

Caro(a) aluno(a),

Está chegando o fim do ano letivo e você vai utilizar os conhecimentos que adquiriu ao longo dos três bimestres para estudar as transformações químicas que ocorrem com o envolvimento da eletricidade e algumas aplicações dessas transformações.

Você terá a oportunidade de estudá-las, analisando pilhas, baterias e processos de eletrólise. Ao observar a eletrólise, você perceberá que a energia elétrica pode gerar transformações químicas. Já a montagem de uma pilha permitirá que entenda como as transformações químicas geram energia elétrica.

Além da compreensão do funcionamento dos dispositivos estudados e das reações envolvidas nos diferentes processos, espera-se que você possa discutir as implicações tecnológicas e os aspectos ambientais gerados nesses processos.

Bons estudos!

Equipe Técnica de Química
Área de Ciências da Natureza e suas Tecnologias
Coordenadoria de Estudos e Normas Pedagógicas – CENP
Secretaria da Educação do Estado de São Paulo





SITUAÇÃO DE APRENDIZAGEM 1

APLICAÇÕES DAS TRANSFORMAÇÕES QUÍMICAS QUE OCORREM COM O ENVOLVIMENTO DE ELETRICIDADE

Durante as aulas de Química, você já estudou a energia envolvida nas transformações químicas sob a forma de calor. Agora, vai estudar especificamente o envolvimento da energia elétrica em transformações químicas.

Atividade 1

Elabore duas frases usando pelo menos duas palavras ou expressões como “energia elétrica”, “transformações químicas”, “pilhas”, “galvanoplastia”, “baterias”, “metais”, “meio ambiente”, “reciclagem” ou outras que você, com seus colegas e a orientação de seu professor, achar adequadas. No final do Caderno, você analisará suas próprias frases e as modificará, se achar necessário.

Atividade 2



Leitura e Análise de Texto

Transformações químicas e eletricidade

Isis Valença de Sousa Santos e Maria Fernanda Penteadó Lamas

Em nosso dia a dia, presenciamos muitos fenômenos que ocorrem com o envolvimento de eletricidade (os raios que caem em uma tempestade, o funcionamento de diversos eletrodomésticos ou a atração dos nossos cabelos por um pente plástico, quando os penteamos em um dia seco). Sabemos também que a corrente elétrica pode ser conduzida de diferentes formas através de diversos materiais (condutibilidade iônica ou eletrônica). Agora, poderíamos nos perguntar: Como é possível obter energia elétrica?

Há muitas formas de se obter energia elétrica; algumas delas ocorrem por meio de pilhas e baterias. As baterias são usadas no funcionamento de celulares, computadores portáteis (*laptops*), automóveis, veículos elétricos, câmeras digitais, aparelhos auditivos, em aplicações

aeronáuticas e em edifícios, geralmente empregadas em iluminação de emergência ou como unidades de potência auxiliar, caso do *nobreak*, dispositivo que fornece energia durante certo tempo após a queda do fornecimento pela rede.

Nesses casos, a obtenção de corrente elétrica se dá pela ocorrência de transformações químicas; para isso, normalmente são utilizados dois sólidos condutores associados a soluções aquosas condutoras ou a pastas feitas com base em materiais iônicos.

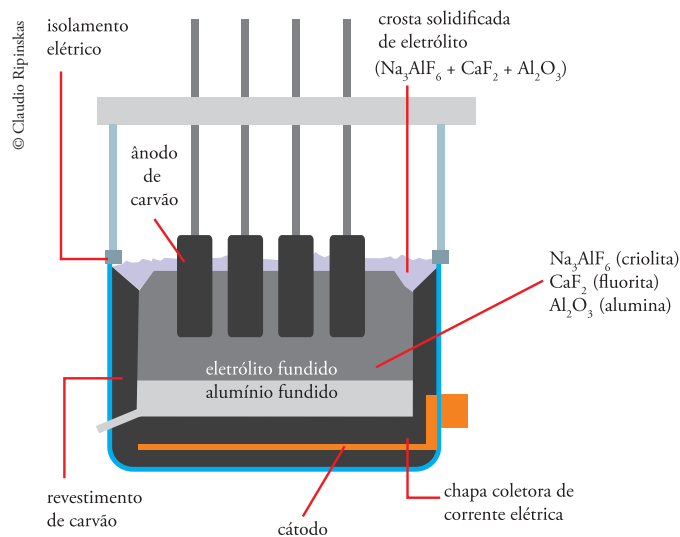
Outra questão que poderia ser feita: considerando que, nas pilhas, a corrente elétrica é gerada a partir de transformações químicas, será que o contrário também ocorre, ou seja, será que a corrente elétrica pode causar transformações químicas?

A resposta a essa questão pode ser encontrada quando se estudam os processos de obtenção do alumínio, do cobre e da soda cáustica ou o revestimento de superfícies metálicas com outros metais (galvanoplastia). Nesses casos, ocorre o que chamamos de eletrólise, ou seja, a passagem de corrente elétrica causa transformações químicas.

Eletrólise, a obtenção de metais e a indústria cloro-álcali

O alumínio é obtido da bauxita – minério de alumínio composto principalmente de óxidos de alumínio hidratados –, que, ao interagir com uma solução de soda cáustica, sofre transformações químicas, produzindo a alumina (Al_2O_3). Esse material é, então, submetido à eletrólise a altas temperaturas, produzindo o alumínio líquido, que é recolhido do fundo das cubas eletrolíticas.

Esse processo foi patenteado em 1886 e chamado de Hall-Héroult. Nesse ano, Charles Hall produziu alumínio pela primeira vez, a partir da eletrólise da alumina dissolvida em um banho de criolita fundida (Na_3AlF_6). Também nesse ano, Paul Héroult desenvolveu e patenteou um processo semelhante a esse. Isso explica por que o processo recebeu o nome dos dois inventores.



Esquema de uma cuba de produção de alumínio.

Os minérios mais comuns utilizados na obtenção de cobre são a calcopirita (CuFeS_2), a calcosita (Cu_2S), a azurita (CuCO_3) e a cuprita (Cu_2O). Os minérios são triturados e passam por processos de purificação, e os produtos são submetidos a vários tratamentos térmicos para que se obtenha uma mistura que contém cerca de 98% a 99% de cobre metálico. Essa mistura pode ser, então, novamente purificada, utilizando-se um processo eletrolítico no qual se formará cobre com 99,98% de pureza.

A soda cáustica é uma importante matéria-prima industrial empregada no refino de óleos, na produção de sabões e detergentes etc. Para obtê-la, uma solução de água e sal (salmoura) é submetida a um processo de eletrólise que produz soda cáustica, gás cloro (Cl_2) e gás hidrogênio (H_2).

