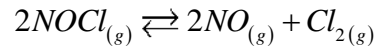


## EQUILIBRES

1) La réaction suivante est étudiée à 462°C dans un flacon de volume constant égal à 1 l.

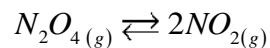


Si on place 2 moles de  $NOCl$  dans le flacon au départ, on retrouve 0.66 mole  $NO$  à l'équilibre. Calculer la valeur de la constante d'équilibre. ( $K_c = 8,2 \times 10^{-2}$ )

### Solution

	$NOCl$	$NO$	$Cl_2$	
Initial	2	0	0	$\Rightarrow K_c = \frac{0.66^2 \times 0.33}{1.34^2} = 0.082$
Réaction	-0.66	+0.66	+0.33	
Equilibre	1.34	0.66	0.33	

2) Le  $N_2O_4$  (gaz incolore) se transforme partiellement en  $NO_2$  (gaz brun) selon l'équation :

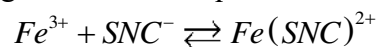


A 25°C le nombre de moles initial est à l'équilibre de  $N_2O_4$  est respectivement de 0.1 mole et 0.0885 mole. Calculer la valeur de la constante d'équilibre ( $K_c = 6 \times 10^{-3}$ )

### Solution

	$N_2O_4$	$NO_2$	
Initial	0.1	0	$\Rightarrow K_c = \frac{0.023^2}{0.0885} = 6 \times 10^{-3}$
Réaction	-0.0115	+0.023	
Equilibre	0.0885	0.023	

3) Un ballon de 500 ml contient 250 ml de solution dans laquelle il y a  $5 \times 10^{-4}$  mole de  $Fe^{3+}$  et  $1 \times 10^{-8}$  mole de  $SCN^-$  qui réagissent selon l'équation :



A l'équilibre, on trouve  $2 \times 10^{-6}$  mole de  $Fe(SNC)^{2+}$ . Calculer la valeur de la constante d'équilibre. ( $K_c = 125$ )

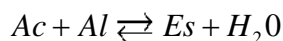
### Solution

En micro mole :  $1 \mu \text{ mole} = 10^{-6} \text{ mole}$

	$Fe^{3+}$	$SCN^-$	$Fe(SCN)^{2+}$	
Initial	500	10	0	$\Rightarrow K_c = \frac{9.09 \times 10^{-6}}{1992 \times 10^{-6} \times 36.4 \times 10^{-6}} = 125$
Réaction	-2	-2	2	
Equilibre	498	8	2	
Concentrations	1992	36.4	9.09	

4) Soit une réaction d'estérification mettant en œuvre à 100°C 1 mole d'acide et 2.5 moles d'alcool dans 200 ml. S'il reste 1.62 moles d'alcool après réaction, calculer la valeur de la constante d'équilibre ( $K_c = 3.98$ )

### Solution



	<i>Ac</i>	<i>Al</i>	<i>Es</i>	<i>H<sub>2</sub>O</i>	
Initial	1	2.5	0	0	$\Rightarrow K_c = \frac{0.88^2}{0.12 \times 1.62} = 3.98$
Réaction	-0.88	-0.88	+0.88	+0.88	
Equilibre	0.12	1.62	0.88	0.88	

5) La réaction :  $SO_{2(g)} + O_{2(g)} \rightleftharpoons SO_{3(g)}$  pratiquement complète à température ordinaire, aboutit à un équilibre lorsqu'elle est effectuée à 830°C. La valeur de  $K_c$  est alors de 25. Calculer les concentrations à l'équilibre sachant que le nombre de mole initial et à l'équilibre de  $SO_2$  est respectivement de 0.16 mole et 0.08 mole dans un volume total de 1 l.

