

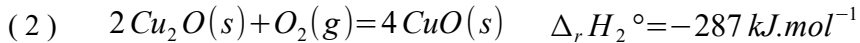
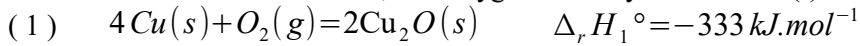
EXERCICES BILAN ENERGETIQUE SYSTEME CHIMIQUE.

Exercice 1 : réactions de formation .

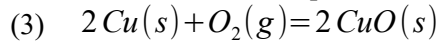
Ecrire les réactions standards de formation des espèces suivantes : $H_2O(l)$, $NH_3(g)$, CH_3COOH

Exercice 2: combinaison de réactions .

Soient les réactions entre le cuivre , le dioxygène et l'oxyde de cuivre (I) :



1- En déduire la valeur de l'enthalpie standard de réaction $\Delta_r H_3^\circ$ de la réaction d'équation :



2- La réaction est-elle endo ou exothermique ?

Exercice 3 : changement d'état et grandeurs de réaction

1- On considère la réaction suivante : $2C(s) + 4H_2(g) + O_2(g) = 2CH_3OH(l)$

Déterminer pour cette réaction l'enthalpie et l'entropie standards de réaction à toute température .

Données :

A 298 K $\Delta_f H^\circ$ (méthanol liq) = -238,34 kJ.mol⁻¹

S° (méthanol liq) = 126,6 J.K⁻¹.mol⁻¹

S° (H₂) = 130,4 J.K⁻¹.mol⁻¹

S° (Cgraph) = 5,68 J.K⁻¹.mol⁻¹

S° (O₂) = 204,8 J.K⁻¹.mol⁻¹

Température d'ébullition du méthanol $t_{eb} = 64.7^\circ\text{C}$

Chaleur latente d'ébullition $Leb = 35,9 \text{ kJ.mol}^{-1}$

2- On considère la réaction suivante : $\frac{4}{3}Al(s) + O_2(g) = \frac{2}{3}Al_2O_3(s)$ (1) pour $T < T_{fus}(Al)$

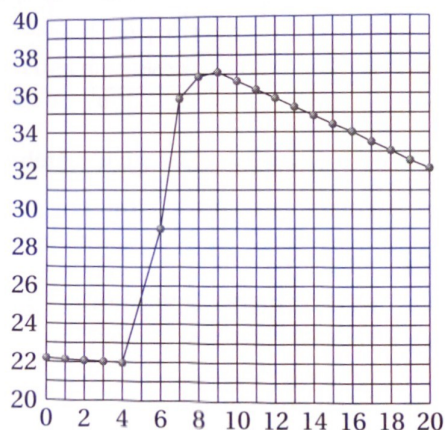
$T_{fus}(Al) < T_{fus}(Al_2O_3)$, on connaît pour la réaction (1) les enthalpie et entropie standards de réaction que l'on note $\Delta_r H_1^\circ$ et $\Delta_r S_1^\circ$ ainsi que l'enthalpie molaire de fusion de l'aluminium $\Delta_{fus} H^\circ$ à la température de fusion .

Ecrire la réaction obtenue pour $T_{fus}(Al) < T < T_{fus}(Al_2O_3)$ et déterminer les expressions de ses enthalpie et entropie de réaction $\Delta_r H_2^\circ$ et $\Delta_r S_2^\circ$.

Exercice 4 : Calorimétrie et enthalpie de réaction .

1- On souhaite mesurer l'enthalpie standard de la réaction de décomposition de l'eau oxygénée, H_2O_2 . Pour cela, on commence par déterminer la capacité calorifique C du calorimètre. On place 50mL d'eau prise à température ambiante. Après stabilisation, on mesure $t_0 = 19,35^\circ\text{C}$. On ajoute alors 50mL d'eau tiède de température $t_1 = 60,20^\circ\text{C}$. On obtient alors une température d'équilibre $t_e = 39,52^\circ\text{C}$. On donne la capacité thermique massique de l'eau liquide $c_1 = 4,18 \text{ J} \cdot \text{g}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$. Déterminer C.

