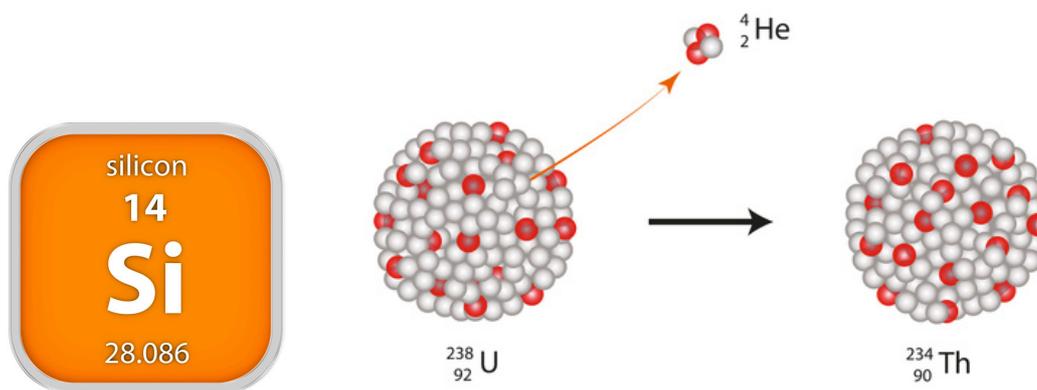


DEVOIR COMMUN N° 2 PHYSIQUE-CHIMIE

vendredi 11 décembre 2015



SUJET DE CHIMIE

Durée de la partie chimie : 2 heures

L'usage de la calculatrice est autorisé

CORRIGE

Exercice 1 : 22 points

Exercice 2 : 16 points

Barème sur 38 points - Noté sur 30

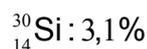
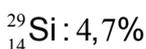
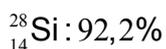
Moyenne : 7,91

Problème 1 : utilisations du silicium

22 pt

I Atomistique-liaison chimique

- 1) Le silicium existe à l'état naturel sous les trois formes suivantes :



Estimer la masse molaire atomique de l'élément Si.

1 pt Pour cette estimation, utilisons les pourcentages de chaque isotope :

La masse molaire de l'élément s'obtient en **additionnant les masses molaires des isotopes multipliées par leur abondance atomique** :

$$M(\text{Si}) = 0,922 \times 28 + 0,047 \times 29 + 0,031 \times 30 = 28,109 = \mathbf{28,11 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}}$$

Les masses molaires sont presque égales au nombre de masse A .

1 mol est la quantité de matière présente dans 12 g de carbone-12. En prenant la masse du proton et du neutron égale, la masse de 1 neutron (ou d'un proton) est donc égale à $(12/12.N)$.

Ainsi dans un atome où il y a N neutrons et Z protons, soit un nombre de nucléons égal à A , nombre de masse, alors la masse molaire de cet atome est : $M = A \cdot (12/12.N) \cdot N = A \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$

Ainsi, $M(\text{élément}) = \text{somme des (masses molaires des isotopes} \times \text{abondance atomique)}$

Soit : « $M({}_Z\text{X}) = \sum (M({}^A_Z\text{X}) \times \%({}^A_Z\text{X}))$ »

- 2) Donner la configuration électronique de l'atome de silicium. Quelle est la valence du silicium ?

0,5 pt Sa configuration électronique fondamentale est : $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^2$

0,5 pt Sa valence est le nombre de liaisons simples qu'il peut former pour réaliser un octet en restant neutre. Il lui faut quatre électrons pour compléter son octet, que vont lui apporter quatre atomes d'hydrogène par exemple. Ainsi, comme le carbone, le silicium est **tétravalent**.

- 3) Dans la colonne de quel élément (base de la chimie organique) se trouve le silicium ? D'après leur position relative dans la classification périodique, comparer qualitativement leur rayon atomique et leur électronégativité.

