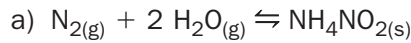


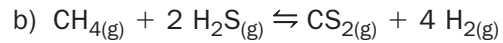
Exercices

8.1 La loi d'action de masse et la constante d'équilibre

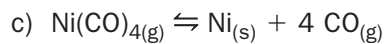
1 Écrivez l'expression de la constante d'équilibre en fonction des concentrations (K_c) de chacune de ces réactions.



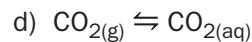
$$K_c = \frac{1}{[\text{N}_2][\text{H}_2\text{O}]^2}$$



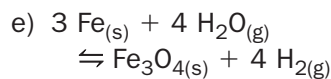
$$K_c = \frac{[\text{CS}_2][\text{H}_2]^4}{[\text{CH}_4][\text{H}_2\text{S}]^2}$$



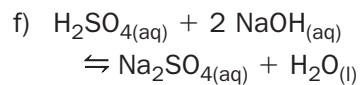
$$K_c = \frac{[\text{CO}]^4}{[\text{Ni}(\text{CO})_4]}$$



$$K_c = \frac{[\text{CO}_{2(aq)}]}{[\text{CO}_{2(g)}]}$$



$$K_c = \frac{[\text{H}_2]^4}{[\text{H}_2\text{O}]^4}$$



$$K_c = \frac{[\text{Na}_2\text{SO}_4]}{[\text{H}_2\text{SO}_4][\text{NaOH}]^2}$$

2 À partir des réactions de la question précédente, indiquez l'expression de la constante d'équilibre en fonction des pressions partielles (K_p), dans les cas où cette expression s'applique.

a)
$$K_p = \frac{1}{P_{\text{N}_2}(P_{\text{H}_2\text{O}})^2}$$

b)
$$K_p = \frac{P_{\text{CS}_2}(P_{\text{H}_2})^4}{P_{\text{CH}_4}(P_{\text{H}_2\text{S}})^2}$$

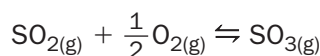
c)
$$K_p = \frac{(P_{\text{CO}})^4}{P_{\text{Ni}(\text{CO})_4}}$$

d) Il n'y a pas d'expression possible.

e)
$$K_p = \frac{(P_{\text{H}_2})^4}{(P_{\text{H}_2\text{O}})^4}$$

f) Il n'y a pas d'expression possible.

- 3** La combustion du soufre produit du dioxyde de soufre, qui, à son tour, réagit pour produire du trioxyde de soufre. Cette dernière réaction atteint l'équilibre selon la formule suivante :

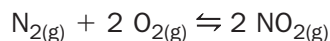


La constante d'équilibre (K_c) de cette réaction est de 20,4 à 700 °C. Quelle est la valeur de la constante d'équilibre de la réaction suivante ?



$$K_{c \text{ inv}} = \frac{1}{K_{c \text{ dir}}} = \frac{1}{20,4} = 0,0490$$

- 4** La constante d'équilibre en fonction des pressions partielles de la réaction de synthèse du dioxyde d'azote est de $9,8 \times 10^{-21}$ à 25 °C. Elle s'exprime selon l'équation suivante :



Quelle est la valeur de la constante d'équilibre de la réaction de décomposition du dioxyde d'azote ?

$$K_{p \text{ inv}} = \frac{1}{K_{p \text{ dir}}} = \frac{1}{9,8 \times 10^{-21}} = 1,0 \times 10^{20}$$

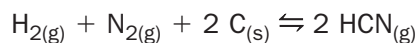
- 5** Soit la réaction suivante :



Quelle est la valeur de la constante d'équilibre de la réaction de synthèse de l'ammoniac (NH_3) à 300 °C ?

$$K_{c \text{ inv}} = \frac{1}{K_{c \text{ dir}}} = \frac{1}{6,46 \times 10^{-3}} = 155$$

- 6** La constante d'équilibre en fonction des concentrations de la réaction suivante est de $3,43 \times 10^{-3}$ à 1752 °C :



Indiquez si chacun des énoncés suivants est vrai ou faux et expliquez pourquoi.

- a) La réaction de décomposition de l'acide cyanhydrique (HCN) est favorisée.

Vrai, puisque la valeur de la constante d'équilibre est plus petite que 1, c'est donc la réaction inverse, soit la décomposition de l'acide cyanhydrique, qui est favorisée.

- b) Seule l'expression de la constante d'équilibre en fonction des concentrations est possible.

Faux, puisque seuls des gaz font partie de l'expression de la constante d'équilibre.

- c) Il s'agit d'un exemple d'équilibre hétérogène.

Vrai, puisqu'il y a deux phases : solide et gazeuse.

- d) À l'équilibre, la concentration du HCN est probablement plus petite que celle du H_2 et N_2 .

Vrai, puisque la valeur de la constante d'équilibre est plus petite que 1.

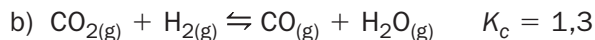
- e) Si on augmente la concentration de H_2 , la valeur de la constante d'équilibre augmente.

Faux, puisque seule la température peut faire varier la valeur de la constante d'équilibre.

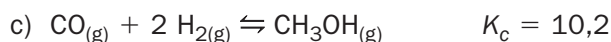
7 Pour chacune des réactions suivantes, indiquez si c'est la réaction directe ou inverse qui est favorisée. Expliquez chacune de vos réponses.



C'est la réaction inverse qui est favorisée, puisque la constante d'équilibre est beaucoup plus petite que 1.



Aucune réaction n'est favorisée, puisque la constante d'équilibre est à peu près égale à 1.

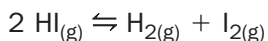


C'est la réaction directe qui est favorisée, puisque la constante d'équilibre est plus grande que 1.



C'est la réaction directe qui est favorisée, puisque la constante d'équilibre est beaucoup plus grande que 1.

8 De l'iodure d'hydrogène est introduit dans un contenant à 425 °C. Après un certain temps, l'équilibre suivant est atteint :



À l'équilibre, on note ces données :

$$[\text{H}_2] = 4,70 \times 10^{-4} \text{ mol/L}$$

$$[\text{I}_2] = 4,79 \times 10^{-4} \text{ mol/L}$$

$$[\text{HI}] = 3,53 \times 10^{-3} \text{ mol/L}$$

Quelle est la valeur de la constante d'équilibre à cette température ?

1. $K_c = ?$

2. $[\text{H}_2] = 4,70 \times 10^{-4} \text{ mol/L}$

$[\text{I}_2] = 4,79 \times 10^{-4} \text{ mol/L}$

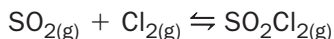
$[\text{HI}] = 3,53 \times 10^{-3} \text{ mol/L}$

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

4. $K_c = \frac{4,70 \times 10^{-4} \times 4,79 \times 10^{-4}}{(3,53 \times 10^{-3})^2}$
 $= 1,81 \times 10^{-2}$

Réponse : La valeur de la constante d'équilibre est de $1,81 \times 10^{-2}$.

9 La réaction suivante atteint l'équilibre à une température de 303 K.



Une fois l'équilibre atteint, on note ces résultats :

Substance	Pression partielle à l'équilibre (en kPa)
SO ₂	6,2
Cl ₂	10,6
SO ₂ Cl ₂	22,5

Quelle est la constante d'équilibre de cette réaction à 303 K ?

1. $K_p = ?$

2. $P_{p\text{SO}_2} = 6,2 \text{ kPa}$

$P_{p\text{Cl}_2} = 10,6 \text{ kPa}$

$P_{p\text{SO}_2\text{Cl}_2} = 22,5 \text{ kPa}$

3. $K_p = \frac{P_{p\text{SO}_2\text{Cl}_2}}{P_{p\text{SO}_2} P_{p\text{Cl}_2}}$

4. $K_p = \frac{22,5}{6,2 \times 10,6}$
 $= 0,34$

Réponse : La constante d'équilibre de cette réaction en fonction des pressions partielles est de 0,34.

10 Dans un contenant de 2,5 L, on note la présence de 0,125 mol de S_2 , de 0,700 mol de CS_2 , et de 0,575 mol de C, à une température de 1009 °C. Cet équilibre est caractérisé par l'équation : $C_{(s)} + S_{2(g)} \rightleftharpoons CS_{2(g)}$.

a) Quelle est la constante d'équilibre de cette réaction en fonction des concentrations ?

$$\begin{aligned}
 1. \quad K_c &= ? \\
 2. \quad n \text{ de } S_2 &= 0,125 \text{ mol} \\
 n \text{ de } CS_2 &= 0,700 \text{ mol} \\
 n \text{ de } C &= 0,575 \text{ mol} \\
 V &= 2,5 \text{ L} \\
 3. \quad K_c &= \frac{[CS_2]}{[S_2]} \\
 C &= \frac{n}{V} \\
 4. \quad [S_2] &= \frac{0,125 \text{ mol}}{2,5 \text{ L}} = 0,050 \text{ mol/L} \\
 [CS_2] &= \frac{0,700 \text{ mol}}{2,5 \text{ L}} = 0,28 \text{ mol/L} \\
 K_c &= \frac{0,28}{0,050} = 5,6
 \end{aligned}$$

Réponse : La constante d'équilibre en fonction des concentrations est de 5,6.

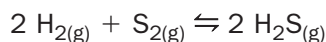
b) Quelle est la constante d'équilibre de cette réaction en fonction des pressions partielles ?

$$\begin{aligned}
 1. \quad K_p &= ? \\
 2. \quad n \text{ de } S_2 &= 0,125 \text{ mol} \\
 n \text{ de } CS_2 &= 0,700 \text{ mol} \\
 n \text{ de } C &= 0,575 \text{ mol} \\
 V &= 2,5 \text{ L} \\
 T &= 1009 \text{ °C} + 273 = 1282 \text{ K} \\
 3. \quad K_p &= \frac{P_{pCS_2}}{P_{pS_2}} \\
 PV &= nRT, \text{ d'où } P = \frac{nRT}{V} \\
 4. \quad P_{pS_2} &= \frac{0,125 \text{ mol} \times 8,314 \text{ kPa}\cdot\text{L}/\text{mol}\cdot\text{K} \times 1282 \text{ K}}{2,5 \text{ L}} \\
 &= 532,9 \text{ kPa} \\
 P_{pCS_2} &= \frac{0,700 \text{ mol} \times 8,314 \text{ kPa}\cdot\text{L}/\text{mol}\cdot\text{K} \times 1282 \text{ K}}{2,5 \text{ L}} \\
 &= 2984,4 \text{ kPa} \\
 K_p &= \frac{2984,4}{532,9} = 5,6
 \end{aligned}$$

Réponse : La constante d'équilibre en fonction des pressions partielles est de 5,6.

