

DS n°2 SOLUTIONS AQUEUSES – THERMOCHIMIE

Critères	Indicateurs
Lisibilité de l'écriture	L'écriture ne ralentit pas la lecture.
Respect de la langue	La copie ne comporte pas de fautes d'orthographe ni de grammaire.
Clarté de l'expression	La pensée du candidat est compréhensible à la première lecture.
Propreté de la copie	La copie ne comporte que peu de ratures, réalisées avec soin et les parties qui ne doivent pas être prises en compte par le correcteur sont clairement et proprement barrées.
Identification des questions	Les différentes parties du sujet sont bien identifiées et les réponses sont numérotées avec le numéro de la question.
Mise en évidence des résultats	Les résultats littéraux et numériques sont clairement mis en évidence.

Nombre de critères non atteints	Effet sur la note finale sur 20
0	aucun
1	– 0,5
2	– 1
3	– 1,5
4	– 2
5	– 2,5
6	– 3

Problème n°1 : Détermination du taux de dioxygène dissous dans l'eau d'un aquarium à l'aide de la méthode de Winkler (G2E 2024)

Il existe de nombreuses méthodes pour déterminer l'oxygène dissous dans l'eau (chimique, électrochimique, chromatographie en phase gazeuse). Même si la méthode électrochimique est plus facile à mettre en œuvre « in situ », la méthode la plus précise est la méthode de Winkler, qui est considérée comme la référence universelle.

Partie 1 : Étude de la solubilité du dioxygène dans l'eau

De l'eau liquide est en contact avec l'air à 298 K à la pression $P = P^\circ = 1,0$ bar. On étudie l'équilibre de solubilité ci-dessous, de constante d'équilibre K° .



L'oxygène présent dans l'air peut être considéré comme un gaz parfait, l'oxygène dissous dans l'eau peut être considéré comme une solution idéale diluée.

L'air est constitué de 78 % de diazote, 21 % de dioxygène et 1 % d'autres gaz.

Données à 298 K concernant les potentiels chimiques standards

- $\mu^\circ(\text{O}_{2, \text{aq}}) = 16,3 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$
- $\mu^\circ(\text{O}_{2, \text{g}}) = 0 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$

1. Exprimer le potentiel chimique du dioxygène gazeux $\mu(\text{O}_{2, \text{g}})$ en fonction de $\mu^\circ(\text{O}_{2, \text{g}})$ et de la pression partielle $P(\text{O}_2)$ et de la pression standard P° .
2. Exprimer le potentiel chimique du dioxygène dissous $\mu(\text{O}_{2, \text{aq}})$ en fonction de $\mu^\circ(\text{O}_{2, \text{aq}})$ et de la concentration en quantité de matière $[\text{O}_{2(aq)}]$ et la concentration standard $c^\circ = 1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.
3. Calculer la solubilité du dioxygène dans l'eau pure à 298 K au contact avec l'air.

Partie 2 : Étude de diagramme potentiel-pH

On souhaite identifier les espèces du manganèse qui sont stables en présence de dioxygène dissous en solution aqueuse et les espèces instables. On étudie le diagramme potentiel-pH du manganèse (voir document-réponse). Les conventions de tracé du diagramme potentiel-pH simplifié du manganèse sont les suivantes :

- la concentration totale des espèces en solution contenant du manganèse vaut $1,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$;
- sur une frontière, seules les deux formes du couple sont prises en compte ;
- dans le cas d'espèces en solution, elles sont présentes en même concentration.

Diagramme potentiel-pH du manganèse et de l'eau

On donne $\text{p}K_s(\text{Mn}(\text{OH})_2) = 12,5$ et $\text{p}K_s(\text{Mn}(\text{OH})_3) = 35,3$.

On rappelle que le produit ionique de l'eau à température ambiante est $K_e = 10^{-14}$.

4. Calculer théoriquement, à l'aide des $\text{p}K_s$, les pH limites de précipitation de $\text{Mn}(\text{OH})_2$ et $\text{Mn}(\text{OH})_3$ et vérifier la cohérence de vos résultats avec le diagramme potentiel-pH du manganèse (voir document-réponse).

