

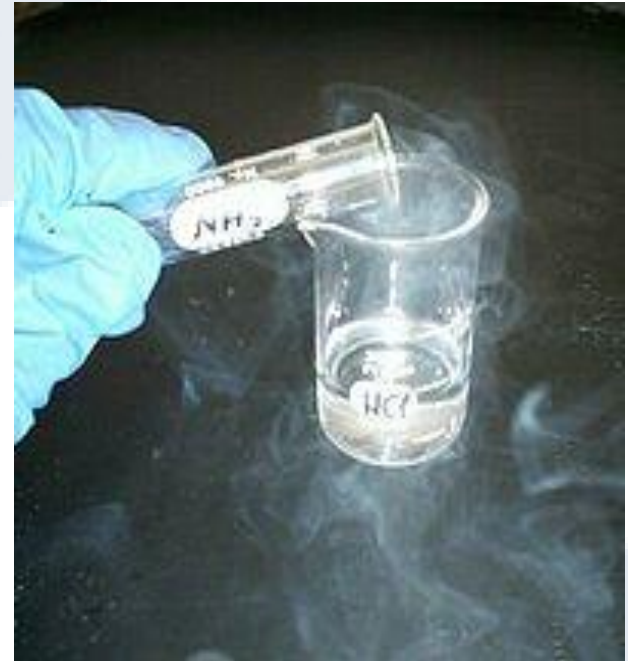
# ESTEQUIOMETRIA



# REAÇÕES QUÍMICAS

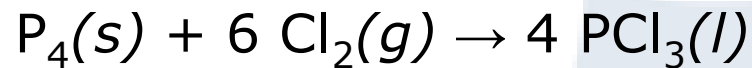
*Conversão de substâncias simples ou compostos em diferentes substâncias simples ou compostos*

*Fumaça branca de  $\text{NH}_4\text{Cl}$  resultante da reação química entre  $\text{NH}_3$  e  $\text{HCl}$*



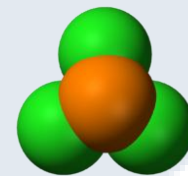
## *Equações Químicas*

Usadas para representar as mudanças químicas e estudos quantitativos



*Reagentes*

*Produtos*

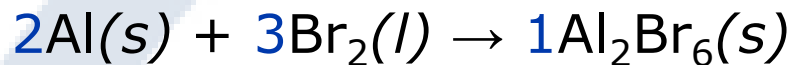


*Antoine Lavoisier (séc. XVIII) ⇒*

Lei de Conservação das Massas:

***A matéria não pode ser criada ou destruída***

Relação entre as quantias de reagentes e produtos ⇒ *Estequiometria*



*Coefficientes Estequiométricos*



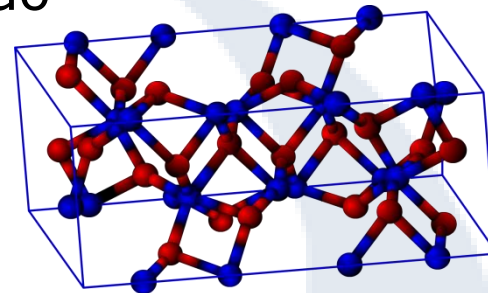
*Lavoisier*

# BALANCEAMENTO DE EQUAÇÕES QUÍMICAS

Informação quantitativa sobre os átomos envolvidos na reação

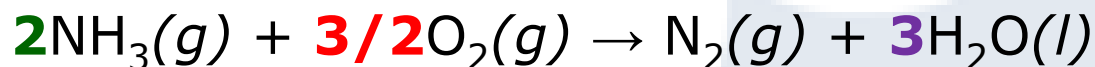
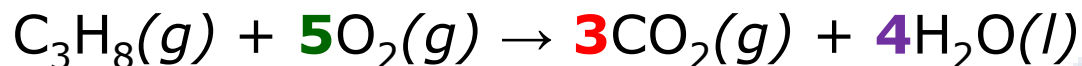
A quantidade de átomos de cada elemento é a mesma em ambos os lados da equação

