

Question de cours Enoncer les lois qualitatives (Le Châtelier et Van't Hoff) qui permettent de prévoir l'influence de la température et de la pression sur un équilibre chimique.

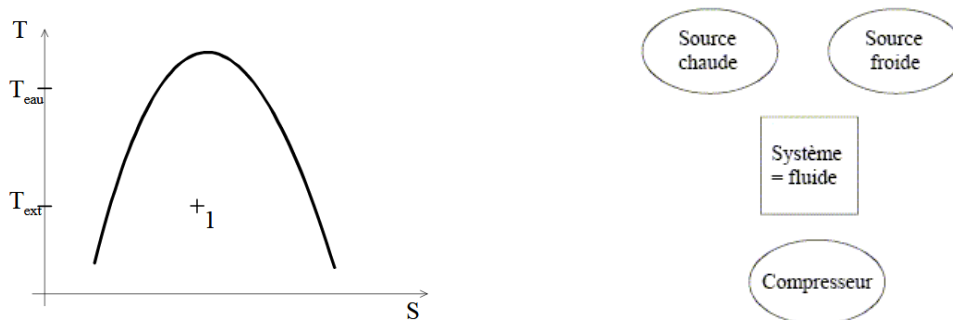
Exercice 1 Chauffage d'une piscine

Une pompe à chaleur permet de maintenir constante la température de l'eau de la piscine ; on se placera donc en régime permanent. La machine thermique fonctionne avec deux sources de chaleur : l'air extérieur de température T_{ext} et l'eau de la piscine de température T_{eau} .

Le fluide caloporteur, initialement sous forme d'un mélange liquide-vapeur au point 1, traverse l'évaporateur (sans pièces mobiles) où l'air extérieur lui permet de subir une vaporisation complète (trajet 1-2). Le compresseur comprime ensuite cette vapeur (trajet 2-3), augmentant ainsi sa température ; on supposera cette transformation adiabatique et réversible.

Au niveau du condenseur (sans pièces mobiles), la vapeur surchauffée voit d'abord sa température descendre jusqu'à T_{eau} en suivant une transformation isobare (trajet 3-4). Le fluide caloporteur, toujours comprimé, redevient ensuite liquide (trajet 4-5).

La soupape de détente, sans pièces mobiles, réduit la pression du fluide caloporteur (trajet 5-1) : au cours de cette transformation isenthalpique, la température du fluide s'abaisse fortement, le rendant prêt pour un nouveau cycle.



1) Recopier le diagramme (T,s) fourni ci-dessus et indiquer l'allure du cycle (placer les états 2,3,4 et 5)

2) Compléter le second diagramme en indiquant le sens **réel** des échanges d'énergie. Indiquer les portions du cycle associées à chaque échange.

3) On indique les valeurs des enthalpies massiques associées aux différents états :
 $h_2 = 1650 \text{ kJ.kg}^{-1}$ $h_3 = 1750 \text{ kJ.kg}^{-1}$ $h_4 = 1700 \text{ kJ.kg}^{-1}$ $h_5 = 600 \text{ kJ.kg}^{-1}$

Calculer :

- q_C (transfert thermique reçu par le fluide de la part de la source chaude)
- q_F (transfert thermique reçu par le fluide de la part de la source froide)
- $w_{i,comp}$ (travail indiqué massique reçu dans le compresseur)

4) Calculer l'efficacité de cette pompe à chaleur.

Les pertes de la piscine sont essentiellement dues à l'évaporation de l'eau dans l'air. Le taux d'évaporation est de $150 \text{ g.h}^{-1}.\text{m}^{-2}$.

5) Pour maintenir la température de la piscine, quelle doit être la puissance mécanique du compresseur ?

