

Chapitre 8 L'étude quantitative de l'état d'équilibre

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

1. a)
$$K_c = \frac{[\text{FeSCN}^{2+}]}{[\text{Fe}^{3+}][\text{SCN}^-]}$$
 - b)
$$K_c = \frac{[\text{C}_2\text{H}_6]}{[\text{H}_2]^3} \text{ ou } K_p = \frac{(P_{p\text{C}_2\text{H}_6})}{(P_{p\text{H}_2})^3}$$
 - c)
$$K_c = [\text{O}_2]^3 \text{ ou } K_p = (P_{p\text{O}_2})^3$$
 - d)
$$K_c = \frac{[\text{H}^+][\text{F}^-]}{[\text{HF}]}$$
 - e)
$$K_c = \frac{[\text{CO}_{2(\text{aq})}]}{[\text{CO}_{2(\text{g})}]}$$
 - f)
$$K_c = \frac{1}{[\text{H}_2]^2[\text{CO}]} \text{ ou } K_p = \frac{1}{(P_{p\text{H}_2})^2(P_{p\text{CO}})}$$
2. a) La réaction inverse a été favorisée, puisque la constante d'équilibre est beaucoup plus petite que 1.
 - b) Aucune des réactions n'a été favorisée, puisque la constante d'équilibre se rapproche de 1.
 - c) La réaction directe a été favorisée, puisque la constante d'équilibre est beaucoup plus grande que 1.
 - d) La réaction directe a été favorisée, puisque la constante d'équilibre est beaucoup plus grande que 1.
3. 1. $K_c = ?$
 2. n de $\text{PCl}_3 = 0,10$ mol
 n de $\text{Cl}_2 = 0,010$ mol
 n de $\text{PCl}_5 = 0,12$ mol
 $V = 2,0$ L
 $T = 523$ K

8.1 La loi d'action de masse et la constante d'équilibre (*suite*)

$$3. K_c = \frac{[\text{PCl}_3][\text{Cl}_2]}{[\text{PCl}_5]}$$

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

$$4. [\text{PCl}_3] = \frac{0,10 \text{ mol}}{2,0 \text{ L}} = 0,050 \text{ mol/L}$$

$$[\text{Cl}_2] = \frac{0,010 \text{ mol}}{2,0 \text{ L}} = 0,0050 \text{ mol/L}$$

$$[\text{PCl}_5] = \frac{0,12 \text{ mol}}{2,0 \text{ L}} = 0,060 \text{ mol/L}$$

$$K_c = \frac{0,050 \times 0,0050}{0,06} = 0,004 167$$

5. La constante d'équilibre est de 0,0042.

4. 1. $P_{pN_2} = ?$

2. $P_{pH_2} = 2836,4 \text{ kPa}$

$P_{pNH_3} = 1276,4 \text{ kPa}$

$K_p = 7,53 \times 10^{-8}$

$T = 623 \text{ K}$

3. $K_p = \frac{(P_{pNH_3})^2}{P_{pN_2} (P_{pH_2})^3}$

D'où $P_{pN_2} = \frac{(P_{pNH_3})^2}{(P_{pH_2})^3 K_p}$

4. $P_{pN_2} = \frac{(1276,4)^2}{(2836,4)^3 \times 7,53 \times 10^{-8}}$
 $= 948,1 \text{ kPa}$

5. La pression partielle du diazote est de 948 kPa.

5. $K_{p_{inv}} = \frac{1}{K_{p_{dir}}}$
 $= \frac{1}{4,57 \times 10^9}$
 $= 2,188 \times 10^{-10}$

La constante d'équilibre est de $2,19 \times 10^{-10}$.

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

$$\begin{aligned} 6. \text{ a) } K_{c_2} &= (K_{c_1})^n \\ &= (1,81 \times 10^{-4})^2 \\ &= 3,276 \times 10^{-8} \end{aligned}$$

La constante d'équilibre est de $3,28 \times 10^{-8}$.

$$\begin{aligned} \text{b) } K_{c_2} &= (K_{c_1})^n \\ &= (1,81 \times 10^{-4})^{\frac{1}{2}} \\ &= 0,01345 \end{aligned}$$

La constante d'équilibre est de 0,0135.

$$\begin{aligned} \text{c) } K_{c_2} &= (K_{c_1})^n \\ &= (1,81 \times 10^{-4})^3 \\ &= 5,93 \times 10^{-12} \end{aligned}$$

$$\begin{aligned} K_{c_{inv}} &= \frac{1}{K_{c_{dir}}} \\ &= \frac{1}{5,93} \times 10^{-12} \\ &= 1,686 \times 10^{11} \end{aligned}$$

La constante d'équilibre est de $1,69 \times 10^{11}$.

