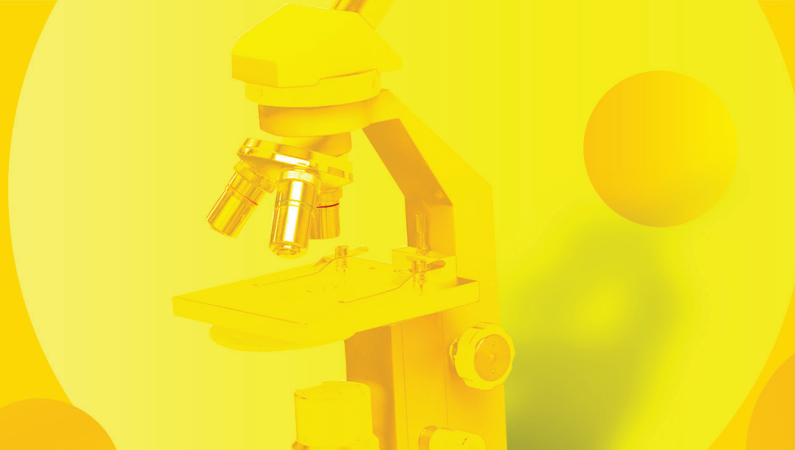


QUÍMICA

MODULO 2 FÍSICO-QUÍMICA

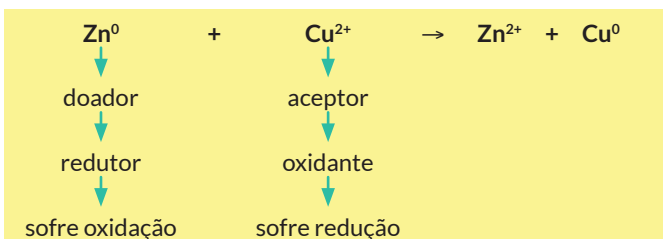
CAPÍTULO 2.5 OXIRREDUÇÃO



REAÇÕES DE OXIRREDUÇÃO

As reações de oxirredução são processos nos quais há transferência de elétrons de uma espécie química para outra. A espécie química (pode ser uma molécula, um átomo, ou um íon) que faz a doação de elétrons é chamada **Redutor**, enquanto que a outra espécie, que recebe os elétrons, é chamada **Oxidante**.

Um exemplo de reação de oxirredução é a adição de zinco metálico a uma solução aquosa de um sal de íons de cobre (II): Os átomos de zinco doam elétrons aos cátions de cobre resultando a formação de íons de zinco (II) e um depósito de cobre metálico. Essa reação pode ser descrita pela equação abaixo:



Ao longo do tempo, os químicos observaram que esse tipo de reação (transferência de elétrons) é bem mais comum do que se pode imaginar. Há dezenas de milhares dessas reações ocorrendo nos organismos vivos, no meio ambiente e nas indústrias químicas. Em todas elas, há esse princípio de doação e de recebimento de elétrons. Isso significa que o conhecimento básico de uma reação de oxirredução permite analisar inúmeros fenômenos conhecidos no dia-a-dia.

As reações de oxirredução podem ser classificadas em dois tipos:

★ REAÇÃO QUÍMICA DE OXIRREDUÇÃO

É a reação que ocorre quando a transferência de elétrons se dá no contato direto entre o redutor e o oxidante. Exemplo: quando um átomo de Zn^0 encontra um cátion de Cu^{2+} , ele doa 2 elétrons ao cátion. O átomo de Zn^0 se transforma no cátion de Zn^{2+} , enquanto o cátion de Cu^{2+} se transforma no átomo de Cu^0 .

★ REAÇÃO ELETROQUÍMICA DE OXIRREDUÇÃO

É a reação que ocorre quando não há contato direto entre o redutor e o reagente. A doação de elétrons se dá em um local, e o recebimento de elétrons ocorre em outro. Exemplo: átomos de Zn^0 doam elétrons em um local (uma lâmina de zinco mergulhada parcialmente numa solução de sulfato de zinco), os elétrons

percorrem um circuito externo indo até o outro local (uma lâmina de cobre mergulhada parcialmente numa solução de sulfato de cobre) onde os cátions de Cu^{2+} recebem esses elétrons.