0,5 pt Sa configuration électronique externe est la même que celle de l'atome de **carbone C** située juste au-dessus de lui dans la classification périodique. Plus de doute lorsque l'on dit que c'est l'élément de base de toute la chimie organique.

0,5 pt Comme la dimension atomique augmente quand on descend dans une colonne, alors l'atome de silicium est plus gros que l'atome de carbone.

0,5 pt Comme l'électronégativité augmente quand on monte dans une colonne, alors l'atome de silicium est plus moins que l'atome de carbone.

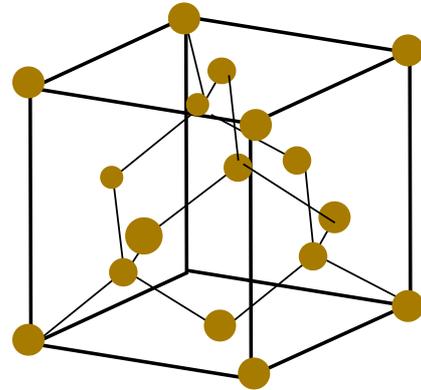
Si plus gros et moins électronégatif que C.

II Etude structurale du silicium

- 4) Le silicium cristallise dans le même système cristallin que le carbone diamant : la maille conventionnelle est une maille d'une structure cubique à faces centrées d'atomes de silicium dont un site tétraédrique sur deux est occupé par un atome de silicium. Dessiner la maille élémentaire de la structure du silicium.

1pt Maille semblable à celle du carbone diamant.

Il y a $8 \times \frac{1}{8} + 4 \times 1 = 8$ atomes de silicium par maille.



- 5) Calculer le rayon de l'atome en pm en connaissant la masse volumique du silicium : $\rho_{Si} = 2340 \text{ kg}\cdot\text{m}^{-3}$.

De la masse volumique, nous en déduisons le paramètre de la maille a :

$$a = \sqrt{\frac{8 \cdot M(Si)}{\rho \cdot N}} \quad a = \sqrt{\frac{8 \cdot 28,1 \cdot 10^{-3}}{2340 \cdot N}} \text{ m}$$

0,5 pt $a = 542 \text{ pm}$

Et le contact entre les atomes de silicium se fait selon la demi-diagonale du petit cube d'arête $a/2$:

$$2r_{Si} = \frac{1}{2} \sqrt{3} \frac{a}{2}$$

0,5 pt $r_{Si} = 117 \text{ pm}$

III Réduction du dioxyde de silicium

III1) Pour produire le silicium, on réduit le dioxyde de silicium $\text{SiO}_{2(s)}$ par le carbure de calcium $\text{CaC}_{2(s)}$. Pour $\theta < 1683 \text{ K}$, aucun changement d'état n'intervient. L'équation de la réaction est :



Sa constante d'équilibre est notée K°_1 .

- 6) À l'aide de la **figure 14**, déterminer le signe de l'enthalpie standard $\Delta_r H^{\circ}_1$ de la réaction (1) puis sa valeur en la supposant indépendante de la température.

0,5 pt A partir de la figure 14, nous remarquons que K°_1 et $\text{Ln}K^{\circ}_1$ sont des fonctions croissantes de T et, tout naturellement, $\text{Ln}K^{\circ}_1$ est une fonction décroissante de $1/T$. Nous en concluons que l'enthalpie standard de réaction $\Delta_r H^{\circ}_1$ de la réaction (1) est positive.

$\Delta_r H^{\circ}_1 > 0$: (1) est une réaction endothermique.

