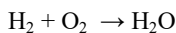


Equações Químicas

As **Equações químicas** são uma representação simbólica das reações químicas, onde as substâncias são representadas por **fórmulas químicas**, trazendo informações qualitativas e quantitativas de uma reação química. Em uma equação química, as substâncias que reagem são chamadas reagentes, as substâncias formadas são denominadas produtos.

Reagentes → Produtos
(1º membro) (2º membro)



A leitura da equação é feita da seguinte maneira: o gás hidrogênio reage com o gás oxigênio para formar a água.

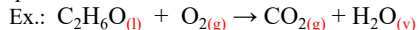
Escrita desse modo a equação química mostrou-nos o aspecto qualitativo da reação, ou seja, quais foram as substâncias que reagiram e que foram produzidas. Existem símbolos que podem ser acrescentados na equação que indicam outros aspectos qualitativos.

Símbolos empregados em equações químicas

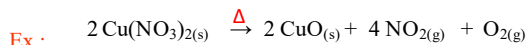
Indicação do estado físico das substâncias ou soluções participantes da reação:

gás = (g); vapor (v); líquido (l); moléculas ou íons em solução aquosa (aq); sólido (s); precipitado (ppt).

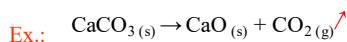
Essas informações frequentemente vem subscritas nas fórmulas químicas.



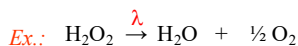
Indicação de que houve aquecimento: O símbolo Δ virá em cima da seta.



Desprendimento de gases: Haverá uma seta na diagonal voltada para o lado direito ao lado da substância gasosa.



Presença de luz para que a reação ocorra: O símbolo λ virá em cima da seta.



Reação reversível: É indicada por uma seta dupla, como as mostradas a seguir:



Fórmulas químicas: As fórmulas moleculares ou unitárias (no caso de compostos iônicos) indicam não só quais são os elementos que estão nas substâncias e que participam das reações, mas também a quantidade de átomos de cada elemento. Isso é mostrado pelo **índice**, ou seja, pelo número subscrito (fica no canto inferior direito do símbolo do elemento).

Ex.:

H_2O : há dois átomos de hidrogênio e um átomo de oxigênio;

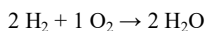
$\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$: há dois átomos de carbono, seis átomos de hidrogênio e um átomo de oxigênio;

$\text{Al}(\text{OH})_3$: há um átomo de alumínio, três átomos de oxigênio e três átomos de hidrogênio;

$\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_3$: há um átomo de cálcio, seis átomos de hidrogênio (2x3), três átomos de fósforo (1x3) e doze átomos de oxigênio (4x3).

Obs.: Quando o índice é igual a 1, ele não precisa ser escrito.

Coefficientes: números que aparecem escritos na frente da substância na reação. Veja um exemplo de equação química em que os coeficientes estão em destaque:



Os coeficientes mostram a proporção estequiométrica em que os reagentes reagem e a quantidade de produtos. Nesse caso, quer dizer que, para cada molécula de O_2 , são necessárias duas moléculas de H_2 para formar duas moléculas de água.

Quando o coeficiente é igual a 1, ele não precisa ser escrito.

Lei de Conservação das Massas

A Lei de Conservação das Massas ou Lei de Lavoisier enuncia que, em uma reação em sistema fechado, a massa total dos produtos é igual à dos reagentes. Isso quer dizer que, em uma equação química, o número total de átomos dos reagentes deve ser igual ao número total de átomos dos produtos. Quando essa condição é satisfeita, a **reação está balanceada**.

Balanceamento de equações químicas

O balanceamento de uma equação química é feito ajustando os coeficientes estequiométricos, que são os números na frente das fórmulas químicas, a fim de igualar o número de átomos de um mesmo elemento nos reagentes e produtos, lembrando de multiplicar o coeficiente pelo índice de cada elemento químico.