- 11** Le sulfure de dihydrogène a une odeur caractéristique d'œufs pourris. Sa présence dans l'air provoque, entre autres, le noircissement de l'argent. On le retrouve en petite quantité dans le pétrole, le gaz naturel et les gaz volcaniques. Le sulfure de dihydrogène est aussi produit par la décomposition des organismes vivants et par certaines activités industrielles.

Afin de déterminer la constante d'équilibre de la réaction de synthèse du sulfure de dihydrogène à 900 K, décrite par l'équation ci-dessous, vous effectuez une expérience avec un ballon de 500 ml. Lorsque l'équilibre est atteint, vous notez la présence dans le ballon de 0,20 g de H_2 , de 3,21 g de S_2 , et de 85,23 g de H_2S .



Quelle est la valeur de la constante d'équilibre (K_c) de cette réaction ?

1. $K_c = ?$

2. m de $\text{H}_2 = 0,20 \text{ g}$

m de $\text{S}_2 = 3,21 \text{ g}$

m de $\text{H}_2\text{S} = 85,23 \text{ g}$

$V = 500 \text{ ml} = 0,500 \text{ L}$

3. $K_c = \frac{[\text{H}_2\text{S}]^2}{[\text{H}_2]^2[\text{S}_2]}$

$C = \frac{n}{V}$

$M = \frac{m}{n}$, d'où $n = \frac{m}{M}$

4. n de $\text{H}_2 = \frac{0,20 \text{ g}}{2,02 \text{ g/mol}} = 0,099 \text{ mol}$

n de $\text{S}_2 = \frac{3,21 \text{ g}}{64,14 \text{ g/mol}} = 0,0500 \text{ mol}$

n de $\text{H}_2\text{S} = \frac{85,23 \text{ g}}{34,09 \text{ g/mol}} = 2,500 \text{ mol}$

$[\text{H}_2] = \frac{0,099 \text{ mol}}{0,500 \text{ L}} = 0,20 \text{ mol/L}$

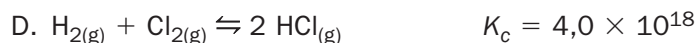
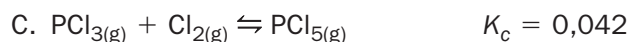
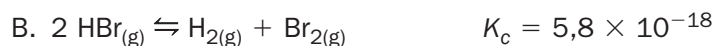
$[\text{S}_2] = \frac{0,0500 \text{ mol}}{0,500 \text{ L}} = 0,100 \text{ mol/L}$

$[\text{H}_2\text{S}] = \frac{2,500 \text{ mol}}{0,500 \text{ L}} = 5,00 \text{ mol/L}$

$K_c = \frac{(5,00)^2}{(0,20)^2 \times 0,100} = 6,25 \times 10^3$

Réponse : La valeur de la constante d'équilibre est de $6,3 \times 10^3$.

- 12** Parmi les réactions suivantes, laquelle représente la réaction la plus complète ? Expliquez votre réponse.



La réaction D. C'est celle qui a la plus grande constante d'équilibre. Donc, les réactifs sont presque tous transformés en produits.

- 13** La constante de la réaction suivante est de $1,2 \times 10^3$ à une température de 395 K.



Quel effet aura chacun des changements décrits ci-dessous sur la valeur de la constante d'équilibre ? Expliquez vos réponses.

- a) Une augmentation de la pression du système.

Aucun effet, puisqu'une augmentation de la pression ne fait pas varier la valeur de la constante d'équilibre.

- b) L'ajout de Cl_2 dans le système.

Aucun effet, puisqu'une augmentation de la concentration d'une substance ne fait pas varier la valeur de la constante d'équilibre.

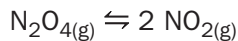
- c) Une augmentation de la température du système.

Il s'agit d'une réaction exothermique. Selon le principe de Le Chatelier, une augmentation de la température favorisera la réaction inverse. La valeur de la constante va donc diminuer.

- d) L'ajout d'un catalyseur.

Aucun effet, puisque l'ajout d'un catalyseur ne modifie pas l'état d'équilibre.

- 14** Yohan étudie l'équilibre de la réaction de décomposition du tétraoxyde de diazote, qui s'effectue selon l'équation suivante :



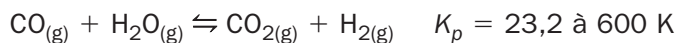
Il détermine la constante d'équilibre à différentes températures. Voici les résultats qu'il a obtenus.

Température (en K)	K_c
298	$6,1 \times 10^{-3}$
400	1,44
500	41

La réaction de décomposition du tétraoxyde de diazote est-elle endothermique ou exothermique ? Expliquez votre réponse.

La réaction est endothermique. L'augmentation de la température produit une augmentation de la valeur de la constante d'équilibre. La réaction directe est donc favorisée. Selon le principe de Le Chatelier, cela correspond au cas d'une réaction endothermique.

- 15** Soit la réaction suivante :



À l'équilibre, les pressions partielles sont respectivement de 18,4 kPa pour le monoxyde de carbone, de 22,8 kPa pour la vapeur d'eau et de 128,5 kPa pour le dioxyde de carbone. Quelle est la pression partielle du dihydrogène à 600 K ?

1. $P_{p\text{H}_2} = ?$

2. $K_p = 23,2$

$P_{p\text{CO}} = 18,4 \text{ kPa}$

$P_{p\text{H}_2\text{O}} = 22,8 \text{ kPa}$

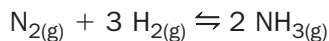
$P_{p\text{CO}_2} = 128,5 \text{ kPa}$

3. $K_p = \frac{P_{p\text{CO}_2} P_{p\text{H}_2}}{P_{p\text{CO}} P_{p\text{H}_2\text{O}}}$, d'où $P_{p\text{H}_2} = \frac{K_p P_{p\text{CO}} P_{p\text{H}_2\text{O}}}{P_{p\text{CO}_2}}$

4. $P_{p\text{H}_2} = \frac{23,2 \times 18,4 \times 22,8}{128,5}$
 $= 75,7 \text{ kPa}$

Réponse: La pression partielle du dihydrogène est de 75,7 kPa.

- 16** La réaction de synthèse de l'ammoniac est une réaction réversible qui atteint l'équilibre selon l'équation suivante :



L'étude de l'équilibre permet de démontrer que la synthèse de l'ammoniac est défavorisée par une augmentation de la température, comme l'indiquent ces données :

- à 400 K, $K_c = 4,5 \times 10^4$
- à 500 K, $K_c = 62$.

Si la concentration du diazote est de 0,24 mol/L, et celle du dihydrogène est de 0,75 mol/L à l'équilibre :

a) quelle est la concentration de l'ammoniac à l'équilibre à 400 K ?

$$K_c = \frac{[\text{NH}_3]^2}{[\text{N}_2][\text{H}_2]^3}$$

$$\begin{aligned} \text{d'où } [\text{NH}_3] &= \sqrt{K_c[\text{N}_2][\text{H}_2]^3} \\ &= \sqrt{4,5 \times 10^4 \times 0,24 \times (0,75)^3} \\ &= 67,5 \text{ mol/L} \end{aligned}$$

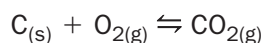
Réponse : La concentration de l'ammoniac à l'équilibre, à 400 K, est de 68 mol/L.

b) quelle est la concentration de l'ammoniac à l'équilibre à 500 K ?

$$\begin{aligned} [\text{NH}_3] &= \sqrt{62 \times 0,24 \times (0,75)^3} \\ &= 2,5 \text{ mol/L} \end{aligned}$$

Réponse : La concentration de l'ammoniac à l'équilibre, à 500 K, est de 2,5 mol/L.

17 Dans un récipient de 12,0 L, Miguel dépose 20,00 g de carbone en présence de 0,30 mol de dioxygène. Après avoir chauffé le tout à 400 °C, il constate que l'équilibre suivant est atteint :



La constante d'équilibre (K_c) de cette réaction étant de 1,5 à 400 °C, quelle est la concentration du dioxygène à l'équilibre ?

$$1. K_c = \frac{[\text{CO}_2]}{[\text{O}_2]} = 1,5$$

$$\begin{aligned} 2. [\text{O}_2]_{\text{initiale}} &= \frac{0,30 \text{ mol}}{12,0 \text{ L}} \\ &= 0,025 \text{ mol/L} \end{aligned}$$

3.

	$\text{C}_{(s)}$	+	$\text{O}_{2(g)}$	\rightleftharpoons	$\text{CO}_{2(g)}$
Initiale			0,025		0
Variation			- x		+ x
Équilibre			0,025 - x		x

$$4. 1,5 = \frac{x}{(0,025 - x)}$$

$$1,5(0,025 - x) = x$$

$$0,0375 - 1,5x = x$$

$$0,0375 = 2,5x$$

$$x = \frac{0,0375}{2,5}$$

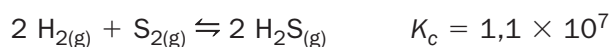
$$= 0,015$$

$$[\text{O}_2]_{\text{équilibre}} = 0,025 - 0,015$$

$$= 0,010 \text{ mol/L}$$

Réponse : La concentration du dioxygène est de 0,010 mol/L à l'équilibre.

18 La réaction de synthèse du sulfure de dihydrogène atteint l'équilibre selon l'équation suivante :

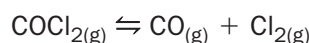


À 700 °C, dans un ballon de 5,0 L, on note la présence de 0,030 g de dihydrogène et de 0,640 g de S₂ à l'équilibre. Dans ces conditions, quelle est la concentration du sulfure de dihydrogène à l'équilibre ?

