

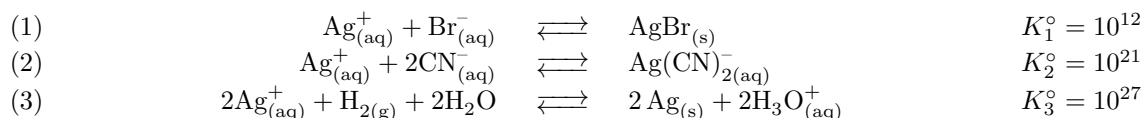
Introduction à l'équilibre chimique

Exercices

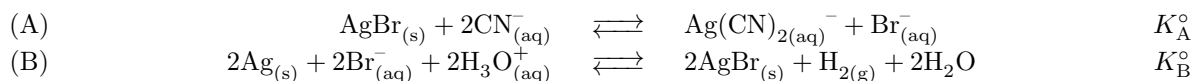
Exercice 1 : Manipulation de constantes d'équilibre

[◆◆◆]

On donne les constantes d'équilibre associées aux transformations suivantes :



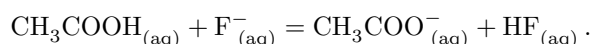
En déduire les constantes d'équilibre des réactions



Exercice 2 : Équilibre en solution aqueuse

[◆◆◆]

Considérons un système de volume 20 mL évoluant selon la réaction d'équation bilan



Sa constante d'équilibre à 25 °C vaut $K^\circ = 10^{-1,60} = 2,5 \cdot 10^{-2}$.

Déterminer le sens d'évolution du système et l'avancement à l'équilibre en partant des deux situations initiales suivantes.

- 1 - $[\text{CH}_3\text{COOH}]_i = [\text{F}^-]_i = c = 0,1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ mais $[\text{CH}_3\text{COO}^-]_i = [\text{HF}]_i = 0$.
- 2 - $[\text{CH}_3\text{COOH}]_i = [\text{F}^-]_i = [\text{CH}_3\text{COO}^-]_i = [\text{HF}]_i = c = 0,1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.

Exercice 3 : Pentachlorure de phosphore

[◆◆◆]

Le pentachlorure de phosphore PCl_5 est un composé très toxique, servant de réactif en synthèse organique pour ajouter des atomes de chlore à une chaîne carbonée. Mis en phase gazeuse, il se décompose spontanément en trichlorure de phosphore et en dichlore, donnant naissance à un équilibre en phase gazeuse.

Considérons un réacteur fermé de volume constant $V = 2 \text{ L}$ maintenu à température constante $T = 180 \text{ °C}$. À cette température, la constante thermodynamique de l'équilibre précédemment cité vaut $K^\circ = 8$. On y met $n_0 = 0,5 \text{ mol}$ de PCl_5 .

- 1 - Écrire l'équation de réaction modélisant le processus dans le réacteur.
- 2 - Construire le tableau d'avancement relatif à cette réaction.
- 3 - Exprimer les pressions partielles des gaz en fonction de n_0 , de l'avancement ξ et de la pression initiale p_0 .
- 4 - Calculer le coefficient de dissociation à l'équilibre $\alpha = \xi_{\text{eq}}/n_0$. Que représente-t-il physiquement ?
- 5 - Calculer la pression régnant dans le réacteur à l'équilibre.

Exercice 4 : Production industrielle de chaux vive

[◆◆◆]

La chaux vive, solide blanc de formule CaO , est un des produits de chimie industrielle les plus communs. Utilisée depuis l'Antiquité, notamment dans le domaine de la construction, elle est aujourd'hui utilisée comme intermédiaire en métallurgie. Elle est obtenue industriellement par dissociation thermique du calcaire CaCO_3 dans un four à $T = 1100 \text{ K}$. On modélise cette transformation par la réaction



La constante d'équilibre de cette réaction vaut $K = 0,358$ à 1100 K .

1 - Dans un récipient de volume $V = 10\text{ L}$ préalablement vide, on introduit 10 mmol de calcaire à température constante $T = 1100\text{ K}$. Déterminer le sens d'évolution. Quels sont les états finaux possibles ?

