

Prof. Marcus Ennes

Prof. Felipe Garcia

Química Inorgânica

UNIDADE 29: Balanceamento redox

O balanceamento de equações químicas é fundamental para o entendimento quantitativo das reações químicas. Temas como estequiometria e termoquímica por exemplos, dentre outros, tem como pré-requisito o balanceamento de equações químicas. Sendo assim muitas vezes torna-se necessário saber a proporção na qual reagentes e produtos se relacionam. Tal proporção é observada com base nos coeficientes estequiométricos dos reagentes e produtos.

Há na química basicamente quatro tipos de método de balanceamento para as reações: O método da tentativa e erro, o método algébrico, o método íon-elétron e o método redox. Para as reações mais simples, com poucos reagentes e produtos e poucos elementos diferentes geralmente escolhe-se o método da tentativa e erro, ou o algébrico, por serem mais práticos.

Entretanto nem todas as reações são tão simples, e em algumas dessas reações ocorre o chamado processo redox (oxirredução), que consiste em um ou mais elementos sofrendo processos de oxidação/redução. Esta ocorrência possibilita o balanceamento através do método redox. Reações nas quais não ocorre variação no número de oxidação dos elementos não podem ser balanceadas através do método redox.



Balanceamento redox

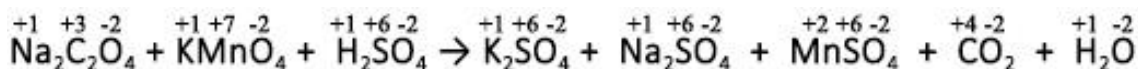
Sabemos que as reações redox são aquelas nas quais ocorrem os processos de oxidação (perda de elétrons) e redução (ganho de elétrons). Identificamos estes processos através da variação no número de oxidação. Sendo assim o conhecimento acerca de número de oxidação (N.Ox.) é indispensável, e será utilizado sempre que desejarmos identificar se uma reação química é de oxirredução.

O balanceamento redox pode ser descrito através de etapas. A primeira etapa é identificar o número de oxidação de todas as espécies na reação. Desta forma é possível encontrar a espécie que

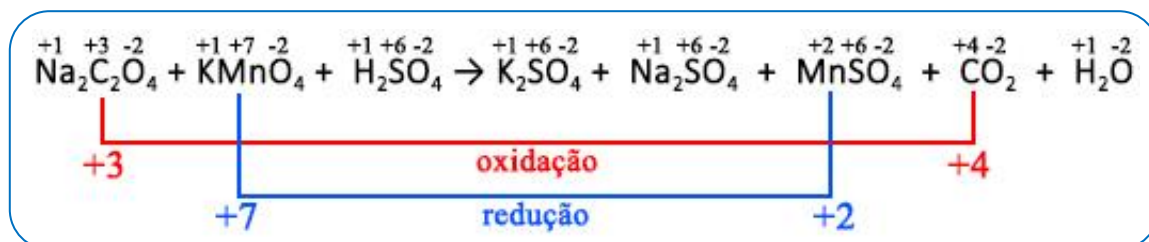
QUÍMICA DO MONSTRO

sofre oxidação e a espécie que sofre redução. Após esta identificação vem a segunda etapa, na qual calcula-se com base na atomicidade (índice) e na variação do N.Ox. a quantidade de elétrons envolvidos para os processos de redução e oxidação. Na última etapa do balanceamento redox utiliza-se estes valores na equação química. Após o balanceamento redox será necessário ainda encontrar os demais coeficientes estequiométricos, visto que o balanceamento redox não fornecerá todos. Os detalhes deste método serão melhor explicados nos exemplos a seguir.

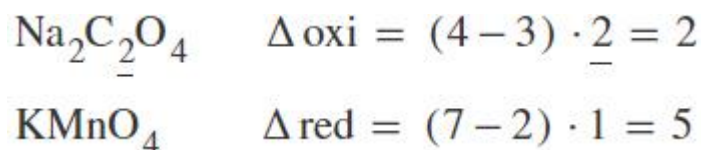
O método redox só fornece então dois coeficientes estequiométricos, sendo os demais encontrados através da tentativa e erro. Saiba que a tentativa e erro ao final do balanceamento é significativamente simplificada pelos dois coeficientes que serão encontrados através do método redox. Vejamos um exemplo de reação, já com os estados de oxidação de cada espécie identificados:



Como o primeiro passo já foi executado, agora basta identificar as espécies nas quais há variação de N.Ox., sempre comparando o estado de oxidação da espécie no reagente com o estado de oxidação da mesma espécie no produto.



