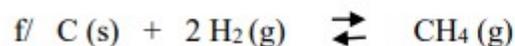
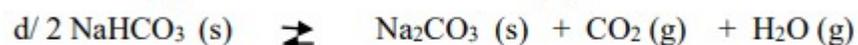
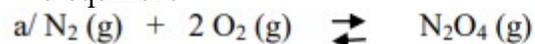


# Equilibre chimique – Exercices – Devoirs

## Exercice 1

1. Pour les systèmes chimiques suivants, écrire l'expression de la constante d'équilibre



2. Le pentachlorure d'antimoine se décompose comme suit :



Les concentrations initiales sont :  $[\text{SbCl}_5]_i = 0,165 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$

$[\text{SbCl}_3]_i = 0,0955 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$      $[\text{Cl}_2]_i = 0,210 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$

Le volume de la solution est  $V = 100 \text{ mL}$

A l'équilibre  $[\text{SbCl}_5]_{\text{éq}} = 0,135 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$

a. Calculer  $[\text{SbCl}_3]_{\text{éq}}$  et  $[\text{Cl}_2]_{\text{éq}}$

b. En déduire la valeur de la constante d'équilibre K

c. Combien vaut le quotient de réaction initial ; en déduire le sens d'évolution spontané

3/ Le trioxyde de soufre se décompose comme suit :



Supposons que les concentrations initiales en trioxyde de soufre, en dioxyde de soufre et en dioxygène soient respectivement de 0,176 M, 0,625 M et 0,436 M.

Le volume de la solution est  $V = 250 \text{ mL}$

Sachant qu'on a déterminé, qu'à l'équilibre, la concentration de dioxygène vaut 0,387 M,

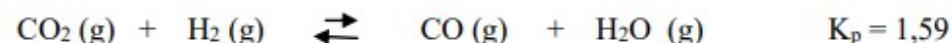
a. Calculer  $[\text{SO}_3]_{\text{éq}}$  et  $[\text{SO}_2]_{\text{éq}}$

b. En déduire la valeur de la constante d'équilibre K

c. Combien vaut le quotient de réaction initial ; en déduire le sens d'évolution spontané

4/ Supposons que l'on ait un mélange de  $\text{H}_2$ ,  $\text{CO}_2$ ,  $\text{CO}$  et  $\text{H}_2\text{O}$  à l'état gazeux, à 1260K, avec  $p(\text{H}_2) = 0,55 \text{ atm}$ ,  $p(\text{CO}_2) = 0,20 \text{ atm}$ ,  $p(\text{CO}) = 1,25 \text{ atm}$  et  $p(\text{H}_2\text{O}) = 0,10 \text{ atm}$ .

La réaction que décrit l'équation



Est-elle à l'équilibre dans les conditions susmentionnées ?

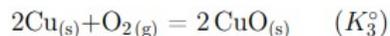
Si ce n'est pas le cas, dans quel sens cette réaction évoluera-t-elle pour atteindre son état d'équilibre ?

## Exercice 2

On considère les réactions



1 - Exprimer la constante d'équilibre de la réaction suivante en fonction de  $K_1^\circ$  et  $K_2^\circ$  :



2 - De même, exprimer la constante d'équilibre de chacune des réactions suivantes en fonction de  $K_1^\circ$  et  $K_2^\circ$  :



On considère un système évoluant selon la réaction d'équation bilan



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

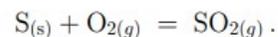
3 - On part d'une situation initiale où  $[\text{CH}_3\text{COOH}]_i = [\text{F}^-]_i = c = 0,1 \text{ mol L}^{-1}$  et  $[\text{CH}_3\text{COO}^-]_i = [\text{HF}]_i = 0$ .

Déterminer le sens d'évolution du système, puis l'avancement à l'équilibre.

4 - Même question avec pour conditions initiales  $[\text{CH}_3\text{COOH}]_i = [\text{F}^-]_i = [\text{CH}_3\text{COO}^-]_i = [\text{HF}]_i = c = 0,1 \text{ mol L}^{-1}$ .

