

*Université de Nice Sophia-Antipolis
Faculté des Sciences*

TRAVAUX DIRIGES DE THERMODYNAMIQUE

Enseignants :

Aurélie Barats :

aurelie.barats@unice.fr

Anne-Christine Chamayou :

anne-christine.chamayou@unice.fr

Gaëlle Creff :

gaelle.creff@unice.fr

Melody Maloubier:

melody.maloubier@unice.fr

Cyril Ronco :

cyril.ronco@unice.fr

TD 1 Thermodynamique chimique

1 atm = 1,01325.10⁵ Pa = 1,01325 bar = 760 mm Hg = 760 Torr

Exercice 1

Sachant que 1 mole de gaz parfait occupe un volume de 22,414 L à 0 °C sous 1 atmosphère, calculer la valeur de la constante R des gaz parfaits :

- en L.atm.mol⁻¹.K⁻¹ et en L.bar.mol⁻¹.K⁻¹ ;
- dans les unités du système international ;
- en cal.mol⁻¹.K⁻¹.

Exercice 2

La combustion complète de 9 g d'acide lactique solide C₃H₆O₃ à 27 °C dans un réacteur de 50 L nécessite une pression P d'oxygène. Quelle est la valeur de P en atm ?

Exercice 3

Un mélange gazeux enfermé dans une enceinte de volume V = 2 L, est formé de 4,2 g di-azote, 0,64 g di-oxygène et 1,32 g de CO₂.

- Calculer les fractions molaires de chaque gaz dans le mélange
- la pression totale P, en atm, à l'intérieur de l'enceinte à 300 K.
- les pressions partielles de chacun des gaz.

Données : tous les gaz sont supposés parfaits.

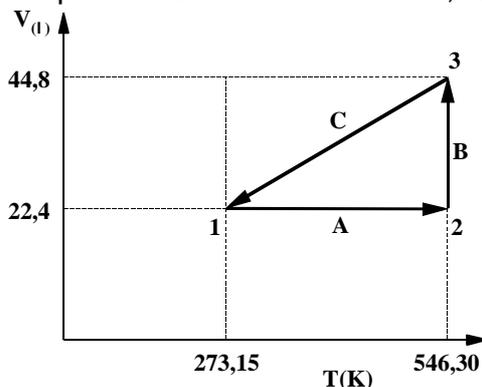
R = 0,082 L.atm.K⁻¹.mol⁻¹

M_N = 14 g/mol; M_O = 16 g/mol, M_C = 12 g/mol

Exercice 4

Une mole de gaz parfait parcourt le cycle représenté ci-dessous.

Compléter les tableaux suivants, les transformations étant supposées irréversibles.



Etat	P (bar)	V (L)	T (K)
1		22,414	273,15
2		22,414	546,30
3		44,828	546,30

Etape	Nature Transformation	W	Q	□U
A				
B				
C				

Données : C_v = 12,5 J.K⁻¹.mol⁻¹

Exercice 5

Un kg d'antracite dégage environ 7 300 kcal en brûlant. Quelle masse de charbon faut-il pour chauffer 4,0 kg d'eau de la température ambiante (20 °C) à la température d'ébullition (sous 1 bar), en supposant que toute la chaleur dégagée par la combustion soit utilisable ?

Données : Tables thermodynamiques distribuées

Exercice 6

Pour refroidir des bouteilles de champagne en grand nombre, on se propose de préparer un mélange à 8°C. Quelle masse de glace à -10 °C doit-on mélanger à 50 L d'eau initialement à 20 °C pour atteindre la température désirée ? On considère qu'il n'y a échange de chaleur ni avec le récipient ni avec le milieu extérieur.

Données : Tables thermodynamiques distribuées

Exercices supplémentaires**Exercice 7**

On vaporise 378,4 mg d'un corps pur à 77,0 °C sous une pression de 750 mm Hg. On obtient 40,0 mL de vapeur (considérée comme un gaz parfait). Quelle est la masse molaire de ce composé ?

Exercice 8

Un hydrocarbure gazeux saturé C_nH_{2n+2} est considéré comme un gaz parfait. Sa densité par rapport à l'air vaut 0,55 dans les conditions normales de température et de pression. Quelle est la formule brute de cet hydrocarbure ?