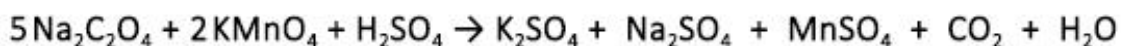
A próxima etapa consiste no cálculo dos chamados "Δoxi" e "Δred". Ambos os Δ's consistem na variação no estado de oxidação multiplicado pela maior atomicidade (que não repete N.Ox.) dentre as espécies nos reagentes e produtos. Lembre-se que a atomicidade ou índice consiste no número que aparece pequeno abaixo à direita do elemento. Caso não apareça nenhum valor a atomicidade é considerada equivalente a 1. Vamos aos cálculos:



Pode-se perceber que a variação utilizada para o cálculo dos Δ's é sempre considerada como o maior valor subtraído do menor valor, de forma que nem Δoxi nem Δred sejam negativos. Tenha em mente que estamos obtendo valores para os coeficientes estequiométricos, logo não podemos obter resultados negativos. Uma observação importante é que no caso do manganês (Mn) tanto faz utilizar o permanganato de potássio (KMnO₄) ou o sulfato de manganês (MnSO₄), visto que em ambos o manganês apresenta o mesmo índice, 1.

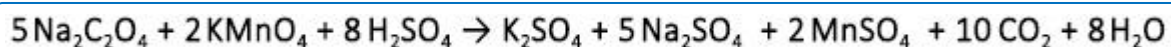
Obs.: Quando os valores encontrados para Δoxi e Δred forem simplificáveis entre si, isto deve ser feito.

O próximo passo é utilizar estes valores de forma invertida na equação química. Ou seja, o coeficiente 2 é aplicado a espécie KMnO₄ e o coeficiente 5 é aplicado a espécie Na₂C₂O₄, obtendo-se a equação na qual ainda faltarão alguns coeficientes estequiométricos:



QUÍMICA DO MONSTRO

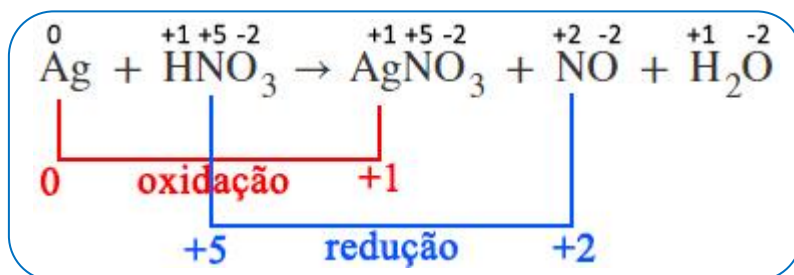
Foram encontrados dois dos coeficientes para o balanceamento, a partir de agora devemos encontrar os demais coeficientes através da tentativa e erro, seguindo a regra de prioridades “MACHO” – metal, ametal, carbono, hidrogênio e oxigênio. Começando pelos metais: como há 2 átomos de manganês (Mn) no lado dos reagentes, devemos ter dois átomos de manganês no lado dos produtos, logo o coeficiente para a espécie MnSO_4 também é 2. O potássio (K) já encontra-se balanceado, com 2 átomos de cada lado. Há 10 átomos de sódio (Na) no lado dos reagentes, logo o coeficiente da espécie Na_2SO_4 é 5. Agora, os ametais: Há 8 átomos de enxofre (S) no lado dos produtos (lembre-se que o coeficiente da espécie MnSO_4 é 2), logo o coeficiente da espécie H_2SO_4 será 8. Na sequência, o carbono: temos 10 átomos de carbono (C) no lado dos reagentes, com isso o coeficiente da espécie CO_2 é 10. Próximo, o hidrogênio: há 16 átomos de hidrogênio no lado dos reagentes, logo o coeficiente da espécie H_2O será 8. Com isso temos todos os coeficientes da reação, obtendo ao final uma equação totalmente balanceada:



Já temos todos os coeficientes da reação, logo podemos conferir o número de átomos de oxigênio nos reagentes e produtos, para ter certeza que o balanceamento foi feito corretamente. Nos reagentes temos $(5 \cdot 4) + (2 \cdot 4) + (8 \cdot 4) = 60$ átomos de oxigênio. Nos produtos temos $(1 \cdot 4) + (5 \cdot 4) + (2 \cdot 4) + (10 \cdot 2) + (8 \cdot 1) = 60$ átomos de oxigênio. Com isso concluímos o balanceamento, conferindo o mesmo ao final.

