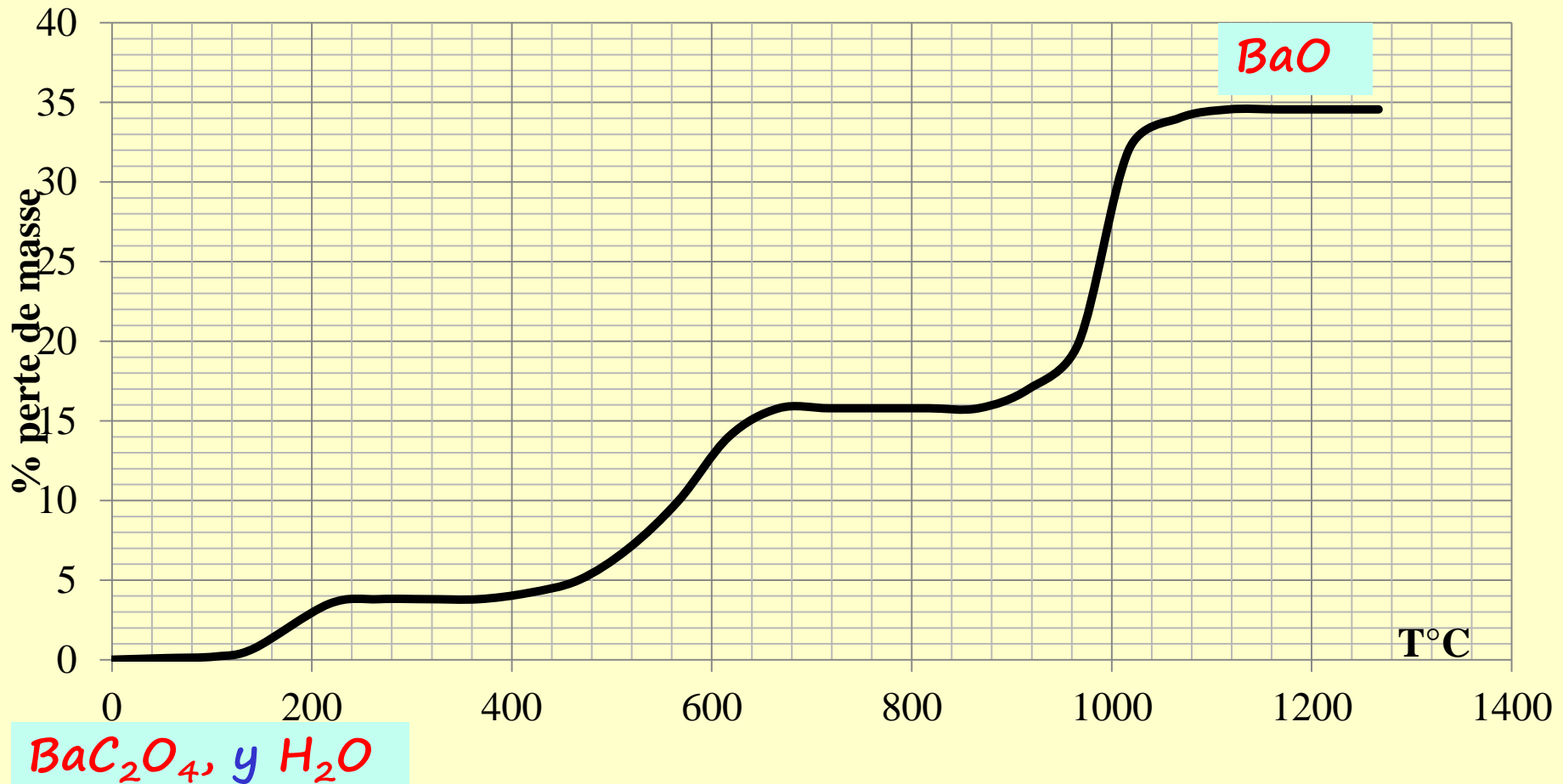


TD1: Décomposition de l'oxalate de Baryum hydraté



1°) Calculer y .

2°) Déterminer les différentes étapes de décomposition (réactions et températures).