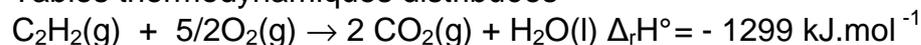
Données : $\rho_{\text{air}} = 1,293 \text{ g.dm}^{-3}$

TD 2 Thermodynamique chimique : 1^{er} principe

Exercice 1

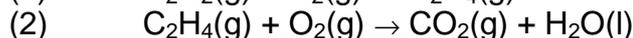
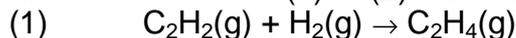
La formation de $C_2H_2(g)$ est-elle endothermique ou exothermique ? Justifiez.

Données : Tables thermodynamiques distribuées



Exercice 2

Equilibrer les réactions (1) et (2) suivantes :



a) Calculer leur enthalpie à 25 °C

- à partir des enthalpies de formation standard

- à partir des énergies de liaison données

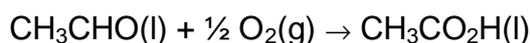
b) Calculer leur enthalpie à 50 °C en utilisant les valeurs des C_p

c) Calculer les variations d'énergie interne de ces 2 réactions à 50 °C

Données : Tables thermodynamiques distribuées

Exercice 3

Calculer la variation d'enthalpie correspondant à la réaction suivante qui se produit à 25 °C :



Données :



Exercice 4

Déterminer la quantité de chaleur nécessaire pour transformer, à pression constante, 1 mole de brome (liquide) à 20°C en une mole de brome (vapeur) à 80°C.

Données : T_{eb} du dibrome : 332,35 K

$$\Delta_{vap} H^\circ_{Br_2} = 29,45 \text{ kJ.mol}^{-1} \text{ (à } 332,25 \text{ K)}$$

$$C_{p,Br_2(l)} = 75,65 \text{ J.K}^{-1} \text{ . mol}^{-1}$$

$$C_{p,Br_2(g)} = 37,32 + 0,5 \cdot 10^{-3} T \text{ (J.K}^{-1} \text{ mol}^{-1})$$

Exercices supplémentaires

Exercice 5

Calculer l'enthalpie de neutralisation d'un acide fort par une base forte dans l'eau. Le dosage de 1 mole de HCN (acide faible) par NaOH libère 2,5 kcal/mol. Calculer l'enthalpie d'ionisation de HCN dans l'eau.

<u>Données :</u>	H^+_{aq}	OH^-	$H_2O(l)$
$\Delta_r H^\circ$ (kJ/mole)	0	- 230	- 285,2

Exercice 6

Sachant que l'enthalpie molaire standard de dissolution de NH_4NO_3 vaut 28,9 kJ.mol^{-1} , prévoir le signe de la variation de température et calculer ΔT quand on dissout 10 g de nitrate d'ammonium dans 50 g H_2O (sachet réfrigérant d'urgence)

Données : $C_{p,H_2O(l)} = 4,18 \text{ J.K}^{-1} \text{ . g}^{-1}$; $M_{NH_4NO_3} = 80,1 \text{ g.mol}^{-1}$

TD 3 Thermodynamique chimique : 2^{ème} Principe

Exercice 1

Sans consulter de table thermodynamique, indiquer quelles sont les transformations suivantes qui sont accompagnées d'une variation d'entropie positive.

- a) $C_2H_6(g) + 7/2 O_2(g) \rightarrow 2 CO_2(g) + 3 H_2O(l)$
- b) Electrolyse de l'eau.
- c) Vaporisation de l'eau.
- d) $ZnO(s) + C(s) \rightarrow Zn(g) + CO(g)$ à 1300 °C

Exercice 2

Soit un mélange composé de 200g d'eau à 15°C avec 4 00g d'eau gazeuse à 120°C.

- a) Calculer la masse d'eau gazeuse transformée en eau liquide si la température finale est 100°C.
- b) Calculer la variation d'entropie de la transformation.

Données : Tables thermodynamiques distribuées

Exercice 3

On contracte réversiblement 2 moles d'hélium de 1 à 3 atmosphères à 25 °C. Quelle est la variation d'entropie ?