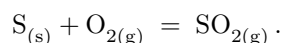
2 - Supposons que l'état final est un état d'équilibre. Déterminer la quantité de matière de calcaire qui devrait avoir réagi. Conclure.

3 - Quelle quantité maximale de calcaire peut-on transformer en chaux dans ces conditions ?

Exercice 5 : Combustion du soufre

[◆◆◆]

On introduit dans un creuset à combustion une masse $m = 0,30\text{ g}$ de fleur de soufre (soufre pur solide se présentant sous forme d'une poudre jaune). On enflamme le soufre avec un bec bunsen et on place immédiatement le creuset dans un flacon de volume $V = 1,0\text{ L}$ contenant de l'air sous pression initialement de $P = 1,0\text{ bar}$. On referme hermétiquement le flacon. On observe alors une combustion lente du soufre dans l'air avec une flamme bleue caractéristique. On modélise cette transformation par une réaction chimique d'équation bilan



On rappelle que l'air est un mélange constitué de 80% de diazote et 20% d'oxygène. Les pourcentages correspondent aux fractions molaires. Bien qu'étant présent dans le flacon, le diazote n'est ni un réactif ni un produit de la transformation.

Même si la température augmente légèrement pendant la combustion avant de redescendre ensuite, on admet pour simplifier qu'elle est toujours voisine de $T = 25\text{ °C}$. À cette température, la constante d'équilibre de la réaction de combustion vaut $K^\circ = 4 \cdot 10^{52}$.

Données :

- ▷ masses molaires $M_{\text{O}} = 16,0\text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$ et $M_{\text{S}} = 32,1\text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$;
- ▷ constante des gaz parfaits $R = 8,31\text{ J} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$.

1 - Calculer les quantités de matière initiales de soufre, de dioxygène et de diazote contenues dans le flacon.

2 - Construire le tableau d'avancement de la réaction. Identifier le réactif limitant. La réaction peut-elle être totale ou est-elle forcément équilibrée ?

3 - Que peut-on dire de la quantité de matière totale de gaz au cours de la transformation ? Qu'en déduit-on pour la pression ?

4 - Déterminer la composition finale du système : masse restante de soufre et pression partielle des différents gaz.

Annale de concours

Exercice 6 : Formation de SiC par CVD

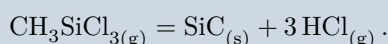
[écrit Centrale TSI 2016, ◆◆◆]

Document 1 :

La face optique des miroirs des instruments spatiaux peut être revêtue de SiC par dépôt chimique en phase vapeur (ou CVD pour l'anglais « chemical vapor deposition ») afin de masquer toute porosité résiduelle et obtenir ainsi une surface polissable parfaite.

Le dépôt chimique en phase vapeur (CVD) est un procédé utilisé pour produire des matériaux solides de grande pureté et sous forme de couches minces. Dans ce procédé, un solide inerte servant de support est exposé à un ou plusieurs composés chimiques en phase gazeuse qui se décomposent à sa surface pour former le matériau désiré. Généralement, plusieurs réactions se produisent conjointement, les produits des réactions indésirables étant évacués par un flux gazeux traversant en continu la chambre réactionnelle.

De nombreux composés chimiques sont utilisés pour produire des films minces de SiC. Parmi ceux-ci, le méthyl-trichlorosilane MTS CH_3SiCl_3 est très souvent choisi. La réaction se déroule sur un solide en graphite, à température élevée et sous pression réduite. Elle se déroule dans un courant de dihydrogène et, d'un point de vue microscopique, en deux étapes : une décomposition du MTS en présence de dihydrogène pour former des produits intermédiaires gazeux suivie d'une réaction entre ceux-ci pour former le carbure de silicium solide. La transformation peut être modélisée par l'équation bilan globale



On étudie dans cette partie la réaction présentée dans le document 1 à température $T_1 = 870 \text{ K}$, où sa constante thermodynamique d'équilibre vaut $K^\circ(T_1) = 10$. On considère une enceinte vide, thermostatée à la température T_1 , dans laquelle on introduit une quantité $n = 1,0 \text{ mol}$ de MTS. La pression p dans l'enceinte est maintenue constante.

