pilha.
- c. O $\text{Ni}(\text{OH})_3$ constitui o cátodo da pilha.
- d. O Cd é o agente redutor e seu número de oxidação aumenta de 0 para +2 no processo directo.
- e. Os electrões fluem do eléctrodo de $\text{Ni}(\text{OH})_3$ para o eléctrodo de cádmio.

Resolução

Como você viu no estudo da pilha níquel-cádmio, o cátodo é o pólo positivo constituído pelo eléctrodo de $\text{Ni}(\text{OH})_3$. Assim, os electrões fluem do pólo positivo para o pólo negativo, neste caso para o eléctrodo de cádmio. Resposta: (e).

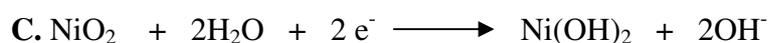
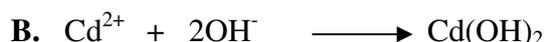
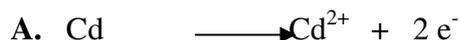
Esperamos que com estas actividades você esteja capaz de resolver os exercícios a seguir sem consultar as soluções. E se achar de esperto consultar as soluções antes de resolver sozinho estará enganar-se a si próprio.

Avaliações



Avaliações

1. Aparelhos electrónicos, como telefones sem fio e calculadoras, podem utilizar baterias recarregáveis de níquel-cádmio. As reacções que ocorrem nesta bateria podem ser representadas por:



Sobre estas reacções são feitas as seguintes afirmações:

I. A reacção A ocorre no ânodo da bateria.

II. A reacção C ocorre no cátodo da bateria.

III. O cádmio é o agente oxidante e o óxido de níquel é o agente redutor.

Quais as as afirmações correctas?

a. Apenas I

b. Apenas II c. Apenas III d. Apenas I e II e. I, II e III

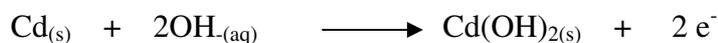
2. Uma das grandes vantagens do uso das baterias de níquel-cádmio reside no facto de que as mesmas pode ser recarregadas e consequentemente reutilizadas. A reacção do processo de descarga total é dada por:



Marque verdadeiro (V) ou falso (F):

a. No processo de descarga, as espécies $\text{Cd}_{(s)}$ e $\text{Ni}(\text{OH})_{3(s)}$ são reduzidas.

b. A reacção anódica do processo de descarga é representada por

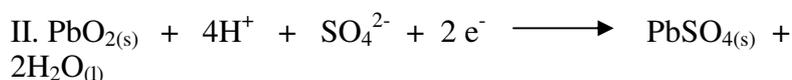
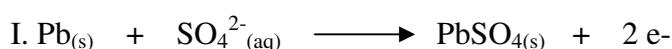


c. O cádmio, Cd, é o agente redutor no processo de descarga.

- () d. No processo de carga, o agente redutor é o $\text{Ni(OH)}_{2(s)}$.
- () e. O cádmio, Cd(s) , é oxidado em ambos os processos de carga e descarga.

3. Nas baterias de chumbo, usadas nos automóveis, os eléctrodos são placas de chumbo (PbO_2) imersas em solução de ácido sulfúrico concentrado, com densidade da ordem de $1,280 \text{ g/cm}^3$.

As reacções que ocorrem durante a descarga da bateria são as seguintes:



- a) Qual das duas reacções ocorre no pólo negativo (ânodo) da bateria? Justifique a sua resposta.
- b) Explique o que acontece com a densidade da solução da bateria durante a sua descarga.
4. A bateria comum de automóveis é constituída de ânodos de chumbo e cátodos de óxido de chumbo. Esses eléctrodos são imersos em uma solução de ácido sulfúrico de título 38%. Na bateria em operação ocorre a seguinte reacção.



- a) Escreva as semi-reacções de oxidação e de redução que ocorrem em cada um dos eléctrodos, sabendo que em ambos se forma PbSO_4 sólido.
- b) Explique por que a determinação da densidade da solução de ácido sulfúrico permite estimar a carga da bateria.

Agora compare as suas soluções com as que lhe apresentamos no final do módulo. Acertou em todas as respostas? Que bom, prossiga com o seu estudo na próxima lição. Lembre-se, em caso de dificuldades, o seu professor está disponível para ajudar a esclarecê-las, não hesite em dirigir-se ao grupo de estudo. Sucessos!

Lição 11

Eléctrodo – padrão de hidrogénio

Introdução

Assim, caro estudante, como se estabeleceu que o nível do mar corresponde a uma altitude **zero**, assim também, em Química, o potencial normal do eléctrodo de hidrogénio corresponde ao valor **zero**.

Ao concluir esta unidade você será capaz de:



Objectivos

- Explicar o funcionamento do eléctrodo-padrão de hidrogénio.

Potencial-padrão de semi-célula

A diferença de potencial eléctrico entre pólos de uma célula galvânica medida com voltímetro numa situação em que a célula não esteja fornecendo corrente eléctrica para o circuito, é representada por (ΔE).

Se essa diferença de potencial for medida nas condições padrão (convencionadas como 1,0 mol/l e 100 kPa) e em uma temperatura de (25° C), ela é denominada diferença de potencial-padrão e representa-se por (ΔE°). Você já sabe da lição anterior, que o **potencial eléctrico do cátodo** é maior que **o do ânodo**. Assim, podemos dizer que o valor de ΔE° é dado por:

$$\Delta E^{\circ} = E^{\circ}_{\text{cátodo}} - E^{\circ}$$

Em que $E^{\circ}_{\text{cátodo}}$ e $E^{\circ}_{\text{ânodo}}$ representam, respectivamente, os potenciais eléctricos do cátodo e do ânodo.

Caro estudante, como dissemos anteriormente, o voltímetro não mede valores de potencial, mas sim diferenças de potencial. Assim, não há um

modo de medir isoladamente $E^{\circ}_{\text{cátodo}}$ ou $E^{\circ}_{\text{ânodo}}$. Apenas medimos a diferença entre ambos (ΔE°). O referencial escolhido para expressar potencial eléctrico, em experiências de electroquímica, é o **eléctrodo-padrão de hidrogénio**. A escolha de um eléctrodo de Hidrogénio como referencial permite superar a impossibilidade de tabelar potenciais individuais.

Assim, o valor de E° para o eléctrodo-padrão de hidrogénio foi convencionado como sendo **0 V** (zero volt), quer ele actue como ânodo, quer como cátodo.

Assim, a partir da definição podemos afirmar que:

O potencial-padrão da semi-célula Ag^+/Ag^0 é + 0,80 V;

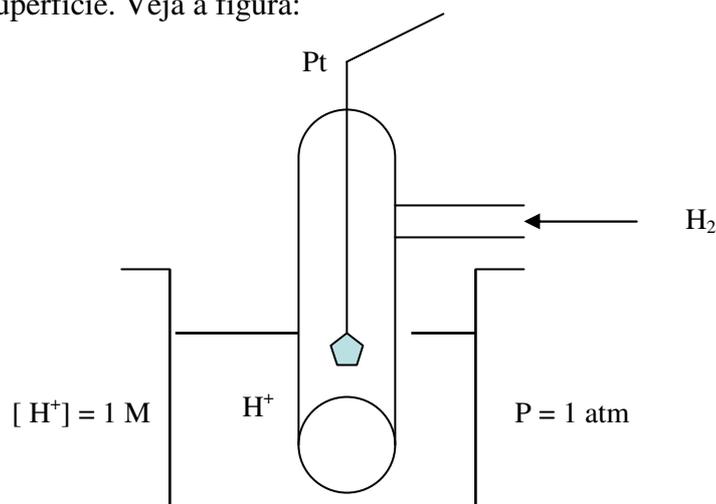
O potencial-padrão da semi-célula $\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}^0$ é + 0,34 V;

O potencial-padrão da semi-célula $\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}^0$ é - 0,76 V;

Caro estudante, observe a figura 15 sobre a constituição do eléctrodo de hidrogénio

O eléctrodo de hidrogénio é constituído por uma solução 1 molar de um ácido, na qual borbulha gás hidrogénio à pressão de 1 atmosfera.

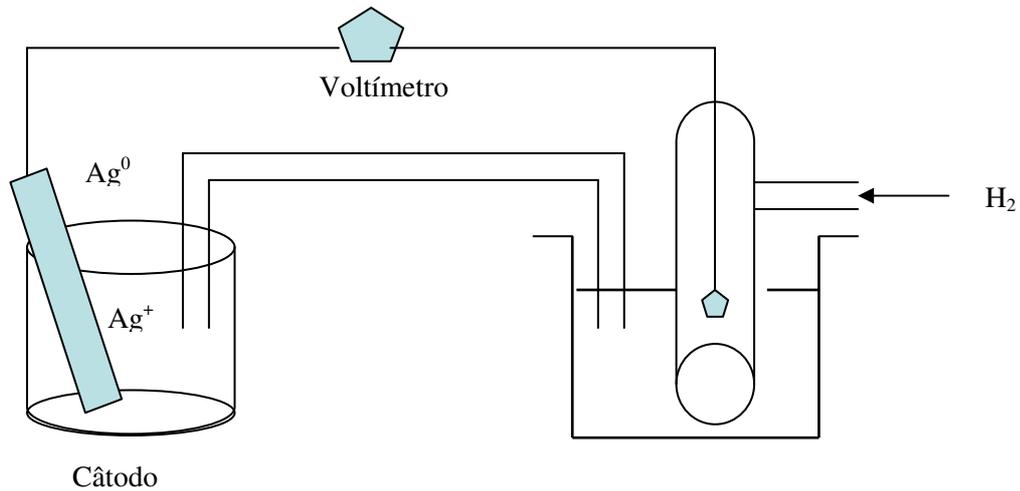
O gás hidrogénio é suportado por uma barra de platina que possui a propriedade de absorver, isto é, de fixar o gás hidrogénio em sua superfície. Veja a figura:



Para medir o potencial normal de um eléctrodo, basta acoplá-lo com o eléctrodo de Hidrogénio, medir ΔE° e verificar o sentido da corrente eléctrica.

Agora, você considere o seguinte exemplo:

Para medir o potencial normal do eléctrodo de prata, devemos acoplá-lo com o eléctrodo normal de hidrogénio, conforme o esquema:



O voltímetro indica que a ΔE° é de 0,80 volt.

Então:

$$\Delta E^\circ = 0,80 \text{ volt}$$

Aqui verifica-se que o movimento dos electrões se dá do **eléctrodo de hidrogénio** para o **eléctrodo de prata**. Logo: O eléctrodo de prata é o **cátodo**.

Se o eléctrodo de prata é o cátodo, sofrerá uma redução:



Então deverá ter um potencial menor que o do hidrogénio, pois os electrões caminham pelo circuito externo, do potencial maior para o menor.

Estimado estudante, recorda-se que:

$$\Delta E^\circ = E^\circ_{\text{oxid}} - E^\circ_{\text{oxid}}$$

(maior) (menor)

ou seja: $\Delta E^\circ = E^\circ_{\text{H}_2} - E^\circ_{\text{Ag}}$

Então: $0,80 = 0 - E^\circ_{\text{Ag}}$

Portanto: $E^{\circ}_{Ag} = - 0,80$ volt

Esperamos que com exemplo acima descrito você tenha compreendido muito bem a medição de potencial do eléctrodo. Agora, prossiga em frente lendo a espontaneidade da pilha.

A pilha e a espontaneidade

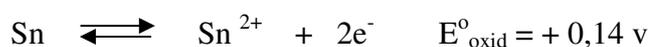
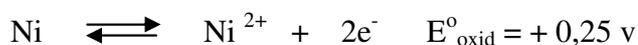
São considerados espontâneos os processos que ocorrem na natureza sem intervenção directa do cientista. Usando esse raciocínio, podemos dizer que as reacções que se realizam em uma pilha são espontâneas, pois basta montar a aparelhagem para que o processo se efectue por si próprio.

Logo. As reacções das pilhas são espontâneas.

