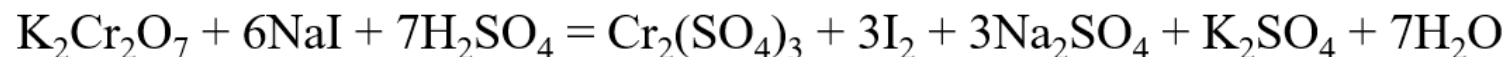


Calcolate quanti grammi di bicromato di potassio sono necessari per ottenere 35.8 g di I<sub>2</sub> dalla seguente reazione:



$$\text{pf}(\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7) = 2 \times 39.2 + 2 \times 52.0 + 7 \times 16.0 = 294$$

$$\text{pm}(\text{I}_2) = 2 \times 127 = 254$$

$$n = m/\text{pm} = 35.8/254 = 0.141 \text{ mol I}_2$$

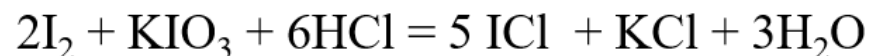
Da 1 mol di K<sub>2</sub>Cr<sub>2</sub>O<sub>7</sub> si formano 3 mol di I<sub>2</sub>

$$\frac{1 \text{ mol K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7}{3 \text{ mol I}_2} = \frac{x}{0.141 \text{ mol I}_2}$$

$$x = 0.141 \text{ mol I}_2 \times \frac{1 \text{ mol K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7}{3 \text{ mol I}_2} = 0.047 \text{ mol K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$$

$$m = n \times \text{pf} = 0.047 \times 294 = 13.8 \text{ gr K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$$

Il cloruro di iodio (ICl) può essere ottenuto da iodio (I<sub>2</sub>), iodato di potassio (KIO<sub>3</sub>) e acido cloridrico, secondo la seguente reazione:



Calcolate quanti grammi di iodio sono necessari per preparare 28,6 g di ICl.

$$p_a(\text{I}) = 127$$

$$p_m(\text{ICl}) = 127 + 35.5 = 162.5 \sim 163$$

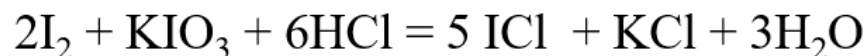
$$p_a(\text{Cl}) = 35.5$$

$$p_m(\text{I}_2) = 2 \times 127 = 254$$

$$n = \frac{m}{p_m} \quad n_{\text{ICl}} = \frac{28.6}{163} = 0.175 \text{ mol ICl}$$

$$\frac{2 \text{ mol I}_2}{5 \text{ mol ICl}} = \frac{x}{0.175 \text{ mol ICl}}$$

Il cloruro di iodio (ICl) può essere ottenuto da iodio (I<sub>2</sub>), iodato di potassio (KIO<sub>3</sub>) e acido cloridrico, secondo la seguente reazione:



Calcolate quanti grammi di iodio sono necessari per preparare 28,6 g di ICl.

$$p_a(\text{I}) = 127$$

$$p_m(\text{ICl}) = 127 + 35.5 = 162.5 \sim 163$$

$$p_a(\text{Cl}) = 35.5$$

$$p_m(\text{I}_2) = 2 \times 127 = 254$$

$$n = \frac{m}{p_m} \quad n_{\text{ICl}} = \frac{28.6}{163} = 0.175 \text{ mol ICl}$$

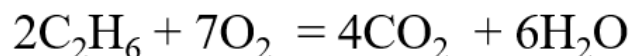
$$x = 0.175 \text{ mol ICl} \times \frac{2 \text{ mol I}_2}{5 \text{ mol ICl}} = 0.0700 \text{ mol I}_2$$

$$m = n \times p_m$$

$$m_{\text{I}_2} = 0.0700 \times 254 = 17.8 \text{ g I}_2$$

Attiva Windows  
Passa a Impostazioni per attivare Windows.

Durante la combustione l'etano ( $C_2H_6$ ) si combina con ossigeno ( $O_2$ ) formando biossido di carbonio ( $CO_2$ ) e acqua.