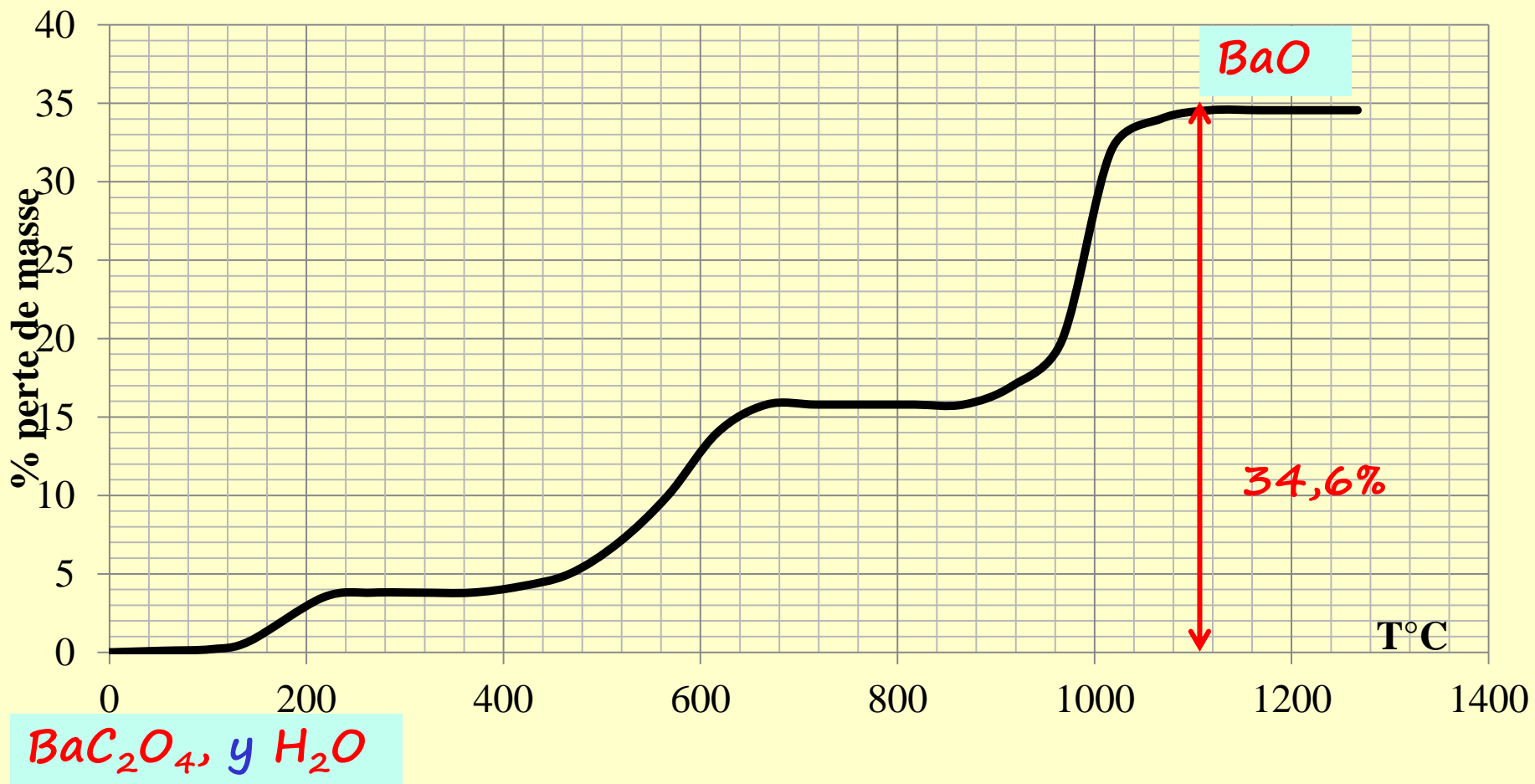
Ba: 137,33

C: 12

O: 16

H: 1


$$1 \text{ mole} \rightarrow 1 \text{ mole}$$
$$M_{\text{BaC}_2\text{O}_4, y \text{ H}_2\text{O}} \rightarrow M_{\text{BaO}}$$
$$225,33 + 18 y \rightarrow 153,55$$
$$100\% m_o \rightarrow 100\% m_o - \text{perte de masse}$$