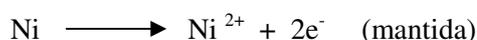
Em um aprocesso espontâneo, o valor de ΔE° sempre é positivo

Isto pode ser facilmente demonstrado através de um exemplo:

seja os eléctrodos de níquel e estanho:



Conforme vimos atrás, mantemos a primeira equação, pois tem (E°_{maior}), invertemos a segunda (E°_{menor}) e somamos membro a membro.



Este processo apresenta uma ΔE° , que pode ser calculada pela expressão:

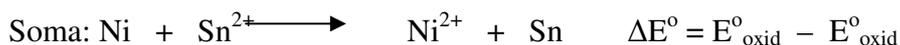
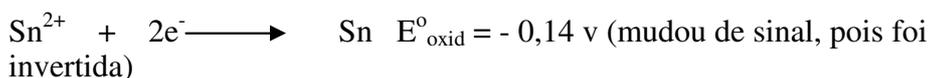
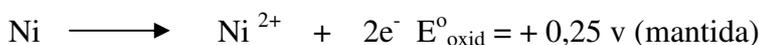
$$\Delta E^{\circ} = E^{\circ}_{\text{oxid}} - E^{\circ}_{\text{oxid}}$$

Então $\Delta E^{\circ} = + 0,25 - 0,14$

$$\Delta E^{\circ} = + 0,11 \text{ v}$$



Poderá também calcular ΔE° , fazendo o seguinte:



$$\Delta E^{\circ} = +0,25 - 0,14$$

$$\Delta E^{\circ} = +0,11 \text{ V}$$

Caro estudante, observe que de qualquer modo se consegue:

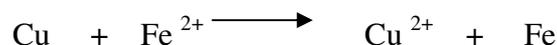
| Processo | ΔE° |
|---|--------------------|
| $\text{Ni} + \text{Sn}^{2+} \longrightarrow \text{Ni}^{2+} + \text{Sn}$ | +0,11 V |

Como você notou, todo o processo de oxidação-redução espontânea apresenta ΔE° positivo. Olha, também pode se prever a espontaneidade de uma reacção.

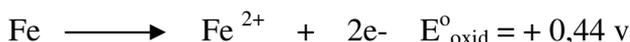
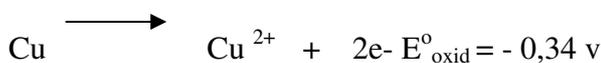
Previsão das reacções

Já vimos como se obtém a reacção global de uma pilha, pois a reacção que ocorre numa pilha é **espontânea**, isto é, uma vez montada adequadamente essa pilha, a reacção começa a ocorrer.

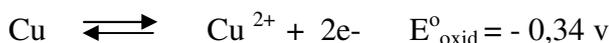
Assim, vamos ver se ocorre a seguinte reacção:



Da tabela de potenciais, observamos que:



Para conseguir a reacção desejada, devemos inverter a segunda equação, pois queremos Cu e Fe^{2+} no primeiro membro.



Somando membro a membro, obtemos:



$$\Delta E^{\circ} = E^{\circ}_{\text{oxid}} - E^{\circ}_{\text{oxid}}$$

$$\Delta E^{\circ} = -0,34 - 0,44$$

$$\Delta E^{\circ} = -0,78 \text{ v}$$

Como o resultado obtido é negativo, o processo em questão não ocorre, ou seja, **não é espontâneo**.

| Processo | ΔE° |
|---|--------------------|
| $\text{Cu} + \text{Fe}^{2+} \longrightarrow \text{Cu}^{2+} + \text{Fe}$ | - 0,78 v |

É tão fácil você prever a espontaneidade da reacção, presta atenção ao resumo.

Resumo



Resumo

O eléctrodo de hidrogénio é constituído por uma solução 1 M de ácido, na qual se mantém gás hidrogénio à pressão de 1 atm. A este eléctrodo atribuiu-se o potencial **zero**, e daí a denominação potencial normal de hidrogénio: $E^{\circ} = 0$

Potenciais positivos indicam maior tendência de perder electrões que o eléctrodo de Hidrogénio.

Potenciais negativos indicam menor tendência de perder electrões que o eléctrodo-padrão (Hidrogénio)

Uma reacção é espontânea quando apresenta $\Delta E^{\circ} > 0$

Uma reacção não-espontânea $\Delta E^{\circ} < 0$

Assim, em conjunto, vamos realizar as actividades que se seguem para que possa compreender como usar o conhecimento que acaba de adquirir.



Actividades

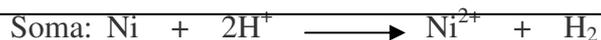
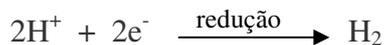
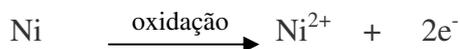


Actividades

1. Considere a pilha padrão Ni, Ni²⁺ || Pt(H₂); H⁺. Qual a pilha que tem maior tendência a oxidar

Resolução:

Nesta representação encontram-se a forma reduzida e a oxidada de cada semi-célula, separadas entre si por (||), que representa a ponte salina. Como vimos, a IUPAC recomenda que o ânodo fique à esquerda:



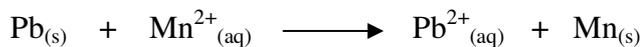
$$\Delta E^{\circ} = E^{\circ}_{\text{xid do Ni}} - E^{\circ}_{\text{xid do H}^{+}}$$

$$\Delta E^{\circ} = E^{\circ}_{\text{Ni/Ni}^{2+}} + E^{\circ}_{\text{H}^{+}/\text{H}_2} = 0,23 \text{ V}$$

$$\text{Sabe-se que: } E^{\circ}_{\text{H}/\text{H}_2} = 0,0 \text{ V}$$

Então, $\Delta E^{\circ} = E^{\circ}_{\text{Ni/Ni}^{2+}} = 0,23 \text{ V}$, logo o potencial padrão de oxidação do níquel é de + 0,23 V

2. Utilize os valores dos potenciais padrão para decidir se a reacção seguinte pode ocorrer:



Resolução:

Escrever correctamente as duas semi-equações:



Escrever o diagrama da célula:



Escrever os potenciais para cada uma das semi-células:

$$E^{\circ} \text{Pb}^{2+} / \text{Pb} = - 0,13 \text{ V} ; E^{\circ} \text{Mn}^{2+} / \text{Mn} = - 1,18 \text{ V}$$

Calcular a diferença de potencial da pilha:

$$\Delta E^{\circ} = E^{\circ}_{\text{oxid}} - E^{\circ}_{\text{oxid}}$$

$$\Delta E^{\circ} = - 1.18 \text{ V} - (-0,13 \text{ V}) = - 1,05 \text{ V}$$

Como podemos ver, o sinal negativo da diferença de potencial indica que a reacção não vai ocorrer espontaneamente. Deverá ocorrer a reacção inversa, cujo valor da diferença de potencial é positivo (+ 1,05 v).

Esperamos que com estas actividades você esteja capaz de resolver os exercícios a seguir sem consultar as soluções. E se se achar de esperto consultar as soluções antes de resolver sozinho estará a enganar-se a si próprio.



Avaliações



Avaliações

1. Como é constituído o eléctrodo padrão de hidrogénio?
2. Indique se as seguintes reacções são espontâneas (em condições padrão);
 - a) $\text{Br}_{2(\text{aq})} + 2\text{I}^{-}_{(\text{aq})} \longrightarrow 2\text{Br}^{-}_{(\text{aq})} + \text{I}_{2(\text{aq})}$
 - b) $\text{Br}_{2(\text{aq})} + 2\text{Cl}^{-}_{(\text{aq})} \longrightarrow 2\text{Br}^{-}_{(\text{aq})} + \text{Cl}_{2(\text{aq})}$
 - c) $\text{Zn}_{(\text{s})} + 2\text{Fe}^{3+}_{(\text{aq})} \longrightarrow \text{Zn}^{2+}_{(\text{aq})} + 2\text{Fe}^{2+}_{(\text{aq})}$
 - d) $2\text{MnO}_4^{-}_{(\text{aq})} + 16\text{H}^{+}_{(\text{aq})} + 10\text{Br}^{-}_{(\text{aq})} \longrightarrow 8\text{H}_2\text{O}_{(\text{l})} + 2\text{Mn}^{2+}_{(\text{aq})} + 5\text{Br}_{2(\text{aq})}$
 - e) $2\text{MnO}_4^{-}_{(\text{aq})} + 16\text{H}^{+}_{(\text{aq})} + 5\text{Cu}_{(\text{s})} \longrightarrow 8\text{H}_2\text{O}_{(\text{l})} + 2\text{Mn}^{2+}_{(\text{aq})} + 5\text{Cu}^{2+}_{(\text{aq})}$
3. Esquematize uma pilha formada pelas semi-células abaixo indicadas: Indique em cada uma: a carga dos pólos, cátodo e ânodo, sentido dos electrões no fio, a diferença de potencial em condições padrão, semi-equação de oxidação e redução, equação global.

Um método de recuperação de Cu^{2+} contido em soluções aquosas consiste em sua transformação a cobre metálico. Isto é possível adicionando raspa de ferro às soluções, sob agitação.

Escreva as semi-equações de oxidação e de redução que ocorrem neste processo.

Qual dos pares, $\text{Cu}^{2+} / \text{Cu}$ ou $\text{Fe}^{2+} / \text{Fe}$, deve ter maior potencial? Justifique com base na informação dada.

Agora compare as suas soluções com as que lhe apresentamos no final do módulo. Acertou em todas as respostas? Que bom, prossiga com o seu estudo na próxima lição. Lembre-se, em caso de dificuldades, o seu professor está disponível para o ajudar a esclarecê-las, não hesite em dirigir-se ao grupo de estudo. Sucessos!

Lição 12

Electrólise

Introdução

Caro estudante, nesta lição você vai aprender uma técnica de vital importância na vida da sociedade. O aspecto de qualquer peça metálica pode tornar-se nobre aumentando seu valor, desde que seja revestida por uma película fina de ouro ou prata .

As peças metálicas decorativas de automóveis, motorizadas ou bicicletas para se tornarem mais brilhantes e atractivas, são revestidas com crómio (cromadas), e muitas peças de aço ou ferro recebem uma película de zinco para protegê-las da corrosão .

Através dessa técnica é possível fazer com que uma peça metálica se torne mais brilhante, mais valiosa ou até mesmo resistente à corrosão dependendo do meio em que ela está empregada .

Essa técnica recebe o nome de **electrodeposição** ou **galvanização** e aplica-se o fenómeno da electrólise.

Ao concluir esta unidade você será capaz de:



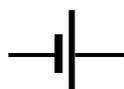
Objectivos

- Explicar as áreas da aplicação da electrólise.
- Descrever o funcionamento da electrólise ígnea.

Gerador de corrente eléctrica

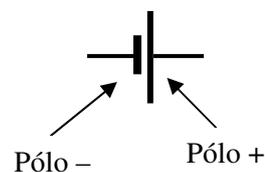
Como vimos nas lições anteriores , caro estudante, as pilhas e baterias são dispositivos capazes de gerar corrente eléctrica .

Vamos simbolizar o gerador da corrente eléctrica através do esquema a seguir representado, onde o traço maior indica o **pólo positivo** , e o menor o **negativo**.