C'est la courbe $\text{Ln}K^{\circ}_1 = f(1/T)$ qui va nous permettre de calculer K°_1 car en effet, d'après **1 pt** la loi de Van't Hoff :

$$\frac{d\text{Ln}K^{\circ}_1}{dT} = \frac{\Delta_r H^{\circ}}{R \cdot T^2}$$

qui s'intègre en :

$$\text{Ln}K^{\circ}_1 = -\frac{\Delta_r H^{\circ}}{R \cdot T} + cste$$

Ainsi la pente de la droite $\text{Ln}K^{\circ}_1 = f(1/T)$ est $-\frac{\Delta_r H^{\circ}}{R}$

D'après les résultats que l'on nous fournit : $-\frac{\Delta_r H^{\circ}}{R} = -125\,042$

D'où : $\Delta_r H^{\circ}_1 = +125\,042 \times 8,31 = 1\,039\,099 \text{ J}\cdot\text{mol}^{-1}$

2 pt $\Delta_r H^{\circ}_1 = +1\,039,1 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1} = +1,04 \text{ MJ}\cdot\text{mol}^{-1}$

La réaction est très très **endothermique**.

- 7) Quelle est l'influence d'une augmentation de la température à pression et composition constante ? Justifier clairement votre réponse. En déduire si l'industriel a intérêt à travailler à basse ou haute température.

Comme la réaction est endothermique : $\Delta_r H^{\circ}_1 > 0$

1 pt Si $dT > 0$, alors $d\text{Ln}K^{\circ}_1 > 0$ d'après la loi de Van't Hoff.

Conclusion : K°_1 augmente si T augmente, donc **l'industriel a intérêt à travailler à haute température**.

- 8) A partir du quotient réactionnel, préciser quelle est l'influence de la pression P si on augmente P à partir d'un état initial où l'équilibre chimique est établi. Seule la pression varie.

Exprimons le quotient réactionnel Q :

$$Q = \frac{(a(\text{CaO}, s))^2 (a(\text{CO}, g))^4 (a(\text{Si}, s))^3}{(a(\text{CaC}_2, s))^2 (a(\text{SiO}_2, s))^2}$$

$$Q = \frac{P(\text{CO})^4}{P^{\circ 4}}$$

$$1 \text{ pt } Q = \frac{P(\text{CO})^4}{P^{\circ 4}}$$

Comme CO est el seul constituant gazeux, $P(\text{CO}) = P$

$$\text{Et : } Q = \frac{P^4}{P^{\circ 4}}$$

Donc si l'on augmente P tout restant constant par ailleurs, alors Q augmente et devient donc supérieur à K° . dans ce cas, $Q > K^\circ$ entraîne un déplacement de l'équilibre, dans le sens indirect, de façon à ce que Q diminue de nouveau pour atteindre K° .

1 pt Une augmentation de P déplace l'équilibre dans le sens indirect (<-)

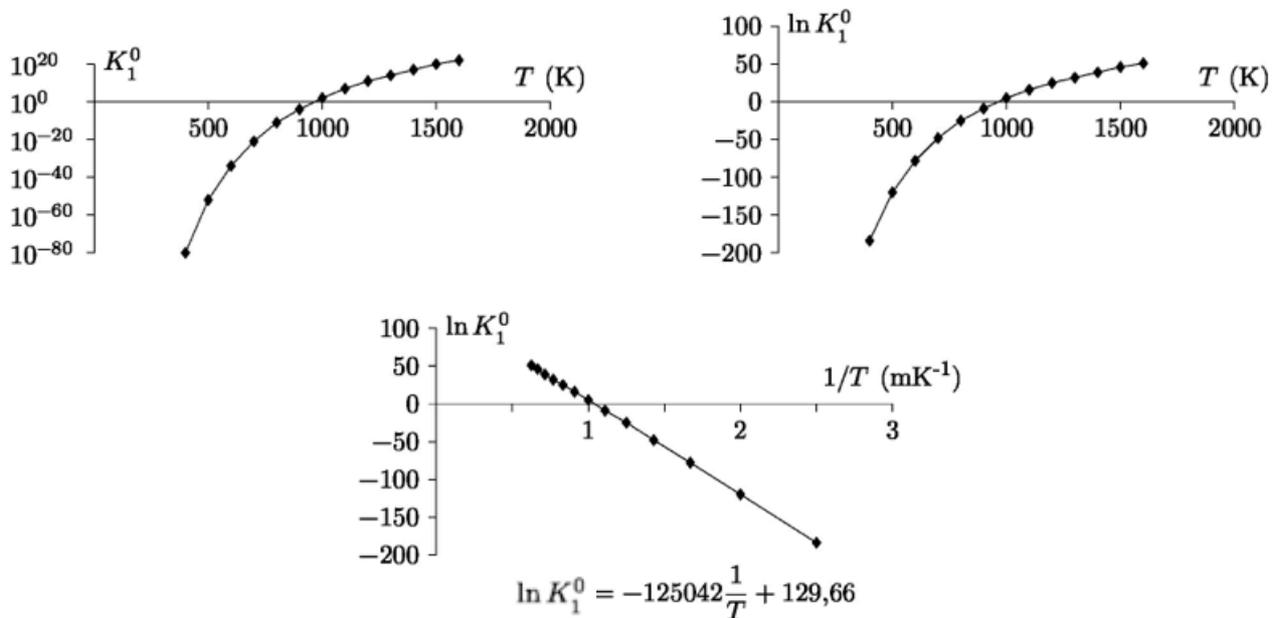
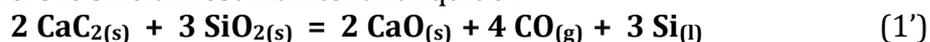


