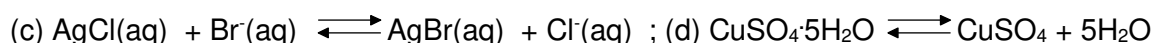


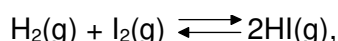
# Les équilibres chimiques

## Exercices supplémentaires

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



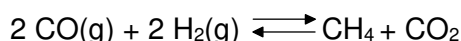
2. Calculer la valeur de la constante  $K_c$  de l'équilibre à 395°C:



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 :  $\text{I}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{I}(\text{g})$ .

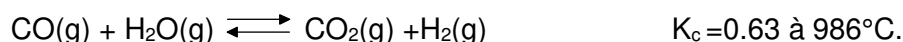
6. Soit la réaction suivante :  $\text{H}_2(\text{g}) + \text{Cl}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{HCl}(\text{g})$ .

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 ?

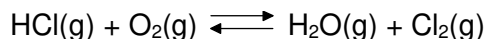
9. Prenons l'équilibre suivant :  $\text{H}_2(\text{g}) + \text{I}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{HI}(\text{g})$ .

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  $H_2$ , 0.11 moles de  $I_2$  et 0.78 moles d'acide.

- Quelle est l'expression de  $K_c$  ?
- Quelle est la valeur de  $K_c$  ?
- 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.

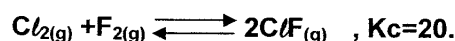
Calculer la constante d'équilibre de cette réaction, sachant qu'elle a lieu dans un récipient de cinq litres.

11. Soit l'équilibre  $Br_2(g) + Cl_2(g) \rightleftharpoons 2BrCl(g)$  avec  $K_c = 7,0$  à 400 K.

On introduit 0,060 mol  $Br_2$  et 0,060 mol  $Cl_2$  dans un récipient de 3 litres étanche et on attend l'établissement de l'équilibre.

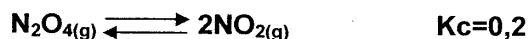
Calculer alors le nombre de moles de  $BrCl$  présent.

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  $Cl_2$  et 0,1 [mol] de  $F_2$  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  $N_2O_4(g)$  dans une enceinte réactionnelle de 1[L] maintenue à 100[°C] et que l'équilibre soit ensuite atteint :



Calculer les valeurs de  $[N_2O_4]$  et de  $[NO_2]$  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 :



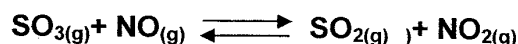
Quelle concentration de  $CS_2$  peut-on produire si on chauffe à 900K un mélange réactionnel contenant du soufre 0,7 [M] en présence de charbon en excès et qu'on attende que l'équilibre soit établi?

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



Calculer les concentrations à l'équilibre de  $CO$ ,  $Cl_2$  et de  $COCl_2$  lorsqu'on introduit 0,33 [mol] de  $CO$  et 0,33[mol] de  $Cl_2$  dans une enceinte réactionnelle de 1,5 [L].

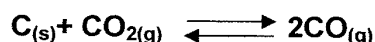
16. Considérez l'équilibre



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.

## Correction

1. a)  $K_c = \frac{[\text{O}_2]}{[\text{H}_2\text{O}_2]^2}$  ; b)  $K_c = \frac{[\text{CO}_2]}{[\text{ZnO}] \cdot [\text{CO}]}$  ; c)  $K_c = \frac{[\text{AgBr}] \cdot [\text{Cl}^-]}{[\text{AgCl}] \cdot [\text{Br}^-]}$  ; d)  $K_c = \frac{[\text{CuSO}_4] \cdot [\text{H}_2\text{O}]^5}{[\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}]}$