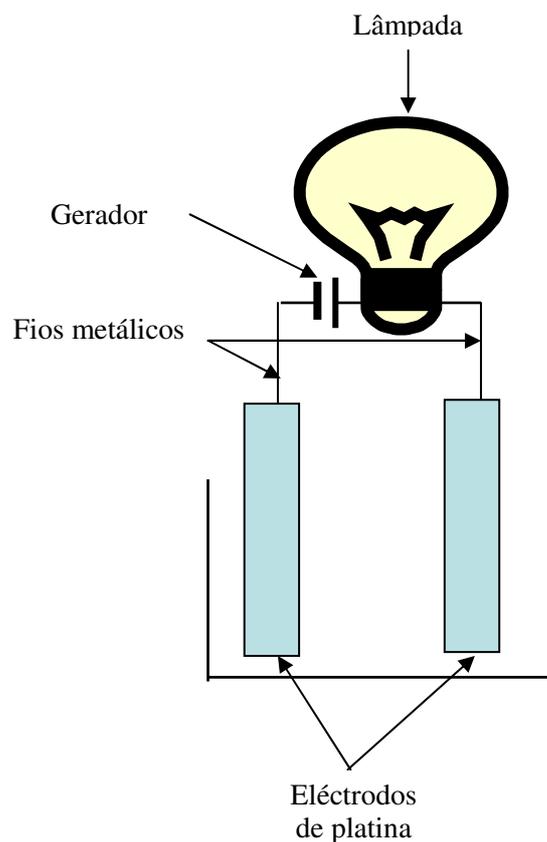
Símbolo de um gerador de corrente eléctrica

ou seja:



Conceito de electrólise

Para testar a conductibilidade eléctrica, você deve considerar a aparelhagem esquematizada a seguir:



Se colocarmos sal de cozinha sólido no recipiente, a lâmpada não vai acender, mostrando que o NaCl sólido não apresenta íons para conduzir a corrente eléctrica.

Para provocar corrente eléctrica é necessário libertar íons de Na^+ e Cl^- para que se possam movimentar. Isso pode ser possível aquecendo-se o sal até a sua fusão ou adicionando-se água o que provocará a dissociação dos íons.

Agora, preste atenção, em tipos de eletrólise

Electrólise Ígnea

A electrólise ígnea é o nome dado a uma reacção química provocada pela passagem de corrente eléctrica através de um composto iónico fundido.

Considere a electrólise ígnea do NaCl fundido presente no interior de um recipiente electrolítico.

Observações macroscópicas (significa visível a olho nú).

No pólo positivo, obtém-se bolhas de um gás amarelo de cheiro irritante, o cloro (Cl₂).

No pólo negativo, obtém-se um metal de cor cinzenta, o Na que reage violentamente com a água.

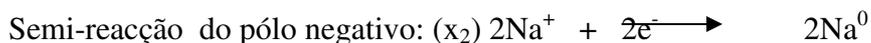
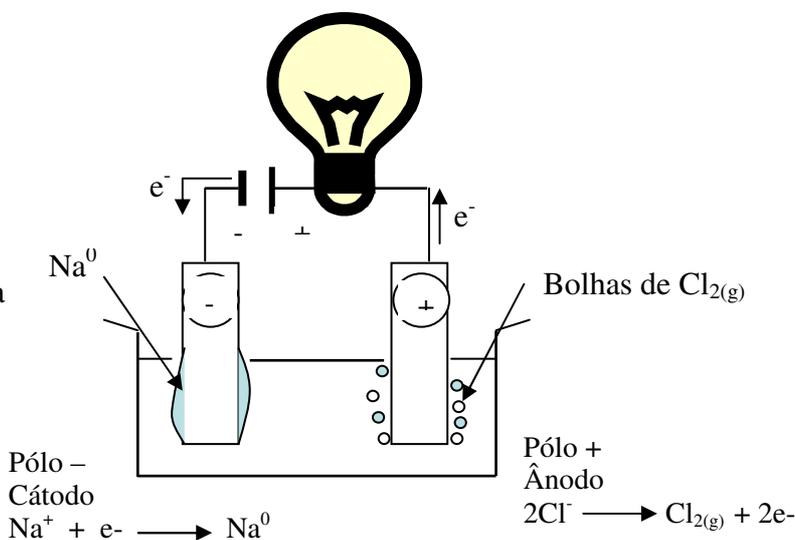
Observações microscópicas (significa não visível a olho nú).

A passagem da corrente eléctrica está relacionada com a transformação de iões Cl⁻ do sal NaCl em moléculas Cl₂ e iões Na⁺ em átomos de sódio metálico Na.

Isso é referenciado porque o gerador força os iões Cl⁻ a doar electrões, através do circuito metálico, para os iões Na⁺.

Lâmpada acesa indica a passagem de corrente eléctrica

O recipiente em que ocorre a electrólise é chamado de cela, célula ou cuba electrolítica. A cuba, para realizar uma electrólise ígnea, deve ter alta resistência ao calor, pois compostos iónicos fundem a temperaturas elevadas.





Caro estudante, o que é electrólise? A electrólise é um fenómeno de oxidação-redução onde o número total de electrões perdidos no pólo positivo deve ser igual ao número total de electrões recebidos no pólo negativo.

A seguir leia os nomes e sinais dos eléctrodos na pilha e na electrólise. Estes aspectos se forem bem compreendidos você não vai ter dificuldades no seu estudo.

Nomes e sinais dos eléctrodos na pilha e na electrólise

Por definição, na pilha e na electrólise:

Ânodo – eléctrodo onde ocorre oxidação

Cátodo – eléctrodo onde ocorre redução

Na pilha : Redução = Cátodo = pólo positivo

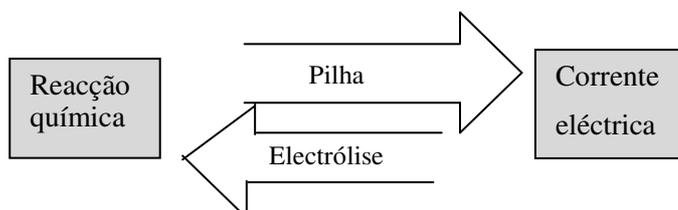
Oxidação = Ânodo = pólo negativo

Na electrólise: Redução = Cátodo = pólo negativo

Oxidação = Ânodo = pólo positivo

Como você pode ver, a electrólise é o inverso da pilha, pois os sinais mudam. Além disso, a pilha permite obter corrente eléctrica a partir da reacção química e a electrólise é uma reacção química provocada pela corrente eléctrica.

Podemos esquematizar o processo, assim:



Considere os potenciais normais redox, pag 28.



Vamos calcular a ΔE° para os dois processos:

Primeiro processo:



$$\Delta E^{\circ} = E_{\text{red}}^{\circ} - E_{\text{red}}^{\circ} = -2,71 \text{ V} - 1,36 \text{ V}$$

Eléctrodo Eléctrodo

que recebe e- que doa e-

$$\Delta E^{\circ} = -4,07 \text{ V}$$

Quando a ΔE° é **positiva**, indica que a reacção é espontânea, e por conseguinte, poderia ser usada numa pilha para gerar corrente eléctrica.

Segundo processo:



$$\Delta E^{\circ} = E_{\text{red}}^{\circ} - E_{\text{red}}^{\circ} = -2,71 \text{ V} - 1,36 \text{ V}$$

Eléctrodo Eléctrodo

que recebe e- que doa e-

$$\Delta E^{\circ} = -4,07 \text{ V}$$

Quando a ΔE° é **negativa**, indica que a reacção não é espontânea, e é forçada através da passagem de corrente eléctrica, constitui uma electrólise.

Caro estudante, aconselhamos a você a reter a informação que consta do resumo que se segue.



Resumo



Resumo

Electrólise é toda a reacção química provocada por corrente eléctrica.

| Processo | Eléctrodo | Sinal |
|-------------|--|---|
| Pilha | Ânodo ocorre oxidação Cátodo ocorre redução | Ânodo – pólo negativo Cátodo – pólo positivo |
| Electrólise | Ânodo ocorre oxidação Cátodo ocorre redução | Ânodo – pólo positivo Cátodo – pólo negativo |

- Um processo espontâneo ocorre em uma pilha.
- Um processo não espontâneo ocorre na electrólise.

Assim, em conjunto, vamos realizar as actividades que se seguem para que possa compreender como usar o conhecimento que acaba de adquirir

Actividades



Actividades

1. A reacção da electrólise é utilizada para : (assinale com *x* a alternativa certa)
- a. Obtenção de electricidade nas pilhas.
 - b. Fazer destilação do petróleo.
 - c. Electrodeposição de metais como a cromação.
 - d. O branqueamento de fibras no fabrico de papel.
 - d. Fabricar sabão a partir de gorduras.

Resolução

Como vimos, as peças metálicas para se tornarem mais brilhantes e atractivas são revestidas com crómio, fenómeno conhecido por electrodeposição, aplicado na electrólise. Logo a alternativa certa é a **c**.

Esperamos que com estas actividades você estará capaz de resolver os exercícios a seguir sem consultar as soluções. E se se achar de esperto consultar as soluções que vem no fim do módulo, antes de resolver sozinho estará enganar-se a si próprio.



Avaliações



Avaliações

1. “As reacções de electrólise só ocorrem em sistemas que contêm A em movimento. Nessas transformações há consumo de energia B .

Assinale com (✗) as afirmações correctas pela substituição de **A** e **B**, respectivamente, por:

- a. átomos e luminosa;
 - b. moléculas e luminosa;
 - c. moléculas e térmica;
 - d. átomos e eléctrica;
 - e. iões e eléctrica.
2. O processo da electrólise relaciona-se com (assinale com x):
- a. Dissociação de uma substância;
 - b. Ionização de uma substância,
 - c. Obtenção de corrente eléctrica.
 - d. Decomposição de uma substância;
 - e. Dissolução de uma substância molecular.
3. Com um processo de electrólise é correcto afirmar que:
- a. Não há passagem de corrente eléctrica.
 - b. Substâncias são apenas oxidadas.
 - c. Substâncias são apenas reduzidas.
 - d. O elemento oxidante doa electrões.
 - d. Oxidação e redução são sempre em simultâneo.
4. Um electrólito dissocia-se em seus iões quando:
- a. É submetido a um campo electromagnético;
 - b. Se procede a electrólise;

- () c. Se dissolve em líquido polar;
 - () d. Se adiciona um ácido ou base forte;
 - () e. Por ele passa uma corrente eléctrica.
5. Equacione as semi-reacções envolvidas na electrólise ígnea do NiCl_2 , indicando os produtos no cátodo e no ânodo, bem como a reacção global da electrólise .
- Mostre também através de cálculos a ΔE° mínima para que a electrólise funcione (consulte a tabela de E°_{red}).
- Faça o mesmo para a electrólise ígnea de CuI_2 .
6. Equacione os processos do cátodo, do ânodo e global da electrólise de AlBr_3 . não se esquecendo de equilibrar as cargas eléctricas.

Acertou em todas as respostas? Que bom, prossiga com o seu estudo na próxima lição. Lembre-se, em caso de dificuldades, o seu professor está disponível para o ajudar a esclarecê-las, não hesite em dirigir-se ao grupo de estudo. Sucessos!



Lição 13

Electrólise aquosa

Introdução

Caro estudante, você sabe que em solução aquosa existem íões H^+ e OH^- cujo aparecimento pode ser assim equacionado:



Em uma electrólise aquosa, os íões H^+ provenientes da água irão competir com os catiões provenientes da substância dissolvida (electrólito).

Ao concluir esta unidade você será capaz de:

- Explicar o funcionamento da electrólise aquosa.
- Escrever equações das reacções.



Objectivos

Electrólise aquosa

Caro estudante o que será uma electrólise aquosa? Partindo da definição da electrólise ígnea, acreditamos que você deve ter respondido, assim: **Electrólise aquosa** é uma reacção química provocada pela passagem de corrente eléctrica através de uma solução aquosa de um electrólito. Bravo! é isso mesmo.

Para melhor estudar a electrólise aquosa, você deve considerar a seguinte tabela, que mostra os resultados obtidos na electrólise de algumas soluções electrolíticas.

Observações macroscópicas

| Electrólise de uma solução aquosa | Substância formada no cátodo | Substância formada no ânodo |
|-----------------------------------|------------------------------|-----------------------------|
| $NiCl_2$ | Ni | Cl_2 |
| $AgNO_3$ | Ag | O_2 |

| | | |
|---------------------------------|----------------|----------------|
| KI | H ₂ | I ₂ |
| Na ₂ SO ₄ | H ₂ | O ₂ |

Voçê toma em consideração a seguinte nota:

Um **eléctrodo é inerte** quando não participa na reacção química.

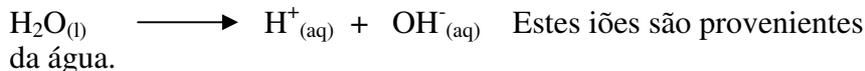
Exemplo: eléctrodos de grafite e da platina.