1 mole \rightarrow 1 mole

$M_{\text{BaC}_2\text{O}_4, y \text{ H}_2\text{O}}$ \rightarrow M_{BaO}

$225,33 + 18 y$ \rightarrow $153,55$

$100\% m_0$ \rightarrow $100\% m_0 - \text{perte de masse}$

$100\% m_0$ \rightarrow $100\% m_0 - 34,6\% m_0$

$$y \approx 0,5$$





Analyse des gaz émis →

CO ↗
CO2 ↗
H2O ↗

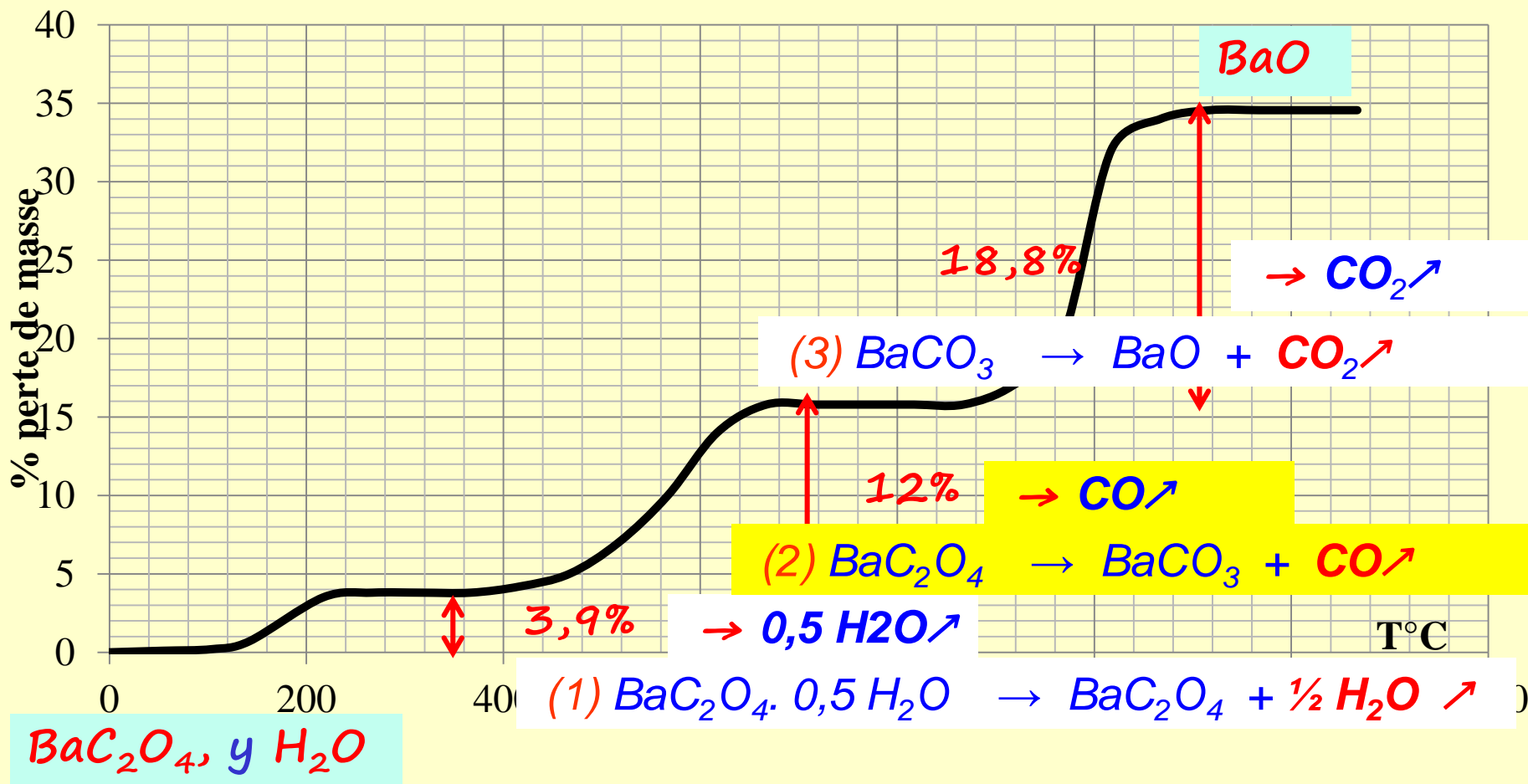
On calcule le % théorique de chaque perte →