Impacto ambiental causado por pilhas e similares

Além da tecnologia envolvida nos processos de obtenção de energia elétrica, é importante atentar aos aspectos ambientais que estão relacionados às transformações que ocorrem com os materiais usados nesses processos.

Uma questão ambiental que tem sido bastante debatida é a do destino que se deve dar a pilhas e baterias que não podem mais ser utilizadas. Alguns dos materiais metálicos que as compõem são tóxicos (compostos de chumbo, cádmio e mercúrio) e podem contaminar o solo e a água, causando problemas ao meio ambiente e à saúde da população.

Para evitar esse tipo de problema, o Decreto nº 99.274, de 6 de junho de 1990, obriga os fabricantes de pilhas e baterias a recolhê-las após o uso e a providenciar a reciclagem de seus componentes ou um descarte ambientalmente adequado. Para que essa medida seja mais efetiva, é importante também que a população colabore, não jogando pilhas usadas no lixo comum, encaminhando-as a locais onde os fabricantes possam recolhê-las.

O custo energético para produzir metais

No que se refere à utilização industrial dos processos de eletrólise, questões ambientais importantes estão relacionadas ao consumo de energia elétrica. No caso da produção de alumínio, por exemplo, são necessários de 14 kWh a 16 kWh* para se produzir 1 quilograma do metal. Para se ter um parâmetro de comparação, 14 kW são suficientes para manter cerca de seis chuveiros elétricos ligados durante uma hora. Esse elevado consumo pode exigir que as fontes de energia elétrica de uma determinada região sejam diversificadas ou que o potencial de geração seja ampliado, podendo causar impactos significativos nos ecossistemas e na vida da população da região.

* O quilowatt-hora é uma unidade de energia que equivale a $3,6 \cdot 10^6$ joules ou $8,6 \cdot 10^5$ calorias.

Conclusão

Percebe-se, então, que tanto os processos que geram eletricidade com base nas transformações químicas (pilhas e baterias) quanto aqueles em que a corrente elétrica é utilizada para provocar transformações químicas (processos eletrolíticos) têm muitas aplicações tecnológicas e envolvem uma complexa problemática ambiental. O estudo das transformações químicas envolvidas nesses processos auxiliará na compreensão dessas questões e na reflexão sobre a importância da adoção de posturas responsáveis relativas à preservação do meio ambiente.

Elaborado especialmente para o *São Paulo faz escola*.

Questões para análise do texto

1. Cite alguns dos usos de pilhas e baterias. Como a energia elétrica é obtida em pilhas e baterias?

2. Quais são os principais usos industriais dos processos eletrolíticos citados no texto? Por que o fornecimento de corrente elétrica é importante para esses processos?

3. Cite algumas das questões ambientais referentes ao uso de pilhas e baterias mencionadas no texto. Como a sociedade pode agir para minimizar esses problemas?

4. Cite algumas das questões ambientais relacionadas ao emprego industrial dos processos de eletrólise.



Desafio!

Discuta com seus colegas e tente escrever uma definição para pilha, bateria e eletrólise.



**SITUAÇÃO DE APRENDIZAGEM 2
ESTUDANDO O PROCESSO DA ELETRÓLISE**

Nesta Situação de Aprendizagem, você observará uma eletrólise e tentará explicar esse processo usando seus conhecimentos sobre a constituição da matéria. Você poderá, então, refletir sobre o que ocorreu com os elétrons durante um processo de oxidorredução. Caso não seja possível a realização do experimento em sala de aula, depois que você responder à questão 1, seu professor poderá desenhar a montagem do aparelho com a classe e apresentar os resultados que deveriam ser observados.

Atividade 1 – Parte 1

O que você acha que ocorrerá se colocarmos um pedaço de palha de aço (constituída principalmente pelo metal ferro) em uma solução contendo sulfato de cobre, ou seja, em uma solução contendo íons Cu^{2+} ?



Atenção!

Não deixe a solução de sulfato de cobre entrar em contato com a pele e com as mucosas, pois ela pode provocar irritações.



ROTEIRO DE EXPERIMENTAÇÃO 1

Estudando a interação entre palha de aço e solução de sulfato de cobre**Materiais**

- 1 pedaço de palha de aço;
- 2 copos de vidro incolor;
- 100 mL de solução de CuSO_4 (sulfato de cobre), aproximadamente $0,5 \text{ mol.L}^{-1}$ (2,5 colheres de chá para 100 mL de solução);
- 1 colher de sopa;
- 1 pires.

Procedimento

- Coloque cerca de 50 mL de solução de CuSO_4 em um copo (copo A). Observe sua cor e reserve o sistema para futura comparação.
- Coloque cerca de 50 mL de solução de CuSO_4 em outro copo (copo B).
- Divida o pedaço de palha de aço em duas partes.
- Mergulhe, com o auxílio da colher, uma das partes da palha de aço na solução do copo B por cerca de 2 minutos. Reserve a outra parte para futura comparação.
- Com a colher, retire a palha de aço da solução de CuSO_4 e coloque-a sobre um pires.
- Compare as características da palha de aço que foi imersa na solução com o outro pedaço que ficou reservado. Anote as mudanças observadas.

- Compare a cor das soluções dos copos A e B. Anote suas observações.



LIÇÃO DE CASA



Releia o procedimento experimental realizado em sala de aula, assim como suas anotações. Represente por meio de desenhos o estado inicial e o estado final do sistema em estudo. Não se esqueça de anotar quais reagentes foram utilizados e quais foram as modificações observadas.

Questões para análise do experimento

1. Você diria que houve uma transformação química decorrente da interação entre a palha de aço e a solução de CuSO_4 ? Explique.

2. Sabendo que a solução de CuSO_4 tem uma coloração azulada por causa dos íons Cu^{2+} , relacione as mudanças observadas na palha de aço com as que ocorrem na solução de CuSO_4 . Uma mudança pode explicar a outra? Como?

Atividade 1 – Parte 2

Se você mergulhar uma placa de cobre em uma solução de sulfato de cobre (CuSO_4), haverá alguma transformação química? Justifique seu palpite.



ROTEIRO DE EXPERIMENTAÇÃO 2

Estudando a interação entre placas de cobre e solução de CuSO_4 sem o fornecimento de corrente elétrica

Materiais

- 2 placas de cobre (aproximadamente 5 cm x 5 cm);
- 1 béquer de 150 mL;
- 100 mL de solução de CuSO_4 , aproximadamente 1 mol.L⁻¹ (5 colheres de chá para 100 mL de solução);
- palha de aço e detergente (polimento).

Procedimento

- Limpe as placas de cobre com a palha de aço e o detergente. Observe suas características iniciais e anote-as.

- Coloque cerca de 100 mL de solução de CuSO_4 no béquer. Observe suas características e anote-as.

