

**Exercícios Dissertativos**

1. (2000) Deseja-se distinguir, experimentalmente, o estanho do zinco. Para tal, foram feitos três experimentos:

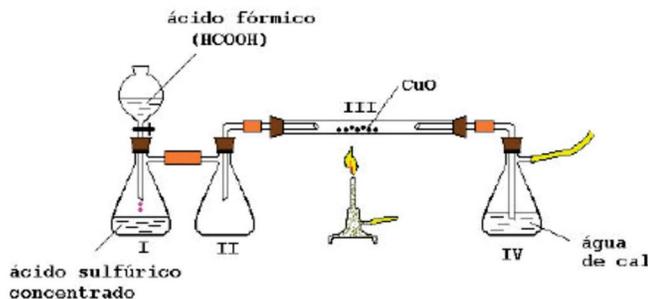
- (I) Determinou-se a densidade de um dos metais, a  $20^{\circ}\text{C}$ , com margem de erro de 3%, e achou-se o valor  $7,2\text{g}/\text{cm}^3$ .
- (II) Colocou-se, separadamente, cada um dos metais em uma solução aquosa de ácido clorídrico, de concentração 1 mol/L.
- (III) Colocou-se, separadamente, cada um dos metais em uma solução aquosa de sulfato ferroso, de concentração 1 mol/L.

Para cada um dos experimentos, com base nos dados fornecidos, explique se foi possível ou não distinguir um metal do outro.

Dados:

Metal (Me)	Densidade a $20^{\circ}\text{C}$ ( $\text{g}/\text{cm}^3$ )	$E^{\circ}_{red}$ ( $\text{Me}^{2+}$ , Me) (V)
Sn	7,29	-0,14
Zn	7,14	-0,76
Fe	-	-0,44

2. (2000)



*Atenção: A demonstração só deve ser feita em ambiente adequado e com os devidos cuidados!*

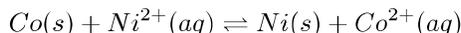
Para demonstrar, em laboratório, a obtenção de metais por redução de seus óxidos, pode ser utilizada a aparelhagem esquematizada acima, em que:

- (I) gerador do gás redutor por desidratação do ácido fórmico
- (II) frasco de segurança
- (III) tubo de pirex contendo o óxido metálico
- (IV) absorvedor de gás

Para essa demonstração,

- (a) Dê as alterações que seriam observadas, visualmente, em (III) e (IV);
- (b) Escreva as equações das reações que ocorrem em (I) e (III);
- (c) Escolha uma substância química, utilizada ou formada, que não seja o ácido sulfúrico, e cite uma de suas propriedades, que exija cuidados especiais no seu uso.

3. (2001) A constante do equilíbrio



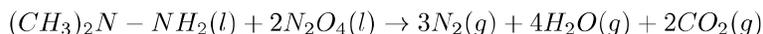
em termos de concentrações em mol/L, a 25 °C, é igual a 10.

- (a) Escreva a expressão matemática dessa constante de equilíbrio.  
A 25 °C, monta-se uma pilha na qual um dos eletrodos é uma barra de cobalto mergulhada numa solução de sulfato de cobalto, e o outro eletrodo é uma barra de níquel mergulhada numa solução de sulfato de níquel. As soluções estão ligadas por meio de uma ponte salina e o circuito é fechado por um voltímetro.
- (b) Qual é o pólo positivo da pilha quando as soluções de  $Co^{2+}(aq)$  e  $Ni^{2+}(aq)$  têm, ambas, concentração igual a 1,0 mol/L?
- (c) Qual será a relação entre as concentrações de  $Co^{2+}(aq)$  e  $Ni^{2+}(aq)$  quando esta pilha deixar de funcionar?  
Justifique as respostas aos itens b e c, utilizando argumentos de constante de equilíbrio.

- 
4. (2002) Pedacos de fio de cobre, oxidados na superfície pelo ar atmosférico, são colocados em um funil com papel de filtro. Sobre este metal oxidado, despeja-se solução aquosa concentrada de amônia. Do funil, sai uma solução azul, contendo o íon  $Cu(NH_3)_4^{2+}$ , e que é recolhida num béquer.

- (a) Escreva as equações químicas balanceadas representando as transformações que ocorrem desde o cobre puro até o íon  $Cu(NH_3)_4^{2+}$ .
- (b) Faça um esquema da montagem experimental e indique nele os materiais de laboratório empregados, os reagentes utilizados e os produtos formados.

