

EXPERIÊNCIA 7 - OXIDAÇÃO e REDUÇÃO

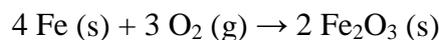
1. OBJETIVOS

No final desta experiência o aluno deverá ser capaz de:

- Identificar a natureza das reações de oxirredução
- Montar uma tabela a partir de dados experimentais
- Escrever equações para as semi-reações de oxidação e redução

2. INTRODUÇÃO

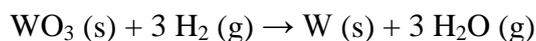
Nas reações de oxi-redução, elétrons são transferidos de um reagente para outro. Por exemplo, na formação da ferrugem: Fe_2O_3 , óxido de ferro(III), elétrons são transferidos do ferro para o oxigênio



O Fe que tinha n° de oxidação = 0, quando estava na forma metálica, cedeu 3 elétrons ao oxigênio do ar, ficando cada átomo de ferro, +3. E cada átomo de oxigênio, -2.

Originalmente, os termos oxidação e redução referia-se a combinação ou remoção do oxigênio de uma substância, implicando no aumento ou diminuição do n° de oxidação dessa substância.

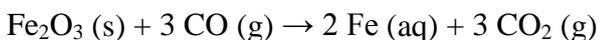
Atualmente, sabe-se que a oxidação ou redução é devido à perda e ganho de elétrons. Por exemplo: o tungstênio usado nas lâmpadas de filamento (lâmpadas comuns) pode ser preparado pela redução do óxido de tungstênio (VI) com hidrogênio a 1200 °C:



O tungstênio é reduzido. E seu n° de oxidação passa de +6 para zero.

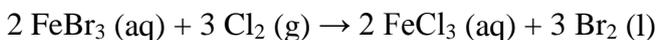
Como elétrons não podem ser criados ou destruídos, oxidação e redução sempre ocorrem simultaneamente nas reações químicas ordinárias.

Agentes oxidantes são substâncias que oxidam outras substâncias e, portanto, ganham elétrons sendo reduzidas. Agentes redutores são substâncias que reduzem outras substâncias. Logo, perdem elétrons, sendo oxidadas.



Agente redutor: CO

Agente oxidante: Fe_2O_3



Agente redutor: FeBr_3

Agente oxidante: Cl_2

O flúor é reduzido. Enquanto o brometo é oxidado para a sua forma de elemento. Isso demonstra que o flúor é um oxidante mais ativo que o brometo (ver tabela de potenciais de eletrodos padrão).

Na 1ª parte dessa experiência você determinará as forças redutoras do Cu, Fe, H, Mg e Zn.

Lembre-se que se a forma elementar do metal A perde elétrons para o metal B que se deposita, e A passa para a solução, o metal A é um agente redutor melhor do que o metal B. Se a forma elementar do metal A não passa para a solução, então o metal B é um agente redutor melhor do que A.

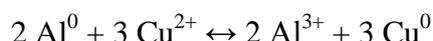
Nota importante: Magnésio metálico reage com água vagarosamente para formar hidróxido de magnésio e gás hidrogênio. Quando estiver investigando a reatividade do magnésio metálico, procure ver se alguma reação ocorre além da formação de bolhas na sua superfície.

Na 2ª parte da experiência você determinará a atividade oxidante relativa do Br_2 , Cl_2 , I_2 e Fe^{3+}

Semi-reação ou Meia Reação

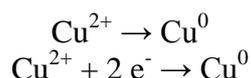
Um dos dois métodos mais comuns para balancear uma reação redox e também elucidar os processos individuais que ocorrem nos dois eletrodos de uma bateria ou de uma célula eletrolítica é chamado método da semi-reação. Neste método, uma reação redox é dividida em duas semi-reações: uma de oxidação e uma de redução.

Uma moeda de alumínio colocada numa solução de sulfato de cobre (II) rapidamente fica com uma camada de cobre à medida que o alumínio passa para a solução, de acordo com a equação:

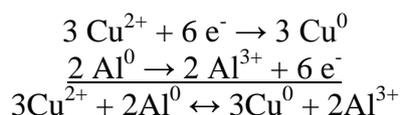


Nesta reação, o alumínio é oxidado a íon alumínio. E o cobre (II) é reduzido a cobre elementar. O processo de oxidação, $\text{Al}^0 \rightarrow \text{Al}^{3+}$ é primeiro balanceado de acordo com as massas. Em seguida, os elétrons são adicionados para o balanço das cargas, $\text{Al}^0 \rightarrow \text{Al}^{3+} + 3 \text{e}^-$

A mesma coisa é o processo de redução:



Para se obter a equação iônica total, as duas semi-reações deverão ser consideradas. A oxidação do alumínio libera três elétrons para cada íon alumínio(III) formado. E a redução do íon cobre(II) requer dois elétrons por íon cobre(II). Assim, para que o número de elétrons cedidos e recebidos seja igual, a semi-reação do alumínio deverá ser multiplicada por 2. E a semi-reação do cobre por 3.



