

TD chimie n°1 - Application du premier principe à la transformation chimique

1 Applications directes du cours

1. État standard et état standard de référence

Préciser l'état standard, puis l'état standard de référence des composés suivants :

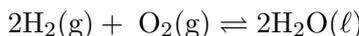
- CO_2 gazeux dans l'air, à $T = 298K$.
- Al liquide à $T = 298K$, sous $P = 1 \text{ bar}$.
- $K^+ + MnO_4^-$ (permanganate de potassium) dans une solution aqueuse à $c = 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$ et $T = 298K$.

2. Volume molaire standard du plomb

Calculer le volume molaire standard du plomb à $T = 25^\circ C$, sachant que $\rho_{Pb}(25^\circ C) = 11,34 \text{ g.cm}^{-3}$ et $M_{Pb} = 207,2 \text{ g.mol}^{-1}$. Comparer au volume molaire standard d'un gaz parfait à $25^\circ C$.

3. Exemple de $\Delta_r H^0$ - Synthèse de l'eau

Quelle est l'enthalpie standard de réaction de la réaction explosive ci-dessous à $T = 25^\circ C$, sous pression atmosphérique ? En déduire l'énergie thermique transférée lors de la formation d'un kg d'eau liquide. On la supposera totale. Dans quelle application cette réaction est-elle mise à profit ?

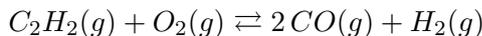


On donne : $H_m^0(H_2O, \ell)(298K) = -285,2 \text{ kJ.mol}^{-1}$, $H_m^0(O_2, g)(298K) = 0 \text{ kJ.mol}^{-1}$ et $H_m^0(H_2, g)(298K) = 0 \text{ kJ.mol}^{-1}$.

4. Acétylène et température de flamme

Dans une inflammation, la réaction de combustion met en jeu un phénomène si rapide que l'on peut admettre que les échanges énergétiques avec l'extérieur n'ont pas le temps de se faire : le phénomène peut être considéré comme adiabatique et la chaleur dégagée sert à élever la température du gaz de combustion.

On considère par exemple le chalumeau oxyacétylénique : sa flamme résulte de la combustion de l'acétylène avec l'oxygène pur selon la réaction :



- (a) On suppose tout d'abord que cette réaction s'effectue de façon quasi-totale, selon les proportions stœchiométriques avec du dioxygène pur, à une température de $25^\circ C$.

Déterminer la température maximale atteinte au niveau de la flamme (appelée "température de flamme").

- (b) Comment la température précédente est-elle modifiée si la combustion est réalisée avec une mole d'acétylène et 5 moles d'air.

Données : $\Delta_r H^0 = -447,3 \text{ kJ.mol}^{-1}$ (à $25^\circ C$)

molécule	capacité thermique molaire (en $J.K^{-1}mol^{-1}$)
$H_2(g)$	$C_{P,m,1}^0 = 27,6$
$CO(g)$	$C_{P,m,2}^0 = 29,3$
$N_2(g)$	$C_{P,m,3}^0 = 29$
$C_2H_2(g)$	

5. Calorimétrie

Un calorimètre de capacité thermique $C = 84 \text{ J.K}^{-1}$ contient une masse $m_1 = 530 \text{ g}$ d'eau liquide à température $T_1 = 25^\circ \text{C}$. On y introduit une masse $m_2 = 49 \text{ g}$ de glace à la température $T_2 = 0^\circ \text{C}$. La température d'équilibre mesurée est de $T_f = 16.5^\circ \text{C}$. La pression dans le calorimètre reste constante lors de la transformation.

Sachant que la capacité thermique de l'eau liquide est $c_{eau} = 4.18 \text{ J.g}^{-1}.\text{K}^{-1}$, exprimer puis calculer la chaleur latente de fusion L_{fus} de l'eau sous la pression atmosphérique.

2 Jus de fruits

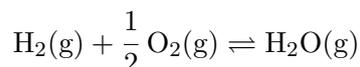
On veut refroidir un verre de jus de fruit pris à 30°C . La capacité calorifique du verre et du jus de fruit est de 550 J.K^{-1} . On introduit pour cela des glaçons de glace d'eau (chaleur latente de fusion : $L = 3,3 \cdot 10^5 \text{ J.kg}^{-1}$; capacité thermique de la glace : $c_g = 2,1 \text{ kJ.kg}^{-1}.\text{K}^{-1}$) sortant du compartiment à glaçons (-5°C); chaque glaçon a une masse de 7 g environ. On veut que la température finale de l'ensemble soit de 10°C . On supposera qu'il n'y a de transfert thermique qu'entre la glace et le verre de jus de fruit. On rappelle que la capacité thermique de l'eau liquide vaut $c_\ell = 4,18 \text{ kJ.kg}^{-1}.\text{K}^{-1}$.

Calculer le nombre de glaçons nécessaires.

Réponse : $N = 4$ glaçons.

3 Pression d'explosion

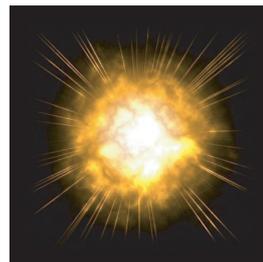
On considère la réaction explosive de la synthèse de l'eau, donnée ci-dessous :



Données :

★ $\Delta_r H^0(\text{H}_2\text{O}(\text{g}), 298 \text{ K}) = -241.8 \text{ kJ.mol}^{-1}$

★ $C_{V,m}^0 = 36,7 \text{ J.K}^{-1}.\text{mol}^{-1}$ pour $\text{H}_2\text{O}(\text{g})$, supposé indépendant de la température.



1. Justifier pourquoi une réaction explosive peut être considérée comme adiabatique et isochore.
2. Montrer qu'on peut écrire la relation suivante, valable pour toute réaction chimique en phase gazeuse :

$$\Delta_r H^0 = \Delta_r U^0 + \sum_i \nu_{i,\text{gaz}} RT$$

3. En déduire l'énergie interne standard la réaction de synthèse de l'eau à 298 K .
4. Le mélange initial stoechiométrique est introduit à 298 K . Calculer la température et la pression atteintes en fin d'explosion sachant que la réaction peut être considérée comme totale.

Réponses : 3. $\Delta_r U^0 = -240.6 \text{ kJ.mol}^{-1}$, 4. $T_f = 6850 \text{ K}$ et $P_f = 15.3 \text{ bar}$.