

Physique II – Thermodynamique

Solutions 11

PROBLÈME I LE STOCKAGE DU DICHLORE

1. 450 g de Cl_2 correspondent à :

$$n_{\text{Cl}_2} = \frac{450 \text{ g}}{71 \text{ g mol}^{-1}} = 6.34 \text{ mol}$$

À 20°C la pression d'équilibre p^{vap} entre la phase liquide et gazeuse de Cl_2 , qui est équivalente à la pression de vapeur saturante, peut être calculée par la relation de Clapeyron :

$$\ln p_{\text{Cl}_2}^{\text{vap}}(293 \text{ K}) = 10.25 - \frac{2451 \text{ K}}{293 \text{ K}} \implies p_{\text{Cl}_2}^{\text{vap}}(293 \text{ K}) = \exp\left(10.25 - \frac{2451 \text{ K}}{293 \text{ K}}\right)$$

$$p_{\text{Cl}_2}^{\text{vap}}(293 \text{ K}) = 6.59 \text{ atm}$$

Ainsi, en appliquant la loi des gaz parfaits, si l'équilibre s'établissait et le volume de Cl_2 liquide pouvait être négligé, le nombre de mols de Cl_2 en phase gazeuse dans la bouteille serait :

$$n_{\text{Cl}_2(\text{g})}(293 \text{ K}) = \frac{p_{\text{Cl}_2}^{\text{vap}}(293 \text{ K}) \cdot 0.44 \ell}{R \cdot 293 \text{ K}} = 0.121 \text{ mol}$$

On trouve, alors, le nombre de mols maximal en phase gazeuse dans la bouteille. Puisque $n_{\text{Cl}_2(\text{g})} < n_{\text{Cl}_2}$ on en déduit que la quantité initiale de Cl_2 est suffisante afin d'avoir la coexistence de la phase liquide et gazeuse dans la bouteille à 20°C . Par extension, la pression dans cette dernière est la pression de vapeur saturante de Cl_2 à 20°C :

$$p_{\text{bouteille}}(293 \text{ K}) = p_{\text{Cl}_2}^{\text{vap}}(293 \text{ K}) = 6.59 \text{ atm}$$

2. À 100°C , la pression de vapeur saturante de Cl_2 est :

$$p_{\text{Cl}_2}^{\text{vap}}(373 \text{ K}) = \exp\left(10.25 - \frac{2451 \text{ K}}{373 \text{ K}}\right) = 39.60 \text{ atm}$$

Et la quantité molaire maximale correspondante dans la bouteille est égale à :

$$n_{\text{Cl}_2(\text{g})}(373 \text{ K}) = \frac{p_{\text{Cl}_2}^{\text{vap}}(373 \text{ K}) \cdot 0.44 \ell}{R \cdot 373 \text{ K}} = 0.570 \text{ mol}$$

Encore une fois, la quantité initiale de Cl_2 est supérieure à la quantité gazeuse maximale nécessaire pour que l'équilibre entre la phase liquide et gazeuse existe. Alors, à 100°C on a la coexistence des deux phases et la pression dans la bouteille est :

$$p_{\text{bouteille}}(373\text{ K}) = p_{\text{Cl}_2}^{\text{vap}}(373\text{ K}) = 39.60\text{ atm}$$

3. Notre système est la bouteille décrite à la question 1 qui est entièrement composée par Cl_2 . On a montré que la phase liquide de Cl_2 est en équilibre avec sa phase gazeuse à température 293 K et à pression 6.59 atm . Notre but est d'abaisser sa pression à la pression atmosphérique normale à l'ordre de 1 atm . De plus, la bouteille est indeformable et donc garde son volume constant. Alors, en diminuant la température, la pression diminue également. L'équilibre liquide-gaz se conserve aussi (cette transformation peut être facilement représentée sur le diagramme $(p-V)$). Ainsi, comme à l'état final les deux phases existent toujours, la formule de Clapeyron donne la température afin d'atteindre 1 atm :

$$\ln p_{\text{Cl}_2}^{\text{vap}}(T) = 10.25 - \frac{2451\text{ K}}{T} = \overbrace{\ln(1)}^{=0} \implies T = \frac{2451\text{ K}}{10.25}$$

$$T(1\text{ atm}) = 239\text{ K} = -34^\circ\text{C}$$

Note : Par le diagramme $(p-V)$ on peut aussi voir que si le volume était variable, la température de -34°C serait la température maximale afin d'avoir une pression de 1 atm . Bien-sûr, au dessous de -34°C le Cl_2 est complètement en phase liquide.