Antes de prosseguir com a conceituação básica, procure entender o significado de **espécie química** com o exemplo a seguir:

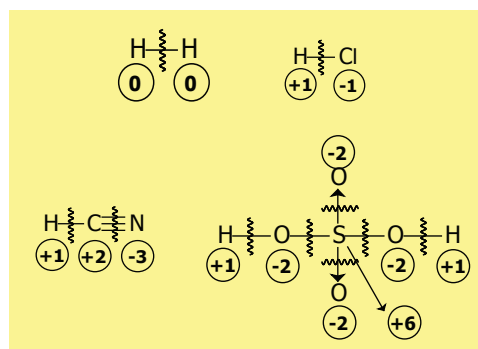
É possível encontrar o átomo de um elemento químico numa substância simples ou composta, num cátion ou num ânion, ou seja, genericamente, em várias espécies químicas diferentes. Por exemplo, o enxofre pode ser encontrado em muitas espécies químicas: S elementar, MgS , CaS , S^{2-} , SO_2 , H_2SO_4 , HSO_3^- etc. A espécie química é dada pela fórmula da substância, do íon, ou pelo símbolo do elemento, no caso de substâncias simples.

No estudo das reações de oxirredução, há uma grandeza conhecida como Número de Oxidação (NOx) que se refere ao átomo de um **elemento presente numa espécie química**. Esse número pode ser positivo, negativo e até mesmo nulo, a depender da espécie química analisada.

★ NÚMERO DE OXIDAÇÃO DO ELEMENTO NUMA ESPÉCIE QUÍMICA (NOX)

A grandeza é definida como o **número de elétrons** que o átomo do elemento ganharia, ou perderia, se suas ligações com os demais átomos nessa espécie química fossem quebradas.

Analise em sala de aula (e em casa), os NOx dos átomos de todos os elementos nas fórmulas das substâncias abaixo:



Quando a fórmula estrutural da substância é conhecida, podemos fazer as comparações de eletronegatividades relativas para cada ligação covalente e deduzir facilmente qual o número de elétrons que um dado átomo ganharia ou perderia se a ligação fosse quebrada.

Se a substância for iônica e binária, as cargas do cátion e do ânion já estão separadas. Por exemplo, no NaCl (Na^+Cl^-), o NOx do Na é +1 e do Cl é -1.

Quando se encontram os NOx de átomos em muitas

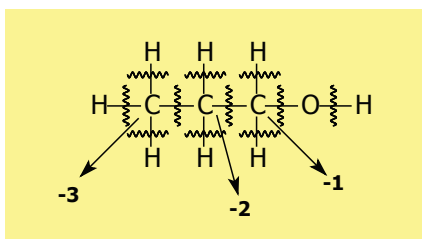
espécies químicas, percebe-se a existência de um conjunto de regularidades que podem ser agrupadas, permitindo obter os NOx dos dos átomos de vários elementos.

★ REGRAS PARA A OBTENÇÃO DOS NOx (DOS ÁTOMOS) DOS ELEMENTOS

- a) Numa substância simples, o átomo do elemento tem NOx igual a ZERO.
- b) Na maioria dos compostos, o átomo de hidrogênio tem NOx +1. Nos hidretos metálicos, o NOx é -1.
- c) Na maioria dos compostos, o átomo de oxigênio tem NOx -2. Nos peróxidos, vale -1. Nos superóxidos, vale -1/2. No OF₂ e O₂F₂ valem, respectivamente, +2 e +1.
- d) Os átomos dos alcalinos em seus compostos têm NOx +1 enquanto os átomos alcalinos-terrosos têm NOx +2.
- e) Nos seus compostos, o átomo de prata tem NOx +1, o de zinco, +2 e o de alumínio, +3.
- f) O flúor tem NOx -1 em todos os seus compostos.
- g) A soma dos NOx totais dos átomos dos elementos num composto é zero.
- h) A soma dos NOx totais dos átomos dos elementos num íon composto é igual à carga (positiva ou negativa) do íon.
- i) Num íon simples, o NOx do átomo do elemento é a carga do íon dividida pelo número de átomos.
- j) Quando um grupo de átomos passa inalterado do 1o para o 2o membro numa equação, os NOx não se alteram.

NOx em Estruturas Complexas e NOx Médio

Em certos compostos, os átomos de um mesmo elemento podem aparecer com NOx diferentes, pois as suas ligações químicas não são necessariamente iguais. Por exemplo, no propan-1-ol:



Da esquerda para a direita, o primeiro carbono apresenta NOx -3; o segundo, NOx -2; e o terceiro, NOx -1. Logo, o NOx médio do carbono no álcool é $[(-3) + (-2) + (-1)] / 3 = -2$.