Données : Tables thermodynamiques distribuées

Exercice 4

Calculez la variation d'entropie de la réaction de formation de l'urée $CO(NH_2)_2(s)$.

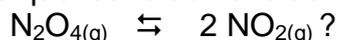
Données : $S^\circ_{urée} = 105,8 J.K^{-1}.mo^{-1}$

Exercice 5

- a) Calculer l'enthalpie libre standard de formation de l'ammoniac à 298 K
 $1/2 N_{2(g)} + 3/2 H_{2(g)} \rightarrow NH_{3(g)}$
- b) Déterminer l'enthalpie libre standard de formation de l'ammoniac à 500 K.

Exercice 6

Dans quel sens doit évoluer spontanément à température ambiante la transformation



Données : $\Delta_f G^\circ_{N_2O_4} = 98,19 kJ/mole$; $\Delta_f G^\circ_{NO_2} = 51,8 kJ/mole$

Exercice 7

La réaction de synthèse de l'acide éthanoïque à partir du méthane et du dioxyde de carbone est-elle spontanée à 298 K ?

(On considère $\Delta_r H$ et $\Delta_r S$ constants dans cet intervalle de température)

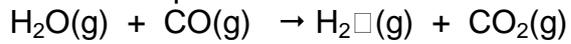
Données : $\Delta_f H^\circ_{CH_3 COOH(l)} = -486,6 kJ.mo^{-1}$
 $S_{298^\circ}^\circ_{CH_3 COOH} = 159,7 J. mol^{-1}.K^{-1}$

Si non, dans quel domaine de température cette réaction peut-elle être spontanée ?

Exercice supplémentaire

Exercice 8

1/ Calculer pour la réaction suivante :



a) $\Delta_r H^\circ$; $\Delta_r G^\circ$, $\Delta_r S^\circ$ à 298 K

b) $\Delta_r H^\circ$; $\Delta_r G^\circ$, $\Delta_r S^\circ$ à 1000 K

2/ Calculer l'entropie absolue S° de $\text{H}_2\text{O}(\text{g})$ à 298 K.

3/ Calculer la variation d'énergie interne $\Delta_r U^\circ$ à 298 K pour la réaction précédente en considérant que les gaz sont parfaits.

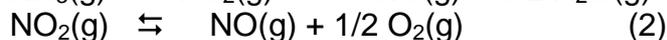
Données : Soit le tableau de données à 298 K :

Composés	$\Delta_f H^\circ$ (kJ.mol ⁻¹)	$\Delta_f G^\circ$ (kJ.mol ⁻¹)	S° (J.K ⁻¹ .mol ⁻¹)	C_p (J.K ⁻¹ .mol ⁻¹)
CO(g)	- 110,5	- 137,1	197,6	$28,4 + 4,1 \cdot 10^{-3} T$
CO ₂ (g)	- 393,5	- 393,0	213,6	$44,1 + 9,0 \cdot 10^{-3} T$
H ₂ O(g)	- 241,8	- 228,4		$30,1 + 11,3 \cdot 10^{-3} T$
H ₂ (g)			130,6	$28,6 + 1,3 \cdot 10^{-3} T$

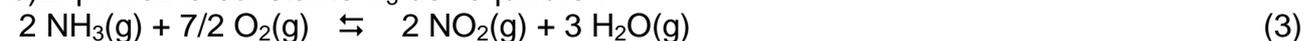
TD 4 Thermodynamique chimique : Equilibres chimiques

Exercice 1

a) Donnez l'expression des constantes d'équilibre K_1 et K_2 (en pression et en concentration) des deux réactions suivantes.



b) Exprimez la constante K_3 de l'équilibre :



c) Dans quel sens évolue l'équilibre (3) si :

- on élève la température ?
- on augmente la pression totale ?
- on ajoute de l'oxygène à volume constant ?
- on ajoute un gaz inerte (argon par exemple) à volume constant ?
- on ajoute un gaz inerte (argon par exemple) à pression constante ?