Un campione di etano viene completamente bruciato e forma 1.61 g di  $H_2O$ .  
Determinare la massa del campione.

$$\begin{aligned} \text{pa(C)} &= 12.0 \\ \text{pa(O)} &= 16.0 \\ \text{pa(H)} &= 1.00 \end{aligned}$$

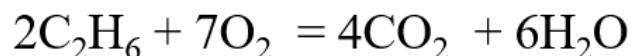
$$\begin{aligned} \text{pm}(H_2O) &= 18.0 \\ \text{pm}(C_2H_6) &= 30.0 \end{aligned}$$

$$n = \frac{m}{pm} \quad n_{H_2O} = \frac{1.61}{18} = 0.0894 \text{ mol } H_2O$$

$$\frac{2 \text{ mol } C_2H_6}{6 \text{ mol } H_2O} = \frac{x}{0.0894 \text{ mol } H_2O}$$

Attiva Windows  
Passa a Impostazioni per attivare Windows.

Durante la combustione l'etano ( $C_2H_6$ ) si combina con ossigeno ( $O_2$ ) formando biossido di carbonio ( $CO_2$ ) e acqua.



Un campione di etano viene completamente bruciato e forma 1.61 g di  $H_2O$ .  
Determinare la massa del campione.

$$\begin{aligned}pa(C) &= 12.0 \\ pa(O) &= 16.0 \\ pa(H) &= 1.00\end{aligned}$$

$$\begin{aligned}pm(H_2O) &= 18.0 \\ pm(C_2H_6) &= 30.0\end{aligned}$$

$$n = \frac{m}{pm} \quad n_{H_2O} = \frac{1.61}{18} = 0.0894 \text{ mol } H_2O$$

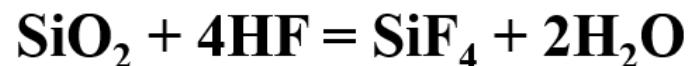
$$x = 0.0894 \text{ mol } H_2O \times \frac{2 \text{ mol } C_2H_6}{6 \text{ mol } H_2O} = 0.0298 \text{ mol } C_2H_6$$

$$m = n \times pm$$

$$m_{I_2} = 0.0298 \times 30.0 = 0,894 \text{ g } C_2H_6$$

Attiva Windows  
Vai a Impostazioni per attivare Windows.

La silice (SiO<sub>2</sub>) si scioglie in acido fluoridrico (HF) formando tetrafluoruro di silicio (SiF<sub>4</sub>), che a temperatura ambiente è un gas. La reazione è:



Determinare la massa di SiF<sub>4</sub> che può essere prodotta da 63.4 gr di HF.

$$\text{Pa}(\text{Si}) = 28.085 \quad \text{Pm}(\text{HF}) = 1.008 + 18.998 = \mathbf{20.0}$$

$$\text{Pa}(\text{F}) = 18.998$$

$$\text{Pa}(\text{O}) = 15.999 \quad \text{Pm}(\text{SiF}_4) = 28.085 + 4 \times 18.998 = \mathbf{104}$$

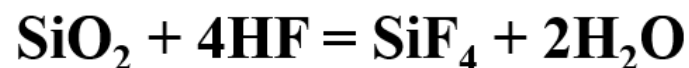
$$\text{Pa}(\text{H}) = 1.008$$

**3.17 mol HF**

$$\frac{1 \text{ mol HF}}{20.0 \text{ g HF}} = \frac{X_{\text{HF}}}{63.4 \text{ g HF}}$$

$$X_{\text{HF}} = 63.4 \text{ g HF} \times \frac{1 \text{ mol HF}}{20.0 \text{ g HF}} = 3.17 \text{ mol HF}$$

La silice (SiO<sub>2</sub>) si scioglie in acido fluoridrico (HF) formando tetrafluoruro di silicio (SiF<sub>4</sub>), che a temperatura ambiente è un gas. La reazione è:



Determinare la massa di SiF<sub>4</sub> che può essere prodotta da 63.4 gr di HF.

$$\text{Pa}(\text{Si}) = 28.085 \quad \text{Pm}(\text{HF}) = 1.008 + 18.998 = 20.0$$

$$\text{Pa}(\text{F}) = 18.998$$

$$\text{Pa}(\text{O}) = 15.999 \quad \text{Pm}(\text{SiF}_4) = 28.085 + 4 \times 18.998 = 104$$

$$\text{Pa}(\text{H}) = 1.008$$

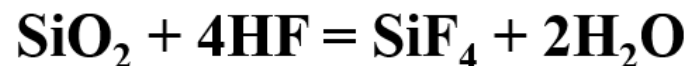
↓  
**3.17 mol HF**

$$\frac{1 \text{ mol SiF}_4}{4 \text{ mol HF}} = \frac{X \text{ mol SiF}_4}{3.17 \text{ mol HF}}$$