$$([SO_2] = [SO_3] = 0.08 \text{ M/l}, [O_2] = 0.04 \text{ M/l})$$

### Solution

	<i>SO<sub>2</sub></i>	<i>O<sub>2</sub></i>	<i>SO<sub>3</sub></i>	
Initial	0.16	<i>x</i>	0	$\Rightarrow K_c = \frac{0.08}{0.08 \times (x - 0.08)} = 25 \Rightarrow x = 0.12 \text{ mole}$
Réaction	-0.08	-0.08	+0.08	
Equilibre	0.08	<i>x</i> - 0.08	0.08	

$\Rightarrow [SO_2] = [SO_3] = 0.08 \text{ M/l}; [O_2] = 0.04 \text{ M/l}$

6) A 460°C, l'hydrogène et l'iode réagissent partiellement pour former l'iodure d'hydrogène. Tous les composés sont gazeux. Le nombre de moles initial et à l'équilibre de l'hydrogène est respectivement de 1 mole et 0.22 mole dans un volume total de un litre. Sachant que  $K_c = 50$ , calculer les concentrations à l'équilibre. ( $[H_2] = [I_2] = 0.22 \text{ M/l}, [HI] = 1.56 \text{ M/l}$ )

### Solution

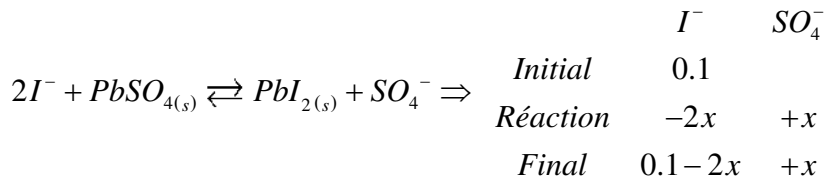
	<i>H<sub>2</sub></i>	<i>I<sub>2</sub></i>	<i>HI</i>	
$H_2 + I_2 \rightleftharpoons 2HI \Rightarrow$	Initial	1	<i>x</i>	0
	Réaction	-0.78	-0.78	+1.56
	Equilibre	0.22	<i>x</i> - 0.78	1.56

$$\Rightarrow K_c = \frac{1.56^2}{0.22 \times (x - 0.78)} = 50 \Rightarrow x = 1 \text{ mole} \Rightarrow [H_2] = [I_2] = 0.22 \text{ M/l}; [HI] = 1.56 \text{ M/l}$$

7) Lors de la réaction de  $KI$  en solution aqueuse avec  $PbSO_4$  à  $6^\circ C$ , le nombre de mole initial de  $KI$  est de 0.1 mole dans un volume de 1 l. Calculer les concentrations à l'équilibre sachant que  $K_c = 10$ . ( $[KI] = 0.05 \text{ M/l}$ ,  $[SO_4^{2-}] = 0.025 \text{ M/l}$ )

### Solution

On ne tient pas compte de  $K^+$  car c'est un ion spectateur. De plus, il faut savoir que le sulfate et l'iodure de plomb sont insolubles. Donc on a



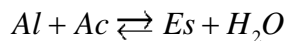
Comme le volume est de 1 l les concentrations sont égales au nombre de moles.

$$\Rightarrow K_c = \frac{x}{(0.1 - 2x)^2} = 10 \Rightarrow x = 0.025$$

$$\Rightarrow [SO_4^-] = 0.025 \text{ M/l} \text{ et } [I^-] = 0.05 \text{ M/l}$$

8) L'alcool isoamylique et l'acide acétique se transforment partiellement à  $100^\circ C$  pour donner un ester à odeur de poire et de l'eau. 40 ml du mélange contiennent initialement 0.1 mole d'acide ; après réaction il en reste 0.03 mole. Sachant que  $K_c = 5.7$  calculer les concentrations à l'équilibre.