*Formação do óxido de ferro (III):*



*Hematita*

*Combustão:*



# RELAÇÕES DE MASSA EM REAÇÕES QUÍMICAS: ESTEQUIOMETRIA

Tabela de Quantias:

Reação	$P_4(s)$	+	$6Cl_2(g)$	→	$4PCl_3(l)$
Quantia inicial (mol)	1,00 mol (124 g)		6,00 mol (425 g)		0 mol (0 g)
Variação na quantia (mol)	- 1,00 mol		- 6,00 mol		+ 4,00 mol
Quantia após a reação completa (mol)	0 mol (0 g)		0 mol (0 g)		4,00 mol (549 g)

$$124 \text{ g} + 425 \text{ g} = \text{"549 g"}$$

## REFAZER A TABELA DE QUANTIAS TENDO COMO BASE UMA REAÇÃO PLANEJADA PARA USAR 1,45 g DE FÓSFORO

Tabela de Quantias:

Reação	$P_4(s)$	+	$6Cl_2(g)$	→	$4PCl_3(l)$
Quantia inicial (mol)	0,0117 mol (1,45 g)		0,0702 mol (4,98 g)		0 mol (0 g)
Variação na quantia (mol)	- 0,0117 mol		- 0,0702 mol		+ 0,0468 mol
Quantia após a reação completa (mol)	0 mol (0 g)		0 mol (0 g)		0,0468 mol (6,43 g)

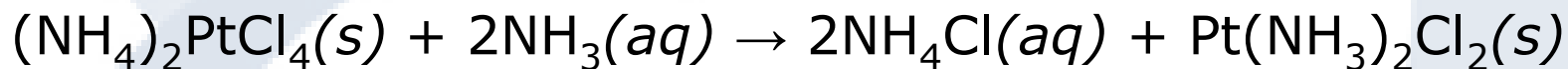
$$1,45 \text{ g} + 4,98 \text{ g} + 506 \text{ g} = "6,43 \text{ g}"$$

## REAÇÕES EM QUE UM REAGENTE ESTÁ PRESENTE EM QUANTIDADE LIMITADA

Frequentemente é desejável usar excesso de um dos reagentes em relação ao sugerido pela estequiometria

Isso garante que um dos reagentes seja completamente consumido

### *Preparação da Cisplatina:*



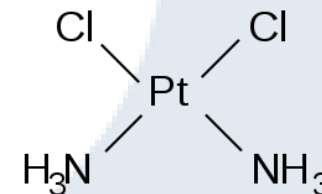
*Reag. limitante*

*Reag. em excesso*

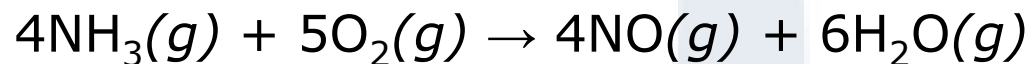
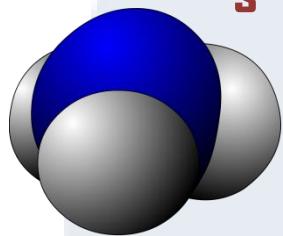
$\text{NH}_3(\text{aq})$ : poucos centavos de dólar por grama

$(\text{NH}_4)_2\text{PtCl}_4(\text{s})$ : 100 dólares por grama  $\Rightarrow$  *totalmente convertido no produto*

$\text{Pt}(\text{NH}_3)_2\text{Cl}_2(\text{s})$ : rendimento depende da quantidade de  $(\text{NH}_4)_2\text{PtCl}_4(\text{s})$



