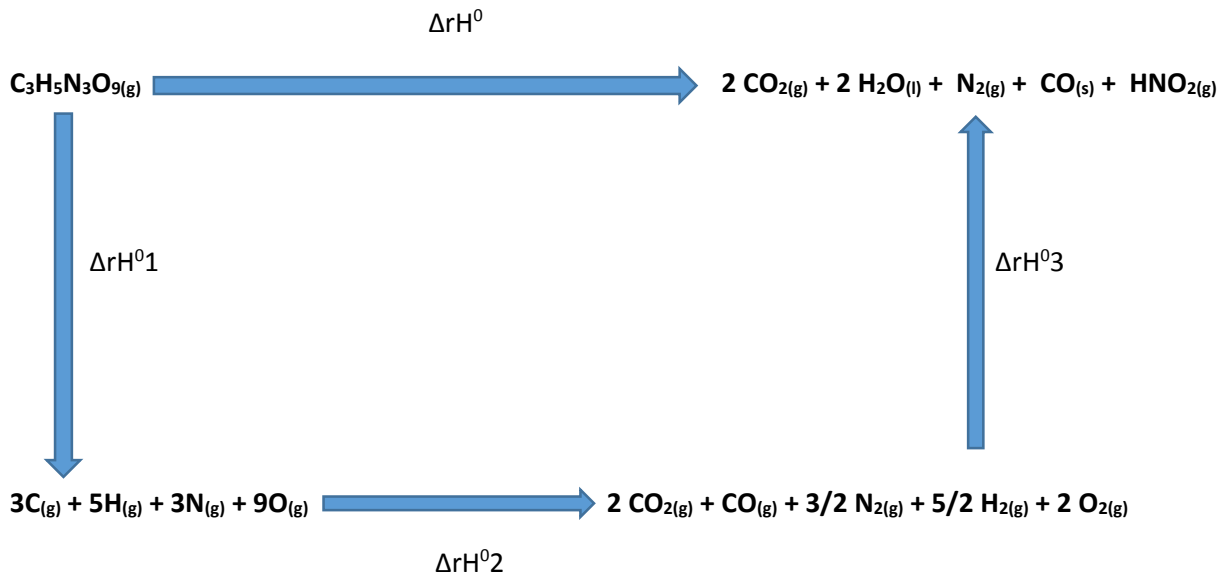


Correction de l'exercice de thermodynamique:



Tout d'abord on va casser toutes les liaisons de la nitroglycérine :

$$\Delta rH^{01} : 2D_{C-C} + 3D_{C-O} + 6D_{N-O} + 3D_{N=O} + 5D_{C-H} = 9450 \text{ kJ.mol}^{-1}$$

Ensuite on forme 5 liaisons C=O pour avoir $2 CO_{2(g)}$ et $CO_{(g)}$ et on forme des liaisons pour avoir des gaz diatomiques avec N, H et O, sous leur état standard de référence.

$$\Delta rH^{02} : -5D_{C=O} - 3/2 D_{N-N} - 5/2 D_{H-H} - 2D_{O-O} = -4925 \text{ kJ.mol}^{-1}$$

Enfin on doit encore passer CO de l'état gazeux à l'état solide, on connaît son enthalpie de condensation. On distingue pour notre $3/2 N_{2(g)} \Rightarrow N_{2(g)} + 1/2 N_{2(g)}$. $N_{2(g)}$ est un produit on y touche plus, en revanche on se sert de $1/2 N_{2(g)}$ avec $5/2 H_{2(g)}$ et $2 O_{2(g)}$ pour former $2 H_2O_{(l)}$ et $HNO_{2(g)}$ grâce à leurs enthalpies standard de formation.

$$\Delta rH^{03} : \Delta_{\text{con}}H^0 (CO) + 2 \times \Delta fH^0 (H_2O_{(l)}) + \Delta fH^0 (HNO_{2(g)}) = -8525 \text{ kJ.mol}^{-1}$$

$$\text{Du coup le calcul final : } \Delta rH^0 = \Delta rH^{01} + \Delta rH^{02} + \Delta rH^{03} = -4000 \text{ kJ.mol}^{-1}$$