1 - Exprimer le quotient réactionnel Q_r de la réaction en fonction des pressions partielles des espèces gazeuses présentes dans le milieu réactionnel et de la pression standard P° .

Le taux de décomposition α du MTS est défini par le quotient de la quantité de MTS ayant réagi sur la quantité initiale de MTS introduite.

2 - Exprimer les pressions partielles des différentes espèces gazeuses présentes en fonction de p et α .

3 - En déduire une équation dont la résolution donne la valeur $\alpha_{\text{éq}}$ à l'équilibre. La résolution, non demandée, donne $\alpha_{\text{éq}} = 0,80$.

4 - En déduire la quantité de matière de carbure de silicium solide formée.

Introduction à l'équilibre chimique

Exercices

Exercice 1 : Manipulation de constantes d'équilibre

Pour identifier les combinaisons linéaires de réaction impliquées, repérer les espèces chimiques qui n'interviennent que dans une seule des réactions de référence. Ici, il s'agit par exemple de $H_{2(g)}$ ou $Ag(CN)_{2(aq)}^-$, mais surement pas de $Ag_{(aq)}^+$ qui intervient dans chacune des réactions.

La réaction (A) est combinaison linéaire de la réaction inverse de (1) et de la réaction (2), où les nombres stœchiométriques sont les mêmes. Ainsi,

$$K_A^\circ = \frac{K_2^\circ}{K_1^\circ} = 10^9.$$

La réaction (B) est combinaison linéaire de la réaction inverse de (3) et de la réaction (1) dont les nombres stœchiométriques sont doublés. Ainsi,

$$K_B^\circ = \frac{(K_1^\circ)^2}{K_3^\circ} = 10^{-3}.$$

Exercice 2 : Équilibre en solution aqueuse

1 En assimilant activité et concentration, le quotient réactionnel à l'état initial vaut

$$Q_{r,i} = \frac{[CH_3COO^-]_i [HF]_i}{[CH_3COOH]_i [F^-]_i} = 0 < K^\circ$$

La réaction va donc avoir lieu **dans le sens direct**.

Effectuons maintenant un bilan de matière. Comme toutes les espèces chimiques sont en solution, on peut le faire directement en termes de concentration : les quantités de matière y sont toutes proportionnelles au facteur de volume près.

	CH_3COOH	+	F^-	=	CH_3COO^-	+	HF
état initial	c		c		0		0
état d'équilibre	$c - x_{\text{éq}}$		$c - x_{\text{éq}}$		$x_{\text{éq}}$		$x_{\text{éq}}$

À l'équilibre, en vertu de la loi d'action des masses,

$$Q_{r,\text{éq}} = \frac{[CH_3COO^-]_{\text{éq}} [HF]_{\text{éq}}}{[CH_3COOH]_{\text{éq}} [F^-]_{\text{éq}}} = \frac{x_{\text{éq}}^2}{(c - x_{\text{éq}})^2} = K^\circ$$

ce qui donne

$$\frac{x_{\text{éq}}}{c - x_{\text{éq}}} = \sqrt{K^\circ} \quad \text{soit} \quad x_{\text{éq}} = \sqrt{K^\circ} (c - x_{\text{éq}}) \quad \text{d'où} \quad x_{\text{éq}} = \frac{\sqrt{K^\circ}}{1 + \sqrt{K^\circ}} c = 1,4 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

On note que $x_{\text{éq}} > 0$, ce qui confirme que la réaction se fait dans le sens direct.

2 En assimilant activité et concentration, le quotient réactionnel à l'état initial vaut

$$Q_{r,i} = \frac{[CH_3COO^-]_i [HF]_i}{[CH_3COOH]_i [F^-]_i} = \frac{c^2}{c^2} = 1 > K^\circ$$

La réaction va donc avoir lieu **dans le sens inverse**.

