

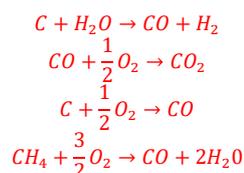
C4 exercices supplémentaires corrigés

Equilibrer une réaction

Exercice 1 : Equilibrer une réaction

Ecrire les équations-bilan correspondant aux réactions chimiques suivantes :

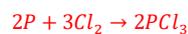
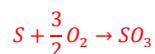
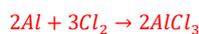
- carbone + eau → monoxyde de carbone + dihydrogène
- monoxyde d'azote + dioxygène → dioxyde d'azote
- carbone + dioxygène → monoxyde de carbone
- méthane + dioxygène → dioxyde de carbone + eau



Exercice 2 : Equilibrer une réaction

Ecrire les équations-bilan correspondant aux réactions chimiques suivantes :

- sulfure de dihydrogène + dioxyde d'azote → soufre + monoxyde d'azote + eau
- trioxyde de soufre + eau → acide sulfurique
- aluminium + dichlore → trichlorure d'aluminium
- soufre + dioxygène → trioxyde de soufre
- dichlore + phosphore → trichlorure de phosphore

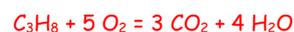


REACTION TOTALE

Exercice 3 Etude d'une réaction totale

Soit la combustion complète du propane C_3H_8 dans le dioxygène donnant du dioxyde de carbone et de l'eau.

- Ecrire l'équation de cette réaction en utilisant les nombres stœchiométriques entiers les plus petits possibles
- Préparer des tableaux d'avancement pour les 2 systèmes ci-dessous :
 - le premier correspond à un état initial constitué de 2 mol de propane et de 7 mol de dioxygène; déterminer l'état final du système
 - le second correspond à un état initial constitué de 1,5 mol de propane et de 7,5 mol de dioxygène; déterminer l'état final du système et conclure.



	Propane	dioxygène	dioxyde de carbone	Eau
initial t=0	2 mol	7 mol	0	0
en cours	2-x	7-5x	3 x	4 x
final	2-1,4 = 0,6 mol	0	3*1,4 = 4,2 mol	4*1,4 =5,6 mol

L'avancement maximal : l'un au moins des réactifs a disparu

$$\text{Soit } 2-x=0 \rightarrow x=2 \text{ mol} \quad \text{Soit } 7-5x=0 \rightarrow x=1,4 \text{ mol}$$

On retient la plus petite valeur: elle correspond à l'avancement maximal. Le propane est en excès et la réaction s'arrête lorsque tout le dioxygène est consommé. La composition finale du mélange est donnée par la dernière ligne du tableau.

	propane	dioxygène	dioxyde de carbone	eau
initial t=0	1,5 mol	7,5 mol	0	0
en cours	1,5-x	7,5-5x	3 x	4 x
final	0	0	3*1,5 = 4,5 mol	4*1,5 = 6 mol

Le propane et le dioxygène sont en proportions stœchiométriques

Exercice 4 : Problème de chimie

On considère un débit $D = 500 \text{ m}^3 \text{ s}^{-1}$ de butane (C_4H_{10}) qui brûle dans une pièce hermétique de $V = 25 \text{ m}^3$. Le volume molaire des gaz est V_m . On suppose que la combustion est complète tant qu'il subsiste de l'oxygène dans la pièce. Au bout de combien de temps la combustion prend-elle fin ?

Composition initiale de l'air : $\frac{4}{5} \text{ N}_2 + \frac{1}{5} \text{ O}_2$.