- 
5. (2003) Dimetil-hidrazina e tetróxido de dinitrogênio foram usados nos foguetes do módulo que pousou na Lua nas missões Apollo. A reação, que ocorre pela simples mistura desses dois compostos, pode ser representada por



- (a) Entre os reagentes, identifique o oxidante e o redutor. Justifique sua resposta, considerando os números de oxidação do carbono e do nitrogênio.
- (b) Cite duas características da reação apresentada que tornam adequado o uso desses reagentes.
- (c) Qual a pressão parcial do gás nitrogênio quando a pressão da mistura gasosa liberada se iguala à pressão na superfície da Lua? Mostre os cálculos.

Dados:

número de oxidação do carbono na dimetil-hidrazina: -2

pressão na superfície lunar:  $3 \times 10^{-10} Pa$



6. (2004) Um experimentador tentou oxidar zinco ( $Zn$ ) com peróxido de hidrogênio ( $H_2O_2$ ), em meio ácido. Para isso, adicionou, ao zinco, solução aquosa de peróxido de hidrogênio, em excesso, e, inadvertidamente, utilizou ácido iodídrico [ $HI(aq)$ ] para acidular o meio. Para sua surpresa, obteve vários produtos.
- (a) Escreva as equações químicas balanceadas que representam as reações de oxirredução ocorridas no experimento, incluindo a que representa a decomposição do peróxido de hidrogênio, pela ação catalítica do metal.
- (b) Poderá ocorrer reação entre o peróxido de hidrogênio e o ácido iodídrico? Justifique, utilizando semi-reações e os correspondentes potenciais padrão de redução.

Dados:

Potenciais padrão de redução (V)

peróxido de hidrogênio, em meio ácido, dando água	.....	1,78
oxigênio ( $O_2$ ), em meio ácido, dando peróxido de hidrogênio	.....	0,70
iodo ( $I_2$ ) dando íons iodeto	.....	0,54
íons $H^+$ dando hidrogênio gasoso ( $H_2$ )	.....	0,00
íons $Zn^{2+}$ dando zinco metálico	.....	-0,76

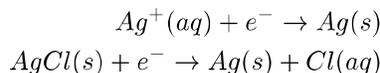
7. (2004) Industrialmente, alumínio é obtido a partir da bauxita. Esta é primeiro purificada, obtendo-se o óxido de alumínio,  $Al_2O_3$ , que é, em seguida, misturado com um fundente e submetido a uma eletrólise ígnea, obtendo-se, então, o alumínio. As principais impurezas da bauxita são:  $Fe_2O_3$ , que é um óxido básico e  $SiO_2$ , que é um óxido ácido. Quanto ao  $Al_2O_3$ , trata-se de um óxido anfótero, isto é, de um óxido que reage tanto com ácidos quanto com bases.
- (a) Na primeira etapa de purificação da bauxita, ela é tratada com solução aquosa concentrada de hidróxido de sódio. Neste tratamento, uma parte apreciável do óxido de alumínio solubiliza-se, formando  $NaAl(OH)_4$ . Escreva a equação química balanceada que representa tal transformação.
- (b) Se a bauxita fosse tratada com solução aquosa concentrada de ácido clorídrico, quais óxidos seriam solubilizados? Justifique por meio de equações químicas balanceadas.
- (c) Na eletrólise do óxido de alumínio fundido, usam-se várias cubas eletrolíticas ligadas em série, através das quais passa uma corrente elétrica elevada. Se  $n$  cubas são ligadas em série e a corrente é  $I$ , qual deveria ser a corrente, caso fosse usada apenas uma cuba, para produzir a mesma quantidade de alumínio por dia? Justifique, com base nas leis da eletrólise.

8. (2005) Recentemente, foi lançado no mercado um tira-manchas, cujo componente ativo é  $2Na_2CO_3 \cdot 3H_2O_2$ . Este, ao se dissolver em água, libera peróxido de hidrogênio, que atua sobre as manchas.
- (a) Na dissolução desse tira-manchas, em água, forma-se uma solução neutra, ácida ou básica? Justifique sua resposta por meio de equações químicas balanceadas.
- (b) A solução aquosa desse tira-manchas (incolor) descora rapidamente uma solução aquosa de iodo (marrom). Com base nos potenciais-padrão de redução indicados, escreva a equação química que representa essa transformação.
- (c) No experimento descrito no item b, o peróxido de hidrogênio atua como oxidante ou como redutor? Justifique.

