

Prof. Marcus Ennes

Prof. Felipe Garcia

# Química Inorgânica

## UNIDADE 29: Reações redox - Balanceamento

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

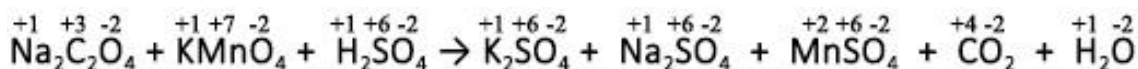
Sabemos que as reações redox são aquelas nas quais ocorrem os processos de oxidação (perda de elétrons) e redução (ganho de elétrons). Identificamos estes processos através da variação no número de oxidação. Sendo assim o conhecimento acerca de número de oxidação (N.Ox.) é indispensável, e será utilizado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

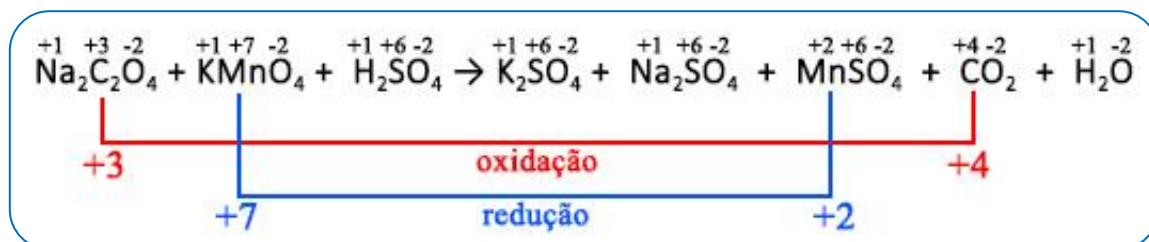
# QUÍMICA DO MONSTRO

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.

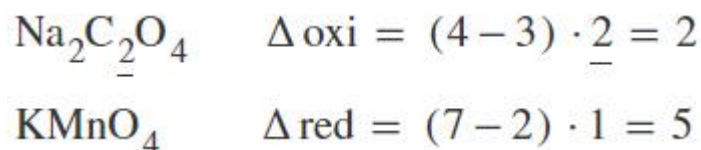
O método redox só fornece então dois coeficientes estequiométricos, sendo os demais encontrados através da tentativa e erro. Saiba que a tentativa e erro ao final do balanceamento é significativamente simplificada pelos dois coeficientes que serão encontrados através do método redox. Vejamos um exemplo 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.



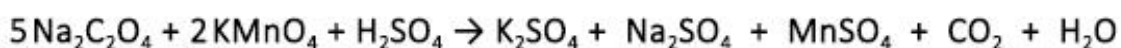
A próxima etapa consiste no cálculo dos chamados “ $\Delta$ oxi” e “ $\Delta$ red”. Ambos os  $\Delta$ 's consistem na variação no estado de oxidação multiplicado pela maior atomicidade (que não repete N.Ox.) dentre as espécies nos reagentes e produtos. Lembre-se que a atomicidade ou índice consiste 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  $\Delta$ 's é sempre considerada como o maior valor subtraído do menor valor, de forma que nem  $\Delta$ oxi nem  $\Delta$ red 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 ( $\text{KMnO}_4$ ) ou o sulfato de manganês ( $\text{MnSO}_4$ ), visto que em ambos o manganês apresenta o mesmo índice, 1.

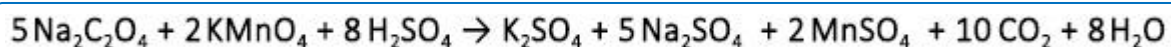
Obs.: Quando os valores encontrados para  $\Delta$ oxi e  $\Delta$ red forem simplificáveis entre si, isto deve ser feito.

O próximo passo é utilizar estes valores de forma invertida na equação química. Ou seja, o coeficiente 2 é aplicado a espécie  $\text{KMnO}_4$  e o coeficiente 5 é aplicado a espécie  $\text{Na}_2\text{C}_2\text{O}_4$ , obtendo-se a equação na qual ainda faltarão alguns coeficientes estequiométricos:



# QUÍMICA DO MONSTRO

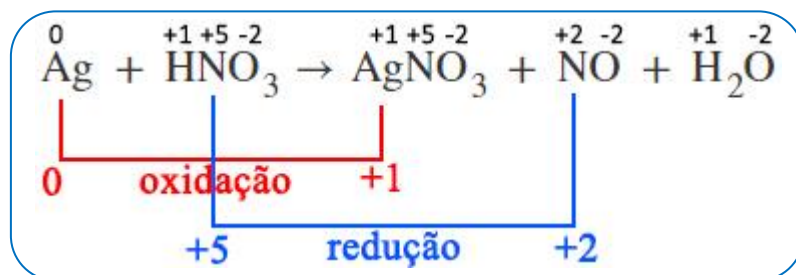
Foram encontrados dois dos coeficientes para o balanceamento, a partir de agora devemos encontrar os demais coeficientes através da tentativa e erro, seguindo a regra de prioridades “MACHO” – metal, ametal, carbono, hidrogênio e oxigênio. Começando pelos metais: como há 2 átomos de manganês (Mn) no lado dos reagentes, devemos ter dois átomos de manganês no lado dos produtos, logo o coeficiente para a espécie  $\text{MnSO}_4$  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  $\text{Na}_2\text{SO}_4$  é 5. Agora, os ametais: Há 8 átomos de enxofre (S) no lado dos produtos (lembre-se que o coeficiente da espécie  $\text{MnSO}_4$  é 2), logo o coeficiente da espécie  $\text{H}_2\text{SO}_4$  será 8. Na sequência, o carbono: temos 10 átomos de carbono (C) no lado dos reagentes, com isso o coeficiente da espécie  $\text{CO}_2$  é 10. Próximo, o hidrogênio: há 16 átomos de hidrogênio no lado dos reagentes, logo o coeficiente da espécie  $\text{H}_2\text{O}$  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  $\Delta$ 's:

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

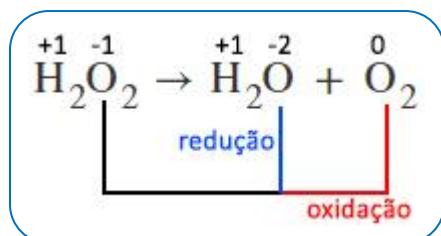
$$\text{NO} \quad \Delta_{\text{red}} = (5 - 2) \cdot 1 = 3$$

Atribuiremos então o coeficiente 3 a espécie  $\text{AgNO}_3$  e o coeficiente 1 a espécie  $\text{NO}$ , 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  $\text{HNO}_3$  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:

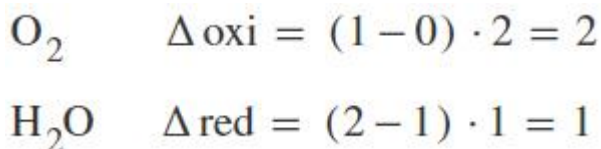


## Casos especiais: Reações de auto-oxirredução

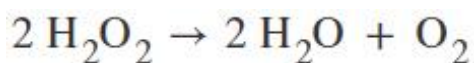
Sabemos que as reações autorredox são aquelas nas quais um mesmo elemento sofre redução e oxidação. A única diferença no balanceamento redox para estes tipos de caso é que no cálculo de  $\Delta_{red}$  e  $\Delta_{oxi}$  à substância dos reagentes na qual está presente o elemento que sofre oxidação/redução 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  $\Delta$ 's:

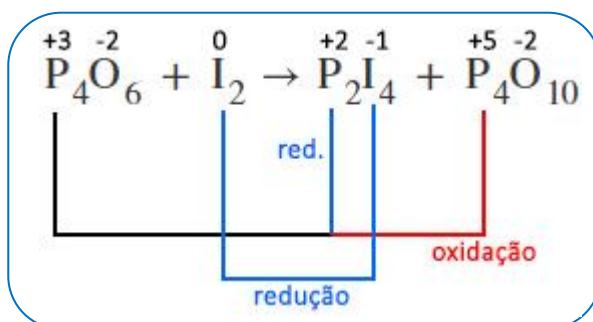


Note que não será obtido o coeficiente da espécie  $\text{H}_2\text{O}_2$  através deste método, somente os coeficientes das espécies  $\text{O}_2$  e  $\text{H}_2\text{O}$ . Com isso temos então atribuído a espécie  $\text{O}_2$  o coeficiente 1 e a espécie  $\text{H}_2\text{O}$  o coeficiente 2. O coeficiente da espécie  $\text{H}_2\text{O}_2$  é obtido posteriormente por tentativa e erro. Por fim temos:



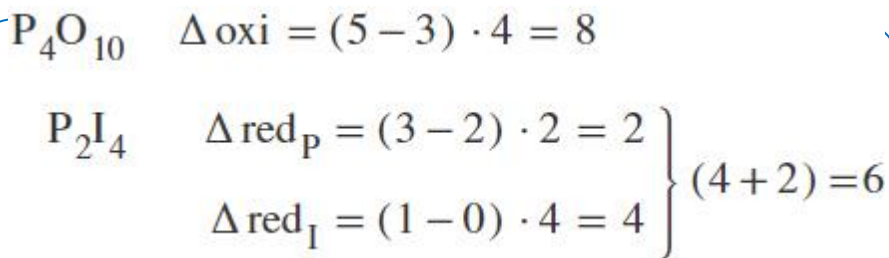
## Casos especiais: Dupla redução/oxidação