***Si producono  
0.793 mol SiF<sub>4</sub>***

$$X = 3.17 \text{ mol } \cancel{\text{HF}} \times \frac{1 \text{ mol SiF}_4}{4 \cancel{\text{mol HF}}} = 0.793 \text{ mol SiF}_4$$

La silice ( $\text{SiO}_2$ ) si scioglie in acido fluoridrico (HF) formando tetrafluoruro di silicio ( $\text{SiF}_4$ ), che a temperatura ambiente è un gas. La reazione è:



Determinare la massa di  $\text{SiF}_4$  che può essere prodotta da 63.4 gr di HF.

$$\text{Pa}(\text{Si}) = 28.085 \quad \text{Pm}(\text{HF}) = 1.008 + 18.998 = 20.0$$

$$\text{Pa}(\text{F}) = 18.998$$

$$\text{Pa}(\text{O}) = 15.999 \quad \text{Pm}(\text{SiF}_4) = 28.085 + 4 \times 18.998 = 104$$

$$\text{Pa}(\text{H}) = 1.008$$

↓  
***3.17 mol HF***

***Si producono  
0.793 mol  $\text{SiF}_4$***

$$\frac{104 \text{ g } \text{SiF}_4}{1 \text{ mol } \text{SiF}_4} = \frac{M \text{ g } \text{SiF}_4}{0.793 \text{ mol } \text{SiF}_4}$$

$$M = 0.793 \text{ mol } \text{SiF}_4 \times \frac{104 \text{ g } \text{SiF}_4}{1 \text{ mol } \text{SiF}_4} = 82.5 \text{ g } \text{SiF}_4$$



Il ioduro di rame(I), CuI, può essere preparato dal solfato di rame e acido iodidrico, secondo la seguente reazione:



Se si usano 10.4 g di  $\text{CuSO}_4$ , calcolate quanti grammi di HI sono necessari e la massa di ciascuno dei prodotti ottenuti.

$$p_a(\text{Cu}) = 63.536$$

$$p_a(\text{I}) = 126.90$$

$$p_a(\text{S}) = 32.066$$

$$p_a(\text{O}) = 15.999$$

$$p_a(\text{H}) = 1.008$$

$$p_f(\text{CuSO}_4) = 160$$

$$p_m(\text{HI}) = 128$$

$$p_f(\text{CuI}) = 190$$

$$p_m(\text{H}_2\text{SO}_4) = 98.1$$

$$p_m(\text{I}_2) = 254$$

$$n = \frac{m}{pm}$$

$$\frac{1 \text{ mol CuSO}_4}{160 \text{ g CuSO}_4} = \frac{n_{\text{CuSO}_4}}{10.4 \text{ g CuSO}_4}$$

$$n_{\text{CuSO}_4} = 10.4 \text{ g} \cancel{\text{CuSO}_4} \times \frac{1 \text{ mol CuSO}_4}{160 \text{ g} \cancel{\text{CuSO}_4}}$$

$$n_{\text{CuSO}_4} = 0.0650 \text{ mol CuSO}_4$$

Attiva Windows  
Passa a Impostazioni per attivare Windows.

Il ioduro di rame(I), CuI, può essere preparato dal solfato di rame e acido iodidrico, secondo la seguente reazione:



Se si usano 10.4 g di CuSO<sub>4</sub>, calcolate quanti grammi di HI sono necessari e la massa di ciascuno dei prodotti ottenuti.

$$p_a(\text{Cu}) = 63.536$$

$$p_a(\text{I}) = 126.90$$

$$p_a(\text{S}) = 32.066$$

$$p_a(\text{O}) = 15.999$$

$$p_a(\text{H}) = 1.008$$

$$p_f(\text{CuSO}_4) = 160$$

$$p_m(\text{HI}) = 128$$

$$p_f(\text{CuI}) = 190$$

$$p_m(\text{H}_2\text{SO}_4) = 98.1$$

$$p_m(\text{I}_2) = 254$$

$$10.4 \text{ g CuSO}_4 = 0.0650 \text{ mol CuSO}_4$$

$$\frac{4 \text{ mol HI}}{2 \text{ mol CuSO}_4} = \frac{n_{\text{HI}}}{0.0650 \text{ mol CuSO}_4}$$

$$n_{\text{HI}} = 0.0650 \cancel{\text{ mol CuSO}_4} \times \frac{4 \text{ mol HI}}{2 \cancel{\text{ mol CuSO}_4}}$$

$$n_{\text{HI}} = 0.130 \text{ mol HI}$$

$$m = n \times p_m = 0.130 \times 128 = 16.6 \text{ g HI}$$

$$n = \frac{m}{p_m}$$

$$m = n \times p_m$$

Attiva Windows  
Passa a Windows 10 per attivare Windows.