Effectuons maintenant un bilan de matière. Comme toutes les espèces chimiques sont en solution, on peut le faire directement en termes de concentration : les quantités de matière y sont toutes proportionnelles au facteur de volume près.

	CH ₃ COOH	+	F ⁻	=	CH ₃ COO ⁻	+	HF
état initial	<i>c</i>		<i>c</i>		<i>c</i>		<i>c</i>
état d'équilibre	<i>c</i> - <i>x</i> _{éq}		<i>c</i> - <i>x</i> _{éq}		<i>c</i> + <i>x</i> _{éq}		<i>c</i> + <i>x</i> _{éq}

À l'équilibre, en vertu de la loi d'action des masses,

$$Q_{r,\text{éq}} = \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-]_{\text{éq}} [\text{HF}]_{\text{éq}}}{[\text{CH}_3\text{COOH}]_{\text{éq}} [\text{F}^-]_{\text{éq}}} = \frac{(c + x_{\text{éq}})^2}{(c - x_{\text{éq}})^2} = K^\circ$$

ce qui donne

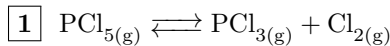
$$\frac{c + x_{\text{éq}}}{c - x_{\text{éq}}} = \sqrt{K^\circ} \quad \text{soit} \quad c + x_{\text{éq}} = \sqrt{K^\circ} (c - x_{\text{éq}}) \quad \text{d'où} \quad (1 + \sqrt{K^\circ}) x_{\text{éq}} = c (\sqrt{K^\circ} - 1)$$

et enfin

$$x_{\text{éq}} = \frac{\sqrt{K^\circ} - 1}{\sqrt{K^\circ} + 1} c = -7,3 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

On note que $x_{\text{éq}} < 0$, ce qui confirme que la réaction se fait dans le sens inverse.

Exercice 3 : Pentachlorure de phosphore



La formule des espèces chimiques mises en jeu se trouve à partir de leur nom ! Il ne faut pas oublier de préciser les états physiques dans l'équation bilan.

L'énoncé indique qu'il s'agit d'un équilibre, autorisant le symbole \rightleftharpoons . Si rien n'était précisé, il aurait fallu se contenter du symbole =.

2 Comme tous les réactifs et produits sont en phase gazeuse, le tableau d'avancement peut s'écrire indifféremment en termes de pression partielle ou de quantité de matière, mais pas d'écriture en concentrations possible.

	PCl ₅	=	PCl ₃	+	Cl ₂
état initial	<i>n</i> ₀		0		0
état quelconque	<i>n</i> ₀ - ξ		ξ		ξ
état d'équilibre	<i>n</i> ₀ - $\xi_{\text{éq}}$		$\xi_{\text{éq}}$		$\xi_{\text{éq}}$

3 Déterminons d'abord la pression totale P_{tot} dans l'enceinte. D'après la question précédente, la quantité de matière totale de gaz est égale à $n_0 + \xi$, d'où

$$P_{\text{tot}} = \frac{(n_0 + \xi)RT}{V}.$$

La pression initiale vaut quant à elle

$$P_0 = \frac{n_0 RT}{V}$$

On en déduit

$$\frac{RT}{V} = \frac{P_0}{n_0} \quad \text{d'où} \quad P_{\text{tot}} = \frac{n_0 + \xi}{n_0} P_0$$

Ainsi,

$$p_{\text{PCl}_5} = \frac{n_0 - \xi}{n_0 + \xi} P_{\text{tot}} \quad \text{soit} \quad p_{\text{PCl}_5} = \frac{n_0 - \xi}{n_0} P_0 = \left(1 - \frac{\xi}{n_0}\right) P_0$$

et de même

$$p_{\text{PCl}_3} = p_{\text{Cl}_2} = \frac{\xi}{n_0} P_0.$$

4 Le coefficient de dissociation représente **la proportion de réactif ayant effectivement réagi**.

D'après la loi d'action des masses, les activités à l'équilibre $a_i^{\text{éq}}$ sont telles que

$$\frac{a_{\text{PCl}_3}^{\text{éq}} \times a_{\text{Cl}_2}^{\text{éq}}}{a_{\text{PCl}_5}^{\text{éq}}} = \frac{p_{\text{PCl}_3}^{\text{éq}} \times p_{\text{Cl}_2}^{\text{éq}}}{p_{\text{PCl}_5}^{\text{éq}}} = K^\circ.$$

On omet souvent de préciser la pression standard p° lors du passage des activités aux pressions partielles, ce qui donne (fictivement) une écriture inhomogène ... c'est ce qu'il faut faire en général, mais nous verrons que dans le cas présent il sera nécessaire de réintroduire la pression standard.