4. Le nombre de mols d'air dans le réacteur est :

$$n_{\text{air}} = \frac{pV}{RT} = \frac{1\text{ atm} \cdot 0.25\text{ l}}{R \cdot 293\text{ K}} = 0.010\text{ mol}$$

Le volume du réacteur et la température ne changent pas lorsque l'injection du $\text{Cl}_2(\text{g})$ et donc la pression initiale d'air devient sa pression partielle. D'où, puisque 1 atm est la pression partielle d'air et la pression finale après l'injection est 5 atm , on en déduit que la pression partielle de $\text{Cl}_2(\text{g})$ est 4 atm . En outre, cette pression est inférieure à la pression de vapeur saturante de Cl_2 à 293 K qui veut dire que toute la quantité introduite est en phase gazeuse. Par la loi des gaz parfaits :

$$n_{\text{Cl}_2} = \frac{4\text{ atm} \cdot 0.25\text{ l}}{R \cdot 293\text{ K}} = 0.042\text{ mol}$$

Ainsi, les fractions molaires y sont :

$$y_{\text{air}} = \frac{n_{\text{air}}}{n_{\text{tot}}} = \frac{0.010}{0.010 + 0.042} = 0.19$$

$$y_{\text{Cl}_2} = 1 - y_{\text{air}} = 0.81$$

5. On veut obtenir de Cl_2 liquide dans le réacteur en gardant son volume constant. Ainsi, il faut diminuer la température afin de faire apparaître la phase liquide. À l'état final, les deux phases de Cl_2 coexistent et donc la pression partielle Cl_2 devient sa pression de vapeur saturante à la température finale. En considérant que le Cl_2 gazeux est un gaz parfait :

$$p_{\text{Cl}_2}^{\text{vap}}(T) = p_{\text{Cl}_2}(T)$$

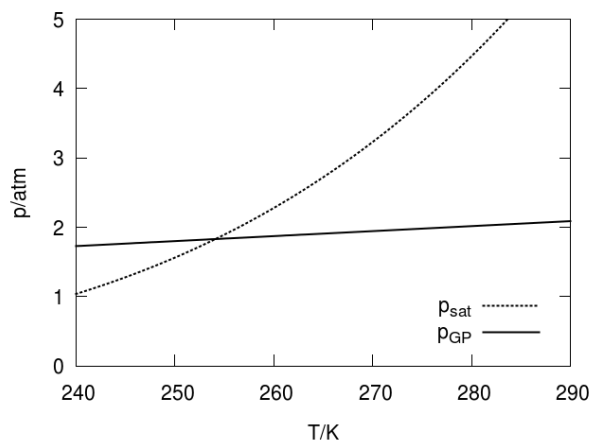
$$\exp\left(10.25 - \frac{2451 \text{ K}}{T}\right) = \frac{n_{\text{Cl}_2(\text{g})}RT}{0.25 \ell}$$

Par contre, il faut trouver le nombre de mols Cl_2 gazeux à l'état final. Initialement, on avait 0.042 mol de Cl_2 . 1.42 g qui correspondent à 0.020 mol passent en phase liquide, alors $0.042 \text{ mol} - 0.020 \text{ mol} = 0.022 \text{ mol}$ restent en phase gazeuse. Ainsi :

$$\exp\left(10.25 - \frac{2451 \text{ K}}{T}\right) = \frac{0.022 \text{ mol} \cdot R \cdot T}{0.25 \ell}$$

$$\exp\left(10.25 - \frac{2451 \text{ K}}{T}\right) = 7.2 \cdot 10^{-3} \text{ K}^{-1} \cdot T$$

La température se trouve par l'intersection des deux fonctions de l'égalité précédente :



Ainsi, la température du réacteur doit approximativement être amenée à 254 K ou -19°C .