Il ioduro di rame(I), CuI, può essere preparato dal solfato di rame e acido iodidrico, secondo la seguente reazione:



Se si usano 10.4 g di  $\text{CuSO}_4$ , calcolate quanti grammi di HI sono necessari e la massa di ciascuno dei prodotti ottenuti.

$$p_a(\text{Cu}) = 63.536$$

$$p_a(\text{I}) = 126.90$$

$$p_a(\text{S}) = 32.066$$

$$p_a(\text{O}) = 15.999$$

$$p_a(\text{H}) = 1.008$$

$$p_f(\text{CuSO}_4) = 160$$

$$p_m(\text{HI}) = 128$$

$$p_f(\text{CuI}) = 190$$

$$p_m(\text{H}_2\text{SO}_4) = 98.1$$

$$p_m(\text{I}_2) = 254$$

$$10.4 \text{ g CuSO}_4 = 0.0650 \text{ mol CuSO}_4$$

$$\frac{2 \text{ mol CuI}}{2 \text{ mol CuSO}_4} = \frac{n_{\text{CuI}}}{0.0650 \text{ mol CuSO}_4}$$

$$n_{\text{CuI}} = 0.0650 \cancel{\text{ mol CuSO}_4} \times \frac{2 \text{ mol CuI}}{2 \cancel{\text{ mol CuSO}_4}}$$

$$n_{\text{CuI}} = 0.0650 \text{ mol CuI}$$

$$m = n \times p_m = 0.0650 \times 190 = 12.4 \text{ g CuI}$$

$$n = \frac{m}{p_m}$$

$$m = n \times p_m$$

Attiva Windows  
Passa a impostazioni per attivare Windows.

Il ioduro di rame(I), CuI, può essere preparato dal solfato di rame e acido iodidrico, secondo la seguente reazione:



Se si usano 10.4 g di CuSO<sub>4</sub>, calcolate quanti grammi di HI sono necessari e la massa di ciascuno dei prodotti ottenuti.

$$pa(\text{Cu}) = 63.536$$

$$pa(\text{I}) = 126.90$$

$$pa(\text{S}) = 32.066$$

$$pa(\text{O}) = 15.999$$

$$pa(\text{H}) = 1.008$$

$$pf(\text{CuSO}_4) = 160$$

$$pm(\text{HI}) = 128$$

$$pf(\text{CuI}) = 190$$

$$pm(\text{H}_2\text{SO}_4) = 98.1$$

$$pm(\text{I}_2) = 254$$

$$10.4 \text{ g CuSO}_4 = 0.0650 \text{ mol CuSO}_4$$

$$\frac{2 \text{ mol H}_2\text{SO}_4}{2 \text{ mol CuSO}_4} = \frac{n_{\text{H}_2\text{SO}_4}}{0.0650 \text{ mol CuSO}_4}$$

$$n_{\text{H}_2\text{SO}_4} = 0.0650 \cancel{\text{ mol CuSO}_4} \times \frac{2 \text{ mol H}_2\text{SO}_4}{2 \cancel{\text{ mol CuSO}_4}}$$

$$n_{\text{H}_2\text{SO}_4} = 0.0650 \text{ mol H}_2\text{SO}_4$$

$$n = \frac{m}{pm}$$

$$m = n \times pm$$

$$m = n \times pm = 0.0650 \times 98.1 = 6.38 \text{ g H}_2\text{SO}_4$$

Attiva Windows  
Passa a Impostazioni per attivare Windows.

Il ioduro di rame(I), CuI, può essere preparato dal solfato di rame e acido iodidrico, secondo la seguente reazione:



Se si usano 10.4 g di  $\text{CuSO}_4$ , calcolate quanti grammi di HI sono necessari e la massa di ciascuno dei prodotti ottenuti.