Se o eléctrodo participa na reacção ele é denominado **eléctrodo activo**.

Caro estudante, de acordo com esta nota você ficou a saber que existem eléctrodos inertes e activos. Não se esqueça!

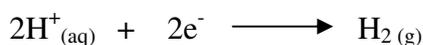
Análise microscópica

Em alguns dos exemplos citados, há a formação de gás hidrogénio (H₂) e/ou gás oxigénio (O₂). Isto levou os químicos a concluir que, em solução aquosa, existem iões H⁺ e OH⁻, cujo aparecimento pode ser assim equacionado:



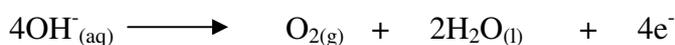
Caro estudante, numa electrólise aquosa, os iões H⁺, provenientes da água, irão competir com os cations provenientes da substância dissolvida (electrólito).

A reacção da descarga dos iões H⁺ no cátodo é:



Já os iões OH⁻ da água irão competir com aniões provenientes do electrólito.

Reacção da descarga dos iões OH⁻ no ânodo:





ou

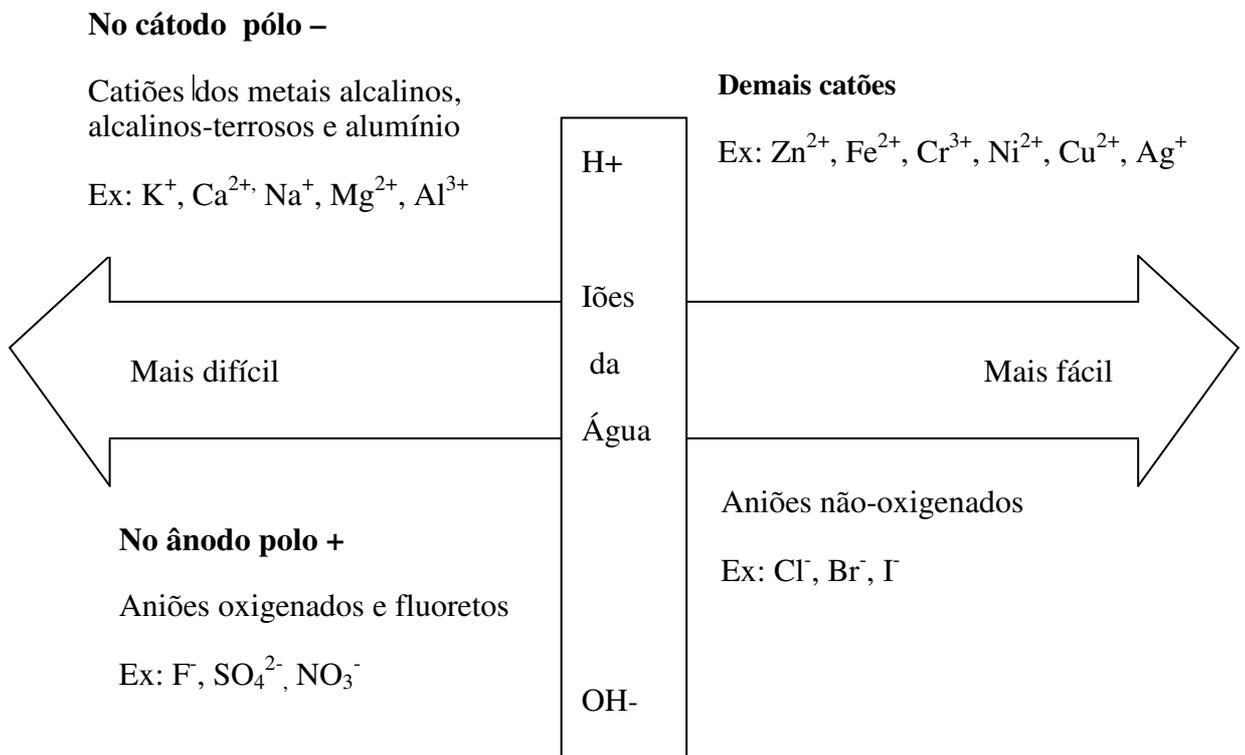


Quem vence a competição para reagir no cátodo o H^+ da água ou o catião do electrólito?

E no ânodo: o OH^- da água ou o anião do electrólito?

Para responder a essas perguntas, estimado estudante, os químicos elaboraram experimentalmente, uma fila que mostra a facilidade de descarga de iões nos electrólitos. Observe, com atenção o esquema abaixo:

Facilidade de descarga



Com certeza você terá notado que todos os iões situados à esquerda da fila de descarga nunca sofrerão descarga em electrólise aquosa, pois apresentam menor tendência para reagir que os iões provenientes da água.

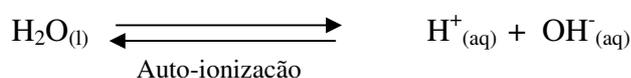
Em soluções aquosas temos as possíveis **oxidação e redução do solvente** em adição às possíveis **oxidação e redução dos íons do soluto**. A oxidação do anião ou da água, bem como a redução do catião ou da água dependem da facilidade relativa dessas duas reacções competirem.

Caro estudante, para melhor compreender isso que acabou de ler, preste atenção ao exemplo que se segue:

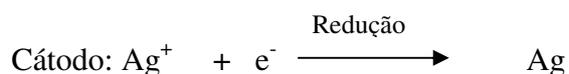
Considere a electrólise de solução aquosa diluída de AgNO_3 .

Nessa electrólise irão competir os íons Ag^+ e H^+ , no cátodo, e os íons NO_3^- e OH^- , no ânodo.

Esses íons provêm dos processos seguintes:



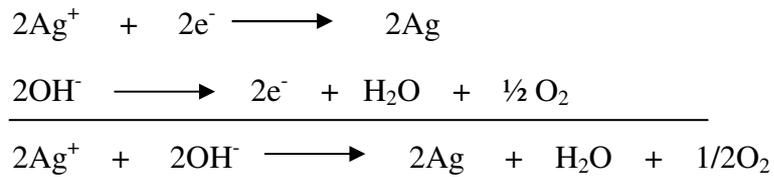
Redução: o Ag^+ tem mais tendência a se reduzir do que o OH^-



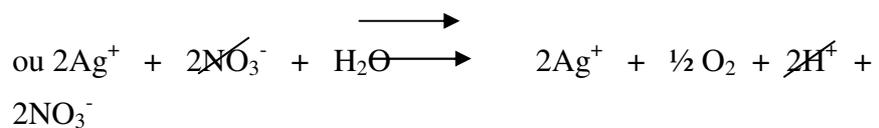
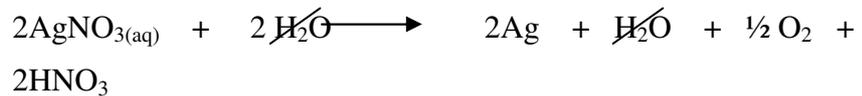
Oxidação: o OH^- tem mais tendência a se oxidar do que o NO_3^-



Se quisermos representar o processo global, teremos que multiplicar a equação do cátodo por 2, para igualar os electrões com os da equação anódica.



Como você pôde ver, a equação que acabamos de escrever contém somente os íons que sofreram alteração. No entanto podemos representá-la de forma completa:



Acreditamos que você fixou a equação que aparece no rectângulo que é o resultado final da electrólise da solução aquosa de nitrato de prata.

Resumo



Resumo

Electrólise aquosa é uma reacção química provocada pela passagem de corrente eléctrica através de uma solução aquosa de um electrólito.

Assim, em conjunto, vamos realizar as actividades que se seguem para que possa compreender como usar o conhecimento que acaba de adquirir.



Actividades

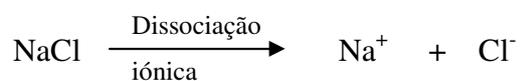


Actividades

1. Quais os produtos da electrólise de uma solução aquosa de cloreto de sódio (NaCl) ?

Resolução:

Escrever a equação de dissociação iónica



Como você sabe na solução existirão os iões:

| Catiões | Aniões |
|------------------------|-------------------------|
| Na^+ | Cl^- |
| H^+ (da água) | OH^- (da água) |

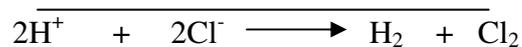
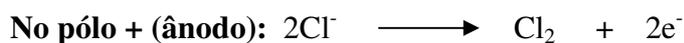
- a) Qual dos dois catiões se descarregará primeiro?

Resposta: H^+

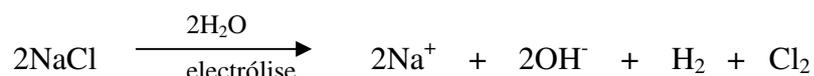
- b) Qual dos dois aniões se descarregará primeiro?

Resposta: Cl^-

Então teremos:



Conclusão:



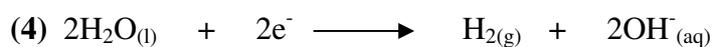
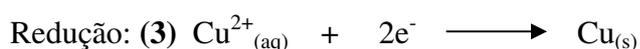
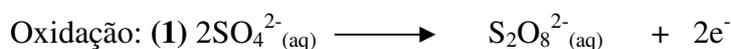
Neste caso, o Na^+ é mais difícil de reduzir do que o H_2O , e o Cl^- é mais fácil de ser oxidado que a H_2O . Assim, resulta a redução da água e a oxidação do Cl^- .

Bom, se você não entendeu a resolução deste exercício, não fique triste a seguir vem mais outro exemplo. Então vamos a isso.

2. Quais são os compostos da electrólise de uma solução aquosa de CuSO_4 ?

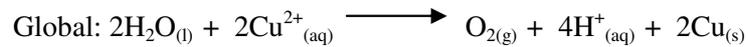
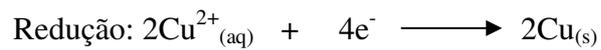
Resolução:

Como na actividade anterior, temos aqui duas reacções possíveis para a oxidação e duas para a redução, na electrólise de CuSO_4 que são:



Durante a electrólise, forma-se *oxigénio no ânodo e cobre metálico* é depositado no *cátodo*. Assim, para a electrólise da solução aquosa de CuSO_4 , escreveremos:





Caro estudante, você notou que a equação para a redução do Cu^{2+} foi multiplicada por **dois**, para que houvesse *o mesmo número de electrões ganhos e perdidos*.

Nesta electrólise de solução aquosa de CuSO_4 , o H_2O é mais facilmente oxidado que o SO_4^{2-} , e o Cu^{2+} é mais prontamente reduzido que o H_2O .

Esperamos que com estas actividades você seja capaz de resolver os exercícios a seguir sem consultar as soluções. E se se achar de esperto consultar as soluções que vem no fim do módulo, antes de resolver, sozinho estará a enganar-se a si próprio.

Avaliações



Avaliações

1. Na electrólise de uma solução aquosa de NaCl, observa-se no pólo positivo: (Assinale com X a resposta certa).
 - () a oxidação dos iões hidrogénio;
 - () a redução dos iões sódio;
 - () a oxidação dos iões cloreto;
 - () a oxidação dos iões sódio;
 - () a formação do gás H₂.
2. Na electrólise da água pura, obtemos no eléctrodo positivo um gás que apresenta a propriedade de ser : (Assinale com X a resposta certa)
 - () indispensável à combustão;
 - () imiscível com o ar;
 - () turvador da água de cal;
 - () esverdeado e irritante;
 - () utilizado na hidrogenação das gorduras.
3. Na electrólise da água pura, obtém-se no eléctrodo negativo um gás que apresenta a propriedade característica de: (Assinale com X a resposta certa)
 - () turvar a água de cal;
 - () ser esverdeado e irritante;
 - () ser combustível ;
 - () ser imiscível com o ar;
 - () ter densidade maior que o ar.
4. “Piscina sem química” é um anúncio envolvendo tratamento de água. Sabe-se no entanto que o tratamento consiste na adição de cloreto de sódio na água e na passagem da água por um recipiente dotado de eléctrodos de cobre e de platina a uma bateria de chumbo de automóvel.
 - a) Com base nessas informações, discute se a mensagem do



anúncio é correcta.