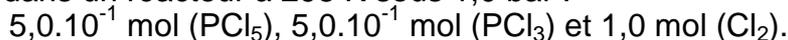
Exercice 2

On étudie l'équilibre en phase gazeuse $\text{PCl}_5(\text{g}) \rightleftharpoons \text{PCl}_3(\text{g}) + \text{Cl}_2(\text{g})$

a) Déterminer la valeur de l'enthalpie libre standard $\Delta_r G^\circ$ associée à cette dissociation à 298 K.

b) Déterminer la valeur de la constante d'équilibre $K(298)$

c) On introduit dans un réacteur à 298 K sous 1,0 bar :



Quel est le sens d'évolution de ce mélange ?

d) Calculer la composition du mélange et les pressions partielles des constituants à l'équilibre.

Données : $R = 8,314 \text{ J} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$

	Δ _r H°(298 K) (kJ.mol ⁻¹)	S°(298 K) (J.K ⁻¹ .mol ⁻¹)
PCl ₅ (g)	- 399,2	352,7
PCl ₃ (g)	- 306,3	311,7
Cl ₂ (g)	0	223,0

Exercice 3

A 300 K la constante d'équilibre de la réaction



a) Quelle est la valeur du coefficient de dissociation α □

- sous la pression totale de 1 atm ?
- sous la pression totale de 0,2 atm ?

b) Sous quelle pression α serait-il égal à 0,99 ?

Exercice 4

La dissociation du dioxyde de carbone en monoxyde de carbone et dioxygène a été étudiée par Langmuir en faisant passer le dioxyde de carbone sous une pression de 1 au voisinage d'un fil de platine porté à des températures variables.



Il obtenait les résultats suivants :

T (K)	Coefficient de dissociation α
1395	$1,4 \cdot 10^{-4}$
1443	$2,5 \cdot 10^{-4}$

Déterminer la valeur de la constante thermodynamique K_T° pour ces 2 températures et estimer les valeurs de $\Delta_r H_{1395}^\circ$, $\Delta_r G_{1395}^\circ$ et $\Delta_r S_{1395}^\circ$ pour la réaction, en admettant que la variation d'enthalpie est constante sur l'intervalle de température considéré.

Données : $R = 8,314 \text{ J.K}^{-1}.\text{mol}^{-1}$

Exercices supplémentaires

Exercice 5

La constante d'équilibre de la réaction ci-dessous vaut 1,43 à 1000 K.



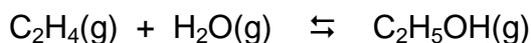
a) Un mélange formé de 1 mole de CO, 1 mole d'eau, 1 mole de CO_2 et 2 moles de H_2 est-il à l'équilibre à 1000 K ? Sinon, quel est le sens de la réaction qui s'y produit ? Quelle est la composition du mélange à l'équilibre ?

b) Si on réalise la réaction à partir de CO et H_2O et si on obtient un mélange en équilibre contenant 0,64 mol de CO, 0,14 mol d'eau, 0,36 mol de CO_2 et 0,36 mol de H_2 , quelle était la composition du mélange initial ?

c) Lorsqu'on part de 1 mol de vapeur d'eau et 3 mol de CO la pression totale à l'équilibre vaut 2 bars. Calculez NH_2 à l'équilibre ? Quelle est la pression partielle de chacun des gaz dans le mélange à l'équilibre ?

Exercice 6

On réalise la synthèse de l'éthanol, à 497 K et sous pression de 1 bar, selon la réaction :



La constante relative aux pressions vaut : $K(497) = 10^{-2}$

a) Déterminer la valeur du rendement de la réaction si l'on part du mélange équimoléculaire des réactifs.

b) Quel sera le nouveau rendement si l'on part d'un mélange de 1 mole d'éthylène pour 10 moles d'eau ? En conclure dans quelle mesure l'excès d'eau a un rôle déterminant.

TD 5 Thermodynamique chimique : Réactions acido-basiques

Exercice 1

On dissout 1 mole de CH_3COONa dans de l'eau. La solution obtenue est-elle acide ou basique ?

Même question lorsqu'on dissout 1 mole de NH_4Cl .