$$p_a(\text{Cu}) = 63.536$$

$$p_a(\text{I}) = 126.90$$

$$p_a(\text{S}) = 32.066$$

$$p_a(\text{O}) = 15.999$$

$$p_a(\text{H}) = 1.008$$

$$p_f(\text{CuSO}_4) = 160$$

$$p_m(\text{HI}) = 128$$

$$p_f(\text{CuI}) = 190$$

$$p_m(\text{H}_2\text{SO}_4) = 98.1$$

$$p_m(\text{I}_2) = 254$$

$$10.4 \text{ g CuSO}_4 = 0.0650 \text{ mol CuSO}_4$$

$$\frac{1 \text{ mol I}_2}{2 \text{ mol CuSO}_4} = \frac{n_{\text{I}_2}}{0.0650 \text{ mol CuSO}_4}$$

$$n_{\text{I}_2} = 0.0650 \text{ mol CuSO}_4 \times \frac{1 \text{ mol I}_2}{2 \text{ mol CuSO}_4}$$

$$n_{\text{I}_2} = 0.0325 \text{ mol I}_2$$

$$m = n \times p_m = 0.0325 \times 254 = 8.26 \text{ g I}_2$$

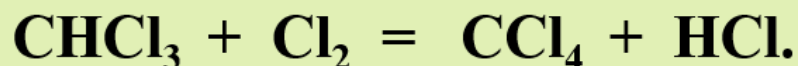
$$n = \frac{m}{p_m}$$

$$m = n \times p_m$$

Attiva Windows.  
Passa in modalità per attivare Windows.

**RESA** Spesso una reazione viene condotta con uno o più reagenti presenti in eccesso rispetto alle necessità stechiometriche. Così un singolo reagente può limitare la resa massima dei prodotti.

Il cloroformio ( $\text{CHCl}_3$ ) reagisce con il cloro ( $\text{Cl}_2$ ) per dare tetracloruro di carbonio ( $\text{CCl}_4$ ) e acido cloridrico ( $\text{HCl}$ )



Determinare il reagente limitante e la resa massima (o teorica) di  $\text{CCl}_4$ , se si fanno reagire 25.0 g di  $\text{CHCl}_3$  con 25.0 g di  $\text{Cl}_2$

$$\begin{aligned} \text{pa}(\text{C}) &= 12.011 \\ \text{pa}(\text{Cl}) &= 35.453 \\ \text{pa}(\text{H}) &= 1.008 \end{aligned}$$

$$\begin{aligned} \text{pm}(\text{CHCl}_3) &= 119 \\ \text{pm}(\text{Cl}_2) &= 70.9 \\ \text{pm}(\text{CCl}_4) &= 154 \end{aligned}$$

$$n_{\text{CHCl}_3} = \frac{m_{\text{CHCl}_3}}{\text{pm}(\text{CHCl}_3)} = \frac{25.0}{119} = 0.210 \text{ mol CHCl}_3$$

$$n_{\text{Cl}_2} = \frac{m_{\text{Cl}_2}}{\text{pm}(\text{Cl}_2)} = \frac{25.0}{70.9} = 0.353 \text{ mol Cl}_2$$

$0.210 \text{ mol CHCl}_3 = \text{Reagente limitante}$

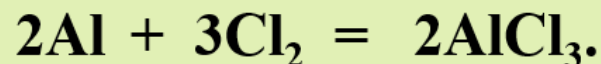
$$n = \frac{m}{\text{pm}}$$

Si produrranno  $0.210 \text{ mol CCl}_4$

$$m = n \times \text{pm} \rightarrow m = 0.210 \times 154 = 32.3 \text{ g CCl}_4$$

## RESA

Il cloruro di alluminio ( $\text{AlCl}_3$ ) può essere ottenuto per reazione dell'alluminio con il cloro ( $\text{Cl}_2$ )



$$n = \frac{m}{pm}$$

Determinare il reagente limitante e la resa massima (o teorica) di  $\text{AlCl}_3$ , se si fanno reagire 20.0 g di Al con 30.0 g di  $\text{Cl}_2$

$$pa(\text{Al}) = 26.982$$

$$pa(\text{Cl}) = 35.453$$

$$pm(\text{AlCl}_3) = 133$$

$$pm(\text{Cl}_2) = 70.9$$

$$n_{\text{Al}} = \frac{m_{\text{Al}}}{pa(\text{Al})} = \frac{20.0}{27.0} = 0.741 \text{ mol Al}$$

$$n_{\text{Cl}_2} = \frac{m_{\text{Cl}_2}}{pm(\text{Cl}_2)} = \frac{30.0}{70.9} = 0.423 \text{ mol Cl}_2$$

$$\frac{2 \text{ mol Al}}{3 \text{ mol Cl}_2} = \frac{n_{\text{Al}}}{0.423 \text{ mol Cl}_2}$$

Reagente limitante  
 $0.423 \text{ mol Cl}_2$

$$n_{\text{Al}} = 0.423 \text{ mol Cl}_2 \times \frac{2 \text{ mol Al}}{3 \text{ mol Cl}_2} = 0.282 \text{ mol Al}$$

Si produrranno

$$m = n \times pm \rightarrow m = 0.282 \times 133 = 37.5 \text{ g AlCl}_3$$

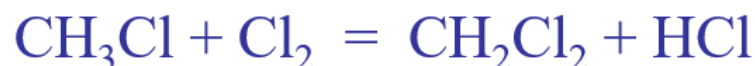
$0.282 \text{ mol AlCl}_3$



## RESA Percentuale

Dovuta alla presenza di REAZIONI SECONDARIE che portano alla formazione di prodotti diversi (secondari) da quelli previsti dalla reazione .