6. À 254 K le Cl_2 gazeux est en équilibre avec le Cl_2 liquide et donc la pression partielle de celui est égale à sa pression de vapeur saturante à 254 K. Le nombre de mols d'air reste inchangeable et sa pression partielle est calculée par la loi des gaz parfaits. Puisque le volume de Cl_2 liquide est négligeable :

$$p_{\text{tot}} = p_{\text{Cl}_2}^{\text{vap}}(254 \text{ K}) + \frac{n_{\text{air}} \cdot R \cdot 254 \text{ K}}{V_{\text{réacteur}}} = 1.83 \text{ atm} + \frac{0.01 \text{ mol} \cdot 0.082 \ell \cdot \text{atm} \cdot \text{K}^{-1} \cdot 254 \text{ K}}{0.25 \ell}$$

$$p(254 \text{ K}) = 2.65 \text{ atm}$$

Note : Dans ce cas puisque on définit d'abord le nombre de mols que le Cl_2 gazeux a en équilibre avec le Cl_2 liquide à 254 K, la pression partielle de Cl_2 gazeux peut être également trouvée par la loi des gaz parfaits appliqué à ce nombre de mols de Cl_2 gazeux restant, e.g. 0.022 mol.

7. Une autre façon afin d'obtenir la même quantité de Cl_2 liquide et de diminuer le volume du réacteur en gardant sa température constante. De cette manière, en baissant le piston à 20°C , la pression augmente jusqu'à la valeur de la pression de vapeur saturante à cette température ($p_{\text{Cl}_2}^{\text{vap}}(293 \text{ K}) = 6.59 \text{ atm}$ de la question 1). Au-delà de ce moment la pression demeure constante et le Cl_2 passe en phase liquide. Puisque notre but est d'avoir finalement 1.42 g de Cl_2 liquide, le nouveau volume du réacteur est donné par la quantité de Cl_2 gazeux restant en considérant, encore une fois, que sa pression partielle à l'état finale est égale à la pression de vapeur saturante à 20°C . Par la loi des gaz parfaits (le volume de la phase liquide est négligé) :

$$p_{\text{Cl}_2}^{\text{vap}}(293 \text{ K}) = \frac{0.022 \text{ mol} \cdot R \cdot 293 \text{ K}}{V} \implies V = 0.08 \ell = 80 \text{ cm}^3$$

Ainsi, la variation de la hauteur du piston est :

$$|\Delta h| = \frac{|\Delta V|}{A} = \frac{(250 - 80) \text{ cm}^3}{25 \text{ cm}^2} = 6.8 \text{ cm}$$

8. Finalement, la pression sera la somme de la pression partielle de Cl_2 et celle de l'air dans le nouveau volume du réacteur. Autrement dit, elle sera égale à la pression de vapeur saturante de Cl_2 à 293 K ($p_{\text{Cl}_2}^{\text{vap}}(293 \text{ K}) = 6.59 \text{ atm}$) et la pression de 0.010 mol d'air dans

le volume réduit puisque la quantité d'air deumere constante. De plus, comme le volume de Cl_2 liquide est négligeable :

$$p_{\text{tot}} = p_{\text{Cl}_2}^{\text{vap}}(293 \text{ K}) + \frac{0.01 \cdot R \cdot 293 \text{ K}}{0.08 \ell} = 6.59 \text{ atm} + 3.00 \text{ atm} = 9.59 \text{ atm}$$

PROBLÈME II LOIS DE HENRY

Si une solution est placée dans un endroit clos, la somme des pressions partielles de chacune de ses composantes dans la phase vapeur sera égale à la pression totale au dessus de l'eau. La pression partielle de chaque composante λ , p_λ , est donnée par $p \cdot y_\lambda$, où p est la pression totale dans la phase vapeur et y_λ est la fraction molaire des composantes dans la phase vapeur au dessus du liquide. La loi de Raoult est une bonne approximation lorsqu'on considère des solvants presque purs, i.e., pour des fractions molaires élevées. Elle met en jeu la pression partielle d'un composant λ en utilisant sa pression de vapeur pour le composant pur, p_λ^* . La loi de Raoult s'écrit

$$p_\lambda^{\text{Raoult}} = p_\lambda^* \cdot x_\lambda$$

où x_λ est la fraction molaire du composant λ en solution.

La loi de Henry, d'un autre côté, est une bonne approximation pour des solutions à faibles fraction molaires et elle nous dit que la fraction molaire d'un composant en phase liquide est proportionnelle à sa pression partielle au dessus du liquide. La constante de proportionnalité est la *constante d'Henry*, k_H . Puis, pour un composé λ , on a

$$p_\lambda^{\text{Henry}} = k_H \cdot x_\lambda,$$

qui est une équation linéaire correspondant à la pente de la courbe pour des faibles x_λ ($x_\lambda \rightarrow 0$).