- b) Considerando os eléctrodos inertes, escreva as equações das reacções envolvidas que justificam a resposta anterior .
5. A água no mar é um recurso natural importante para a obtenção de certos produtos químicos. Explique:
- a) Como é possível obter hidróxido de sódio a partir desse recurso?
 - b) Porque a obtenção de sal comum é favorecida em regiões ensoladoras, com bastante vento e usando-se tanques rasos?

Acertou em todas as respostas? Que bom, prossiga com o seu estudo na próxima lição. Lembre-se, em caso de dificuldades, o seu professor está disponível para o ajudar a esclarecê-las, não hesite em dirigir-se ao grupo de estudo. Sucessos!

Lição 14

Leis de Faraday

Introdução

Estimado estudante, nesta lição você vai estudar as Leis de Faraday que procuram relacionar a massa formada nos eléctrodos com a carga que atravessa a solução e com os equivalentes-grama das substâncias formadas nos eléctrodos.

Ao concluir esta unidade você será capaz de:



Objectivos

- Aplicar as Leis de Faraday na resolução de problemas que envolvem massa, intensidade, temperatura e equivalentes-gramas.

Caro estudante, quias são as lei de Faraday? Não é para você responder mas leia atentamente o que se segue.

Primeira Lei de Faraday

A primeira Lei de Faraday diz “a massa formada em um eléctrodo é directamente proporcional à carga que atravessa a solução”.

Então, teremos que:

$$m = K_1 \cdot Q$$

Onde: m = massa formada no eléctrodo em g

K_1 = constante de proporcionalidade

Q = carga (em coulomb)

Mas, como $Q = i \cdot t$

Onde: i = intensidade de corrente (Ampère = A)

t = tempo (segundo)



Poderemos escrever:

$$m = K_1 \cdot i \cdot t$$

Uma relação extremamente útil entre cargas e massa formada diz que **96 500 coulomb** sempre formarão **1 equivalente-grama** em qualquer eléctrodo.

Esta relação não é novidade para para si, caro estudante, você já reúne conhecimentos suficientes da Física.

Exemplo:

Na electrólise de H_2SO_4 em solução diluída, teremos formação de H_2 no cátodo e O_2 no ânodo.

Pois bem, quando *96 500 coulomb* passaram pela solução teremos a libertação de *1 equivalente-grama de hidrogénio* no cátodo e ao mesmo tempo libertação de *1 equivalente-grama de oxigénio* no ânodo.

À quantidade de 96 500 coulomb, damos o nome de Faraday (F).

$$1 \text{ Faraday (F)} = 96\,500 \text{ coulomb}$$

Por outro lado, a carga de *1 Faraday* é transformada por *1 mol de electrões* ($6,02 \cdot 10^{23}$ *electrões*).

Depois de você ter estudado a 1ª Lei e entendido a matéria, agora passe para a lei seguinte:

A segunda Lei de Faraday diz: “ a massa formada num eléctrodo será proporcional ao equivalente-grama da substância produzida no eléctrodo.

Então, podemos escrever:

$$m = K_2 \cdot E$$

Onde: M = massa formada no eléctrodo em g

K_2 = constante de proporcionalidade

E = equivalente-grama da substância produzida no eléctrodo (e não no electrólito presente na solução).

Resumindo as equações das duas leis, teremos:

$$\left. \begin{array}{l} 1^{\text{a}} \text{ Lei} \Rightarrow m = K_1 \cdot Q \\ 2^{\text{a}} \text{ Lei} \Rightarrow m = K_2 \cdot Q \end{array} \right\} \Rightarrow m = k \cdot Q \cdot E$$

$$2^{\text{a}} \text{ Lei} \Rightarrow m = K_2 \cdot Q$$

$$m = K \cdot Q \cdot E$$

Experimentalmente, a constante K vale $\frac{1}{96\,500}$ coulomb⁻¹

Então, pode-se escrever: $m = \frac{1}{96\,500} \cdot Q \cdot E$

Equação da electrólise

Como $Q = i \cdot t$, vem:

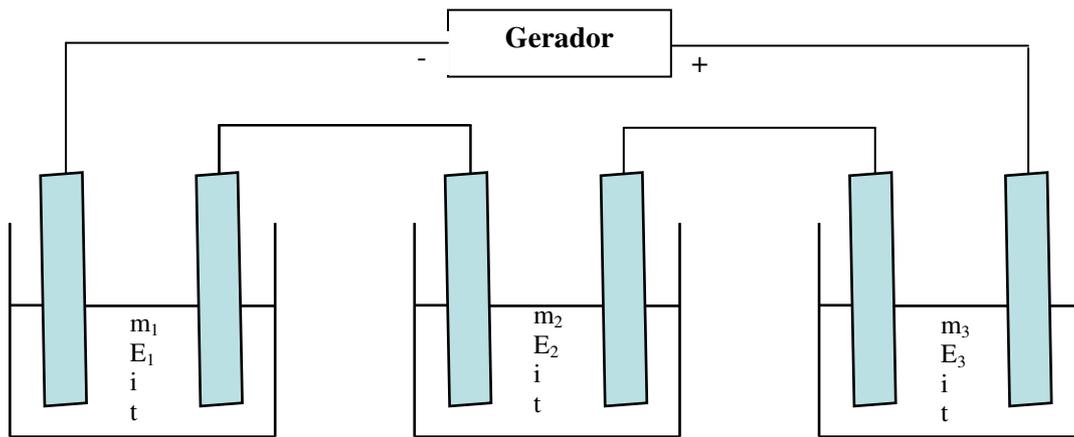
$$m = \frac{1}{96\,500} E \cdot Q \Rightarrow m = \frac{E \cdot i \cdot t}{96\,500}$$

Caro estudante, você deve dominar as duas leis para poder resolver os exercícios sem dificuldades. E relacioná-las sempre que for necessário.

Electrólise em Série

Várias electrólises podem ser realizadas com a mesma intensidade de corrente e ao mesmo tempo.

Considere o seguinte esquema.



$$\left. \begin{aligned} m_1 &= \frac{E_1 \cdot i \cdot t}{96\,500} \\ m_2 &= \frac{E_2 \cdot i \cdot t}{96\,500} \\ m_3 &= \frac{E_3 \cdot i \cdot t}{96\,500} \end{aligned} \right\} \begin{aligned} \frac{i \cdot t}{96\,500} &= \frac{m_1}{E_1} \\ \frac{i \cdot t}{96\,500} &= \frac{m_2}{E_2} \Rightarrow \frac{m_1}{E_1} = \frac{m_2}{E_2} = \frac{m_3}{E_3} \\ \frac{i \cdot t}{96\,500} &= \frac{m_3}{E_3} \end{aligned}$$

Aqui não foi difícil entender porque você relacionou o seu raciocínio da eletrolise em série com resistências ligadas em série, portanto em física.

A razão entre o equivalente-grama da substância formada e o Faraday (96 500 coulomb) é denominada equivalente electroquímico (E) daquela substância.

$$\frac{E}{96\,500} = E \text{ (g/coulomb)}$$

Qual é o conceito físico de E ? Preste atenção à demonstração a partir da equação da eletrolise!

Vamos tomar a equação fundamental da electrólise:

$$m = \frac{E \cdot Q}{96\,500}$$

E substituir $\frac{E}{96\,500}$ por E , obteremos: $m = E \cdot Q$

O que acontece quando $Q = 1$ coulomb?

Teremos: $m = E$

Logo, o equivalente electroquímico será numericamente igual à massa formada no eléctrodo quando fazemos passar **1 coulomb** pela solução.

Fácil de compreender, pois não?!... A seguir leia o resumo das Leis de Faraday.

Resumo da lição



Resumo

Nesta lição você aprendeu que:

- **Primeira Lei de Faraday:** a massa da substância electrolisada, bem como as das substâncias formadas nos eléctrodos, é proporcional à carga eléctrica que atravessa a solução:

$$m = K_1 \cdot Q$$

- O conjunto de $6,02 \cdot 10^{23}$ electrões apresenta a carga de 1 Faraday e sempre provocará a descarga de 1 equivalente-grama de substância em qualquer eléctrodo da electrólise.
- **Segunda lei de faraday:** a massa da substância electrolisada, bem como as das substâncias formadas nos eléctrodos, é proporcional ao respectivo equivalente-grama.

$$m = K_2 \cdot E.$$

Assim, em conjunto, vamos realizar as actividades que se seguem para que possa compreender como usar o conhecimento que acaba de adquirir.



Actividades



Actividades

- Qual o equivalente de uma substância formada em um eléctrodo, sabendo-se que, ao se passar uma corrente de intensidade 9,65 ampère durante 8 min 20 s, forma-se 1,4 g da substância.

Resolução:

Partindo da equação da electrólise:

$$m = \frac{E \cdot i \cdot t}{96500}$$

$$m = 1,4 \text{ g}$$

$$i = 9,65 \text{ ampère}$$

$$t = 8 \text{ min } 20 \text{ s} = 500 \text{ s}$$

$$1,4 = \frac{E \cdot 9,65 \cdot 500}{96500}$$

$$E = 28 \text{ g}$$

- Qual a intensidade de corrente necessária para depositar num eléctrodo $\frac{3}{5}$ do equivalente-grama de uma substância, ao término de 33 min 20 s?

Resolução:

$$m = \frac{E \cdot i \cdot t}{96500}$$

$$m = \frac{3}{5} E$$

$$T = 33 \text{ min } 20 \text{ s} = 2000 \text{ s}$$

$$\frac{3}{5} E = \frac{E \cdot i \cdot 2000}{96500}$$

$$i = 28,95 \text{ A}$$

- Tem-se duas células electrolíticas contendo soluções de ZnSO_4 e de CuSO_4 , respectivamente. Efectuando-se a electrólise em série, qual a massa de cobre que se forma, sendo que a massa de zinco formada é de 13 g? ($\text{Zn} = 65$; $\text{Cu} = 63,5$)

**Resolução**

$$\frac{m_{\text{Zn}}}{m_{\text{Cu}}} = \frac{E_{\text{Zn}}}{E_{\text{Cu}}} \left\{ \begin{array}{l} m_{\text{Zn}} = 13 \text{ g} \Rightarrow \frac{13}{m_{\text{Cu}}} = \frac{65/2}{63,5/2} \\ m_{\text{Cu}} = ? \\ E_{\text{Zn}} = \frac{65}{2} \\ E_{\text{Cu}} = \frac{63,5}{2} \quad \frac{13}{m_{\text{Cu}}} = \frac{65}{63,5} \Rightarrow m_{\text{Cu}} = \frac{13 \cdot 63,5}{65} \\ m_{\text{Cu}} = 12,7 \text{ g} \end{array} \right.$$

Esperamos que com estas actividades você seja capaz de resolver os exercícios a seguir sem consultar as soluções. E se se julgar de esperto consultar as soluções que vêm no fim do módulo, antes de resolver sozinho, estará enganar-se a si próprio.

Avaliações



Avaliações

No final de cada lição, após as actividades, há duas ou mais actividades que o ajudam a avaliar o seu progresso no estudo.

1. Determine a massa de prata que se obtém na electrólise de nitrato de prata (AgNO_3), quando se faz passar pela solução uma corrente de 5 A durante 3 min 13 s. ($\text{Ag} = 108\text{g}$).
2. Duas células electrolíticas que contêm respectivamente soluções de nitrato de prata e sulfato de cobre, são ligadas em série. Sabendo-se que num eléctrodo há a deposição de 21,6 g de prata, calcule a massa de cobre que se depositará num outro eléctrodo.
3. Considere a pilha de Daniell (Zn , ZnSO_4 | CuSO_4 , Cu).
 - a) Quando 1 átomo de cobre se deposita, quantos electrões são usados na redução?
 - b) Para depositar 1 mol de cobre, quantos electrões são usados?
 - c) Qual a massa de 1 mol de cobre?
 - d) Qual a quantidade de electricidade necessária para depositar meio mol de cobre.
4. Um rádio que usa pilha ficou ligado durante a partida de futebol. Nesse período a cápsula de zinco da pilha sofreu um desgaste de 0,3275 g tendo originado uma corrente de 0,322 A. Qual foi a duração da narração do jogo, em minutos. (dados: massa atómica do $\text{Zn} = 65,5$; $1\text{ F} = 96\ 500\text{ C}$)
5. Duas células electrolíticas foram ligadas em série. A primeira continha uma solução aquosa de CuSO_4 e a segunda uma solução de um sal metálico desconhecido. Verificou-se que, enquanto 1,272 g de cobre foi depositado na primeira célula, ocorreu a deposição de 3,420 g do metal desconhecido no cátodo da segunda célula. Sabe-se que o número de oxidação do ião metálico desconhecido é +2.

