



COTIL

Colégio Técnico de Limeira

CÁLCULO ESTEQUIOMÉTRICO

Professor: Manoel Lima
Disciplina: Química

manolima@unicamp.br





Estequiometria

Estequiometria é o campo de estudo que examina as quantidades das substâncias produzidas e consumidas em uma reação química.

Massas atômicas

Fórmulas químicas

Lei de conservação de massas



Produção de medicamentos



Preparação de alimentos



Produção de energia

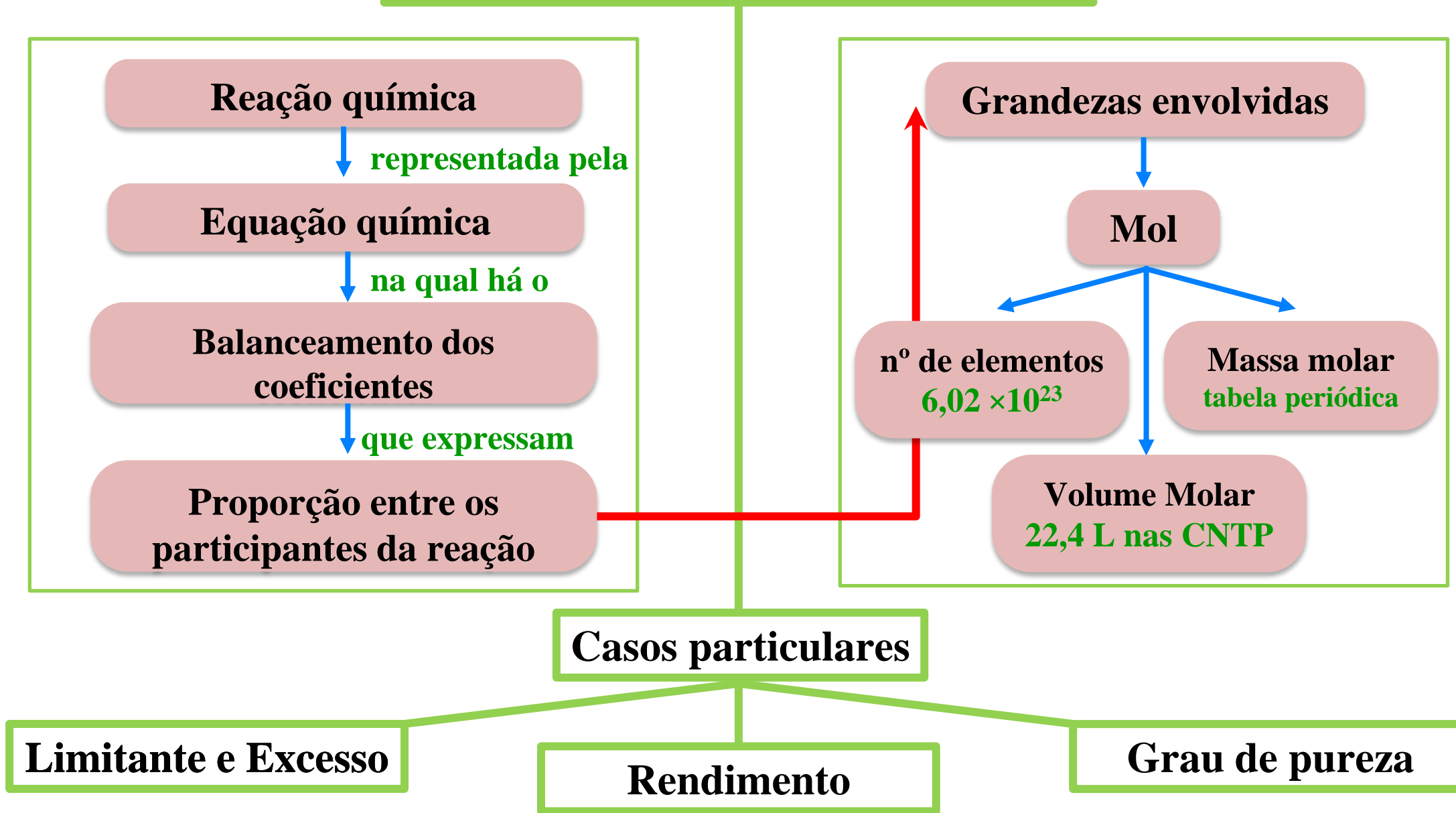


Produção de materiais de construção



Princípio Básico da Estequiometria

CÁLCULO ESTEQUIOMÉTRICO





Grandezas

Mol é a unidade de contagem para número de átomos, íons ou moléculas em uma amostra. UM mol contém exatamente **$6,02214076 \times 10^{23}$** (arredondando $6,02 \times 10^{23}$) entidades elementares.

Constante de Avogadro ou Número de Avogadro

RELAÇÃO MOL/MASSA

Um mol de um átomo ou molécula apresenta massa correspondente a sua **massa atômica** ou **massa molecular** expressa em g/mol (**massa molar**)



Grandezas

RELAÇÃO MOL/MASSA



Mercúrio (Hg)
1 mol
201 u
201 g
 $6,02 \cdot 10^{23}$ átomos



Açúcar (C₁₂H₂₂O₁₁)

1 mol
342 u
342 g

$6,02 \cdot 10^{23}$ moléculas



Água (H₂O)

1 mol
18 u
18 g

$6,02 \cdot 10^{23}$ moléculas

ELEMENTOS	Massa da amostra (g)	Nº de átomos
Alumínio	26,98	$6,02 \times 10^{23}$
Ouro	196,97	$6,02 \times 10^{23}$
Ferro	55,85	$6,02 \times 10^{23}$
Enxofre	32,05	$6,02 \times 10^{23}$
Boro	10,81	$6,02 \times 10^{23}$

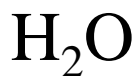


Grandezas

MASSA MOLAR

A **massa molar** de qualquer substância é a *massa (em gramas) de 1 mol de substância*, e essa massa é obtida pela soma das massas dos átomos do componente.