Figure 14 : courbes $K_1^0 = f(T)$, $\text{Ln}K_1^0 = f(T)$, $\text{Ln}K_1^0 = f(1/T)$

III2) Dans un réacteur de volume constant 8 litres, préalablement vide, on introduit 18 g de $\text{SiO}_{2(s)}$ solide et 32 g de $\text{CaC}_{2(s)}$ solide. On opère à $\theta = 1730 \text{ K} > 1683 \text{ K}$. On suppose que la phase gazeuse est assimilable à un gaz parfait.

9) Écrire l'équation (1') en précisant les états physiques des espèces chimiques.

0,5 pt Comme la température est maintenant supérieure à la température de fusion du silicium, alors le silicium est maintenant liquide :



Sa constante d'équilibre est notée K_1° .

- 10) Sachant que la constante d'équilibre de la réaction (1') vaut : $K^{\circ}_1(1730) = 3,68.10^{24}$, calculer la pression du système si l'équilibre est atteint puis la quantité de matière de monoxyde de carbone formé. Conclure.

Effectuons un tableau d'avancement :

18 g de $\text{SiO}_2 = 0,30 \text{ mol}$

32 g de $\text{CaC}_2 = 0,50 \text{ mol}$

1 pt	2 CaC_{2(s)}	+	3SiO_{2(s)}	=	2 CaO_(s)	+	4 CO_(g)	+	3Si_(l)
t = 0	0,50		0,30		0		0		0
t	0,50 - 2ξ		0,30 - 3ξ		2ξ		4ξ		3ξ

Si l'équilibre est atteint, la pression est égale à $P_{\text{éq}}$ telle que :

$$K^{\circ}_1 = \frac{P_{\text{éq}}^4}{P^{\circ 4}} = 3,68.10^{24}$$

1 pt D'où : $P_{\text{éq}} = 1,38.10^6 \text{ bar !!!}$

Conclusion : **l'équilibre chimique ne pourra pas être réalisé.**

De $PV = nRT$, on en déduit la quantité de matière de CO à l'équilibre :

$$n(\text{CO}, \text{éq}) = \frac{1,38.10^{11} \cdot 8.10^{-3}}{8,31.1783}$$

$$n(\text{CO}, \text{éq}) = \frac{1,38.10^{11} \cdot 8.10^{-3}}{8,31.1783}$$

1 pt $n(\text{CO}, \text{éq}) = 74\,510 \text{ mol !!!}$ Quantité colossale dans 8 L

- 11) En déduire les quantités de matière des différentes espèces chimiques à l'état final, ainsi que la pression de la phase gazeuse (supposée parfaite).