Donnée : $l_{\text{vap}} = 2800 \text{ kJ.kg}^{-1}$ pour l'eau, $S = 100 \text{ m}^2$ pour la piscine

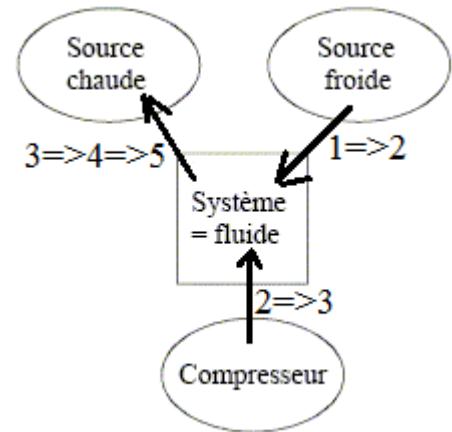
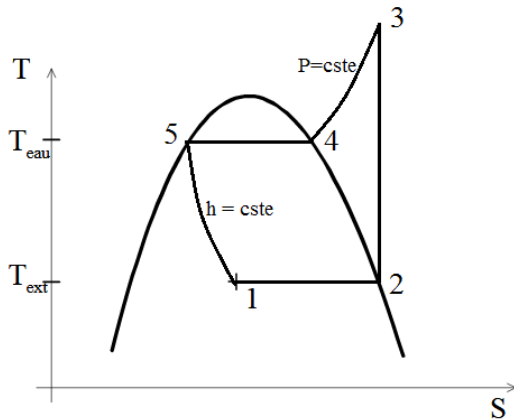
3TSI - Physique-Chimie - Colle 12a
Corrigé

Question de cours

Loi de Van't Hoff : une augmentation de température (à pression constante) favorise le sens endothermique de la réaction.

Loi de Le Châtelier : une augmentation de pression (à température constante) favorise le sens de la réaction qui consomme des gaz

Exercice 1 Chauffage d'une piscine



3) On néglige les variations d'énergie cinétique et potentielle.

Dans le condenseur (3=>4=>5) sans pièces mobiles : $h_5 - h_3 = q_C = -1150 \text{ kJ.kg}^{-1}$

Dans l'évaporateur (1=>2) sans pièces mobiles : $h_2 - h_1 = q_F = 1050 \text{ kJ.kg}^{-1}$ (on a $h_1 = h_5$)

Dans le compresseur (2=>3) adiabatique : $h_3 - h_2 = w_{i,comp} = 100 \text{ kJ.kg}^{-1}$

4) $\eta = \frac{-q_C}{w_{i,comp}} = 11,5$

5) En prenant en compte la surface de la piscine, le taux d'évaporation est de $15 \text{ kg.h}^{-1} = 4,17 \cdot 10^{-3} \text{ kg.s}^{-1}$

L'évaporation d'un kg d'eau nécessite 2800 kJ (définition de l_{vap})

La puissance perdue associée à cette évaporation vaut donc $P_{pertes} = 4,17 \cdot 10^{-3} \cdot 2800 \cdot 10^3 = 11,7 \cdot 10^3 \text{ W}$

Pour maintenir la température de l'eau constante, la pompe à chaleur doit donc fournir la puissance thermique $P_{th,c} = 11,7 \text{ kW}$ à l'eau (source chaude).

L'efficacité de la pompe à chaleur vaut $\eta = \frac{P_{th,c}}{P_{comp}}$, donc $P_{comp} = 11,7 \cdot 10^3 / 11,5 = 1,02 \cdot 10^3 \text{ W}$ soit 1 kW.

Le compresseur doit fournir une puissance mécanique de 1 kW.

Question de cours Lorsque la constante d'équilibre et les quantités de matière initiales sont connues, expliquer comment on peut déterminer la composition finale (avancement, quantités de matière) et le type d'état final (équilibre ou transformation totale).

Exercice 1 Cycle industriel

Dans l'état A, l'eau est à l'état de liquide saturant à $T_1 = 35^\circ\text{C}$.

A=>B : l'eau est comprimée de façon adiabatique et réversible jusqu'à $P_2 = 74$ bar

B=>C : l'eau est chauffée de façon isobare jusqu'à atteindre l'état de vapeur saturante

C=>D : l'eau subit une détente adiabatique réversible et revient à la pression initiale P_1

D=>A : l'eau se condense totalement

P (bar)	T (°C)	s'(kJ.K ⁻¹ .kg ⁻¹)	s''(kJ.K ⁻¹ .kg ⁻¹)	h'(kJ.kg ⁻¹)	h''(kJ.kg ⁻¹)
74	290	3,611	5,8877	1290	2786
11	185	2,1876	6,5565	785,2	2782
0,05	35	0,5049	8,3519	146,6	2565

s' : entropie massique du liquide saturant
h' : enthalpie massique du liquide saturant

s'' : entropie massique de la vapeur saturante
h'' : enthalpie massique de la vapeur saturante

- 1) Représenter l'allure du cycle dans un diagramme (T,s). Ce cycle correspond-il à une centrale thermique, une pompe à chaleur ou un réfrigérateur ?
- 2) Préciser le nom de l'élément traversé au cours de chaque étape (on choisira parmi : *turbine, détenteur, pompe, surchauffeur, chaudière, bouilloire, condenseur, évaporateur*)
- 3) Déterminer le titre massique en vapeur x_D au point D, puis les enthalpies massiques h_A, h_C, h_D .