EXEMPLOS



2 mol H + 1 mol O

$$(2 \times 1,0 \text{ g}) + 16,0 \text{ g} \\ = 18 \text{ g/mol}$$



1 mol Ca + 1 mol C + 3 mol O

$$40,1 \text{ g} + 12,0 \text{ g} + (3 \times 16,0 \text{ g}) \\ = 100,0 \text{ g/mol}$$



2 mol C + 6 mol H + 1 mol O

$$(2 \times 12,0 \text{ g}) + (6 \times 1,0 \text{ g}) + 16,0 \text{ g} \\ = 46,0 \text{ g/mol}$$



Grandezas

RELAÇÃO MOL/VOLUME (VOLUME MOLAR)

O volume de um mol de átomos ou moléculas depende **do estado físico** da substância.

Para líquidos e sólidos:

$$d = \frac{m}{v}$$

Sabendo que a densidade do ferro é $7,874 \text{ g/cm}^3$ a 25 °C , indique qual o volume de $2,5 \text{ mol}$ deste composto.

Para gases:

$$PV = n R T$$

O volume costuma ser **independente** da natureza do gás (gás ideal) e nas CNTPs usamos o seguinte valor: **$22,4 \text{ L}$** que corresponde a **$6,02 \times 10^{23}$** entidades elementares.



Estequiometria

A predição das massas de substâncias ou volumes de soluções envolvidos nas reações químicas é um dos procedimentos quantitativos mais fundamentais na química.

Reação química

representada pela

Equação química

na qual há o

Balanceamento dos coeficientes

que expressam

Proporção entre os
participantes da reação

Exemplo

Os ingredientes necessários para preparar um bolo de 1 kg são: 480 gramas de farinha de trigo; 400 gramas de açúcar; 225 gramas de manteiga; 4 ovos; 240 mililitros de leite e 10 gramas de fermento em pó.

Reação química

Trigo + açúcar + manteiga + ovos + leite + fermento \longrightarrow BOLO

Proporção entre os participantes da reação

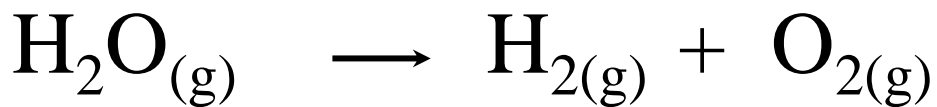
480g + 400 g + 225 g + 4 unidades + 240 mL + 10 g \longrightarrow 1000 g



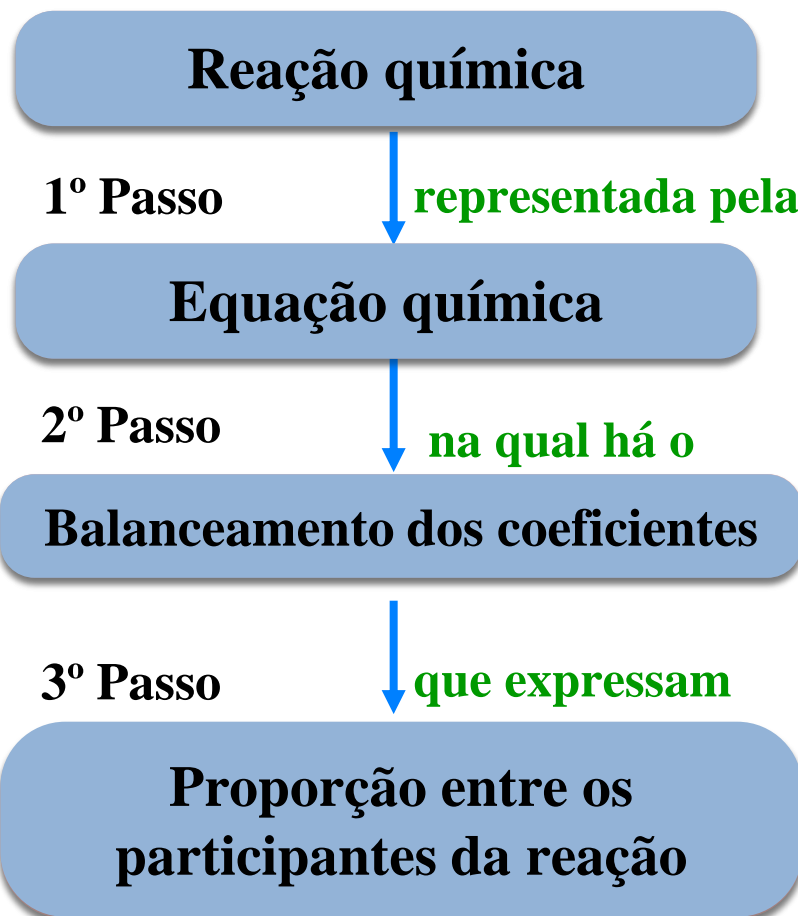
Exemplo

Qual a quantidade de matéria de O_2 será produzida pela decomposição de 5,8 mol de água?

