

DS : Thermodynamique et Cinétique Chimique

Date : 25 mars 2024

Durée : 1h30

Documents non autorisés

Responsable de l'épreuve : J-C. Soetens

Exercice A (6 points)

On verse dans un calorimètre à la température de 20 °C une masse $m_0 = 390$ g d'eau chaude à 50 °C; l'ensemble se stabilise à une température $\theta_0 = 49.2$ °C.

A-1) Calculer la capacité calorifique du calorimètre.

A-2) La valeur en eau d'un calorimètre correspond à la masse d'eau μ ayant la même capacité calorifique que le calorimètre vide. Calculer la valeur en eau $\mu = x$ g d'eau de ce calorimètre.

Dans ces conditions initiales, le système est donc analogue à une quantité d'eau $m'_0 = m_0 + \mu$, à la température initiale $\theta_0 = 49.2$ °C, placée dans un récipient parfaitement isolé.

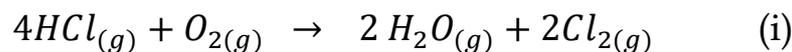
On introduit dans ce système un glaçon de masse $m_1 = 150$ g à une température $\theta_1 = -20$ °C.

A-3) Expliciter les différentes transformations conduisant à l'équilibre thermique final (un schéma est le bienvenu). Pour chacune d'elles, donner la variation d'enthalpie associée.

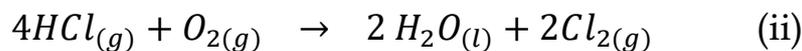
A-4) Calculer la température finale θ_f .

Exercice B (4 points)

Soit les réactions :



et



B-1) Calculer l'enthalpie standard de la réaction (i) à 298 K.

B-2) Calculer l'enthalpie standard de la réaction (ii) à 298 K.

B-3) Calculer la variation d'énergie interne standard de la réaction (i) à 298 K.

B-4) Calculer la variation d'énergie interne standard de la réaction (ii) à 298 K.

Exercice C (7 points)

On considère la réaction chimique suivante :



On place, dans un récipient vide et indéformable de volume $V = 50 \text{ L}$ une mole de $\text{CH}_4(\text{g})$ à $850 \text{ }^\circ\text{C}$.
Tout au long de l'expérience la température à l'intérieur du récipient sera maintenue à $850 \text{ }^\circ\text{C}$.

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.

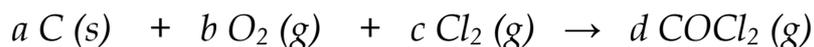
C-4) Calculer la pression partielle de chacun des gaz à l'équilibre.

C-5) Etablir une formule donnant la pression totale dans le récipient en fonction de l'avancement de la réaction.

C-6) Quelle serait la valeur de la pression si la réaction de dissociation du méthane était totale ?

Exercice D (3 points)

L'enthalpie standard de la réaction ci-dessous (avec $a=1$) est égale à -222.8 kJ/mol à 298 K :



D-1) Equilibrer la réaction.

D-2) Calculer l'enthalpie standard de la réaction de décomposition du phosgène (COCl_2) à 298K :



Données (toutes ne sont pas utiles) :

Constante des gaz parfaits : $R = 8.314 \text{ J/mol/K}$

$1 \text{ atm} = 101325 \text{ Pa} = 1.01325 \text{ bar}$

$1 \text{ bar} = 10^5 \text{ Pa}$

$0 \text{ °C} = 273.15 \text{ K}$

Composés	C_p à 298 K	Transformations	$\Delta_f H^\circ$ à 298 K
$H_2O (g)$	1.86 J/g/K		-241.8 kJ/mol
$H_2O (l)$	4.18 J/g/K	$\Delta_{vap} H^\circ = 44 \text{ kJ/mol}$	indisponible
$H_2O (s)$	2.03 J/g/K	$\Delta_{fus} H^\circ = 334 \text{ J/g}$	-291.8 kJ/mol
$HCl (g)$	0.81 J/g/K		-92.3 kJ/mol
$CO (g)$	1.04 J/g/K		-110.5 kJ/mol
$C (s)$	0.71 J/g/K		0
$SO_2 Cl_2 (g)$	76.95 J/mol/K		-354.8 kJ/mol
$SO_2 (g)$	39.87 J/mol/K		-296.8 kJ/mol
$Cl_2 (g)$	33.91 J/mol/K		0