Obs.: Normalmente o oxigênio aparece em diversas espécies, logo, caso ainda não se tenha obtido todos os coeficientes estequiométricos, é melhor deixá-lo para o final do balanceamento, como já é feito na regra de prioridade “MACHO”.

Façamos um segundo exemplo, seguindo os mesmos passos do primeiro:



Partimos então para os cálculos dos Δ 's:

$$\text{AgNO}_3 \quad \Delta_{\text{oxi}} = (1 - 0) \cdot 1 = 1$$

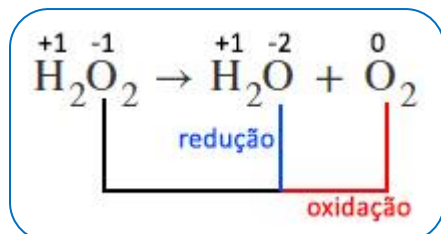
$$\text{NO} \quad \Delta_{\text{red}} = (5 - 2) \cdot 1 = 3$$

Atribuiremos então o coeficiente 3 a espécie AgNO_3 e o coeficiente 1 a espécie NO , lembrando que o coeficiente 1 pode ser omitido. Em seguida complementaremos este raciocínio com o método tentativa e erro seguindo a ordem de prioridade “MACHO”. Primeiro colocamos o coeficiente 3 à frente da prata (Ag). Em seguida colocamos o 4 à frente do HNO_3 para balancear o nitrogênio (N). A seguir colocamos o 2 à frente da água, para balancear o hidrogênio. Por fim verificamos que o oxigênio já encontra-se balanceado ($4 \cdot 3 = 12$ átomos nos reagentes e $(3 \cdot 3 + 1 + 2 \cdot 1) = 12$ átomos nos produtos). Obtemos por fim:



Casos especiais: Reações de auto-oxirredução

Sabemos que as reações autorredox são aquelas nas quais um mesmo elemento sofre redução e oxidação. A única diferença no balanceamento redox para estes tipos de caso é que no cálculo de Δ_{red} e Δ_{oxi} à substância dos reagentes na qual está presente o elemento que sofre oxidação/redução não deverá ser atribuído um coeficiente a princípio, sendo o coeficiente somente atribuído ao final, pela tentativa e erro. Com isso os coeficientes obtidos serão inseridos de maneira invertida nas demais substâncias nas quais o elemento está presente, nos produtos. Vejamos através de um exemplo:



Neste temos o elemento oxigênio (O) sofrendo redução e oxidação. A diferença será então no cálculo dos Δ 's:

$$\text{O}_2 \quad \Delta_{oxi} = (1 - 0) \cdot 2 = 2$$

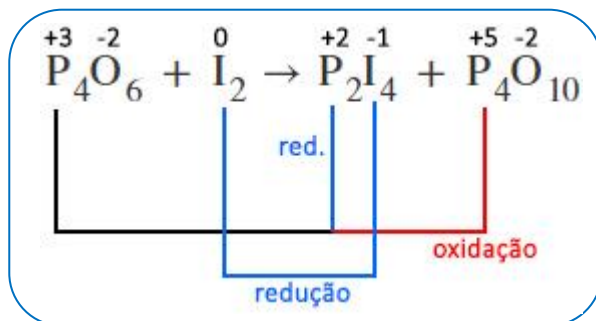
$$\text{H}_2\text{O} \quad \Delta_{red} = (2 - 1) \cdot 1 = 1$$

Note que não será obtido o coeficiente da espécie H_2O_2 através deste método, somente os coeficientes das espécies O_2 e H_2O . Com isso temos então atribuído a espécie O_2 o coeficiente 1 e a espécie H_2O o coeficiente 2. O coeficiente da espécie H_2O_2 é obtido posteriormente por tentativa e erro. Por fim temos:

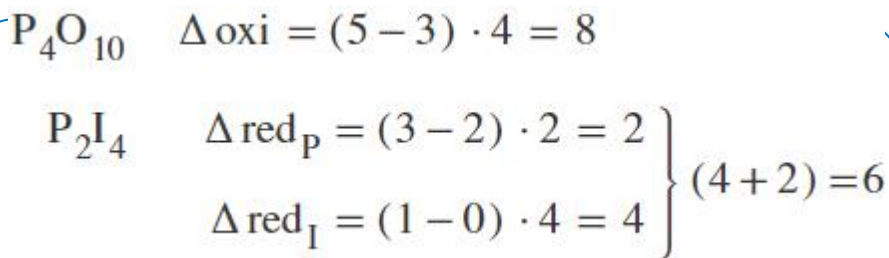


Casos especiais: Dupla redução/oxidação

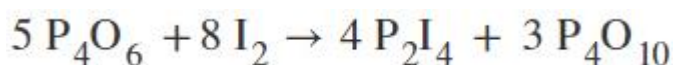
Há também mais uma possibilidade nos casos especiais, na qual ocorre uma dupla redução ou oxidação. Para estes casos será utilizada uma outra diferenciação no cálculo dos Δ 's. Vejamos um exemplo:



Neste caso ocorrem duas reduções: o fósforo (P) vai de +3 a +2 e o iodo (I) vai de 0 a -1. Prosseguiremos com o cálculo dos Δ 's:

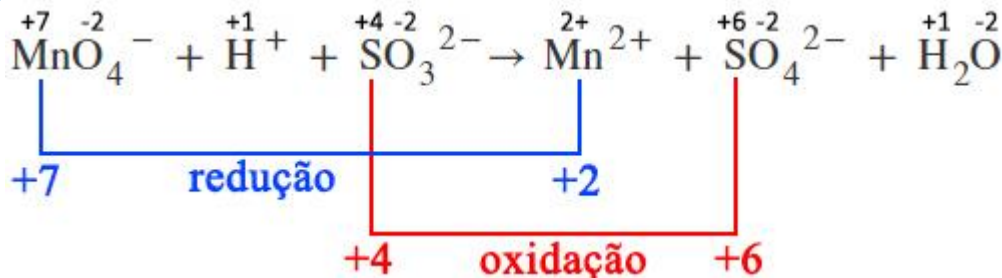


É possível notar que para obter o Δred foi necessário calcular separadamente para cada elemento, somando os valores obtidos ao fim. Sempre que for possível os valores finais de Δ devem ser simplificados. Neste caso é possível, e dividimos ambos por 2, obtendo os valores para $\Delta \text{oxi} = 4$ e $\Delta \text{red} = 3$. Atribui-se então o coeficiente 4 a espécie P_2I_4 e o coeficiente 3 a espécie P_4O_{10} . O restante dos coeficientes é obtido por tentativa e erro, obtendo-se:

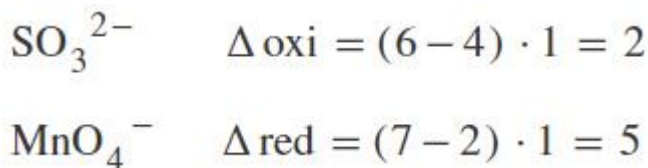


Casos especiais: Equações iônicas

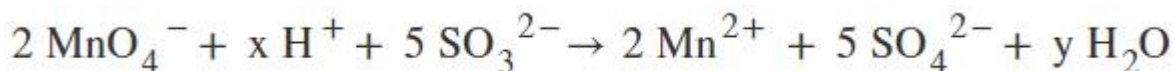
Caso se tenha uma equação envolvendo íons teremos que balancear as cargas também. Ou seja, além das técnicas de balanceamento apresentadas anteriormente também será analisado o somatório das cargas nos reagentes, pois este deverá ser igual ao somatório das cargas nos produtos. Analisemos o exemplo a seguir:



Fazendo o cálculo dos Δ 's, temos:



Atribuímos então a espécie SO_3^{2-} o coeficiente 5 e a espécie MnO_4^- o coeficiente 2.

