

**Estequiometria** é a ferramenta que permite prevê a quantidade de produtos formados e reagentes consumidos. Permite calcular rendimento, grau de pureza, verificar excessos e reagentes limitantes.

*Conceitos básicos:*

**Mol:** quantidade de objetos (átomos) igual ao número de átomos existente em 12 g de C<sub>12</sub>.

↳ Constante de Avogadro:  $6,0221 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$ .

**Massa molar:** soma das massas atômicas de cada átomo do composto.

*Relação matemática básica:*

$$\text{Número de mol: } n = \frac{m(g)}{M(g\text{mol}^{-1})}$$

6 Regras que auxiliam o cálculo estequiométrico:

1ª regra: Caso a equação química não tenha sido fornecida é necessário escrevê-la corretamente;

2ª regra: As reações devem ser balanceadas corretamente (a quantidade de átomos de um elemento deve ser igual tanto nos reagentes quanto nos produtos);

3ª regra: Caso o problema envolva pureza de reagentes, trabalhe somente com a parte pura que efetivamente irá reagir;

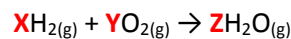
4ª regra: Verificar se há reagente em excesso ou limitante e realizar as correções necessárias (trabalhar somente com a parte que irá reagir).

5ª regra: Relacionar (por meio de uma regra de três) os dados e a pergunta do problema, escrevendo corretamente as informações em massa, volume, mols, moléculas, átomos etc.

6ª regra: Se o problema citar o rendimento da reação, devemos proceder à correção dos valores obtidos.

### Exemplo

1) Qual a proporção entre gás hidrogênio e oxigênio para formar 1 mol de água?



As letras **X**, **Y** e **Z** representam os coeficientes estequiométricos. É fácil notar que a quantidade de átomos de oxigênio é diferente nos reagentes e nos produtos. Isso não pode acontecer por que

*“na natureza nada se cria nada se perde tudo se transforma”*

Como o problema pede 1 mol de água então é fácil deduzir que **Z** = 1, então a quantidade de átomos de hidrogênio está certa (2 átomos nos reagentes e 2 átomos nos produtos), então **X** = 1. Qual número multiplicado por 2 é igual a 1?

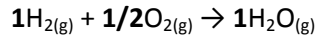
$$\text{Dica: } \frac{1}{2} \times 2 = 1$$

Logo a reação balanceada é:  $1\text{H}_{2(g)} + 1/2\text{O}_{2(g)} \rightarrow 1\text{H}_2\text{O}_{(g)}$

2) Qual a quantidade em gramas de água quando se reage 30 g de H<sub>2</sub> e 25 g de O<sub>2</sub>? Caso

exista, indique qual reagente está em excesso e qual é o limitante.

No exemplo anterior foi feito o balanceamento dessa reação:



*Dica: prefira trabalhar sempre com a quantidade de mol (n)*

Transformando 30 g de H<sub>2</sub> e 25 g de O<sub>2</sub> em número de mols tem-se:

Para o H <sub>2</sub>		Para o O <sub>2</sub>	
1 mol de H <sub>2</sub> —	2 g	1 mol de O <sub>2</sub> —	32 g
X —	30 g	Y —	25 g
X = 15 mols de H <sub>2</sub>		Y = 0,78 mols de O <sub>2</sub>	

Pela reação balanceada tem-se que 1 mol de hidrogênio reage com ½ mol de oxigênio. Calculando a quantidade de mols de cada um vê-se facilmente que o gás **hidrogênio** está em **excesso** e o **oxigênio** é o reagente limitante. Para evitar situações duvidosas e trabalhosas indico trabalhar sempre com o reagente **limitante**. Com isso temos:

Trabalhando com o O <sub>2</sub>	Água	É possível relacionar as quantidades por causa da Lei das proporções definidas
1 mol de O <sub>2</sub> —	1 mol de H <sub>2</sub> O	
0,78 mols de O <sub>2</sub> —	Z	
Z = 1,56 mols de H <sub>2</sub> O		

Como resultado final transforma-se a quantidade em mol de água em gramas pela relação:

$$n = \frac{m(g)}{M(gmol^{-1})} \therefore 1,56 mol = \frac{m(g)}{18(gmol^{-1})} \therefore m = 28,08 g \text{ de água}$$

3) Qual o volume que o vapor de água produzido na questão 2 ocupa?

*Dica: 1 mol de um gás ideal nas CNTP ocupam 22,04 L*

Então 28,08 g de água equivalem a 1,56 mols. Calculando a regra de três temos que o vapor de água produzido ocupa um volume igual a 34,38 L.