

Exercice 1 : Calcul de constante d'équilibre

Un système clos contenant initialement $1,00 \cdot 10^{-3}$ M de H_2 et $2,00 \cdot 10^{-3}$ M de I_2 à 448°C évolue jusqu'à l'équilibre. L'analyse du mélange à l'équilibre montre que la concentration en HI (iodure d'hydrogène) est de $1,87 \cdot 10^{-3}$ M. Calculer K_c à 448°C pour cette réaction.

$$K_c = \frac{[\text{HI}]^2}{[\text{H}_2] \cdot [\text{I}_2]}$$

	$[\text{H}_2]$ (M)	$[\text{I}_2]$ (M)	$[\text{HI}]$ (M)
Initial	$1,00 \cdot 10^{-3}$	$2,00 \cdot 10^{-3}$	0
Variation			$+ 1,87 \cdot 10^{-3}$
Equilibre			$1,87 \cdot 10^{-3}$

	$[\text{H}_2]$ (M)	$[\text{I}_2]$ (M)	$[\text{HI}]$ (M)
Initial	$1,00 \cdot 10^{-3}$	$2,00 \cdot 10^{-3}$	0
Variation	$- 9,35 \cdot 10^{-4}$	$- 9,35 \cdot 10^{-4}$	$+ 1,87 \cdot 10^{-3}$
Equilibre	$6,5 \cdot 10^{-5}$	$1,065 \cdot 10^{-3}$	$1,87 \cdot 10^{-3}$

$$K_c = \frac{[\text{HI}]^2}{[\text{H}_2] [\text{I}_2]} = \frac{(1,87 \times 10^{-3})^2}{(6,5 \times 10^{-5})(1,065 \times 10^{-3})} = 50,5$$

Exercice 2 : calcul de constante d'équilibre

Le pentachlorure de phosphore gazeux se décompose partiellement en trichlorure de phosphore gazeux et en chlore gazeux. 1,20 moles de PCl_5 sont placées dans un récipient de 1,00 L à 200°C . À l'équilibre, il reste 1,00 mole de PCl_5 . Calculer K_c et K_p à 200°C . ($R = 0,0821 \text{ L}\cdot\text{atm}\cdot\text{T}^{-1}\cdot\text{mol}^{-1}$).

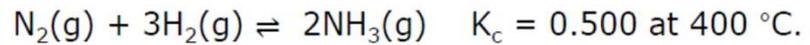


	$[\text{PCl}_5]$ (M)	$[\text{PCl}_3]$ (M)	$[\text{Cl}_2]$ (M)
Initial	1,20	0,00	0,00
Variation	$- 0,20$	$+ 0,20$	$+ 0,20$
Equilibre	1,00	$0,20$	$0,20$

$$K_c = \frac{[\text{PCl}_3] \cdot [\text{Cl}_2]}{[\text{PCl}_5]} = 0,04$$

$$K_{p(T)} = K_{c(T)} \times (RT)^{\Delta v}$$

$$K_p = 0,04 \times (0,0821 \times 473,15)^1 = 1,55$$

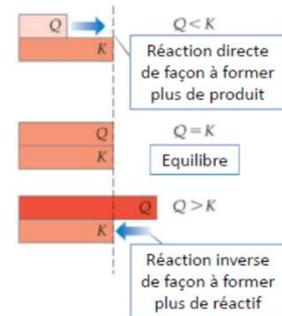
Exercice 3 : quotient réactionnel

Un réacteur de 50,0 L contient 1,00 mole de N_2 , 3,00 moles de H_2 , et 0,50 mole de NH_3 . Est-ce que plus d'ammoniac (NH_3) sera formé ou se dissociera lorsque le mélange réactionnel s'approche de l'équilibre à 400 °C ?

$$Q = \frac{[\text{NH}_3]^2}{[\text{N}_2] \cdot [\text{H}_2]^3} = \frac{(0,01)^2}{(0,02) \cdot (0,06)^3} = 23,15$$



Evolution spontanée vers la formation d'azote et d'hydrogène.

