

DS : Thermodynamique et Cinétique Chimique

Date : 22 mars 2021

Durée : 1h30

Documents non autorisés

Responsable de l'épreuve : J-C. Soetens

Exercice A : Réactions de combustion simultanées (6 points)

La combustion d'un mélange de méthane (CH_4) et d'éthane (C_2H_6) dans du dioxygène pur, produit du dioxyde de carbone et de l'eau. Cette combustion nécessite 179,959 g de $\text{O}_{2(\text{g})}$ et forme 226,473 g de produits. On considère que les réactions de combustion sont complètes et qu'en fin de combustion le méthane, l'éthane et le dioxygène ont complètement disparu.

A-1) Ecrire les deux réactions de combustion dans le dioxygène en équilibrant avec les coefficients stœchiométriques entiers les plus petits possibles. La combustion du méthane sera la réaction (1) et la combustion de l'éthane la réaction (2).

A-2) Pour les deux réactions, écrire le nombre de mole de toutes les espèces à l'instant initial (t_0), un instant quelconque (t) et à la fin (t_{final}). Vous utiliserez les variables d'avancement ξ_1 et ξ_2 en accord avec le numéro de la réaction.

A-3) En utilisant les données, calculer les variables d'avancement des deux réactions ξ_1 et ξ_2 .

A-4) Calculer les masses respectives de méthane et d'éthane dans le mélange initial.

Exercice B : Détermination de la capacité calorifique d'un métal (5 points)

1^{ère} expérience

Un calorimètre contient une masse $m_1 = 200$ g d'eau. L'ensemble est à l'équilibre thermique à la température initiale $T_1 = 298$ K. On ajoute ensuite une masse $m_2 = 300$ g d'eau à la température $T_2 = 353$ K.

B-1) Calculer la température d'équilibre thermique $T_{\text{idéal}}$ de l'ensemble si la capacité calorifique du calorimètre était nulle (calorimètre idéal) ?

Le résultat de l'expérience est une température finale à l'équilibre thermique $T_{\text{exp}} = 323$ K.

B-2) Calculer la différence d'énergie entre le calorimètre idéal et le calorimètre réel.

B-3) Calculer la capacité calorifique C du calorimètre.

2^d expérience

Un calorimètre de capacité calorifique $C = 200$ J.K⁻¹ contient une masse d'eau $m_1 = 350$ g. L'ensemble est à l'équilibre thermique à la température $T_1 = 290$ K.

Dans une expérience *sous haute surveillance* on plonge maintenant dans ce calorimètre un morceau d'or de masse $m_2 = 250$ g à la température $T_2 = 373$ K. Après un certain temps la température se stabilise à $T_f = 291,58$ K.

B-4) Calculer la capacité calorifique massique de l'or, soit $C_p(\text{Au}_{(\text{s})})$ en J.g⁻¹.K⁻¹ et en J.mol⁻¹.K⁻¹.

Exercice C : Suivi d'une réaction chimique par mesure de la pression (6 points)

On considère la réaction chimique suivante : $CH_{4(g)} \rightleftharpoons C_{(s)} + 2 H_{2(g)}$

On place, dans un récipient vide et indéformable de volume $V = 50 \text{ l}$, une mole de $CH_{4(g)}$ à 850 °C .
Tout au long de l'expérience la température à l'intérieur du récipient sera maintenue à 850 °C .

C-1) En supposant que la réaction n'a pas encore commencée, calculer la pression initiale (en bar).

On laisse la réaction s'effectuer et on observe une pression finale d'équilibre de $3,2 \text{ bar}$.

C-2) Calculer l'avancement de cette réaction.

C-3) Calculer le nombre de mole de chaque molécule dans le récipient à l'équilibre.

C-4) Calculer la pression partielle de chacun des gaz à l'équilibre.

C-5) Etablir une formule donnant la pression totale dans le récipient en fonction de l'avancement de la réaction.
Quelle serait la valeur de la pression si la réaction de dissociation du méthane était totale ?

Exercice D : Enthalpies de réaction (3 points)

On considère la réaction en phase gazeuse : $N_{2(g)} + 3 H_{2(g)} \rightleftharpoons 2 NH_{3(g)}$

pour laquelle $\Delta_r H_{298K}^\circ = -92 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$

D-1) Expliquer ce que représente $\Delta_r H_{298K}^\circ$. Que signifie notamment le symbole 'o' en exposant ?

D-2) Expliquer ce que représente l'enthalpie standard de formation de l'ammoniac à 298 K . Comment écrit-on cette quantité de manière abrégée ?

D-3) Calculer l'enthalpie standard de formation de l'ammoniac à 298 K .

Données utiles pour l'ensemble du sujet :

Capacité calorifique de l'eau : $C_p (H_2O) = 4185 \text{ J} \cdot \text{kg}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$

Masse molaire de l'or : $M(\text{Au}) = 197 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$

Constante des gaz parfaits : $R = 8,314 \text{ J} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$

$1 \text{ atm} = 101325 \text{ Pa} = 1,01325 \text{ bar}$

$0 \text{ °C} = 273,15 \text{ K}$

Masses molaires ; $M_C = 12 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$; $M_O = 16 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$; $M_H = 1 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$