Pour la suite, on néglige le travail indiqué massique $w_{A\Rightarrow B}$. On signale que les étapes B=>C et D=>A ne font pas intervenir de pièces mécaniques mobiles. On néglige les variations d'énergie cinétique et potentielle de l'eau.

- 4) En appliquant le premier principe industriel, calculer $w_{C\Rightarrow D}$, $q_{B\Rightarrow C}$ et $q_{D\Rightarrow A}$. En déduire la valeur du rendement du cycle.
- 5) On donne $c = 4,2 \text{ kJ.K}^{-1}.\text{kg}^{-1}$ pour l'eau liquide et $T_B = 45^\circ\text{C}$. Calculer $w_{A\Rightarrow B}$ puis calculer la nouvelle valeur du rendement du cycle, en sachant que le compresseur est entraîné par l'arbre de la turbine.

3TSI - Physique-Chimie - Colle 12b

Corrigé

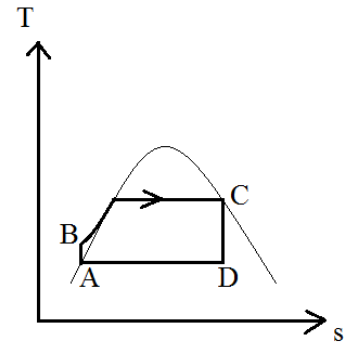
Question de cours

- établir un tableau d'avancement
- calculer x_{\max}
- exprimer $Q_{r,f}$ en fonction de x_F
- résoudre $Q_{r,f} = K^0$
- si on trouve une solution $x_{\text{éq}}$ dans $[0, x_{\max}]$, l'état final est un état d'équilibre, $x_F = x_{\text{éq}}$
- sinon, il s'agit d'une transformation totale : $x_F = x_{\max}$ (disparition complète du réactif limitant)

Exercice 1 Cycle industriel

1) (A=>B) et (C=>D) isentropiques, (B=>C) et (A=>D) isobares. Le point B est très proche de la courbe de saturation (liquide : P a peu d'influence).

Le cycle est moteur (sens horaire), il ne peut s'agir que d'une centrale thermique (les cycles du réfrigérateur et de la pompe à chaleur sont récepteurs).



- 2) (A=>B) : pompe (compression)
 (B=>C) : chaudière ou bouilloire (chauffage isobare)
 (C=>D) : turbine (un détendeur serait inutile dans une centrale thermique)
 (D=>A) : condenseur

3) On a $s_D = s_C = s_V(290^\circ\text{C}) = 5,8877$ et $T_D = 35^\circ\text{C}$ donc $x_D = \frac{s_D - s_L(35^\circ\text{C})}{s_V(35^\circ\text{C}) - s_L(35^\circ\text{C})} = 0,686$

$h_A = 146,6 \text{ kJ.kg}^{-1}$ $h_C = 2786 \text{ kJ.kg}^{-1}$ $h_D = 1806 \text{ kJ.kg}^{-1}$ (règle des segments)

4) (A=>C) : $w_{A=>B} + q_{B=>C} = h_C - h_A$, on néglige $w_{A=>B}$ donc $q_{B=>C} = h_C - h_A = 2639 \text{ kJ.kg}^{-1}$

(C=>D) : $w_{C=>D} = h_D - h_C = -980 \text{ kJ.kg}^{-1}$ (D=>A) : $q_{D=>A} = h_A - h_D = -1659 \text{ kJ.kg}^{-1}$

On fournit $-w_{C=>D}$ à la turbine en consommant $q_{B=>C}$ (fourni par la chaudière) : $r = -w_{C=>D} / q_{B=>C} = 0,37$

5) $h_B - h_A = c(T_B - T_A) = 4,2 \cdot 10^3 (45 - 35) = 42 \text{ kJ.kg}^{-1}$, donc $q_{B=>C} = h_C - h_A - w_{A=>B} = 2597 \text{ kJ.kg}^{-1}$