1. $[\text{H}_2\text{S}] = ?$
2. $K_c = 1,1 \times 10^7$
 $m \text{ de H}_2 = 0,030 \text{ g}$
 $m \text{ de S}_2 = 0,640 \text{ g}$
 $V = 5,0 \text{ L}$
3. $K_c = \frac{[\text{H}_2\text{S}]^2}{[\text{H}_2]^2[\text{S}_2]}$
d'où $[\text{H}_2\text{S}] = \sqrt{K_c[\text{H}_2]^2[\text{S}_2]}$
 $M = \frac{m}{n}$, d'où $n = \frac{m}{M}$
 $C = \frac{n}{V}$
4. $n \text{ de H}_2 = \frac{0,030 \text{ g}}{2,02 \text{ g/mol}} = 0,015 \text{ mol}$
 $n \text{ de S}_2 = \frac{0,640 \text{ g}}{64,14 \text{ g/mol}} = 0,00998 \text{ mol}$
 $[\text{H}_2] = \frac{0,015 \text{ mol}}{5,0 \text{ L}} = 0,0030 \text{ mol/L}$
 $[\text{S}_2] = \frac{0,00998 \text{ mol}}{5,0 \text{ L}} = 0,0020 \text{ mol/L}$
 $[\text{H}_2\text{S}] = \sqrt{1,1 \times 10^7 \times (0,0030)^2 \times 0,0020}$
 $= 0,44 \text{ mol/L}$

Réponse : La concentration du sulfure d'hydrogène est de 0,44 mol/L.

19 Soit la réaction de décomposition du COCl₂, selon l'équation suivante :



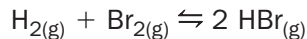
Dans un contenant de 5,00 L à 527 °C, on place 12,5 mol de COCl₂. À l'équilibre, on note la présence de 0,50 mol de monoxyde de carbone. Quelle est la constante d'équilibre de la réaction dans ces conditions ?

1. $K_c = \frac{[\text{CO}][\text{Cl}_2]}{[\text{COCl}_2]}$
2. $[\text{COCl}_2]_{\text{initiale}} = \frac{12,5 \text{ mol}}{5,00 \text{ L}} = 2,50 \text{ mol/L}$
 $[\text{CO}]_{\text{équilibre}} = \frac{0,50 \text{ mol}}{5,00 \text{ L}} = 0,10 \text{ mol/L}$
3.

	$\text{COCl}_{2(\text{g})}$	\rightleftharpoons	$\text{CO}_{(\text{g})}$	$+$	$\text{Cl}_{2(\text{g})}$
Initiale	2,50		0		0
Variation	- 0,10		+ 0,10		+ 0,10
Équilibre	2,40		0,10		0,10
4. $K_c = \frac{0,10 \times 0,10}{2,40} = 4,167 \times 10^{-3}$

Réponse : La constante d'équilibre de cette réaction est de $4,2 \times 10^{-3}$.

- 20** Un mélange de 0,340 mol de dihydrogène et de 0,220 mol de dibrome est chauffé jusqu'à 700 K dans un contenant hermétique de 1,00 L. Ces substances réagissent ensemble pour former du bromure d'hydrogène selon l'équation suivante :



Lorsque l'équilibre est atteint, on constate qu'il ne reste que 0,140 mol de dihydrogène. Quelle est la constante d'équilibre de cette réaction à 700 K ?

$$1. K_c = \frac{[\text{HBr}]^2}{[\text{H}_2][\text{Br}_2]}$$

$$2. [\text{H}_2]_{\text{initiale}} = \frac{0,340 \text{ mol}}{1,00 \text{ L}} = 0,340 \text{ mol/L}$$

$$[\text{Br}_2]_{\text{initiale}} = \frac{0,220 \text{ mol}}{1,00 \text{ L}} = 0,220 \text{ mol/L}$$

$$[\text{H}_2]_{\text{équilibre}} = \frac{0,140 \text{ mol}}{1,00 \text{ L}} = 0,140 \text{ mol/L}$$

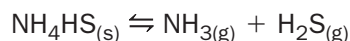
$$4. K_c = \frac{(0,400)^2}{0,140 \times 0,020} = 57,14$$

3.

	$\text{H}_{2(g)}$	+	$\text{Br}_{2(g)}$	\rightleftharpoons	$2 \text{HBr}_{(g)}$
Initiale	0,340		0,220		0
Variation	- 0,200		- 0,200		+ 0,400
Équilibre	0,140		0,020		0,400

Réponse : La constante d'équilibre est de 57.

- 21** À 21,8 °C, la constante d'équilibre est de $1,2 \times 10^{-4}$ pour la réaction suivante :



Un morceau de 2,0 g de NH_4HS est placé dans un contenant de 2,0 L. Une fois l'équilibre atteint, quelle est la concentration de chacune des substances ?

$$1. K_c = [\text{NH}_3][\text{H}_2\text{S}]$$

$$2. \text{On ne peut pas calculer la concentration du } \text{NH}_4\text{HS, puisque c'est un solide.}$$

$$3. \text{NH}_4\text{HS}_{(s)} \rightleftharpoons \text{NH}_{3(g)} + \text{H}_2\text{S}_{(g)}$$

Initiale		0	0
Variation		+ x	+ x
Équilibre		x	x

$$4. 1,2 \times 10^{-4} = x \cdot x$$

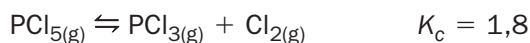
$$1,2 \times 10^{-4} = x^2$$

$$x = \sqrt{1,2 \times 10^{-4}}$$

$$= 0,011$$

Réponse : La concentration du NH_3 et du H_2S est de 0,011 mol/L.

22 Un échantillon de 2,6 mol de pentachlorure de phosphore (PCl_5) est introduit dans un contenant de 5,0 L. Après un certain temps, l'équilibre suivant est atteint :



Quelle est la concentration de chacune des substances à l'équilibre ?

1. $K_c = \frac{[\text{PCl}_3][\text{Cl}_2]}{[\text{PCl}_5]} = 1,8$

2. $[\text{PCl}_5] = \frac{n}{V}$
 $= \frac{2,6 \text{ mol}}{5,0 \text{ L}}$
 $= 0,52 \text{ mol/L}$

3.

$$\text{PCl}_{5(g)} \rightleftharpoons \text{PCl}_{3(g)} + \text{Cl}_{2(g)}$$

Initiale	0,52	0	0
Variation	- x	+ x	+ x
Équilibre	0,52 - x	x	x

4. $1,8 = \frac{x \cdot x}{(0,52 - x)}$
 $1,8(0,52 - x) = x^2$
 $0,936 - 1,8x = x^2$
 $x^2 + 1,8x - 0,936 = 0$
 $x_1 = \frac{-1,8 + \sqrt{(1,8)^2 - (4 \times 1 \times -0,936)}}{2 \times 1}$
 $= 0,42$

ou
 $x_2 = \frac{-1,8 - \sqrt{(1,8)^2 - (4 \times 1 \times -0,936)}}{2 \times 1}$
 $= -2,22$

Seul x_1 est plausible.

Ainsi :

$$[\text{PCl}_5] = 0,52 - 0,42$$

$$= 0,10 \text{ mol/L}$$

$$[\text{PCl}_3] = 0,42 \text{ mol/L}$$

$$[\text{Cl}_2] = 0,42 \text{ mol/L}$$

Vérification :

$$K_c = \frac{0,42 \times 0,42}{0,10} = 1,8$$

Réponse : La concentration du PCl_5 est de 0,10 mol/L, tandis que celles du PCl_3 et du Cl_2 sont de 0,42 mol/L.

Exercices

8.2 Les acides et les bases

1 Remplissez le tableau.

	[H ⁺] (en mol/L)	pH	Acide ou basique
a)	$1,0 \times 10^{-8}$	8,0	Basique
b)	$2,6 \times 10^{-4}$	3,6	Acide
c)	$7,5 \times 10^{-1}$	0,12	Acide
d)	$1,26 \times 10^{-11}$	10,9	Basique
e)	$1,6 \times 10^{-3}$	2,8	Acide
f)	$2,4 \times 10^{-7}$	6,6	Acide

2 Pour que les multiples réactions qui s'effectuent dans l'être humain se déroulent correctement, le pH sanguin doit constamment se situer autour de 7,4. Un déséquilibre du pH peut entraîner la mort.

a) Dans un échantillon de 30 ml de sang, quelle est la concentration en ions H⁺ ?

$$[\text{H}^+] = 10^{-\text{pH}} = 10^{-7,4} = 4,0 \times 10^{-8} \text{ mol/L}$$

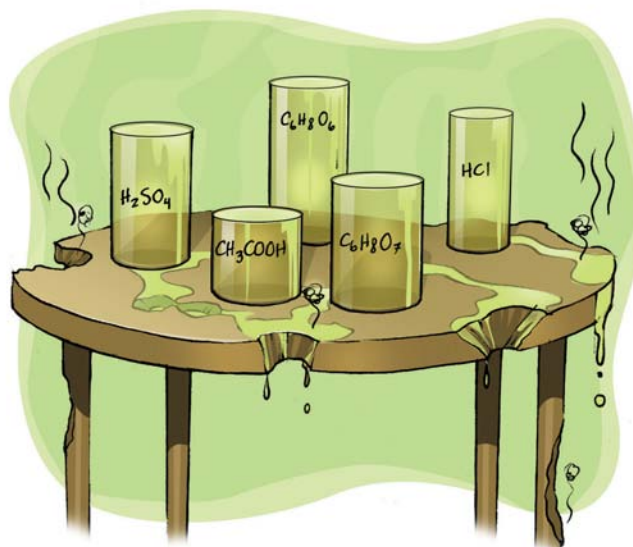
b) Lorsque le pH sanguin d'une personne descend sous 6,9, on dit que la personne est atteinte d'acidose. Expliquez le choix de ce mot.

Un pH plus petit que 7 indique que la solution est acide. C'est pourquoi on parle d'acidose lorsque le pH sanguin descend sous 6,9.

3 Simon se demande : « Les acides sont-ils tous corrosifs ? » Répondez à sa question.

Exemple de réponse.

Non, puisque certains acides sont forts, tandis que d'autres sont faibles, comme le CH₃COOH. Seuls les acides forts sont corrosifs.



- 4 Une solution d'acide sulfurique contient $6,8 \times 10^{-3}$ mol d'ions H^+ dans 225 ml de solution. Quel est son pH ?

$$C = \frac{n}{V}$$

$$[H^+] = \frac{6,8 \times 10^{-3} \text{ mol}}{0,225 \text{ L}}$$

$$= 0,030 \text{ mol/L}$$

$$\text{pH} = -\log[H^+]$$

$$= -\log(0,030)$$

$$= 1,5$$

Réponse: Son pH est de 1,5.

- 5 L'eau de pluie est naturellement légèrement acide en raison de la présence du dioxyde de carbone dans l'air. Ce gaz forme, en présence d'eau, de l'acide carbonique (H_2CO_3). Quelle quantité d'ions H^+ sera présente dans un échantillon de 125 ml d'eau de pluie ayant un pH de 5,6 ?

$$[H^+] = 10^{-\text{pH}}$$

$$= 10^{-5,6}$$

$$= 2,5 \times 10^{-6} \text{ mol/L}$$

$$C = \frac{n}{V} \text{ d'où } n = CV$$

$$n = 2,5 \times 10^{-6} \text{ mol/L} \times 0,125 \text{ L}$$

$$= 3,1 \times 10^{-7} \text{ mol}$$

Réponse: Il y aura $3,1 \times 10^{-7}$ mol d'ions H^+ .