Semirreação de redução	$E^\circ_{red} / V$
$H_2O_2(aq) + 2H^+(aq) + 2e^- \rightleftharpoons 2H_2O(l)$	1,77
$I_2(s) + 2e^- \rightleftharpoons 2I^-(aq)$	0,54
$O_2(g) + 2H_2O(l) + 2e^- \rightleftharpoons H_2O_2(aq) + 2OH^-(aq)$	-0,15

9. (2006) Constrói-se uma pilha formada por:
- um eletrodo, constituído de uma placa de prata metálica, mergulhada em uma solução aquosa de nitrato de prata de concentração 0,1 mol / L.
  - outro eletrodo, constituído de uma placa de prata metálica, recoberta de cloreto de prata sólido, imersa em uma solução aquosa de cloreto de sódio de concentração 0,1 mol / L.
  - uma ponte salina de nitrato de potássio aquoso, conectando esses dois eletrodos.
- Constrói-se outra pilha, semelhante à primeira, apenas substituindo-se  $AgCl$  (s) por  $AgBr$  (s) e  $NaCl$  (aq, 0,1 mol/L) por  $NaBr$  (aq, 0,1 mol / L).
- Em ambas as pilhas, quando o circuito elétrico é fechado, ocorre produção de energia.
- (a) Dê a equação global da reação da primeira pilha. Justifique o sentido em que a transformação se dá.
- (b) Dê a equação da semi-reação que ocorre no pólo positivo da primeira pilha.
- (c) Qual das pilhas tem maior força eletromotriz? Justifique sua resposta com base nas concentrações iônicas iniciais presentes na montagem dessas pilhas e na tendência de a reação da pilha atingir o equilíbrio.

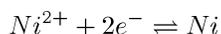
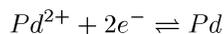
Para a primeira pilha, as equações das semirreações de redução, em meio aquoso, são:



Produtos de solubilidade:  $AgCl = 1,8 \times 10^{-10}$  ;  $AgBr = 5,4 \times 10^{-13}$

10. (2008) Um dos métodos industriais de obtenção de zinco, a partir da blenda de zinco,  $ZnS$ , envolve quatro etapas em sequência:
- (I) Aquecimento do minério com oxigênio (do ar atmosférico), resultando na formação de óxido de zinco e dióxido de enxofre.
  - (II) Tratamento, com carvão, a alta temperatura, do óxido de zinco, resultando na formação de zinco e monóxido de carbono.
  - (III) Resfriamento do zinco formado, que é recolhido no estado líquido.
  - (IV) Purificação do zinco por destilação fracionada. Ao final da destilação, o zinco líquido é despejado em moldes, nos quais se solidifica.
- (a) Represente, por meio de equação química balanceada, a primeira etapa do processo.
  - (b) Indique o elemento que sofreu oxidação e o elemento que sofreu redução, na segunda etapa do processo. Justifique.
  - (c) Indique, para cada mudança de estado físico que ocorre na etapa IV, se ela é exotérmica ou endotérmica.

- 
11. (2008) Foi montada uma pilha em que o pólo positivo era constituído por um bastão de paládio, mergulhado numa solução de cloreto de paládio e o pólo negativo, por um bastão de níquel, mergulhado numa solução de sulfato de níquel. As semi-reações que representam os eletrodos são:

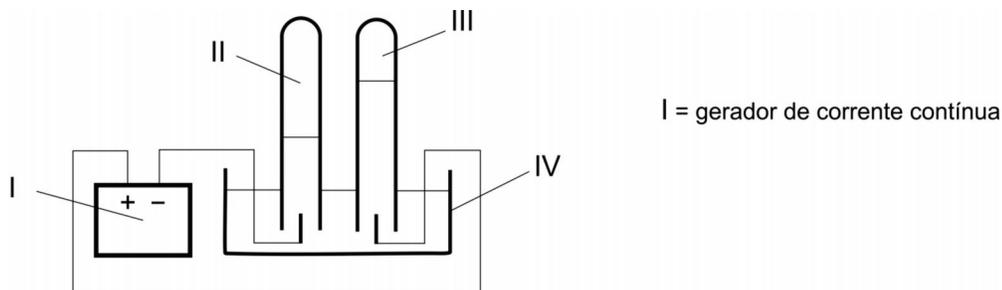


- (a) Escreva a equação que representa a reação química que ocorre quando a pilha está funcionando (sentido espontâneo).
- (b) O que acontece com as concentrações de  $Pd^{2+}$  e  $Ni^{2+}$  durante o funcionamento da pilha? Explique.
- (c) Os dados da tabela abaixo sugerem que o princípio de Le Châtelier se aplica à reação química que acontece nessa pilha. Explique por quê.