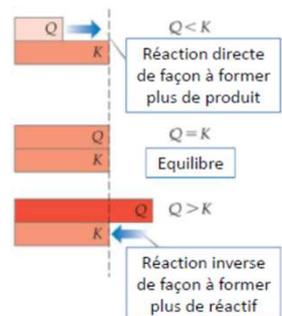
**Exercice 4 : quotient réactionnel**

Dans la réaction de vaporeformage, le méthane réagit avec la vapeur d'eau pour former du monoxyde de carbone et de l'hydrogène gaz. À 900 K, $K_c = 2,4 \cdot 10^{-4}$. Si 0,012 mole de méthane, 0,008 mole de vapeur d'eau, 0,016 mole de monoxyde de carbone et 0,006 mole d'hydrogène gazeux sont placés dans un réacteur en acier de 2,0 litres et chauffé à 900 K, de quelle manière la réaction se déroulera : vers la droite (produits) ou vers la gauche (réactifs) ?

$$Q = \frac{[\text{CO}] \cdot [\text{H}_2]^3}{[\text{CH}_4] \cdot [\text{H}_2\text{O}]} = \frac{(8 \cdot 10^{-3}) \cdot (3 \cdot 10^{-3})^3}{(6 \cdot 10^{-3}) \cdot (4 \cdot 10^{-3})} = 9 \cdot 10^{-6}$$



Evolution spontanée vers la formation des produits.



Exercice 5 : quotient réactionnel

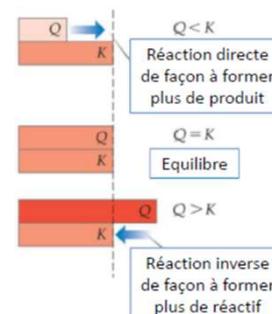
Soit la réaction suivante :

0,01 mole de H_2 et I_2 gazeux sont placés dans un réacteur de 1 L à 448°C en présence de $7,1 \cdot 10^{-3}$ mole d'iodure d'hydrogène (HI). Dans quelle direction la réaction va-t-elle évoluer spontanément sachant que la constante d'équilibre de cette réaction vaut 50,4?

$$Q = \frac{[\text{HI}]^2}{[\text{H}_2] \cdot [\text{I}_2]} = \frac{(7,1 \cdot 10^{-3})^2}{(0,01) \cdot (0,01)} = 0,504$$



Système évolue vers la droite (formation de HI).

**Exercice 6 : Trouver des concentrations à l'équilibre à partir des concentrations initiales et de la constante d'équilibre.**

Soit la réaction suivante : $\text{N}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{NO}(\text{g})$ $K_c = 0.10$ at 2000°C

Un mélange réactionnel à 2000°C contient initialement $[\text{N}_2] = 0,20 \text{ M}$ et $[\text{O}_2] = 0,20 \text{ M}$.

Trouver les concentrations à l'équilibre des réactifs et des produits à cette température.- Représenter le changement de concentration d'un des réactifs (ou produits) avec la variable "x" et définir les changements de concentration des autres réactifs et/ou des produits en termes de x.

- Conseil : Il est généralement pratique de laisser x représenter la variation de concentration du réactif (ou du produit) ayant le plus petit coefficient stoechiométrique.

Exercice 6 : Trouver des concentrations à l'équilibre à partir des concentrations initiales et de la constante d'équilibre.

Soit la réaction suivante : $\text{N}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{NO}(\text{g})$ $K_c = 0.10$ at 2000 °C

Un mélange réactionnel à 2000 °C contient initialement $[\text{N}_2] = 0,20$ M et $[\text{O}_2] = 0,20$ M.

Trouver les concentrations à l'équilibre des réactifs et des produits à cette température.

	$[\text{N}_2]$ (M)	$[\text{O}_2]$ (M)	$[\text{NO}]$ (M)
Initial	0,20	0,20	0,00
Variation	- x	- x	+ 2x
Equilibre	0,20 - x	0,20 - x	2x

$$K_c = \frac{[\text{NO}]^2}{[\text{N}_2] \cdot [\text{O}_2]} = \frac{(2x)^2}{(0,2-x)(0,2-x)}$$

$$= \frac{(2x)^2}{(0,2-x)^2} = 0,10$$

$$(2x)^2 = 0,10(0,2 - x)^2 \Rightarrow 2x = \sqrt{0,10(0,2 - x)} \Rightarrow (2 + \sqrt{0,10})x = 0,2\sqrt{0,10} \Rightarrow x = 27,3 \cdot 10^{-3}$$

$$[\text{N}_2] = 0,1727 \text{ M}$$

$$[\text{O}_2] = 0,1727 \text{ M}$$

$$[\text{NO}] = 0,0546 \text{ M}$$

Exercice 7 : Trouver des concentrations à l'équilibre à partir des concentrations initiales et de la constante d'équilibre.

Un mélange réactionnel à 100 °C contient initialement $[\text{NO}_2] = 0,10$ M. Trouver à l'équilibre les concentrations des réactifs et des produits à cette température.