- Mergulhe as duas placas de cobre na solução de sulfato de cobre por cerca de dois minutos.
- Observe as características finais das placas de cobre e da solução de CuSO_4 e anote-as.



LIÇÃO DE CASA



Releia o procedimento experimental e suas anotações e represente por meio de desenhos o estado inicial e o estado final do sistema em estudo. Não se esqueça de anotar quais materiais foram utilizados e se você observou alguma modificação.

Questão para análise do experimento

Você diria que houve uma transformação química decorrente da interação entre as placas de cobre e a solução de CuSO_4 ? Por quê?

Atividade 2

Leia o procedimento experimental a seguir. Quais são as semelhanças e as diferenças em relação ao procedimento experimental realizado na Parte 1 desta Atividade?

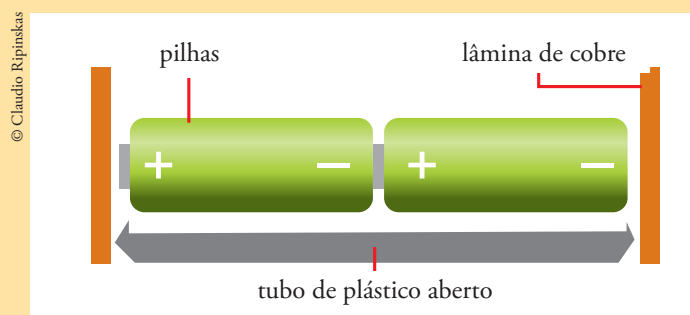


ROTEIRO DE EXPERIMENTAÇÃO 3

Estudando a interação entre placas de cobre e solução de CuSO_4 com o fornecimento de corrente elétrica

Materiais

- 2 placas de cobre (aproximadamente 5 cm x 5 cm);
- palha de aço e detergente (polimento);
- 100 mL de solução de CuSO_4 , aproximadamente 1 mol.L^{-1} (5 colheres de chá para 100 mL de solução);
- 1 fonte de corrente contínua ou montagem com pilhas de 1,5 V em série;
- 2 béqueres (ou copos) de 150 mL;
- fios elétricos para conexão.



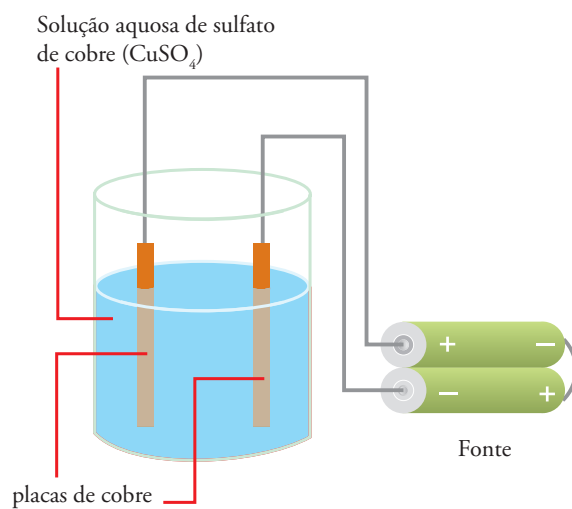
Procedimento

- Limpe as placas de cobre com a palha de aço e o detergente. Observe suas características iniciais e anote-as.

- Coloque cerca de 100 mL de solução de CuSO_4 no béquer. Observe suas características e anote-as.

- Coloque em outro béquer um pouco da solução aquosa original de CuSO_4 e reserve-a para comparar com as cores da solução após a realização do experimento.
- Regule o valor de tensão da fonte para o menor valor disponível.
- Prenda cada placa a um dos conectores (jacarés) de um dos polos da fonte (ou pilha). Identifique os polos da fonte para saber qual das placas está ligada ao polo negativo (–) e qual está ligada ao polo positivo (+) da pilha ou bateria (fonte).
- Mergulhe as duas placas de cobre na solução de CuSO_4 por cerca de dois minutos.

© Claudio Ripinskas



- Descreva as alterações que você observou nas placas. Caso ache conveniente, aponte-as no desenho acima.

Questões para análise do experimento

1. Você diria que houve transformações químicas decorrentes da interação entre as placas de cobre e a solução de CuSO_4 quando o sistema foi submetido à passagem de corrente elétrica? Por quê?

2. Retome as explicações dadas para os resultados obtidos no Experimento 1 desta Situação de Aprendizagem e proponha uma explicação para o que ocorreu com a placa de cobre conectada ao polo negativo da fonte.

3. Descreva o que ocorreu com a placa de cobre conectada ao polo positivo da fonte.

4. a) Descreva o que ocorreu com a coloração da solução de CuSO_4 .

- b) Após a explicação de seu professor, tente escrever as equações químicas das transformações que ocorreram nas placas ligadas aos polos positivo e negativo da fonte.

- c) Defina cátodo e ânodo e identifique-os no desenho da página 14.



Desafio!

1. Tente explicar por que a cor da solução de sulfato de cobre não se altera.

2. A massa da placa que está ligada ao polo positivo deve aumentar ou diminuir? Justifique sua resposta.



APRENDENDO A APRENDER

Procure saber como se dá um banho de prata em bijuterias, talheres etc. e conhecer também quais cuidados tomar e o que se deve controlar para que as bijuterias não “descasquem” facilmente.



SITUAÇÃO DE APRENDIZAGEM 3 COMO FUNCIONAM AS PILHAS

Atividade 1

Nesta Atividade, vamos construir uma pilha e pesquisar informações sobre seu funcionamento. Caso não seja possível a realização do experimento em sala de aula, seu professor poderá desenhar a montagem do aparelho com a classe e apresentar os resultados que deveriam ser observados.



ROTEIRO DE EXPERIMENTAÇÃO 1

Construção de uma pilha de Daniel

Materiais e reagentes

- 100 mL de solução de sulfato de cobre penta-hidratado ($\text{CuSO}_4 \cdot 5 \text{H}_2\text{O}$), aproximadamente $1,0 \text{ mol.L}^{-1}$ (5 colheres de chá para 100 mL de solução);
- 100 mL de solução de sulfato de zinco hepta-hidratado ($\text{ZnSO}_4 \cdot 7 \text{H}_2\text{O}$), aproximadamente $1,0 \text{ mol.L}^{-1}$ (6 colheres de chá para 100 mL de solução);
- palha de aço, água e sabão para limpar as placas de cobre e de zinco;
- placa de cobre;
- placa de zinco;
- dois pedaços de aproximadamente 20 cm de fio de cobre;
- pinça e algodão cortado no tamanho das placas de zinco e de cobre;
- cartão musical sem a bateria.