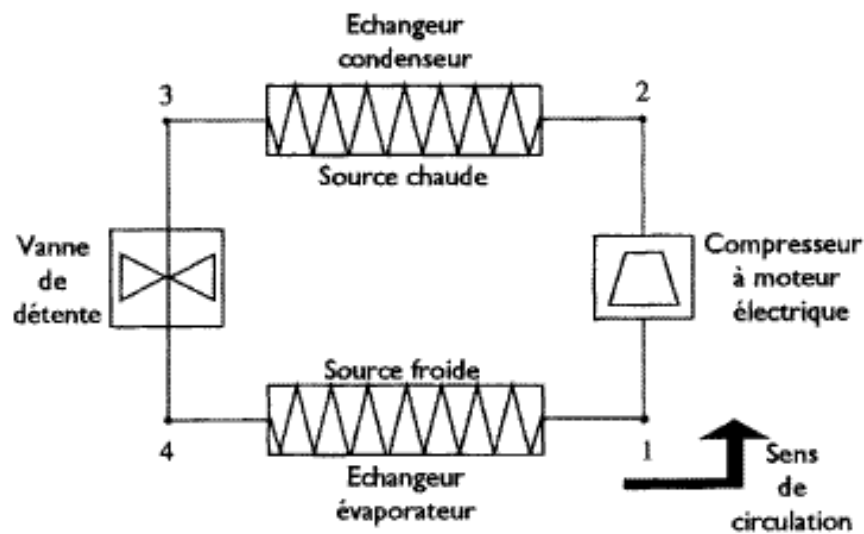
Globalement le travail fourni à la turbine vaut $w_{\text{turb}} = |w_{C=>D}| - |w_{A=>B}| = 938 \text{ kJ.kg}^{-1}$

Finalement le rendement vaut $r = w_{\text{turb}} / q_{B=>C} = 0,36$

Question de cours Utilisation de la relation de Van't Hoff $\frac{d(\ln K^0)}{dT} = \frac{\Delta_r H^0}{RT^2}$: en supposant $K^0(T_0)$ connue pour une température T_0 , exprimer $K^0(T_1)$ pour une température T_1 quelconque (dans l'approximation d'Ellingham).

Exercice 1 Congélateur

Le congélateur utilise le fluide R134a (tétrafluoroéthane), qui subit le cycle représenté sur le schéma ci-dessous. Le compresseur est calorifugé et fonctionne de façon réversible. La vanne de détente est calorifugée et ne présente pas de pièces mobiles. Les transformations subies dans les échangeurs sont isobares.



On donne les indications suivantes :

- la température du fluide lors de la vaporisation (dans l'évaporateur) est $T_1 = -30^\circ\text{C}$
- la pression à la sortie du compresseur vaut $P_2 = 8 \text{ bar}$
- au point 3, le fluide est sous forme de liquide saturé à la température $T_3 = 31^\circ\text{C}$
- la vaporisation est totale dans l'évaporateur : le fluide en 1 est sous forme de vapeur saturante

Données pour R134a

T_{vap}	P_{sat}	$h_l(\text{kJ.kg}^{-1})$	$h_v(\text{kJ.kg}^{-1})$	$s_l(\text{kJ.K}^{-1}.\text{kg}^{-1})$	$s_v(\text{kJ.K}^{-1}.\text{kg}^{-1})$
$T_1 = -30^\circ\text{C}$	$P_2 = 0,85 \text{ bar}$	161,9	379,1	0,8530	1,746
$T_3 = 31^\circ\text{C}$	$P_3 = 8,0 \text{ bar}$	242,9	414,0	1,147	1,710

- 1) Quelle est l'allure de la compression (1=>2) dans un diagramme (T,s) ? Justifier.
- 2) En appliquant le premier principe à (3=>4), justifier que $h_3 = h_4$.
- 3) Représenter l'allure du cycle dans un diagramme (T,s). La source froide correspond-elle à l'air extérieur ou au contenu du congélateur ?
- 4) Indiquer les valeurs de h_1 et h_3 .
On donne $h_2 = 425,4 \text{ kJ.kg}^{-1}$
- 5) En appliquant le premier principe industriel à chaque étape, déterminer w_c (travail indiqué massique reçu dans le compresseur), q_{cond} et q_{evap} (transferts thermiques reçus dans les deux échangeurs).
- 6) Calculer l'efficacité du congélateur.