Données : $\text{pK}_a(\text{CH}_3\text{COOH}/\text{CH}_3\text{COO}^-) = 4.7$; $\text{pK}_a(\text{NH}_4^+ / \text{NH}_3) = 9.25$

Exercice 2

Dans quel sens évolue préférentiellement le système suivant en milieu aqueux ?
Quelles sont, à l'équilibre, les espèces dominantes ?



Données : $\text{pK}_a(\text{HCN}/\text{CN}^-) = 9,2$; $\text{pK}_a(\text{NH}_3/\text{NH}_2^-) = 30$

Exercice 3

Calculer le pH d'une solution de HCl à $3 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$

« « « « « à 10^8 mol.L^{-1}
« « « « KOH à $2 \cdot 10^4 \text{ mol.L}^{-1}$
« « « « $\text{Ba}(\text{OH})_2$ à $0,1 \text{ mol.L}^{-1}$

Exercice 4

Une solution de HCl a un pH de 2,3. Quelle est la masse de HCl par litre de solution ?

A 10 cm^3 de la solution précédente on ajoute 40 cm^3 d'eau ; quel est le pH de la solution finale ?

On ajoute 0,4 g de NaOH. Quel est le pH de la nouvelle solution ?

Données : $M(\text{Na}) = 23 \text{ g.mol}^{-1}$; $M(\text{O}) = 16 \text{ g.mol}^{-1}$; $M(\text{H}) = 1 \text{ g.mol}^{-1}$; $M(\text{Cl}) = 35,5 \text{ g.mol}^{-1}$

Exercice 5

Une solution d'acide éthanoïque a un pH de 2,88. Le pK_a du couple acide base de cet acide est 4,75.

a) Calculer les concentrations molaires des différentes espèces chimiques présentes dans la solution.

En déduire la concentration molaire initiale en acide éthanoïque.

b) Calculer le coefficient d'ionisation α de l'acide pour la solution étudiée.

c) Calculer le coefficient α et le pH des solutions aqueuses de cet acide pour les concentrations :

- $10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$;
- $10^{-4} \text{ mol.L}^{-1}$.

Que concluez-vous ?

Exercice 6

On dispose d'une solution d'ammoniac à $2,00 \text{ mol.L}^{-1}$ et d'une solution d'acide chlorhydrique à $1,50 \text{ mol.L}^{-1}$. On désire préparer $2,50 \text{ L}$ d'une solution tampon de pH égal à 9,0 par mélange de ces solutions.

D'après l'équation-bilan de la réaction acido-basique, quel volume de chaque solution devez-vous mélanger ?

Données : $\text{pK}_a(\text{NH}_4^+/\text{NH}_3) = 9,25$

Exercice 7

L'acide lactique $\text{CH}_3\text{-CHOH-COOH}$ est un constituant courant des systèmes biologiques.

a) Calculez le pH d'une solution contenant $0,75 \text{ mol.L}^{-1}$ d'acide lactique et $0,25 \text{ mol.L}^{-1}$ de lactate de sodium.

b) On ajoute $0,1 \text{ mol}$ de NaOH à 1 L de la solution tampon précédente, sans variation de volume. Ecrire l'équation de la réaction. Calculez le pH de la nouvelle solution obtenue.

Données : $\text{pKa} (\text{CH}_3\text{-CHOH-COOH}/\text{CH}_3\text{-CHOH-COO}^-) = 3,9$

Exercice 8

Calculer le degré d'hydrolyse d'une solution de NH_4Cl à $0,100 \text{ mol.L}^{-1}$. Quel est le pH de cette solution ?

Données : $\text{Ka} (\text{NH}_4^+/\text{NH}_3) = 5,7 \cdot 10^{-10}$

Exercices supplémentaires

Exercice 9

La réaction de NH_3OH^+ avec HCl est-elle possible ? Et avec NaOH ?

Données : $\text{pKa} (\text{NH}_3\text{OH}^+/\text{NH}_2\text{OH}) = 6$

Exercice 10

Quelle masse d'hydroxyde de potassium faut-il dissoudre dans de l'eau pour préparer 100 cm^3 d'une solution de $\text{pH} = 11,6$?

