Module :Chimie 2 Année 2017/2018

Niveau : 1ère L.FN

Département : Génie civil et hydraulique

**Série 3**

**Exercice1**

**1.** a) Calculer la variation d’entropie de 2 moles de gaz parfait qui se détend de 30 à 50litres de manière isotherme et irréversible.

b) Calculer l’entropie créée.

**2.** Même question que celle de 1-a, mais la détente n’est plus isotherme, la température passant de 300K à 290K. On donne Cv = 5 cal/mol.K

**Exercice 2**

Dans un four préalablement chauffé à 900°C, on introduit une mole d’une substance solide prise à 25°C. Sachant qu’entre 25°C et 900°C, cette substance reste solide et que sa chaleur molaire à pression constante est égale à 30 J/K.mol

1. Calculer la variation d’entropie du solide.

2. Calculer la variation d’entropie échangée entre le four et le solide.

3. En déduire la variation d’entropie créée au cours du chauffage.

**Exercice 3**

Un kilogramme de glace sorti du réfrigérateur à –5°C, est transporté dans une salle à 25°C. Il se met en équilibre.

Calculer l’entropie créée.

On donne : ΔH°fusion,273K (H2O, s) = 334 J.g-1

Les chaleurs spécifiques massiques sont : Cp (H2O, l ) = 18 J.g-1.K-1 ; Cp (H2O, s) = 9 J.g-1.K-1

**Exercice 4**

On mélange dans une enceinte adiabatique 360 g d’eau à 25°C avec 36 g de glace à 0°C.

1. Calculer la température d’équilibre thermique.

2. Calculer la variation d’entropie accompagnant cette transformation.

On donne : Chaleur spécifique molaire de l’eau liquide : Cp(H2O, l) = 75,25 J.mol-1 K-1

Variation d’enthalpie de fusion de la glace : Δh°fusion,273 (H2O, s) = 5,94kJ.mol-1

**Exercice 5**

1. Quelle est l’entropie absolue molaire standard de l’eau à 25°C, sachant que : s°273 (H2O, s) = 10,26 cal.mol-1.K-1 ; Δh°fusion,273 (H2O, s → H2O, l) =1440 cal.mol-1 ; Cp (H2O, l) = 11,2 +7,17.10-3 T cal.mol-1.K-1.

2. Quelle est l’entropie molaire standard de formation de l’eau à 25°C, sachant que :

s°298 (H2,g ) = 31,21 u.e.

s°298 (O2,g ) = 49,00 u.e. (Unité d’entropie : u.e = cal.mol-1.K-1)

3. Calculer la variation d’entropie standard accompagnant la réaction suivante à 25°C :

**2H2 (g) + O2 (g)** ® **2H2O (l)**

a) En utilisant les entropies molaires standards de formation ΔS ° *f* ,298 .

b) En utilisant les entropies molaires standards absolues S°298.

**Exercice 6**

Calculer la variation d’entropie standard à 25°C accompagnant les réactions de dissociation des composés NO2 (g) et CaCO3 (s) selon les schémas réactionnels suivants :

1. **NO2 (g)**  → **O2 (g) +1/2 N2 (g)**

2. **CaCO3 (s)**  → **CO2 (g) + CaO (s)**

Comparer ces variations d’entropie et commenter.

On donne : Δs°f,298 (NO2, g) = -14,35 u.e s°298(CO2, g) = 51,1u.e.

s°298 (CaO, s) = 9,5 u.e

s°298 (CaCO3, s) = 22,2 u.e.

(Unité d’entropie : u.e = cal.mol-1.K-1)

Module :Chimie 2 Année 2017/2018

Niveau : 1ère L.FN

Département : Génie civil et hydraulique

**Série 4**

**Exercice 1**

1. Calculer l’enthalpie libre standard à 25°C (ΔG°) de la réaction suivante :

**N2 (g) + O2 (g)** **2NO (g)**

Sachant que :

s°298 ( NO, g) = 50,34 u.e ; s°298 ( N2, g) = 45,77 u.e.

s°298 ( O2, g) = 49,00 u.e ; Δhf°,298 (NO, g) = 21,6 kcal/mol

(Unité d’entropie : u.e = cal.mol-1.K-1)

**Exercice 2**

L’oxyde de vanadium IV (V204) existe sous de variétés allotropiques notées α et β. Le composé V204(β) est stable au-dessus de 345K. La chaleur spécifique molaire du composé V204(β) est supérieure de 1,25 J/mol.K à celle du composé V204(α) à toute température.