5. En appliquant la formule de Nernst, retrouver les équations théoriques des droites des couples de l'eau sur le diagramme E-pH et placer sur le diagramme du document-réponse les domaines des espèces des couples de l'eau. Sur les frontières, les pressions partielles des constituants gazeux sont choisies égales à $P_{\text{travail}} = P^{\circ} = 1 \text{ bar}$.

6. Conclure sur les espèces du manganèse stables en présence de dioxygène dissous et les espèces susceptibles de réagir en présence de dioxygène dissous dans l'eau.

Partie 3 : Dosage du dioxygène dissous

On prélève 400 mL d'eau d'un aquarium en suivant la méthode de Winkler. Il est conseillé de s'aider de la superposition des diagrammes potentiels-pH présente sur le document-réponse pour suivre les différentes étapes du protocole.

Document 1 – Mode opératoire pour la préparation des échantillons et le dosage par la méthode de Winkler

1^{re} étape : Dans un erlenmeyer de 250 mL muni d'un barreau aimanté contenant environ 200 mL de l'échantillon d'eau à analyser, ajouter aussitôt 2,0 g de chlorure de manganèse (II). Introduire avec précaution 700 mg du composé inorganique A. Remplir à ras bord avec l'eau à analyser. Boucher rapidement sans emprisonner d'air et agiter pendant 30 min.

Observation expérimentale : Formation d'un précipité blanc après action du composé inorganique A. Après 30 min d'agitation, observation d'un solide brun dans l'erlenmeyer.

2^e étape : Ouvrir l'erlenmeyer et ajouter goutte à goutte et sous agitation une solution d'acide sulfurique concentrée jusqu'à pH acide.

Observation expérimentale : Disparition de tout le précipité, la solution prend une teinte jaune-orangée.

Modélisation de la transformation : $\text{Mn}(\text{OH})_3 + 3 \text{H}^+ = \text{Mn}^{3+} + 3 \text{H}_2\text{O}$

3^e étape : Ajouter sous agitation 3,0 g d'iodure de potassium (dissocié en solution sous forme d'ions $\text{I}^-_{(\text{aq})}$ et $\text{K}^+_{(\text{aq})}$).

Observation expérimentale : Disparition de la teinte jaune-orangée de la solution et apparition d'une coloration brune. *Modélisation de la transformation* : $2 \text{Mn}^{3+} + 2 \text{I}^- = \text{I}_2 + 2 \text{Mn}^{2+}$

4^e étape : Titrer un volume $V_0 = 250 \text{ mL}$ de la solution contenue dans l'erlenmeyer par une solution de thiosulfate de sodium (dissocié en solution sous forme d'ions $\text{S}_2\text{O}_3^{2-}_{(\text{aq})}$ et $\text{Na}^+_{(\text{aq})}$ de concentration $C_1 = 1,00 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$, en utilisant de l'empois d'amidon comme indicateur coloré.

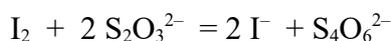
Résultat expérimental : Le volume de thiosulfate de sodium versé à l'équivalence est égal à $V_{\text{eq}} = 10,0 \text{ mL}$.

7. Évaluer un domaine de pH dans lequel l'oxydation du manganèse au degré +II peut être réalisée par le dioxygène dissous et suggérer alors une formule pour le composé inorganique A du protocole qui permettrait d'effectuer cette transformation.

8. Écrire l'équation de la réaction entre le dioxygène dissous et le manganèse au degré d'oxydation +II, dans les conditions de pH identifiées à la question précédente.