	$[\text{N}_2\text{O}_4]$ (M)	$[\text{NO}_2]$ (M)
Initial	0,00	0,10
Variation	+ x	- 2x
Equilibre	x	0,10 - 2x

$$K_c = \frac{[\text{NO}_2]^2}{[\text{N}_2\text{O}_4]} = \frac{(0,1-2x)^2}{x} = 0,36$$

$$0,01 - 0,4x + 4x^2 = 0,36x$$

$$4x^2 - 0,76x + 0,01 = 0$$

$$X = 0,014 \text{ et } 0,1758$$

$$x = \frac{-b \pm \sqrt{b^2 - 4ac}}{2a}$$

$$[\text{N}_2\text{O}_4] = 14 \cdot 10^{-3} \text{ M}$$

$$[\text{NO}_2] = 72 \cdot 10^{-3} \text{ M}$$

Exercice 8 : Trouver des concentrations à l'équilibre à partir des concentrations initiales et de la constante d'équilibre.



Soit la réaction entre l'hydrogène (H_2) et l'iode (I_2) pour former de l'iodure d'hydrogène (HI) :

$5,0 \cdot 10^{-3}$ mole d'hydrogène et $10,0 \cdot 10^{-3}$ mole d'iode sont placés dans un réacteur de 5,0 L à 448°C . Lorsque la réaction a atteint l'équilibre, quelle est la concentration en iodure d'hydrogène dans le réacteur ?

x est la diminution de concentration en H_2 ou I_2 pour atteindre l'équilibre.

Pour rappel, pour une équation du 2nd degré ($ax^2 + bx + c = 0$), la formule quadratique suivante donne 2 solutions mathématiques, l'une des deux permettant de trouver la réponse:

$$x = \frac{-b \pm \sqrt{b^2 - 4ac}}{2a}$$

	$[\text{H}_2]$ (M)	$[\text{I}_2]$ (M)	$[\text{HI}]$ (M)
Initial	$1,00 \cdot 10^{-3}$	$2,00 \cdot 10^{-3}$	0
Variation	-x	-x	+2x
Equilibre	$1,0 \cdot 10^{-3} - x$	$2,0 \cdot 10^{-3} - x$	2x

$$K_c = \frac{[\text{HI}]^2}{[\text{H}_2] \cdot [\text{I}_2]} = \frac{(2x)^2}{(1,0 \cdot 10^{-3} - x) \cdot (2,0 \cdot 10^{-3} - x)} = 50,4$$



$$50,4(1,0 \cdot 10^{-3} - x) \cdot (2,0 \cdot 10^{-3} - x) = 4x^2$$

Exercice 8 : Trouver des concentrations à l'équilibre à partir des concentrations initiales et de la constante d'équilibre.



Soit la réaction entre l'hydrogène (H_2) et l'iode (I_2) pour former de l'iodure d'hydrogène (HI) :

$5,0 \cdot 10^{-3}$ mole d'hydrogène et $10,0 \cdot 10^{-3}$ mole d'iode sont placés dans un réacteur de 5,0 L à 448°C . Lorsque la réaction a atteint l'équilibre, quelle est la concentration en iodure d'hydrogène dans le réacteur ?

x est la diminution de concentration en H_2 ou I_2 pour atteindre l'équilibre.

Pour rappel, pour une équation du 2nd degré ($ax^2 + bx + c = 0$), la formule quadratique suivante donne 2 solutions mathématiques, l'une des deux permettant de trouver la réponse:

$$x = \frac{-b \pm \sqrt{b^2 - 4ac}}{2a}$$

$$50,4(1,0 \cdot 10^{-3} - x) \cdot (2,0 \cdot 10^{-3} - x) = 4x^2$$



$$50,4(2,0 \cdot 10^{-6} - 1,0 \cdot 10^{-3}x - 2,0 \cdot 10^{-3}x + x^2) - 4x^2 = 0 \implies 50,4(x^2 - 3,0 \cdot 10^{-3}x + 2,0 \cdot 10^{-6}) - 4x^2 = 0$$

$$46,4x^2 - 0,1512x + 1,008 \cdot 10^{-4} = 0$$

$$x = 0,935 \cdot 10^{-3}$$

$$x = \frac{0,1512 \pm \sqrt{0,02286 - 0,01871}}{92,8} \implies x = 2,32 \cdot 10^{-3} \text{ et } 0,935 \cdot 10^{-3}$$

Exercice 8 : Trouver des concentrations à l'équilibre à partir des concentrations initiales et de la constante d'équilibre.

