

T 55. Bouilloire

1) On verse 0,25 L d'eau à 20 °C dans une bouilloire munie d'une résistance électrique de 1000 W. Le courant circule pendant une minute. Les parois sont supposées athermanes. La capacité thermique de la résistance est supposée négligeable. La capacité thermique massique de l'eau vaut $c = 4,185 \text{ J}\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{g}^{-1}$.

Quelle sera la température finale de l'eau ?

2) On rajoute ensuite 1 L d'eau à 20 °C. Quelle sera la nouvelle température finale ?

T 56. Cocotte-minute

Un autocuiseur est équipé d'une soupape de section $s = 4 \text{ mm}^2$ et de masse $m = 40 \text{ g}$.

On indique que la pression de vapeur saturante de l'eau à la température θ (en °C) est donnée,

au voisinage de 100 °C, par la loi empirique : $p_s = \left(\frac{\theta}{100}\right)^4 p^\circ$ où $p^\circ = 1 \text{ bar}$.



1) Exprimer et calculer la pression maximale atteinte dans l'autocuiseur. On prendra $g = 10 \text{ m}\cdot\text{s}^{-2}$.

2) En déduire la température maximale atteinte dans l'autocuiseur.

T 58. Fusion d'un bloc de glace.

À la pression atmosphérique normale (1,013 bar), un bloc de glace de 4 kg initialement à 0°C se met à fondre par une température ambiante de 8°C, température que prendra l'eau de fusion.

On donne l'enthalpie de vaporisation massique de fusion de la glace $\Delta_{fus}h = 335 \text{ kJ}\cdot\text{kg}^{-1}$ et la capacité thermique massique de l'eau $c = 4,18 \text{ J}\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{g}^{-1}$. Par ailleurs, on indique que la glace occupait un volume initial de 4,4 dm³. Calculer :

- la variation d'enthalpie du système.
- la quantité de travail échangée. Conséquence ?

T 60. Vaporisation

1) Calculer la variation d'enthalpie d'un kilogramme d'eau liquide à 100 °C, que l'on vaporise sous la pression atmosphérique $p = 10^5 \text{ Pa}$.

2) En utilisant la relation entre énergie interne et enthalpie, calculer la variation d'énergie interne correspondante. On assimilera la vapeur d'eau à un gaz parfait.

3) Quelle quantité de chaleur faut-il fournir à un litre d'eau à 25 °C pour la transformer en vapeur à 100 °C, sous la pression atmosphérique ?

Données :

- Enthalpie massique de vaporisation de l'eau $\Delta_{vap}h^\circ = 2,257 \text{ kJ}\cdot\text{g}^{-1}$
- masse volumique de l'eau liquide à 100 °C = 958 g·L⁻¹
- masse molaire de l'eau $M = 18,0 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$
- volume molaire de la vapeur d'eau à 100 °C et sous 10⁵ Pa : $V_m = 30,6 \text{ L}\cdot\text{mol}^{-1}$
- capacité thermique massique de l'eau $c = 4185 \text{ J}\cdot\text{kg}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$

T 61. Calorimétrie

1) Un calorimètre contient $m_0 = 95 \text{ g}$ d'eau à $T_0 = 20 \text{ °C}$. On ajoute $m = 71 \text{ g}$ d'eau à $T_i = 50 \text{ °C}$. Quelle serait la température d'équilibre T_f si l'on pouvait négliger la capacité thermique du vase et des accessoires ?

2) La température d'équilibre observée est 31,3 °C. En déduire la valeur en eau m'_0 du vase et des accessoires.

3) Le même calorimètre contient maintenant $m_0 = 100 \text{ g}$ d'eau à $T_0 = 15 \text{ °C}$. On y plonge un échantillon métallique pesant $m = 25 \text{ g}$ sortant d'une étuve à $T_i = 95 \text{ °C}$. La température d'équilibre étant $T_f = 16,7 \text{ °C}$, calculer la capacité thermique massique c du métal. On donne pour l'eau $c_0 = 4,18 \text{ J}\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{g}^{-1}$ au voisinage de 15 °C.

T 62. Apéro

On plonge un glaçon cubique de côté $a = 3 \text{ cm}$ à la température T_i dans un volume $V_2 = 20 \text{ cL}$ d'eau à la température $T_0 = 15 \text{ °C}$. On suppose l'ensemble {eau + glace} isolé thermiquement de l'extérieur. Quelle est la température finale ?

Application numérique :

- $T_i = -18 \text{ °C}$
- $T_i = -4 \text{ °C}$

Données (supposées constantes tout au long du processus) :

- masse volumique de la glace à 0°C : $\rho_1 = 917 \text{ kg}\cdot\text{m}^{-3}$
- capacité thermique massique de la glace à 0°C : $c_1 = 2,06 \text{ kJ}\cdot\text{kg}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$
- capacité thermique massique de l'eau à 0°C : $c_2 = 4,217 \text{ kJ}\cdot\text{kg}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$
- l'enthalpie de vaporisation massique de fusion de la glace à 0°C : $\Delta_{fus}H^\circ = 333 \text{ kJ}\cdot\text{kg}^{-1}$.

T 63. PCI du butane.