9. Justifier la décision expérimentale de travailler avec un erlenmeyer bouché.

L'intérêt de cette première étape est donc de consommer tout le dioxygène dissous. Cependant, on se retrouve avec un précipité pour la suite de la démarche. Ce précipité est acidifié lors de la seconde étape pour conduire à la formation de Mn^{3+} . Lors de la troisième étape, les ions Mn^{3+} réagissent avec les ions iodure de façon quantitative. Enfin, la dernière étape de la méthode est le dosage entre $\text{I}_{2(\text{aq})}$ et les ions thiosulfate $\text{S}_2\text{O}_3^{2-}(\text{aq})$. L'équation de dosage est alors :



10. En exploitant le volume équivalent obtenu à l'issue de la quatrième étape et en vous aidant des informations du document 2 répondre à la problématique suivante « Faut-il réapprovisionner l'eau de l'aquarium en dioxygène ? ». *Toute tentative de réponse sera valorisée.*

Document 2 – Quelques informations utiles

Détermination de la qualité d'une eau

Pour conclure sur le dosage par la méthode de Winkler, il faut exploiter le volume équivalent pour ensuite calculer :

- Dans un premier temps, la quantité de diiode $n(\text{I}_2)$ titrée lors de la 4^e étape ;
- Dans un second temps, la quantité $n(\text{Mn}^{3+})$ d'ions manganèse (III) présent à l'issue de la 1^{re} étape ; (en supposant les étapes acido-basiques comme étant quantitatives).
- Enfin, la concentration C_0 de dioxygène dissout dans l'eau analysée (le dioxygène était le réactif limitant dans la 1^{re} étape).

Vie aquatique et besoins en dioxygène

Le tableau ci-dessous présente le lien entre le taux de dioxygène dissout dans l'eau et la conséquence sur la vie aquatique dans un aquarium.

Développement normal	Plus de $5 \text{ mg}\cdot\text{L}^{-1}$
Développement perturbé	Entre 3 et $5 \text{ mg}\cdot\text{L}^{-1}$
Vie en difficulté	Entre 1 et $3 \text{ mg}\cdot\text{L}^{-1}$
Asphyxie	Inférieur à $1 \text{ mg}\cdot\text{L}^{-1}$

Données :

Constante des gaz parfaits : $R = 8,31 \text{ J}\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{mol}^{-1}$

Potentiel standard d'oxydoréduction :

$$E^\circ(\text{H}^+/\text{H}_{2(\text{g})}) = 0,00 \text{ V}$$

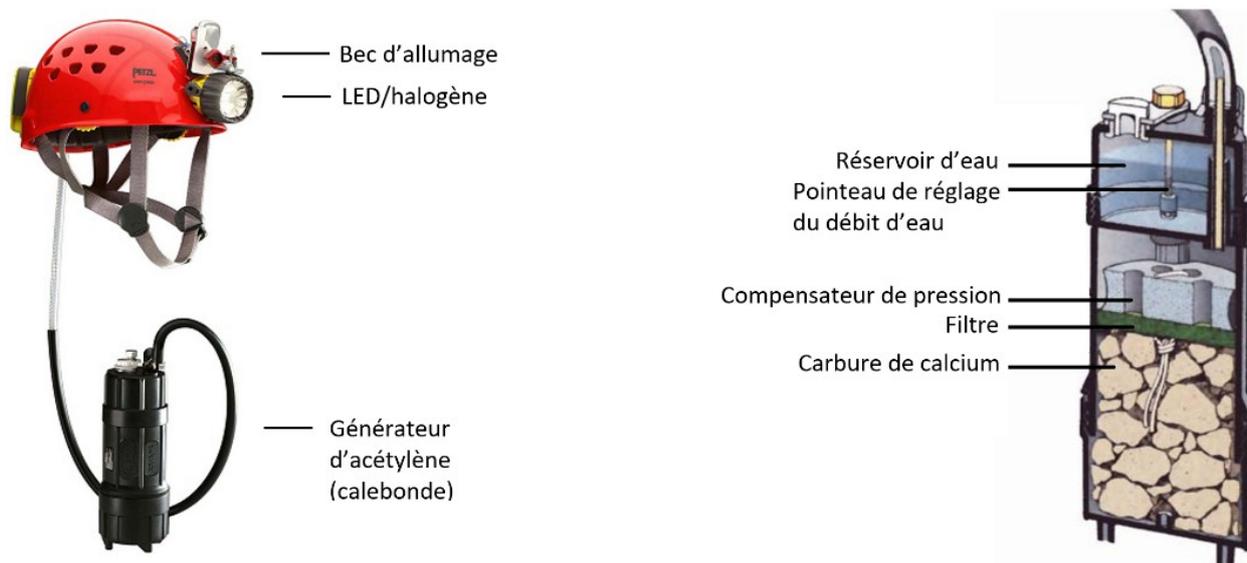
$$E^\circ(\text{O}_{2(\text{g})}/\text{H}_2\text{O}) = 1,23 \text{ V}$$