Na química orgânica é mais recomendado usar a definição de NOx do que as regras dadas acima.

Entre os pontos explorados em exames vestibulares sobre o assunto chamamos a atenção para: (1) Obtenção do NOx de átomos específicos; (2) Reconhecer uma reação de oxirredução; (3) Reconhecer a espécie oxidante e a espécie redutora; (4) Reconhecer o átomo que sofreu oxidação ou redução e (5) Saber balancear e interpretar a equação de oxirredução.

Como reconhecer uma Reação de Oxirredução

- Aplique as regras e calcule o NOx dos átomos de cada elemento nos dois membros da equação.
- Se houver variação de NOx para algum deles, a reação é de oxirredução. Não ocorrendo a variação, ela **não** é de oxirredução.

Como reconhecer qual o átomo que sofreu Oxidação, ou Redução e, ainda, quem é o Redutor e o Oxidante

- Verifique qual o átomo que teve seu NOx **diminuído** ao passar do 1o para o 2o membro: ele sofreu **redução**. A espécie química onde ele se encontra no 1o membro é o **oxidante**. Desse modo, no caso inverso, o átomo cujo NOx aumentou indica que ele sofreu **oxidação**. A espécie química na qual ele se encontra no primeiro membro é o **redutor**.

★ BALANCEAMENTO DE EQUAÇÕES DE OXIRREDUÇÃO

Há duas formas de balancear equações de oxirredução: (1) o método da variação global (Δ) do NOx e (2) o método do íon-elétron. O primeiro método, cujas linhas gerais são dadas abaixo, é recomendado há mais de 60 anos. Em seguida mostramos um exemplo com uma adaptação desse método que nos parece mais simples que o original. O método íon-elétron será mostrado no próximo capítulo.

Método da variação global (Δ)

- 1º **Passo:** Calcular o total de elétrons “perdidos” e “recebidos” pelos átomos que sofreram oxidação e redução, respectivamente. Isso é feito multiplicando a variação do NOx pela maior atomicidade com o qual o elemento aparece na equação.
- 2º **Passo:** O total de elétrons perdidos será invertido com o total de elétrons recebidos, ou seja, o coeficiente do elemento que sofre oxidação será o total de elétrons recebidos, e o coeficiente do elemento que sofre redução será o total de elétrons perdidos.
- 3º **Passo:** Escolha o membro da equação em que o total de elétrons perdidos ou recebidos será colocado (em geral, do lado de maior atomicidade).
- 4º **Passo:** Após determinarmos os coeficientes iniciais, a sequência será feita por tentativas.

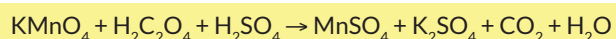
Ao inverter os coeficientes para colocá-los na equação, estes deverão estar situados do lado do elemento cujo NOx não se repete na equação, não importando o membro em que o elemento se encontre.

Uma variação desse método consiste em:

1. Identificar os átomos que mudaram o NOx.
2. Descrever, de modo simples e separadamente, a Redução e a Oxidação.
3. Somar os processos de modo a cancelar os elétrons.
4. Ir para a equação química e completar o balanceamento por tentativas.

O exemplo dado a seguir deve esclarecer melhor este método mais atual.

Considere a equação:



A aplicação das regras para obter os NOx mostra que apenas

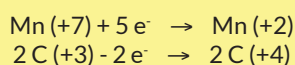
dois átomos **alteraram o NOx**: O manganês (passou de +7 para +2) e o carbono (passou de +3 para +4). Essas observações são suficientes para entender que:

- a equação descreve uma reação de oxirredução **porque** houve variação do NOx de elementos.

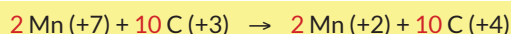
- o átomo de manganês sofreu Redução (o NOx passou de +7 para +2). A espécie química KMnO_4 é o Oxidante, **porque** contém o átomo que sofreu redução.

- o átomo de carbono sofreu Oxidação (cada átomo passou de NOx +3 para +4). A espécie química $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$ é o Redutor, **porque** contém o átomo que sofreu oxidação.