Maintenant, en utilisant la table donnée dans le problème, on trouve la pression partielle de A : $p_A = p \cdot y_A$; et celle de B : $p_B = p \cdot y_B = p \cdot (1 - y_A)$. Pour utiliser la loi de Raoult, on a besoin des pressions vapeur de chaque composant purs, ce qui est donné par la pression p lorsque sa fraction molaire est de 1. Alors $p_A^* = p(x_A = y_A = 1) = 12.295 \text{ kPa}$ et $p_B^* = p(x_B = y_B = 1) = p(x_A = y_A = 0) = 36.066 \text{ kPa}$. Puis,

$$p_A^{\text{Raoult}} = 12.295 \cdot x_A,$$

et

$$p_B^{\text{Raoult}} = 36.066 \cdot x_B = 36.066 \cdot (1 - x_A).$$

La constante d'Henry est calculée selon $k_H^A = p_A/x_A$. Afin d'utiliser les valeurs correspondant à $x_A \rightarrow 0$, on doit utiliser les deux premières colonnes dans le tableau. On a :

$$p_A(x_A = 0.0898) = p_A(y_A = 0.0401) = 34.121 \text{ kPa} \cdot 0.0401 = 1.368 \text{ kPa}.$$

Donc:

$$k_H^A = \frac{p_A(x_A = 0.0898)}{0.0898} = \frac{1.368 \text{ kPa}}{0.0898} = 15.234 \text{ kPa}.$$

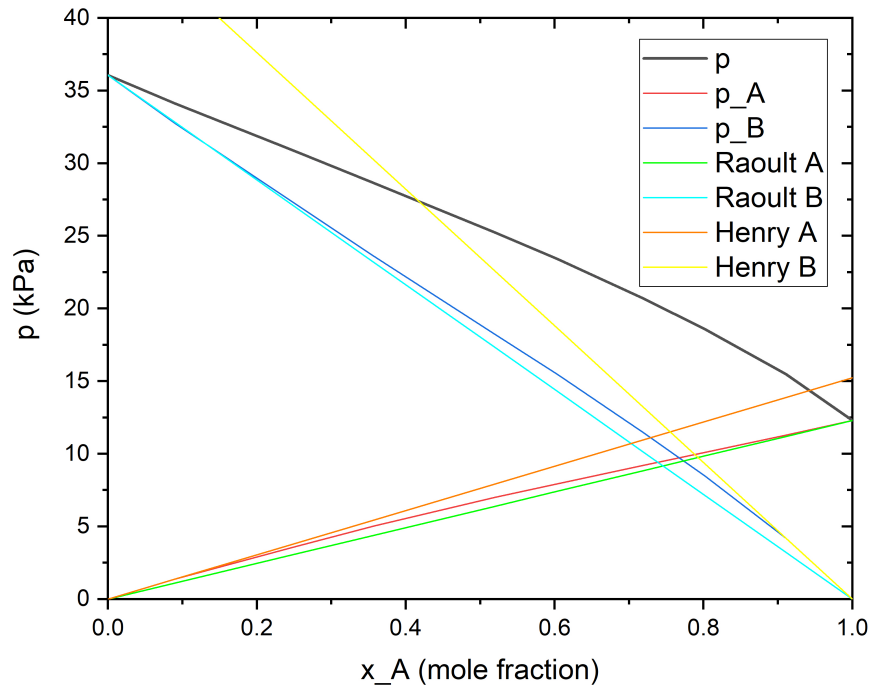
La même méthode est utilisée pour p_B : $x_B = 1 - x_A$ et $y_B = 1 - y_A$, alors $p_B = p \cdot (1 - y_A)$ et $k_H^B = p_B/x_B = p(1 - y_A)/(1 - x_A)$ pour les deux dernières colonnes dans le tableau car lorsque $x_A = 1$, $x_B = 0$. Cela nous donne :

$$k_H^B = 47.025 \text{ kPa}.$$

Finalement, les pressions partielles, en utilisant la loi de Henry sont :

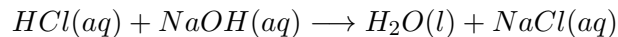
$$p_A^{\text{Henry}} = 15.234 \cdot x_A, \quad \text{et} \quad p_B^{\text{Henry}} = 47.025 \cdot x_B = 47.025 \cdot (1 - x_A)$$