Masse molaire :

$$M(\text{O}) = 16,0 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$$

Problème n°2 : La lampe à acétylène (Agro-Véto BCPST 2024)

La lampe à acétylène utilisée par les spéléologues est constituée d'un générateur d'acétylène (appelé également calebonde ou calebombe) relié par un tuyau à un bec d'allumage fixé sur le casque (figure 1a). Le générateur alimenté en carbure de calcium (CaC_2) et en eau permet de produire in situ l'acétylène (ou éthyne, C_2H_2) gazeux (figure 1b). Le gaz se dirige ensuite vers le bec où un système d'allumage permet de réaliser la combustion de l'acétylène dans l'air conduisant à l'apparition d'une flamme de très forte intensité.



a) Casque muni d'un éclairage mixte :
LED/halogène et lampe à acétylène.

b) Schéma légendé d'un
générateur d'acétylène (calebonde).

Figure 1 – Description des composants de la lampe à acétylène.

Le document 1 ci-après contient des extraits d'une revue de spéléologie détaillant quelques aspects du fonctionnement et de l'application des lampes à acétylène.

Document 1 – Du carbure de calcium à l'acétylène

1. Le carbure de calcium

Fabrication industrielle du carbure de calcium

En 1984, la production française était encore de 80 000 tonnes par an sur deux unités. Actuellement, elle a baissé à 40 000 tonnes, dont environ... 50 tonnes pour les spéléologues français ! [...] Le carbure de calcium produit industriellement n'est pas pur. Il contient environ 20 % d'impuretés : essentiellement du carbone et de la chaux non combinés, mais aussi divers composés. [...]

La réaction du carbure [de calcium] avec l'eau

[...]



[...] La réaction s'accompagne du dégagement d'une quantité de chaleur égale à 430 kilo-calories : c'est une valeur considérable, elle explique pourquoi le générateur d'acétylène nous réchauffe si agréablement lors des attentes dans les trous froids de nos montagnes ! Autre conséquence, nous constatons qu'un bec dont le débit est de 21 litres par heure va nous procurer 16 h 30 de lumière, et un bec de 14 litres : 25 h, toujours à partir d'un kilogramme de carbure. [...]

2. L'acétylène

Combustion de l'acétylène

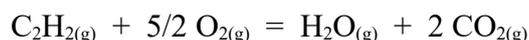
[...] La combustion complète de l'acétylène fournit une flamme blanche aussi lumineuse, vingt fois plus intense que celle du gaz de ville, d'où son intérêt pour l'éclairage public au début du siècle. [...]

Au début du vingtième siècle, certains ont cru déceler dans l'acétylène obtenu à partir du carbure de calcium "l'éclairage du futur", en raison de sa grande puissance lumineuse, alors qu'à la même époque l'éclairage électrique à incandescence et même les tubes néon étaient déjà inventés.

F. Darne, R. Limagne, G. Marbach, E. Sanson, *Spelunca*, 5e série, n°83 (3e trim. 2001).

1. Principe de fonctionnement de la lampe à acétylène

L'éclairage provient de la flamme issue de la combustion de l'acétylène modélisée par l'équation de réaction suivante :



Q1. Exprimer puis calculer l'enthalpie standard de réaction associée à la combustion de l'acétylène à partir des données à 298 K. Commenter.

Q2. En détaillant le raisonnement suivi, exprimer puis calculer l'enthalpie libre standard de réaction associée à partir des données à 298 K. En déduire la valeur du logarithme décimal de la constante thermodynamique d'équilibre, $\log K^\circ$. Commenter.