- 6 Rachel veut mesurer le pH d'un produit de nettoyage. Sachant que 75,0 ml de ce produit contiennent $1,90 \times 10^{-14}$ mol d'ions H^+ , quelle valeur indiquera le pH-mètre ?

$$[H^+] = \frac{n}{V}$$

$$= \frac{1,90 \times 10^{-14} \text{ mol}}{0,0750 \text{ L}}$$

$$= 2,53 \times 10^{-13} \text{ mol/L}$$

$$\text{pH} = -\log[H^+]$$

$$= -\log(2,53 \times 10^{-13})$$



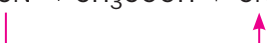

$$= 12,6$$

Réponse: Le pH-mètre indiquera 12,6.





7 Pour chacune des substances ci-dessous, indiquez s'il s'agit d'un acide, d'une base ou autre. Pour les acides et les bases, écrivez leur équation de dissociation électrolytique.

- a) HBr Acide: $\text{HBr} \rightarrow \text{H}^+_{(\text{aq})} + \text{Br}^-_{(\text{aq})}$
- b) CH_4 Autre.
- c) KOH Base: $\text{KOH} \rightarrow \text{K}^+_{(\text{aq})} + \text{OH}^-_{(\text{aq})}$
- d) HNO_3 Acide: $\text{HNO}_3 \rightarrow \text{H}^+_{(\text{aq})} + \text{NO}_3^-_{(\text{aq})}$
- e) $\text{Ca}(\text{OH})_2$ Base: $\text{Ca}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{Ca}^{2+}_{(\text{aq})} + 2 \text{OH}^-_{(\text{aq})}$
- f) MgSO_4 Autre.

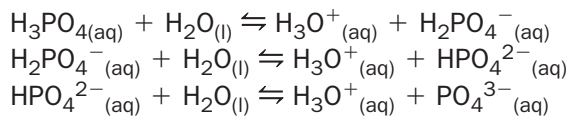
8 Reliez chaque acide à sa base conjuguée dans les réactions suivantes.

- a) $\text{HNO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{NO}_3^-$

- b) $\text{H}_2\text{O} + \text{C}_2\text{H}_3\text{O}_2^- \rightleftharpoons \text{HC}_2\text{H}_3\text{O}_2 + \text{OH}^-$

- c) $\text{CH}_3\text{COO}^- + \text{HCN} \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{COOH} + \text{CN}^-$

- d) $\text{H}_2\text{PO}_4^- + \text{NH}_3 \rightleftharpoons \text{HPO}_4^{2-} + \text{NH}_4^+$


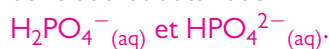
9 Reliez chaque base à son acide conjugué dans les réactions suivantes.

- a) $\text{CO}_3^{2-} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{HCO}_3^- + \text{OH}^-$

- b) $\text{HClO} + \text{CH}_3\text{NH}_2 \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{NH}_3^+ + \text{ClO}^-$

- c) $\text{HSO}_3^- + \text{PO}_4^{3-} \rightleftharpoons \text{SO}_3^{2-} + \text{HPO}_4^{2-}$

- d) $\text{HSO}_4^- + \text{S}^{2-} \rightleftharpoons \text{SO}_4^{2-} + \text{HS}^-$


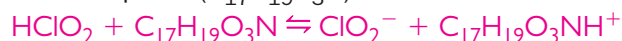
10 L'acide phosphorique (H_3PO_4) est un polyacide, dont chaque molécule comporte trois protons (H^+). L'ionisation se réalise en trois étapes successives, représentées par les équations suivantes :



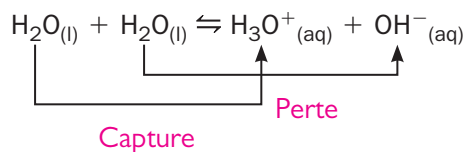
Durant le processus, certaines substances ont un caractère amphotère. Quelles sont ces substances ?



- 11** Écrivez l'équation de la réaction acidobasique entre l'acide chloreux (HClO_2) et la morphine ($\text{C}_{17}\text{H}_{19}\text{O}_3\text{N}$).



- 12** L'eau a un caractère amphotère qu'on illustre par cette équation :



Sous chacune des flèches, indiquez s'il s'agit d'une perte ou d'une capture de proton.

- 13** Une solution contient $4,8 \times 10^{-10}$ mol/L d'ions hydroxyde à 25 °C. Quel est le pH de cette solution ?

$$\begin{aligned} 1. \text{ pH} &= ? \\ 2. [\text{OH}^-] &= 4,8 \times 10^{-10} \text{ mol/L} \\ 3. K_{\text{eau}} &= [\text{H}^+][\text{OH}^-] = 1,00 \times 10^{-14} \\ &\text{D'où } [\text{H}^+] = \frac{1,00 \times 10^{-14}}{[\text{OH}^-]} \\ &\text{pH} = -\log[\text{H}^+] \end{aligned}$$

$$\begin{aligned} 4. [\text{H}^+] &= \frac{1,00 \times 10^{-14}}{4,8 \times 10^{-10} \text{ mol/L}} \\ &= 2,1 \times 10^{-5} \text{ mol/L} \\ \text{pH} &= -\log(2,1 \times 10^{-5}) = 4,7 \end{aligned}$$

Réponse: Le pH de la solution est de 4,7.

- 14** Quelle est la concentration en ions OH^- d'une solution dont le pH est de 3,40 à 25 °C ?

$$\begin{aligned} 1. [\text{OH}^-] &= ? \\ 2. \text{ pH} &= 3,40 \\ 3. [\text{H}^+] &= 10^{-\text{pH}} \\ &[\text{OH}^-] = \frac{1,00 \times 10^{-14}}{[\text{H}^+]} \end{aligned}$$

$$\begin{aligned} 4. [\text{H}^+] &= 10^{-3,40} \\ &= 3,98 \times 10^{-4} \text{ mol/L} \\ [\text{OH}^-] &= \frac{1,00 \times 10^{-14}}{3,98 \times 10^{-4} \text{ mol/L}} \\ &= 2,51 \times 10^{-11} \text{ mol/L} \end{aligned}$$

Réponse: La concentration en ions OH^- est de $2,51 \times 10^{-11}$ mol/L.

- 15 Corinne dissout 0,250 g d'hydroxyde de sodium (NaOH) dans de l'eau pour que le volume total de la solution soit de 125 ml. Cette base se dissocie complètement dans l'eau, quel sera le pH de la solution ?

$$\begin{aligned}
 1. \quad & \text{pH} = ? \\
 2. \quad & m \text{ de NaOH} = 0,250 \text{ g} \\
 & V = 125 \text{ ml} = 0,125 \text{ L} \\
 & [\text{OH}^-] = [\text{NaOH}], \text{ puisque c'est} \\
 & \text{une base forte.} \\
 3. \quad & M = \frac{m}{n}, \text{ d'où } n = \frac{m}{M} \\
 & C = \frac{n}{V} \\
 & K_{\text{eau}} = [\text{H}^+][\text{OH}^-] \\
 & = 1,00 \times 10^{-14} \\
 & \text{d'où } [\text{H}^+] = \frac{1,00 \times 10^{-14}}{[\text{OH}^-]} \\
 & \text{pH} = -\log[\text{H}^+] \\
 4. \quad & n = \frac{0,250 \text{ g}}{40,00 \text{ g/mol}} \\
 & = 6,25 \times 10^{-3} \text{ mol} \\
 & [\text{OH}^-] = \frac{6,25 \times 10^{-3} \text{ mol}}{0,125 \text{ L}} \\
 & = 0,0500 \text{ mol/L} \\
 & [\text{H}^+] = \frac{1,00 \times 10^{-14}}{0,0500 \text{ mol/L}} \\
 & = 2,00 \times 10^{-13} \\
 & \text{pH} = -\log(2,00 \times 10^{-13}) \\
 & = 12,7
 \end{aligned}$$

Réponse: Le pH de la solution sera de 12,7.

- 16 L'acide chlorhydrique (HCl) se dissocie complètement dans l'eau. Quelle masse d'acide chlorhydrique est présente dans 350 ml de solution, si le pH est de 1,4 ?

$$\begin{aligned}
 1. \quad & m \text{ de HCl} = ? \\
 2. \quad & \text{pH} = 1,4 \\
 & V = 350 \text{ ml} = 0,350 \text{ L} \\
 3. \quad & \text{Puisque c'est un acide fort:} \\
 & [\text{HCl}] = [\text{H}^+] \\
 & [\text{H}^+] = 10^{-\text{pH}} \\
 & C = \frac{n}{V}, \text{ d'où } n = CV \\
 & M = \frac{m}{n}, \text{ d'où } m = Mn \\
 4. \quad & [\text{H}^+] = 10^{-1,4} \\
 & = 3,98 \times 10^{-2} \text{ mol/L} \\
 & n = 3,98 \times 10^{-2} \text{ mol/L} \times 0,350 \text{ L} \\
 & = 0,0139 \text{ mol} \\
 & m = 36,46 \text{ g/mol} \times 0,0139 \text{ mol} \\
 & = 0,51 \text{ g}
 \end{aligned}$$

Réponse: La solution contient 0,51 g de HCl.

17 Remplissez le tableau.

pH	$[H^+]$ (en mol/L)	$[OH^-]$ (en mol/L)
13,20	$6,31 \times 10^{-14}$	$1,58 \times 10^{-1}$
1,81	$1,55 \times 10^{-2}$	$6,46 \times 10^{-13}$
4,94	$1,15 \times 10^{-5}$	$8,70 \times 10^{-10}$
9,32	$4,78 \times 10^{-10}$	$2,09 \times 10^{-5}$

18 Mélanie prépare 3 solutions d'acides différents à une concentration de 0,4 mol/L.

1	2	3
Acide formique (HCOOH)	Acide chloreux (HClO ₂)	Acide acétique (CH ₃ COOH)

Quelle solution aura le pH le plus élevé ? Pour répondre, consultez l'ANNEXE 12.

Expliquez votre réponse.

Acide formique (HCOOH) : $K_a = 1,8 \times 10^{-4}$

Acide chloreux (HClO₂) : $K_a = 1,1 \times 10^{-2}$

Acide acétique (CH₃COOH) : $K_a = 1,8 \times 10^{-5}$

C'est l'acide acétique qui aura le pH le plus élevé, puisqu'il a la plus petite constante d'acidité.