Resumo – Estequiometria

Estratégias para balancear uma equação:

<p>Método das Tentativas</p> <p>Para fazer o acerto dos coeficientes das reações químicas, utilizamos o método das tentativas, que consiste apenas em contar o número de átomos dos reagentes e dos produtos.</p> <p>Para facilitar, podemos começar acertando os metais. Em seguida os não-metais, depois oxigênio e por último o hidrogênio. Além de iniciar pelo composto mais complexo.</p> <p>Apesar de mais simples, pode se tornar a forma mais trabalhosa de balancear uma equação.</p>	<p>Método REDOX</p> <p>Baseia-se nas variações dos números de oxidação (NOX) dos átomos envolvidos de modo a igualar o número de elétrons cedidos com o número de elétrons ganhos. Se no final do balanceamento redox faltar compostos a serem balanceados, deve-se voltar para o método das tentativas e completar com os coeficientes restantes.</p> <p>Ex.: $\text{Fe}_3\text{O}_4 + \text{CO} \rightarrow \text{FeO} + \text{CO}_2$</p> <p>Passo 1: Identificar os átomos que sofrem uma reação REDOX e calcular as variações dos respectivos NOX.</p> <p>NOX: $\begin{array}{c} +8/3 \quad -2 \\ \text{Fe}_3\text{O}_4 \\ +8 \quad -8 \end{array} = 0$ $\begin{array}{c} +2 \quad -2 \\ \text{C O} \\ +2 \quad -2 \end{array} = 0$ \rightarrow $\begin{array}{c} +2 \quad -2 \\ \text{Fe O} \\ +2 \quad -2 \end{array} = 0$ $\begin{array}{c} +4 \quad -2 \\ \text{C O}_2 \\ +4 \quad -4 \end{array} = 0$</p> <p>NOX: $\begin{array}{c} +8/3 \quad -2 \\ \text{Fe}_3\text{O}_4 \\ \Delta\text{NOX} = 8/3 - 2 = 2/3 \end{array}$ $\begin{array}{c} +2 \quad -2 \\ \text{C O} \\ \Delta\text{NOX} = 2 - 4 = 2 \end{array}$ \rightarrow $\begin{array}{c} +2 \quad -2 \\ \text{Fe O} \\ \Delta\text{NOX} = 2 - 4 = 2 \end{array}$ $\begin{array}{c} +4 \quad -2 \\ \text{C O}_2 \\ \Delta\text{NOX} = 2 - 4 = 2 \end{array}$</p> <p>O ferro se reduz (o NOX diminui) e o carbono se oxida (o NOX aumenta).</p> <p>Passo 2: Multiplicar a variação de Nox pelo maior índice na equação, para encontrar o número de elétrons ganho ou perdido pelo elemento.</p> <p>Para o ferro: $2/3 \times 3 = 2e^-$ Para o carbono: $2 \times 1 = 2e^-$</p> <p>Passo 3: Multiplicar o número de elétrons obtidos no passo 2 para igualar o número de elétrons transferidos na reação. O número usado nessa operação deve ser usado como coeficiente estequiométrico da espécie.</p> <p>Para o ferro: $2e^- \times 1 = 2e^-$ Para o carbono: $2e^- \times 1 = 2e^-$</p> <p>Portanto, o coeficiente do Fe_3O_4 é igual a 1, e o coeficiente do CO é igual 1 também.</p> <p>$1\text{Fe}_3\text{O}_4 + 1\text{CO} \rightarrow \text{FeO} + \text{CO}_2$</p> <p>Passo 4: Acrescentar os coeficientes restantes, para completar o balanceamento, pode-se realizar o método de tentativas ou algébrico.</p> <p>$1\text{Fe}_3\text{O}_4 + 1\text{CO} \rightarrow 3\text{FeO} + 1\text{CO}_2$</p>																																	
<p>Método Algébrico</p> <p>Utiliza-se de um conjunto de equações, onde as variáveis são os coeficientes estequiométricos. Sendo que, essas equações podem ser solucionadas por substituição, escalonamento ou por matrizes (através de determinantes).</p> <p>Ex.: $\text{NH}_4\text{NO}_3 \rightarrow \text{N}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O}$</p> <p>Passo 1: Identificar os coeficientes.</p> <p>a $\text{NH}_4\text{NO}_3 \rightarrow$ b $\text{N}_2\text{O} +$ c H_2O</p> <p>Passo 2: Igualar o número de átomos de cada elemento, conforme a Lei de conservação das massas. Assim, deve-se multiplicar o índice de cada elemento da molécula pelo coeficiente estequiométrico identificado no passo 1.