## Exercice 3

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  $K^\circ = 4 \times 10^{52}$ .

Données :

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

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.

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

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

## Exercice 4

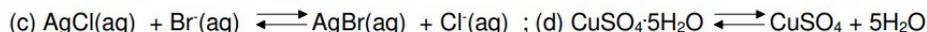
Le pentachlorure de phosphore  $\text{PCl}_5$  est un composé très toxique, servant de réactif en synthèse organique pour ajouter des atomes de chlore à une chaîne carbonée. Mis en phase gazeuse, il se décompose spontanément en trichlorure de phosphore et en dichlore, donnant naissance à un équilibre en phase gazeuse.

Considérons un réacteur fermé de volume constant  $V = 2,0 \text{ L}$  maintenu à température constante  $T = 180 \text{ °C}$ . À cette température, la constante thermodynamique de l'équilibre précédent vaut  $K = 8,0$  (pour un coefficient stœchiométrique de 1 en  $\text{PCl}_5$ ). On y introduit  $n_i = 0,50 \text{ mol}$  de  $\text{PCl}_5$ . On donne  $R = 8,314 \text{ J} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$ .

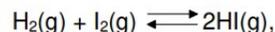
1. Calculer la pression initiale dans le réacteur
2. Ecrire l'équation de la réaction puis construire le tableau d'avancement relatif à cette réaction
3. Calculer les pressions partielles de tous les constituants du mélange à l'équilibre ; en déduire le taux d'avancement ; conclure sur le caractère de la réaction chimique

## Exercice 5

1. Ecrire l'expression de la constante  $K_c$  pour les équilibres suivants:



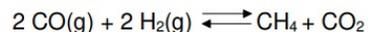
2. Calculer la valeur de la constante  $K_c$  de l'équilibre à 395°C:



sachant que les molarités à l'équilibre sont les suivantes:

$$[\text{H}_2] = 0,064 \text{ mol/L}; [\text{I}_2] = 0,016 \text{ mol/L}; [\text{HI}] = 0,250 \text{ mol/L}$$

3. Quelle est la valeur de  $K_c$ , pour la réaction suivante :



si à l'équilibre les concentrations sont les suivantes :

$$[\text{CO}] = 4,3 \cdot 10^{-6} \text{ mol/L}; [\text{H}_2] = 1,15 \cdot 10^{-5} \text{ mol/L}; [\text{CH}_4] = 5,14 \cdot 10^{-4} \text{ mol/L}; [\text{CO}_2] = 4,12 \cdot 10^{-4} \text{ mol/L}$$

4. On veut diminuer la pollution causée par un moteur à essence, en tenant compte des renseignements suivants :



Est-ce que faire retourner les gaz d'échappement contenant du CO dans le moteur à 727°C, serait un bon moyen de le transformer en gaz carbonique, moins toxique ? Justifiez votre réponse.

5. Lorsqu'on chauffe 1 g de diiode gazeux à 1273°C, dans un récipient hermétique de 1 litre, le mélange à l'équilibre contient 0,83 g de diiode.

Calculer la constante d'équilibre pour la réaction suivante :  $\text{I}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{I}(\text{g})$ .

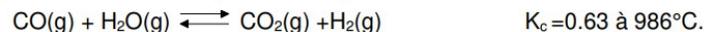
6. Soit la réaction suivante :  $\text{H}_2(\text{g}) + \text{Cl}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{HCl}(\text{g})$ .

Quelle est la concentration à l'équilibre de l'acide chlorhydrique si les concentrations  $\text{H}_2$  et de  $\text{Cl}_2$  valent toutes les deux  $10^{-16} \text{ mol/L}$ , sachant que  $K_c = 4 \cdot 10^{31}$  ?

7. On met 25 g de carbamate d'ammonium solide dans un récipient vide de 250 mL et on le maintient à 25°C. A l'équilibre, il s'est formé 17,4 mg de gaz carbonique.