Qual é a reação química envolvida?



Como fica essa reação após o balanceamento?



(Dados: massas molares: $H_2 = 2 \text{ g mol}^{-1}$, $O_2 = 32 \text{ g mol}^{-1}$, $H_2O = 18 \text{ g mol}^{-1}$)



Reconhecendo as reações químicas

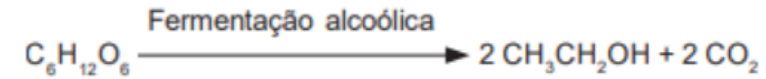
EXEMPLO 1: Existem diferentes processos de obtenção do ácido sulfúrico, entre eles pela **reação de hidratação** do trióxido de enxofre. Qual a massa de ácido sulfúrico (H_2SO_4), em gramas, que pode ser obtida a partir de 16 gramas de trióxido de enxofre (SO_3)? Dados: $\text{H} = 1 \text{ g mol}^{-1}$; $\text{O} = 16 \text{ g mol}^{-1}$; $\text{S} = 32 \text{ g mol}^{-1}$.

EXEMPLO 2: A **reação de combustão completa** do etanol ($\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$) tem como produtos CO_2 e H_2O . Qual a massa de CO_2 , em gramas, que pode ser obtida a partir da combustão de 230 gramas de etanol puro? Dados: $\text{H} = 1 \text{ g mol}^{-1}$; $\text{C} = 12 \text{ g mol}^{-1}$; $\text{O} = 16 \text{ g mol}^{-1}$.

EXEMPLO 3: Suponha que 200 g de uma panela de alumínio tenha sido **oxidado**. Se assumirmos que toda a oxidação ocorreu na forma de óxido de alumínio (Al_2O_3), qual a quantidade de óxido formado? Dados: $\text{Al} = 27 \text{ g mol}^{-1}$; $\text{O} = 16 \text{ g mol}^{-1}$.

EXEMPLO 4: Qual a massa de NaOH necessária para **neutralizar** totalmente 200 mL de uma solução $0,01 \text{ mol L}^{-1}$ de H_2SO_4 ? Dados: $\text{H} = 1 \text{ g mol}^{-1}$; $\text{O} = 16 \text{ g mol}^{-1}$; $\text{Na} = 23 \text{ g mol}^{-1}$; $\text{S} = 32 \text{ g mol}^{-1}$.

A obtenção de etanol utilizando a cana-de-açúcar envolve a fermentação dos monossacarídeos formadores da sacarose contida no melaço. Um desses formadores é a glicose ($C_6H_{12}O_6$), cuja fermentação produz cerca de 50 g de etanol a partir de 100 g de glicose, conforme a equação química descrita.

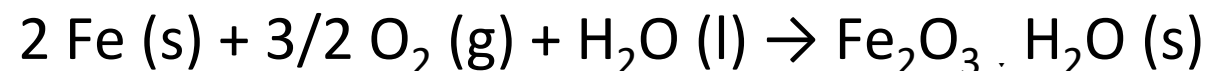


Em uma condição específica de fermentação, obtém-se 80% de conversão em etanol que, após sua purificação, apresenta densidade igual a 0,80 g/mL. O melaço utilizado apresentou 50 kg de monossacarídeos na forma de glicose.

O volume de etanol, em litro, obtido nesse processo é mais próximo de

- ☐ A 16.
- ☐ B 20.
- ☐ C 25.
- ☐ D 64.
- ☐ E 100.

Um marceneiro esqueceu um pacote de pregos ao relento, expostos à umidade do ar e à chuva. Com isso, os pregos de ferro, que tinham a massa de 5,6 g cada, acabaram cobertos por uma camada espessa de ferrugem ($\text{Fe}_2\text{O}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$), uma substância marrom insolúvel, produto da oxidação do ferro metálico, que ocorre segundo a equação química:



Considere as massas molares (g/mol): H = 1; O = 16; Fe = 56.

Qual foi a massa de ferrugem produzida ao se oxidar a metade (50%) de um prego?

- A - 4,45 g
- B - 8,90 g
- C - 17,80 g
- D - 72,00 g
- E - 144,00 g





Balanceamento de reações químicas

Métodos de balanceamento

Tentativa

Algébrico

Oxirredução - (Redox)

Sequência:

Metais

Ametais

Carbono

Hidrogênio

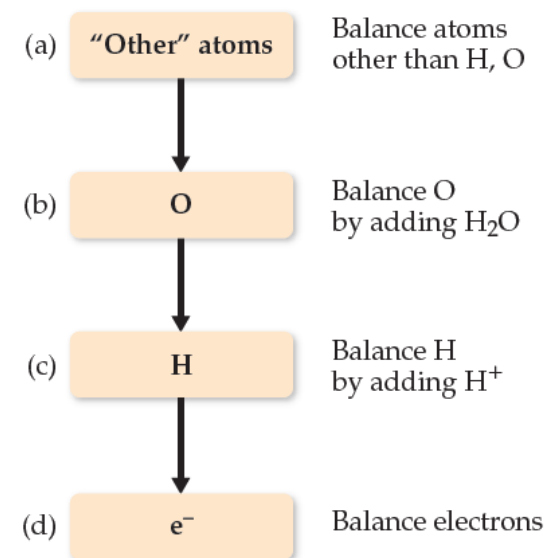
Oxigênio

Incógnitas

Equação matemática

Encontre a incógnitas

É baseada na Lei da conservação das massas, também chamada de Lei de Lavoisier, que afirma: “Em uma reação química feita em recipiente fechado, a soma das massas dos reagentes é igual à soma das massas dos produtos.”