2.  $K_c = \frac{[0.25]^2}{[0.064] \cdot [0.016]} = 61.04$

3.  $K_c = \frac{[5.14 \cdot 10^4] \cdot [4.12 \cdot 10^4]}{[1.15 \cdot 10^{-5}]^2 [4.3 \cdot 10^{-6}]^2} = 8.66 \cdot 10^{29}$

4. Kc = grande = produits de réaction favorisés → réponse oui

5. M(diiodo) = 254 g/mol  $n(\text{diiodo})_{\text{au départ}} = 1/254 = 3.93 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$

$n(\text{I}_2) \text{ à l'équilibre} = 0.83/254 = 3.27 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$   $[\text{I}_2] = 3.27 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$

$n(\text{I}) \text{ à l'équilibre} = (3.93 \cdot 10^{-3} \text{ mol} - 3.27 \cdot 10^{-3} \text{ mol}) \cdot 2 = 6.6 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$

$[\text{I}] = 6.6 \cdot 10^{-4} \text{ mol/L}$

$K_c = (6.6 \cdot 10^{-4})^2 / 3.27 \cdot 10^{-3} = 1.33 \cdot 10^{-4}$

6.  $[\text{HCl}] = \sqrt{4 \cdot 10^{31} \cdot (10^{-16})^2} = 0.63$

7. M(CO<sub>2</sub>) = 44 g/mol  $n(\text{CO}_2) = 17.4 \cdot 10^{-3} / 44 = 3.95 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$  ;

$$[\text{CO}_2] = 3.95 \cdot 10^{-4} / 0.25 = 1.58 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$$

$$[\text{NH}_3] = 2 \cdot [\text{CO}_2] = 1.58 \cdot 10^{-3} \cdot 2 = 3.16 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$$

$$K_c = [\text{NH}_3]^2 [\text{CO}_2] = 1.58 \cdot 10^{-3} \cdot (3.16 \cdot 10^{-3})^2 = 1.2 \cdot 10^{-8}$$

8.

	[CO]	[eau]	[CO <sub>2</sub> ]	[H <sub>2</sub> ]
Mélange initial mol/L	2	1	0	0
Variation des concentrations pour atteindre l'équilibre $x = \Delta[\text{H}_2]$	-x	-x	+x	+x
Concentrations à l'équilibre mol/L	2-x	1-x	x	x

$$K_c = \frac{x^2}{(2-x)(1-x)} = 0.63$$

$$0.37x^2 + 1.89x - 1.26 = 0 \rightarrow x_1 = 0.6; x_2 = -5.7 \text{ (impossible car } [\text{CO}_2] \text{ et } [\text{H}_2] < 0)$$

$$\rightarrow x = 0.6 \text{ mol/l}$$

Réponses:  $[\text{H}_2] = [\text{CO}_2] = 0.6 \text{ mol/L}$        $[\text{CO}] = 2 - 0.6 = 1.4 \text{ mol/L}$

$$[\text{eau}] = 1 - 0.6 = 0.4 \text{ mol/L}$$

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

b) A l'équilibre:  $[\text{H}_2] = [\text{I}_2] = 0.11/10 = 0.011 \text{ mol/L}$ ;       $[\text{HCl}] = 0.78/10 = 0.078 \text{ mol/L}$

$$K_c = (0.078)^2 / (0.011)^2 = 50.28$$

	[H <sub>2</sub> ]	[I <sub>2</sub> ]	[HI]
Mélange initial mol/L	0.5	3	0
Variation des concentrations pour atteindre l'équilibre $x = \Delta[\text{H}_2]$	-x	-x	+2x
Concentrations à l'équilibre mol/L	0.5 - x	3 - x	2x