Plus la constante d'acidité est petite, plus l'acide est faible, moins il y aura d'ions hydronium,

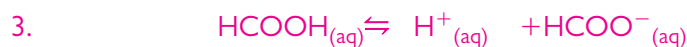
et plus le pH sera élevé.

19 L'acide formique (HCOOH) est une substance que l'on trouve dans le dard d'insectes, comme celui des abeilles. Afin d'en calculer la constante d'acidité, Justin prépare une solution d'acide formique à 0,0300 mol/L. Si le pH de la solution est de 2,7, quelle est la constante d'acidité de cet acide ?



$$K_a = \frac{[H^+][HCOO^-]}{[HCOOH]}$$

2. $[H^+] = 10^{-pH}$
 $= 10^{-2,7}$
 $= 2,0 \times 10^{-3} \text{ mol/L}$



Initiale	0,0300	≈ 0	0
Variation	- 0,0020	+ 0,0020	+ 0,0020
Équilibre	0,0280	0,0020	0,0020

4. Calcul de K_a

$$K_a = \frac{0,0020 \times 0,0020}{0,0280}$$

$$= 1,4 \times 10^{-4}$$

Réponse : La constante d'acidité de l'acide formique est de $1,4 \times 10^{-4}$.

20 L'acide acétylsalicylique ($C_6H_4COOCH_3COOH$), ou aspirine, est l'un des médicaments les plus utilisés au monde. Toutefois, il peut causer des brûlements d'estomac. Pour comprendre ce phénomène, il suffit de dissoudre dans 250 ml d'eau 2 comprimés de ce médicament contenant chacun 325 mg d'acide acétylsalicylique. La constante d'acidité de cet acide étant de $3,27 \times 10^{-4}$ à 25 °C, quel sera le pH de la solution ?



$$K_a = \frac{[H^+][C_6H_4COOCH_3COO^-]}{[C_6H_4COOCH_3COOH]}$$

2. $n = \frac{m}{M} = \frac{0,650 \text{ g}}{180,17 \text{ g/mol}} = 3,608 \times 10^{-3} \text{ mol}$

$$C = \frac{n}{V} = \frac{3,608 \times 10^{-3} \text{ mol}}{0,250 \text{ L}} = 1,44 \times 10^{-2} \text{ mol/L}$$



Initiale	$1,44 \times 10^{-2}$	≈ 0	0
Variation	- x	+ x	+ x
Équilibre	$1,44 \times 10^{-2} - x$	x	x

4. **Calcul de $[H^+]$**

$$3,27 \times 10^{-4} = \frac{x \cdot x}{1,44 \times 10^{-2} - x}$$

$$3,27 \times 10^{-4}(1,44 \times 10^{-2} - x) = x^2$$

$$4,71 \times 10^{-6} - 3,27 \times 10^{-4}x = x^2$$

$$x^2 + 3,27 \times 10^{-4}x - 4,71 \times 10^{-6} = 0$$

$$x_1 = \frac{-3,27 \times 10^{-4} + \sqrt{(3,27 \times 10^{-4})^2 - (4 \times 1 \times -4,71 \times 10^{-6})}}{2 \times 1}$$

$$= 2,01 \times 10^{-3}$$

ou

$$x_2 = \frac{-3,27 \times 10^{-4} - \sqrt{(3,27 \times 10^{-4})^2 - (4 \times 1 \times -4,71 \times 10^{-6})}}{2 \times 1}$$

$$= -2,34 \times 10^{-3}$$

Seul x_1 est plausible.

Donc,

$$[H^+] = 2,01 \times 10^{-3} \text{ mol/L}$$

Calcul du pH

$$\text{pH} = -\log[H^+]$$

$$= -\log(2,01 \times 10^{-3})$$

$$= 2,7$$

Réponse: Le pH de la solution sera de 2,7.

- 21** La pyridine (C_5H_5N) est un liquide légèrement jaunâtre à l'odeur désagréable. Cette substance a plusieurs applications. Elle entre dans le procédé de fabrication de nombreux produits, tel que des insecticides, des herbicides, des médicaments, des arômes alimentaires, des colorants, etc. Le pH d'une solution de 0,10 mol/L de pyridine est de 9,10. Quelle est sa constante de basicité ?



$$K_b = \frac{[HC_5H_5N^+][OH^-]}{[C_5H_5N]}$$

$$2. [H^+] = 10^{-9,10}$$

$$= 7,94 \times 10^{-10} \text{ mol/L}$$

$$[H^+][OH^-] = 1,00 \times 10^{-14}$$

D'où

$$[OH^-] = \frac{1,00 \times 10^{-14}}{[H^+]}$$

$$= \frac{1,00 \times 10^{-14}}{7,94 \times 10^{-10} \text{ mol/L}}$$

$$= 1,26 \times 10^{-5} \text{ mol/L}$$



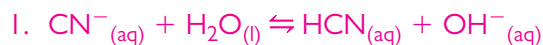
Initiale	0,10		0	≈ 0
Variation	$-1,26 \times 10^{-5}$		$+1,26 \times 10^{-5}$	$+1,26 \times 10^{-5}$
Équilibre	0,10		$1,26 \times 10^{-5}$	$1,26 \times 10^{-5}$

$$4. K_b = \frac{1,26 \times 10^{-5} \times 1,26 \times 10^{-5}}{0,10}$$

$$= 1,6 \times 10^{-9}$$

Réponse : La constante de basicité est de $1,6 \times 10^{-9}$.

22 Vous préparez une solution de NaCN à 0,0100 mol/L. La constante de basicité de l'ion CN^- étant de $2,10 \times 10^{-5}$, quel sera le pH de la solution ?



2. $K_b = \frac{[\text{HCN}][\text{OH}^-]}{[\text{CN}^-]}$



Initiale	0,0100		0	≈ 0
Variation	- x		+ x	+ x
Équilibre	0,0100 - x		x	x

4. **Calcul de $[\text{OH}^-]$**

$$2,10 \times 10^{-5} = \frac{x \cdot x}{(0,0100 - x)}$$

$$2,10 \times 10^{-5}(0,0100 - x) = x^2$$

$$2,10 \times 10^{-7} - 2,10 \times 10^{-5}x = x^2$$

$$x^2 + 2,10 \times 10^{-5}x - 2,10 \times 10^{-7} = 0$$

$$x_1 = \frac{-2,10 \times 10^{-5} + \sqrt{(2,10 \times 10^{-5})^2 - (4 \times 1 \times -2,10 \times 10^{-7})}}{2 \times 1}$$

$$= 4,48 \times 10^{-4}$$

ou

$$x_2 = \frac{-2,10 \times 10^{-5} - \sqrt{(2,10 \times 10^{-5})^2 - (4 \times 1 \times -2,10 \times 10^{-7})}}{2 \times 1}$$

$$= -4,69 \times 10^{-4}$$

Seul x_1 est plausible.

Donc,

$$[\text{OH}^-] = 4,48 \times 10^{-4} \text{ mol/L}$$

Calcul du pH

$$K_{\text{eau}} = [\text{H}^+][\text{OH}^-] = 1 \times 10^{-14}$$

$$\text{d'où } [\text{H}^+] = \frac{1,00 \times 10^{-14}}{[\text{OH}^-]}$$

$$= \frac{1,00 \times 10^{-14}}{4,48 \times 10^{-4} \text{ mol/L}}$$

$$= 2,23 \times 10^{-11} \text{ mol/L}$$

$$\text{pH} = -\log[\text{H}^+]$$

$$= -\log(2,23 \times 10^{-11})$$

$$= 10,65$$

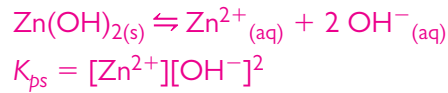
Réponse: Le pH est de la solution de NaCN est de 10,7.

Exercices

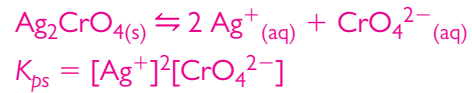
8.3 Les solides peu solubles

1 Écrivez l'équation de dissociation électrolytique et l'expression de la constante du produit de solubilité de chacun des composés ioniques suivants.

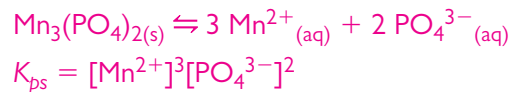
a) $\text{Zn}(\text{OH})_2$



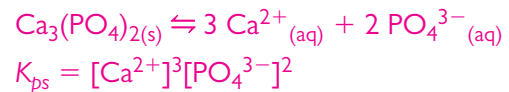
b) Ag_2CrO_4



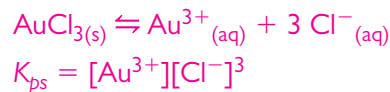
c) $\text{Mn}_3(\text{PO}_4)_2$



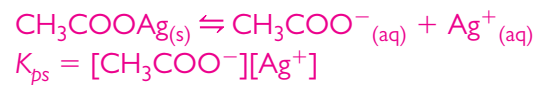
d) $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$



e) AuCl_3



f) CH_3COOAg



2 Soit les données suivantes :

Chlorure d'argent (AgCl) : $K_{ps} = 1,6 \times 10^{-10}$

Carbonate de diargent (Ag_2CO_3) : $K_{ps} = 8,1 \times 10^{-12}$

À partir de ces données, peut-on affirmer que la solubilité molaire du chlorure d'argent est plus grande que celle du carbonate de diargent ? Expliquez votre réponse.

Non. Même si la constante du produit de solubilité du chlorure d'argent est plus grande que celle du carbonate de diargent, ces deux molécules ne se dissolvent pas en ions dans les mêmes proportions. Donc, on ne peut comparer leur produit de solubilité.