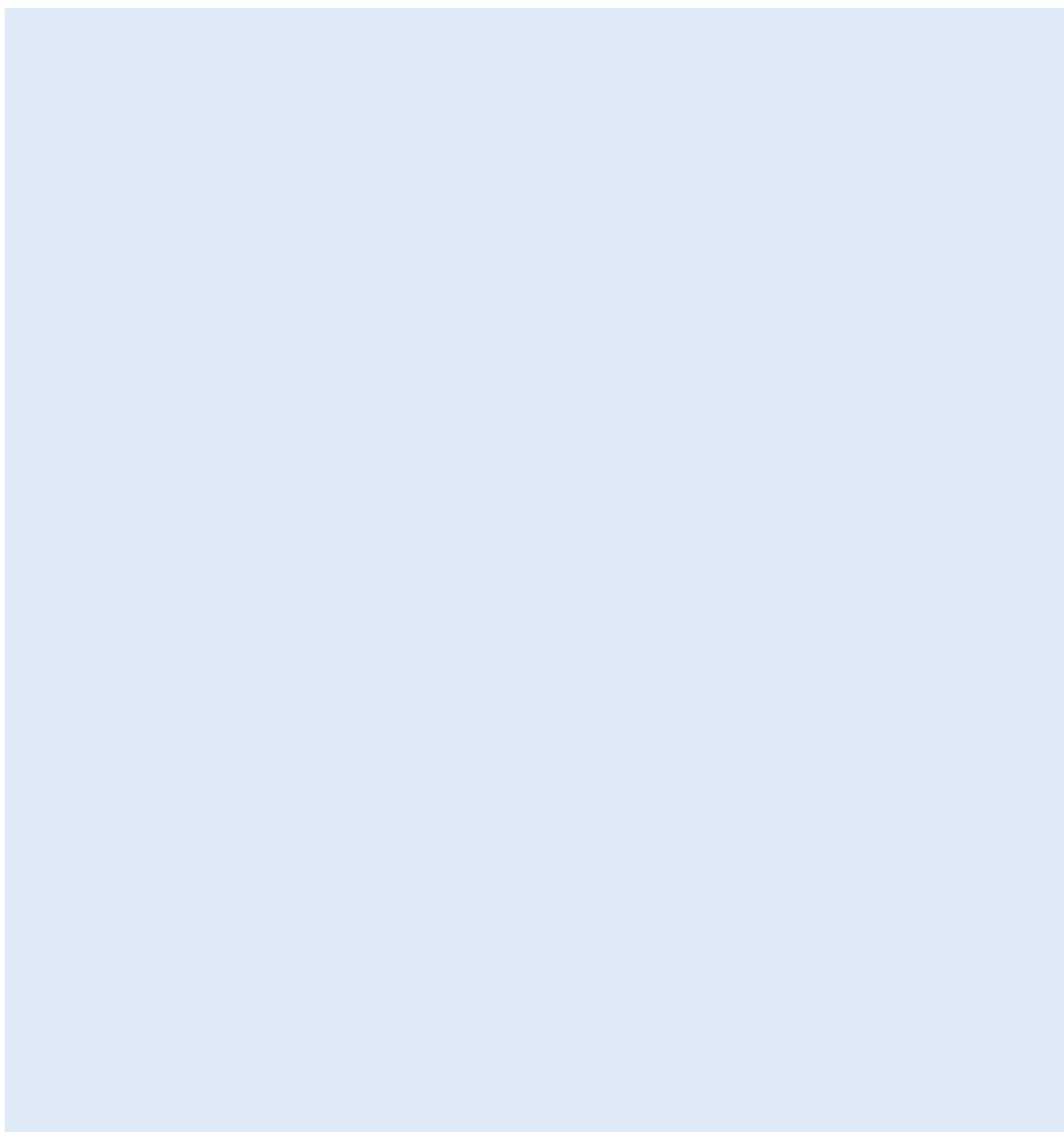


A partir disso estabelecemos a equação que determina o somatório de cargas nos produtos e nos reagentes, multiplicando o coeficiente atribuído pela carga da espécie, demonstrada na parte superior direita:

$$2 \cdot (-1) + x \cdot (+1) + 5 \cdot (-2) = 2 \cdot (+2) + 5 \cdot (-2) + y \cdot 0$$
$$-2 + x - 10 = 4 - 10$$
$$x = 12 - 6 = 6$$

Neste momento as cargas já estão balanceadas. Agora com $x = 6$ tem-se 6 átomos de hidrogênio no lado dos reagentes. Para haver o mesmo número no lado dos produtos y deve ser equivalente a 3. Para conferir o balanceamento podemos verificar o número de átomos de oxigênio. Do lado dos reagentes temos $(2 \cdot 4) + (5 \cdot 3) = 23$ átomos de oxigênio. Do lado dos produtos temos $(5 \cdot 4) + (3 \cdot 1) = 23$ átomos de oxigênio.

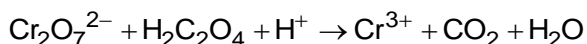
NOTAS:





ATIVIDADES PROPOSTAS

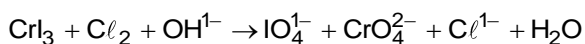
1) Dada a seguinte equação iônica de oxidorredução da reação, usualmente utilizada em etapas de sínteses químicas, envolvendo o íon dicromato ($\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$) e o ácido oxálico ($\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$):



Considerando a equação acima e o balanceamento de equações químicas por oxidorredução, a soma total dos coeficientes mínimos e inteiros obtidos das espécies envolvidas e a substância que atua como agente redutor são, respectivamente,

- 21 e ácido oxálico.
- 26 e dicromato.
- 19 e dicromato.
- 27 e ácido oxálico.
- 20 e hidrogênio.