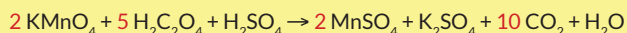
Para balancear a equação, é suficiente escrever as variações de NOx dos átomos:



As duas equações são somadas de modo a cancelar os elétrons:



Essa equação diz o que se deve fazer na equação química original: Por exemplo, no primeiro membro, devemos ter 2 átomos de manganês com NOx +7 e 10 átomos de carbono com NOx +3. No segundo membro, devemos ter 2 átomos de manganês com NOx +2 e 10 átomos de carbono com NOx +4.



A equação já está balanceada por oxirredução. Falta apenas ajustar os demais coeficientes por tentativas. Ao completar o balanceamento, ficamos com:



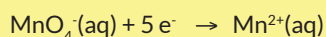
O método do íon-elétron

O método é bastante antigo e pode ser substituído pelo procedimento anterior. No entanto, ele é de grande utilidade quando se deseja descobrir as equações parciais de oxidação e de redução, quando a equação completa não é fornecida.

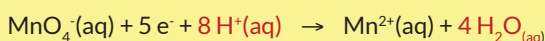
Vamos descrever o método para a equação discutida anteriormente:

1. Usar as fórmulas químicas das espécies para descrever a redução e a oxidação.
2. Fazer o balanceamento parcial de cada uma delas.

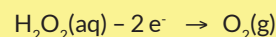
Redução do manganês:



Ajuste do oxigênio e do hidrogênio:



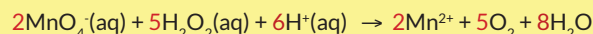
Oxidação do oxigênio:



Ajuste do oxigênio e do hidrogênio:



3. Somar as duas equações balanceadas, cancelando os elétrons e os “termos semelhantes”. O resultado, evidentemente, é o mesmo obtido há pouco.



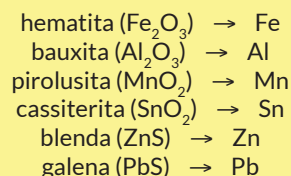
O peróxido de hidrogênio pode atuar como redutor em algumas reações e como oxidante em outras. Para distinguir os dois casos, observe se há liberação de gás oxigênio. Em caso positivo, o peróxido atuou como redutor pois os átomos de oxigênio foram oxidados (o NOx de cada átomo é aumentado de -1 para 0).

METAIS E METALURGIA

Há cerca de 10 mil anos, os seres humanos viviam na chamada Idade da Pedra. Os objetos desse período eram feitos de pedra, madeira e ossos. Com a descoberta do bronze (há aproximadamente 6 mil anos), foram fabricados armamentos, bem como as joias e as moedas de ouro. É a chamada Idade do Bronze. Contudo, uma nova descoberta propiciaria a fabricação de objetos mais duros e resistentes que o bronze: trata-se da descoberta do ferro (4 mil anos atrás).

A maioria dos metais aparece na crosta terrestre na forma de compostos, principalmente óxidos e sulfetos. Somente alguns deles — por exemplo, ouro (Au), prata (Ag), platina (Pt), cobre (Cu) e mercúrio (Hg) — são encontrados livres, no estado nativo. Isso se deve ao fato de esses metais serem pouco reativos. Muitos dos metais que utilizamos no dia-a-dia são obtidos a partir de seus minérios por meio de um processo chamado, genericamente, metalurgia. Na metalurgia, são utilizadas várias reações de óxido-redução.

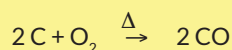
Vejamos alguns minérios e os metais obtidos a partir deles.



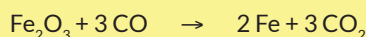
OBTENÇÃO DO FERRO

O processo mais utilizado na produção do ferro é o alto-forno. Nesse processo, deve-se inicialmente carregar o alto-forno com carvão-coque (C), que, através da combustão, irá aquecer o alto-forno antes de ele receber sucessivas camadas de minério.