Toutes les variables sont tracées sur la figure suivante :



PROBLÈME III COFFEE-CUP CALORIMÈTRE

Le mélange des solutions de HCl et de NaOH résulte en une réaction acide-base:



Sachant que le volume total est de 100 mL la masse peut être calculé comme suit:

$$m = V_{tot}\rho = 100 \text{ g}$$

Nous avons donc:

$$\Delta H = -C_s m \Delta T = -2.5 \text{ kJ}$$

Parce que le processus se déroule à pression constante, pour exprimer le changement d'enthalpie sur une base molaire, nous utilisons le fait que le nombre de mol de HCl est donné par le produit des volumes et des concentrations respectives des solution:

$$n = C \cdot V = 0.05 \text{ mol}$$

De ce fait, le changement d'enthalpie par mole pour HCl est:

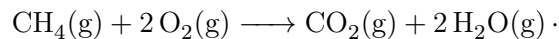
$$\Delta H_m = -2.5 \text{ kJ} / 0.05 \text{ mol} = -50 \text{ kJ/mol}$$

ΔH_m est négatif (exothermique), ce qui est attendu pour la réaction d'un acide avec une base et mis en évidence par le fait que la réaction fait augmenter la température de la solution.

PROBLÈME IV ÉTUDE D'UN BRÛLEUR À GAZ

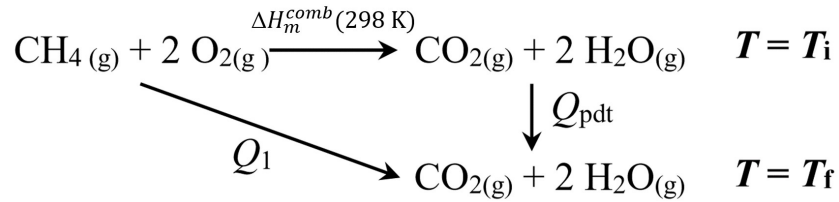
Partie 1 :

1. La réaction chimique de combustion du méthane est :



CO₂ et H₂O sont les produits d'une combustion complète ; à $T_f = 700 \text{ K}$, l'eau est sous forme gazeuse.

2. En conditions stoechiométriques, les réactifs sont entièrement consommés par la réaction : à l'issue de celle-ci seuls les produits de la réaction sont présents, c'est-à-dire 1 $\text{CO}_2(\text{g})$ et 2 $\text{H}_2\text{O}(\text{g})$ dans le cas de la combustion d'une mol de méthane. On peut considérer que la réaction de combustion se fait à la température des réactifs $T_0 = T_i$, ici 298 K, et qu'ensuite une partie (Q_{pdt}) de la chaleur dégagée par la réaction est utilisée pour augmenter la température des produits à pression constante jusqu'à T_f , comme schématisé ci-dessous :



On peut donc écrire que :

$$Q_1 = \Delta H_m^{\text{comb}}(298 \text{ K}) + Q_{\text{pdt}}$$

avec, à 298 K : $\Delta H_m^{\text{comb}} = \Delta H_m^f(\text{CO}_2(\text{g})) + 2\Delta H_m^f(\text{H}_2\text{O}(\text{g})) - \Delta H_m^f(\text{CH}_4(\text{g})) - 2\Delta H_m^f(\text{O}_2(\text{g}))$

$$\text{et } Q_{\text{pdt}} = \int_{T_i}^{T_f} [C_{p, m}(\text{CO}_2(\text{g})) + 2C_{p, m}(\text{H}_2\text{O}(\text{g}))] dT = [C_{p, m}(\text{CO}_2(\text{g})) + 2C_{p, m}(\text{H}_2\text{O}(\text{g}))](T_f - T_i)$$