Procedimento

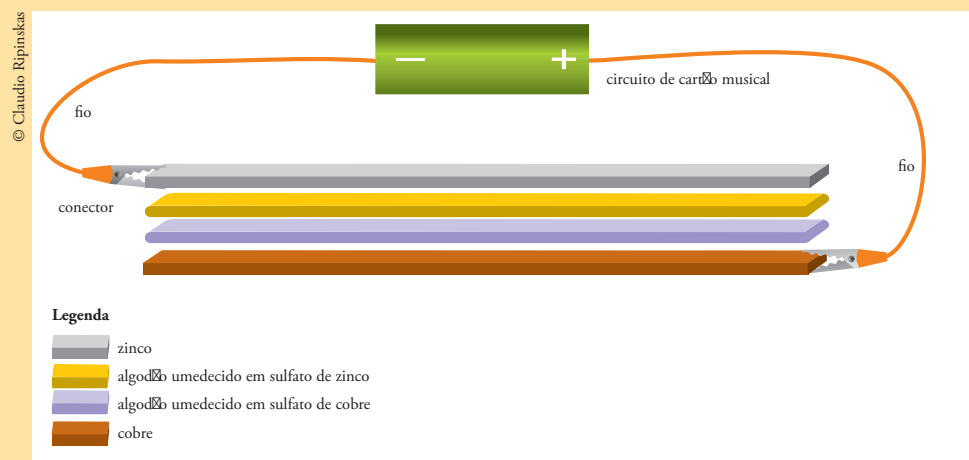
Parte 1

- Limpe as placas de cobre e de zinco com palha de aço, água e sabão.

- Prenda um fio na placa de cobre e outro na placa de zinco.
- Conecte o fio ligado na placa de zinco ao polo negativo do cartão musical e o fio ligado na placa de cobre ao polo positivo. Coloque as placas de zinco e de cobre em contato.
- Descreva suas observações.

Parte 2

- Com uma pinça, pegue um pedaço de algodão para curativos e mergulhe-o na solução de sulfato de cobre. Pegue outro pedaço de algodão e mergulhe-o na solução de sulfato de zinco.
- Monte o sistema conforme mostra a figura a seguir, usando as placas limpas utilizadas na Parte 1.



Atenção!

Cuidado para não deixar que as placas metálicas fiquem diretamente encostadas.

- Represente por meio de desenhos o estado inicial e o estado final do sistema em estudo. Não se esqueça de anotar quais reagentes foram utilizados e se você observou alguma modificação.

Observações Metal	Coloração		Brilho		Massa (g)	
	Inicial	Final	Inicial	Final	Inicial	Final
Placa de cobre (Cu)						
Placa de zinco (Zn)						

Questões para análise do experimento

1. Ao terminar a Parte 1 do experimento, foi observada alguma evidência de transformação química?

2. Para que o cartão musical toque, é necessário energia. Como ela foi obtida? Você diria que ocorreu transformação química durante a realização da Parte 2 do experimento? Explique.

3. Retome o texto lido na Situação de Aprendizagem 1 e tente explicar como a energia elétrica foi obtida.

4. Compare os resultados obtidos na Parte 2 do experimento com o que você observou no experimento de eletrólise da solução de CuSO_4 (Situação de Aprendizagem 2, Experimento 3). Quais semelhanças e quais diferenças podem ser observadas?



Desafio!

Releia sua resposta ao “Desafio!” proposto na Atividade 2 da Situação de Aprendizagem 1 e defina novamente pilha e eletrólise.

Questões para a sala de aula

1. Faça um desenho que represente os íons cobre na solução de CuSO_4 e os átomos de cobre metálico na placa. Discuta semelhanças e diferenças entre essas duas espécies.

2. Medindo a massa da placa de cobre antes do experimento e depois dele (Parte 2), percebe-se que nela ocorre um aumento de massa. Com base nesse dado e na sua resposta à questão 1, você acredita que os íons cobre se transformaram em cobre metálico ou o contrário? Represente essa transformação por meio de uma equação química. Justifique.

3. De acordo com o que você estudou na Situação de Aprendizagem 2, a reação que ocorreu na placa de cobre foi de redução ou de oxidação? Justifique.

4. Lembrando que é chamado de cátodo o eletrodo onde ocorre a reação de redução e de ânodo o eletrodo onde ocorre a reação de oxidação, a região da placa de cobre seria o cátodo ou o ânodo da pilha?

5. No experimento, o fio ligado à placa de cobre estava em contato com o polo positivo ou negativo da pilha?

6. Observando a placa de zinco antes e depois do experimento, você diria que ela sofreu aumento de massa ou desgaste? Justifique.

7. Qual é a diferença entre Zn^{2+} e Zn? Na placa de zinco, encontra-se qual das duas formas de zinco? E na solução de $ZnSO_4$?

8. Considerando que a massa da placa de zinco diminuiu após o funcionamento da pilha, você diria que o Zn^{2+} se transformou em Zn ou o contrário? Represente essa transformação por meio de uma equação química.

9. Na transformação considerada na questão anterior, o zinco perdeu ou ganhou elétrons? Ele sofreu redução ou oxidação? Justifique.

10. A região da placa de zinco seria o cátodo ou o ânodo da pilha? Justifique.

11. No experimento, o fio ligado à placa de zinco estava em contato com o polo positivo ou negativo da pilha?

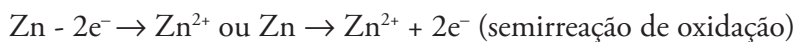
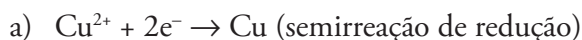


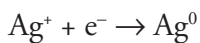
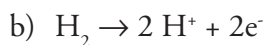
LIÇÃO DE CASA



1. Comente a frase: “Quando ocorre uma reação de redução, sempre deve acontecer outra reação que seja de oxidação”.

2. Com base nas equações de oxidação e redução, escreva a equação que representa a reação global ocorrida com as pilhas:

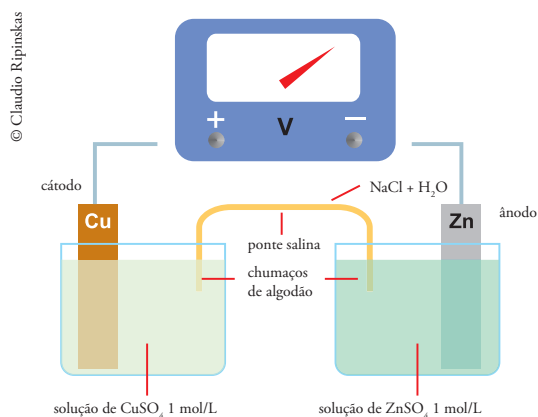






Desafio!

Observe o esquema a seguir e explique como os elétrons foram transferidos da placa de zinco à placa de cobre e como os íons se movimentam no sistema. Considere a condução da corrente elétrica nos fios, nas soluções e a função da ponte salina.