Experimento	$[Pd^{2+}] / \text{mol L}^{-1}$	$[Ni^{2+}] / \text{mol L}^{-1}$	E/V
A	1,00	0,100	1,27
B	1,00	1,00	1,24
C	0,100	1,00	1,21

E = diferença de potencial elétrico

12. (2009) Água pode ser eletrolisada com a finalidade de se demonstrar sua composição. A figura representa uma aparelhagem em que foi feita a eletrólise da água, usando eletrodos inertes de platina.



- (a) Nesse experimento, para que ocorra a eletrólise da água, o que deve ser adicionado, inicialmente, à água contida no recipiente IV? Justifique.
- (b) Dê as fórmulas moleculares das substâncias recolhidas, respectivamente, nos tubos II e III.
- (c) Qual a relação estequiométrica entre as quantidades de matéria (mols) recolhidas em II e III?
- (d) Escreva a equação balanceada que representa a semi-reação que ocorre no eletrodo (ânodo) inserido no tubo III.
- 
13. (2009) O titânio pode ser encontrado no mineral ilmenita,  $FeTiO_3$ . O metal ferro e o óxido de titânio (IV) sólido podem ser obtidos desse mineral, a partir de sua reação com monóxido de carbono. Tal reação forma, além dos produtos indicados, um composto gasoso.

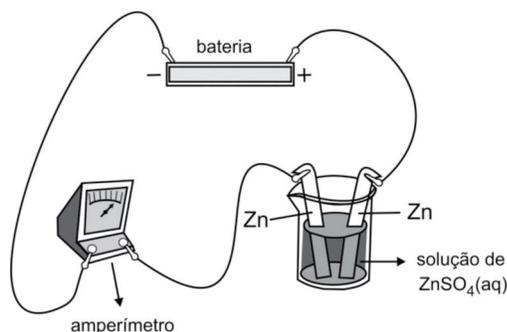
- (a) Escreva a equação química balanceada da reação da ilmenita com monóxido de carbono, formando os três produtos citados.
- (b) Um outro método de processamento do mineral consiste em fazer a ilmenita reagir com cloro e carvão, simultaneamente, produzindo cloreto de titânio (IV), cloreto de ferro (III) e monóxido de carbono. Considere que, na ilmenita, o estado de oxidação do ferro é +2. Preencha a tabela da folha de respostas, indicando, para a reação descrita neste item, todos os elementos que sofrem oxidação ou redução e também a correspondente variação do número de oxidação.
- (c) Que massa de ferro pode ser obtida, no máximo, a partir de  $1,0 \times 10^3$  mols de ilmenita? Mostre os cálculos.

Dados:

Massas molares	(g/mol)
O	16
Ti	48
Fe	56

---

14. (2012) A determinação da carga do elétron pode ser feita por método eletroquímico, utilizando a aparelhagem representada na figura ao lado. Duas placas de zinco são mergulhadas em uma solução aquosa de sulfato de zinco ( $ZnSO_4$ ). Uma das placas é conectada ao polo positivo de uma bateria. A corrente que flui pelo circuito é medida por um amperímetro inserido entre a outra placa de  $Zn$  e o polo negativo da bateria. A massa das placas é medida antes e depois da passagem de corrente elétrica por determinado tempo. Em um experimento, utilizando essa aparelhagem, observou-se que a massa da placa, conectada ao polo positivo da bateria, diminuiu de 0,0327 g. Este foi, também, o aumento de massa da placa conectada ao polo negativo.

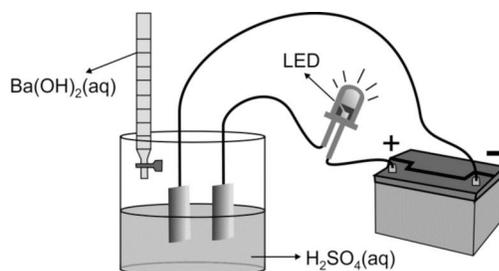


- (a) Descreva o que aconteceu na placa em que houve perda de massa e também o que aconteceu na placa em que houve ganho de massa.
- (b) Calcule a quantidade de matéria de elétrons (em mol) envolvida na variação de massa que ocorreu em uma das placas do experimento descrito.
- (c) Nesse experimento, fluiu pelo circuito uma corrente de 0,050 A durante 1920 s. Utilizando esses resultados experimentais, calcule a carga de um elétron.