3TSI - Physique-Chimie - Colle 12c
Corrigé

Question de cours $\frac{d(\ln K^0)}{dT} = \frac{\Delta_r H^0}{RT^2} \Rightarrow d(\ln K^0) = \frac{\Delta_r H^0}{R} \frac{dT}{T^2}$

Intégration entre T_0 et T_1 : $\ln(K^0(T_1)) - \ln(K^0(T_0)) = \frac{\Delta_r H^0}{R} \left(-\frac{1}{T_1} + \frac{1}{T_0} \right)$ (approximation : $\Delta_r H^0 = \text{cste}$)

On obtient finalement $K^0(T_1) = K^0(T_0) e^{\frac{-\Delta_r H^0}{R} \left(\frac{1}{T_1} - \frac{1}{T_0} \right)}$

Exercice 1 Congélateur

1) (1 \Rightarrow 2) est adiabatique réversible, d'après le second principe $s = \text{cste}$. On la T représente par un segment vertical dans le diagramme (T,s)

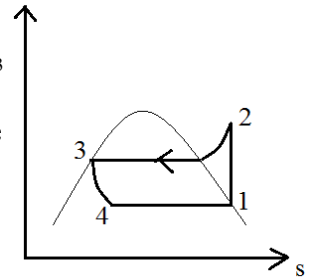
2) $h_4 - h_3 = w_{34} + q_{34}$ or $w_{34} = 0$ (pas de pièces mobiles) et $q_{34} = 0$ (adiabatique), d'où $h_3 = h_4$

3) Le congélateur "prend" de l'énergie à la source froide et en fournit à la source chaude. La source froide est le contenu du congélateur.

4) $h_1 = h_v(-30^\circ\text{C}) = 379,1 \text{ kJ.kg}^{-1}$ $h_3 = h_l(31^\circ\text{C}) = 242,9 \text{ kJ.kg}^{-1}$

5) $w_C = h_2 - h_1 = 46,3 \text{ kJ.kg}^{-1}$ $q_{\text{cond}} = h_3 - h_2 = -182,5 \text{ kJ.kg}^{-1}$
 $q_{\text{evap}} = h_1 - h_4 = h_1 - h_3 = 136,2 \text{ kJ.kg}^{-1}$

6) L'objectif est de recevoir un transfert thermique provenant de la source froide ; on consomme le travail fourni par le compresseur : $e = q_{\text{evap}} / w_C = 2,94$



3TSI - Physique-Chimie - Colle 12
Exercices supplémentaires

Exercice Dissociation de l'oxyde de Cuivre (II)

L'oxyde de Cuivre(II) $\text{CuO}_{(s)}$ se dissocie en oxyde de Cuivre(I) $\text{Cu}_2\text{O}_{(s)}$ et en dioxygène selon la réaction



- 1) Calculer l'enthalpie standard de cette réaction.
- 2) L'oxyde de Cuivre(II) se dissocie-t-il davantage à basse ou à haute température ?
- 3) La dissociation de l'oxyde de Cuivre(II) est-elle favorisée par une diminution de pression ?
- 4) Déterminer la pression partielle du dioxygène lorsque l'équilibre est atteint à 298 K.
- 5) Déterminer la pression partielle du dioxygène lorsque l'équilibre est atteint à 1300 K.

On introduit de l'oxyde de Cuivre(II) dans une enceinte isotherme (à 1300 K) de 1 m^3 , initialement vide.

- 6) Quelle est la masse minimale d'oxyde de Cuivre (II) qui permet d'atteindre un état final d'équilibre ?

Données

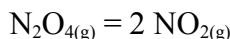
Enthalpies standard de formation à 298 K en $\text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$: $\text{CuO}_{(s)} : -157,3$ $\text{Cu}_2\text{O}_{(s)} : -168,6$

Constante de la réaction à 298 K : $K^0 = 4,4 \cdot 10^{-39}$

Masses molaires en $\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$ Cu : 63,5 O : 16,0 Relation de Van't Hoff : $\frac{d(\ln K^0)}{dT} = \frac{\Delta_r H^0}{RT^2}$