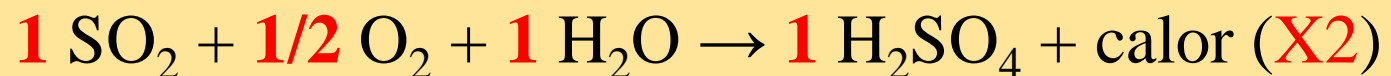
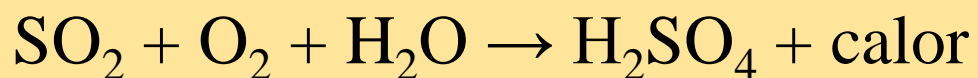


Balanceamento de reações químicas

Método Algébrico

Siga as etapas:

- 1º Coloque incógnitas como coeficientes;
- 2º Multiplique as incógnitas pelos coeficientes;
- 3º Monte uma equação matemática;
- 4º Resolva o sistema e ache os valores das incógnitas.



$$\mathbf{S} \rightarrow \mathbf{a} = \mathbf{d} \rightarrow \mathbf{a} = 1 / \mathbf{d} = 1$$

$$\mathbf{O} \rightarrow \mathbf{2a} + \mathbf{2b} + \mathbf{c} = \mathbf{4d} \rightarrow$$

$$2 + 2b + 1 = 4 \rightarrow 3 + 2b = 4$$

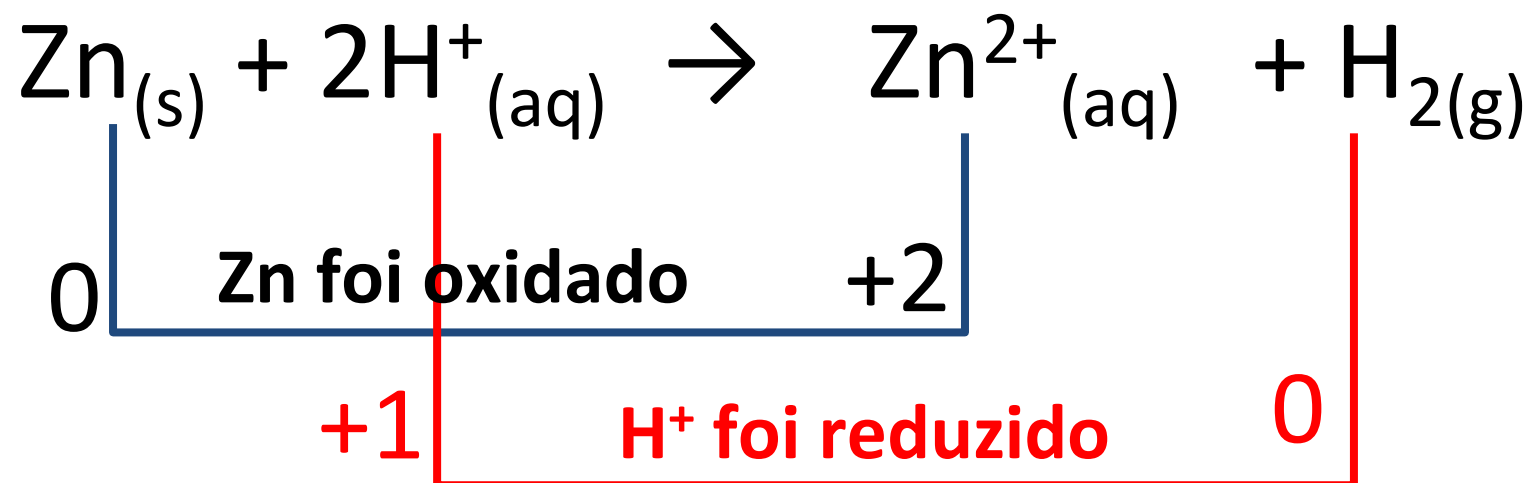
$$2b = 4 - 3 \rightarrow 2b = 1 \rightarrow b = 1/2$$

$$\mathbf{H} \rightarrow \mathbf{2c} = \mathbf{2d} \rightarrow \mathbf{c} = 1$$



Balanceamento de reações químicas

Oxirredução - (Redox)



Os elétrons foram transferidos do zinco para os íons hidrogênio.