$$\% \text{ perte de 1 mole H}_2\text{O} = \frac{M(\text{H}_2\text{O}) * 100}{M(\text{Ba C}_2\text{O}_4, 0,5\text{H}_2\text{O})} = 7,68$$

$$\% \text{ perte de 1 mole CO}_2 = \frac{M(\text{CO}_2) * 100}{M(\text{Ba C}_2\text{O}_4, 0,5\text{H}_2\text{O})} = 18,78$$

$$\% \text{ perte de 1 mole CO} = \frac{M(\text{CO}) * 100}{M(\text{Ba C}_2\text{O}_4, 0,5\text{H}_2\text{O})} = 11,95$$

On compare ensuite ces % théoriques de perte avec les pertes enregistrées sur le thermogramme



$BaC_2O_4 \cdot y H_2O$



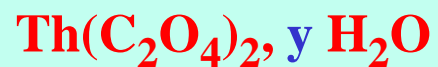
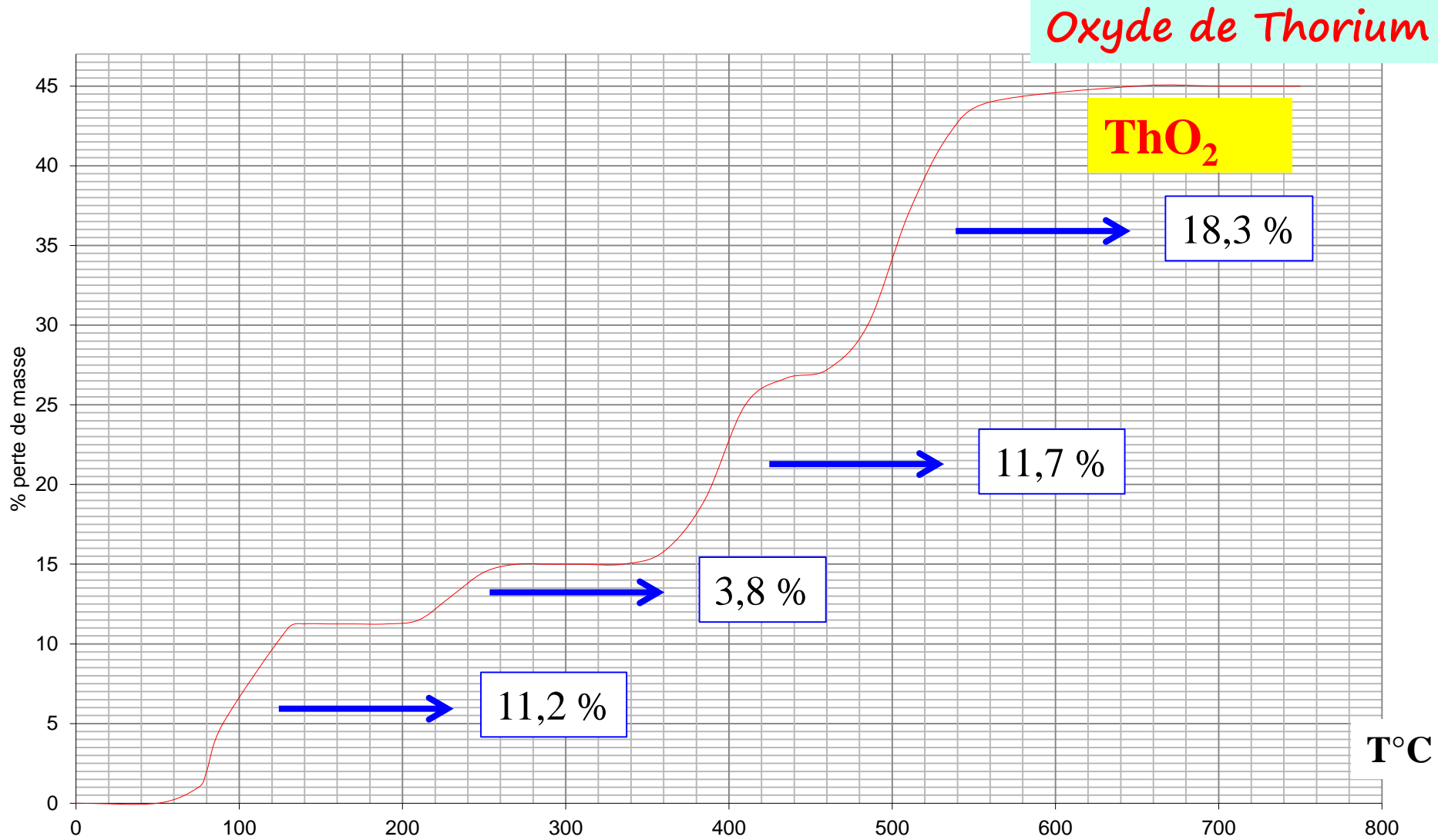
BaO