Este método funciona bem para reações redox complexas, quando o balanceamento por simples verificação torna-se difícil.

Corrosão em Caldeiras

Caldeiras são equipamentos utilizados nas mais diversas atividades industriais, que tem a função de produzir vapor por meio do aquecimento da água. Costumam ser feitas de metais, como ferro, para suportar as condições de temperatura e pressão necessárias. A água da caldeira deve passar por tratamentos para minimizar o desgaste do material, que pode ocasionar acidentes.

Um dos tratamentos utilizados em caldeiras com tubulação de ferro é a adição de hidróxido de sódio (NaOH) na água, a fim de elevar o pH e manter o filme protetor de magnetita (Fe_3O_4). Em fendas ou locais onde o filme protetor foi danificado, no entanto, o NaOH pode reagir diretamente com o ferro em uma reação de oxi-redução:

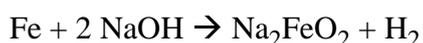


Figura 1: Tubo de uma caldeira que sofreu ataque cáustico

O ferrito de sódio (Na_2FeO_2) produzido é solúvel, e o hidrogênio gasoso liberado pode difundir-se entre os grãos da rede metálica, fragilizando o metal.

3. MATERIAIS

Béquers para resíduos	Cobre metálico	NaBr 0,1 mol/L
Tubos de ensaio	Bombril	NaCl 0,1 mol/L
Conta-gotas	Magnésio metálico	NaI 0,1 mol/L
Água Clorada	ZnSO ₄ 0,1 mol/L	FeCl ₃ 0,1 mol/L
Zinco metálico	CuSO ₄ 0,1 mol/L	H ₂ SO ₄ 3 mol/L

4. PROCEDIMENTO:

A. Metais como agentes redutores.

Obs: Para reduzir a produção de resíduos químicos, use uma quantidade mínima de cada solução. Aproximadamente 10 gotas é o suficiente para cobrir o metal.

1. Enumere 4 tubos de ensaio de 1 a 4. Coloque no tubo 1, um pedaço de cobre metálico; no tubo 2, um pedaço de fita de magnésio, no tubo 3, zinco metálico; no tubo 4, uma pequena bola de palha de aço.
2. Adicione 10 gotas de CuSO₄ 0,10 mol/L em cada tubo. Use um conta-gotas. Se usar pipetas, lave-as antes de usá-la.
3. Espere 3 minutos e observe se ocorre alguma mudança de cor na mistura (na solução ou sólido), indicando reação química.
4. Descarte o conteúdo de cada tubo de ensaio com os pedacinhos metálicos utilizados na peneira plástica sobre o béquer coletor de resíduos de CuSO₄ colocado ao lado da pia. Lave os tubos e as pipetas com água da torneira e depois os enxágue com água destilada.
5. Repita o procedimento do item 1. A seguir, adicione 10 gotas de ZnSO₄ 0,1 mol/L em cada tubo. Use conta-gotas. Se usar pipetas, lave-as antes de usá-las.
6. Ao terminar, siga as instruções do item 4. O ZnSO₄ pode ser descartado com CuSO₄.
7. Repita o procedimento do item 1. A seguir, adicione 10 gotas de ácido sulfúrico 3 mol/L em cada tubo. Cuidado com o manuseio do ácido sulfúrico, que é extremamente corrosivo. Proceda de acordo com as instruções do item 3. Obs: A reação com o ferro é lenta.
8. Ao terminar, descarte o conteúdo de cada tubo de ensaio com os pedacinhos metálicos utilizados na peneira plástica sobre o béquer coletor de resíduos de ácido sulfúrico colocado ao lado da pia. Lave os tubos e as pipetas com água da torneira e depois os enxágue com água destilada.

B. Halogênios e Fe³⁺ como agente oxidante.

9. Enumere 3 tubos de ensaio limpos. Coloque 10 gotas (0,5 mL) de brometo de sódio (NaBr) 0,1 mol/L no tubo 1; 10 gotas (0,5 mL) de cloreto de sódio (NaCl) 0,1 mol/L no tubo 2; 10 gotas (0,5 mL) de iodeto de sódio (NaI) 0,1 mol/L no tubo 3. Adicione 10 gotas (0,5 mL) de FeCl₃ 0,1 mol/L a cada um dos 3 tubos. Observe qualquer mudança de cor. Um enfraquecimento de cor devido a diluição não constitui mudança de coloração. O ferro(III) oxidou algum dos haletos? Anote suas observações.
10. Lave os tubos de ensaio. As soluções dos tubos de ensaio podem ser descartadas na pia. Estes sais não são tóxicos ao meio ambiente, nestas concentrações.

11. Enumere 3 tubos de ensaio limpos. Teste 10 gotas (0,5 mL) de cada haleto do item 9 com 10 gotas (0,5 mL) de água clorada recentemente preparada.
12. Lave os tubos de ensaio. As soluções dos tubos de ensaio podem ser descartadas na pia.