→ Zn foi oxidado, portanto ele é o agente redutor

→ H⁺ foi reduzido, portanto ele é o agente oxidado



Balanceamento de reações químicas

Oxirredução - (Redox)

Exemplos:

Foi feito um no quadro;

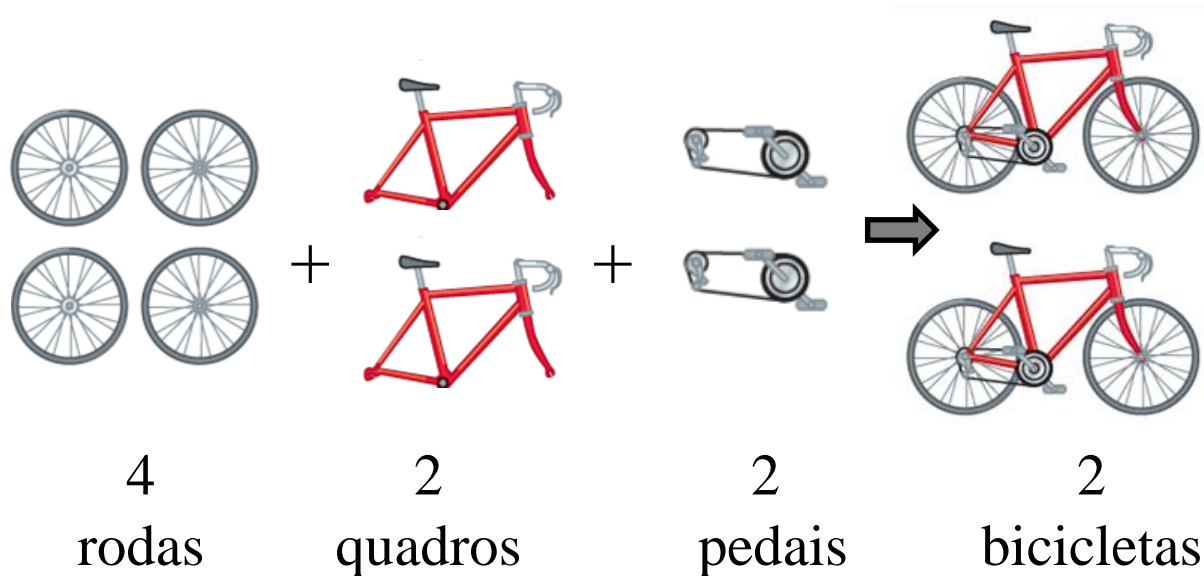
Um em vídeo, disponível no moodle;

Um na lista de exercícios (lista 2).

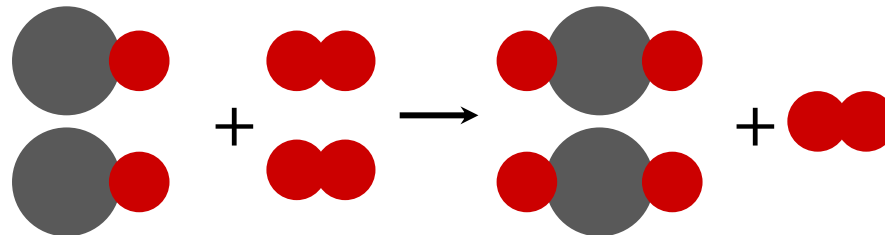
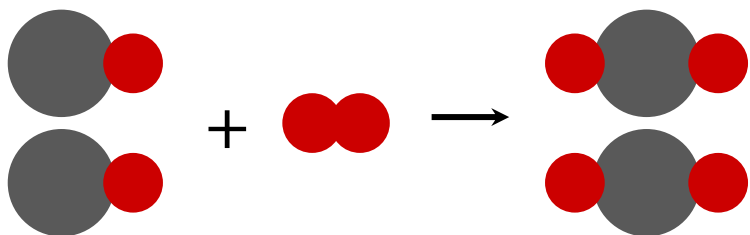
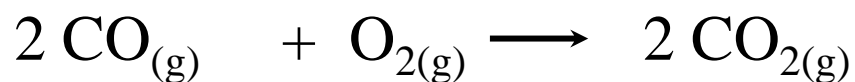
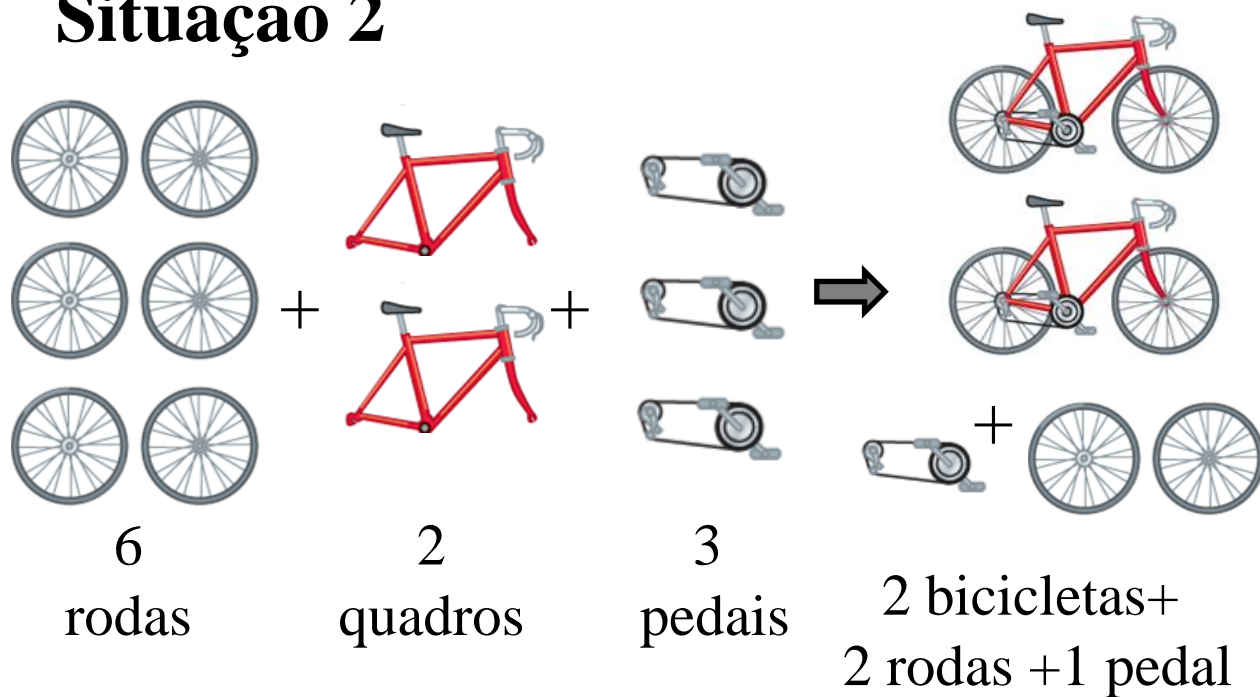