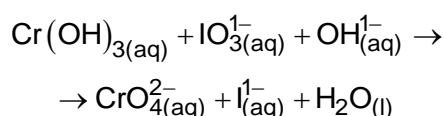
2) Dada a seguinte equação iônica de oxidorredução:



Considerando o balanceamento de equações químicas por oxidorredução, a soma total dos coeficientes mínimos e inteiros obtidos das espécies envolvidas e o(s) elemento(s) que sofrem oxidação, são, respectivamente,

- 215 e cloro.
- 187, crômio e iodo.
- 73, cloro e iodo.
- 92, cloro e oxigênio.
- 53 e crômio.

3) Dada a seguinte equação de óxido-redução:

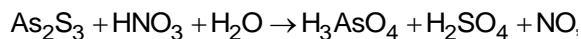


Considerando o método de balanceamento de equações químicas por oxi-redução, a soma total dos coeficientes mínimos e inteiros das

espécies envolvidas, após o balanceamento da equação iônica, e o agente oxidante são, respectivamente,

- 15 e o íon iodato.
- 12 e o hidróxido de crômio.
- 12 e o íon hidroxila.
- 11 e a água.
- 10 e o íon hidroxila.

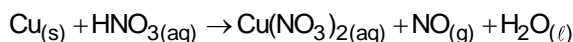
4) O conhecimento dos conceitos de oxidação e redução é de fundamental importância no estudo da biologia molecular associado à fotossíntese e à respiração, na redução de minerais para a obtenção de metais, em cálculos estequiométricos, na prevenção da corrosão e no estudo da eletroquímica. Dada a equação não balanceada,



marque a única afirmação verdadeira.

- Representa uma reação de auto-oxirredução.
- Indica uma reação de oxidorredução parcial.
- Dois elementos sofrem oxidação e um elemento sofre redução.
- Quando balanceada, a soma de seus coeficientes é 76.

5) O cobre é uma substância que possui elevado potencial de redução e no seu estado metálico sofre pouco em termos de oxidação frente a ácidos, não sendo oxidado pela maioria deles. Todavia, ele é oxidado na presença de ácido nítrico, conforme mostra a equação não balanceada de uma das possíveis reações:

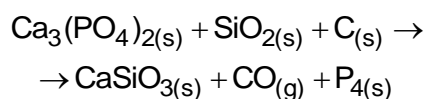


Após o balanceamento da equação com os coeficientes estequiométricos (menores números inteiros) a soma destes coeficientes será igual a

- 14
- 18
- 20
- 24
- 26

6) O fósforo branco, substância química cuja estrutura é representada pela fórmula P_4 , é utilizado em algumas munições fumígenas (munições que produzem fumaça). Ele pode ser obtido a partir da fosforita ($Ca_3(PO_4)_2$), um mineral de fosfato de cálcio, por meio da reação com sílica (dióxido de silício – SiO_2) e carvão coque (C) num forno especial a $1300^\circ C$.

A equação não balanceada da reação é:



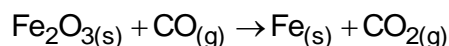
Acerca deste processo, são feitas as seguintes afirmativas:

- I. Após o balanceamento da equação por oxidorredução, a soma dos coeficientes estequiométricos é igual a 35.
- II. O dióxido de silício é uma molécula que apresenta estrutura de geometria molecular angular.
- III. O agente redutor do processo é o dióxido de silício.
- IV. Neste processo ocorre a oxidação do carbono.

Assinale a alternativa que apresenta todas as afirmativas corretas, dentre as listadas acima.

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

7) A hematita (Fe_2O_3) é um mineral da classe dos óxidos de ferro. Esse óxido pode ser encontrado nos solos, rochas e em depósitos ferríferos do Brasil. A partir da hematita podemos obter o ferro metálico, como é indicado pela equação a seguir:



A equação química acima **NÃO** está balanceada.

Indique a alternativa que apresenta **CORRETAMENTE** os coeficientes de acerto da equação para cada substância,

respectivamente, assim como o agente redutor da reação.

- a) 3, 2, 6, 2, $CO_{(g)}$.
- b) 1, 3, 2, 3, $CO_{(g)}$.
- c) 1, 3, 1, 3, $CO_{(g)}$.
- d) 1, 3, 3, 1, $Fe_2O_{3(s)}$.
- e) 3, 2, 6, 2, $Fe_2O_{3(s)}$.