$\text{AgCl}_{(s)} \rightleftharpoons \text{Ag}^{+}_{(aq)} + \text{Cl}^{-}_{(aq)}$ (proportion des ions de 1:1)

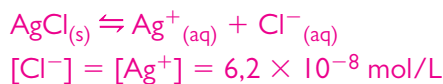
$\text{Ag}_2\text{CO}_{3(s)} \rightleftharpoons 2 \text{Ag}^{+}_{(aq)} + \text{CO}_3^{2-}_{(aq)}$ (proportion des ions de 2:1)

3 Quatre béchers contiennent chacun une solution aqueuse :

- Bécher 1 : Chlorure d'argent (AgCl)
- Bécher 2 : Carbonate de diargent (Ag_2CO_3)
- Bécher 3 : Sulfate de diargent (Ag_2SO_4)
- Bécher 4 : Bromure d'argent (AgBr)

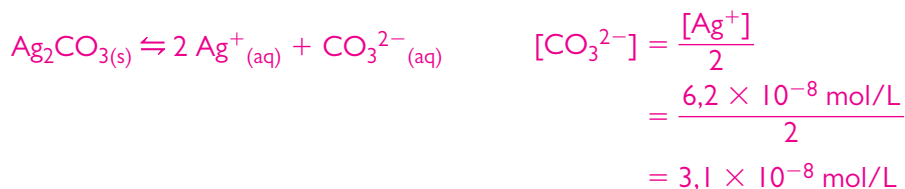
Dans chaque bécher, la concentration en ions Ag^+ est de $6,2 \times 10^{-8} \text{ mol/L}$.

a) Quelle est la concentration de l'ion Cl^- dans le bécher 1 ?



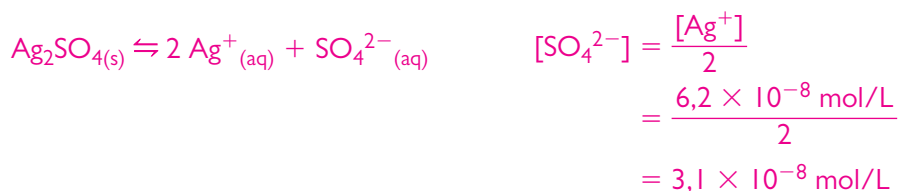
Réponse : La concentration est de $6,2 \times 10^{-8} \text{ mol/L}$.

b) Quelle est la concentration de l'ion CO_3^{2-} dans le bécher 2 ?



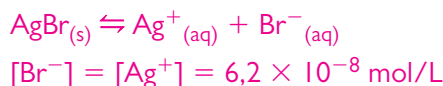
Réponse : La concentration est de $3,1 \times 10^{-8} \text{ mol/L}$.

c) Quelle est la concentration de l'ion SO_4^{2-} dans le bécher 3 ?



Réponse : La concentration est de $3,1 \times 10^{-8} \text{ mol/L}$.

d) Quelle est la concentration de l'ion Br^- dans le bécher 4 ?



Réponse : La concentration est de $6,2 \times 10^{-8} \text{ mol/L}$.

4 La solubilité du difluorure de strontium (SrF_2) est de $7,3 \times 10^{-12}$ g/L.

a) Quelle est la concentration molaire de chacun des ions d'une solution saturée de difluorure de strontium ?

Calcul de la solubilité en mol/L

$$M = \frac{m}{n}, \text{ d'où } n = \frac{m}{M}$$

$$n = \frac{7,3 \times 10^{-12} \text{ g}}{125,62 \text{ g/mol}} = 5,811 \times 10^{-14} \text{ mol}$$

$$s = 5,8 \times 10^{-14} \text{ mol/L}$$

Calcul de la concentration de chacun des ions à l'équilibre

	$\text{SrF}_{2(s)}$	\rightleftharpoons	$\text{Sr}^{2+}_{(aq)}$	+	$2 \text{F}^{-}_{(aq)}$
Initiale			0		0
Variation	$- 5,8 \times 10^{-14}$		$+ 5,8 \times 10^{-14}$		$+ 2 \times 5,8 \times 10^{-14}$
Équilibre			$5,8 \times 10^{-14}$		$1,16 \times 10^{-13}$

Réponse : La concentration molaire de Sr^{2+} est de $5,8 \times 10^{-14}$ mol/L

et celle du F^{-} est de $1,2 \times 10^{-13}$ mol/L.

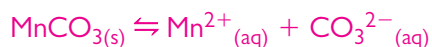
b) Quelle est la constante du produit de solubilité du difluorure de strontium ?

$$\begin{aligned} K_{ps} &= [\text{Sr}^{2+}][\text{F}^{-}]^2 \\ &= 5,8 \times 10^{-14} \times (1,16 \times 10^{-13})^2 \\ &= 7,8 \times 10^{-40} \end{aligned}$$

Réponse : La constante du produit de solubilité est de $7,8 \times 10^{-40}$.

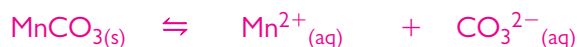
- 5 En consultant un ouvrage de référence, Andrew découvre que la solubilité du carbonate de manganèse (MnCO_3) est de $4,2 \times 10^{-6}$ mol/L. Quelle est la constante du produit de solubilité du MnCO_3 ?

Équation de dissociation et expression du K_{ps}



$$K_{ps} = [\text{Mn}^{2+}][\text{CO}_3^{2-}]$$

Calcul de la concentration de chacun des ions à l'équilibre



Initiale		0	0
Variation	$- 4,2 \times 10^{-6}$	$+ 4,2 \times 10^{-6}$	$+ 4,2 \times 10^{-6}$
Équilibre		$4,2 \times 10^{-6}$	$4,2 \times 10^{-6}$

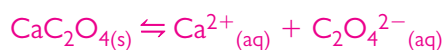
Calcul du K_{ps}

$$\begin{aligned} K_{ps} &= [\text{Mn}^{2+}][\text{CO}_3^{2-}] \\ &= 4,2 \times 10^{-6} \times 4,2 \times 10^{-6} \\ &= 1,764 \times 10^{-11} \end{aligned}$$

Réponse: La constante du produit de solubilité est de $1,8 \times 10^{-11}$.

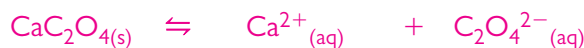
- 6 Certaines personnes développent des calculs rénaux, communément appelés « pierres aux reins ». La formation de ces calculs peut être causée par la précipitation de l'oxalate de calcium (CaC_2O_4). Le produit de solubilité de l'oxalate de calcium étant de $2,7 \times 10^{-9}$, quelle est sa solubilité ?

Équation de dissociation et expression du K_{ps}



$$K_{ps} = [\text{Ca}^{2+}][\text{C}_2\text{O}_4^{2-}] = 2,7 \times 10^{-9}$$

Calcul de la concentration de chacun des ions à l'équilibre



Initiale		0	0
Variation	$- s$	$+ s$	$+ s$
Équilibre		s	s

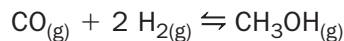
$$\begin{aligned} K_{ps} &= [\text{Ca}^{2+}][\text{C}_2\text{O}_4^{2-}] \\ 2,7 \times 10^{-9} &= s \cdot s = s^2 \\ s &= \sqrt{2,7 \times 10^{-9}} \\ &= 5,2 \times 10^{-5} \end{aligned}$$

Réponse: La solubilité de l'oxalate de calcium est de $5,2 \times 10^{-5}$ mol/L.

Exercices

Synthèse du chapitre 8

- 1** Le méthanol (CH_3OH), aussi connu sous le nom d'« alcool méthylique », est un alcool utilisé comme carburant, solvant et antigel. Par exemple, il sert de combustible pour alimenter les réchauds à fondue. Il entre aussi dans la composition de certains biocarburants. Il est produit commercialement selon la réaction :



- a) À une température de 500 K, dans un contenant de 2,00 L, on trouve 1,30 g de méthanol, 4,76 g de monoxyde de carbone et 0,610 g de dihydrogène lorsque l'équilibre est atteint. Quelle est la constante d'équilibre (K_c) de la réaction à cette température ?

1. $K_c = ?$

2. m de $\text{CH}_3\text{OH} = 1,30 \text{ g}$

m de $\text{CO} = 4,76 \text{ g}$

m de $\text{H}_2 = 0,610 \text{ g}$

$V = 2,00 \text{ L}$

3. $K_c = \frac{[\text{CH}_3\text{OH}]}{[\text{CO}][\text{H}_2]^2}$

$$C = \frac{n}{V}$$

$$M = \frac{m}{n}, \text{ d'où } n = \frac{m}{M}$$

4. Calcul de la concentration du CH_3OH

$$n = \frac{1,30 \text{ g}}{32,05 \text{ g/mol}} = 0,0406 \text{ mol}$$

$$[\text{CH}_3\text{OH}] = \frac{0,0406 \text{ mol}}{2,00 \text{ L}} = 0,0203 \text{ mol/L}$$

Calcul de la concentration du CO

$$n = \frac{4,76 \text{ g}}{28,01 \text{ g/mol}} = 0,170 \text{ mol}$$

$$[\text{CO}] = \frac{0,170 \text{ mol}}{2,00 \text{ L}} = 0,0850 \text{ mol/L}$$

Calcul de la concentration du H_2

$$n = \frac{0,610 \text{ g}}{2,02 \text{ g/mol}} = 0,302 \text{ mol}$$

$$[\text{H}_2] = \frac{0,302 \text{ mol}}{2,00 \text{ L}} = 0,151 \text{ mol/L}$$

Calcul de K_c

$$K_c = \frac{0,0203}{(0,0850) \times (0,151)^2} = 10,47$$

Réponse: La constante d'équilibre est de 10,5.

- b) Peut-on dire que la production de méthanol par ce procédé est largement favorisée ? Expliquez votre réponse.

Non. Puisque la constante d'équilibre est plus grande que 1, on dit que la réaction favorise la formation des produits, donc du méthanol. Mais comme sa valeur n'est que de 10,5, on ne peut pas dire que les produits sont largement favorisés.

2 Le phosphate de triargent (Ag_3PO_4) est un solide jaune utilisé dans le procédé de développement des pellicules photographiques. Il a la propriété de noircir à la lumière.

a) La solubilité du Ag_3PO_4 étant de $6,7 \times 10^{-3}$ g/L, quelle est sa constante du produit de solubilité ?

Équation de dissociation et expression du K_{ps}



$$K_{ps} = [\text{Ag}^+]^3[\text{PO}_4^{3-}]$$

Calcul de la solubilité en mol/L

$$n = \frac{m}{M}$$

$$= \frac{6,7 \times 10^{-3} \text{ g}}{418,58 \text{ g/mol}}$$

$$= 1,6 \times 10^{-5} \text{ mol}$$

$$[\text{Ag}_3\text{PO}_4] = 1,6 \times 10^{-5} \text{ mol/L}$$

Calcul de la concentration de chacun des ions à l'équilibre



Initiale		0	0
Variation	$- 1,6 \times 10^{-5}$	$+ 4,8 \times 10^{-5}$	$+ 1,6 \times 10^{-5}$
Équilibre		$4,8 \times 10^{-5}$	$1,6 \times 10^{-5}$

Calcul du K_{ps}

$$K_{ps} = (4,8 \times 10^{-5})^3 \times 1,6 \times 10^{-5}$$

$$= 1,77 \times 10^{-18}$$

Réponse : La constante du produit de solubilité est de $1,8 \times 10^{-18}$.

b) Quel sera l'effet sur la quantité de solide et sur la concentration de chacun des ions si on ajoute du nitrate d'argent (AgNO_3), un sel très soluble, dans une solution saturée de phosphate de triargent ? Expliquez votre réponse.