$\rightarrow CO_2$

$\rightarrow CO$

T°C

Autre exercice : Décomposition de l'oxalate de Thorium hydraté



Masses molaires : Th : 232 C : 12 O : 16 H : 1



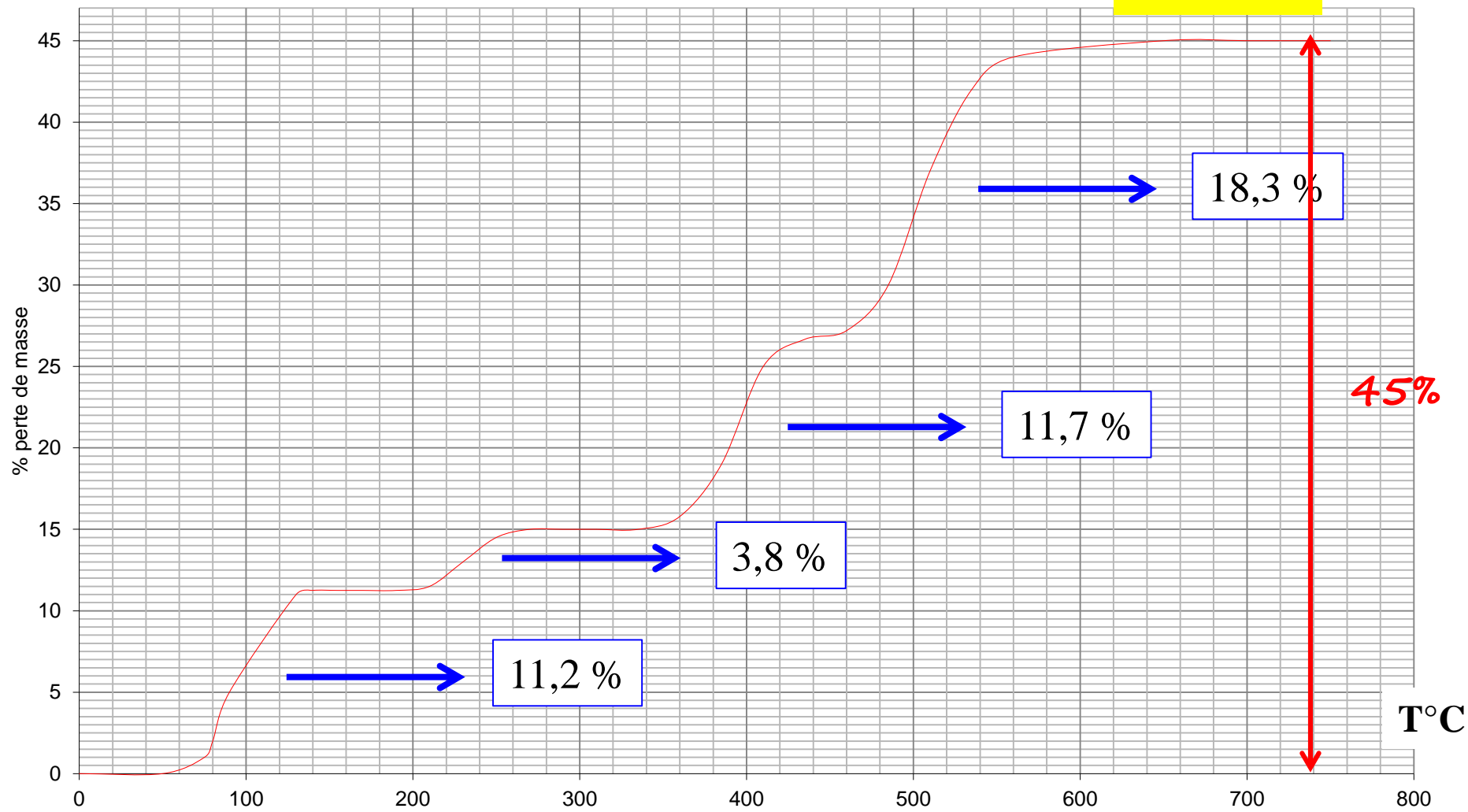
1 mole \rightarrow 1 mole

$M_{\text{Th}(\text{C}_2\text{O}_4)_2, y\text{H}_2\text{O}}$ \rightarrow M_{ThO_2}

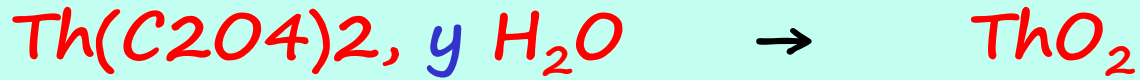
$408 + 18y$ \rightarrow 264

$100\% m_o$ \rightarrow $100\% m_o$ - perte de masse

ThO2



Th(C2O4)2, y H2O



1 mole \rightarrow 1 mole

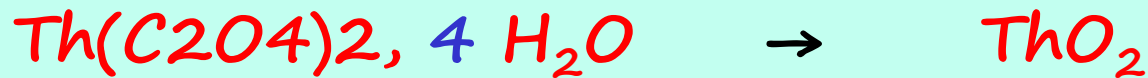
$M_{\text{Th}(\text{C}_2\text{O}_4)_2, y \text{ H}_2\text{O}} \rightarrow M_{\text{ThO}_2}$

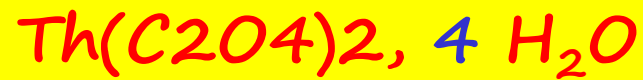
$408 + 18 y \rightarrow 264$

$100\% m_0 \rightarrow 100\% m_0 - \text{perte de masse}$

$100\% m_0 \rightarrow 100\% m_0 - 45\% m_0$

$$y \approx 4$$





Analyse des gaz émis dans le cas d'un oxalate →

H₂O ↗

CO ↗