Remarquons que l'écriture des pressions partielles à la question précédente permet de faire directement apparaître le coefficient de dissociation. La loi d'action des masses s'écrit alors

$$\frac{\alpha^2 p_0^2}{(1-\alpha)p_0 p^\circ} = \frac{\alpha^2}{1-\alpha} \frac{p_0}{p^\circ} = K^\circ$$

Attention, bien qu'elle s'appelle aussi « P zéro », il n'est pas question de simplifier la pression initiale ! Il faut même prendre soin de rajouter la pression standard pour que l'écriture soit homogène.

On en déduit une équation du second degré portant sur α ,

$$\frac{p_0}{p^\circ} \alpha^2 + K^\circ \alpha - K^\circ = 0$$

Cette équation admet deux solutions, mais comme $0 \leq \alpha \leq 1$, seule celle avec le signe + est pertinente. Ainsi,

$$\alpha = \frac{-K^\circ + \sqrt{K^{\circ 2} + 4 \frac{p_0}{p^\circ} K^\circ}}{2 \frac{p_0}{p^\circ}} = 0,59$$

où la résolution numérique demande de calculer la pression initiale $p_0 = 9,4$ bar à l'aide de la loi des gaz parfaits.

5 La pression totale régnant dans le réacteur à l'équilibre est la somme des pressions partielles à l'équilibre. On déduit de la question 3 et de la définition de α

$$p_{\text{éq}} = (1 + \alpha) p_0 = 15,0 \text{ bar}.$$

Exercice 4 : Production industrielle de chaux vive

1 Comme on ne part que de calcaire, la réaction ne peut avoir lieu que dans le sens direct. Pour le « confirmer », calculons le quotient réactionnel Q . Les deux solides étant purs, leur activité vaut 1, et le quotient réactionnel est égal à l'activité en CO_2 . Comme il s'agit d'un gaz parfait pur sa pression partielle est égale à la pression totale p dans l'enceinte, d'où

$$Q = \frac{p}{p^\circ} \quad \text{avec } p = 0 \text{ dans l'état initial, d'où } Q_0 = 0 < K.$$

Au cours de la réaction, du CO_2 est produit et Q augmente pour se rapprocher de K . Deux situations sont possibles :

- ▷ si le dernier grain de calcaire disparaît, Q n'a pas atteint K et la transformation s'arrête : la dissociation est rigoureusement totale ;
- ▷ s'il y a suffisamment de calcaire alors la transformation s'arrête lorsque $Q = K$, l'état final est un état d'équilibre.

2 Supposons l'équilibre atteint. Dans ce cas, la pression à l'équilibre vaut $p_{\text{éq}} = K p^\circ$, ce qui signifie d'après l'équation d'état des gaz parfaits que la quantité de matière de CO_2 produite par la réaction, égale à l'avancement à l'équilibre (se montre avec un tableau d'avancement), vaut

$$\xi_{\text{éq}} = \frac{V K p^\circ}{RT} = 39 \text{ mmol}.$$

Attention ! Dans l'équation d'état des gaz parfaits, les volumes s'expriment en m^3 et les pressions en Pa.

