

UNITÉ D'ENSEIGNEMENT FONDAMENTAL CHIMIE2  
SÉRIE N°6

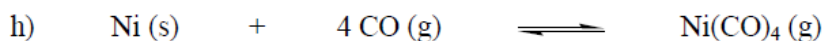
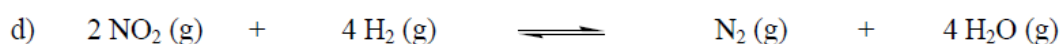
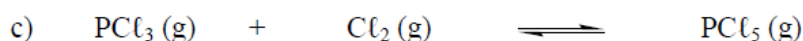
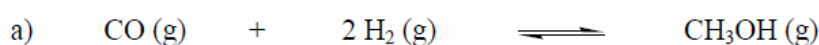
**Exercice 1 :**

Calculer la variation d'entropie lors du passage d'une mole d'iode solide de 25 °C à l'état vapeur à 184 °C sous la pression atmosphérique.

**On donne :**  $C_p(I_2,S) = 54,6 \text{ J/mol K}$  ;  $C_p(I_2,I) = 81,5 \text{ J/mol K}$

$\Delta_f H = 15,633 \text{ kJ/mol}$  ( $t_f = 113,6^\circ\text{C}$ ) ;  $\Delta_v H = 25,498 \text{ kJ/mol}$  ( $t_v = 184^\circ\text{C}$ )

**Exercice 2** Écrivez les expressions de l'équilibre pour  $K_c$  pour chacune des expressions ci-dessous.



Exprimez la constante d'équilibre  $K_p$  pour chacune des réactions en faisant intervenir des substances à l'état gazeux. Donnez la relation entre  $K_p$  et  $K_c$ .

**Exercice 3**

A 200°C, l'équilibre suivant :  $\text{N}_2 \text{(g)} + \text{O}_2 \text{(g)} \rightleftharpoons 2\text{NO (g)}$

a pour constante  $K_c = 0.1$

1) Déterminer le quotient réactionnel  $Q_c$  de la réaction suivante

2) Le tableau ci-dessous, nous donne les concentrations molaires des réactifs et des produits en stade quelconque de la réaction : Déterminer l'état du système pour les cas suivants.

Essai	[N <sub>2</sub> ]	[O <sub>2</sub> ]	[NO]	Q <sub>c</sub>	Sens de la réaction
1	1.00	1.00	0.000		
2	0.10	0.30	0.055		
3	0.50	0.25	0.190		

**Exercice 4**

Le carbonate de calcium  $\text{CaCO}_3 \text{(s)}$  se décompose selon la réaction :



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

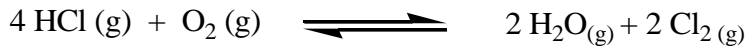
b) A partir de quelle température devient-elle possible ? On suppose que l'enthalpie et l'entropie de la réaction sont indépendantes de la température.

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

	CaCO <sub>3</sub> (s)	CaO	CO <sub>2</sub>
$\Delta H^\circ_{f,298K} \text{ (KJ.mol}^{-1}\text{)}$	-1210.11	-393.14	-634.11
$S^\circ_{298} \text{ (J.K}^{-1}\text{.mol}^{-1}\text{)}$	92.80	213.60	39.71

### Exercice 5

a- Calculer à 298 K, la constante thermodynamique de l'équilibre



Espèces	HCl(g)	O <sub>2</sub> (g)	H <sub>2</sub> O(g)	Cl <sub>2</sub> (g)
$\Delta H^\circ_f \text{ (kJ/mol)}$	-92,3	0	-241,8	0
$S^\circ_r \text{ (J/mol)}$	186,8	205,0	188,7	223,0

b- On suppose que  $\Delta H^\circ_r$  ne varie pas dans le domaine de température [298-400], calculer Kp à 400 K.

### Exercice 6

a) Calculez l'enthalpie libre de la réaction de :  $\text{N}_2(\text{g}) + 3\text{H}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{NH}_3(\text{g})$   
si les pressions partielles de N<sub>2</sub>(g), H<sub>2</sub>(g) et NH<sub>3</sub>(g) sont respectivement 4,2 bar, 1,8 bar et 21bar et si la température est 400K. Pour cette réaction Kp=41 à 400K.

b) Indiquez si ce mélange réactionnel a tendance à former des réactifs des produits ou s'il est à l'équilibre.

### Exercice 7

Pour l'équilibre :  $\text{N}_2\text{O}_4(\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{NO}_2(\text{g})$

**Kp** (320 K) = 0,674 sur l'intervalle (300 K, 320 K), l'enthalpie standard de cette réaction peut être considérée comme cste et égale à 57,0 kJ/mol.

1- Déterminer Kp (300 K).

2- En déduire l'entropie standard de cette réaction, entropie supposée constante sur l'intervalle [300 K, 320 K].

### Exercice 8

Comment évolue l'équilibre



- Si on élève la température à pression constante (P = cste) ?
- Si on élève la pression à T constante (T = cste) ?
- Si on ajoute du méthane à volume et température constants ?
- Si on ajoute du carbone à T constante ?
- Si on ajoute un gaz inerte à V et T constants ?
- Si on ajoute un gaz inerte à P et T constants ?