



<http://www.rumoaaita.com> / - Material escrito por: Marlos Cunha (ITA – T-12)

Métodos de Balanceamento

Conteúdo

➤ Introdução	1
➤ Método das tentativas.....	1
➤ Método algébrico	1
➤ Método do íon-elétron.....	2
➤ Método da oxi-redução	3
❖ Auto oxi-redução	3
➤ Balanceamento dependendo do meio.....	4
❖ Balanceamento em meio aquoso	4
❖ Balanceamento em meio ácido	4
❖ Balanceamento em meio básico.....	5
➤ Exercícios Propostos	6

Introdução

O objetivo deste material é apresentar os métodos de balanceamento de equações existentes.

Para que uma equação encontre-se devidamente balanceada, é necessário que se tenha um balanço de cargas, ou seja, a carga final dos produtos deve ser igual à carga final dos reagentes e que átomos de um mesmo elemento químico estejam presentes em igual quantidade tanto nos reagentes quanto nos produtos.

Costuma-se sempre utilizar os menores números inteiros para o balanceamento de uma equação química.

Método das tentativas

Consiste em, como o nome sugere, balancear a equação química por meio de tentativas sucessivas para achar os coeficientes que corretamente completam a equação.

Não será dada nenhuma ênfase especial a esse método no artigo.

Método algébrico

Consiste em atribuir coeficientes algébricos à equação para serem futuramente determinados por meio da resolução de um sistema.

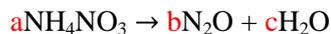
É em geral bastante eficaz, mas pode vir a tornar-se bastante trabalhoso dependendo do número de espécies envolvidas na equação.



<http://www.rumoa.oita.com> / - Material escrito por: Marlos Cunha (ITA – T-12)

Exemplo resolvido:

1) Balanceie a seguinte equação: $\text{NH}_4\text{NO}_3 \rightarrow \text{N}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O}$



A fim de que a equação encontre-se balanceada, deve-se ter o mesmo número de átomos de um dado elemento químico no lado esquerdo (reagentes) da equação quanto do lado direito (produtos).

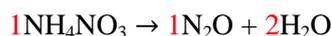
Dessa forma,

$$\begin{cases} 2a = 2b \text{ (para o Nitrogênio)} \\ 4a = 2c \text{ (para o Hidrogênio)} \\ 3a = b + c \text{ (para o Oxigênio)} \\ a = 2 \end{cases}$$

Atribui-se, então, um valor arbitrário a uma das variáveis a fim de resolver-se o sistema. No caso acima, foi atribuído a variável a o valor 2.

Resolvendo o sistema encontra-se:

$$\begin{cases} a = 2 \\ b = 2 \\ c = 4 \end{cases} \therefore \begin{cases} a = 1 \\ b = 1 \\ c = 2 \end{cases}, \text{ de modo que a equação balanceada é dada por:}$$



2) Balanceie a seguinte equação: $\text{NH}_4\text{NO}_3 \rightarrow \text{N}_2 + \text{H}_2\text{O} + \text{O}_2$



$$\begin{cases} 2a = 2b \\ 4a = 2c \\ 3a = c + 2d \\ a = 1 \end{cases} \therefore \begin{cases} a = 1 \\ b = 1 \\ c = 2 \\ d = \frac{1}{2} \end{cases} \therefore \begin{cases} a = 2 \\ b = 2 \\ c = 4 \\ d = 1 \end{cases}$$



Observação: Deve-se sempre utilizar os menores números inteiros para efetuar-se o balanceamento das equações.

Exercício:

1) Balanceie a seguinte equação:

Método do íon-elétron

Consiste em dividir a equação em duas semi-reações, uma de oxidação e a outra de redução, balanceá-las e depois fazer com que o número de elétrons de uma semi-reação seja igual ao da outra para que ao somá-las seja possível obter-se a equação global já balanceada.

Exemplo resolvido:

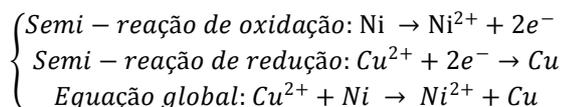
3) Balanceie a seguinte equação: $\text{Cu}^{2+} + \text{Ni} \rightarrow \text{Ni}^{2+} + \text{Cu}$

O cobre sofre redução, passando de NOX + 2 para 0. Já o níquel sofre oxidação, passando de NOX 0 para +2.

Dessa forma tem-se:



<http://www.rumoa.oita.com> / - Material escrito por: Marlos Cunha (ITA – T-12)



Método da oxi-redução

Consiste em igualar o número de elétrons cedidos pela espécie(s) que se oxida(m) com o número de elétrons recebido pela(s) espécie(s) que se reduz(em).

