

## Chimie Physique Minérale

### TEMPÉRATURE DE FLAMME 8 POINTS

Un laboratoire cherche à déterminer le meilleur combustible pour un brûleur expérimental. Le meilleur combustible est celui qui permet d'atteindre la température de flamme la plus élevée par unité de masse de combustible.

Les combustibles envisagés ainsi que leur chaleur massique de combustion dans l'oxygène pur sont les suivants :

Méthane	$\text{CH}_4$	$\Delta H^\circ_{298} = -11.950 \text{ Kcal.g}^{-1}$ .
Acétylène	$\text{C}_2\text{H}_2$	$\Delta H^\circ_{298} = -11.530 \text{ Kcal.g}^{-1}$ .
Éthylène	$\text{C}_2\text{H}_4$	$\Delta H^\circ_{298} = -11.270 \text{ Kcal.g}^{-1}$ .
Éthane	$\text{C}_2\text{H}_6$	$\Delta H^\circ_{298} = -11.350 \text{ Kcal.g}^{-1}$ .

Les produits de réaction de ces gaz avec l'oxygène à 298 K sont :  **$\text{H}_2\text{O}$  vapeur et  $\text{CO}_2$  gaz.**

$\text{H}_2\text{O}$	$\text{Cp}(T) = 0.4570 + 08.330 \cdot 10^{-6} T \text{ Cal.g}^{-1}$ .
$\text{CO}_2$	$\text{Cp}(T) = 0.2350 + 62.270 \cdot 10^{-6} T \text{ Cal.g}^{-1}$ .

Les mélanges d'oxygène et de combustible dans le brûleur sont dans des proportions stoechiométriques.

1°- Écrire les quatre réactions de combustion par **mole** de combustible.

2°- En déduire les masses de  $\text{H}_2\text{O}$  vapeur et de  $\text{CO}_2$  produites par **gramme** de combustible et pour chaque réaction

3° - Calculer  $\text{Cp}(T)$  des produits de combustion pour chacune des réactions.

4°- En supposant que la chaleur de réaction est intégralement transmise aux produits de la réaction, Calculer les températures de flamme par gramme de combustible. Quel sera le choix du laboratoire?

Question subsidiaire : Donner un exemple d'application.

Données Supplémentaires:

<b>Composé</b>	Méthane	Acétylène	Éthylène	Éthane	Eau	Gaz carbonique
<b>Masse molaire</b>	16	26	28	30	18	44

**DIAGRAMME D'ELLINGHAM. 8 POINTS**

On se propose de construire un diagramme d'Ellingham pour les chlorures. l'agent oxydant est  $\text{Cl}_2$  gaz. On donne les énergies de formation des composés suivants pour une mole de  $\text{Cl}_2$ .

$$\Delta G_1^\circ = 2 \Delta G^\circ (\text{CuCl}) = -65\,000 + 28.806 T \text{ Cal}$$

$$\Delta G_2^\circ = 2 \Delta G^\circ (\text{AgCl}) = -60\,724 + 27.758 T \text{ Cal}$$

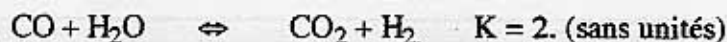
$$\Delta G_3^\circ = 2 \Delta G^\circ (\text{HCl}) = -44\,126 + 4.737 T \text{ Cal}$$

CuCl et AgCl sont solides, HCl est gazeux.

- 1 – Tracer les enthalpies libres  $\Delta G_1^\circ$  et  $\Delta G_2^\circ$  dans le diagramme fourni.
- 2 – L'axe  $\log_{10}(P_{\text{Cl}_2})$  est placé à  $T_a = 1092.84\text{K}$ . Compléter les graduations de cet axe.
- 3 – Placer les phases solides thermodynamiquement stables dans leur domaine respectif.
- 4 – En consultant le diagramme, dire lequel des deux chlorures solides peut être réduit selon le principe de métallothermie. Écrire la réaction correspondante.
- 5 – Tracer la courbe  $\Delta G_3^\circ$  et déterminer graphiquement les températures  $T_1$  et  $T_2$  à partir desquelles la réduction des chlorures AgCl et CuCl par l'hydrogène est thermodynamiquement possible. Déterminer de la même façon les pression de chlore  $P_1$  et  $P_2$  en équilibre avec les solides (Ag, AgCl) et (Cu, CuCl) respectivement.

**ÉQUILIBRES CHIMIQUES. 4 POINTS**

La réaction d'oxydation de CO en  $\text{CO}_2$  par la vapeur d'eau est la suivante :



Déterminer les états d'équilibre de ce système (nombre de moles de chacun des constituants) pour les conditions initiales suivantes :

Conditions 1: CO = 3 moles	H <sub>2</sub> O = 1 mole	CO <sub>2</sub> = 2 moles	H <sub>2</sub> = 1 mole
Conditions 2: CO = 3.5 moles	H <sub>2</sub> O = 3.5 moles	CO <sub>2</sub> = 0 moles	H <sub>2</sub> = 0 mole

Quels sont vos commentaires?.

-100

Enthalpie libre  $\Delta G^\circ$  Kcal

0

0  
100

Température K

$\log_{10} p_{Cl_2}$

Réaction de Réduction par  
métallothermie:

.....  
.....  
.....

Equilibre Ag, AgCl :

T1 = .....  
P1 = .....

Equilibre Cu, CuCl :

T2 = .....  
P2 = .....