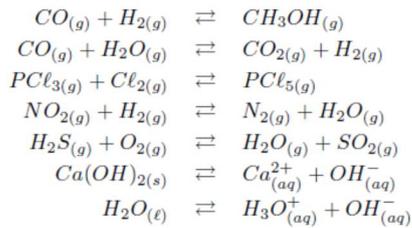
Combustion complète du butane :
butane(g) + dioxygène(g) → dioxyde de carbone(g) + eau (g)

On a le nombre total de moles d'air : $n_{\text{air}} = \frac{V}{V_m}$ et donc $n_{\text{O}_2} = \frac{V}{5V_m}$ et donc $n_{\text{C}_4\text{H}_{10}} = \frac{D}{V_m} \Delta t$ alors sachant que $\text{C}_4\text{H}_{10} + \frac{13}{2} \text{ O}_2 = 4\text{CO}_2 + 5\text{H}_2\text{O}$ et donc $n_{\text{O}_2} = \frac{13}{2} n_{\text{C}_4\text{H}_{10}}$ pour avoir consommation de l'oxygène et donc $\frac{2V}{5 \times 13D} = \Delta t \approx 25 \text{ min}$

Expressions, calculs de constantes d'équilibre

Exercice 5 : Expression de constantes d'équilibre

Ecrire les constantes d'équilibre pour chacune des réactions suivantes à équilibrer



En travaillant en mol/L et en bar :

$$K_1 = \frac{P_{\text{CH}_3\text{OH}} P^0}{P_{\text{CO}} P_{\text{H}_2}^2} = \frac{P_{\text{CH}_3\text{OH}}}{P_{\text{CO}} P_{\text{H}_2}^2}$$

$$K_2 = \frac{P_{\text{CO}_2} P_{\text{H}_2}}{P_{\text{CO}} P_{\text{H}_2\text{O}}}$$

$$K_3 = \frac{P_{\text{PCl}_5} P^0}{P_{\text{PCl}_3} P_{\text{Cl}_2}} = \frac{P_{\text{PCl}_5}}{P_{\text{PCl}_3} P_{\text{Cl}_2}}$$

$$K_4 = \frac{P_{\text{N}_2} P_{\text{H}_2\text{O}}^4 P^0}{P_{\text{NO}_2}^2 P_{\text{H}_2}^4} = \frac{P_{\text{N}_2} P_{\text{H}_2\text{O}}^4}{P_{\text{NO}_2}^2 P_{\text{H}_2}^4}$$

$$K_5 = \frac{P_{\text{SO}_2} P_{\text{H}_2\text{O}}}{P_{\text{O}_2}^{3/2} P_{\text{H}_2\text{S}}} P^{0^{3/2}} = \frac{P_{\text{SO}_2} P_{\text{H}_2\text{O}}}{P_{\text{O}_2}^{3/2} P_{\text{H}_2\text{S}}}$$

$$K_6 = \frac{[\text{Ca}^{2+}] \times [\text{HO}^-]^2}{1} = [\text{Ca}^{2+}][\text{HO}^-]^2$$

$$K_7 = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+] \times [\text{HO}^-]}{1} = [\text{H}_3\text{O}^+][\text{HO}^-]$$

Exercice 6 : Détermination de la constante d'équilibre

La réaction de dissociation de l'acide éthanóïque dans l'eau conduit à l'état d'équilibre suivant :

$$[\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}]_{\text{eq}} = 10^{-1} \text{ mol/L}$$

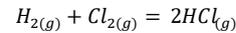
$$[\text{CH}_3\text{CO}_2^-]_{\text{eq}} = 10^{-3} \text{ mol/L}$$

Calculer la constante d'équilibre de cette réaction.

$$K = \frac{[\text{H}^+][\text{CH}_3\text{CO}_2^-]}{[\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}]} = 10^{-5}$$

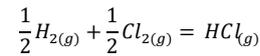
Exercice 7 : Constante d'équilibre d'une réaction

On considère la réaction suivante à la température T et sous une pression de 1 bar :



La constante K_1 de cet équilibre vaut 100 à la température T .

Quelle est, dans les mêmes conditions de température, la valeur de K_2 de l'équilibre suivant ?