Atividade 2

Na Atividade 1, estudamos uma pilha formada pelos metais cobre e zinco, mas será que quaisquer associações de metais podem formar uma pilha? Nesta Atividade, vamos procurar responder a essa questão. Mas, antes disso, responda ao que se pede.

Dê exemplos de pilhas e baterias que você conhece. Com que metais elas são fabricadas?



ROTEIRO DE EXPERIMENTAÇÃO 2

Analisando a reatividade de alguns metais em presença de soluções que contêm cátions desses metais

Materiais

- cobre (um pedaço de fio ou raspas);
- magnésio (um pedaço de fita ou aparas);

- ferro (prego ou raspas);
- soluções de aproximadamente 1 mol.L^{-1} de sulfato de ferro II (aproximadamente 3 colheres de chá para 100 mL de solução), sulfato de magnésio (aproximadamente 3 colheres de chá para 100 mL de solução) e sulfato de cobre (aproximadamente 5 colheres de chá para 100 mL de solução);
- 9 tubos de ensaio numerados;
- uma proveta de 10 mL.

Procedimento

- Em três tubos de ensaio (1, 2 e 3), coloque aproximadamente 2 mL de solução de FeSO_4 . Adicione ferro no tubo 1, cobre no tubo 2 e magnésio no tubo 3. Observe.
- Em outros três tubos de ensaio (4, 5 e 6), coloque aproximadamente 2 mL de solução de CuSO_4 . Adicione ferro no tubo 4, cobre no tubo 5 e magnésio no tubo 6. Observe.
- Em outros três tubos (7, 8 e 9), coloque aproximadamente 2 mL de solução de MgSO_4 . Adicione ferro no tubo 7, cobre no tubo 8 e magnésio no tubo 9. Observe.
- Represente, por meio de desenhos, o estado inicial e o estado final de cada sistema em estudo (tubo). Não se esqueça de anotar quais reagentes foram utilizados e se você observou alguma modificação.

Questões para análise do experimento

Construa uma tabela com os dados obtidos no experimento. Como sugestão para elaborar a tabela, você pode colocar em diferentes linhas os metais testados e nas colunas as soluções utilizadas (ou vice-versa).

1. Observando os dados da tabela, você diria que as reatividades dos metais com essas soluções são as mesmas? É possível estabelecer uma ordem de reatividade?

2. Os resultados obtidos no tubo 4 sugerem que há formação de um depósito de cobre metálico sobre o ferro. Nesse caso, os íons Cu^{2+} da solução sofreram oxidação ou redução? Justifique sua resposta e escreva a equação química que representa essa semirreação.

3. Levando em conta sua resposta à questão anterior, o ferro deve ter sofrido oxidação ou redução? Como você chegou a essa conclusão? Escreva a equação que representa essa semirreação.

4. Explique os resultados obtidos nos tubos 3 e 6. Escreva as equações que representam as duas semirreações observadas em cada caso.

5. Levando em consideração a ordem de reatividade que você estabeleceu e as respostas às outras questões, é possível afirmar que o metal mais reativo é aquele que tem maior tendência a sofrer oxidação ou redução? Qual é a tendência dos cátions dos metais menos reativos?

6. Se pudéssemos fazer experimentos semelhantes a esse utilizando outros metais e soluções dos seus respectivos cátions, poderíamos ampliar a série de reatividade construída? Justifique.

7. Descreva um experimento que possibilite comparar o níquel e o ferro, considerando sua reatividade.



Desafio!

A seguir, temos uma série de reatividade com alguns metais em ordem crescente de tendência de oxidação.

Ouro < platina < prata < mercúrio < cobre < chumbo < estanho < níquel < cobalto < ferro < cromo < zinco < manganês < alumínio < magnésio < sódio < cálcio < potássio.

1. Reescreva essa série utilizando os símbolos dos elementos químicos.

2. Escolha dois desses metais que, associados, possam formar uma pilha e construa um esquema (semelhante ao da Atividade 1) de como essa pilha poderia ser montada. Não se esqueça de identificar os polos onde ocorrerá a redução e onde ocorrerá a oxidação.

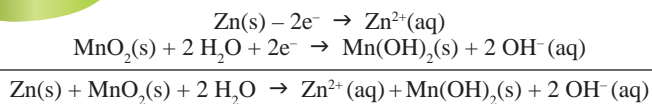
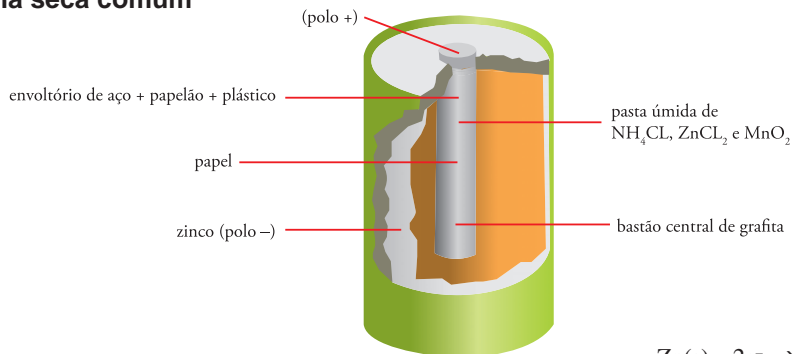


LIÇÃO DE CASA



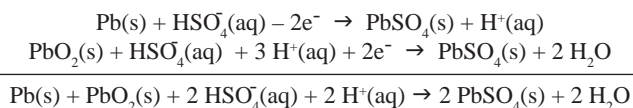
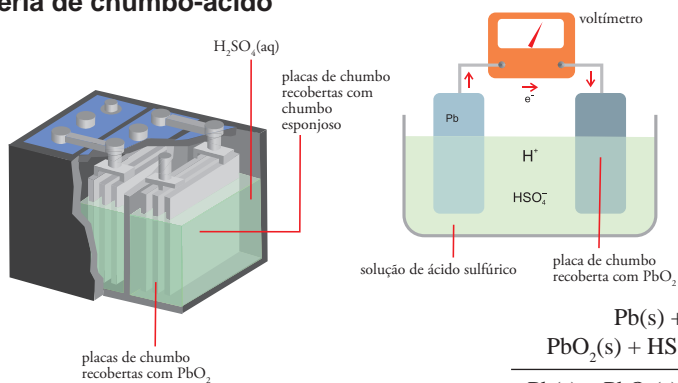
Identifique, nas reações das pilhas esquematizadas* a seguir, o cátodo, o ânodo, a reação que ocorre no polo positivo e a que ocorre no polo negativo.