3. Application numérique :

$$\Delta H_m^{\text{comb}}(298 \text{ K}) = -802.2 \text{ kJ mol}^{-1}$$

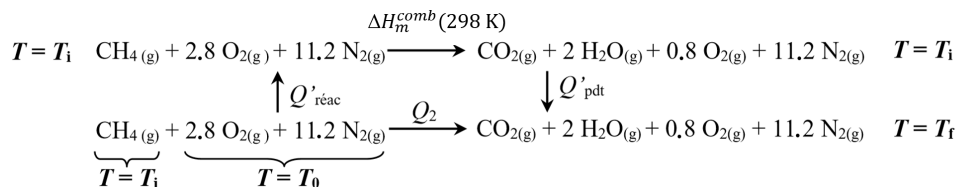
$$Q_{\text{pdt}} = 46.230 \text{ kJ} \quad (\text{pour la combustion d'une mole de } \text{CH}_4)$$

$$Q_1 = -755.97 \text{ kJ mol}^{-1}$$

Partie 2 :

1. Le brûleur fonctionne avec de l'air, il y a donc, en plus des réactifs, du diazote dans un rapport 4 pour 1 par rapport au dioxygène. L'oxygène est en excès par rapport aux conditions stoechiométriques : il y a donc $2 \cdot 1.4 = 2.8 \text{ mol}$ d' O_2 introduites pour la combustion d'une mol de CH_4 . A l'issue de la combustion, le système est constitué non seulement des produits de la réaction (1 $\text{CO}_2(\text{g})$ et 2 $\text{H}_2\text{O}(\text{g})$), mais également des composés

initialement présents qui n'ont pas réagi ($0.8 \text{ O}_2(\text{g})$ et $2.8 \cdot 4 = 11.2 \text{ N}_2(\text{g})$). Selon le même principe qu'à la première question, on peut faire le schéma suivant :



On peut donc écrire que :

$$Q_2 = Q'_{\text{réac}} + \Delta H_m^{\text{comb}}(298 \text{ K}) + Q'_{\text{pdt}}$$

$$\text{avec } Q'_{\text{réac}} = \int_{T_0}^{T_i} [2.8 C_{p, \text{m}}(\text{O}_2(\text{g})) + 11.2 C_{p, \text{m}}(\text{N}_2(\text{g}))] dT = [2.8 C_{p, \text{m}}(\text{O}_2(\text{g})) + 11.2 C_{p, \text{m}}(\text{N}_2(\text{g}))](T_i - T_0)$$

$$\Delta H_m^{\text{comb}}(298 \text{ K}) = -802.2 \text{ kJ mol}^{-1} \text{ (calculé précédemment).}$$

$$\begin{aligned}
 \text{et } Q'_{\text{pdt}} &= \int_{T_i}^{T_f} [C_{p, \text{m}}(\text{CO}_2(\text{g})) + 2 C_{p, \text{m}}(\text{H}_2\text{O}(\text{g})) + 0.8 C_{p, \text{m}}(\text{O}_2(\text{g})) + 11.2 C_{p, \text{m}}(\text{N}_2(\text{g}))] dT = \\
 &= [C_{p, \text{m}}(\text{CO}_2(\text{g})) + 2 C_{p, \text{m}}(\text{H}_2\text{O}(\text{g}))](T_f - T_i)
 \end{aligned}$$

2. Application numérique :

$$Q'_{\text{réac}} = -43.126 \text{ kJ} \quad (\text{pour la combustion d'une mole de } \text{CH}_4)$$

$$Q'_{\text{pdt}} = 191.272 \text{ kJ} \quad (\text{pour la combustion d'une mole de } \text{CH}_4)$$

$$Q_2 = -654.0 \text{ kJ mol}^{-1}$$

3. Les transferts thermiques du brûleur vers l'échangeur thermique sont de 200 kW en état permanent, ce qui signifie que le brûleur doit pouvoir céder une quantité de chaleur de 200 kJ par seconde. Or la combustion de 1 mol de méthane dégage $654.0 \text{ kJ mol}^{-1}$. Il faut donc brûler $200/654 = 0.306 \text{ mol}$ de CH_4 par seconde pour dégager 200 kJ par seconde, soit une masse de méthane de $m = n \cdot M = 4.89 \text{ g}$ par seconde. Le débit massique de méthane nécessaire est donc de 4.89 g s^{-1} .