Quelle est la valeur de  $K_c$  pour la réaction suivante ?  $\text{NH}_4(\text{NH}_2\text{CO}_2)(\text{s}) \rightleftharpoons 2 \text{NH}_3(\text{g}) + \text{CO}_2(\text{g})$

8. L'ancien gaz de ville était fabriqué selon l'équation :



Si, à  $t=0$ , on introduit 1 mole de vapeur d'eau et 2 moles CO, combien y aura-t-il de mole de réactifs et de produits à l'équilibre ?

9. Prenons l'équilibre suivant :  $\text{H}_2(\text{g}) + \text{I}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{HI}(\text{g})$ .

A 448°C, on introduit une demi mole de  $\text{H}_2$  et 0,5 moles de  $\text{I}_2$  dans un récipient de 10 litres.

A l'équilibre, il y a 0.11 moles de  $\text{H}_2$ , 0.11 moles de  $\text{I}_2$  et 0.78 moles d'acide.

a) Quelle est l'expression de  $K_c$  ?

b) Quelle est la valeur de  $K_c$  ?

c) Quelles seraient toutes les concentrations à l'équilibre, si on démarre la réaction avec 3 moles de diiode et une demi mole de dihydrogène ?

10. Prenons la réaction suivante, à équilibrer :



Au départ, on a 4,3 moles d'acide et 2.4 mole de dioxygène. A l'équilibre, on a 1.2 moles de dichlore.

Calculer la constante d'équilibre de cette réaction, sachant qu'elle a lieu dans un récipient de cinq litres.

11. Soit l'équilibre  $\text{Br}_2(\text{g}) + \text{Cl}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{BrCl}(\text{g})$  avec  $K_c = 7,0$  à 400 K.

On introduit 0,060 mol  $\text{Br}_2$  et 0,060 mol  $\text{Cl}_2$  dans un récipient de 3 litres étanche et on attend l'établissement de l'équilibre.

Calculer alors le nombre de moles de BrCl présent.

12. Le chlore et le fluor réagissent à 2500 K pour donner ClF :



Si, dans un récipient de 1[L] on met 0,2 [mol] de  $\text{Cl}_2$  et 0,1 [mol] de  $\text{F}_2$  et qu'on laisse l'équilibre s'établir à 2500 K, quelle sera la concentration molaire de ClF dans le mélange à l'équilibre ?

13. Supposons que l'on injecte 2 [mol] de  $\text{N}_2\text{O}_4(\text{g})$  dans une enceinte réactionnelle de 1[L] maintenue à 100[°C] et que l'équilibre soit ensuite atteint :



Calculer les valeurs de  $[\text{N}_2\text{O}_4]$  et de  $[\text{NO}_2]$  à l'équilibre.

14. Le disulfure de carbone, qui est un liquide à température ordinaire et dont on se sert beaucoup comme solvant, peut être préparé en chauffant du soufre et du charbon à 900 K selon la réaction :



Quelle concentration de  $\text{CS}_2$  peut-on produire si on chauffe à 900K un mélange réactionnel contenant du soufre 0,7 [M] en présence de charbon en excès et qu'on attende que l'équilibre soit établi?

15. A une certaine température, la valeur de la constante d'équilibre de la réaction



Calculer les concentrations à l'équilibre de CO, Cl<sub>2</sub> et de COCl<sub>2</sub> lorsqu'on introduit 0,33 [mol] de CO et 0,33[mol] de Cl<sub>2</sub> dans une enceinte réactionnelle de 1,5 [L].

16. Considérez l'équilibre



Prévoyez l'effet sur cet équilibre de

- L'addition de NO
  - La soustraction de SO<sub>2</sub>
  - L'addition de NO<sub>2</sub>
17. Dans le cas de la réaction équilibrée décrite par l'équation :



doit-on augmenter ou diminuer le volume total du mélange en vue d'augmenter le rendement de la transformation du carbone et du dioxyde de carbone en monoxyde de carbone ?

18. Dans le cas de l'équilibre précédent, prédire l'effet sur la concentration du CO<sub>2</sub>(g) à l'équilibre occasionné par :

- Une diminution de la concentration de CO(g)
- Une diminution de la quantité de carbone solide

au sein de ce système.