Tendo em conta os dados apresentados, determine:

- a) O número de moles de electrões que passaram pelas células
- b) A massa atómica do metal desconhecido



Acertou em todas as respostas? Que bom, prossiga com o seu estudo lendo a última lição. Lembre-s,e em caso de dificuldades, o seu professor está disponível para o ajudar a esclarecê-las, não hesite em dirigir-se ao grupo de estudo. Sucessos!

Lição 15

Aplicações da electrólise

Introdução

Caro estudante, nesta lição você vai aprender as diferentes áreas de aplicação da electrólise. Portanto, a electrólise encontra a sua grande aplicação na galvanização, anodização, o refino electrolítico de cobre bem como a obtenção de substâncias de interesse.

Ao concluir esta unidade você será capaz de:

- Mencionar os diferentes campos de aplicação da electrólise.



Objectivos

Galvanização

A galvanização , caro estudante, consiste em revestir a superfície de uma peça metálica com uma camada fina de outro metal, por meio da electrólise aquosa do sal. A peça deve ser colocada no cátodo, e o sal *deve conter o ião do metal que se deseja depositar*. Os *exemplos comuns* que você conhece da galvanização são o revestimento por crómio (a cromação) por níque, (a niquelação).

Semi-reação do cátodo (cromação): $\text{Cr}^{3+}_{(\text{aq})} + 3\text{e}^{-} \longrightarrow \text{Cr}^0_{(\text{s})}$
Depósito metálico

no cátodo

Semi-reação do cátodo (niquelação): $\text{Ni}^{2+}_{(\text{aq})} + 2\text{e}^{-} \longrightarrow \text{Ni}^0_{(\text{s})}$

Caro estudante, a galvanização é um processo utilizado para revestir anéis, brincos, pulseiras, correntes, relógios, etc. com uma camada fina que tem espessura da ordem de $2,0 \cdot 10^{-3}$ cm) de prata ou de ouro.

Para proteger o ferro da corrosão em ambientes nos quais esteja exposto à água e ao oxigénio usa-se a galvanização. Galvanizar o ferro ou aço consiste em revesti-los com zinco metálico para evitar a corrosão. O zinco foi escolhido pelo facto de ser um redutor mais forte que o ferro.

Exemplos:



Neste caso, o zinco reveste a superfície do ferro como se fosse uma camada de tinta impedindo seu contacto com o ar húmido ou com a água.

Se o ferro galvanizado fosse riscado e exposto ao ar e à humidade estaria sujeito a ser oxidado a Fe^{2+} e seria imediatamente reduzido a Fe pelo zinco, impedindo assim o aparecimento da ferrugem.



Se a película protectora do zinco for danificada e o ferro estiver exposto, o zinco actuará como metal de sacrificio, ou seja, colocado em contacto com o ferro para que seja oxidado em lugar dele, preservando-o.

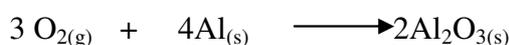
Caro estudante, é aqui que reside a importância da electrólise para a sociedade, e não só. Agora leia outro processo da aplicação da electrólise, chamado anodização.



Anodização

É um processo electrolítico de resguardar certos metais contra a corrosão e formação de uma camada protectora superficial de óxido do próprio metal.

Um exemplo bastante conhecido de anodização é o alumínio. A peça de alumínio a ser protegida é usada como ânodo (pólo positivo) durante uma electrólise aquosa de H_2SO_4 . Nesse eléctrodo ocorre a libertação de oxigénio gasoso que ataca o metal do ânodo (a peça de alumínio), formando óxido de alumínio.



O óxido de alumínio forma camada protectora sobre a peça.

A camada protectora de Al_2O_3 , que se forma é bastante porosa, o que permite a retenção de corantes nos seus poros. Em seguida, os poros são selados mergulhando-se a peça em água quente. Caro estudante, uma peça metálica submetida a esse processo estará protegida contra a corrosão e vistosa para ser comercializada. São alguns exemplos, janelas, portões e tampas de alumínio em cores.

Depois da leitura deste processo, estimado estudante, o seu horizonte de conhecimento sobre a electrólise está ficando cada vez mais amplo. Muitos objectos ou artigos são feitos na base da electrólise. Olhe, não abandone a sua leitura, porque o processo seguinte é o mais cativante, veja só!

O refino electrolítico do cobre

É um processo utilizado para a obtenção de cobre com pureza superior a 99,5%. O procedimento envolve a electrólise de uma solução aquosa de CuSO_4 , utilizando como ânodo (pólo positivo) o cobre metalúrgico que contém impurezas como ferro, zinco, ouro, prata e platina.

No ânodo ocorre a oxidação do cobre e das impurezas que se oxidam mais facilmente que ele (ferro e zinco). As impurezas mais difíceis de oxidar (ouro, prata e platina) desprendem-se do eléctrodo ao longo do processo e formam um depósito no fundo do recipiente, a lama anódica.

No cátodo, ocorre a redução dos íons Cu^{2+} a cobre metálico, mas não de como Fe^{2+} e Zn^{2+} , que são mais difíceis de reduzir que o Cu^{2+} e permanecem na solução garantindo alta pureza do cobre depositado.

Que tal, o que achou deste processo? Com certeza acreditamos que gostou e por isso não deve deixar de ler o que se segue.

Obtenção de substâncias de interesse

Por meio da electrólise são obtidas industrialmente várias substâncias de interesse. Entre elas há substâncias simples tais como hidrogénio (H_2), flúor (F_2), cloro (Cl_2), metais alcalinos, metais alcalinos-terrosos e alumínio; substâncias compostas, como hidróxido de sódio (NaOH), hipoclorito de sódio (NaClO) e ácido clorídrico (HCl).

A produção de flúor envolve a electrólise ígnea do fluoreto de potássio (KF). Neste processo, o flúor gasoso se forma no ânodo:



A obtenção dos metais alcalinos, alcalinos-terrosos e alumínio, também é realizada por meio da electrólise ígnea (*ausência de água*). Assim, sódio e magnésio são obtidos por electrólise ígnea de NaCl e MgCl_2 , provenientes da água do mar.

O alumínio é obtido por electrólise ígnea da alumina (Al_2O_3 , que por sua vez é obtida a partir do minério bauxita ($\text{Al}_2\text{O}_3 \cdot n\text{H}_2\text{O}$ + impurezas).

Caro estudante depois de ter visto a obtenção de substâncias de interesse, leia agora a aplicação das substâncias resultante da electrólise.

Ligas de magnésio e alumínio são leves e resistentes, sendo usadas na fabricação de jantes, rodas e na carcaça de aeronaves.



O alumínio vem ganhando mais destaque em nossa civilização uma vez que é usado na fabricação de painéis, portas, janelas, caixas para banheiro, antenas da televisão, etc.

A produção industrial de soda cáustica (NaOH), cloro, hidrogénio, ácido clorídrico e hipoclorito de sódio envolve a electrólise aquosa de uma solução de cloreto de sódio.

O hidróxido de sódio é usado, por exemplo, para fabricar sabões, papel e produtos para desentupir pias.

O cloro é usado para fabricação do plástico conhecido como PVC, do ácido clorídrico e do hipoclorito de sódio.

Para a fabricação do ácido clorídrico, reage-se o cloro (obtido no ânodo) com hidrogénio (obtido no cátodo), formando-se HCl gasoso (gás clorídrico) que, em seguida, é borbulhado (soprado) em água, originando o ácido clorídrico, HCl aquoso.

Para a obtenção do hipoclorito de sódio (NaClO), borbulha-se gás cloro em solução de hidróxido de sódio:



Prezado estudante, o hipoclorito de sódio é usado como desinfetante e alvejante, sendo o componente activo da água sanitária.

Como viu caro estudante a electrólise tem grande importância no desenvolvimento da sociedade e na vida do Homem. Agora preste atenção ao resumo que se segue!

Resumo

Galvanização é um processo que consiste em revestir a superfície de uma peça metálica com uma camada fina de outro metal, através da electrólise aquosa do seu sal. A peça deve ser colocada no cátodo, e o sal deve conter o ião metálico que se pretende depositar.

Ex: o revestimento de crómio (cromação) ou a níquel (niquelação). Este processo é muito utilizado para revestir anéis, brincos, pulseiras, correntes, relógios, etc, com uma camada fina de prata ou ouro, e também na produção de ferro galvanizado que consiste em por uma camada fina de zinco na superfície do ferro.

Anodização é um processo electrolítico de resguardar certos metais contra a corrosão e formação de uma camada protectora superficial de óxido do próprio metal.

O **refino electrolítico do cobre** é um processo utilizado para a obtenção de cobre com pureza superior a 99,5%.

Por meio da electrólise são obtidas industrialmente várias substâncias de interesse. Entre elas há substâncias simples tais como hidrogénio (H_2), flúor (F_2), cloro (Cl_2), metais alcalinos, metais alcalinos-terrosos e alumínio; substâncias compostas, como hidróxido de sódio (NaOH), hipoclorito de sódio (NaClO) e ácido clorídrico (HCl).

Assim, em conjunto, vamos realizar as actividades que se seguem para que possa compreender como usar o conhecimento que acaba de adquirir



Actividade



Actividades

1. Podemos dividir os metais em três grupos, usando como critério a tendência para sofrer oxidação, propriedade intimamente relacionada à dificuldade de obter o metal a partir de substâncias naturais.

Ag, Al, Au, Cr, Cu, Fe, Hg, K, Kg, Mn, Na, Pb, Pt, Sn, Zn

Classifique cada metal desta lista num dos seguintes grupos:

- a) Metais com baixa tendência a sofrer oxidação. Ocorrem como substâncias simples ou são obtidos a partir de minérios por redução relativamente fácil.
- b) Metais com alta tendência a sofrer oxidação. Por isso, são obtidos por redução mediante electrólise ígnea.
- c) Metais com carácter razoavelmente intermediário entre os dos dois grupos anteriores. Sua obtenção é feita pela redução de minérios com redutores como carvão, monóxido de carbono ou alumínio.

Resolução:

- a) Os metais com baixa tendência a sofrer oxidação são: Ag, Au, Cu, Hg e Pt.
- b) Os metais com alta tendência a sofrer oxidação são: Al, K, Mg, e Na.
- c) Os metais com carácter intermédio são: Cr, Fe, Mn, Pb, Sn, e Zn

Esperamos que com estas actividades você seja capaz de resolver os exercícios a seguir sem consultar as soluções. E se se julgar esperto consultar as soluções que vêm no fim do módulo, antes de resolver sozinho, estará a enganar-se a si próprio

Avaliação



Avaliação

- Qual é a diferença entre galvanização e adonização?
- A obtenção do estanho é feita por redução da cassiterita (SnO_2), utilizando monóxido de carbono como agente redutor.
 - Equacione esse processo.
 - Como se chama a liga de estanho e cobre?
- A obtenção de zinco a partir da blenda ocorre por intermédio de duas reacções químicas:
$$\text{ZnS} + 3/2\text{O}_2 \longrightarrow \text{ZnO} + \text{SO}_2$$
$$\text{ZnO} + \text{CO} \longrightarrow \text{Zn} + \text{CO}_2$$
 - Na etapa I, o zinco está sofrendo oxidação ou redução?
 - Na etapa II, o zinco está sofrendo oxidação ou redução?
 - Como se chama o ferro revestido de zinco?
 - A liga de zinco e cobre é usada para fazer torneiras e instrumentos musicais. Qual o nome dela?
- Qual é a diferença entre bauxita, alumina e alumínio?
- Fábricas de alum'ínio só se instalam-se em locais onde a energia eléctrica é barata. Dê uma explicação disso?