Exercice Equilibre en phase gazeuse

On introduit 12,5 mmol de tétraoxyde de diazote $\text{N}_2\text{O}_{4(g)}$ dans un récipient de volume $V = 1 \text{ L}$, à la température $T = 298 \text{ K}$. Il se produit alors une dissociation partielle selon la réaction

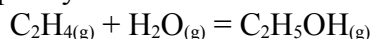


- 1) Sachant que la pression finale totale dans le récipient est égale à 0,39 bar, calculer l'avancement final x_F de la réaction et le taux d'avancement final ($\alpha = x_F/x_{\text{max}}$)
- 2) Calculer la constante d'équilibre K^0 de cette réaction à 298 K.
- 3) Comment cet équilibre est-il modifié si l'on comprime le mélange réactionnel sans modifier la température ?
- 4) Comment cet équilibre est-il modifié si l'on chauffe le mélange, sans modifier la pression ?
- 5) Calculer $K^0(500 \text{ K})$.

Données $R = 8,314 \text{ J}\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{mol}^{-1}$ $\Delta_r H^0(\text{NO}_{2(g)}) = +33,1 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$ $\Delta_r H^0(\text{N}_2\text{O}_{4(g)}) = +9,1 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$

Exercice Préparation de l'éthanol

L'éthanol est produit industriellement par hydratation de l'éthène selon la réaction d'équation-bilan:



On donne la loi de variation de sa constante d'équilibre K^0 (avec T en K) : $\ln K^0(T) = \frac{5655}{T} - 15,5$

On place 1 mole d'éthène et 1 mole d'eau dans un réacteur isobare et isotherme.

- 1) Dans chacun des cas suivants, déterminer le taux d'avancement final $\tau = \frac{x_F}{x_{\text{max}}}$:
 - a) $P = 1,0 \text{ bar}$, $T = 400 \text{ K}$
 - b) $P = 10 \text{ bar}$, $T = 400 \text{ K}$
 - c) $P = 1,0 \text{ bar}$, $T = 550 \text{ K}$
- 2) En utilisant la relation de Van't Hoff $\frac{d(\ln K^0)}{dT} = \frac{\Delta_r H^0}{RT^2}$, calculer $\Delta_r H^0$.
- 3) Pouvait-on prévoir l'influence de la pression et de la température observée dans la première question ?
- 4) Le procédé industriel est réalisé à $300 \text{ }^\circ\text{C}$, sous une pression de 70 bar. Commenter ce choix.

3TSI - Physique-Chimie - Colle 12
Exercices supplémentaires - Corrigé

Exercice Dissociation de l'oxyde de Cuivre(II)

1) $\Delta_r H^0 = 2 \Delta_f H^0(\text{Cu}_2\text{O}) - 4 \Delta_f H^0(\text{CuO}) = + 292 \text{ kJ.mol}^{-1}$

2) Une augmentation de température à pression constante fait évoluer le système dans le sens endothermique de la réaction, ici dans le sens direct (réaction endothermique), celui de la dissociation. $\text{CuO}_{(s)}$ se dissocie davantage à haute température.

3) Une *augmentation* de pression à température constante fait évoluer le système dans le sens de la réaction qui fait diminuer la quantité totale de gaz, ici dans le sens indirect. Une *diminution* de P favorise donc le sens direct : la dissociation est favorisée.

4) $Q_r = \frac{P_{\text{O}_2}}{P^0}$ donc $K^0 = \frac{P_{\text{O}_2, \text{éq}}}{P^0}$ $P_{\text{O}_2, \text{éq}} = 4,4 \cdot 10^{-39} \text{ bar}$ à 298 K

5) $K^0(1300) = K^0(298) e^{\frac{-\Delta_r H^0}{R} \left(\frac{1}{1300} - \frac{1}{298} \right)} = 12,5$ donc $P_{\text{O}_2, \text{éq}} = 12,5 \text{ bar}$ à 1300 K

6)

	$4 \text{ CuO}_{(s)}$	=	$2 \text{ CuO}_{(s)}$	+	$\text{O}_{2(g)}$
EI	n_0		0		0
EF	$n_0 - 4 x_F$		$2 x_F$		x_F

On a équilibre final $\Leftrightarrow P_{\text{O}_2, F} = P_{\text{O}_2, \text{éq}} \Leftrightarrow \frac{x_F RT}{V} = P_{\text{O}_2, \text{éq}} \Leftrightarrow x_F = \frac{12,5 \cdot 10^5 \cdot 1}{8,314 \cdot 1300} = 1,15 \cdot 10^2 \text{ mol}$