0,5 pt Dans ce cas, l'état final est un état dans lequel il y a **rupture d'équilibre chimique**. Recherchons le réactif limitant :

S'il s'agit de $\text{CaC}_{2(s)}$: $0,50 - 2\xi = 0$ lorsque $\xi = 0,25 \text{ mol}$

S'il s'agit de $\text{SiO}_{2(s)}$: $0,30 - 3\xi = 0$ lorsque $\xi = 0,10 \text{ mol}$

0,5 pt Le réactif limitant est la silice $\text{SiO}_{2(s)}$, il reste donc dans le réacteur :

	2 CaC_{2(s)}	+	3SiO_{2(s)}	=	2 CaO_(s)	+	4 CO_(g)	+	3Si_(l)
t = 0	0,50		0,30		0		0		0
t	0,50 - 2ξ		0,30 - 3ξ		2ξ		4ξ		3ξ
t_{final}	0,50 - 2.0,1		0,30 - 3.0,1		2.0,1		4.0,1		3.0,1
Soit	0,30		0		0,2		0,4		0,3
1 pt									

Les quantités de matières sont donc connues, calculons maintenant la pression partielle (mais donc aussi totale) de CO :

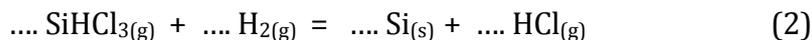
$$P(\text{CO, finale}) = \frac{0,40.8,31.1783}{8.10^{-3}} = 74\,0836 \text{ Pa}$$

Soit : **1,5 pt** $P(\text{CO, finale}) = 7,4 \text{ bar}$

III3) Le silicium obtenu est mis en réaction avec du chlorure d'hydrogène gazeux HCl à 300 °C. On forme majoritairement le trichlorosilane SiHCl₃ mais également le dichlorosilane SiH₂Cl₂.

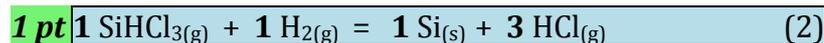
Après refroidissement à 15 °C, on obtient un mélange liquide de SiHCl₃ et de SiH₂Cl₂ de composition molaire 80% en SiHCl₃. Une distillation fractionnée permet alors de purifier le trichlorosilane SiHCl₃.

Le trichlorosilane ultra-pur est réduit par l'hydrogène vers 1000 °C, selon la réaction :



Le silicium ultra-pur, produit par cette réaction, est déposé sur un barreau de silicium. Le silicium obtenu est directement utilisable pour la fabrication des MEMS.

12) Ajuster les nombres stœchiométriques de l'équation (2).



13) Que valent à 298 K les enthalpies standard de formation de H_{2(g)} et Si_(s) ?

0,5 pt Elles sont nulles parce que ce sont des **corps simples pris dans leur état standard de référence.**

14) Calculer l'enthalpie $\Delta_r H^\circ_2$ de la réaction à 298 K.

1 pt D'après la loi de Hess, $\Delta_r H^\circ_2 = \Delta_r H^\circ(\text{Si}_{(\text{s})}) + 3\Delta_r H^\circ(\text{HCl}_{(\text{g})}) - \Delta_r H^\circ(\text{SiHCl}_{3(\text{g})}) - \Delta_r H^\circ(\text{H}_{2(\text{g})})$

D'après la loi de Hess, $\Delta_r H^\circ_2 = 3\Delta_r H^\circ(\text{HCl}_{(\text{g})}) - \Delta_r H^\circ(\text{SiHCl}_{3(\text{g})})$

$\Delta_r H^\circ_2 = \mathbf{211,6 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}}$

15) La réaction est réalisée à la pression $P = 0,1 \text{ bar}$. Justifier le choix de pression égale à 0,1 bar plutôt que 1,0 bar à température fixée. Vous utiliserez le quotient réactionnel Q_r .