Calcula-se inicialmente a variação de NOX sofrida pelas espécies que se oxidam/reduzem. Feito isso, calcula-se o delta de cada espécie, isto é, a variação do NOX sofrida multiplicada pela atomicidade da espécie nos produtos (direita) ou nos reagentes (esquerda) – uma vez escolhido onde será feita a contagem da atomicidade, deve-se sempre fazer a contagem nesse lado.

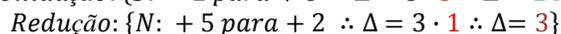
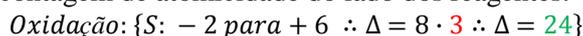
Calculado o delta de cada espécie, somam-se os deltas das espécies que se oxidam de modo a obter-se o delta de oxidação. De forma análoga procede-se com o delta das espécies que se reduzem.

Uma vez obtido o delta de oxidação e o delta de redução faz-se uma inversão de seus valores, isto é, nas espécies que colaboraram para o delta de oxidação coloca-se como coeficiente do balanceamento o número correspondente ao delta de redução e nas espécies que colaboraram para o delta de redução coloca-se como coeficiente de balanceamento o número correspondente ao delta de oxidação – o coeficiente deve ser colocado no lado em que foi feita a contagem de atomicidade das espécies.

Exemplo resolvido:

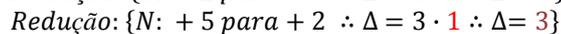
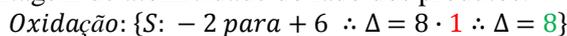
4) Na equação: $As_2S_3 + HNO_3 + H_2O \rightarrow H_2SO_4 + H_3AsO_3 + NO$, tem-se

- Fazendo a contagem de atomicidade do lado dos reagentes:



Procedendo conforme explicado, obtém-se: $3As_2S_3 + 24HNO_3 + H_2O \rightarrow H_2SO_4 + H_3AsO_3 + NO$. O balanceamento final da equação é feito pelo método das tentativas de modo a obter-se: $1As_2S_3 + 8HNO_3 + 2H_2O \rightarrow 3H_2SO_4 + 2H_3AsO_3 + 8NO$.

- Fazendo a contagem de atomicidade do lado dos produtos:



Procedendo conforme explicado, obtém-se: $As_2S_3 + HNO_3 + H_2O \rightarrow 3H_2SO_4 + H_3AsO_3 + 8NO$. O balanceamento final da equação é feito pelo método das tentativas de modo a obter-se: $1As_2S_3 + 8HNO_3 + 2H_2O \rightarrow 3H_2SO_4 + 2H_3AsO_3 + 8NO$.

Auto oxi-redução

Em alguns casos, uma mesma espécie pode sofrer tanto oxidação quanto redução. Nesses casos, um artifício a ser utilizado é o de escrever duas vezes a espécie que sofre a auto



<http://www.rumoaaita.com> / - Material escrito por: Marlos Cunha (ITA – T-12)

oxi-redução de modo a se considerar que uma delas irá sofrer a oxidação e a outra a redução, podendo o balanceamento da equação ser feito normalmente.

Exemplo resolvido:

5) Balanceie a seguinte equação: $\text{H}_2\text{O}_2 \rightarrow \text{H}_2\text{O} + \text{O}_2$

Na reação descrita pela equação acima, o oxigênio sofre tanto uma oxidação quanto uma redução. Procedendo conforme exposto, tem-se:

$\text{H}_2\text{O}_2 + \text{H}_2\text{O}_2 \rightarrow \text{H}_2\text{O} + \text{O}_2$. Assume-se que o oxigênio que sofrerá oxidação é o oxigênio da primeira água oxigenada e que o que sofrerá redução é o da segunda água oxigenada.

Fazendo a contagem de atonicidade do lado dos produtos:

Oxidação: {O: - 1 para 0 $\therefore \Delta = 1 \cdot 2 \therefore \Delta = 2$ }

Redução: {O: - 1 para - 2 $\therefore \Delta = 1 \cdot 1 \therefore \Delta = 1$ }

Obtém-se: $\text{H}_2\text{O}_2 + \text{H}_2\text{O}_2 \rightarrow 2\text{H}_2\text{O} + 1\text{O}_2$, e como se pode verificar, a equação já está devidamente balanceada.