# OXIDAÇÃO DA AMÔNIA EM TELA METÁLICA DE PLATINA



*Se reagirmos 750 g de NH<sub>3</sub> com 750 g de O<sub>2</sub>, o que seria esperado em relação ao consumo dos reagentes e obtenção dos produtos?*

$$750 \text{ g de NH}_3 = 44,0 \text{ mol}$$

$$750 \text{ g de O}_2 = 23,4 \text{ mol}$$

Relação estequiométrica dos reagentes:

$$5 \text{ mol O}_2 / 4 \text{ mol NH}_3 = 1,25 \text{ mol O}_2 / 1 \text{ mol NH}_3$$

Relação dos reagentes disponíveis:

$$23,4 \text{ mol O}_2 / 44,0 \text{ mol NH}_3 = 0,532 \text{ mol O}_2 / 1 \text{ mol NH}_3$$

*Portanto, o O<sub>2</sub> é o reagente limitante*



## Tabela de Quantias:

Reação	4 NH <sub>3</sub> (g)	+ 5 O <sub>2</sub> (g)	→	4 NO(g)	+ 6 H <sub>2</sub> O(g)
Quantia inicial (mol)	44,0 mol (750 g)	23,4 mol (750 g)		0 mol (0 g)	0 mol (0 g)
Variação na quantia (mol)	- 18,8 mol	- 23,4 mol		+ 18,8 mol	+ 28,1 mol
Quantia após a reação completa (mol)	25,2 mol (429 g)	0 mol (0 g)		18,8 mol (562 g)	28,1 mol (506 g)

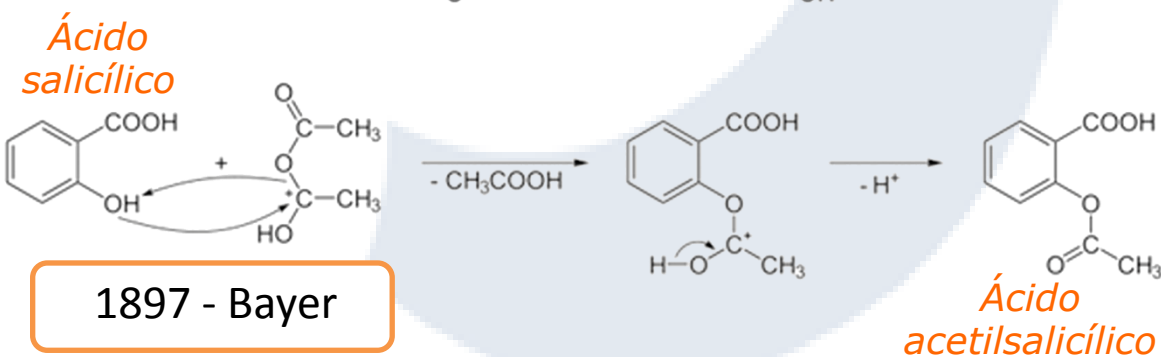
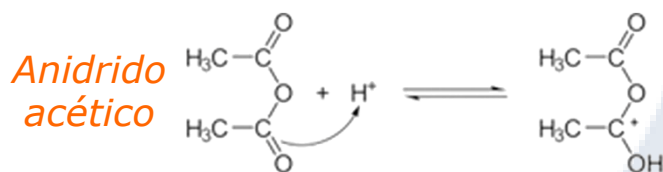
$$429 \text{ g} + 562 \text{ g} + 506 \text{ g} = "1500 \text{ g}"$$

# ASPIRINA (AAS)



No século V a.C., Hipócrates, médico grego e pai da medicina científica, escreveu que o pó ácido da casca do salgueiro chorão aliviava dores e diminuía a febre.

Hoje, o AAS é facilmente obtido pela indústria farmacêutica através de síntese química.