On doit avoir $x_F \leq x_{\text{max}} \Leftrightarrow x_F \leq \frac{n_0}{4} \Leftrightarrow m_{\text{CuO}} \geq 4 x_F M_{\text{CuO}}$ soit $m_{\text{CuO}} \geq 37 \text{ kg}$

Exercice Equilibre en phase gazeuse

	$\text{N}_2\text{O}_{4(g)}$	=	$2 \text{ NO}_{2(g)}$		n_{gaz}
EI	$12,5 \cdot 10^{-3} (= n_0)$		0		$12,5 \cdot 10^{-3}$
EF	$12,5 \cdot 10^{-3} - x_F$		$2 x_F$		$12,5 \cdot 10^{-3} + x_F (= n_0 + x_F)$

1) $P = \frac{n_{\text{gaz}} RT}{V}$ donc dans l'état final, $n_0 + x_F = \frac{P_F V}{RT} \Rightarrow x_F = \frac{P_F V}{RT} - n_0 = 3,2 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$

d'où $\tau_F = 0,26$

2) $K^0 = Q_{r, \text{éq}} = Q_{r, F} = \frac{\left(\left(\frac{2 x_F}{n_0 + x_F} \right) \frac{P_F}{P^0} \right)^2}{\left(\frac{n_0 - x_F}{n_0 + x_F} \right) \frac{P_F}{P^0}} = \frac{4 x_F^2 (P_F / P^0)}{(n_0 + x_F)(n_0 - x_F)} = 0,11$

3) Augmentation de P \Rightarrow évolution dans le sens qui fait diminuer la quantité de gaz, ici sens indirect. $\text{NO}_{2(g)}$ est consommé.

4) $\Delta_r H^0 = - \Delta_f H^0(\text{N}_2\text{O}_{4(g)}) + 2 \Delta_f H^0(\text{NO}_{2(g)}) = -9,1 + 2 \cdot 33 = 57,1 \text{ kJ.mol}^{-1} > 0$, réaction endothermique

Une augmentation de T entraîne une évolution dans le sens endothermique, ici dans le sens direct : $\text{NO}_{2(g)}$ est formé.

5) $K^0(500) = K^0(298) e^{\frac{-\Delta_r H^0}{R} \left(\frac{1}{500} - \frac{1}{298} \right)} = 1,2 \cdot 10^3$

Exercice Préparation de l'éthanol

	$C_2H_4(g)$	+	$H_2O(g)$	=	$C_2H_5(g)$	n_{gaz}
EI	1		1		0	2
EF	$1 - x_F$		$1 - x_F$		x_F	$2 - x_F$

$$Q_{r,F} = \frac{\left(\frac{x_F}{2-x_F}\right) \frac{P_F}{P^0}}{\left(\frac{1-x_F}{2-x_F}\right) \frac{P_F}{P^0}} = \frac{x_F(2-x_F) P^0}{(1-x_F)^2 P_F} \quad \text{On résout } Q_r = K^0 :$$

- a) $K^0 = 0,256$ $P = 1,0 \text{ bar}$ On trouve $x = 0,11 \text{ mol}$ $\tau = 0,11$
 b) $K^0 = 0,256$ $P = 10 \text{ bar}$ On trouve $x = 0,47 \text{ mol}$ $\tau = 0,47$
 c) $K^0 = 5,4 \cdot 10^{-3}$ $P = 1,0 \text{ bar}$ On trouve $x = 2,7 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$ $\tau = 2,7 \cdot 10^{-3}$

2) $\frac{d(\ln K^0)}{dT} = \frac{\Delta_r H^0}{RT^2}$ donc $\frac{-5655}{T^2} = \frac{\Delta_r H^0}{8,314 T^2}$ d'où $\Delta_r H^0 = -47 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$

3) La réaction est exothermique donc une augmentation de température favorise le sens indirect (consommation de l'éthanol). Une augmentation de pression favorise la formation de l'éthanol (diminution de la quantité de gaz dans le sens direct).

4) $300^\circ\text{C} = 573 \text{ K}$; cette température ne favorise pas le rendement de la réaction, elle répond à des contraintes cinétiques (température de compromis). La pression de 70 bar est élevée, elle favorise la formation de l'éthanol.