Reagente em excesso e reagente limitante

Situação 1



Situação 2





Reagente em excesso e reagente limitante

Denomina-se **reagente limitante** o reagente consumido totalmente em uma reação química. Após o consumo do reagente limitante não se pode formar mais produto na reação, ou seja, a reação termina.

Denomina-se **reagente em excesso** o reagente presente numa quantidade superior à necessária para reagir com a quantidade presente do reagente limitante.



Como saber se um reagente está em excesso ou não?

Reação química

↓ representada pela

Equação química

↓ na qual há o

Balanceamento dos coeficientes

↓ que expressam

**Proporção entre os
participantes da reação**

↓ que permite
perceber se há

Excesso de reagente

1) considerar um dos reagentes como limitante e determinar quanto de produto seria formado;

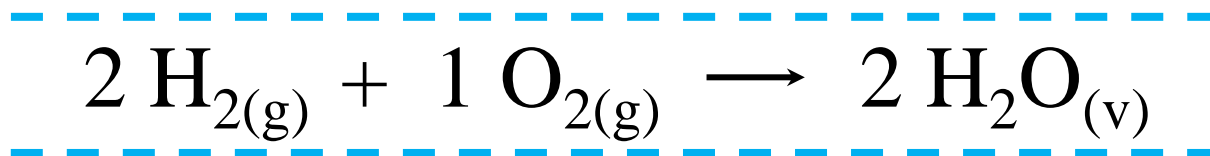
2) repetir o procedimento para o outro reagente;

3) a menor quantidade de produto encontrada corresponderá ao reagente limitante e indicará a quantidade de produto formado.



Exemplo

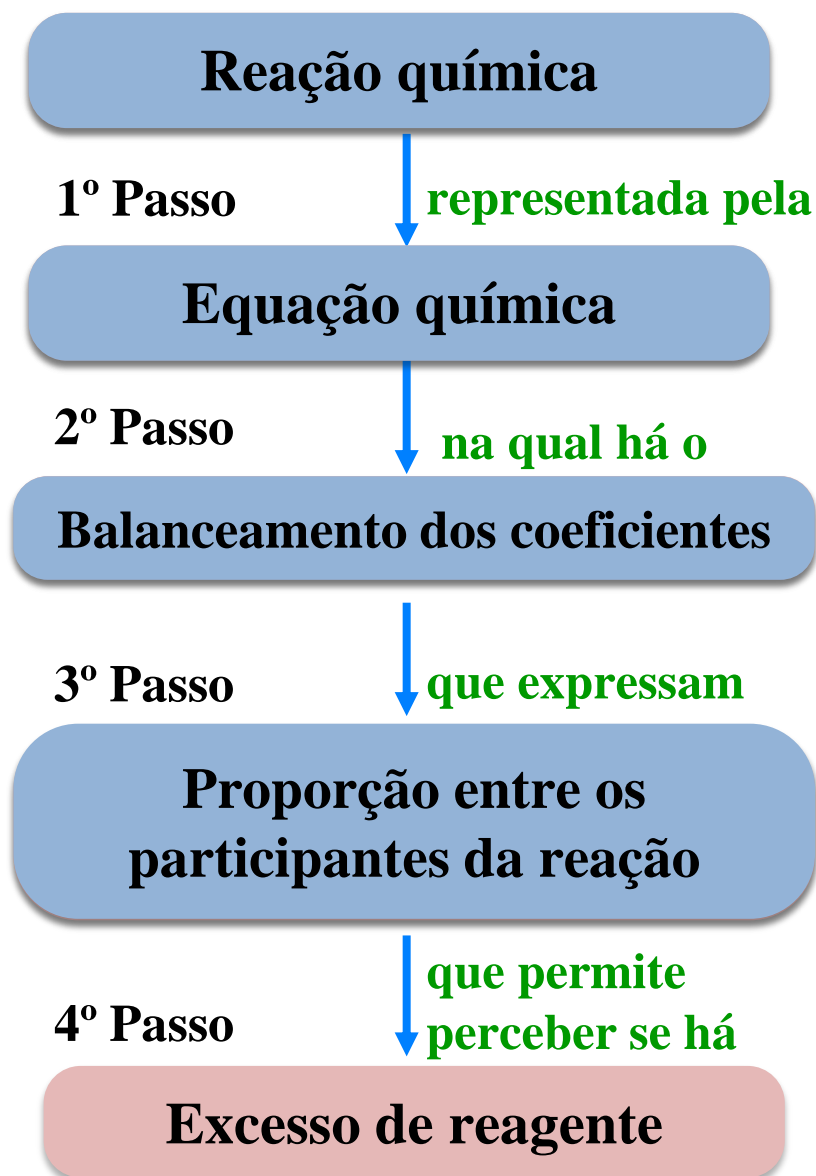
Foram misturados **40 g de hidrogênio (H₂)** com **40 g de oxigênio (O₂)**, com a finalidade de produzir água, segundo a equação:



Determine:

- a) o reagente limitante;
- b) a massa do produto formado;
- c) a massa do reagente em excesso.

