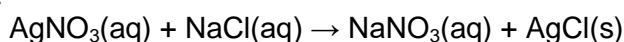


## ESTEQUIOMETRIA

- Toda reação química obedece uma estequiometria.
- Isso quer dizer que há uma proporção entre os reagentes e produtos.
- Exemplo: Na reação  $3 \text{H}_2(\text{g}) + \text{N}_2(\text{g}) \rightarrow 2 \text{NH}_3(\text{g})$  está descrita a formação de amônia.
- Nesta reação, 3 mol de gás hidrogênio reagem com 1 mol de gás nitrogênio para formar 2 mol de amônia.
- Se pudéssemos ver isso acontecendo em nível molecular, poderíamos dizer que 3 moléculas de gás hidrogênio reagem com 1 molécula de gás nitrogênio para formar 2 moléculas de amônia.
- Lembre-se: 1 mol =  $6,02 \cdot 10^{23}$  (assim como 1 dúzia=12 e 1 cento = 100). Então, 1 mol de moléculas =  $6,02 \cdot 10^{23}$  moléculas.
- Só que esta relação é a proporção estequiométrica que temos quando balanceamos a reação química.
- Quando vamos fazer a reação, temos valores de massa ou volume que reagem e massa ou volume de produtos.
- Esses valores de massa ou volume tem que ser transformados em mol, para podermos estabelecer uma relação.
- Imaginemos, então a reação abaixo:



- Sabendo que ela está balanceada, vemos que a proporção entre reagentes é 1:1, isto é, 1 mol de moléculas de  $\text{AgNO}_3$  reage com 1 mol de moléculas de  $\text{NaCl}$ .
- E os produtos? Para cada reação de 1 mol de  $\text{AgNO}_3$  com 1 mol de  $\text{NaCl}$ , forma-se 1 mol de  $\text{NaNO}_3$  e 1 mol de  $\text{AgCl}$ .
- Ótimo, então já sabemos as proporções teóricas.
- Mas, quando formos fazer a reação, teremos as massas dos reagentes. Como transformar para quantidade de matéria (mol)?
- Devemos usar a relação com a massa molar:
- A massa molar do  $\text{AgNO}_3$  é 169,87 g/mol. Isto significa que 1 mol de  $\text{AgNO}_3$  pesa 169,87 g. Ou então, podemos dizer que 169, 87 g contém 1 mol de moléculas de  $\text{AgNO}_3$ .
- Assim, podemos saber quantos mol temos em uma determinada massa:

$$1 \text{ mol} \text{ ----- } 169, 87 \text{ g}$$

$$x \text{ ----- (massa utilizada)}$$

- Assim, sabemos quantos mol de  $\text{AgNO}_3$  foram utilizados na reação.
- Sabendo isso, podemos calcular o número de mol de todos os reagentes.
- Provavelmente, cada um terá um número de mol diferente, afinal é muito difícil pesarmos as massas que coincidam com as quantidades do número de mol exato.
- Então, sabendo o número de mol, precisamos ver quem é o reagente LIMITANTE, isto é, quem vai determinar/limitar a quantidade de produto que será formado.
- Considere a tabela abaixo, supondo que temos alguns dados experimentais:

	$\text{AgNO}_3(\text{aq})$	$\text{NaCl}(\text{aq})$	$\rightarrow$	$\text{AgCl}(\text{s})$	$\text{NaNO}_3(\text{aq})$
Massa utilizada <sup>1</sup>	1,00 g	0, 68 g	$\rightarrow$		
Massa molar <sup>2</sup>	$169 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$	$58,5 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$	$\rightarrow$		
Número de mol <sup>3</sup>	$5,89 \cdot 10^{-3}$	$1,16 \cdot 10^{-2}$	$\rightarrow$		

<sup>1</sup> Massa usada para realizar o experimento.

<sup>2</sup> Dado obtido através das massas atômicas (Tabela Periódica).

<sup>3</sup> Calculado pela massa molar das moléculas.

- Observe que cada reagente está presente em uma determinada quantidade de matéria (número de mols).
- Perceba: temos  $5,89 \cdot 10^{-3}$  mols de  $\text{AgNO}_3$  e  $1,16 \cdot 10^{-2}$  mols de  $\text{NaCl}$ .
- A proporção estequiométrica, dada pela reação é 1:1, isto é, 1 mol de  $\text{AgNO}_3$  reage com  $\text{NaCl}$ .
- IMPORTANTE: Veja sempre o balanceamento da reação.
- Qual deles nós temos em menor quantidade? O  $\text{AgNO}_3$  ( $5,89 \cdot 10^{-3}$  mols).
- Então, este é o reagente LIMITANTE.
- Consequentemente, o outro está em EXCESSO.
- O reagente LIMITANTE é quem vai comandar a reação, isto é, vai determinar quando de cada produto será formado.
- Como todos os produtos são formados, também, na proporção 1:1 em relação ao reagente limitante, serão formados  $5,89 \cdot 10^{-3}$  mols de cada um.

	$\text{AgNO}_3$ (aq)	$\text{NaCl}$ (aq)	→	$\text{AgCl}$ (s)	$\text{NaNO}_3$ (aq)
Massa utilizada	1,00 g	0,68 g	→		
Massa molar	$169 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$	$58,5 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$	→		
Número de mol	$5,89 \cdot 10^{-3}$	$1,16 \cdot 10^{-2}$	→	$5,89 \cdot 10^{-3}$	$5,89 \cdot 10^{-3}$

- Sabendo o número de mols, podemos calcular a massa de cada reagente que será formado.
- Esse cálculo é feito através da massa molar de cada produto.

	$\text{AgNO}_3$ (aq)	$\text{NaCl}$ (aq)	→	$\text{AgCl}$ (s)	$\text{NaNO}_3$ (aq)
Massa utilizada	1,00 g	0,68 g	→	0,84 g	0,50 g
Massa molar	$169 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$	$58,5 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$	→	$143 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$	$85,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$
Número de mol	$5,89 \cdot 10^{-3}$	$1,16 \cdot 10^{-2}$	→	$5,89 \cdot 10^{-3}$	$5,89 \cdot 10^{-3}$

- Sabendo a massa que deveria ser formada, podemos calcular o rendimento da reação.
- Podemos calcular, também, quanto de reagente está em excesso, fazendo a diferença com o reagente limitante.