Pilha seca comum



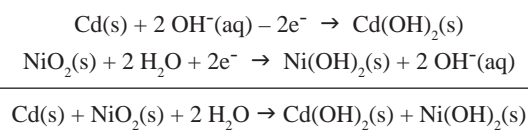
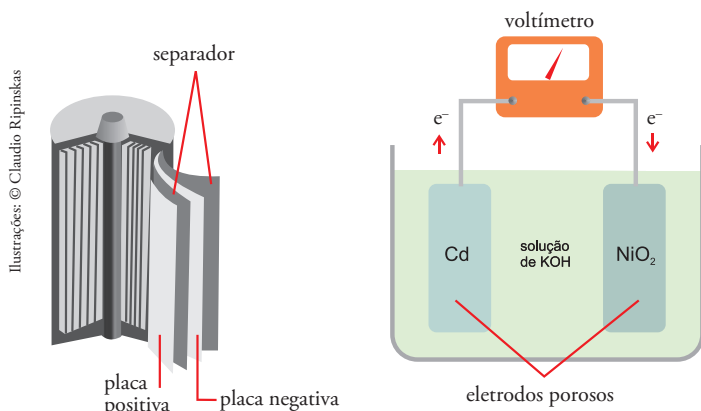
Ilustrações: © Claudio Ripinskas

Bateria de chumbo-ácido

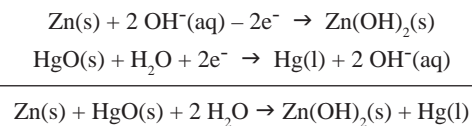
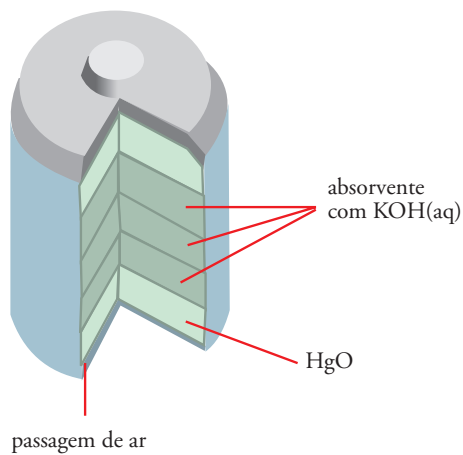


* Ilustrações adaptadas de: GEPEC (Grupo de Pesquisa em Educação Química). *Interações e transformações III: Química e sobrevivência – atmosfera*. Livro do aluno. São Paulo: Edusp, 1998, p. 74-76.

Pilha de níquel-cádmio (recarregável)



Pilha de mercúrio





PESQUISA INDIVIDUAL

A bateria de automóvel é um dispositivo que envolve reações químicas que produzem energia elétrica. Pesquise se a bateria pode ser considerada uma pilha e por que tem esse nome.



APRENDENDO A APRENDER

Procure observar, em situações do cotidiano, metais que estão em contato entre si, como um parafuso de ferro usado em uma janela de alumínio. Essas associações de metais também formam pilhas? Se formarem pilhas, um desses metais vai se desgastar (corrosão)? Por quê? Caso ocorra esse desgaste, o que poderia ser feito para evitá-lo?



SITUAÇÃO DE APRENDIZAGEM 4 IMPACTOS AMBIENTAIS RELACIONADOS AO USO DE PILHAS, BATERIAS E AO PROCESSO DE ELETRÓLISE

Nesta Situação de Aprendizagem, vamos discutir os impactos ambientais que podem ser causados pelo uso de pilhas, baterias e pelo processo de eletrólise.

Atividade 1



Leitura e Análise de Texto

Existe uma bateria ideal?

Isis Valença de Sousa Santos e Maria Fernanda Penteadó Lamas

Há muitos aspectos que podem ser considerados ao se analisar os pontos positivos e negativos de uma bateria. Durabilidade, quantidade de energia fornecida em relação à massa da bateria, custo, portabilidade, segurança e impactos ambientais associados ao seu descarte e à sua produção são alguns deles.

Por muito tempo, a bateria mais utilizada em aparelhos portáteis continha os metais níquel e cádmio. Porém, no início da década de 1990, surgiu uma bateria que apresentou vantagens sobre ela: a bateria de íon lítio.

Nela são utilizados compostos que contêm íons lítio e soluções condutoras não aquosas, constituídas por substâncias orgânicas, em recipientes selados. Tem-se, então, um sistema que possibilita uma recarga segura da bateria, associado a um fornecimento de energia considerado vantajoso. Os materiais utilizados possuem baixa densidade, o que possibilita uma relação energia/massa que é o dobro daquela apresentada por uma bateria de níquel-cádmio.

Em 1991, foi comercializada a primeira bateria de íon lítio. Avalia-se hoje que essas baterias não necessitam de manutenção frequente e não possuem o chamado “efeito memória” (como acontece com a bateria de níquel-cádmio), o que quer dizer que seu bom funcionamento não está condicionado ao fato de que a bateria precisa estar totalmente descarregada antes de ser submetida ao recarregamento.

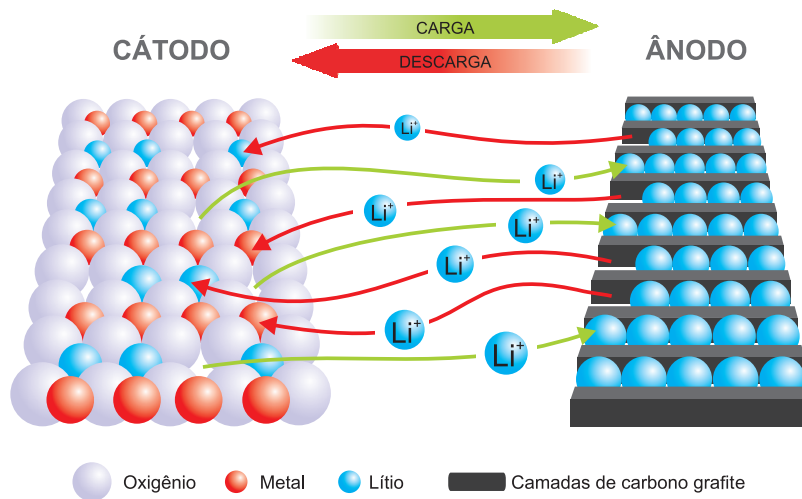
Os custos ambientais relacionados ao seu descarte não são considerados altos, pois esse tipo de bateria não utiliza metais pesados, que são prejudiciais ao meio ambiente, como mercúrio, cádmio e chumbo.

Porém, há aspectos negativos que devem ser apontados. A corrosão do invólucro externo libera o solvente empregado, que é inflamável e tóxico, e se o descarte da bateria não for feito

de forma correta pode ocasionar a contaminação do solo e da água. O custo dessa bateria ainda é considerado alto (cerca de 40% a mais do que o das baterias de níquel-cádmio).

Podemos concluir, então, que a escolha de qual bateria utilizar para cada aplicação deve ser orientada tanto por aspectos técnicos e econômicos quanto por questões relacionadas aos impactos ambientais decorrentes desses usos.