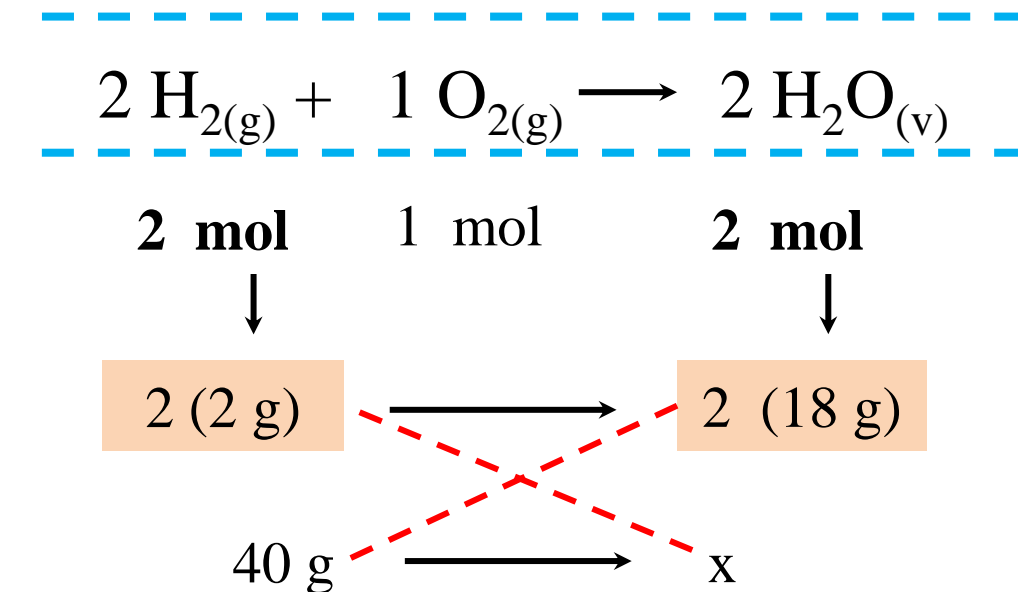
(Dados: massas molares: H₂ = 2 g mol⁻¹, O₂ = 32 g mol⁻¹, H₂O = 18 g mol⁻¹)





Resolução do exemplo

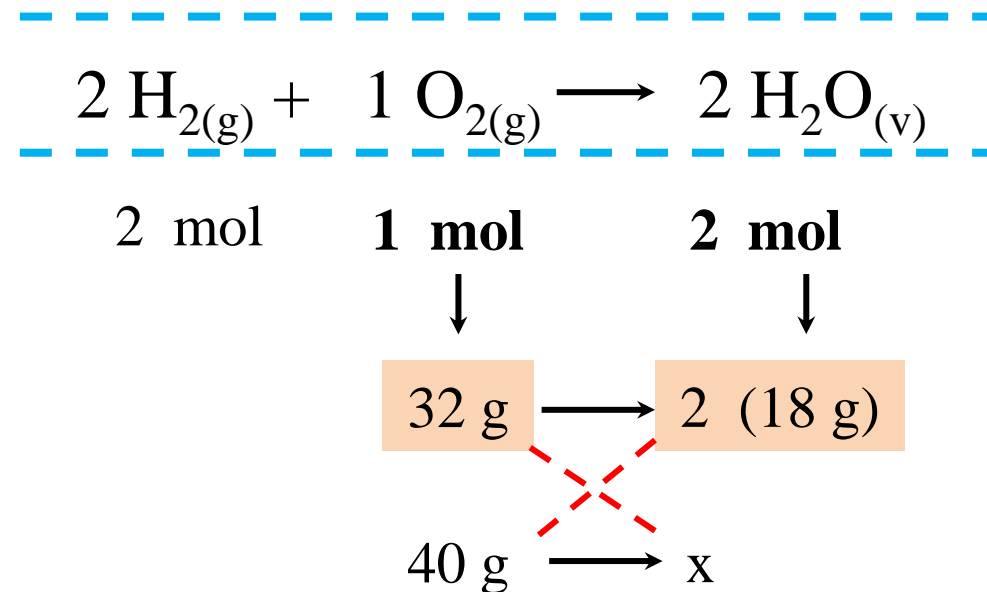
Primeiramente, o $\text{H}_{2(g)}$ será considerado o reagente limitante da reação;



então:

$$x = \frac{40 \text{ g} \cdot 2 \cdot 18 \text{ g}}{2 \cdot 2 \text{ g}} = 360 \text{ g de H}_2\text{O}_{(v)}$$

Em seguida, o $\text{O}_{2(g)}$ será considerado o reagente limitante da reação;



então:

$$x = \frac{40 \text{ g} \cdot 2 \cdot 18 \text{ g}}{32 \text{ g}} = 45 \text{ g de H}_2\text{O}_{(v)}$$

$\text{O}_{2(g)}$ reagente limitante

Qual a menor quantidade de H_2O produzida?