2- Dans une deuxième manipulation, On place $V_1 = 50 \text{ ml}$ de H_2O_2 de concentration $c_0 = 0,921 \text{ mol.L}^{-1}$. La température est relevée pendant 4 minutes. À $t = 5 \text{ min}$, on ajoute $V_2 = 10 \text{ ml}$ d'une solution contenant le catalyseur de la réaction de décomposition. La température est à nouveau relevée pendant 15 minutes. On obtient le graphe suivant représentant la température mesurée en $^\circ\text{C}$ en fonction du temps en mn .



2- Le mélange réactionnel ayant une masse volumique $\rho = 1,00 \text{ g.mL}^{-1}$ et une capacité thermique massique analogue à celle de l'eau, calculer la valeur expérimentale de l'enthalpie standard de décomposition de l'eau oxygénée. À partir des tables thermodynamiques on obtient $-94,6 \text{ kJ.mol}^{-1}$.

Exercice 5 : cheminée au bioéthanol

Les cheminées au bioéthanol constituent une alternative aux cheminées à bois traditionnelles. La combustion de l'éthanol $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ dans l'air produit des flammes d'une trentaine de centimètres de haut.

- 1 - Ecrire l'équation de combustion de l'éthanol. Les produits sont formés à l'état gazeux.
- 2 - Calculer l'enthalpie standard de cette réaction, $\Delta_r H^\circ$. Commenter son signe.
- 3 - Calculer la masse d'air nécessaire à la combustion de 1,5 L d'éthanol.
- 4 - Déterminer la température de flamme T_f , c'est-à-dire la température atteinte par le milieu réactionnel en négligeant tout transfert thermique avec l'extérieur. La température initiale vaut $T_i = 298 \text{ K}$.
- 5 - En hiver, une pièce de 30 m^2 doit être chauffée avec une puissance $P = 3 \text{ kW}$. Quel volume V_0 de bioéthanol faudrait-il brûler par heure pour chauffer la pièce par ce seul moyen ?

Données :

▷ masses molaires ($\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$) : H : 1,0 ; C : 12 ; N : 14 ; O : 16 ;

▷ masse volumique, enthalpie standard de formation et capacité thermique molaire standard à pression constante (à 298 K) :

	$\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}_{(\text{liq})}$	$\text{H}_2\text{O}_{(\text{g})}$	$\text{CO}_{2(\text{g})}$	$\text{O}_{2(\text{g})}$	$\text{N}_{2(\text{g})}$
$\rho \text{ (kg} \cdot \text{m}^{-3}\text{)}$	789	0,60	1,80	1,31	1,25
$\Delta_f H^\circ \text{ (kJ} \cdot \text{mol}^{-1}\text{)}$	-277,0	-241,8	-393,5	0	0
$C_p^\circ \text{ (J} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}\text{)}$	111	33,6	37,1	29,4	29,1

Exercice 6 : réduction de l'oxyde chrome par l'aluminium .

1- Ecrire l'équation bilan de la réaction de réduction d'une mole d'oxyde chrome (III) $\text{Cr}_2\text{O}_3(\text{s})$, par l'aluminium, sachant qu'il y a formation d'alumine $\text{Al}_2\text{O}_3(\text{s})$. L'enthalpie standard de la réaction à 300 K est $\Delta_r H^\circ = -560 \text{ kJ.mol}^{-1}$. La réaction est-elle endo ou exothermique ?

2- On mélange $0,90 \text{ mol}$ d'oxyde de chrome III et $1,80 \text{ mol}$ d'aluminium, à 300 K . On amorce la réaction qui est alors instantanée et totale .

a- Quelle est la quantité de chrome obtenue ?

b- On suppose que l'enthalpie dégagée par la réaction est théoriquement suffisante pour le chrome et l'alumine se trouvent en totalité à l'état liquide en fin de réaction . Calculer la température finale atteinte . L'hypothèse de calcul est-elle correcte ?

c- Sachant que la densité de l'alumine liquide est nettement inférieure à celle du chrome liquide, pourquoi est-il intéressant, industriellement, d'obtenir le chrome et l'alumine à l'état liquide ?

Données :

	Chrome (liq ou sol)	Alumine (liq ou sol)
$C_p^\circ \text{ (J} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}\text{)}$	40	120
$T_{\text{fus}} \text{ (} ^\circ \text{C)}$	1910	2050
$\Delta_{\text{fus}} H^\circ \text{ (kJ} \cdot \text{mol}^{-1}\text{)}$	20	110