8) Os óxidos de nitrogênio, importantes poluentes atmosféricos, são emitidos como resultado da combustão de qualquer substância que contenha nitrogênio e são introduzidos na atmosfera pelos motores de combustão interna, fornos, caldeiras, estufas, incineradores utilizados pelas indústrias químicas e pela indústria de explosivos. Os principais óxidos de nitrogênio são: NO (óxido nítrico); NO_2 (dióxido de nitrogênio). O NO (óxido nítrico) pode ser obtido na reação entre a prata metálica e o ácido nítrico (HNO_3), como mostra a reação abaixo, não equilibrada.



Em relação à obtenção do NO (óxido nítrico), assinale a alternativa correta.

- a) Na reação o agente oxidante é a prata.
- b) O HNO_3 é o agente oxidante.
- c) Na reação, o nitrogênio do $AgNO_3$ sofre oxidação.
- d) O número de oxidação do nitrogênio no HNO_3 é igual a 4+.
- e) A equação, depois de balanceada, apresenta soma dos coeficientes dos menores números inteiros igual a 23.

TEXTO PARA A PRÓXIMA QUESTÃO:

O cloro é empregado para potabilizar a água de consumo dissolvendo-o nela. Também é usado como oxidante, branqueador e desinfetante. É gasoso e muito tóxico (neurotóxico), foi usado como gás de guerra na Primeira e na Segunda Guerra Mundial. Ele pode ser obtido, de acordo com a reação não-balanceada:

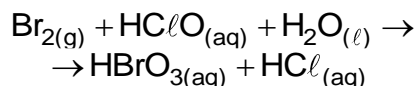


9) Os coeficientes (menores números inteiros possíveis) que tornam a reação balanceada são,

respectivamente, iguais a

- a) 1; 2; 1; 1; 1.
- b) 1; 4; 1; 2; 1.
- c) 2; 6; 2; 1; 1.
- d) 2; 8; 2; 1; 2.

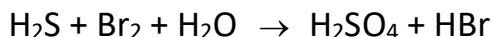
10) A obtenção do ácido clorídrico é representada pela equação não-balanceada:



Considerando essa equação, é INCORRETO afirmar que:

- a) o cloro sofre uma redução.
- b) o gás bromo atua como agente redutor.
- c) a variação do número de oxidação do bromo é igual a 5.
- d) a soma dos coeficientes mínimos e inteiros da equação é 12.

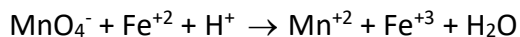
11) Considere a reação representada pela equação química não balanceada:



Neste processo, pode-se afirmar que:

- a) o Br_2 é o agente redutor.
- b) o H_2SO_4 é o agente oxidante.
- c) a reação é de dupla troca.
- d) para cada mol de Br_2 consumido, é produzido um mol de HBr .
- e) os menores coeficientes de H_2S e Br_2 , na equação balanceada, são 1 e 4, respectivamente.

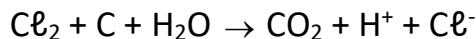
12) Após o balanceamento da equação,



os coeficientes do Fe^{+2} e do Fe^{+3} serão respectivamente:

- a) 1 e 1
- b) 2 e 3
- c) 3 e 2
- d) 3 e 3
- e) 5 e 5

13) Os filtros contendo carvão ativo procuram eliminar o excesso de cloro na água tratada. Pode ocorrer a reação:



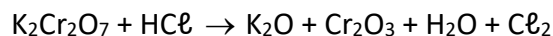
Balanceando-se a equação com os menores números inteiros possíveis, qual a soma dos coeficientes do primeiro membro?

- a) 4
- b) 5
- c) 6
- d) 7
- e) 8

14) A reação: $\text{Cu} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$ não balanceada, possui como coeficientes, respectivamente:

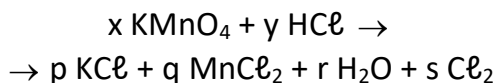
- a) 1, 2, 3, 4, 5.
- b) 3, 8, 3, 2, 4.
- c) 8, 3, 8, 3, 3.
- d) 2, 8, 4, 2, 3.
- e) 5, 2, 1, 4, 4.

15) A soma dos menores coeficientes inteiros do balanceamento da equação a seguir, pelo método redox, é:



- a) 15
- b) 6
- c) 5
- d) 12
- e) 10

16) Dada a reação química, cuja equação não está ajustada,

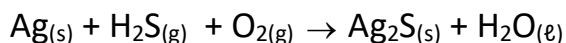


ajuste-a com números inteiros menores possíveis e escolha a proposição CORRETA.