Données : $M_K = 39,1 \text{ g/mol}$

Exercice 11

On dose 20 cm^3 d'une solution d'acide fort HClO_x de concentration égale à $8,24 \text{ g.L}^{-1}$ par $16,4 \text{ cm}^3$ d'une solution décimolaire de NaOH .

- Quelle est la concentration molaire de la solution d'acide ?

- En déduire la valeur de x et la formule de l'acide.

Exercice 12

L'acide phosphorique H_3PO_4 est un triacide dont les constantes d'acidité sont respectivement $K_1 = 7,1 \cdot 10^{-3}$, $K_2 = 6,2 \cdot 10^{-8}$ et $K_3 = 4,4 \cdot 10^{-13}$.

a). Calculer les concentrations de toutes les espèces présentes dans une solution aqueuse d'acide phosphorique à $10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$.

b). Si on ajoute 10^{-4} mole de H_3PO_4 à une solution tampon de $\text{pH} = 7$, quelles sont les proportions relatives des quatre formes H_3PO_4 , H_2PO_4^- , HPO_4^{2-} , PO_4^{3-} ?

TD 6 Thermodynamique chimique : Révisions

Propriétés et utilisations de l'acide Stéarique (1h - Janvier 2013)

L'acide stéarique de formule $\text{CH}_3-(\text{CH}_2)_{16}-\text{COOH}$ est un acide gras saturé abondant dans toutes les graisses animales et végétales. A température ambiante, il forme un solide blanc. Il sert industriellement à produire des huiles, des bougies et du savon

Exercice 1 – Combustion d'une bougie

Lorsqu'une bougie se consume, la vapeur de cire qui réagit avec l'oxygène (combustion) est principalement l'acide stéarique.

1. Ecrire la réaction de combustion de l'acide stéarique.
2. Calculer l'enthalpie standard molaire de cette réaction de combustion.
3. Prévoir le signe de la variation d'entropie. Justifier.
4. A partir du signe de ces 2 grandeurs thermodynamiques, prévoir le signe de la variation d'enthalpie libre standard de cette réaction à 25°C. Cette réaction est-elle spontanée ? Justifier.
5. On considère que la bougie contient 3,5 g d'acide stéarique et qu'elle est introduite allumée dans un flacon contenant 500 mL de dioxygène à pression atmosphérique ($p=1\text{atm}$) et à 25°C. On observe que la bougie s'éteint très rapidement
 - a. Faire un bilan de matière en moles du système à l'état initial.
 - b. Ecrire l'avancement de la réaction décrivant l'évolution du système.
 - c. Calculer l'avancement maximal (la réaction étant totale) et en déduire le réactif limitant. L'observation confirme-t-elle la nature du réactif limitant ? Expliquer.
 - d. Calculer la masse d'acide stéarique ayant disparu.

Données :

Masse Molaire de l'acide stéarique : 284 g.mol^{-1}

Constante des gaz parfaits $R= 0,082 \text{ L.atm.K}^{-1}.\text{mol}^{-1}$

Enthalpies de formation standard à 25°C (kJ.mol^{-1}) :

Acide stéarique (solide) $-953,95$; $\text{CO}_2(\text{g})$: -393 ; $\text{H}_2\text{O}(\text{l})$: -242

Exercice 2 – Etude d'une eau savonneuse

Un savon, le stéarate de sodium, de formule $\text{CH}_3(\text{CH}_2)_{16}\text{COONa}$, a été préparé à partir de Soude et de graisse animale contenant de l'acide stéarique.

1. Les réactions chimiques en jeu :
 - a. Ecrire la réaction totale de dissolution de ce savon dans l'eau. Les ions obtenus ont-ils un caractère acide ou basique ?
 - b. Ecrire l'équilibre acido-basique en jeu à partir de l'ion acide ou basique obtenu.
2. Préparation de la solution savonneuse :

On prépare une solution savonneuse à partir de 0,613g de savon ($\text{CH}_3(\text{CH}_2)_{16}\text{COONa}$) dans 200 mL d'eau

 - a. Calculer la concentration C_0 obtenue.
 - b. Calculer le pH de la solution savonneuse.