### Solution



	$Al$	$Ac$	$Es$	$H_2O$
<i>Initial</i>	$x$	0.1	0	0
<i>Réaction</i>	$-0.07$	$-0.07$	$+0.07$	$+0.07$
<i>Final</i>	$x - 0.07$	0.03	0.07	0.07

Soit  $V$  le volume, on a

$$K_c = \frac{\left(\frac{0.07}{V}\right)^2}{\frac{x-0.07}{V} \cdot \frac{0.03}{V}} = \frac{0.07^2}{(x-0.07) \times 0.03} = 5.7$$

$$\text{Nombre de mole de } Al \text{ à l'équilibre} = x - 0.07 = \frac{0.07^2}{0.03 \times 5.7} = 0.0287$$

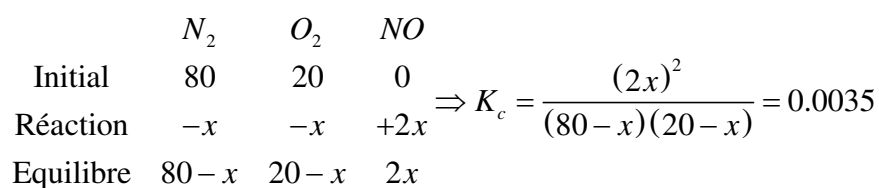
$$\text{Concentration en } Al \text{ à l'équilibre: } [Al] = \frac{x-0.07}{V} = \frac{0.0287}{40 \times 10^{-3}} = 0.7175 \text{ mole/l}$$

$$\text{et } [Ac] = \frac{0.03}{40 \times 10^{-3}} = 0.75 \text{ mole/l}, [Es] = [H_2O] = \frac{0.07}{40 \times 10^{-3}} = 1.75 \text{ mole/l}$$

9) L'azote et l'oxygène de l'air (80% d'azote et 20% d'oxygène) se combinent aux hautes températures pour former l'oxyde d'azote suivant la réaction :  $N_{2(g)} + O_{2(g)} \rightleftharpoons 2NO_{(g)}$ . La constante d'équilibre à 2635°C vaut  $3.5 \times 10^{-3}$ . Que vaut le rendement de cette réaction en % à cette température et à la pression atmosphérique (le rendement se calcule par rapport au nombre de moles maximum que l'on peut obtenir si tout réagit). (5.7%)

### Solution

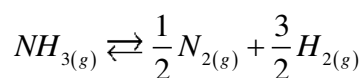
Calcul fait pour 100 moles d'air



$\Rightarrow x = 1.1407$  moles  $\Rightarrow [NO] = 2.2814$  moles

Le nombre maximum est égal à 2 fois le nombre de moles de  $O_2 \Rightarrow rdt = \frac{2.2814}{20} = 5.7\%$

10) Supposons que  $NH_3$  se décompose à 600°C suivant la réaction :

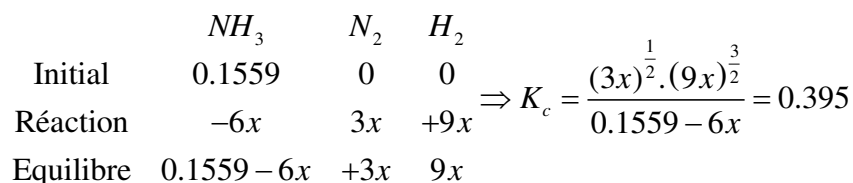


La constante d'équilibre est de 0.395. On dispose de 1 l dans lequel on injecte 2.65 g d'ammoniac. Quelles sont les concentrations en  $NH_3, N_2, H_2$  quand l'équilibre est atteint ?

$([NH_3] = 0.042 \text{ M/l}, [N_2] = 0.057 \text{ M/l}, [H_2] = 0.171 \text{ M/l})$

### Solution

$2.65 \text{ g } N_2 = 0.1559$  mole



$\Rightarrow x = 0.05676$  moles  $\Rightarrow [NH_3] = 0.042 \text{ M/l}, [N_2] = 0.057 \text{ M/l}, [H_2] = 0.171 \text{ M/l}$