Dados:

$$\begin{aligned}
 \text{massa molar do } Zn &= 65,4 \text{ g mol}^{-1} \\
 \text{constante de Avogadro} &= 6,0 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}
 \end{aligned}$$

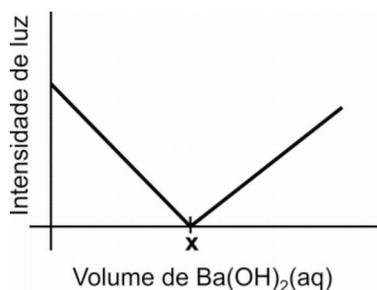
15. (2013) Um recipiente contém 100 mL de uma solução aquosa de  $H_2SO_4$  de concentração 0,1 mol/L. Duas placas de platina são inseridas na solução e conectadas a um LED (diodo emissor de luz) e a uma bateria, como representado abaixo.



A intensidade da luz emitida pelo LED é proporcional à concentração de íons na solução em que estão inseridas as placas de platina.

Nesse experimento, adicionou-se, gradativamente, uma solução aquosa de  $Ba(OH)_2$ , de concentração 0,4 mol/L, à solução aquosa de  $H_2SO_4$ , medindo-se a intensidade de luz a cada adição.

Os resultados desse experimento estão representados no gráfico.



Sabe-se que a reação que ocorre no recipiente produz um composto insolúvel em água.

- Escreva a equação química que representa essa reação.
- Explique por que, com a adição de solução aquosa de  $Ba(OH)_2$ , a intensidade de luz decresce até um valor mínimo, aumentando a seguir.
- Determine o volume adicionado da solução aquosa de  $Ba(OH)_2$  que corresponde ao ponto  $x$  no gráfico. Mostre os cálculos.

- 
16. (2013) Uma estudante de Química elaborou um experimento para investigar a reação entre cobre metálico ( $Cu$ ) e ácido nítrico ( $HNO_3(aq)$ ). Para isso, adicionou o ácido nítrico a um tubo de ensaio (I) e, em seguida, adicionou raspas de cobre metálico a esse mesmo tubo. Observou que houve liberação de calor e de um gás marrom, e que a solução se tornou azul. A seguir, adicionou raspas de cobre a dois outros tubos (II e III), contendo, respectivamente, soluções aquosas de ácido clorídrico ( $HCl(aq)$ ) e nitrato de sódio ( $NaNO_3(aq)$ ). Não observou qualquer mudança nos tubos II e III, ao realizar esses testes.

Sabe-se que soluções aquosas de íons  $Cu^{2+}$  são azuis e que o gás  $NO_2$  é marrom.

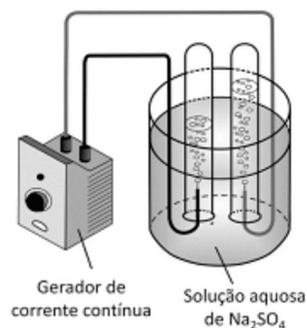
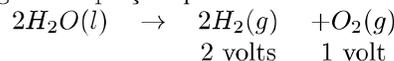
- Escreva, nos espaços delimitados na página de respostas, as equações que representam a semirreação de oxidação e a semirreação de redução que ocorrem no tubo I.
- Qual foi o objetivo da estudante ao realizar os testes com  $HCl(aq)$  e  $NaNO_3(aq)$ ? Explique.

17. (2014)

Em uma aula de laboratório de Química, a professora propôs a realização da eletrólise da água. Após a montagem de uma aparelhagem como a da figura abaixo, e antes de iniciar a eletrólise, a professora perguntou a seus alunos qual dos dois gases, gerados no processo, eles esperavam recolher em maior volume. Um dos alunos respondeu: “O gás oxigênio deve ocupar maior volume, pois seus átomos têm oito prótons e oito elétrons (além dos nêutrons) e, portanto, são maiores que os átomos de hidrogênio, que, em sua imensa maioria, têm apenas um próton e um elétron”.