Données :

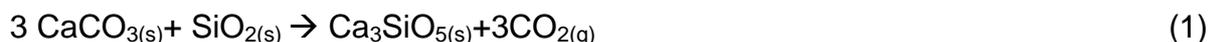
Masse Molaire du savon $\text{CH}_3(\text{CH}_2)_{16}\text{COONa}$: 306 g.mol^{-1}

pK_A de l'acide stéarique $\text{CH}_3(\text{CH}_2)_{16}\text{COOH}/\text{CH}_3(\text{CH}_2)_{16}\text{COO}^- = 4,8$

Examen de thermodynamique chimique (1h – Janvier 2014)

Exercice 1 : Fabrication d'un ciment

Le ciment Portland (catégorie la plus utilisée) est élaboré par réaction, dans un four chauffé à 1700K, d'un mélange de calcaire (CaCO_3) et d'argile (constitué d'oxyde de silicium SiO_2 et d'oxyde d'aluminium Al_2O_3). Le constituant principal de ce ciment non hydraté est le silicate de calcium Ca_3SiO_5 formé selon la réaction totale d'équation (1) :



1. Calculer l'enthalpie standard molaire $\Delta_r H_1^\circ$ de la réaction (1) à 298K. On considérera cette valeur d'enthalpie constante jusqu'à 1700K
2. On souhaite évaluer la quantité de chaleur Q_P à fournir pour transformer **une tonne** de $\text{CaCO}_3(s)$ selon la réaction (1) effectuée à 1700K sous la pression $P^\circ = 1$ bar. Ecrire la relation entre Q_P et $\Delta_r H_1^\circ$, puis calculer Q_P
3. Cette chaleur nécessaire pour fabriquer le ciment peut être apportée par la combustion de méthane (gaz naturel) selon la réaction totale d'équation (2) :



L'enthalpie standard de cette réaction vaut $\Delta_r H_2^\circ = -830 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$ à la température $T = 298\text{K}$.

- a. Calculer l'enthalpie standard molaire de cette réaction à 1700K
- b. Quelle masse de méthane CH_4 faut-il brûler à 1700K pour transformer une tonne de $\text{CaCO}_3(s)$ en ciment?

Données :

Masses molaires ($\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$) : H : 1, C : 12, O : 16, Ca : 40.

Enthalpies standard de formation $\Delta_f H^\circ$ à 298K :

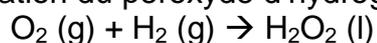
	$\text{CaCO}_{3(s)}$	$\text{SiO}_{2(s)}$	$\text{Ca}_3\text{SiO}_{5(s)}$	$\text{CO}_{2(g)}$
$\Delta_f H^\circ$ (kJ/mol)	-1206	-910	-2930	-393

Capacités calorifiques molaires standard à pression constante considérées indépendantes de la température :

	$\text{CH}_{4(g)}$	$\text{O}_{2(g)}$	$\text{N}_{2(g)}$	$\text{CO}_{2(g)}$	$\text{H}_2\text{O}_{(g)}$
C_P° ($\text{J}\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{mol}^{-1}$)	35,3	29,4	29,1	37,1	33,6

Exercice 2 : Formation de l'eau Oxygénée

Soit la réaction suivante de formation du peroxyde d'hydrogène :



Calculer la variation d'entropie standard ainsi que la variation d'enthalpie libre standard de cette réaction de formation. Cette réaction évolue-t-elle spontanément ?

Données à 298 K et 1 atm : $\Delta H_f^\circ (\text{H}_2\text{O}_2, \text{l}) = -187,6 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$
 $S^\circ (\text{H}_2\text{O}_2, \text{l}) = 143,0 \text{ J}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$ $S^\circ (\text{O}_2, \text{g}) = 205,0 \text{ J}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$ $S^\circ (\text{H}_2, \text{g}) = 130,0 \text{ J}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$

Exercice 3 : Calculs de pH

Calculer le pH des différentes solutions :

- 1- solution de HCl à $2,5 \cdot 10^{-3} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$
- 2- solution de CH_3COONa à $10^{-5} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$
- 3- solution de NaOH à $10^{-8} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$