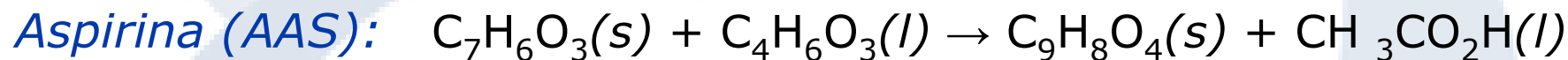


# RENDIMENTO PERCENTUAL

Rendimento teórico  $\Rightarrow$  quantidade máxima de produto que pode ser obtido em uma reação

Rendimento experimental  $\Rightarrow$  geralmente é menor que o teórico

$$\text{Rendimento percentual} = \frac{\text{rend. experimental}}{\text{rendimento teórico}} \times 100\% = 33,3\%$$



Ácido salicílico: 14,4 g (reag. limitante)

Anidrido acético: **excesso**

Rend. experimental: **6,25 g de AAS**

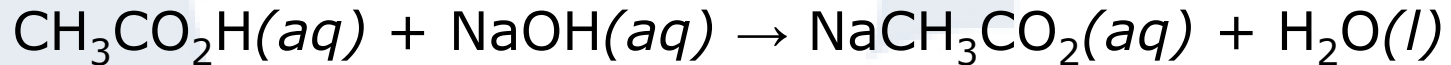
*Rendimento percentual de AAS?*

*Ácido salicílico (MM = 138,1 g mol<sup>-1</sup>)  $\Rightarrow$  14,4 g = 0,104 mol*

*AAS (MM = 180,2 g mol<sup>-1</sup>)  $\Rightarrow$  0,104 mol = 18,8 g  $\Rightarrow$  **Rendimento teórico***

# ANÁLISE QUÍMICA QUANTITATIVA

*Qual a quantidade de ácido acético em uma amostra de vinagre?*



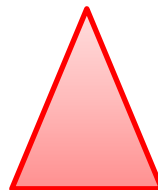
*Determinando a quantidade exata de NaOH que reage com o ácido acético, a concentração deste também será conhecida*

*NaOH (0,1 mol L<sup>-1</sup>)*

*Viragem:  
consumiu 25 mL da base*

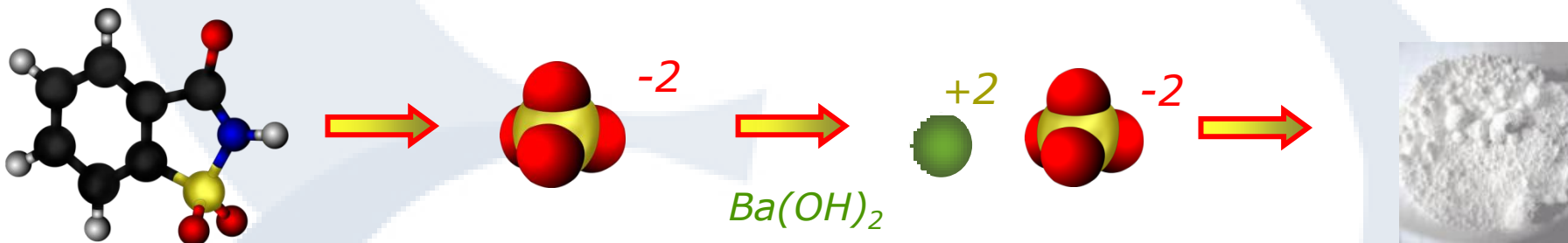
*Amostra de vinagre (3 mL)*

*Indicador: fenolftaleína*



# AVALIANDO A QUANTIDADE DE SACARINA (ADOÇANTE ARTIFICIAL) PRESENTE EM AMOSTRAS DE PASTILHAS DE BENZOCAÍNA

Convertendo o S da sacarina a  $BaSO_4(s)$ , este poderá ser filtrado, seco e pesado e, por analogia, a quantidade de sacarina pode ser determinada



**Exercício:** Qual é a porcentagem de sacarina presente em uma amostra que, após tratamento químico, 0,9891 g desta amostra transformaram-se em 0,1320 g de  $BaSO_4$ ?