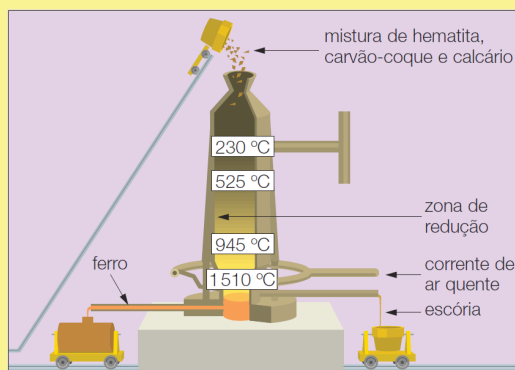
O material que irá sofrer combustão é lançado no alto-forno pela parte superior e consiste em uma mistura formada por hematita (Fe₂O₃), carvão-coque (C) e calcário (CaCO₃), que serve como fundente, ou seja, uma substância que diminui o ponto de fusão do minério. Uma corrente de ar quente é injetada na parte inferior, o que favorece a combustão do carvão-coque:



À medida que o monóxido de carbono (CO) se forma, ele reage com a hematita (Fe₂O₃), reduzindo-a. Dizemos, então, que o CO é o agente redutor do minério de ferro, e essa reação pode ser representada pela equação abaixo:



Na parte inferior do alto-forno, obtém-se a escória — constituída de várias impurezas e metassilicato (CaSiO₃), que pode ser utilizada para produzir cimento; e o ferro-gusa, que contém de 2% a 5% de carbono. Para a fabricação do aço, que é uma liga contendo de 0,1% a 1,7% de carbono, o ferro-gusa deve ser purificado, ou seja, deve-se diminuir o seu teor de carbono.



USBERCO, J.; SALVADOR, E. Química. São Paulo: Saraiva, 2002.

REVISÃO NA PLATAFORMA

AULAS 13

2 FÍSICO-QUÍMICA
2.5 Oxirredução



APOSTILAS: 1 resumo + 20 questões

EXERCÍCIOS ONLINE: 30 questões

CAIU NO ENEM: 02 questões

CAIU NA CONSULTEC + STRIX: 33 questões



QUESTÕES ORIENTADAS

QUESTÃO 01

Qualquer atividade agrícola ou industrial, no campo da metalurgia, da indústria química, da construção civil ou do cultivo da terra, utiliza minerais e seus derivados. É cada vez maior a influência dos minerais sobre a vida e o desenvolvimento de um país. Como exemplo de mineral, podemos citar a pirita — FeS₂ (sulfeto ferroso), usada na fabricação de ácido sulfúrico, e que, por sua cor amarela e brilho metálico, recebe, no Brasil, a denominação popular de ouro de trouxas.

Calcule os números de oxidação do enxofre no sulfeto ferroso e no ácido sulfúrico.

QUESTÃO 02

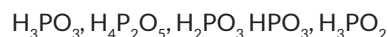
Calcule:

(a) Os números de oxidação do átomo de nitrogênio nos compostos: NH₃, N₂O₅; NO; HNO₃, HNO₂, NaNO₂ e NaNO₃.

(b) Quando amônia é convertida em ácido nítrico ocorre uma redução ou uma oxidação?

QUESTÃO 03

Em qual dos compostos a seguir, o átomo de fósforo se encontra no maior estado de oxidação?



QUESTÃO 04

Fazer o balanceamento da equação química descrita a seguir, empregando os menores números inteiros



QUESTÃO 05

Responda os itens:

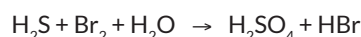
(a) Qual das reações, cujas equações são mostradas a seguir, ilustra a oxidação do átomo de enxofre?

(b) Quais as equações que não representam reações de oxirredução?

- ① H₂(g) + S(s) → H₂S(g)
- ② 2 HCl(g) + FeS(s) → FeCl₂(s) + H₂S(g)
- ③ SO₃(g) + Na₂O(s) → Na₂SO₄(s)
- ④ 2ZnS(s) + 3 O₂(g) → 2 ZnO(s) + 2 SO₂(g)
- ⑤ Na₂S(s) + 2 FeCl₃(s) → 6 NaCl(s) + Fe₂S₃(s)

QUESTÃO 06

Ao analisar a seguinte equação de oxirredução:

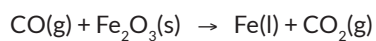


(a) realize seu balanceamento com os menores números inteiros

e (b) identifique o átomo que sofreu oxidação e o (agente) redutor.

QUESTÃO 07

Uma das reações que ocorrem num alto forno pode ser representada por



Faça o balanceamento da equação com os menores números inteiros, identifique claramente os átomos que sofreram oxidação e redução, bem como quem é o redutor e o oxidante no processo.