Agora compare as suas soluções com às que lhe apresentamos no final do módulo. Acertou em todas as respostas? Se Sim, Ótimo, você conseguiu vencer todas as dificuldades. Vai agora mesmo realizar o teste para ser-lhe entregue o módulo 6. Se não conseguiu vencer, o segredo é revisitar o módulo. Sucesso!



Soluções

Lição 1

1. Oxidação é a perda de electrões; redução é o ganho de electrões; oxidante é a partícula que ganha electrões e reduto, partícula que perde electrões.

2. MnCl_2 : Nox de Mn = +2; MnO_2 : Nox de Mn = +4; MnO_2^- : Nox de Mn = +3; KMnO_4 : Nox de Mn = +7; Mn(OH)_4 : Nox de Mn = +4

3. (b); 4. (e); 5. (d) 6. a. (F) ; b. (V) ; c. (F) ; d. (F) ; e. (V) ; f. (F) ; g. (V)

Lição 2

1. a) redutor; b) redução ; c) oxidação

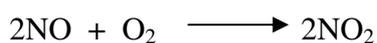
a) oxidante; b) oxidação ; c) redução

A – IV ; B – II ; C – I ; D - III

Lição 3

1. (d)

2. Reagentes: NO e O_2 : NO_2



Porque houve alteração do número de oxidação de elementos envolvidos

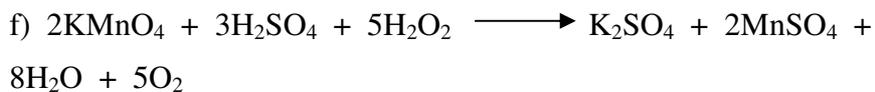
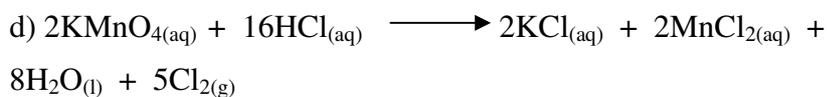
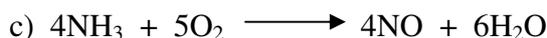
Cada átomo de nitrogénio perde $2 e^-$. Assim, os átomos de nitrogénio de duas moléculas de NO perdem $4 e^-$. Cada átomo de oxigénio (do O_2) recebe $2 e^-$. Então, uma molécula de O_2 recebe $4 e^-$

Agente oxidante: O₂; agente redutor: NO

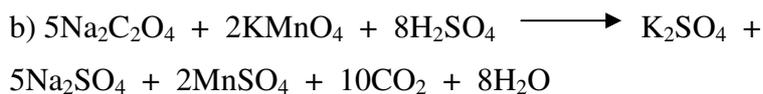
3. a) É oxidante no processo I e redutor no II.

b) Para HNO₃ e H₂SO₄ actuarem como redutores, S e N deveriam se oxidar, mas já estão com maior número de oxidação possível.

Lição 4

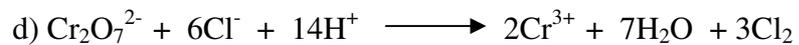
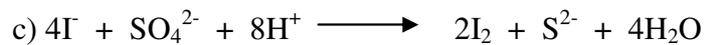
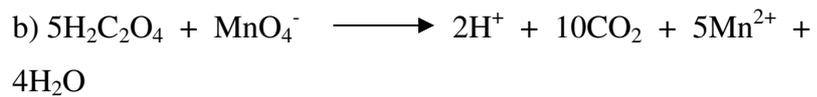
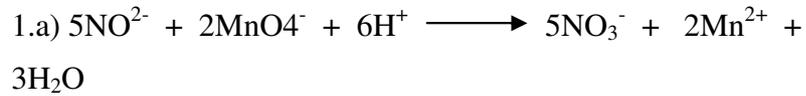


2. a) Oxidante: KMnO₄; redutor: Na₂C₂O₄

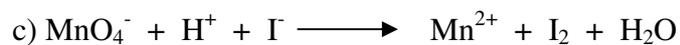
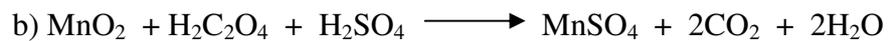




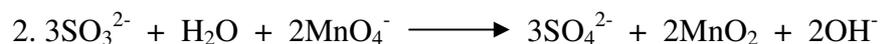
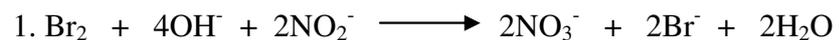
Lição 5



2.a) Oxidante: MnO_2 ; redutor: $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$



Lição 6



Lição 7

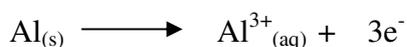
1. a) eléctrodos b) metal c) redução d) reacção global e) oxidação; redução f) cátodo g) ânodo h) recebe i) emite j) positiva l) negativa

Lição 8

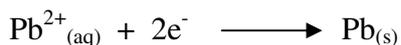
1. a) certo b). reversível c). oxidação; oxidação 2. redução; redução
3. oxidação; oxidação 4. redução; redução

Lição 9

1. a) A corrosão da placa de alumínio revela que o metal dessa placa se oxida, produzindo iões em solução.



A acumulação de chumbo indica que iões Pb^{2+} estão se reduzindo a Pb^0 .

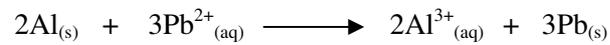
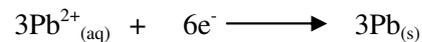


b) Os electrões são emitidos pela placa de alumínio e se dirigem à placa de chumbo.

c) Por definição, ânodo é o eléctrodo em que há oxidação e cátodo é o eléctrodo em que há redução. Assim, o ânodo é o eléctrodo de alumínio e o cátodo é o eléctrodo de chumbo.

d) O pólo positivo (que recebe electrões do fio metálico) é o eléctrodo de chumbo. O pólo negativo (que emite electrões para o fio) é o eléctrodo de alumínio.

e) Para chegar à equação global multiplicamos a semi-reacção de oxidação por 2 e a de redução por 3. Dessa maneira, o número total de electrões recebidos é igual ao perdido.



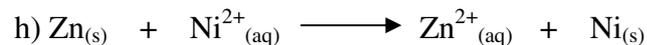
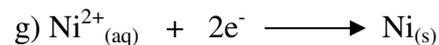
2. a) Ânodo: eléctrodo de zinco; cátodo: eléctrodo de níquel

b) Negativo: eléctrodo de zinco; positivo: eléctrodo de níquel

c) Zn se oxida; Ni^{2+} se reduz

d) A de zinco.

e) A de níquel

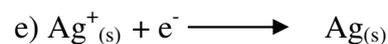


i) O fluxo efectivo de catiões é da semi-célula de zinco para a de níquel e o de aniões é no sentido inverso.

3. a) Ânodo: eléctrodo de cobre; cátodo; eléctrodo de prata

b) Negativo: eléctrodo de cobre; positivo; eléctrodo de prata

c) Cu se oxida; Ag^{+} se reduz



g) Da placa de cobre para a de prata.

h) O fluxo efectivo de catiões é da semi-célula de cobre para a de prata e o de aniões é no sentido inverso.

Lição 10

1. d. Apenas I e II

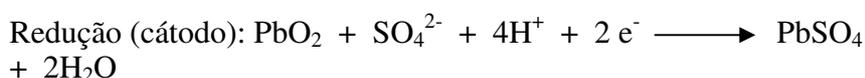
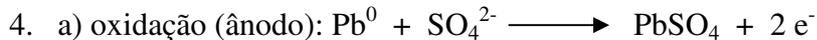
2. (F) a; (V) b; (V) c. (V) d; (F) e.

3. O pólo negativo da bateria é o eléctrodo que cede electrões para o circuito, sofrendo o fenómeno da oxidação (ânodo).

A reacção que ocorre no pólo negativo (ânodo) é a I



A solução de $\text{H}_2\text{SO}_{4(c)}$ inicialmente com densidade $1,280 \text{ g/cm}^3$, à medida que ocorre a descarga da bateria, o H_2SO_4 vai sendo consumido (reagente na reacção II), e portanto a densidade da solução vai diminuindo.



b) Se a densidade esteja abaixo de $1,20 \text{ g/cm}^3$, a concentração do ácido está baixa e a bateria encontra-se parcialmente descarregada

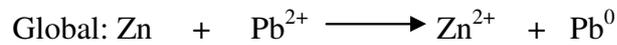
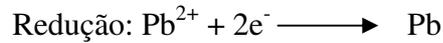
Lição 11

1. O eléctrodo de hidrogénio é constituído por uma solução 1 M de ácido, na qual se mantém gás hidrogénio à pressão de 1 atm

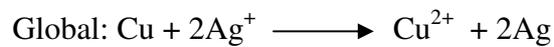
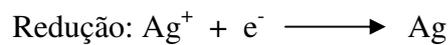
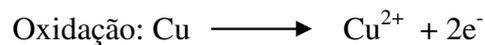
2.a) Não espontânea; b) Não espontânea; c) Não espontânea; d) Não espontânea; e) Não espontânea.



3. a) $E^{\circ} = 0,63 \text{ V}$ (veja as alíneas das respostas e a questão não têm)



b) $E^{\circ} = 0,46 \text{ V}$



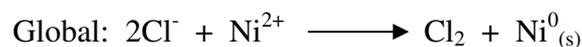
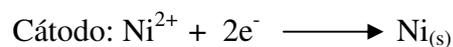
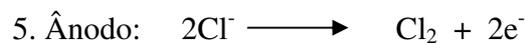
4. a) $\text{Cu}^{2+} + 2\text{e}^{-} \longrightarrow \text{Cu}^0$ equação da semi-equação de redução

$\text{Fe} \longrightarrow \text{Fe}^{2+} + 2\text{e}^{-}$ equação da semi-equação de oxidação

O par $\text{Cu}^{2+} / \text{Cu}$, pois tem maior tendência de se reduzir que $\text{Fe}^{2+} / \text{Fe}$.

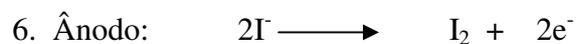
Lição 12

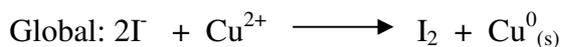
1. c; 2. d; 3. e; 4. c.



$$\Delta E^{\circ} = E^{\circ}_{\text{red}} - E^{\circ}_{\text{red}} = (1,36) - (-0,25) \quad \Delta E^{\circ} = -1,61 \text{ v}$$

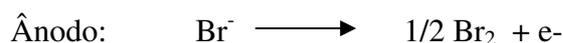
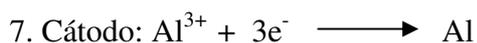
recebe e- doa e-





$$\Delta E^{\circ} = E^{\circ}_{\text{red}} - E^{\circ}_{\text{red}} = (0,53) - (0,34) \quad \Delta E^{\circ} = \mathbf{0,19 \text{ v}}$$

recebe e- doa e-

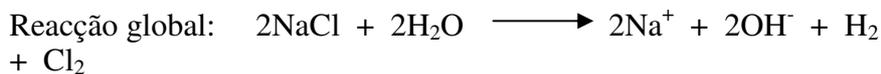


Lição 13

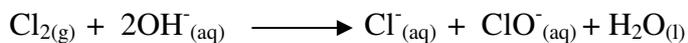
1. c; 2. a; 3. c

4. A resposta não é correcta. O tratamento da água consiste num processo de electrólise, o que corresponde a um processo químico.