La constante d'équilibre est définie pour une température pour un équilibre donné! Donc $K_2 = \frac{a_{\text{HCl}}}{a_{\text{H}_2}^{1/2} a_{\text{Cl}_2}^{1/2}} = \sqrt{K_1} = 10$

Naturellement l'état final reste le même pour les mêmes conditions initiales si $n_{\text{H}_2(g)} = n_{\text{Cl}_2(g)} = 1 \text{ mol}$ alors :

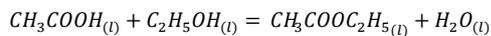
$$K_1 = \left(\frac{n_{\text{HCl}}}{n_{\text{H}_2} n_{\text{Cl}_2}} \right)_{\text{eq}} = \frac{4\xi_{\text{eq},1}^2}{(1-\xi_{\text{eq},1})^2} = 100 \text{ soit } \xi_{\text{eq},1} = \frac{5}{6}$$

$$K_2 = \frac{\xi_{\text{eq},2}}{(1-0,5\xi_{\text{eq},2})^1} = 10 \text{ soit } \xi_{\text{eq},2} = \frac{5}{3}$$

Etat d'équilibre

Exercice 8 : Constante d'équilibre et état final

On considère suivante effectuée à 298K dans un solvant organique :



En partant d'une mole de CH_3COOH et d'une mole de $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$, on obtient 2/3 de mole de $\text{CH}_3\text{COOC}_2\text{H}_5$.

- 1) Exprimer la constante d'équilibre à 298K
- 2) On part de 2 mole de $\text{CH}_3\text{COOC}_2\text{H}_5$ et une mole d'eau. Donner la composition finale à l'équilibre.

$\text{CH}_3\text{COOH} + \text{C}_2\text{H}_5\text{OH} = \text{CH}_3\text{COOC}_2\text{H}_5 + \text{H}_2\text{O}$			
1	1	0	0
1-x	1-x	x	x=2/3

Donc : $K = 4$

$\text{CH}_3\text{COOC}_2\text{H}_5 + \text{H}_2\text{O} = \text{CH}_3\text{COOH} + \text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$			
2	1	0	0
2-x	1-x	x	x

et $K=1/4$

$$\text{Donc } K = \frac{x^2}{(2-x)(1-x)} \text{ soit : } x = 0,46$$

Exercice 9 : Composition à l'équilibre

La réaction de dissociation de $\text{HI}_{(g)}$ en diode et dihydrogène gazeux est associée à une constante de réaction $K^0 = 2,20 \times 10^{-2}$ (coefficient stœchiométrique 2 pour $\text{HI}_{(g)}$)

On introduit dans un récipient 2,00mol de $\text{HI}_{(g)}$ et $5,00 \times 10^{-1}\text{mol}$ de diode. La réaction s'effectue à pression constante $P^0 = 1\text{bar}$

- 1) Ecrire la réaction de dissociation
- 2) Déterminer, à l'équilibre, les quantités de matière de tous les constituants.
- 3) En déduire leur pression partielle

Réaction		$2\text{HI}_{(g)} \rightleftharpoons \text{H}_2_{(g)} + \text{I}_{2(g)}$
Etat initial	$\xi_i = 0$	2,00 0 0,500
Etat intermédiaire	ξ	$2,00 - 2\xi$ ξ $\xi + 0,500$
Etat équilibre	ξ_{eq}	$2,00 - 2\xi_{eq}$ ξ_{eq} $\xi_{eq} + 0,500$

$$\text{Donc } K = \frac{\xi_{eq}(\xi_{eq} + 0,500)}{(2,00 - 2\xi_{eq})^2} = 2,20 \times 10^{-2}$$

La résolution de cette équation donne $\xi_{eq} = 0,113\text{mol}$

Donc les pressions partielles sont :

$$P_{\text{HI}} = \frac{n_{\text{HI}}}{n_{\text{tot}}} = 0,710\text{bar}$$

$$P_{\text{H}_2} = 0,045\text{bar}$$

$$P_{\text{I}_2} = 0,245\text{bar}$$