Calculer l’enthalpie libre molaire standard de la transformation (Δg°298) :

**V204(α) → V204(β)**

Sachant que pour cette transformation Δh°345 = 8610 J/mol

**Exercice 3**

Le carbonate de calcium CaCO3 (s) se décompose selon la réaction :

**CaCO3 (s) → CaO (s) + CO2 (g)**

a) Cette réaction est-elle thermodynamiquement possible dans les conditions standards ?

b) A partir de quelle température devient-elle possible ?

On suppose que l’enthalpie et l’entropie de la réaction sont indépendantes de la température.

On donne : les enthalpies molaires de formation et les entropies molaires absolues à l’état standard :

\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_

CaCO3 (s) CaO (s) CO2 (g)

\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_

Δhf°,298(kJ/mol) -1210,11 -393,14 -634,11

\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_

S°298 (J/k.mol) 92,80 213,60 39,71

**Exercice 4**

Les deux formes allotropiques de CaCO3(s) sont : la calcite et l’aragonite. Dans les conditions standards, les entropies molaires absolues de la calcite et de l’aragonite sont respectivement : 92,80J/mol et 88,62 J/mol.

Leurs enthalpies molaires standards de formation sont respectivement : -1205,72 kJ/mol et -1205,90 kJ/mol. La transition de la calcite à l’aragonite se fait avec diminution de volume de 2,75cm3/mol.

1. Déterminer l’accroissement d’enthalpie libre pour la transition calcite → aragonite à 25°C sous une atmosphère.

2. Laquelle des deux formes est la plus stable dans ces conditions?

3. De combien faut-il accroître la pression, la température restant constante, pour que l’autre forme devienne stable ?

**Exercice 5**

L’étain (Sn) existe sous deux formes allotropiques, l’étain blanc et l’étain gris. Quelle est la forme la plus stable à 25°C, sachant que l’entropie molaire standard absolue (S°298) de l’étain blanc est égale à 26,33 J/mol.k et que celle de l’étain gris est égale à 25,75 J/mol.K et que la variation de l’enthalpie *H*298° due à la transformation d’étain blanc en étain gris est égale à 2,21 kJ/mol.

**Exercice 6**

On considère la réaction :

**CuBr2 (s) → CuBr (s) + ½ Br2 (g)**

**1.** Dans quel sens cette réaction se produit-elle à 298K et sous une pression de 1atm ?

**2.** A quelle température ces trois composés coexistent à la pression atmosphérique ?

On suppose que les valeurs *H*f,298° et S°298 ne varie pas avec la température.

On donne :

|  |  |  |
| --- | --- | --- |
|  | *H*f,298° (kcal/mol) | S°298 (cal/mol) |
| CuBr2(s) | -33,2 | 30,1 |
| CuBr(s) | -25,1 | 21,9 |
| Br2 (l) → Br2 (g) | 7,34 | 58,64 |

C**orrection série 2**

**Exercice 6.**

**C2H2O4 (s) +1/2 O2 (g) → 2 CO2 (g) + H2O (l) à 298K**

Pour calculer la chaleur de combustion de l’acide oxalique solide C2H2O4 (s),

on applique la loi de Hess

( ) ( ) ,298 ,298 ,298 *H n h produits nj h réactifs r i f f*



L’enthalpie molaire standard de formation d’un corps simple est nulle.

hf°298 ( O2,g)= 0

ΔHr°298 = 2Δhf°298 CO2 (g) + Δhf°298 (H20, l) - Δhf°298 (C2H2O4,s)

ΔHr°298 = 2 (-392,9) + ( -284,2) – (- 1822,2) = 752,2 kJ

**Exercice 7**

**C2H6 (g) + 7/2 O2 (g)→2CO (g) + 3 H2O**ΔH°r,298 = -373,8 kcal

Appliquons la loi de Hess pour calculer la chaleur de formation de l’éthane à

pression constante :

( ) ( ) ,298 ,298 ,298 *H n h produits nj h réactifs r i f f*



ΔH°r,298 = 2hf°298 (CO2, g) +3hf°298 (H2O,l) - hf°298 (C2H6,g) –7/2 hf°,298 (O2,g)

L’enthalpie molaire standard de formation d’un corps simple est nulle.

Δhf°,298 (O2,g)= 0

hf°,298 (C2H6,g) = 2hf°,298 (CO2, g) +3 hf°,298 (H2O,l) - ΔHr°298

hf°,298 (C2H6,g) = 2(-94,05)+3(-68,3) – (-373,8) = -19,2 kcal.mol-1

hf°,298 (C2H6,g) = -19,2 kcal.mol-1

**Exercice 8**