

Equilibres chimiques

SF de base - Exprimer le quotient de réaction

Donner l'expression du quotient de réaction des réactions suivantes :

1. $\text{CH}_4(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}(\text{g}) = \text{CO}(\text{g}) + 3 \text{H}_2(\text{g})$
2. $\text{H}_2\text{CO}_3(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) = \text{HCO}_3^-(\text{aq}) + \text{H}_3\text{O}^+(\text{aq})$
3. $2 \text{H}_3\text{O}^+(\text{aq}) + \text{Cl}^-(\text{aq}) + \text{ClO}^-(\text{aq}) = \text{Cl}_2(\text{g}) + 3 \text{H}_2\text{O}(\text{l})$
4. $\text{NaCl}(\text{s}) = \text{Na}^+(\text{aq}) + \text{Cl}^-(\text{aq})$

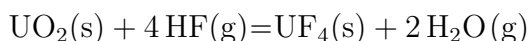
SF 1 - Prévoir le sens d'évolution d'une réaction

On considère la réaction $\text{CH}_4(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}(\text{g}) = \text{CO}(\text{g}) + 3 \text{H}_2(\text{g})$. Dans les conditions proches des conditions industrielles ($T = 950^\circ\text{C}$ et $P = 10 \text{ bar}$), on a une constante d'équilibre $K^0 = 10,6 \cdot 10^3$.

Si on insère $n_1 = 4$ mol de méthane, $n_2 = 8$ mol d'eau, $n_3 = 6$ mol de monoxyde de carbone et $n_4 = 2$ mol de dihydrogène, dans quel sens la réaction se fera-t-elle ?

SF 2 - Déterminer l'état final d'une réaction totale ou quasi-totale

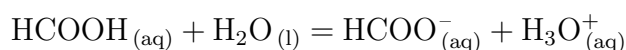
On considère la réaction de constante d'équilibre $K^0 = 6 \cdot 10^4$:



1. Si on part de 1,0 mol de dioxyde d'uranium et de 5,0 mol de fluorure d'hydrogène, quel sera l'état final ?
2. Même question en partant de 1,0 mol de dioxyde d'uranium et de 1,0 mol de fluorure d'hydrogène.

SF 3 - Déterminer l'état final d'une réaction équilibrée en connaissant la constante d'équilibre de la réaction

On considère une solution aqueuse d'acide méthanoïque de concentration $C = 1,0 \cdot 10^{-1} \text{ mol/L}$. Cette solution est le siège de la réaction d'équation

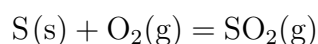


avec $K^0 = 10^{-3,8}$ à 25°

Déterminer la composition du système à l'équilibre.

Exercice 1 - Autour du soufre

On introduit dans un creuset à combustion une masse $m = 0,30$ 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 $V = 1,0$ L contenant de l'air sous pression initialement de $P = 1,0$ 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.

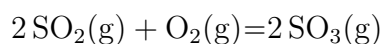
Même si la température augmente légèrement pendant la combustion avant de redescendre ensuite, on admet pour simplifier qu'elle est toujours voisine de $T = 25^\circ\text{C}$. À cette température, la constante d'équilibre de la réaction de combustion vaut $K^\circ = 4 \times 10^{52}$.

Données :

- Masses molaires $M_{\text{O}} = 16,0$ g/mol et $M_{\text{S}} = 32,1$ g/mol ;
 - Constante des gaz parfaits $R = 8,314$ J.mol⁻¹.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.

Le dioxyde de soufre produit par la transformation précédente peut être valorisé en trioxyde de soufre, lors d'une étape intermédiaire à la production d'acide sulfurique.

On considère l'équilibre suivant :



à $T = 800$ K et $P = 1$ bar. La constante d'équilibre à cette température est $K^0 = 1,2 \cdot 10^{10}$. A l'entrée du réacteur, on envoie un gaz de composition 7 mol de SO_2 , 10 mol de O_2 et 83 mol de N_2 pour un total de 100 mol.

5. Exprimer K^0 en fonction de P et ξ_{eq} .
6. Calculer à l'aide d'une approximation logique la quantité restante de SO_2 à l'équilibre.