Resíduos

1. Os resíduos de CuSO_4 e ZnSO_4 podem ser colocados no mesmo recipiente para serem encaminhados para tratamento. O limite máximo permitido de Cobre na solução para ser descartada na pia é de 1 mg/L e para o Zinco é de 5 mg/L.
2. Os resíduos de NaBr , NaCl , NaI e FeCl_3 podem ser descartados na pia.
3. Os resíduos de ácido sulfúrico devem ser neutralizados ao final de cada aula pelo monitor. Para a neutralização usa-se NaOH 3 mol/L. E como indicador, fenolftaleína. Adiciona-se NaOH lentamente, até a mudança de cor. Cuidado. A neutralização gera calor. O resíduo neutralizado (Na_2SO_4 e água) pode ser descartado na pia.

Cuidados:

O ácido sulfúrico 3 mol/L é extremamente corrosivo, e causa queimaduras na pele e mucosas. Deve ser manuseado com muito cuidado. Em caso de acidente, lave as partes atingidas com bastante água. Use guarda-pó e óculos de segurança.

5. PRÉ-LABORATÓRIO

1. Ferro metálico reage com sulfato de cobre(II) aquoso para formar sulfato de ferro(II) e cobre. Qual é o metal mais reativo (melhor agente redutor), ferro ou cobre? Escreva a equação da reação e mostre a variação do nº de oxidação do cobre e do ferro.

2. Dada a equação $\text{Mg}_{(s)} + 2 \text{HCl} \rightarrow \text{MgCl}_{2(aq)} + \text{H}_{2(g)}$
Determine o agente oxidante e o agente redutor.

3. Cobre metálico reage com nitrato de prata para formar nitrato de cobre e prata elementar. Escreva as semi-reações de oxidação e redução, e a reação iônica total para o sistema.

4. Determine os nºs de oxidação dos elementos nos compostos e íons:
 CO_2 , $\text{Cr}_2\text{O}_7^{-2}$, CrO_4^{2-} , SO_2 , BiCl_3 , Sb_2O_5 , MnO_4^- , H_2O_2 , KIO_3 .

As questões de 5 a 8 referem-se ao enunciado:

Escreva as semi-reações de oxidação e redução e as reações completas balanceadas para as seguintes reações de oxirredução:

5. Ferro(II) + Cloro \rightarrow Ferro(III) + Cloreto

Semi-reação de oxidação:

Semi-reação de redução:

Reação total:

6. O íon dicromato oxida o ferro(II) a ferro(III) em solução ácida,
 $\text{Cr}_2\text{O}_7^{-2} + \text{H}^+ + \text{Fe}^{+2} \rightarrow \text{Cr}^{+3} + \text{Fe}^{+3} + \text{H}_2\text{O}$

7. Em solução ácida, o peróxido de hidrogênio oxida Fe^{+2} a Fe^{+3} ,
 $\text{H}_2\text{O}_2 + \text{H}^+ + \text{Fe}^{+2} \rightarrow \text{Fe}^{+3} + \text{H}_2\text{O}$

8. Alumínio + íon hidrogênio \rightarrow íon alumínio(III) + hidrogênio_(g)

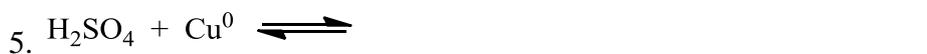
EXPERIÊNCIA 7. OXIDAÇÃO e REDUÇÃO

EQUIPE:

TURMA:

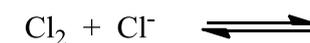
DATA:

a- Para as reações abaixo (1-12), assuma que, quando o ferro metálico reagir formará Fe(II). Se a reação ocorreu, complete e balanceie a equação. Se a reação não foi observada experimentalmente, escreva “a reação não foi observada”.



b- Halogênios e Fe^{3+} como agentes oxidantes.

Se a reação ocorreu, complete e balanceie a equação. Se a reação não foi observada experimentalmente, escreva “a reação não foi observada”. Assuma que, Fe^{3+} é reduzido a Fe^{2+} quando ele reage.



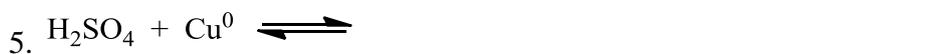
EXPERIÊNCIA 7. OXIDAÇÃO e REDUÇÃO

EQUIPE:

TURMA:

DATA:

a- Para as reações abaixo (1-12), assuma que, quando o ferro metálico reagir formará Fe(II). Se a reação ocorreu, complete e balanceie a equação. Se a reação não foi observada experimentalmente, escreva “a reação não foi observada”.



b- Halogênios e Fe^{3+} como agentes oxidantes.

Se a reação ocorreu, complete e balanceie a equação. Se a reação não foi observada experimentalmente, escreva “a reação não foi observada”. Assuma que, Fe^{3+} é reduzido a Fe^{2+} quando ele reage.