- a) O valor de y é 8.
- b) O KMnO_4 é o agente redutor na reação.
- c) O HCl é o agente oxidante na reação.

- d) O potássio e o hidrogênio se oxidam durante a reação.
e) O manganês se reduz durante a reação.

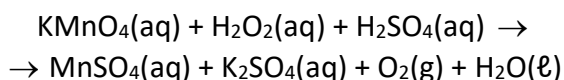
17) A cebola, por conter derivados de enxofre, pode escurecer talheres de prata. Esse fenômeno pode ser representado pela seguinte equação não-balanceada:



Considerando o processo, assinale a afirmativa CORRETA.

- a) Os átomos de Ag são reduzidos durante o processo.
b) Os átomos de oxigênio são oxidados durante o processo.
c) O H_2S funciona como o oxidante do processo.
d) Após o balanceamento da equação, a soma de todos os coeficientes mínimos e inteiros é igual a 11.

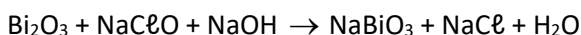
18) O peróxido de hidrogênio dissolvido em água é conhecido como água oxigenada. O H_2O_2 é um agente oxidante, mas pode também atuar como agente redutor, dependendo da reação. Na equação



a soma dos coeficientes estequiométricos, após o balanceamento, e o agente oxidante, são

- a) 26 e KMnO_4 .
b) 24 e KMnO_4 .
c) 26 e H_2O_2 .
d) 24 e H_2O_2 .
e) 23 e O_2 .

19) Dada a reação química não balanceada

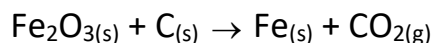


Assinale a opção correta:

- a) BiO_3 é o agente oxidante.
b) NaClO é o agente redutor.
c) O elemento Cl sofreu oxidação.

- d) Os coeficientes que ajustam NaClO e NaBiO_3 são respectivamente 2 e 2.
e) O elemento bismuto sofreu redução.

20) A obtenção do ferro, a partir do seu minério, dá-se, simplificada, através da equação



Os coeficientes desta equação, em ordem, da esquerda para a direita, após o balanceamento, são:

- a) 1, 1, 2, 2
b) 2, 1, 3, 2
c) 2, 3, 4, 3
d) 3, 1, 1, 2
e) 3, 2, 3, 2



GABARITOS

1) D

2) B

3) A

4) C

5) C

6) E

7) B

8) B

9) B

10) D

11) E

12) E

13) B

14) B

15) A

16) E

17) D

18) A

19) D

20) C

Referencial Teórico:

FONSECA, Martha Reis Marques da. **Coleção de Química: Parte 01, Parte 02 e Parte 03.** São Paulo: Editora Atica, 2014.

FONSECA, Martha Reis Marques da. **Completamente Química, Ciências, Tecnologia & Sociedade.** São Paulo: Editora FTD S.A., 2001, 624 p.

TITO CANTO. **Química na abordagem do cotidiano, volume 1**, 5ª edição, ed moderna, São Paulo, 2009.

FELTRE, R. **Química Geral.** 7ª edição, ed moderna, São Paulo, 2008.

FELTRE, R. **Físico-Química.** 7ª edição, ed moderna, São Paulo, 2008.

FELTRE, R. **Química Orgânica.** 7ª edição, ed moderna, São Paulo, 2008.

USBERCO, João; Salvador, Edgard. **Química Geral.** 12ª.ed. São Paulo: Saraiva, 2006.

LEMBO, Antonio; Groto,Robson. **Química - Geral e Orgânica.** 2010.

ATKINS, P.W.; JONES, Loretta. **Princípios de química: questionando a vida moderna e o meio ambiente.** 3.ed. Porto Alegre: Bookman, 2006. 965 p.

BROWN, Theodore; LEMAY, H. Eugene; BURSTEN, Bruce E. **Química: a ciência central.** 9 ed. Prentice-Hall, 2005.

ATKINS, Peter W.; JONES, Loretta. **Princípios de Química: questionando a vida moderna o meio ambiente.** 3 ed. Guanabara Koogan, 2006

MENDES, Aristênio. **Elementos de Química Inorgânica,** Fortaleza, 2005.

LEE, JD **Química Inorgânica: não tão Concisa.** Ed. Edgard Blucher Editio, 1ª.ed, 2003.

SOLOMONS, T.w. Graham. **Química Orgânica, 10ª edição, LTC,** 2012

LEHNINGER, AL; NELSON, DL e COX, MM. **Princípios de Bioquímica.** Ed. Artmed, 6ª.ed 2014.