Si vuole ottenere del diclorometano ( $\text{CH}_2\text{Cl}_2$ ) mescolando 0.250 mol di  $\text{CH}_3\text{Cl}$  (clorometano) e 0.250 mol di  $\text{Cl}_2$  (cloro) che la seguente reazione:



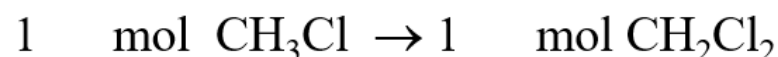
proceda pulitamente, senza reazioni secondarie.

Inevitabilmente, si forma una certa quantità di  $\text{CHCl}_3$  (cloroformio), di  $\text{CCl}_4$  (tetracloruro di carbonio) e parte del  $\text{CH}_3\text{Cl}$  rimane inalterata.

Quando la miscela di prodotti viene separata si ottiene una resa di 12.8 g di  $\text{CH}_2\text{Cl}_2$ .  
Calcolare la resa percentuale del diclorometano.

$$\begin{aligned}\text{pa}(\text{C}) &= 12.011 \\ \text{pa}(\text{Cl}) &= 35.453 \\ \text{pa}(\text{H}) &= 1.008\end{aligned}$$

$$\text{pm}(\text{CH}_2\text{Cl}_2) = 12.011 + 2 \times 1.008 + 2 \times 35.453 = 84.933$$



$$m = n \times \text{pm} \rightarrow m = 0.250 \times 84.9 = 21.225 \text{ g } \text{CH}_2\text{Cl}_2$$

$$\text{Resa}(\%) = \frac{m_{\text{ottenuta}}}{m_{\text{teorica}}} \times 100$$

$$= \frac{12.8}{21.2} \times 100 = 60.4\%$$

Attiva Windows  
Passa a Impostazioni per attivare Windows.



# RESA Percentuale

Uno degli stadi della sintesi industriale dell'acido solforico ( $\text{H}_2\text{SO}_4$ ) dallo zolfo è la conversione del biossido di zolfo ( $\text{SO}_2$ ) a triossido di zolfo ( $\text{SO}_3$ ) secondo la reazione:



In una reazione sono stati usati 1.75 kg di  $\text{SO}_2$ , isolando 1.72 kg di  $\text{SO}_3$ .  
Calcolare la resa percentuale di  $\text{SO}_3$ .

$$pa(\text{S}) = 32.06$$

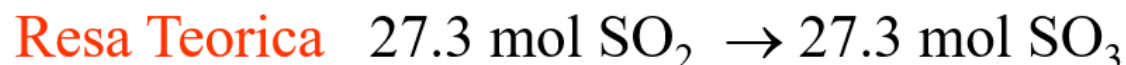
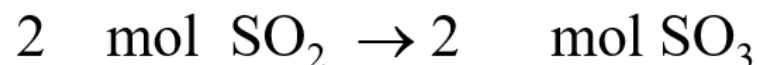
$$pa(\text{O}) = 15.999$$

$$pm(\text{SO}_2) = 32.06 + 2 \times 15.999 = 64.1$$

$$pm(\text{SO}_3) = 32.06 + 3 \times 15.999 = 80.1$$

$$n = \frac{m}{pm}$$

$$n_{\text{SO}_2} = \frac{1.75 \cdot 10^3}{64.1} = 27.3 \text{ mol SO}_2$$



$$m = n \times pm \rightarrow m_{\text{SO}_3} = 27.3 \times 80.1 = 2186.73 \text{ g SO}_3 = 2.19 \text{ kg SO}_3$$

$$\text{Resa}(\%) = \frac{m_{\text{ottenuta}}}{m_{\text{teorica}}} \times 100$$

$$= \frac{1.72}{2.19} \times 100 = 79.9\%$$

Attiva Windows  
Passa a Impostazioni per attivare Windows.