CO₂ ↗

On calcule le % théorique de chaque perte →

$$\% \text{ perte de 1 mole H}_2\text{O} = \frac{M(\text{H}_2\text{O}) * 100}{M(\text{Th}(\text{C}_2\text{O}_4)_2, 4\text{H}_2\text{O})} = 3,75$$

$$\% \text{ perte de 1 mole CO} = \frac{M(\text{CO}) * 100}{M(\text{Th}(\text{C}_2\text{O}_4)_2, 4\text{H}_2\text{O})} = 5,83$$

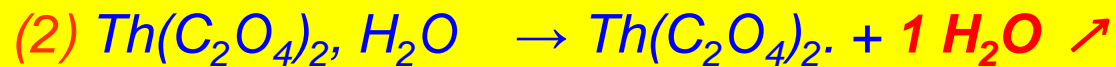
$$\% \text{ perte de 1 mole CO}_2 = \frac{M(\text{CO}_2) * 100}{M(\text{Th}(\text{C}_2\text{O}_4)_2, 4\text{H}_2\text{O})} = 9,17$$

On compare ensuite ces % théoriques de perte avec les pertes enregistrées sur le thermogramme

$$1^{\text{ère}} \text{ perte} \quad \updownarrow 11,2\% \rightarrow \frac{11,2\%}{3,75\%} = 2,99 \rightarrow 3 \text{ H}_2\text{O} \nearrow$$



$$2^{\text{ème}} \text{ perte} \quad \updownarrow 3,8\% \rightarrow \frac{3,8\%}{3,75\%} = 1 \rightarrow 1 \text{ H}_2\text{O} \nearrow$$