$$\mathbf{BaSO_4:} 0,1320 \text{ g} / 233,43 \text{ g mol}^{-1} = 0,56 \text{ mmol}$$

$$\mathbf{Sacarina:} 0,56 \text{ mmol} \times 183,18 \text{ g mol}^{-1} = 0,1035 \text{ g}$$

$$0,9891 \text{ g} \text{ ---- } 100 \%$$

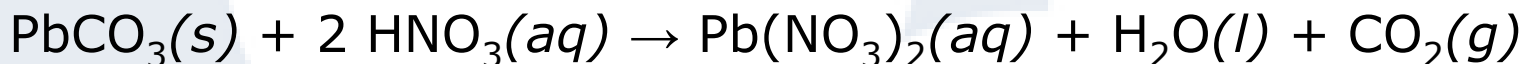
$$0,1035 \text{ g} \text{ ---- } X \%$$

$$\mathbf{Resposta: } X = 10,47\%$$

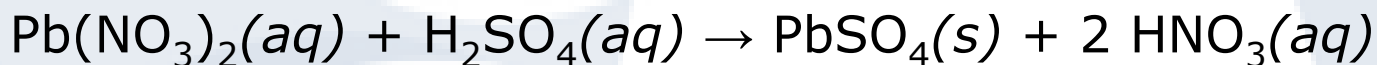
## OBTENDO O TEOR DE $\text{PbCO}_3$ EM UMA AMOSTRA DO MINERAL CERUSSITA (0,583 g)



**Passo 1:** tratamento com ácido nítrico



**Passo 2:** adição de ácido sulfúrico



$$\text{PbSO}_4(s) = 0,628 \text{ g} = 0,00207 \text{ mol}$$

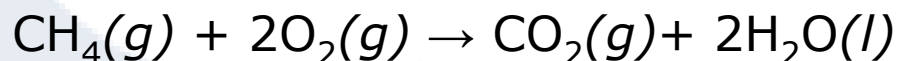
$$\text{Portanto, } \text{PbCO}_3(s) = 0,00207 \text{ mol} = 0,553 \text{ g}$$

$$\begin{aligned} \% \text{ em massa de } \text{PbCO}_3(s) &= \frac{0,553 \text{ g } \text{PbCO}_3}{0,583 \text{ g de amostra}} \times 100 \% = 94,9 \% \end{aligned}$$

# DETERMINANDO A FÓRMULA DE UM COMPOSTO POR COMBUSTÃO

*Fórmula empírica de um composto* ⇒  
pode ser determinada quando sua composição percentual é conhecida

**Análise por combustão** ⇒ usada para compostos que queimam em O<sub>2</sub>



*Os produtos são separados, pesados e a quantidade de mols determinada.*



*Analizador CHN Perkin-Elmer*

Ao ser queimado, 1,125 g de um hidrocarboneto ( $MM = 86,2 \text{ g mol}^{-1}$ ) produziu 3,447 g de  $\text{CO}_2$  e 1,647 g de  $\text{H}_2\text{O}$ . Qual será sua fórmula molecular?

$$0,09142 \text{ mol H}_2\text{O} = 0,1828 \text{ mol H}$$

$$0,07832 \text{ mol CO}_2 = 0,07832 \text{ mol C}$$

$$\frac{0,1828 \text{ mol H}}{0,07832 \text{ mol C}} = \frac{2,335 \text{ mol H}}{1,000 \text{ mol C}} \times 3 = \frac{7 \text{ mol H}}{3 \text{ mol C}}$$

*A fórmula empírica é, portanto,  $\text{C}_3\text{H}_7$*

$$\frac{\text{Massa molar experimental}}{\text{Massa molar de C}_3\text{H}_7} = \frac{86,2 \text{ g/mol}}{43,1 \text{ g/mol}} = \frac{2}{1}$$

*Assim, a fórmula molecular será  $\text{C}_6\text{H}_{14}$*

Proponha estruturas que poderiam apresentar esta fórmula molecular.