Balanceamento dependendo do meio

Em alguns casos, ao tentar-se balancear uma equação as espécies presentes na mesma não são suficientes para que se consiga efetuar o balanceamento. Contudo, nesses casos, informações sobre o meio reacional serão fornecidas e tornarão possíveis os balanceamentos das equações.

Balanceamento em meio aquoso

A fim de se conseguir o balanceamento correto da equação, deve-se acrescentar água aos produtos ou aos reagentes dependendo da situação.

Balanceamento em meio ácido

A fim de se conseguir o balanceamento correto da equação, deve-se acrescentar H^+ aos produtos/reagentes e H_2O aos reagentes/produtos.

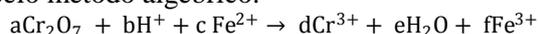
Exemplo Resolvido

Faça o balanceamento da seguinte equação, cuja reação química ocorre em meio ácido:
 $\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{Fe}^{2+} \rightarrow \text{Cr}^{3+} + \text{Fe}^{3+}$.

Pode-se ver inicialmente que a equação $\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{Fe}^{2+} \rightarrow \text{Cr}^{3+} + \text{Fe}^{3+}$ necessita de alguma espécie no lado dos produtos que contenha átomos de oxigênio. Como a reação se dá em meio ácido, pode-se acrescentar nos produtos moléculas de água e nos reagentes, a fim de se balancear os átomos de hidrogênio, íons H^+ .

Dessa forma, obtém-se: $\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}^+ + \text{Fe}^{2+} \rightarrow \text{Cr}^{3+} + \text{H}_2\text{O} + \text{Fe}^{3+}$. O balanceamento da equação pode ser feito por qualquer um dos três métodos apresentados inicialmente conforme será mostrado abaixo:

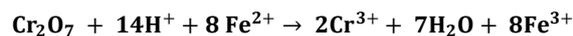
1. Balanceamento pelo método algébrico:



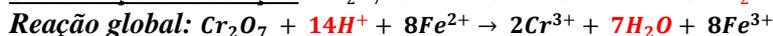
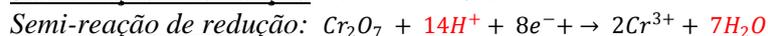


<http://www.rumoa.oita.com> / - Material escrito por: Marlos Cunha (ITA – T-12)

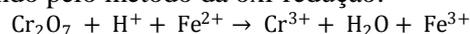
$$\left\{ \begin{array}{l} 2a = d \\ 7a = e \\ b = 2e \\ c = f \\ b + 2c = 3d + 3f \text{ (balanceamento de cargas)} \\ a = 1 \text{ (valor atribuído arbitrariamente)} \end{array} \right. \therefore \left\{ \begin{array}{l} a = 1 \\ d = 2 \\ e = 7 \\ b = 14 \\ c = f = 8 \end{array} \right.$$



2. Balanceamento pelo método do íon-elétron:



3. Balanceando pelo método da oxi-redução:



Redução: Cromo (+7 para +3) $\rightarrow \Delta = 4 \cdot 2 = 8$ (há dois átomos de cromo nos reagentes).

Oxidação: Ferro (+2 para +3) $\rightarrow \Delta = 1 \cdot 1 = 1$ (há somente um átomo de ferro nos reagentes).

Dessa forma, tem-se: $1\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}^+ + 8\text{Fe}^{2+} \rightarrow \text{Cr}^{3+} + \text{H}_2\text{O} + \text{Fe}^{3+}$ e o resto do balanceamento é feito pelo método das tentativas, resultando na equação balanceada: $\text{Cr}_2\text{O}_7 + 14\text{H}^+ + 8\text{Fe}^{2+} \rightarrow 2\text{Cr}^{3+} + 7\text{H}_2\text{O} + 8\text{Fe}^{3+}$

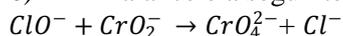
Balanceamento em meio básico

A fim de se conseguir o balanceamento correto da equação, deve-se acrescentar OH^- aos produtos/reagentes e H_2O aos reagentes/produtos dependendo da situação.

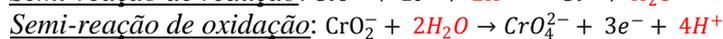
Um método mais prático consiste em balancear a equação inicialmente como se a reação ocorresse em meio ácido e depois de balanceada acrescentar íons OH^- aos produtos e aos reagentes a fim de se eliminar os íons H^+ , considerando que $\text{H}^+ + \text{OH}^- = \text{H}_2\text{O}$.