Elaborado especialmente para o *São Paulo faz escola*.



© Claudio Ripinskas

Figura que representa uma pilha de lítio.

Questões para análise do texto

1. Quais aspectos podem ser considerados para avaliar as vantagens e as desvantagens associadas ao uso de diferentes tipos de bateria?

2. Quais são os componentes de uma bateria de íon lítio? Quais são as vantagens e as desvantagens associadas ao uso desse tipo de bateria?

3. Em sua opinião, considerando os impactos ambientais decorrentes da utilização de baterias, existe uma bateria ideal? Por quê?

4. Você acredita que hoje é possível sobreviver sem o uso de pilhas e baterias?



PESQUISA EM GRUPO

Com a orientação do seu professor, seu grupo poderá pesquisar sobre um ou mais temas sugeridos a seguir. Use o espaço indicado para registrar sua pesquisa e anotar um resumo das pesquisas dos outros grupos da sua classe.

1. Existe uma legislação que defina como deve ser feito o descarte de pilhas e baterias? Qual é essa legislação? Que dificuldades podem ocorrer para que essa lei seja cumprida?

2. Que destino se pode dar às pilhas? Existem formas de reciclagem para pilhas? Quais?

3. Quais problemas podem ser causados se as pilhas e baterias forem jogadas no lixo comum e encaminhadas a um aterro sanitário?



APRENDENDO A APRENDER

Faça entrevistas com algumas pessoas da sua família e do seu bairro perguntando como fazem o descarte de pilhas e baterias. Entreviste também algum comerciante de seu bairro que venda pilhas e/ou baterias para saber se ele recolhe esse material usado e o que faz com ele. Escreva a entrevista no seu caderno ou em uma folha avulsa.

Atividade 2

Registre no espaço a seguir um resumo sobre a discussão feita em aula a respeito dos impactos ambientais relacionados ao grande consumo de energia elétrica pelos processos eletrolíticos.



VOCÊ APRENDEU?

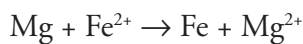


1. A pilha de níquel-cádmio é recarregável e pode substituir as pilhas comuns, que são descartáveis. Nessa pilha acontecem as seguintes reações:

- a) O cádmio metálico, que está em meio básico (íons OH^- (aq)), reage formando hidróxido de cádmio II, que é insolúvel.
- b) O hidróxido de níquel III, que é insolúvel, reage formando hidróxido de níquel II, que também é insolúvel. Esses dois compostos também estão em meio básico (íons OH^- (aq)).

Escreva a semirreação que ocorre no ânodo, a semirreação que ocorre no cátodo e a reação global de uma pilha de níquel-cádmio.

2. Observe a seguinte reação global de uma pilha:



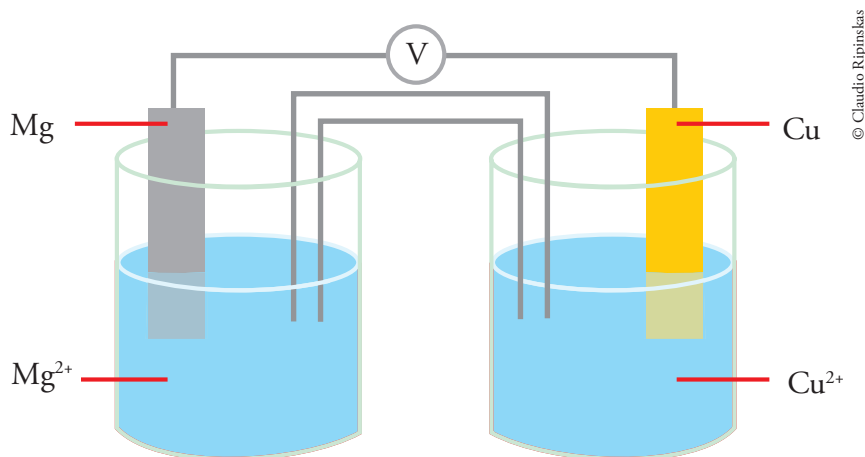
- a) Escreva as semirreações de oxidação e de redução dessa pilha.

b) Desenhe um esquema que represente a pilha.

c) Identifique no esquema o cátodo, o ânodo, o polo positivo, o polo negativo e o sentido do fluxo de elétrons.

d) Identifique o eletrodo que sofrerá corrosão e o que sofrerá aumento de massa.

3. Pilhas geram corrente elétrica a partir de transformações químicas. Observe o esquema a seguir e analise as afirmações:



I. As reações que ocorrem no cátodo e no ânodo podem ser representadas, respectivamente, por $\text{Cu}^{2+} + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Cu}$ e $\text{Mg} \rightarrow \text{Mg}^{2+} + 2 \text{e}^-$.

II. O fluxo de elétrons ocorrerá do eletrodo de magnésio para o eletrodo de cobre.

III. Os ânions irão da ponte salina para o eletrodo de magnésio.

IV. Conforme a pilha funciona, a concentração de íons Cu^{2+} aumenta.

Dados:

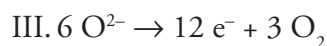
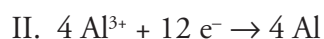
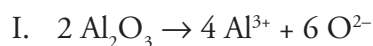
Uma placa de magnésio fica recoberta com cobre metálico quando é mergulhada em uma solução contendo íons Cu^{2+} .

Uma placa de cobre não fica recoberta com magnésio quando é mergulhada em uma solução contendo íons Mg^{2+} .

São corretas apenas as afirmações:

- a) I, II e III; b) I e II; c) I, III e IV;
d) II e IV; e) todas.
4. A reciclagem de latas de alumínio reduz gastos de energia elétrica, contribuindo para a preservação do meio ambiente. O alumínio é produzido a partir da bauxita por um processo de eletrólise ígnea, isto é, uma eletrólise realizada com as matérias-primas fundidas.

As reações envolvidas nesse processo podem ser representadas por três equações:



Assinale a alternativa correta:

- a) o alumínio metálico é formado no ânodo;
b) a eletrólise poderia ocorrer com a bauxita no estado sólido;
c) no polo negativo ocorre a formação de alumínio metálico;
d) a dissociação iônica do Al_2O_3 (equação I) é uma reação de oxidorredução.
5. Na indústria cloro-álcali, a soda cáustica ($\text{NaOH}(\text{aq})$) e o cloro gasoso são obtidos através da eletrólise de:
- a) solução aquosa de cloreto de sódio;
b) tetracloreto de carbono;
c) óxido de ferro fundido;
d) solução aquosa de sulfato de cobre;
e) solução aquosa de cloreto de potássio.