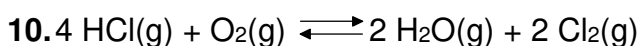
$$K_c = \frac{(2x)^2}{(0.5-x)(3-x)} = 50.28$$

$$75.42 - 175.98x - 46.48x^2 = 0 \rightarrow x_1 = -3.3 \text{ (impossible car } [\text{HI}] < 0) \quad x_2 = 0.49$$

$$\rightarrow x = 0.49 \text{ mol}$$

Réponses:  $[\text{H}_2] = 0.5 - 0.49 = 0.01 \text{ mol/L}$        $[\text{I}_2] = 3 - 0.49 = 2.51 \text{ mol/L}$

$$[\text{HI}] = 2 \cdot 0.49 = 0.98 \text{ mol/L}$$



A l'équilibre:  $[\text{HCl}] = [4.3 - (1.2 \cdot 4/2)]/5 = 0.38 \text{ mol/L}$

$$[\text{O}_2] = [2.4 - (1.2/2)]/5 = 0.36 \text{ mol/L}$$

$$[\text{eau}] = [\text{Cl}_2] = 1.2/5 = 0.24 \text{ mol/L}$$

$$K_c = (0.24)^4 / [(0.38)^4 \cdot (0.36)] = \mathbf{0.44}$$

11.  $[\text{Br}_2] = [\text{Cl}_2] = 0.06/3 = 0.02 \text{ mol/L}$

	[Br <sub>2</sub> ]	[Cl <sub>2</sub> ]	[BrCl]
Mélange initial mol/L	0.02	0.02	0
Variation des concentrations pour atteindre l'équilibre $x = \Delta[\text{Br}_2]$	-x	-x	+2x
Concentrations à l'équilibre mol/L	0.02-x	0.02-x	2x

$$K_c = \frac{(2x)^2}{(0.02-x)^2} = 7$$

$$3x^2 - 0.28x + 0.0028 = 0$$

$$\rightarrow x_1 = 8.19 \cdot 10^{-2} \text{ (impossible car } > 0.02 \text{ et } [\text{Br}_2] \text{ et } [\text{Cl}_2] < 0) ; \quad x_2 = 1,14 \cdot 10^{-2}$$

$$\rightarrow x = 1,14 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$$

Réponses :  $[\text{Br}_2] = [\text{Cl}_2] = 0.02 - 1,14 \cdot 10^{-2} = 8.6 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L} ;$

$$[\text{BrCl}] = 1,14 \cdot 10^{-2} \cdot 2 = 2.28 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L}$$

12.		$[\text{Cl}_2]$	$[\text{F}_2]$	$[\text{ClF}]$	$K_c = \frac{(2x)^2}{(0.2-x)(0.1-x)} = 20$
	Mélange initial mol/L	0.2	0.1	0	
	Variation des concentrations pour atteindre l'équilibre $x = \Delta[\text{F}_2]$	-x	-x	+2x	
	Concentrations à l'équilibre mol/L	0.2-x	0.1-x	2x	

$$0 = 0.4 - 6x + 16x^2$$

$$\rightarrow x_1 = 0.288 \text{ (impossible car } > 0.2 \text{ et } [\text{Cl}_2] \text{ et } [\text{F}_2] < 0) \quad x_2 = 8.67 \cdot 10^{-2}$$

$$\rightarrow x = 8.67 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$$

Réponses :  $[\text{Cl}_2] = 0.2 - 8.67 \cdot 10^{-2} = 0.113 \text{ mol/L}$

$$[\text{F}_2] = 0.1 - 8.67 \cdot 10^{-2} = 1.33 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L}$$

$$[\text{ClF}] = 8.67 \cdot 10^{-2} \cdot 2 = 0.173 \text{ mol/L}$$

13.		$[\text{N}_2\text{O}_4]$	$[\text{NO}_2]$	$K_c = \frac{(2x)^2}{(2-x)} = 0.2$
	Mélange initial mol/L	2	0	
	Variation des concentrations pour atteindre l'équilibre $x = \Delta[\text{N}_2\text{O}_4]$	-x	+2x	
	Concentrations à l'équilibre mol/L	2-x	2x	