Observou-se, porém, que, decorridos alguns minutos, o volume de hidrogênio recolhido era o dobro do volume de oxigênio (e essa proporção se manteve no decor-

rer da eletrólise), de acordo com a seguinte equação química:



(a) Considerando que a observação experimental não corresponde à expectativa do aluno, explique por que a resposta dada por ele está incorreta.

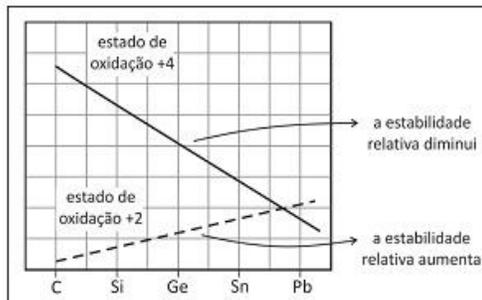
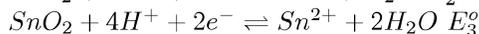
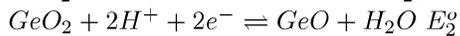
Posteriormente, o aluno perguntou à professora se a eletrólise da água ocorreria caso a solução aquosa de  $Na_2SO_4$  fosse substituída por outra. Em vez de responder diretamente, a professora sugeriu que o estudante repetisse o experimento, porém substituindo a solução aquosa de  $Na_2SO_4$  por uma solução aquosa de sacarose ( $C_{12}H_{22}O_{11}$ ).

(b) O que o aluno observaria ao realizar o novo experimento sugerido pela professora? Explique.

18. (2015)

A figura ao lado ilustra as estabilidades relativas das espécies que apresentam estado de oxidação +2 e +4 dos elementos da mesma família: carbono, silício, germânio, estanho e chumbo.

As estabilidades relativas podem ser interpretadas pela comparação entre potenciais padrão de redução das espécies +4 formando as espécies +2, como representado a seguir para os elementos chumbo (Pb), germânio (Ge) e estanho (Sn):



Os potenciais padrão de redução dessas três semirreações,  $E_1^{\circ}$ ,  $E_2^{\circ}$  e  $E_3^{\circ}$ , foram determinados experimentalmente, obtendo-se os valores -0,12 V, -0,094 V e 1,5 V, não necessariamente nessa ordem.

Sabe-se que, quanto maior o valor do potencial padrão de redução, maior o caráter oxidante da espécie química.

- (a) Considerando as informações da figura, atribua, na tabela da página de respostas, os valores experimentais aos potenciais padrão de redução  $E_1^{\circ}$ ,  $E_2^{\circ}$  e  $E_3^{\circ}$ .
- (b) O elemento carbono pode formar óxidos, nos quais a proporção entre carbono e oxigênio está relacionada ao estado de oxidação do carbono. Comparando os óxidos  $CO$  e  $CO_2$ , qual seria o mais estável? Explique, com base na figura apresentada acima.

a)

	$E_1^{\circ}$	$E_2^{\circ}$	$E_3^{\circ}$
Valor experimental em volt			

b)

19. (2016) Em uma oficina de galvanoplastia, uma peça de aço foi colocada em um recipiente contendo solução de sulfato de cromo (III)  $[Cr_2(SO_4)_3]$ , a fim de receber um revestimento de cromo metálico. A peça de aço foi conectada, por meio de um fio condutor, a uma barra feita de um metal  $X$ , que estava mergulhada em uma solução de um sal do metal  $X$ . As soluções salinas dos dois recipientes foram conectadas por meio de uma ponte salina. Após algum tempo, observou-se que uma camada de cromo metálico se depositou sobre a peça de aço e que a barra de metal  $X$  foi parcialmente corroída. A tabela a seguir fornece as massas dos componentes metálicos envolvidos no procedimento:

	Massa inicial (g)	Massa final (g)
Peça de aço	100,00	102,08
Barra de metal $X$	100,00	96,70

- (a) Escreva a equação química que representa a semirreação de redução que ocorreu nesse procedimento.
- (b) O responsável pela oficina não sabia qual era o metal  $X$ , mas sabia que podia ser magnésio ( $Mg$ ), zinco ( $Zn$ ) ou manganês ( $Mn$ ), que formam íons divalentes em solução nas condições do experimento. Determine, mostrando os cálculos necessários, qual desses três metais é  $X$ .

Note e adote:
massas molares (g/mol)
Mg ..... 24      Cr ..... 52      Mn ..... 55      Zn ..... 65