$\text{pK}_A \text{ CH}_3\text{COOH} / \text{CH}_3\text{COO}^- = 4.76$

	ΔH_f^{298} kJ.mol ⁻¹	S_{298}^0 J.mol ⁻¹ .K ⁻¹	$C_p^{(*)}$ J.mol ⁻¹ .K ⁻¹	L_f kJ.mol ⁻¹	T_f K	L_v kJ.mol ⁻¹	T_{eb} K
C(s)	0	5,7	8,5				
CH ₃ OH(l)	-238,7	126,8	81,6	3,2	175	35,3	337,5
CH ₄ (g)	-74,8	186,2	35,3	0,9	89	8,2	111,5
C ₂ H ₄ (g)	52,3	219,5	43,6	3,4	103,5	13,5	169
C ₂ H ₂ (g)	226,7	200,8	43,9	3,8	191	17,6	
C ₆ H ₆ (l)	49,0	173,3	135,5	9,9	278,5	42,9	353
CO(g)	-110,5	197,6	29,1	0,8	74	6	81,5
CO ₂ (g)	-393,5	213,6	37,1	8,3	216,5		194,5
CaCO ₃ (s)	-1206,9	92,9	81,9				
CaO(s)	-635,1	39,7	42,8	50,2	2853		3123
Cl ₂ (g)	0	223,0	33,9	6,4	172	20,4	238,5
Cu(s)	0	33,2	24,4	13	1356	304,6	2840
CuO(s)	-157,3	42,6	42,3				
Fe(s)	0	27,3	25,1	15,1	1808	351	3023
FeO(s)	-266,1	57,5	48,1	31,4	1693		
H ₂ (g)	0	130,6	28,8	0,1	14	0,9	20
H ₂ O(l)	-285,2	69,9	75,3	6	273	44,0	373
H ₂ O(g)	-241,8	188,7	33,6				
H ₂ O(s)			37,6(**)				
HBr(g)	-36,4	198,6	29,1	2,4	184,5	17,6	206
HCl(g)	-92,3	186,8	29,1	2	158	16,2	188
HI(g)	26,5	206,5	29,2	2,9	222	19,8	237,5
I ₂ (s)	0	116,1	54,4	15,6	386,5	41,9	457
N ₂ (g)	0	191,5	29,1	0,7	63	5,6	77
NH ₃ (g)	-46,1	192,3	35,1	5,7	195	23,4	239,5
Na(s)	0	51,2	26,2	3	371	99	1156
NaCl(s)	-411,2	72,1	50,5	28,5	1074	170,7	1686
NO(g)	90,2	210,7	29,8	2,3	109,5	13,8	121
NO ₂ (g)	33,2	240,0	37,2				
O ₂ (g)	0	205,0	29,4	0,4	54,5	6,8	90
P(s) (blanc)	0	41,1	23,8	0,6	317	12,4	553
PCl ₃ (g)	-287	311,7	71,9				
PCl ₅ (g)	-374,9	364,5	112,8				
Pb(s)	0	64,8	26,4	5,1	600	180,0	2013
PbO(s)	-217,3	68,7	45,8	11,7	1161	213,4	
S(s)	0	31,8	22,6				
SO ₂ (g)	-296,8	248,1	39,9				
SO ₃ (g)	-395,7	256,6	50,7				

(*) Les chaleurs molaires à pression constante C_p sont des fonctions de la température, de la forme $a + bT + cT^{-2}$; les valeurs données ici ont été calculées pour $T = 298$ K. On peut généralement faire l'approximation de les considérer comme constantes, dans un intervalle de température limité. - (**) à 273 K.

Enthalpie de dissociation des liaisons (kJ.mol⁻¹)

Liaisons simples

H-H 436	C-H 415	N-H 391	O-H 463	F-F 158
H-F 563	C-C 344	N-N 159	O-O 143	Cl-Cl 243
H-Cl 432	C-Cl 328	N-O 175	O-F 212	Br-Br 193
H-Br 366	C-N 292	N-F 270	S-H 368	I-I 151
H-I 299	C-O 350	N-Cl 200	S-S 266	

Liaisons multiples

C=C 615	C=O 724	C=N 614	N=N 418
C≡C 812		C≡N 889	N≡N 946