Resolução do exemplo

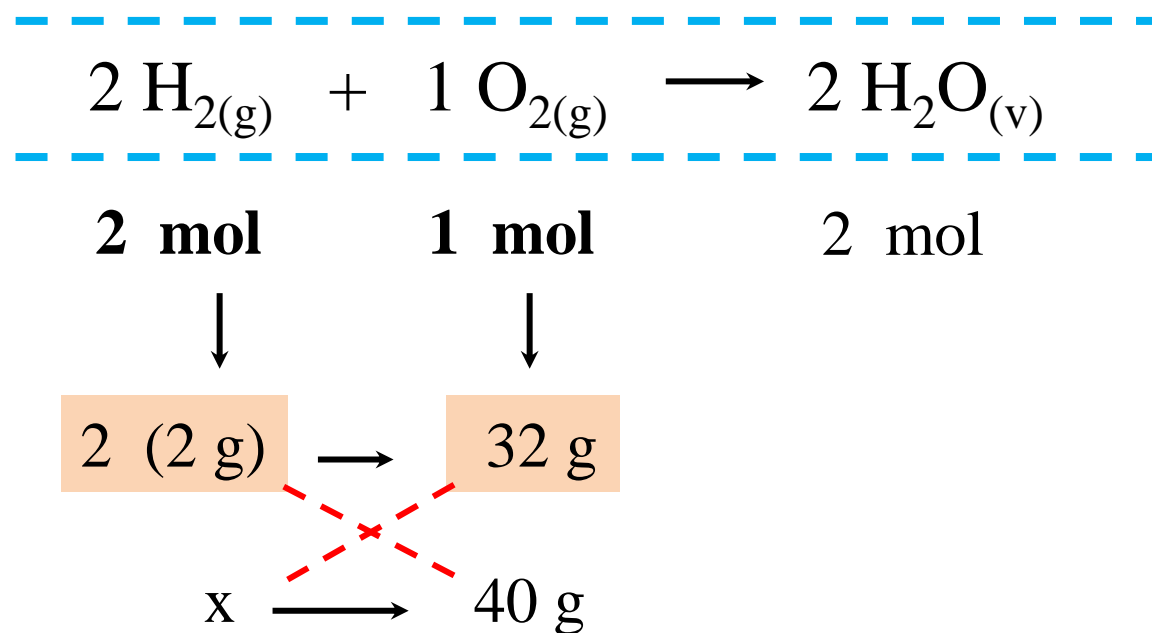
Assim, temos:

a) o reagente limitante: **$O_{2(g)}$** ;

b) a massa de $H_2O_{(v)}$: **45 g**;

c) a massa de $H_{2(g)}$ em excesso:

Finalmente, vamos calcular a massa de $H_{2(g)}$ que será consumida e também calcular o excesso deste gás:



então:

$$x = \frac{40 \text{ g} \cdot 2 \cdot 2 \text{ g}}{32 \text{ g}} = 5 \text{ g de } H_{2(g)}$$

Excesso de **$H_{2(g)}$** = $40\text{g} - 5\text{g} = \mathbf{35 \text{ g}}$.



Pureza

Não existe reagente 100% puro!

Os químicos dizem que um reagente é 100% puro, quando esse número está próximo ou maior que 99% de pureza.

Em geral, os reagentes apresentam o grau de pureza no rótulo dos frascos.

Grau de impureza = 100% – grau de pureza



Pureza

**A queima completa de etanol gera gás carbônico e água.
Ao queimar 500 mL de etanol com 90% de pureza, qual a
massa de água e volume de CO_2 gerado (CNTP).**

Dados: densidade do etanol 90%: 0,85 g/mL





Pureza

(UFRGS-RS) O gás hilariante, $\text{N}_2\text{O}(\text{g})$, pode ser obtido pela decomposição térmica do nitrato de amônio, $\text{NH}_4\text{NO}_3(\text{s})$, conforme mostra a reação a seguir:



Se de 4,0 g do $\text{NH}_4\text{NO}_{3(\text{s})}$ obtivemos 2,0 g de gás hilariante, podemos prever que a pureza do sal é de ordem:





Pureza

(Osec-SP) A massa de 28 g de ferro impuro, atacada por ácido clorídrico em excesso, produziu 8,96 litros de hidrogênio, nas CNTP. Sendo as massas atômicas $\text{Fe} = 56$, $\text{H} = 1$ e $\text{Cl} = 35,5$, pode-se dizer que o teor de ferro no material atacado era de:





Rendimento

É uma medida da **eficiência de uma reação química**.
Ele expressa a **quantidade** de produto **obtido** em relação à **quantidade** teoricamente **esperada**, com base nas proporções estequiométricas dos reagentes.

$$\text{Rendimento (\%)} = \frac{\text{Quantidade real de produto}}{\text{Quantidade teórica de produto}} \times 100$$

Motivos

ambiente reacional inadequado

reações secundárias

evaporação

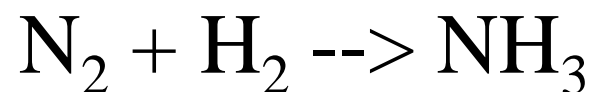
pureza dos reagentes



Rendimento

Giraldys, ao produzir amônia, misturou 56 gramas de nitrogênio e 15000 miligramas de hidrogênio, dando um produto com massa de 51 g. Qual o rendimento da reação do analista?

... considere a reação abaixo:



resposta: 75% de rendimento