</p> <p>Para o nitrogênio: $2a = 2b$ (pois existem 2 átomos de N na molécula NH_4NO_3)</p> <p>Para o hidrogênio: $4a = 2c$ Para o oxigênio: $3a = b + c$</p> <p>Ou seja, o número de átomos de cada elemento deve ser igual no lado dos reagentes e no lado dos produtos.</p> <p>Passo 3: Resolver o sistema de equações</p> <p>Se $2a = 2b$, tem-se que a = b Se $4a = 2c$, tem-se que 2a = c</p> <p>Portanto, atribuindo-se o valor arbitrário 2 para o coeficiente a, tem-se:</p> <p>a = 2, b = 2, c = 4</p> <p>Frequentemente, os coeficientes devem ser os menores valores inteiros possíveis, portanto, dividimos todos por 2:</p> <p>a = 1, b = 1, c = 2</p> <p>Passo 4: Substituir os valores obtidos na equação original:</p> <p>$1\text{NH}_4\text{NO}_3 \rightarrow 1\text{N}_2\text{O} + 2\text{H}_2\text{O}$</p> <p>Ou simplesmente:</p> <p>$\text{NH}_4\text{NO}_3 \rightarrow \text{N}_2\text{O} + 2\text{H}_2\text{O}$</p>	<p>Número de oxidação (NOX): o NOX de um átomo é a carga que ele teria se suas ligações fossem completamente iônicas.</p> <table border="1"> <thead> <tr> <th>Espécie</th> <th>NOX</th> <th>Exemplo</th> </tr> </thead> <tbody> <tr> <td>Subst. elementar</td> <td>zero</td> <td>Fe, H_2</td> </tr> <tr> <td>Íon monoatômico</td> <td>carga íon</td> <td>$\text{Fe}^{2+}, \text{H}^+$</td> </tr> <tr> <td>1A</td> <td>+1</td> <td>NaCl</td> </tr> <tr> <td>2A</td> <td>+2</td> <td>CaCl_2</td> </tr> <tr> <td>3A</td> <td>+3</td> <td>AlCl_3</td> </tr> <tr> <td>7A</td> <td>-1</td> <td>HCl, NaCl</td> </tr> <tr> <td rowspan="3">Oxigênio</td> <td>-Esp. Oxigenada</td> <td>$\text{CO}_2; \text{C}_2\text{H}_6\text{O}$</td> </tr> <tr> <td>-Peróxido</td> <td>H_2O_2</td> </tr> <tr> <td>Super-óxido</td> <td>KO_2</td> </tr> <tr> <td rowspan="2">Hidrogênio</td> <td>-Esp. Hidrogenada</td> <td>CH_4</td> </tr> <tr> <td>-hidretos</td> <td>NaH</td> </tr> </tbody> </table>	Espécie	NOX	Exemplo	Subst. elementar	zero	Fe, H_2	Íon monoatômico	carga íon	$\text{Fe}^{2+}, \text{H}^+$	1A	+1	NaCl	2A	+2	CaCl_2	3A	+3	AlCl_3	7A	-1	HCl, NaCl	Oxigênio	-Esp. Oxigenada	$\text{CO}_2; \text{C}_2\text{H}_6\text{O}$	-Peróxido	H_2O_2	Super-óxido	KO_2	Hidrogênio	-Esp. Hidrogenada	CH_4	-hidretos	NaH
Espécie	NOX	Exemplo																																
Subst. elementar	zero	Fe, H_2																																
Íon monoatômico	carga íon	$\text{Fe}^{2+}, \text{H}^+$																																
1A	+1	NaCl																																
2A	+2	CaCl_2																																
3A	+3	AlCl_3																																
7A	-1	HCl, NaCl																																
Oxigênio	-Esp. Oxigenada	$\text{CO}_2; \text{C}_2\text{H}_6\text{O}$																																
	-Peróxido	H_2O_2																																
	Super-óxido	KO_2																																
Hidrogênio	-Esp. Hidrogenada	CH_4																																
	-hidretos	NaH																																
<p>Grandezas importantes</p> <p>Massa Molecular</p> <p>A massa molecular é a soma das massas atômicas (MA) (valor descrito na tabela periódica) para os átomos na fórmula, cuja unidade é <i>u.m.a</i> (unidades de massa atômica) ou simplesmente <i>u</i>.</p> <p>Ex.: H_2SO_4 $2x(\text{MA do Hidrogênio(H)}) + 1x(\text{MA do enxofre (S)}) + 4x(\text{MA do Oxigênio (O)}) = 2x(1,0 \text{ u}) + 1x(32,1 \text{ u}) + 4x(16,0 \text{ u}) = 98,1 \text{ u}$</p> <p>Mol</p> <p>O mol é a medida conveniente de quantidades químicas. 1 mol = $6,022 \times 10^{23}$ subunidades. Ex.: 1 mol de ^{12}C contém $6,022 \times 10^{23}$ átomos de carbono</p> <p>Massa molar</p> <p>A Massa molar é a massa em gramas de 1 mol de substância (unidades g/mol, g mol^{-1}). Ex.: A massa de 1 mol de ^{12}C contém 12 g</p>																																		

