

UNITÉ D'ENSEIGNEMENT FONDAMENTAL CHIMIE2
SÉRIE N°6

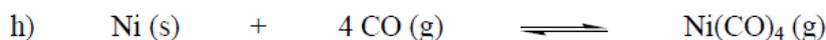
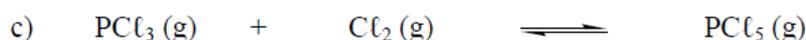
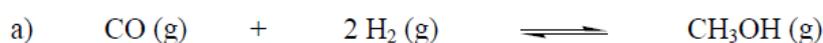
Exercice 1 :

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 ₂]	[O ₂]	[NO]	Q _c	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 ₃ (s)	CaO	CO ₂
$\Delta H_{f,298K}^{\circ}$ (KJ.mol ⁻¹)	-1210.11	-393.14	-634.11
S_{298}° (J.K ⁻¹ .mol ⁻¹)	92.80	213.60	39.71

Exercice 5

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



Espèces	HCl(g)	O ₂ (g)	H ₂ O(g)	Cl ₂ (g)
ΔH_f° (kJ/mol)	-92,3	0	-241,8	0
S_r° (J/mol)	186,8	205,0	188,7	223,0

b- On suppose que ΔH_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 N₂(g), H₂(g) et NH₃(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 ?