PARA SABER MAIS

Revistas

- BOCCHI, N.; FERRACIN, L. C.; BIAGGIO, S. R. Pilhas e baterias: funcionamento e impacto ambiental. *Química Nova na Escola*, São Paulo, n. 11, maio 2000, p. 3-9. O artigo apresenta o funcionamento de alguns tipos de pilha e bateria comumente usados e discute a importância de se adotar posturas corretas no descarte das pilhas para minimizar problemas ambientais.
- PALMA, M. H. C.; TIERA, V. A. O. Oxidação de metais. *Química Nova na Escola*, São Paulo, n. 18, nov. 2002, p. 52-54. O artigo relata um experimento simples que pode ser usado no estudo dos processos de oxidação dos metais. As atividades desenvolvidas permitem a abordagem do conceito de oxidorredução por meio da criação de quadros e possibilitam também discussões sobre diferenças nas reatividades dos metais.
- TOLENTINO, M.; ROCHA-FILHO, R. C. O bicentenário da invenção da pilha elétrica. *Química Nova na Escola*, São Paulo, n. 11, maio 2000, p. 35-39. O trabalho apresenta o contexto da invenção da pilha elétrica no final do século XVIII.
- VILLULLAS, M. H.; TICIANELLI E. A.; GONZÁLEZ, E. R. Células a combustível: energia limpa a partir de fontes renováveis. *Química Nova na Escola*, São Paulo, n. 15, maio 2002, p. 28-34. O artigo apresenta as células a combustível e discute seus princípios de funcionamento e alguns progressos recentes em suas aplicações.

Observação: todos os artigos da revista *Química Nova na Escola* estão disponíveis no site <<http://qnesc.sbq.org.br>>. Acesso em: 19 maio 2010.

Sites

- <<http://www.fisica.uel.br/sefis/xisefis/arquivos/resumos/r44.pdf>>. Acesso em: 19 maio 2010. Descreve de maneira resumida o funcionamento de uma bateria de lítio.
- <<http://www.cori.rei.unicamp.br/BrasilJapao3/Trabalhos2005/Trabalhos%20Completos/Analise%20dos%20impactos%20ambientais%20na%20producao%20de%20energia%20den.pdf>>. Acesso em: 19 maio 2010. Discute impactos ambientais relativos à geração de energia por meio de diferentes fontes.

- <<http://www.teses.usp.br/teses/disponiveis/85/85134/tde-14052007-224500/>>. Acesso em: 19 maio 2010. Traz uma análise ambiental das diferentes formas de geração de energia elétrica.
- <<http://www.scielo.br/pdf/csp/v17n2/4186.pdf>>. Acesso em: 19 maio 2010. O artigo discute os impactos da geração e distribuição de energia nas comunidades indígenas, principalmente da região Norte do país.
- <<http://www.eletrica.ufpr.br/piazza/materiais/CarlosRojas.pdf>>. Acesso em: 19 maio 2010. O artigo trata da obtenção do cobre metálico e das propriedades e aplicações desse metal.
- ASSOCIAÇÃO Brasileira do Alumínio (ABAL). Disponível em: <http://www.abal.org.br/desenvsust/processo_reducao.asp>. Acesso em: 19 maio 2010. Traz informações sobre a obtenção, aplicação, importância desse metal e outras.
- LABORATÓRIO de Química do estado sólido. Disponível em: <http://lqes.iqm.unicamp.br/canal_cientifico/lqes_responde/lqes_responde_pilhas_descarte.html>. Acesso em: 19 maio 2010. Traz a resolução do Conselho Nacional do Meio Ambiente (Conama) sobre o descarte de pilhas e baterias.

Tabela periódica

© Claudio Ripinskas

1 1A																	18 8A	
1 1H Hidrogênio	2 2A	Elementos de transição										13 3A	14 4A	15 5A	16 6A	17 7A	2 2He Hélio	
3 3Li Lítio	4 4Be Berílio	3 3B	4 4B	5 5B	6 6B	7 7B	8B				11 1B	12 2B	5 5Boro	6 6Carbono	7 7Nitrogênio	8 8Oxigênio	9 9Flúor	10 10Neônio
11 11Na Sódio	12 12Mg Magnésio	21 21Sc Escândio	22 22Ti Titânio	23 23V Vanádio	24 24Cr Cromio	25 25Mn Manganês	26 26Fe Ferro	27 27Co Cobalto	28 28Ni Níquel	29 29Cu Cobre	30 30Zn Zinco	31 31Ga Gálio	32 32Ge Germânio	33 33As Arsênio	34 34Se Selênio	35 35Br Bromo	36 36Kr Criptônio	
19 19K Potássio	20 20Ca Cálcio	39 39Y Ítrio	40 40Zr Zircônio	41 41Nb Nióbio	42 42Mo Molibdênio	43 43Tc Tecnécio	44 44Ru Rutênio	45 45Rh Ródio	46 46Pd Paládio	47 47Ag Prata	48 48Cd Cádmio	49 49In Índio	50 50Sn Estanho	51 51Sb Antimônio	52 52Te Telúrio	53 53I Iodo	54 54Xe Xenônio	
37 37Rb Rubídio	38 38Sr Estrôncio	57-71 Série dos Lantanídeos	72 72Hf Háfnio	73 73Ta Tântalo	74 74W Tungstênio	75 75Re Rênio	76 76Os Osmio	77 77Ir Iridio	78 78Pt Platina	79 79Au Ouro	80 80Hg Mercúrio	81 81Tl Tálio	82 82Pb Chumbo	83 83Bi Bismuto	84 84Po Polônio	85 85At Astato	86 86Rn Radônio	
87 87Fr Frâncio	88 88Ra Rádio	104 104Rf Rutherfordório	105 105Db Dúbnio	106 106Sg Seabórgio	107 107Bh Bório	108 108Hs Hássio	109 109Mt Meitnério	110 110Ds Darmstádio	111 111Rg Roentgênio	112 112Cn Copernício								

Série dos Lantanídeos		57 57La Lantânio	58 58Ce Cério	59 59Pr Praseodímio	60 60Nd Neodímio	61 61Pm Promécio	62 62Sm Samário	63 63Eu Európio	64 64Gd Gadolínio	65 65Tb Térbio	66 66Dy Disprósio	67 67Ho Hólmio	68 68Er Érbio	69 69Tm Túlio	70 70Yb Ítérbio	71 71Lu Lutécio
Série dos Actinídeos		89 89Ac Actínio	90 90Th Tório	91 91Pa Protactínio	92 92U Urânio	93 93Np Netúnio	94 94Pu Plutônio	95 95Am Americônio	96 96Cm Cúrio	97 97Bk Berquélio	98 98Cf Colfórnio	99 99Es Einsteinônio	100 100Fm Férmio	101 101Md Mendelevíio	102 102No Nobelônio	103 103Lr Laurêncio

Massa atômica

Símbolo

Nº atômico

Nome do elemento

Elétrons nas camadas