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  $\Delta$ 's. Vejamos um exemplo:

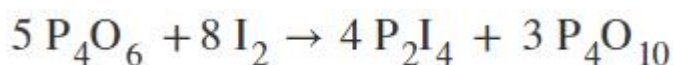


Neste caso ocorrem duas reduções: o fósforo (P) vai de +3 a +2 e o iodo (I) vai de 0 a -1. Prosseguiremos com o cálculo dos  $\Delta$ 's:



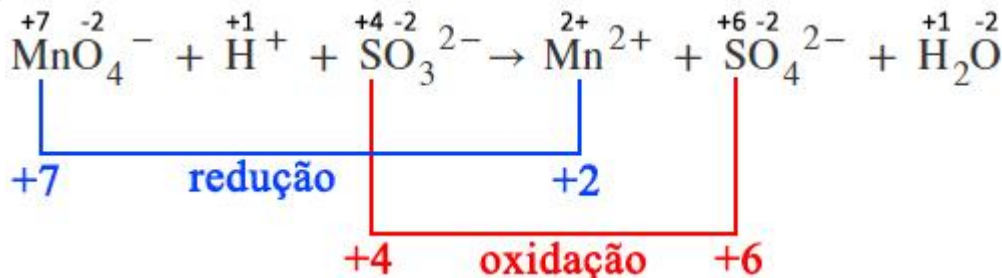


É possível notar que para obter o  $\Delta \text{red}$  foi necessário calcular separadamente para cada elemento, somando os valores obtidos ao fim. Sempre que for possível os valores finais de  $\Delta$  devem ser simplificados. Neste caso é possível, e dividimos ambos por 2, obtendo os valores para  $\Delta \text{oxi} = 4$  e  $\Delta \text{red} = 3$ . Atribui-se então o coeficiente 4 a espécie  $\text{P}_2\text{I}_4$  e o coeficiente 3 a espécie  $\text{P}_4\text{O}_{10}$ . O restante dos coeficientes é obtido por tentativa e erro, obtendo-se:

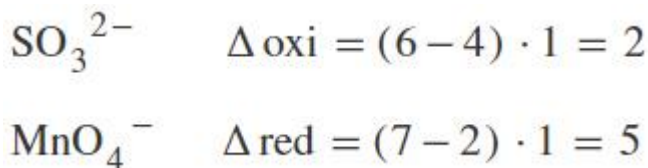


## Casos especiais: Equações iônicas

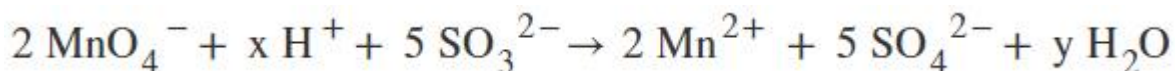
Caso se tenha uma equação envolvendo íons teremos que balancear as cargas também. Ou seja, além das técnicas de balanceamento apresentadas anteriormente também será analisado o somatório das cargas nos reagentes, pois este deverá ser igual ao somatório das cargas nos produtos. Analisemos o exemplo a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



Fazendo o cálculo dos  $\Delta$ 's, temos:



Atribuímos então a espécie  $\text{SO}_3^{2-}$  o coeficiente 5 e a espécie  $\text{MnO}_4^-$  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:

$$2 \cdot (-1) + x \cdot (+1) + 5 \cdot (-2) = 2 \cdot (+2) + 5 \cdot (-2) + y \cdot 0$$

$$-2 + x - 10 = 4 - 10$$

$$x = 12 - 6 = 6$$

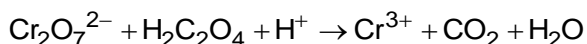
Neste momento as cargas já estão balanceadas. Agora com  $x = 6$  tem-se 6 átomos de hidrogênio no lado dos reagentes. Para haver o mesmo número no lado dos produtos  $y$  deve ser equivalente a 3. Para conferir o balanceamento podemos verificar o número de átomos de oxigênio. Do lado dos reagentes temos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

## NOTAS:



## ATIVIDADES PROPOSTAS

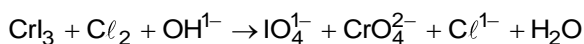
1) Dada a seguinte equação iônica de oxidorredução da reação, usualmente utilizada em etapas de sínteses químicas, envolvendo o íon dicromato ( $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ ) e o ácido oxálico ( $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$ ):



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.

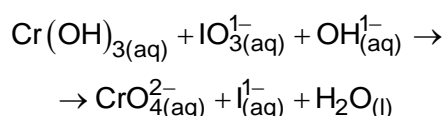
2) Dada a seguinte equação iônica de oxidorredução:



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:

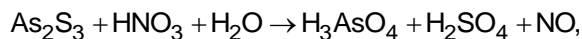


Considerando o método de balanceamento de equações químicas por oxi-redução, a soma total dos coeficientes mínimos e inteiros das

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.