Supposons qu'il y ait équilibre sous la pression $P = 1 \text{ bar}$:

$$Q_r = \frac{x_{\text{HCl}}^3}{x_{\text{SiHCl}_3} x_{\text{H}_2}} \frac{P^3}{P^{\circ 3}}$$

Si l'on choisit P 10 fois plus faible, alors Q_r diminue, donc devient plus petit que K° .

Conclusion : le système évolue dans le sens direct, ce que l'on souhaite.

1 pt Donc **ce choix est très judicieux.**

Problème 2 : l'uranium **14 pt**

Inutile de faire de longs discours pour être convaincu de l'importance de cet élément chimique de numéro atomique $Z = 92$ dans notre monde. Ainsi, aujourd'hui, la réaction nucléaire de fission de l'uranium fournit près de 20 % de la production d'électricité dans le monde. Avec plus de 80 % de son électricité produite par voie nucléaire, la France se situe au premier rang mondial. Cette situation résulte de choix économiques faits dans les années 1970 et a contribué à faire de la France l'un des pays phares dans le domaine de la recherche nucléaire.

Etude de quelques aspects de la chimie de l'uranium et de ses composés

L'uranium, élément radioactif naturel qui tire son nom de la planète Uranus, fut découvert en Allemagne par Martin Heinrich Klaproth en 1789. Cet élément, assez répandu, est notamment présent dans 5 % des minéraux connus et il représente quelques parties par million de la composition de la croûte terrestre. Il est utilisé depuis longtemps par l'homme : il a pu par exemple être employé pendant des siècles comme pigment dans les verres. Cependant, c'est surtout depuis la découverte de la radioactivité à la fin du XIX^{ème} siècle puis la maîtrise par l'homme des réactions nucléaires au cours de la première moitié du XX^{ème} siècle que l'uranium est devenu un élément stratégique, tant du point de vue économique, politique qu'écologique. Le problème qui suit se propose d'explorer certains aspects de la chimie de l'uranium qui se révèle être l'une des plus riches connues.

URANIUM ET URANINITE

I L'élément Uranium

- 1) **1,5 pt** le bloc f est situé sous les blocs s, d, et p. La notation « f » désigne le nombre quantique secondaire l , qui vaut donc **$l = 3$** .

En effet :

$l = 0$: électron s	« sharp »
$l = 1$: électron p	« principle »
$l = 2$: électron d	« diffuse »
$l = 3$: électron f	« fundamental »
$l = 4$: électron g,...	ordre alphabétique ensuite.

Ces notations ont été empruntées aux spectroscopistes.

- 2) Alors allons-y, plaçons 92 électrons...en utilisant la règle de Klechkowski.

2 pt $1s^2 / 2s^2 2p^6 / 3s^2 3p^6 3d^{10} / 4s^2 4p^6 4d^{10} 4f^{14} / 5s^2 5p^6 5d^{10} / 6s^2 6p^6 / 7s^2 5f^4$

Soit ${}_{86}[\text{Rn}] 7s^2 5f^4$ Rn étant le gaz rare de numéro atomique $Z = 86$.

Remarque :

En réalité, on observe une "anomalie" de remplissage : (Rn) $7s^2 5f^3 6d^1$ (non demandé ici).

Les électrons de valence sont ceux qui sont associés au nombre quantique principal n le plus élevé ($7s^2$) et ceux des sous-couches en cours de remplissage ($5f^4$) :

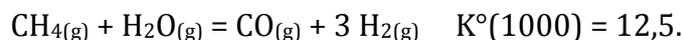
0,5 pt L'uranium 6 électrons de valence : les 2 électrons de l'OA 7s et ceux de la sous-couche 5f en cours de remplissage

3) Les deux isotopes ont 92 protons ($Z=92$) et ne diffèrent que par leur **nombre de neutrons** : ${}^{235}\text{U}$ en possède 143 (= 235-92) et ${}^{238}\text{U}$ en possède 146.