Resumo – Estequiometria

Cálculos Estequiométricos

Passo 1: Conferir o balanceamento da reação;

Passo 2: Identificar o problema;

Passo 3: Identificar a presença de reagente limitante;

Passo 4: Estruturar a regra de três referente ao problema.

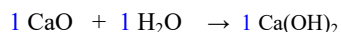
Reagente Limitante: Reagente em quantidade inferior a estequiometria da reação.

Rendimento Teórico: Mede a eficiência de uma reação. É medido com base na quantidade teórica de produto formado quando todo reagente limitante é consumido.

Ex.: Considere a reação de 7,00 g de óxido de cálcio (CaO) com 1,00g de água (H₂O) produzindo 3,00 g de hidróxido de cálcio (Ca(OH)₂). Qual espécie é o reagente limitante? Qual a massa máxima de Ca(OH)₂ pode ser produzida nessa reação? Qual o rendimento da reação?



Passo 1: Conferir o balanceamento da reação:



Passo 2: Identificar o problema:

Qual espécie é o reagente limitante? Qual a massa máxima de Ca(OH)₂ pode ser produzida nessa reação? Qual o rendimento da reação?

Passo 3: Identificar a presença de reagente limitante:

$$\begin{array}{ccc} 1 \text{ mol}_{(\text{CaO})} \times 56 \text{ g/mol} & \text{----} & 1 \text{ mol}_{(\text{H}_2\text{O})} \times 18 \text{ g/mol} \\ 7,00 \text{ g} & & m_{\text{H}_2\text{O}} \\ m_{\text{H}_2\text{O}} = 2,25 \text{ g} & & \end{array}$$

Como a massa teórica de H₂O é maior que a massa fornecida no problema, a **água atua como reagente limitante da reação**.

Passo 4: Estruturar a regra de três referente ao problema:

$$\begin{array}{ccc} 1 \text{ mol}_{(\text{H}_2\text{O})} \times 18 \text{ g/mol} & \text{----} & 1 \text{ mol}_{(\text{Ca(OH)}_2)} \times 74 \text{ g/mol} \\ 1,00 \text{ g} & & m_{\text{Ca(OH)}_2} \end{array}$$

m_{Ca(OH)₂} = 4,11 g é a massa máxima (ou teórica) obtida de Ca(OH)₂ na reação apresentada.

Rendimento:

$$\begin{array}{ccc} 4,11 \text{ g}_{(\text{Ca(OH)}_2)} & \text{----} & 100\% \\ 3,00 \text{ g} & & \text{Rendimento} \end{array}$$

Rendimento = 85,1%

Referência

Esse resumo baseia-se no material bibliográfico do seguinte livro: Brown, T.L.; Lemay, H.E.; Bursten, B.E. Química - A Ciência Central. Prentice Hall. 9ª Ed. 2005.