Soit la réaction entre l'hydrogène (H_2) et l'iode (I_2) pour former de l'iodure d'hydrogène (HI) : $H_2 + I_2 \rightleftharpoons 2 HI$
 $5,0 \cdot 10^{-3}$ mole d'hydrogène et $10,0 \cdot 10^{-3}$ mole d'iode sont placés dans un réacteur de 5,0 L à 448°C. Lorsque la réaction a atteint l'équilibre, quelle est la concentration en iodure d'hydrogène dans le réacteur ?

x est la diminution de concentration en H_2 ou I_2 pour atteindre l'équilibre.

Pour rappel, pour une équation du 2nd degré ($ax^2 + bx + c = 0$), la formule quadratique suivante donne 2 solutions mathématiques, l'une des deux permettant de trouver la réponse:

$$x = \frac{-b \pm \sqrt{b^2 - 4ac}}{2a}$$

	[H ₂] (M)	[I ₂] (M)	[HI] (M)
Initial	$1,00 \cdot 10^{-3}$	$2,00 \cdot 10^{-3}$	0
Variation	- x	- x	+ 2x
Equilibre	$1,0 \cdot 10^{-3} - x$	$2,0 \cdot 10^{-3} - x$	2x

$$x = 0,935 \cdot 10^{-3}$$

$$[H_2] = 0,065 \cdot 10^{-3} \text{ M}$$

$$[I_2] = 1,065 \cdot 10^{-3} \text{ M}$$

$$[HI] = 1,87 \cdot 10^{-3} \text{ M}$$

Exercice 9 : Déplacement d'équilibre (Le Châtelier).

Pour les équilibres suivants, à partir du principe de Le Châtelier, prédire quel sera l'effet de chaque modification indiquée sur la quantité indiquée. Entourer la bonne réponse (A : augmentation, D : diminution ou P : pas d'effet). Toute modification est réalisée indépendamment du système à l'équilibre. La réaction de dissolution du bromure de plomb est un processus endothermique.

Réaction	Modification	Qté	Prédiction
$H_2(g) + Cl_2(g) \rightleftharpoons 2 HCl(g)$	Addition H_2	P_{Cl_2}	A D P
$H_2(g) + Cl_2(g) \rightleftharpoons 2 HCl(g)$	Addition HCl	K_p	A D P
$H_2(g) + Br_2(l) \rightleftharpoons 2 HBr(g)$	Elimination H_2	Br_2	A D P
$H_2(g) + Br_2(l) \rightleftharpoons 2 HBr(g)$	Addition Br_2	P_{HBr}	A D P
$HCO_2H(aq) \rightleftharpoons H^+(aq) + HCO_2^-(aq)$	Diminution pH	$[HCO_2^-]$	A D P
$HCO_2H(aq) \rightleftharpoons H^+(aq) + HCO_2^-(aq)$	Addition OH^-	$[HCO_2^-]$	A D P
$HCO_2H(aq) \rightleftharpoons H^+(aq) + HCO_2^-(aq)$	Addition HCO_2H	K_c	A D P

Exercice 9 : Déplacement d'équilibre (Le Châtelier).

Pour les équilibres suivants, à partir du principe de Le Châtelier, prédire quel sera l'effet de chaque modification indiquée sur la quantité indiquée. Entourer la bonne réponse (A : augmentation, D : diminution ou P : pas d'effet). Toute modification est réalisée indépendamment du système à l'équilibre. La réaction de dissolution du bromure de plomb est un processus endothermique.

Réaction	Modification	Qté	Prédiction
$\text{PbBr}_2 (\text{s}) \rightleftharpoons \text{Pb}^{2+} (\text{aq}) + 2 \text{Br}^- (\text{aq})$	Addition $\text{PbBr}_2 (\text{s})$	$[\text{Br}^-]$	A D P
$\text{PbBr}_2 (\text{s}) \rightleftharpoons \text{Pb}^{2+} (\text{aq}) + 2 \text{Br}^- (\text{aq})$	Addition $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2 (\text{aq})$	$[\text{Br}^-]$	A D P
$\text{PbBr}_2 (\text{s}) \rightleftharpoons \text{Pb}^{2+} (\text{aq}) + 2 \text{Br}^- (\text{aq})$	Augmentation température	$[\text{Br}^-]$	A D P
$\text{PbBr}_2 (\text{s}) \rightleftharpoons \text{Pb}^{2+} (\text{aq}) + 2 \text{Br}^- (\text{aq})$	Diminution température	K_c	A D P