Considérons la combustion monobare adiabatique de l'acétylène en présence d'un excès de dioxygène à $T_0 = 298 \text{ K}$ sous la pression standard P° .

Q3. Exprimer puis calculer la température finale atteinte par le système contenant initialement 5 mol de dioxygène pour 1 mol d'acétylène. *On supposera les gaz parfaits et on négligera l'influence de la température sur les capacités thermiques molaires standard à pression constante.*

L'article dont est issu le document 1 indique que la température de la flamme est de l'ordre de $3000 \text{ }^\circ\text{C}$ dans le dioxygène.

Q4. Comparer la valeur calculée à la question précédente à celle indiquée ci-dessus. Proposer une origine à l'écart observé entre la valeur calculée et l'ordre de grandeur évoqué.

L'article mentionne également que la température de la flamme est de l'ordre de $2000 \text{ }^\circ\text{C}$ dans l'air.

Q5. Justifier par un calcul la différence de température de flamme lorsque la combustion de l'acétylène se produit dans l'air ou dans le dioxygène, en supposant que le rapport entre les quantités de matière de dioxygène et d'acétylène est maintenu égal à 5.

2. Utilisation de la lampe à acétylène

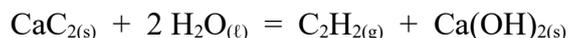
Cette partie s'intéresse à l'utilisation d'une lampe à acétylène dont les caractéristiques sont décrites ci-après.

Le carbure de calcium de qualité technique utilisé contient environ 80 % en masse de carbure de calcium avec comme impureté principale l'oxyde de calcium $\text{CaO}_{(s)}$, communément appelé « chaux vive ».

La lampe consomme 14 litres d'acétylène par heure. La pression de sortie de l'acétylène vaut 1,2 bar pour un débit d'eau correctement réglé. La température de fonctionnement est de $50 \text{ }^\circ\text{C}$ dans la calebonde.

Le volume du réservoir d'eau est de 200 mL et le volume du réservoir de carbure de calcium est de 300 mL. Il est conseillé de remplir le réservoir au maximum au $2/3$ avec le carbure de calcium. La masse maximale de carbure de calcium de qualité technique pouvant être chargée dans la calebonde est alors de 0,48 kg.

Dans le générateur d'acétylène, ou calebonde, l'acétylène $\text{H}-\text{C}\equiv\text{C}-\text{H}$ gazeux est produit par réaction entre l'eau liquide et le carbure de calcium solide $\text{CaC}_{2(s)}$, selon l'équation de réaction ci-dessous. Le sous-produit formé est la « chaux éteinte », $\text{Ca}(\text{OH})_{2(s)}$.



Q6. Calculer l'autonomie maximale d'une lampe à acétylène correctement remplie avec du carbure de calcium de qualité technique. Comparer avec la valeur indiquée dans le document 1. *Toute démarche de résolution sera prise en compte.*

Q7. Calculer le volume minimal d'eau à ajouter au réservoir pour consommer la totalité du carbure de calcium de qualité technique introduit dans la calebonde. En déduire le nombre de remplissages nécessaires du réservoir d'eau pour consommer la totalité du carbure de calcium de qualité technique.

Q8. En étudiant la variation de volume du système lors de la formation de l'acétylène, expliquer pourquoi il ne faut surtout pas remplir complètement la calebonde de carbure de calcium. *Toute démarche de résolution sera prise en compte.*

Données :

Zéro absolu : $T = 0 \text{ K}$, $T = -273,15 \text{ °C}$

Constante des gaz parfaits : $R = 8,314 \text{ J}\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{mol}^{-1}$

Relation : $\log(x) = \ln(x)/\ln(10)$

Composition approximative de l'air atmosphérique : 80 % diazote, 20 % dioxygène.