$$4x^2 + 0.2x - 0.4 = 0 \quad \rightarrow x_1 = 0.366 ; x_2 = -0.576 \text{ (impossible car } [\text{NO}_2] < 0 \text{ !)}$$

$$\rightarrow x = 0.366 \text{ mol}$$

Réponse :  $[\text{N}_2\text{O}_4] = 2 - 0.366 = 1.63 \text{ mol/L}$

$$[\text{NO}_2] = 2 \cdot 0.366 = 0.732 \text{ mol/L}$$

14.		$[\text{S}]$	$[\text{CS}_2]$	$K_c = \frac{[\text{CS}_2]}{[\text{S}]^2} = \frac{0.5x}{(0.7-x)^2} = 9.4$
	Mélange initial mol/L	0.7	0	
	Variation des concentrations pour atteindre l'équilibre $x = \Delta[\text{S}]$	-x	$\frac{x}{2} = 0.5x$	
	Concentrations à l'équilibre mol/L	0.7-x	$\frac{x}{2}$	

$$0 = 4.606 - 13.66x + 9.4x^2$$

$$\rightarrow x_1 = 0.92 \text{ (impossible car } > 0.7 \text{ et } [\text{S}] < 0) ; x_2 = 0.532$$

$$\rightarrow x = 0.532 \text{ mol}$$

Réponses :  $[\text{S}] = 0.7 - 0.532 = 0.168 \text{ mol/L}$

$$[\text{CS}_2] = 0.5 \cdot 0.532 = 0.266 \text{ mol/L}$$

15. Au départ :  $[\text{CO}] = [\text{Cl}_2] = 0.33/1.5 = 0.22 \text{ mol/L}$

	$[\text{Cl}_2]$	$[\text{CO}]$	$[\text{COCl}_2]$
Mélange initial mol/L	0.22	0.22	0
Variation des concentrations pour atteindre l'équilibre	-x	-x	x
Concentrations à l'équilibre mol/L	0.22-x	0.22-x	x

$$K_c = \frac{x}{(0.22-x)^2} = 4$$

$$0 = 0.194 - 2.76x + 4x^2$$

$$\rightarrow x_1 = 0.61 \text{ (impossible } > 0.22 \text{ et } [\text{Cl}_2] \text{ et } [\text{CO}] < 0) \quad x_2 = 7.94 \cdot 10^{-2}$$

$$\rightarrow x = 7.94 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$$

Réponses :  $[\text{Cl}_2] = [\text{CO}] = 0.22 - 7.94 \cdot 10^{-2} = 0.141 \text{ mol/L}$   $[\text{COCl}_2] = 7.94 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L}$

16. a) Si l'expérimentateur augmente la quantité de NO, pour compenser, le système va consommer le NO et par conséquent fabriquer des produits de réaction. L'équilibre va être déplacé à droite.
- b) Si l'expérimentateur enlève du SO<sub>2</sub>. Pour compenser le système va fabriquer du SO<sub>2</sub>. L'équilibre va être déplacé à droite.
- c) Si l'expérimentateur additionne du NO<sub>2</sub>, le système, pour compenser, va consommer le NO<sub>2</sub> et fabriquer des réactifs. L'équilibre va être déplacé à gauche.

17. Il faut augmenter le volume.

Le nombre de mole de gaz augmente lors de la réaction directe (on passe de 1 mole de CO<sub>2</sub> à 2 mole de CO). Pour favoriser la formation de CO<sub>2</sub>, il faut pousser le système à vouloir augmenter la pression. L'expérimentateur doit donc diminuer la pression pour pousser le système à contrer cette mesure. Diminuer la pression revient à augmenter le volume du réacteur.

18. a) Si l'expérimentateur diminue la concentration de CO, le système va réagir pour compenser la perte de CO et consommer les réactifs pour former du CO. Par conséquent la concentration de CO<sub>2</sub> va diminuer.
- b) Aucun effet, la quantité de C solide n'influence pas l'équilibre.