As reacções envolvidas são:



E, finalmente podemos representar a reacção do gás cloro, em meio básico (OH^-):





b) Sendo a evaporação de um líquido um fenómeno de superfície, ela é acelerada pela acção do sol e de ventos, enquanto menos líquido houver (mais raso) no recipiente, ainda mais rápida será a evaporação.

lição 14

1. $m_{\text{Ag}} = 1,08 \text{ g}$

2. $m_{\text{Cu}} = 6,35 \text{ g}$

3. a) 2 electrões

b) 2 mol de electrões ou $12,0 \cdot 10^{23}$ electrões

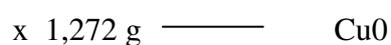
c) 63,5 g

d) 1 mol de electrões

e) 1 Faraday: 96 500 c

4. $\Delta t = 50 \text{ min.}$

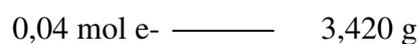
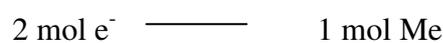
5. a) Primeira célula:



$$x = 0,04 \text{ mol e}$$

b) Segunda célula

Se a electrólise é feita em série a quantidade em moles de electrões que atravessa a segunda célula é o mesmo (0,004 mol).



$$1 \text{ mol Metal} = 171 \text{ g} \Rightarrow M. A. Me = 171 \text{ u.m.a.}$$

Lição 15

1. Galvanização é uma técnica que consiste em revestir a superfície de uma peça metálica com um outro metal, usando electrólise aquoso, enquanto anodização é uma técnica de resguardar metais contra a corrosão usando o alumínio.
 2. a) $\text{SnO}_2 + 2\text{CO} \longrightarrow \text{Sn} + 2\text{CO}_2$ b) Bronze
 3. a) Nenhuma delas b) redução c) Ferro galvanizado d) latão
 4. O alumínio é um elemento químico metálico de símbolo Al que forma uma substância simples de fórmula al. Essa substância é obtida por electrólise ígnea do óxido de alumínio, Al_2O_3 , chamado de alumina. A alumina é encontrada na natureza, misturada com outras substâncias, no minério chamado bauxita.
 5. O processo de obtenção de alumínio envolve a electrólise ígnea do óxido de alumínio, que consome grandes quantidades de energia eléctrica. O preço da energia eléctrica é, portanto, essencial para que a produção do alum'ínio seja viável
-



Módulo5 de Química

Teste Preparação de Final de Módulo

Introdução

Este teste, querido estudante, serve para você se preparar para realizar o Teste de Final de Módulo no CAA. Bom trabalho!

- Nos iões NH_4^+ e NH_2^- os números de oxidação do nitrogénio são, respectivamente:
 - +1 e -1
 - 3 e -3
 - +3 e -3
 - 4 e +2
 - n.d.a
- Na reacção: $2\text{KClO}_3 \longrightarrow 2\text{KCl} + 3\text{O}_2$

A variação do número de oxidação do cloro é igual a:

 - 3
 - 5
 - 6
 - 10
 - 12
- Quando o ião potássio passa a potássio metálico, houve uma:
 - redução do ião
 - oxidação do ião
 - oxi-redução do ião
- Um elemento sofre oxidação quando:
 - combina-se com hidrogénio
 - diminui o seu número de oxidação
 - recebe electrões
 - aumenta o seu número de oxidação

5. Acerca de uma reacção de oxidação-redução são feitas as seguintes afirmações:
- I. O redutor sofre oxidação.
 - II. O oxidante sofre redução e, portanto, ganha electrões.
 - III. A transferência de lectrões é feita do oxidante para o redutor. Sobre as mesmas podemos dizer que está correcta:

- a. () somente III b. () Somente I e II
c. () Somente I e III d. () Somente II e III

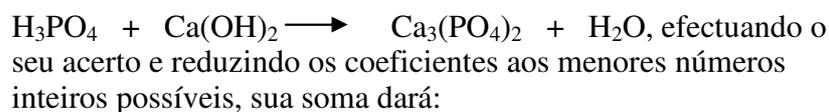
6. Na reacção representada pela equação.



Os coeficientes x, y, z e w são, respectivamente:

- a. () 5, 8, 5 e 4 b. () 5, 4, 5 e 2
c. () 3, 8, 3 e 4 d. () 3, 8, 3 e 8

7. Dada a equação química:



- a. () 16 b. () 13 c. () 11 d. () d

8. Os números de oxidação do enxofre nas substâncias H_2S , H_2SO_4 , Na_2SO_3 , SO_2 e Na_2S são, respectivamente:

- a. () +1, -7, +4, +3 e +1 b. () -2, +6, +4, +4 e -2
c. () -1, +2, -6, +2 e -2 d. () -2, -7, +3, +4 e -1.

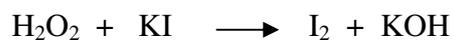
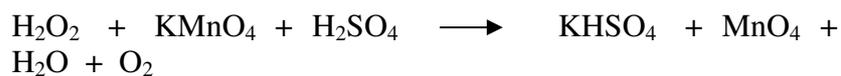
9. O somatório dos coeficientes da equação química abaixo é:

- a. () 18 b. () 58 c. () 33 d. () 29

10. O carbono, nos seguintes compostos: CO_2 , CH_4 e H_2CO (metanal), tem números de oxidação:

- a. () sempre 4 b. () -2, +4, +2
c. () +4, -4, 0 d. () -4, 0, +4

11. Sejam dadas as seguintes reacções:



Sobre as mesmas podemos, depois de acertadas, afirmar:

- I. Ambas mostram reacções de oxidação-redução
- II. O peróxido de hidrogénio actua, na primeira, como redutor e, na segunda, como oxidante.
- III. Nas duas equações o peróxido de hidrogénio é o redutor.
- IV. Somando os coeficientes do primeiro e segundo membro da mesma, é igual a 17.

São correctas as afirmações:

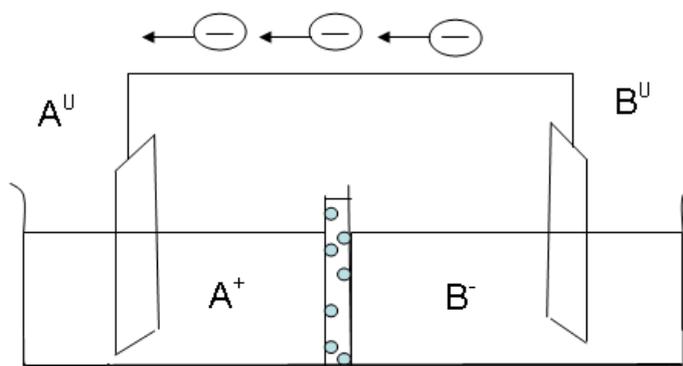
- a. I, II e IV
- b. I, III e IV
- c. I e II
- d. I e III

12. Assinale a alternativa correcta de acordo com a equação:



- a) Após o acerto, teremos coeficiente 3 para o HCl
- b) O número de electrões perdidos pelo manganês é igual ao número de electrões recebidos pelo cloro.
- c) O dóxido de manganês é o agente oxidante
- d) O número de oxidação do manganês variou de 4 unidades

13. Observe o esquema,



e complete:

- O ânodo dessa pilha é _____
- O eléctrodo de menor potencial normal de oxidação é o _____
- Haverá aumento da lâmina _____
- Haverá aumentos dos iões _____
- Os electrões são cedidos por _____
- Os electrões são recebidos por _____
- Sabendo que:



A diferença de potencial é ----

14. Dispõe-se de uma pilha constituída por eléctrodos de alumínio (Al^0/Al^{3+}) e de níquel (Ni/Ni^{2+}). Sabendo-se que:



Responda:

- O cátodo dessa pilha é _____
 - Os electrões são cedidos por _____
 - Haverá diminuição da lâmina _____
 - Haverá diminuição dos iões _____
 - A diferença de potencial é _____
15. Um a pilha construída com eléctrodos de zinco (Zn^0/Zn^{2+}) e de magnésio (Mg^0/Mg^{2+}) apresentará uma diferença de potencial igual a:
- () +3,10 volts
 - () +1,58 volts
 - () +2,34 volts
 - () +0,76 volts
16. Uma pilha apresenta eléctrodos X/X^{2+} e Y/Y^{2+} . Calcule a ddp dessa pilha, sabendo-se que:



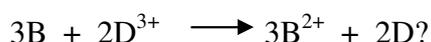
a) Qual o melhor agente oxidante?

- a. () A b. () A²⁺ c. () D³⁺ d. () E⁺

b) Qual o melhor agente redutor?

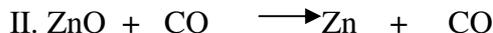
- a. () A b. () A²⁺ c. () D³⁺ d. () D

22. Qual é a força electromotriz da pilha



- a. () -0,44 V b. () +0,78 V
c. () 0,10 V d. () -0,78 V

23. A obtenção de zinco a partir da blenda ocorre por intermédio de duas reacções químicas:



- a) Na etapa I, o zinco está sofrendo oxidação ou redução?
b) Na etapa II, o zinco está sofrendo oxidação ou redução?
c) Como se chama o ferro revestido de zinco?
d) A liga de zinco e cobre é usada para fazer torneiras e instrumentos musicais. Qual o nome dela?

As fábricas de alumínio só se instalam em locais onde a energia eléctrica é barata. Você tem explicação para isso?

24. Uma pilha electroquímica pode ter eléctrodos de cobre e estanho. Os potenciais-padrão de redução dessas espécies químicas são:



A equação que representa a reacção espontânea dessa pilha é:



- a. $() \text{Sn}^{4+}_{(\text{aq})} + \text{Cu}_{(\text{s})} \longrightarrow \text{Sn}^{2+}_{(\text{aq})} + \text{Cu}^{2+}_{(\text{aq})}$
- b. $() \text{Sn}^{2+}_{(\text{aq})} + \text{Cu}_{(\text{s})} \longrightarrow \text{Sn}^{4+}_{(\text{aq})} + \text{Cu}^{2+}_{(\text{aq})}$
- c. $() \text{Cu}^{2+}_{(\text{aq})} + \text{Sn}^{2+}_{(\text{aq})} \longrightarrow \text{Cu}_{(\text{s})} + \text{Sn}^{4+}_{(\text{aq})}$
- d. $\text{Cu}_{(\text{s})} + \text{Sn}_{(\text{s})} \longrightarrow \text{Sn}^{2+}_{(\text{aq})} + \text{Cu}^{2+}_{(\text{aq})}$

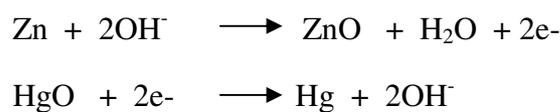
25. A voltagem (ΔE^0) da pilha $\text{Al}/\text{Al}^{3+} // \text{Cu}^{2+}/\text{Cu}$ é:

Dado:

| Potencial-padrão de redução | E^0 red (V) |
|---|---------------|
| $\text{Al}^{3+}_{(\text{aq})} + 3\text{e}^- \longrightarrow \text{Al}_{(\text{s})}$ | -1,68 |
| $\text{Cu}^{2+}_{(\text{aq})} + 2\text{e}^- \longrightarrow \text{Cu}_{(\text{s})}$ | +0,34 |

- a. $() + 2,02 \text{ V}$ b. $() + 1,34 \text{ V}$
- c. $() + 4,36 \text{ V}$ d. $() + 0,87 \text{ V}$

26. As pilhas de mercúrio são muito utilizadas em relógios, câmaras fotográficas, máquinas calculadoras e aparelhos de audição. As reacções que ocorrem durante o funcionamento da pilha são:



Sobre essa pilha assinale a afirmação incorrecta:

- a. $()$ O HgO funciona como ânodo da pilha.
- b. $()$ O zinco metálico é o agente redutor
- c. $()$ a reacção se realiza em meio alcalino
- d. $()$ o zinco sofre um aumento de seu número de oxidação.
27. Considere os processo de obtenção de alumínio a partir da alumina (Al_2O_3) e de ferro da hematita (Fe_2O_3). Ambos:



23. O processo de obtenção do alumínio envolve a electrólise ígnea do óxido de alumínio, que consome grande quantidade de energia eléctrica. O preço da energia eléctrica é, portanto, essencial para que a produção do alumínio seja viável.
24. (d); 25. (a); 26. (a); 27. (d); 28. (b)