Masses molaires, masses volumiques et données thermodynamiques à 298 K :

espèces	Ca(OH) _{2(s)}	CaC _{2(s)}	C ₂ H _{2(g)}	H ₂ O _(l)	H ₂ O _(g)	CO _{2(g)}	O _{2(g)}	N _{2(g)}
M (g·mol ⁻¹)	74,1	64,1	26,0	18,0	18,0	44,0	32,0	28,0
ρ (kg·L ⁻¹)	2,21	2,22		1,0				
Δ _f H° (kJ·mol ⁻¹)	986,8	-62,8	226,8	-285,9	-241,8	-393,5	0	0
S° _m (J·K ⁻¹ ·mol ⁻¹)	83,4	70,3	200,9	69,9	188,8	213,7	205,1	191,6
C° _{p,m} (J·K ⁻¹ ·mol ⁻¹)	87,5	62,3	44,0	75,2	36,2	37,1	29,4	28,7

Problème n°3 : Étude thermodynamique de la synthèse d'éthanol (CAPES externe 2007)

L'éthanol fut d'abord un produit fabriqué par fermentation de divers composés d'origine agricole :

- jus sucrés (mélasses résiduelles des sucreries),
- jus amylacés (céréales, pomme de terre),
- résidus bisulfiteux de pâtes à papier.

C'est seulement après la seconde guerre mondiale que l'éthanol de synthèse supplanta l'alcool de fermentation. Avant 1948, on utilisait le procédé sulfurique qui ne sera pas étudié ici. La première unité utilisant le procédé d'hydratation directe fut démarrée par Shell en 1948 aux États-Unis.

On fait réagir en phase gazeuse, de l'éthylène (ou éthène) avec de la vapeur d'eau pour produire de l'éthanol.

Cette réaction conduit à un état d'équilibre.

L'équation de la réaction est : $C_2H_{4(g)} + H_2O_{(g)} = C_2H_5OH_{(g)}$

La constante d'équilibre associée à cette réaction est notée K° .

On dispose des données thermodynamiques suivantes :

	$C_2H_{4(g)}$	$H_2O_{(g)}$	$C_2H_5OH_{(g)}$
$\Delta_f H^\circ_{(298)}$ en $\text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$	52,5	-241,8	-235,1
$S_m^\circ_{(298)}$ en $\text{J}\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{mol}^{-1}$	219,6	188,8	282,7

où $\Delta_f H^\circ_{(298)}$ et $S^\circ_{(298)}$ représentent respectivement l'enthalpie standard de formation et l'entropie molaire standard à 298 K.

On rappelle la valeur de la constante des gaz parfaits : $R = 8,314 \text{ J}\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{mol}^{-1}$.

1. Définir l'expression « état standard ».

2. Déterminer, en justifiant, la variance du système à l'équilibre. Quelle conséquence déduire de la valeur obtenue ? Que devient cette valeur si l'éthène et l'eau sont initialement introduits dans le réacteur en proportion stœchiométrique.

3. Établir la relation entre les pressions partielles des constituants du mélange gazeux à l'équilibre et la constante K° .

4. Dans le cadre de l'approximation d'Ellingham, calculer l'enthalpie standard et l'entropie standard de la réaction à $T_1 = 400 \text{ K}$. Commenter les signes des deux grandeurs.

5. En déduire la valeur de la constante d'équilibre $K_1 = K^\circ_{(400)}$ à cette température.

6. Les réactifs étant introduits en proportions stœchiométriques, on appelle taux d'avancement noté α le nombre de moles d'éthanol formé par mole d'éthylène initial.

6.1. Exprimer la relation entre la constante d'équilibre K° , le taux d'avancement à l'équilibre α , la pression totale P et la pression standard notée P° .

6.2. Calculer α_{eq1} à $T_1 = 400 \text{ K}$, sous $P_1 = P^\circ = 1,00 \text{ bar}$.

7. On veut étudier l'influence de la température T sur l'équilibre précédent.

7.1. Prévoir, en justifiant, dans quel sens l'équilibre précédent est déplacé lors d'une élévation de température à pression constante, le système étant fermé.

7.2. Application : on élève la température de 150 K à partir de la valeur initiale $T_1 = 400$ K. Déterminer la valeur K_2 de la constante K° à la nouvelle température. En déduire la valeur du coefficient de dissociation $\alpha_{\text{eq}2}$ une fois le nouvel état d'équilibre établi.