Or le même bilan de matière montre que l'avancement maximal de la réaction ξ_{max} est égal à la quantité de matière initiale en calcaire, soit 10 mmol. On trouve donc $\xi_{\text{éq}} > \xi_{\text{max}}$, ce qui est impossible, puisque cela voudrait dire qu'il reste une quantité de matière négative en réactif limitant. Il y a donc contradiction, l'hypothèse est fautive : **l'état d'équilibre ne peut pas être atteint et la réaction est rigoureusement totale.** Dans l'état final, le système ne contient plus du tout de CaCO_3 , mais contient $\xi_{\text{max}} = 10$ mmol de CaO solide et $\xi_{\text{max}} = 10$ mmol de CO_2 gazeux.

3 Pour toute quantité de matière de calcaire $n_0 < n$ la réaction est totale. En revanche, si $n_0 > n$ alors l'équilibre chimique est atteint lorsque l'avancement est égal à n et l'excès de calcaire ne se transformera pas, quelle que soit sa quantité. Ainsi, **la quantité de matière de calcaire maximale qui puisse être transformée est $n = 39$ mmol.**

Exercice 5 : Combustion du soufre

1 Quantité de matière initiale de soufre solide :

$$n_S(0) = \frac{m}{M_S} = 9,4 \text{ mmol}.$$

Pour calculer les quantités de matière de chacun des gaz, on commence par calculer la quantité de matière totale en gaz avec la loi des gaz parfaits et on utilise ensuite les fractions molaires données pour calculer la quantité de matière de chaque gaz. Ainsi, d'après la loi des gaz parfaits,

$$n_{\text{gaz}}(0) = \frac{PV}{RT} = \frac{1,0 \cdot 10^5 \times 1,0 \cdot 10^{-3}}{8,3 \times (273 + 25)} = 40 \text{ mmol}$$

🔥🔥🔥 **Attention !** aux unités avec la loi des gaz parfaits : pression en Pa et volume en m³.

On en déduit alors

$$n_{\text{O}_2}(0) = x_{\text{O}_2} n_{\text{gaz}}(0) = 8,1 \text{ mmol} \quad \text{et} \quad n_{\text{N}_2}(0) = x_{\text{N}_2} n_{\text{gaz}}(0) = 32 \text{ mmol}.$$

2 La réaction a lieu en milieu hétérogène (présence de solide et de gaz) : le tableau d'avancement doit impérativement être construit en quantité de matière.

	S	+	O ₂	=	SO ₂
état initial $t = 0$	$n_S(0)$		$n_{\text{O}_2}(0)$		0
état intermédiaire t qcq	$n_S(0) - \xi(t)$		$n_{\text{O}_2}(0) - \xi(t)$		$\xi(t)$

Comme les nombres stœchiométriques sont égaux, le réactif limitant est celui qui est apporté en plus petite quantité de matière initiale : **il s'agit du dioxygène**. Comme c'est un gaz, alors **la réaction est forcément équilibrée ...** mais compte tenu de la valeur de la constante d'équilibre, on pourra malgré tout la considérer quasi-totale.

3 À un instant t quelconque, la quantité de matière totale de gaz vaut

$$\begin{aligned} n_{\text{gaz}}(t) &= n_{\text{N}_2}(t) + n_{\text{O}_2}(t) + n_{\text{SO}_2}(t) \\ &= n_{\text{N}_2}(0) + [n_{\text{O}_2}(0) - \xi(t)] + \xi(t) \\ &= n_{\text{N}_2}(0) + n_{\text{O}_2}(0) \end{aligned}$$

ce qui conduit finalement à

$$n_{\text{gaz}}(t) = n_{\text{gaz}}(0)$$

La quantité de matière de gaz est constante tout au long de la réaction : lorsque ξ moles de O₂ sont consommées, ξ moles de SO₂ sont produites. D'après la loi des gaz parfaits, on en déduit que **la pression est constante tout au long de la transformation**.