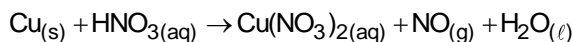
4) O conhecimento dos conceitos de oxidação e redução é de fundamental importância no estudo da biologia molecular associado à fotossíntese e à respiração, na redução de minerais para a obtenção de metais, em cálculos estequiométricos, na prevenção da corrosão e no estudo da eletroquímica. Dada a equação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

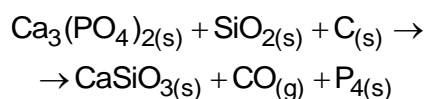


Após o balanceamento da equação com os coeficientes estequiométricos (menores números inteiros) a soma destes coeficientes será igual a

- 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:



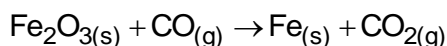
Acerca deste processo, são feitas as seguintes afirmativas:

- 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:



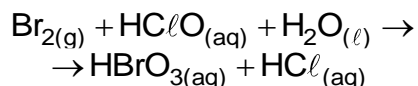
9) Os coeficientes (menores números inteiros possíveis) que tornam a reação balanceada são,



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.

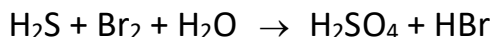
10) A obtenção do ácido clorídrico é representada pela equação não-balanceada:



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.

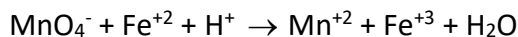
11) Considere a reação representada pela equação química não balanceada:



Neste processo, pode-se afirmar que:

- a) o  $\text{Br}_2$  é o agente redutor.
- b) o  $\text{H}_2\text{SO}_4$  é o agente oxidante.
- c) a reação é de dupla troca.
- d) para cada mol de  $\text{Br}_2$  consumido, é produzido um mol de  $\text{HBr}$ .
- e) os menores coeficientes de  $\text{H}_2\text{S}$  e  $\text{Br}_2$ , na equação balanceada, são 1 e 4, respectivamente.

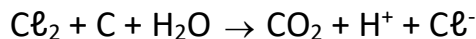
12) Após o balanceamento da equação,



os coeficientes do  $\text{Fe}^{+2}$  e do  $\text{Fe}^{+3}$  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:



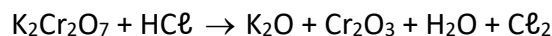
Balanceando-se a equação com os menores números inteiros possíveis, qual a soma dos coeficientes do primeiro membro?

- 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:

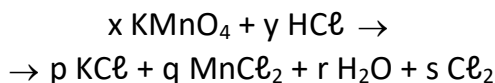
- a) 1, 2, 3, 4, 5.
- b) 3, 8, 3, 2, 4.
- c) 8, 3, 8, 3, 3.
- d) 2, 8, 4, 2, 3.
- e) 5, 2, 1, 4, 4.

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,

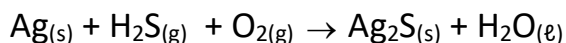


ajuste-a com números inteiros menores possíveis e escolha a proposição CORRETA.

- a) O valor de y é 8.
- b) O  $\text{KMnO}_4$  é o agente redutor na reação.
- c) O  $\text{HCl}$  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.

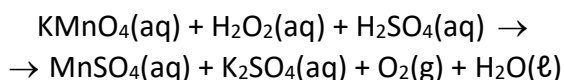
17) A cebola, por conter derivados de enxofre, pode escurecer talheres de prata. Esse fenômeno pode ser representado pela seguinte equação não-balanceada:



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  $\text{H}_2\text{S}$  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.

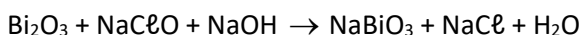
18) O peróxido de hidrogênio dissolvido em água é conhecido como água oxigenada. O  $\text{H}_2\text{O}_2$  é um agente oxidante, mas pode também atuar como agente redutor, dependendo da reação. Na equação



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

- a) 26 e  $\text{KMnO}_4$ .  
b) 24 e  $\text{KMnO}_4$ .  
c) 26 e  $\text{H}_2\text{O}_2$ .  
d) 24 e  $\text{H}_2\text{O}_2$ .  
e) 23 e  $\text{O}_2$ .

19) Dada a reação química não balanceada

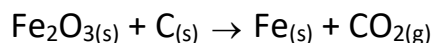


Assinale a opção correta:

- a)  $\text{BiO}_3$  é o agente oxidante.  
b)  $\text{NaClO}$  é o agente redutor.  
c) O elemento Cl sofreu oxidação.

- d) Os coeficientes que ajustam  $\text{NaClO}$  e  $\text{BiO}_3$  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.