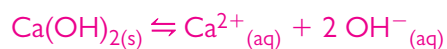
L'ajout de nitrate d'argent aura pour effet d'augmenter la concentration en ion Ag^+ , ce qui

favorisera la réaction inverse. La quantité de solide va augmenter, tandis que la concentration

du PO_4^{3-} va diminuer.

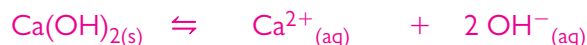
- 3 L'eau de chaux est une solution de dihydroxyde de calcium ($\text{Ca}(\text{OH})_2$). On s'en sert notamment pour détecter la présence de dioxyde de carbone. En effet, l'eau de chaux se brouille au contact de ce gaz. La constante du produit de solubilité du dihydroxyde de calcium étant de $5,53 \times 10^{-6}$, quel serait le pH d'une solution saturée de cette base forte ?

Équation de dissociation et expression du K_{ps}



$$K_{ps} = [\text{Ca}^{2+}][\text{OH}^{-}]^2$$

Calcul de la concentration de chacun des ions à l'équilibre



Initiale		0	0
Variation	- s	+ s	+ 2s
Équilibre		s	2s

$$[\text{Ca}^{2+}] = s$$

$$[\text{OH}^{-}] = 2s$$

$$5,53 \times 10^{-6} = s(2s)^2$$

$$5,53 \times 10^{-6} = 4s^3$$

$$s = \sqrt[3]{\frac{5,53 \times 10^{-6}}{4}}$$

$$= 1,11 \times 10^{-2} \text{ mol/L}$$

$$[\text{OH}^{-}] = 2 \times 1,11 \times 10^{-2} \text{ mol/L}$$

$$= 2,22 \times 10^{-2} \text{ mol/L}$$

Calcul du pH

$$[\text{H}^{+}] = \frac{1,00 \times 10^{-14}}{[\text{OH}^{-}]}$$

$$= \frac{1,00 \times 10^{-14}}{2,22 \times 10^{-2} \text{ mol/L}}$$

$$= 4,50 \times 10^{-13} \text{ mol/L}$$

$$\text{pH} = -\log[\text{H}^{+}]$$

$$= -\log(4,50 \times 10^{-13})$$

$$= 12,3$$

Réponse : Le pH d'une solution saturée d'eau de chaux serait de 12,3.

4 a) Remplissez le tableau.

Acide	Formule chimique	[acide] (en mol/L)	pH	K_a
Acide acétique	CH ₃ COOH	0,10	2,87	$1,8 \times 10^{-5}$
Acide fluorhydrique	HF	0,10	2,1	$6,6 \times 10^{-4}$
Acide formique	HCOOH	0,010	2,87	$1,8 \times 10^{-4}$
Acide nitreux	HNO ₂	0,010	2,6	$7,2 \times 10^{-4}$
Acide cyanique	HOCN	1,0	1,73	$3,5 \times 10^{-4}$

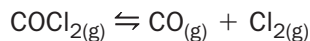
b) Classez les acides du tableau en ordre décroissant de leur force.

Acide nitreux, acide fluorhydrique, acide cyanique, acide formique, acide acétique.

c) Quelle solution d'acide a la plus petite concentration en ion H⁺ ? Expliquez votre réponse.

Ce sont les solutions d'acide acétique et d'acide formique parce qu'elles ont toutes les deux le plus grand pH.

5 Lorsqu'il est chauffé, le COCl₂ se décompose selon l'équation suivante :



À 100 °C, la valeur de la constante d'équilibre de cette réaction est de $2,19 \times 10^{-10}$.

Pour chacun des mélanges ci-dessous, indiquez s'il a atteint l'équilibre ou non. Si l'équilibre n'est pas atteint, précisez dans quel sens il progressera.

Mélange	[COCl ₂]	[CO]	[Cl ₂]
1	$2,00 \times 10^{-3}$	$3,30 \times 10^{-6}$	$6,62 \times 10^{-6}$
2	$4,50 \times 10^{-2}$	$1,10 \times 10^{-7}$	$2,25 \times 10^{-6}$
3	0,0100	$1,48 \times 10^{-6}$	$1,48 \times 10^{-6}$

Mélange 1

$$\begin{aligned} K_c &= \frac{[\text{CO}][\text{Cl}_2]}{[\text{COCl}_2]} \\ &= \frac{3,30 \times 10^{-6} \times 6,62 \times 10^{-6}}{2,00 \times 10^{-3}} \\ &= 1,09 \times 10^{-8} \end{aligned}$$

Réponse: Le mélange n'est pas à l'équilibre. C'est la réaction inverse qui sera favorisée puisque la valeur obtenue est plus grande que la constante d'équilibre.

Mélange 2

$$\begin{aligned}
 K_c &= \frac{[\text{CO}][\text{Cl}_2]}{[\text{COCl}_2]} \\
 &= \frac{1,10 \times 10^{-7} \times 2,25 \times 10^{-6}}{4,50 \times 10^{-2}} \\
 &= 5,50 \times 10^{-12}
 \end{aligned}$$

Réponse: Le mélange n'est pas à l'équilibre. C'est la réaction directe qui sera favorisée puisque la valeur obtenue est plus petite que la constante d'équilibre.

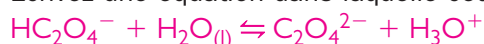
Mélange 3

$$\begin{aligned}
 K_c &= \frac{[\text{CO}][\text{Cl}_2]}{[\text{COCl}_2]} \\
 &= \frac{1,48 \times 10^{-6} \times 1,48 \times 10^{-6}}{0,0100} \\
 &= 2,19 \times 10^{-10}
 \end{aligned}$$

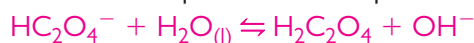
Réponse: Le mélange est à l'équilibre.

6 L'ion polyatomique HC_2O_4^- est une substance amphotère.

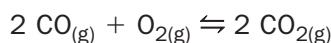
a) Écrivez une équation dans laquelle cet ion se comporte comme un acide.



b) Écrivez une équation dans laquelle cet ion se comporte comme une base.



7 La combustion incomplète des combustibles fossiles produit du monoxyde de carbone, un gaz qui s'avère mortel à certaines concentrations. Le système catalytique des voitures permet d'en éliminer une grande partie par la combustion du monoxyde de carbone, qui peut atteindre l'équilibre selon l'équation suivante :



Pour étudier le comportement de cette réaction à 1273 °C, on détermine la constante d'équilibre qui est de $2,24 \times 10^{22}$. Est-ce que le système catalytique est un moyen efficace pour éliminer le monoxyde de carbone ? Expliquez votre réponse.

Oui, c'est un moyen efficace puisque la constante d'équilibre est très grande. Plus la constante d'équilibre est grande, plus la réaction directe est favorisée.

- 8** À 1495 °C, la constante d'équilibre de la réaction de synthèse du HBr est de $3,5 \times 10^4$. Quelle est la constante d'équilibre de la réaction de décomposition du HBr?

$$\begin{aligned}
 K_{c \text{ inv}} &= \frac{1}{K_{c \text{ dir}}} \\
 &= \frac{1}{3,5 \times 10^4} \\
 &= 2,86 \times 10^{-5}
 \end{aligned}$$

Réponse: La constante d'équilibre est de $2,9 \times 10^{-5}$.

- 9** En vous basant sur les données du **TABLEAU 8.17**, indiquez si la réaction d'ionisation de l'eau est endothermique ou exothermique. Expliquez votre réponse.

Puisque la valeur de la constante d'ionisation de l'eau augmente lorsque la température augmente, on en déduit qu'il s'agit d'une réaction endothermique.

- 10** Le dioxyde d'azote se décompose selon l'équation suivante :



Dans un ballon de 500 ml, on place 2,5 mol de dioxyde d'azote. Lorsque l'équilibre est atteint, on constate que la concentration du dioxygène est de 1,5 mol/L. Quelle est la constante d'équilibre de cette réaction ?

$$1. K_c = \frac{[\text{NO}]^2[\text{O}_2]}{[\text{NO}_2]^2}$$

$$\begin{aligned}
 2. [\text{NO}_2]_{\text{initiale}} &= \frac{2,5 \text{ mol}}{0,500 \text{ L}} \\
 &= 5,0 \text{ mol/L}
 \end{aligned}$$

$$[\text{O}_2]_{\text{équilibre}} = 1,5 \text{ mol/L}$$



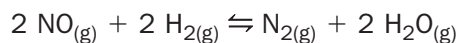
Initiale	5,0	0	0
Variation	- 3,0	+ 3,0	+ 1,5
Équilibre	2,0	3,0	1,5

$$\begin{aligned}
 4. K_c &= \frac{(3,0)^2 \times 1,5}{(2,0)^2} \\
 &= 3,38
 \end{aligned}$$

Réponse: La constante d'équilibre est de 3,4.

Défis du chapitre 8

- 1** Un mélange de 0,1000 mol de monoxyde d'azote (NO), de 0,5000 mol de dihydrogène (H₂) et de 0,1000 mol de vapeur d'eau est chauffé dans un contenant de 1,000 L jusqu'à une température de 300,0 K. Après un certain temps, l'équilibre est atteint selon l'équation suivante :



Si, à l'équilibre, on retrouve 0,062 00 mol de monoxyde d'azote, quelle est la valeur de K_p de cette réaction à 300 K ?

$$1. K_p = \frac{P_{p\text{N}_2}(P_{p\text{H}_2\text{O}})^2}{(P_{p\text{NO}})^2(P_{p\text{H}_2})^2}$$

$$2. PV = nRT$$

$$\text{d'où } P = \frac{nRT}{V}$$

$$P_{p\text{NO}} \text{ initiale} = \frac{0,1000 \text{ mol} \times 8,314 \text{ kPa}\cdot\text{L}/\text{mol}\cdot\text{K} \times 300,0 \text{ K}}{1,000 \text{ L}}$$

$$= 249,4 \text{ kPa}$$

$$P_{p\text{H}_2} \text{ initiale} = \frac{0,5000 \text{ mol} \times 8,314 \text{ kPa}\cdot\text{L}/\text{mol}\cdot\text{K} \times 300,0 \text{ K}}{1,000 \text{ L}}$$

$$= 1247 \text{ kPa}$$

$$P_{p\text{H}_2\text{O}} \text{ initiale} = \frac{0,1000 \text{ mol} \times 8,314 \text{ kPa}\cdot\text{L}/\text{mol}\cdot\text{K} \times 300,0 \text{ K}}{1,000 \text{ L}}$$

$$= 249,4 \text{ kPa}$$

$$P_{p\text{NO}} \text{ équilibre} = \frac{0,062 \text{ 00 mol} \times 8,314 \text{ kPa}\cdot\text{L}/\text{mol}\cdot\text{K} \times 300,0 \text{ K}}{1,000 \text{ L}}$$

$$= 154,6 \text{ kPa}$$



Initiale	249,4		1247		0		249,4
Variation	- 94,8		- 94,8		+ 47,4		+ 94,8
Équilibre	154,6		1152		47,4		344,2

$$4. K_p = \frac{47,4 \times (344,2)^2}{(154,6)^2 \times (1152)^2}$$

$$= 1,77 \times 10^{-4}$$

Réponse : La constante d'équilibre est de $1,77 \times 10^{-4}$.