4 Comme $K^\circ \gg 10^4$ alors la réaction est quantitative. On pourra donc calculer toutes les quantités de matière comme si elle était totale, sauf celle du réactif limitant qui devra être calculée à partir de la loi d'action des masses. Du bilan de matière on déduit $\xi_{\text{max}} = n_{\text{O}_2}(0) = 8,1 \text{ mmol}$. Ainsi, à l'état final

$$n_{\text{S},f} = n_S(0) - \xi_{\text{max}} \quad \text{d'où} \quad m_{\text{S},f} = (n_S(0) - \xi_{\text{max}}) \times M_S = 40,6 \text{ mg}.$$

On en déduit de même la quantité de matière et la pression partielle en dioxyde de soufre en utilisant le fait que n_{gaz} et P sont constants tout au long de la réaction,

$$n_{\text{SO}_2,f} = \xi_{\text{max}} \quad \text{d'où} \quad p_{\text{SO}_2,f} = \frac{\xi_{\text{max}}}{n_{\text{gaz}}} P = 0,20 \text{ bar}$$

Enfin, d'après la loi d'action des masses,

$$\frac{p_{\text{SO}_2,f}}{1 \times \frac{p^\circ}{p_{\text{O}_2,f}}} = K^\circ \quad \text{d'où} \quad p_{\text{O}_2,f} = \frac{p_{\text{SO}_2,f}}{K^\circ} = 5 \cdot 10^{-54} \text{ bar}$$

ce qui est bien absolument négligeable devant $p_{\text{SO}_2,f}$ et légitime l'approximation de réaction quasi-totale.

On peut même se poser des questions sur le sens de ces chiffres : la quantité de matière de O_2 restant dans le flacon à la fin de la combustion serait de $2 \cdot 10^{-55}$ mol ... et compte tenu de la valeur du nombre d'Avogadro cela fait moins que $1/10^{22}$ atome ! Avant de croire cette valeur, il faudrait remettre en cause toutes les autres hypothèses, et en particulier celle de flacon hermétique.

Pour terminer, on n'oublie pas non plus de rappeler la pression partielle en diazote même si elle ne change pas au cours de la réaction,

$$p_{N_2} = x_{N_2} P = 0,80 \text{ bar} .$$

Annale de concours

Exercice 6 : Formation de SiC par CVD

[écrit Centrale TSI 2016]

1 Compte tenu des expressions des activités,

$$Q_r = \frac{1 \times \left(\frac{p_{\text{HCl}}}{P^\circ} \right)^3}{\frac{p_{\text{MTS}}}{P^\circ}} \quad \text{d'où} \quad Q_r = \frac{p_{\text{HCl}}^3}{p_{\text{MTS}} P^{\circ 2}} .$$

2 Commençons par un bilan de matière.

	CH_3SiCl_3	$=$	SiC	$+$	3HCl
état initial	n		0		0
état quelconque	$n - \xi$		ξ		3ξ

Le taux de décomposition s'exprime alors par $\alpha = \xi_{\text{éq}}/n$. On en déduit les quantités de matière en fonction de α ,

$$n_{\text{MTS}} = (1 - \alpha)n \quad \text{et} \quad n_{\text{HCl}} = 3\alpha n ,$$

puis enfin les pressions partielles, en utilisant le lien aux fractions molaires :

$$p_{\text{MTS}} = \frac{n_{\text{MTS}}}{n_{\text{MTS}} + n_{\text{HCl}}} p \quad \text{soit} \quad p_{\text{MTS}} = \frac{1 - \alpha}{1 + 2\alpha} p$$

$$p_{\text{HCl}} = \frac{n_{\text{HCl}}}{n_{\text{MTS}} + n_{\text{HCl}}} p \quad p_{\text{HCl}} = \frac{3\alpha}{1 + 2\alpha} p$$

3 D'après la loi d'action des masses,

$$Q_{r,\text{éq}} = K^\circ \quad \text{soit} \quad \frac{27\alpha_{\text{éq}}^3}{(1 + 2\alpha_{\text{éq}})^2 (1 - \alpha_{\text{éq}})} \frac{p^2}{P^{\circ 2}} = K^\circ(T_1) .$$

Résoudre numériquement cette équation (qui n'est autre qu'un polynôme) donne accès à la valeur de $\alpha_{\text{éq}}$.

4 Compte tenu du bilan de matière,

$$n_{\text{SiC},\text{éq}} = \alpha_{\text{éq}} n = 0,80 \text{ mol} .$$