- 1) Le butane ayant pour formule brute C_4H_{10} , écrire la réaction de combustion du butane.
- 2) On donne l'enthalpie standard de cette réaction, exprimée par mole de butane consommé : $\Delta_r H^\circ = -2,7 \text{ MJ}\cdot\text{mol}^{-1}$.
En déduire, sous la pression constante de 1 bar, la quantité de chaleur libérée par la combustion d'une mole de butane, et donc reçue notamment par les produits de la combustion.
- 3) En déduire le PCI volumique du butane, ainsi que la quantité de chaleur libérée par la combustion de 1 m³ de butane.
On donne : $V_m^\circ \approx 25 \text{ L}\cdot\text{mol}^{-1}$ (volume molaire des gaz parfaits).

Rép : 1,1.10² MJ·m⁻³

T 64. PCS du propane

Le propane est un alcane gazeux dans les CSTP, qui a pour formule brute C_3H_8 . Nous l'utiliserons dans une chaudière à condensation.

- 1) Qu'est-ce qu'une chaudière à condensation ?
- 2) Écrire l'équation chimique de combustion du propane dans le dioxygène.
- 3) Calculer le PCI puis le PCS du propane (volumiques).

Données :

- enthalpie standard relative à la combustion complète d'une mole de propane $\Delta_r H^\circ = -2,22 \text{ MJ}\cdot\text{mol}^{-1}$
- enthalpie standard molaire de vaporisation de l'eau $\Delta_{\text{vap}} H^\circ = 44 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$
- $R = 8,314 \text{ J}\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{mol}^{-1}$

T 66. Oxydation du monoxyde de carbone

Considérons la réaction suivante, pour laquelle $\Delta_r H^\circ = -278 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$: $\text{CO}_{(g)} + \frac{1}{2}\text{O}_{2(g)} \rightarrow \text{CO}_{2(g)}$

- 1) Cette réaction est-elle endothermique ou exothermique ?
- 2) Supposons qu'on réalise l'oxydation d'une mole de monoxyde de carbone dans l'air (1/5 O₂ + 4/5 N₂), le volume d'air étant tel que l'oxygène se trouve en proportions stœchiométriques. La température initiale est de 20 °C, la réaction est supposée adiabatique. Quelle est la température finale ?

Les gaz seront considérés comme parfaits.

On donne : $R = 8,3 \text{ J}\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{mol}^{-1}$; $C_{vm}(\text{CO}_2) = 28,9 \text{ J}\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{mol}^{-1}$ et $C_{pm}(\text{N}_2) = 29,2 \text{ J}\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{mol}^{-1}$

Rép : 2927 °C

T 68. Température de flamme : combustion du butane

Le gaz généralement utilisé dans les briquets est le butane, de formule C_4H_{10} . On étudie sa combustion dans l'air (composé de 20 % de dioxygène et de 80 % de diazote), dans les CNTP.

- 1) Écrire l'équation chimique de cette combustion.
- 2) Déterminer le nombre de moles de dioxygène nécessaire à la combustion d'une mole de butane.
- 3) Déterminer les nombres de moles des différents composés avant et après la combustion d'une mole de butane, en considérant que les réactifs se trouvent dans les proportions stœchiométriques.
- 4) Déterminer la température atteinte par l'air et les gaz créés en fin de combustion, en supposant que la réaction se déroule dans une enceinte athermane.
- 5) La température réellement observée est plus faible, pourquoi ?

Données :

- Enthalpie standard de réaction relative à la combustion d'une mole de butane : $\Delta_r H^\circ = -2,88 \text{ MJ}\cdot\text{mol}^{-1}$
- $C_{pm}(\text{O}_2) = C_{pm}(\text{N}_2) = 29 \text{ J}\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{mol}^{-1}$; $C_{pm}(\text{H}_2\text{O}) = 75 \text{ J}\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{mol}^{-1}$; $C_{pm}(\text{CO}_2) = 40 \text{ J}\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{mol}^{-1}$.

T 69. Combustion de l'éthanol

On brûle 25 mL d'éthanol, de formule brute C_2H_5OH , dans un réacteur athermane, dans lequel se trouve initialement 250 L d'air à la pression atmosphérique. Les gaz seront considérés comme parfaits.

- 1) Calculer la masse molaire de l'éthanol, sachant que $M_H = 1 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$, $M_C = 12 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$ et $M_O = 16 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$
- 2) Écrire l'équation chimique de la combustion complète de l'éthanol.
- 3) On donne l'enthalpie standard relative à la combustion complète d'une mole d'éthanol $\Delta_r H^\circ = -1\,368 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$.

En supposant la transformation monobare, quelle est l'élévation de température du milieu réactionnel ?

Données : $C_{pm}(\text{O}_2) = C_{pm}(\text{N}_2) = 29 \text{ J}\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{mol}^{-1}$; $C_{pm}(\text{H}_2\text{O}) = 75 \text{ J}\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{mol}^{-1}$; $C_{pm}(\text{CO}_2) = 40 \text{ J}\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{mol}^{-1}$.

$\rho_{\text{éthanol}} = 0,79 \text{ kg}\cdot\text{L}^{-1}$; volume molaire des gaz parfaits $V_m^\circ \approx 25 \text{ L}\cdot\text{mol}^{-1}$