- 2 Le pH d'une solution varie en fonction de la température. Quel est le pH de l'eau pure à 10 °C ? Pour répondre à la question, consultez le **TABLEAU 8.17**.

À 10 °C,

$$K_{\text{eau}} = [\text{H}^+][\text{OH}^-] = 2,95 \times 10^{-15}$$

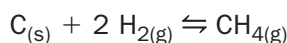
$$x^2 = 2,95 \times 10^{-15}$$

$$x = [\text{H}^+] = \sqrt{2,95 \times 10^{-15}} = 5,43 \times 10^{-8} \text{ mol/L}$$

$$\text{pH} = -\log[\text{H}^+] = -\log(5,43 \times 10^{-8}) = 7,27$$

Réponse: Le pH de l'eau pure est de 7,27.

- 3 Dans un récipient de 1,00 L, à une température de 1000 °C, un mélange de 0,450 mol de méthane, de 0,130 mol de dihydrogène et de 0,540 mol de carbone est caractérisé par l'équilibre suivant :

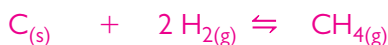


Si on y ajoute 0,300 mol de méthane, quelle sera la concentration de chaque substance lorsque le nouvel équilibre sera atteint ?

Calcul de la constante d'équilibre

$$K_c = \frac{[\text{CH}_4]}{[\text{H}_2]^2} = \frac{0,450}{(0,130)^2} = 26,6$$

Calcul des nouvelles concentrations



Initiale		0,130	0,750
Variation	+ x	+ 2x	- x
Équilibre		0,130 + 2x	0,750 - x

$$26,6 = \frac{0,750 - x}{(0,130 + 2x)^2}$$

$$26,6(0,0169 + 0,520x + 4x^2) = 0,750 - x$$

$$0,450 + 13,8x + 106,4x^2 = 0,750 - x$$

$$106,4x^2 + 14,8x - 0,300 = 0$$

$$x_1 = \frac{-14,8 + \sqrt{(14,8)^2 - (4 \times 106,4 \times -0,300)}}{2 \times 106,4}$$

$$= 0,0180$$

ou

$$x_2 = \frac{-14,8 - \sqrt{(14,8)^2 - (4 \times 106,4 \times -0,300)}}{2 \times 106,4}$$

$$= -0,157$$

Seul x_1 est plausible.

Ainsi :

$$[\text{H}_2] = 0,130 + 2 \times 0,0180 = 0,166 \text{ mol/L}$$

$$[\text{CH}_4] = 0,750 - 0,0180 = 0,732 \text{ mol/L}$$

Puisque le carbone est solide, sa concentration ne change pas.

Réponse: La nouvelle concentration du dihydrogène sera de 0,166 mol/L, celle du méthane, de 0,732 mol/L, tandis que celle du carbone demeurera inchangée.

- 4 L'acide benzoïque (C_6H_5COOH) est un additif alimentaire qui augmente la durée de conservation des aliments. Sa constante d'acidité étant de $6,5 \times 10^{-5}$, et sa solubilité étant de 2,90 g/L, quel sera le pH d'une solution saturée ?



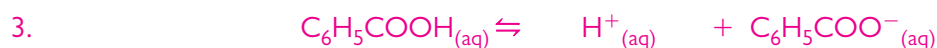
$$K_a = \frac{[H^+][C_6H_5COO^-]}{[C_6H_5COOH]} = 6,5 \times 10^{-5}$$

$$2. n = \frac{m}{M}$$

$$= \frac{2,90 \text{ g}}{122,13 \text{ g/mol}}$$

$$= 2,37 \times 10^{-2} \text{ mol}$$

Donc $[C_6H_5COOH] = 2,37 \times 10^{-2} \text{ mol/L}$



Initiale	$2,37 \times 10^{-2}$	≈ 0	0
Variation	- x	+ x	+ x
Équilibre	$2,37 \times 10^{-2} - x$	x	x

$$4. 6,5 \times 10^{-5} = \frac{x \cdot x}{(2,37 \times 10^{-2} - x)}$$

$$6,5 \times 10^{-5}(2,37 \times 10^{-2} - x) = x^2$$

$$1,54 \times 10^{-6} - 6,5 \times 10^{-5}x = x^2$$

$$x^2 + 6,5 \times 10^{-5}x - 1,54 \times 10^{-6} = 0$$

$$x_1 = \frac{-6,5 \times 10^{-5} + \sqrt{(6,5 \times 10^{-5})^2 - (4 \times 1 \times -1,54 \times 10^{-6})}}{2 \times 1}$$

$$= 1,2 \times 10^{-3}$$

ou

$$x_2 = \frac{-6,5 \times 10^{-5} - \sqrt{(6,5 \times 10^{-5})^2 - (4 \times 1 \times -1,54 \times 10^{-6})}}{2 \times 1}$$

$$= -1,3 \times 10^{-3}$$

Seul x_1 est plausible.

Donc,

$$[H^+] = 1,2 \times 10^{-3} \text{ mol/L}$$

Calcul du pH

$$\text{pH} = -\log[H^+]$$

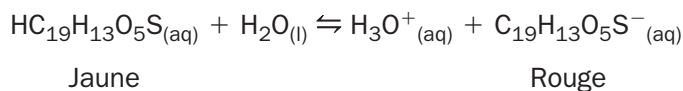
$$= -\log(1,2 \times 10^{-3} \text{ mol/L})$$

$$= 2,92$$

Réponse : Le pH d'une solution saturée sera de 2,9.

- 5 Un indicateur acidobasique est un acide faible dont l'acide et sa base conjuguée sont de couleurs différentes. Ainsi, en présence d'un indicateur acidobasique, la couleur d'une solution acide, basique ou neutre varie en fonction de son pH. Cette propriété est mise à profit pour déterminer le taux d'acidité ou de basicité d'une solution. En mélangeant plusieurs indicateurs acidobasiques, il est même possible de déterminer le pH d'une solution. C'est le principe d'un indicateur universel.

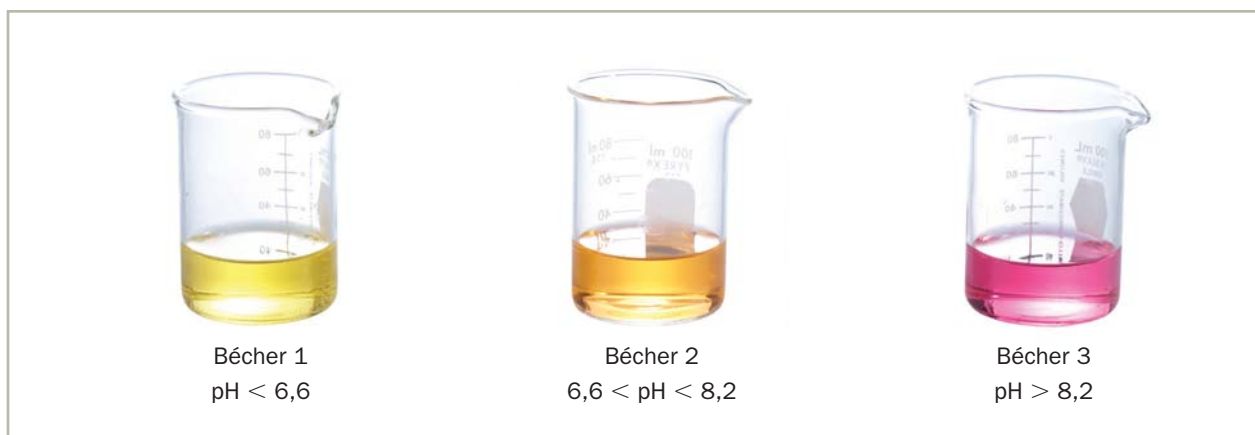
Prenons par exemple le rouge de phénol ($\text{HC}_{19}\text{H}_{13}\text{O}_5\text{S}$), dont l'ionisation est caractérisée par l'équation suivante :



- a) Quelle est la couleur de la base conjuguée du rouge de phénol ?

La base conjuguée du rouge de phénol est rouge.

- b) Le pH d'une solution fait varier la proportion entre l'acide et sa base conjuguée, et cette variation fait varier la couleur de la solution. Lorsque l'acide et sa base conjuguée sont en concentrations à peu près égales dans une solution, la solution a alors une couleur intermédiaire, qu'on nomme « la zone de virage ».



Si on dissout 0,0200 g de $\text{Ca}(\text{OH})_2$, une base forte, dans 12,0 L d'eau, avec quelques gouttes de rouge de phénol, quelle sera la couleur de la solution ?

$$n = \frac{m}{M}$$

$$= \frac{0,0200 \text{ g}}{74,10 \text{ g/mol}}$$

$$= 2,70 \times 10^{-4} \text{ mol}$$

$$[\text{Ca}(\text{OH})_2] = \frac{2,70 \times 10^{-4} \text{ mol}}{12,0 \text{ L}}$$

$$= 2,25 \times 10^{-5} \text{ mol/L}$$

$$[\text{H}^+] = \frac{1,00 \times 10^{-14}}{[\text{OH}^-]}$$

$$= \frac{1,00 \times 10^{-14}}{2,25 \times 10^{-5} \text{ mol/L}}$$

$$= 4,44 \times 10^{-10} \text{ mol/L}$$

$$\text{pH} = -\log[\text{H}^+]$$

$$= -\log(4,44 \times 10^{-10})$$

$$= 9,35$$

Réponse: La solution sera rouge.