0,5 pt Deux isotopes ayant le même nombre de protons, donc d'électrons, ont **les mêmes propriétés chimiques** (reliées aux électrons de valence). C'est le nombre de neutrons qui les différencie et donc leur nombre de masse A .

II La réduction de l'oxyde d'uranium par le dihydrogène

4) La constante d'équilibre à 1000 K était donnée dans l'énoncé :



A partir d'un tableau d'avancement, établissons un bilan de matière en partant d'un mélange équimolaire en CH_4 et H_2O :

	CH_4	H_2O	CO	H_2	$n_{\text{TOT(gaz)}}$
Ét.initial	n	n	0	0	$2n$
1,5 pt Équilibre	$n(1-\eta)$	$n(1-\eta)$	$n\eta$	$3n\eta$	$2n(1+\eta)$

Alors d'après la relation de Guldberg et Waage : $K^\circ = \left(\frac{P_{\text{CO}} \cdot P_{\text{H}_2}^3}{P_{\text{CH}_4} \cdot P_{\text{H}_2\text{O}}} \right)_{\text{éq}}$

Soit en utilisant les fractions molaires et la pression partielle de chaque constituant :

$$K^{\circ} = \frac{\left(\frac{P_{H_2}}{P^{\circ}}\right)^3 \left(\frac{P_{CO}}{P^{\circ}}\right)}{\left(\frac{P_{CH_4}}{P^{\circ}}\right) \left(\frac{P_{H_2O}}{P^{\circ}}\right)} = \frac{\left(\frac{3n\eta}{2n(1+\eta)}\right)^3 \left(\frac{n\eta}{2n(1+\eta)}\right) P^2}{\left(\frac{n(1-\eta)}{2n(1+\eta)}\right) \left(\frac{n(1-\eta)}{2n(1+\eta)}\right) P^{o2}} = \frac{\left(\frac{3\eta}{2(1+\eta)}\right)^3 \left(\frac{\eta}{2(1+\eta)}\right) P^2}{\left(\frac{(1-\eta)}{2(1+\eta)}\right) \left(\frac{(1-\eta)}{2(1+\eta)}\right) P^{o2}}$$

1 pt

$$K^{\circ} = \frac{3^3 \cdot \eta^4 \cdot P^2}{(1-\eta)^2 \cdot 2^2 (1+\eta)^2 \cdot P^{o2}} = K^{\circ}$$

Pour la résoudre, on peut prendre la racine de cette équation de degré 4 et se ramener à une équation de degré 2 :

$$\sqrt{K^{\circ}} = \frac{\sqrt{27} \cdot \eta^2 \cdot P}{(1-\eta) \cdot 2(1+\eta) \cdot P^{\circ}} \quad \text{soit : } \sqrt{12,5} = \frac{\sqrt{27} \cdot \eta^2}{2(1-\eta) \cdot (1+\eta)}$$

$$\text{soit : } 7,07 (1-x)(1+x) = 5,2 \cdot x^2 \qquad 7,07 (1-x^2) = 5,2 \cdot x^2$$

$$7,07 = 12,27 \cdot x^2 \qquad x = 0,759$$

Donc, finalement, on trouve

$$1,5 \text{ pt } \eta \approx 0,76$$

III - Réaction de formation de $UO_{2(s)}$ à partir de $UO_{3(s)}$.