8. On veut maintenant étudier l'influence de la pression totale P sur l'équilibre précédent.

8.1. Prévoir, en justifiant, dans quel sens l'équilibre précédent est déplacé lors d'une augmentation de pression à température constante, le système étant fermé.

8.2. Application : on considère l'équilibre à $T_1 = 400$ K sous $P_1 = P^\circ = 1$ bar. On augmente la pression jusqu'à atteindre $P_3 = 10$ bar, la température restant égale à 400 K. Calculer la valeur du coefficient de dissociation $\alpha_{\text{eq}3}$ une fois le nouvel état d'équilibre établi.

9. Expérimentalement on travaille à 300 °C sous une pression de 70 bar. Ces conditions expérimentales sont-elles en accord avec les prévisions faites précédemment ?

Problème n°4 : Élimination du monoxyde de carbone des effluents gazeux (Centrale-Supélec MP 2007)

Le monoxyde de carbone est un gaz invisible, inodore mais très toxique : il est en effet susceptible de former un complexe avec l'hémoglobine du sang, empêchant ainsi la fixation et le transport du dioxygène par les globules rouges, ce qui peut provoquer la mort par asphyxie des différents organes. Il convient donc de contrôler le taux de CO des rejets et, le cas échéant, de l'éliminer. On envisage l'équilibre en phase gazeuse :



1. La constante d'équilibre de cette réaction diminue de 0,36 % quand la température augmente de 1100 K à 1101 K.

1.1. En déduire l'enthalpie standard de cette réaction à 1100 K.

1.2. Comparer à la valeur obtenue en utilisant les données thermodynamiques fournies. Commenter.

2. On se place à 1100 K et 1,0 bar. Le taux de dissociation de la vapeur d'eau en dihydrogène et dioxygène est de $2,2 \cdot 10^{-4}$. Quant au taux de dissociation du dioxyde de carbone en monoxyde de carbone et dioxygène, il vaut $4,8 \cdot 10^{-4}$ (le taux de dissociation est égal au nombre de moles dissociées divisé par le nombre de moles initial).

2.1. Écrire ces réactions de dissociation en imposant un coefficient stœchiométrique de 1 pour le réactif – réactions (2) et (3) – puis calculer leur constante d'équilibre.

2.2. En déduire la constante d'équilibre K_1° à 1100 K.

3. On se propose à présent d'étudier l'importance des proportions initiales des produits sur le rendement de la réaction. Soit un mélange réactif ne comportant que du CO et H₂O, en proportions quelconques. Soit r le rapport $x(\text{H}_2\text{O})/x(\text{CO})$ des fractions molaires de H₂O et CO à l'équilibre. La température est fixée à 1500 K et la pression totale à P° .

3.1. Établir la relation liant, à l'équilibre, $x(\text{CO})$, r et K_1° :
$$K_1^\circ = \frac{(1 - (1+r) \cdot x(\text{CO}))^2}{4 \cdot r \cdot x(\text{CO})^2}.$$

3.2. Déterminer les proportions initiales des réactifs pour qu'à l'équilibre la fraction molaire de dioxyde de carbone soit maximale.

4. Soit un mélange initial (rejet) contenant 10 moles de CO, 30 moles de CO₂ et 40 moles de N₂. On se place toujours à 1100 K et 1,0 bar.

4.1. Quelle quantité d'eau doit-on ajouter pour qu'il ne reste plus que 1 % du CO initial dans le mélange ? Ce procédé paraît-il rentable ?

4.2. Donner la composition finale, ainsi que les pressions partielles, du mélange obtenu.

Données :

Espèce chimique	CO _(g)	H _{2(g)}	CO _{2(g)}	H _{2O_(g)}
Enthalpie standard de formation $\Delta_f H^\circ$ (kJ·mol ⁻¹) à 298 K	-110,4		-393,1	-241,8

Constante des gaz parfaits : $R = 8,31 \text{ J}\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{mol}^{-1}$

différentielle logarithmique : $d(\ln(x)) = dx/x$

Document-réponse (à détacher et à rendre dans ta copie)