PROBLÈME V PRODUCTION DU PLÂTRE

1. Comménçant par écrire l'équation-bilan de la réaction.



Pour déterminer l'enthalpie de la réaction à 298K, on applique la loi de Hess:

$$\Delta_r H^\ominus = -\Delta_f H^\ominus(gypse) + \Delta_f H^\ominus(plâtre) + 1.5\Delta_f H^\ominus(H_2O(g)) = 83.26 \text{ kJ mol}^{-1}$$

On obtien l'enthalpie de la réaction à 400 °C en appliquant la loi de Kirchhoff:

$$\Delta_r H^\ominus(400^\circ\text{C}) = \Delta_r H^\ominus(25^\circ\text{C}) + \int_{298}^{673} \Delta_r C_{p,m}^\ominus dT$$

Sachant que:

$$\Delta_r C_{p,m}^\ominus = -C_{p,m}^\ominus(gypse) + C_{p,m}^\ominus(plâtre) + 1.5C_{p,m}^\ominus(H_2O(g))$$

Application numérique: $\Delta_r H^\ominus(400^\circ\text{C}) = 78.75 \text{ kJ mol}^{-1}$

Même à 400 °C la réaction reste largement endothermique. Une source externe d'énergie est donc nécessaire

2. Le processus de deshydratation du gypse peut être décomposé en plusieurs processus:

- (a) échauffement du gypse de 25 °C à 400 °C
- (b) réaction de deshydratation

L'énergie totale nécessaire pour transformer une mole de gypse est donc égale à:

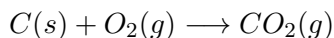
$$Q_{P,m} = \Delta_r H^\ominus(400^\circ\text{C}) + \int_{298}^{673} C_{p,m}^\ominus(gypse) dT = 151.01 \text{ kJ mol}^{-1}$$

Or la masse molaire du plâtre est égale à: $M(\text{plâtre}) = 145.16 \text{ g mol}^{-1}$

Finalement l'énergie nécessaire pour produire 40 kg de plâtre est égale à:

$$Q_p = 151.015 \times \frac{40000}{145.16} = 41612 \text{ kJ}$$

3. Le charbon et l'air doivent donc d'abord être chauffés à 400° C, puis le charbon est brûlé en présence de l'oxygène de l'air en fonction de la réaction:



L'énergie de chauffage est calculée à partir des capacités de chauffage du charbon, de l'oxygène et du diazote (ces 2 dernier étant dans un rapport de 1 mole à 4 moles) et en rappelant qu'il y a 2 fois plus d'air que nécessaire:

$$Q_{P,m} = \int_{298}^{673} (C_{p,m}^\ominus(C(s)) + 2C_p^\ominus(O_2(g)) + 8C_{p,m}^\ominus(N_2(g))) dT = 116956.62 \text{ J mol}^{-1}$$

L'enthalpie de réaction est calculée en utilisant la première loi de Hess et les enthalpies de formation des corps intervenant dans la réaction, puis en appliquant la loi de Kirchhoff.

$$\Delta_r H^\ominus(25^\circ \text{C}) = -\Delta_f H^\ominus(\text{C}(s)) - \Delta_f H^\ominus(\text{O}_2(g)) + \Delta_f H^\ominus(\text{CO}_2(g))$$

Mais la définition d'un état standard indique que les enthalpies de formation de charbon et d'oxygène sont nulles. Par conséquent, l'enthalpie de réaction standard à 25° C est égale à l'enthalpie de formation de dioxyde de carbone. Nous pouvons maintenant appliquer La loi de Kirchhoff:

$$\begin{aligned} \Delta_r H^\ominus(400^\circ \text{C}) &= \Delta_r H^\ominus(25^\circ \text{C}) + \int_{298}^{673} \Delta_r C_{p,m}^\ominus dT \\ &= \Delta_f H^\ominus(\text{CO}_2) + \int_{298}^{673} (-C_{p,m}^\ominus(\text{C}(s)) - C_{p,m}^\ominus(\text{O}_2(g)) + C_{p,m}^\ominus(\text{CO}_2(2))) dT \\ &= -393.4 \text{ kJ mol}^{-1} \end{aligned}$$

Au total et en se rappelant que l'efficacité du four est égale à 80%, l'énergie libérée en brûlant une mole de charbon est égal à $0.8 \times (116.96 - 393.4) = -221.15 \text{ kJ.mol}^{-1}$.

La production de 40 kg de plâtre nécessite 41 612 kJ. La masse de charbon nécessaire produire les 40 kg de plâtre c'est:

$$m(\text{charbon}) = 12.01 \times \frac{41612}{221.15} = 2259.82 \text{ g}$$

Finalement, 2.2 kg de charbon permettent de produire 40 kg de plâtre.