

DS : Thermodynamique et Cinétique Chimique

Date : 21 mars 2023

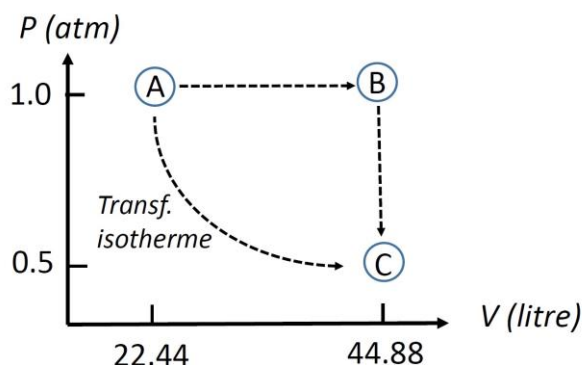
Durée : 1h30

Documents non autorisés

Responsable de l'épreuve : J-C. Soetens

Exercice A : Cycle de transformations (8 points)

Soit 1 mole d'un gaz parfait (gaz atomique pour lequel $C_v = 3/2 R$) qui subit les transformations décrites sur la figure ci-dessous :



On rappelle la relation de Mayer : $C_p - C_v = R$

A-1) Calculer la température de chacun des trois états A, B et C.

A-2) La transformation $A \rightarrow C$ est isotherme. Préciser la nature des transformations $A \rightarrow B$ et $B \rightarrow C$.

A-3) Rappeler les expressions de l'enthalpie H et de ΔH .

A-4) Utiliser les données de l'exercice et diverses déductions pour compléter le tableau ci-dessous que vous reproduirez sur votre copie. Chaque calcul et déduction devra également être décrit et justifié à la suite et il sera tenu compte de la cohérence des résultats.

	Chaleur q (J)	Travail W (J)	ΔU (J)	ΔH (J)
Transformation $A \rightarrow B$				
Transformation $B \rightarrow C$				
Transformation $A \rightarrow C$				
Cycle $A \rightarrow B \rightarrow C \rightarrow A$				

Exercice B : Calorimétrie (5 points)

1^{ère} expérience

Un calorimètre contient une masse $m_1 = 150$ g d'eau. L'ensemble est à l'équilibre thermique à la température initiale $T_1 = 298$ K. On ajoute ensuite une masse $m_2 = 250$ g d'eau à la température $T_2 = 373$ 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 $T_{\text{exp}} = 334 \text{ K}$.

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

B-3) Utiliser cette différence d'énergie pour calculer la capacité calorifique C du calorimètre.

B-4) Proposer et appliquer un calcul pour vérifier l'exactitude de la valeur de C .

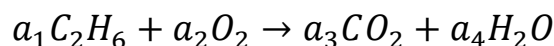
2^d expérience

Soit un calorimètre de capacité calorifique $C = 209 \text{ J/K}$ contenant une masse $m_2 = 350 \text{ g}$ d'eau, l'ensemble est à la température d'équilibre initiale $T_2 = 289 \text{ K}$. On y plonge un bloc de plomb de masse $m_1 = 280 \text{ g}$ sortant d'une étuve à la température $T_1 = 370 \text{ K}$. Après un certain temps, on mesure une température d'équilibre thermique $T_{\text{eq}} = 291 \text{ K}$.

B-5) Calculer la capacité calorifique massique du plomb.

Exercice C : Suivi d'une réaction chimique par mesure de la pression (7 points)

On considère la réaction chimique de combustion de l'éthane en phase gazeuse :



On place, dans un réacteur vide et indéformable de volume $V = 10 \text{ litre}$, 1 mole d'éthane et 4 moles de dioxygène, à 850 °C . Tout au long de l'expérience la température à l'intérieur du réacteur sera maintenue à 850 °C .

Analyses préliminaires

C-1) Equilibrer la réaction.

C-2) Calculer la pression initiale (en bar) avant que la réaction ne commence.

C-3) Supposons que cette réaction soit totale : établir le tableau d'avancement de la réaction, déterminer l'avancement maximal et calculer la pression totale finale (en bar) dans le réacteur ?

Résultat expérimental : on laisse la réaction s'effectuer et on observe une pression finale d'équilibre de 49,5 bar.

C-4) Calculer l'avancement de cette réaction.

C-5) Calculer le nombre de mole de chaque espèce dans le réacteur à l'équilibre.

C-6) Calculer la pression partielle (en bar) de chacun des gaz à l'équilibre.

Données utiles pour l'ensemble du sujet :

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

Constante des gaz parfaits : $R = 8.314 \text{ J.mol}^{-1}.\text{K}^{-1}$

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

$0 \text{ °C} = 273,15 \text{ K}$