5) Enthalpie standard de réaction :

Utilisons la loi de Hess :

$$\Delta_r H^{\circ} = 3 \Delta_f H^{\circ}(UO_2) + 3 \Delta_f H^{\circ}(H_2O) - 2 \Delta_f H^{\circ}(NH_3) - 3 \Delta_f H^{\circ}(UO_3)$$

$$0,5 \text{ pt } \Delta_r H^{\circ} = -216,5 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$$

0,5 pt La réaction est **exothermique**

6) Entropie standard de réaction :

$$\text{De la même façon : } \Delta_r S^{\circ} = 3 S^{\circ}(UO_2) + S^{\circ}(N_2) + 3 S^{\circ}(H_2O) - 2 S^{\circ}(NH_3) - 3 S^{\circ}(UO_3)$$

$$0,5 \text{ pt } \Delta_r S^{\circ} = 254,8 \text{ J} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$\Delta_r S^{\circ} > 0$ ce qui était prévisible car il y a augmentation de la quantité de matière de gaz, donc le désordre augmente : 0,5 pt $\Delta v_g > 0$ en effet.

7) Par définition : $\Delta_r G^{\circ}(T) = \Delta_r H^{\circ} - T \cdot \Delta_r S^{\circ}$
à 500K $\Delta_r G^{\circ} = -343,90 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$

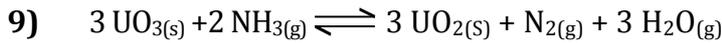
D'où : Constante d'équilibre :

$$1 \text{ pt } K^{\circ} = 8,5 \times 10^{35}$$

La constante a donc une valeur **très très élevée** à cette température, la réaction est quantitative.

8) A l'équilibre, partant uniquement des réactifs, on remarque que l'on va former 3 fois plus d'eau que de diazote. Alors à l'équilibre :

$$0,5 \text{ pt } 3 P_{N_2} = P_{H_2O}$$



$$K^\circ = \frac{P_{H_2O}^3 \cdot P_{N_2}}{P_{NH_3}^2 \cdot P^{\circ 2}}$$

$K^\circ \gg 1$, on peut considérer la réaction comme totale :

Exprimons la pression totale : $P = 1 \text{ bar} = P_{N_2} + P_{H_2O} + P_{NH_3} \approx P_{N_2} + P_{H_2O}$ car la réaction étant totale, la pression partielle de la quantité très très faible d'ammoniac restant conduit alors, en tenant compte du rapport 3 entre les deux pressions partielles :

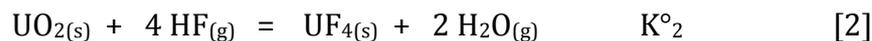
$$1 \text{ pt } P_{N_2} = 0,25 \text{ bar } P_{H_2O} = 0,75 \text{ bar}$$

Utilisons ensuite K° pour exprimer et calculer la pression partielle de NH_3 :

$$1,5 \text{ pt } P_{NH_3} = P^\circ \cdot \sqrt{\frac{P_{H_2O}^3 \cdot P_{N_2}}{K}} = 1,2 \cdot 10^{-19} \text{ bar}$$

IV- Fluoruration en $\text{UF}_4(\text{s})$

Dans la seconde moitié de la branche verticale du réacteur précédent, l'oxyde $\text{UO}_2(\text{s})$ rencontre une zone de fluoruration par action à contre-courant d'acide fluorhydrique gazeux à 700 K selon l'équilibre :



La pression totale étant maintenue constante, égale à 1 bar.

- 1) Déterminer la constante d'équilibre K°_2 à 700 K si le rapport des pressions partielles vaut, à l'équilibre :

$$\frac{P_{H_2O}}{P_{HF}} = 70$$

2 pt Nous savons que $P_{H_2O} + P_{HF} = 1$ et que $P_{H_2O} = 70 P_{HF}$
alors : que $71 P_{HF} = P^\circ = 1 \text{ bar}$ soit : $P_{HF} = P^\circ/71$ et donc $P_{H_2O} = (70/71) \cdot P^\circ$

$$\text{d'où : } K^\circ_2 = \frac{(P_{H_2O})^2 \cdot P^{\circ 2}}{(P_{HF})^4} = \frac{\left(\frac{70}{71}\right)^2}{\left(\frac{1}{71}\right)^4} = 70^2 \cdot 71^2 \quad \mathbf{K^\circ_2 = 2,47 \cdot 10^7}$$

... FIN ...