Exemplo resolvido:

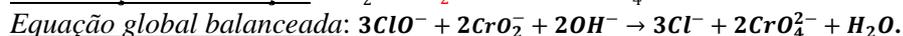
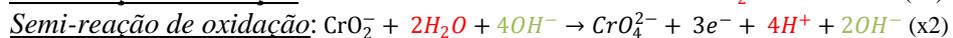
6) Balanceie a seguinte equação, cuja reação química se dá em meio básico:



Balanceando pelo método do íon-elétron (como se fosse meio ácido):



Como o meio é básico, somam-se íons OH^- aos produtos e aos reagentes tanto na semi-reação de oxidação quanto na semi-reação de redução a fim de se eliminarem os íons H^+ .





<http://www.rumoaaita.com> / - Material escrito por: Marlos Cunha (ITA – T-12)

Exercícios Propostos

- 1) $Al(s) + NH_4NO_3(s) \rightarrow N_2(g) + H_2O(g) + Al_2O_3(g)$
- 2) $Fe_2O_3 + C \rightarrow CO_2 + Fe$
- 3) $S + HNO_3 \rightarrow NO_2 + H_2O + H_2SO_4$
- 4) $C + HNO_3 \rightarrow NO_2 + H_2O + CO_2$
- 5) $HNO_3 + I_2 \rightarrow HIO_3 + NO + H_2O$
- 6) $K_2Cr_2O_7 + KI + H_2SO_4 \rightarrow I_2 + K_2SO_4 + Cr_2(SO_4)_3 + H_2O$
- 7) $KMnO_4 + HCl \rightarrow KCl + MnCl_2 + H_2O + Cl_2$
- 8) $CuS + HNO_3 \rightarrow Cu(NO_3)_2 + S + H_2O + NO$
- 9) $P + HNO_3 + H_2O \rightarrow H_3PO_4 + NO$
- 10) $Ag + HNO_3 \rightarrow AgNO_3 + NO + H_2O$
- 11) $Cl_2 + NaOH \rightarrow NaCl + NaClO_3 + H_2O$
- 12) $As_2S_3 + HNO_3 + H_2O \rightarrow H_3AsO_4 + H_2SO_4 + NO$
- 13) $Cr_2(SO_4)_3 + H_2O_2 + KOH \rightarrow K_2CrO_4 + K_2SO_4 + H_2O$
- 14) $MnO_4^- + C_2O_4^{2-} + H^+ \rightarrow Mn^{2+} + H_2O + CO_2$
- 15) $K_2Cr_2O_7 + H_2S + H_3PO_4 \rightarrow K_3PO_4 + CrPO_4 + S + H_2O$
- 16) $KMnO_4 + FeSO_4 + H_2SO_4 \rightarrow Fe_2(SO_4)_3 + K_2SO_4 + MnSO_4 + H_2O$
- 17) $Ag + H_2SO_4 \rightarrow Ag_2SO_4 + H_2O + SO_2$
- 18) $Ag + HNO_3 \rightarrow AgNO_3 + NO_2 + H_2O$
- 19) $Fe + HNO_3 \rightarrow Fe(NO_3)_3 + NH_4NO_2 + H_2O$
- 20) $MnO_2 + HCl \rightarrow MnCl_2 + H_2O + Cl_2$
- 21) $KClO_3 + H_2SO_4 \rightarrow HClO_4 + ClO_2 + K_2SO_4 + H_2O$
- 22) $NO_2 + NaOH \rightarrow NaNO_2 + NaNO_3 + H_2O$
- 23) $KClO_3 \rightarrow KCl + KClO_4$
- 24) $Na_2SO_3 + H_2O_2 \rightarrow Na_2SO_4 + H_2O$
- 25) $MnO_4^- + H_2O_2 + H^+ \rightarrow Mn^{2+} + O_2 + H_2O$
- 26) $Cr_2O_7^{2-} + SO_3^{2-} + H^+ \rightarrow Cr^{3+} + SO_4^{2-} + H_2O$
- 27) $MnO_2 + As_2O_3 + H^+ \rightarrow Mn^{2+} + As_2O_5 + H_2O$
- 28) $CuS + H^+ + NO_3^- \rightarrow Cu^{2+} + NO + S + H_2O$
- 29) $MnO_4^- + NO_2^- + H^+ \rightarrow Mn^{2+} + NO_3^- + H_2O$
- 30) $I^- + NO_2^- \rightarrow I_2 + NO$ (solução ácida)
- 31) $MnO_4^- \rightarrow MnO_4^{2-} + O_2$ (solução alcalina)
- 32) $Cr_2O_7^{2-} + I^- + H^+ \rightarrow Cr_3^{+} + I_2 + H_2O$