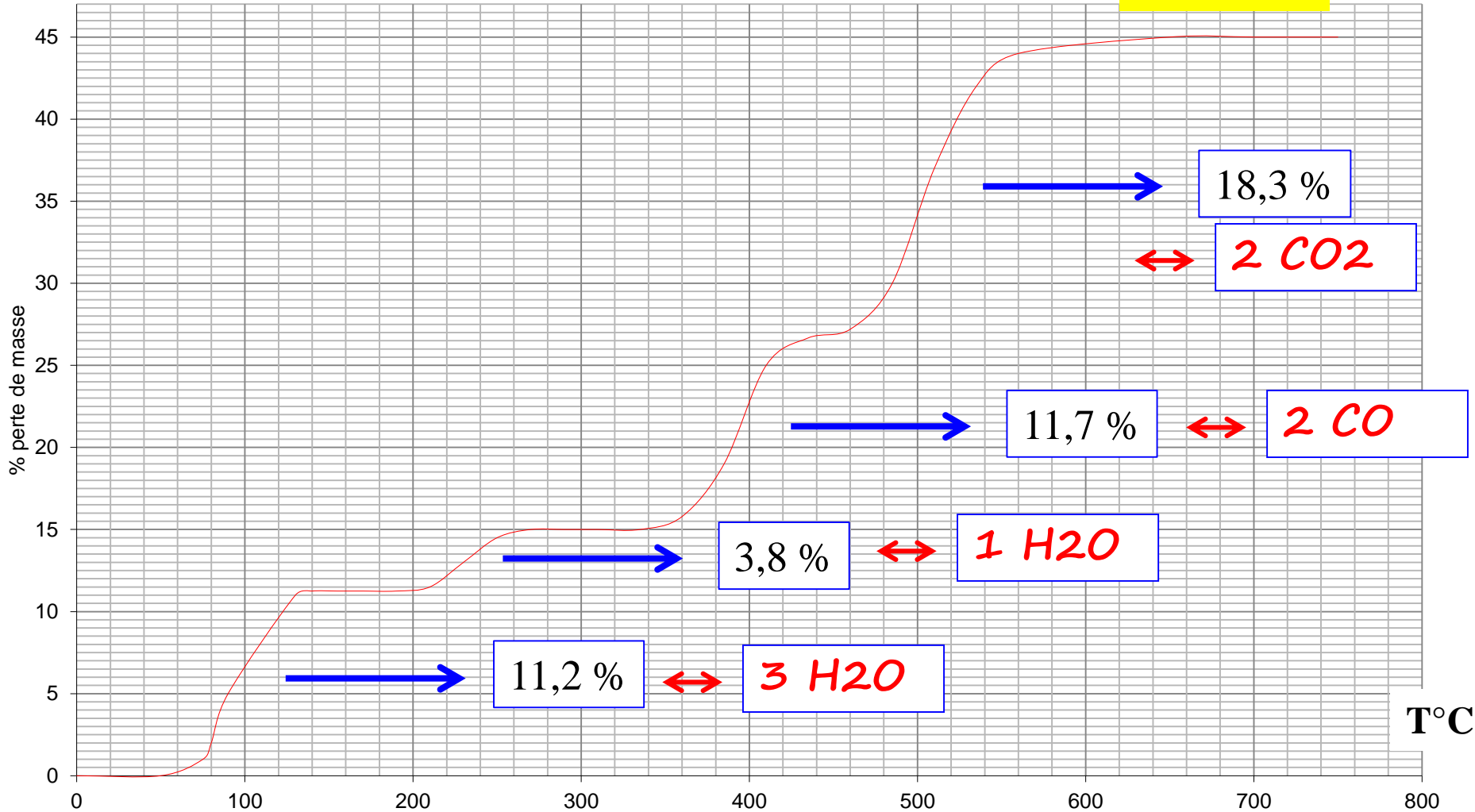
$$3^{\text{ème}} \text{ perte} \quad \updownarrow 11,7\% \rightarrow \frac{11,7\%}{5,83\%} = 2 \rightarrow 2 \text{ CO} \nearrow$$



$$4^{\text{ème}} \text{ perte} \quad \updownarrow 18,3\% \rightarrow \frac{18,3\%}{9,17\%} = 2 \rightarrow 2 \text{ CO}_2 \nearrow$$



ThO₂



$\text{Th}(\text{C}_2\text{O}_4)_2, y \text{H}_2\text{O}$

T°C