7. a) La valeur de la constante d'équilibre augmentera, puisque l'augmentation de la température favorise les produits.
- b) La valeur de la constante d'équilibre diminuera, puisque l'augmentation de la température favorise les réactifs.
- c) La valeur de la constante d'équilibre diminuera, puisque l'augmentation de la température favorise les réactifs.
- d) La valeur de la constante d'équilibre augmentera, puisque l'augmentation de la température favorise les produits.

$$8. \quad A < C < B$$

Plus la constante d'équilibre est grande, plus les produits sont favorisés.

$$9. \quad 1. \quad K_c = ?$$

$$2. \quad n \text{ de NaHCO}_3 = 1,0 \times 10^{-2} \text{ mol}$$

$$n \text{ de H}^+ = 1,12 \times 10^{-2} \text{ mol}$$

$$n \text{ de Na}^+ = 5,0 \times 10^{-6} \text{ mol}$$

$$n \text{ de H}_2\text{CO}_3 = 2,0 \times 10^{-4} \text{ mol}$$

$$V = 200 \text{ ml} = 0,200 \text{ L}$$

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

$$3. K_c = \frac{[\text{Na}^+][\text{H}_2\text{CO}_3]}{[\text{H}^+]}$$

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

$$4. [\text{H}^+] = \frac{1,12 \times 10^{-2} \text{ mol}}{0,200 \text{ L}} = 5,60 \times 10^{-2} \text{ mol/L}$$

$$[\text{Na}^+] = \frac{5,0 \times 10^{-6} \text{ mol}}{0,200 \text{ L}} = 2,50 \times 10^{-5} \text{ mol/L}$$

$$[\text{H}_2\text{CO}_3] = \frac{2,0 \times 10^{-4} \text{ mol}}{0,200 \text{ L}} = 1,00 \times 10^{-3} \text{ mol/L}$$

$$K_c = \frac{2,50 \times 10^{-5} \times 1,00 \times 10^{-3}}{5,60 \times 10^{-2}} = 4,464 \times 10^{-7}$$

5. La constante d'équilibre est de $4,5 \times 10^{-7}$.

$$10. 1. K_c = \frac{[\text{HI}]^2}{[\text{H}_2][\text{I}_2]}$$

$$2. [\text{H}_2]_{\text{initiale}} = \frac{0,19 \text{ mol}}{2,5 \text{ L}} = 0,076 \text{ mol/L}$$

$$[\text{I}_2]_{\text{initiale}} = \frac{0,035 \text{ mol}}{2,5 \text{ L}} = 0,014 \text{ mol/L}$$

3.	$\text{H}_{2(g)}$	+	$\text{I}_{2(g)}$	\rightleftharpoons	$2 \text{HI}_{(g)}$	
	Initiale		0,076		0,014	0
	Variation		- 0,0125		- 0,0125	+ 0,025
	Équilibre		0,0635		0,0015	0,025

$$4. K_c = \frac{(0,025)^2}{0,0635 \times 0,0015} = 6,56$$

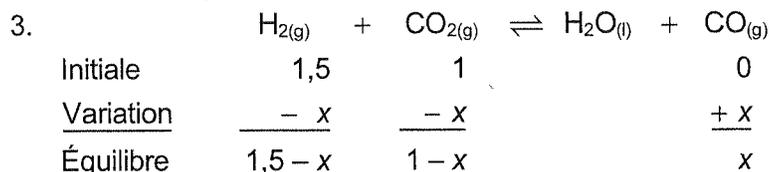
5. La constante d'équilibre est de 6,6. \rightarrow ~~4,464~~

$$11. 1. K_c = \frac{[\text{CO}]}{[\text{H}_2][\text{CO}_2]}$$

$$2. [\text{H}_2]_{\text{initiale}} = \frac{3 \text{ mol}}{2 \text{ L}} = 1,5 \text{ mol/L}$$

$$[\text{CO}_2]_{\text{initiale}} = \frac{2 \text{ mol}}{2 \text{ L}} = 1 \text{ mol/L}$$

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



4. $0,55 = \frac{x}{(1,5 - x)(1 - x)}$
 $0,55(1,5 - 2,5x + x^2) = x$
 $0,825 - 1,375x + 0,55x^2 = x$
 $0,825 - 2,375x + 0,55x^2 = x \quad \circ$

$$x_1 = \frac{-(-2,375) + \sqrt{((-2,375)^2 - 4 \times 0,55 \times 0,825)}}{2 \times 0,55}$$

$$= 3,94 \text{ mol/L}$$

ou

$$x_2 = \frac{-(-2,375) - \sqrt{((-2,375)^2 - 4 \times 0,55 \times 0,825)}}{2 \times 0,55}$$

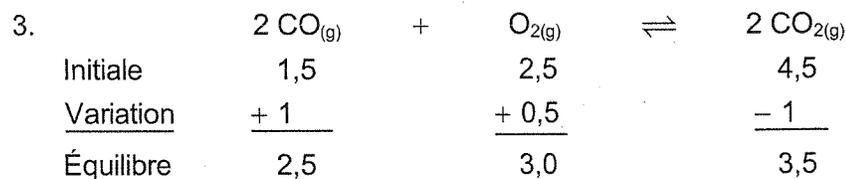
$$= 0,38 \text{ mol/L}$$

Seul x_2 est plausible.

5. $[\text{H}_2] = 1,5 \text{ mol/L} - 0,38 \text{ mol/L} = 1,12 \text{ mol/L}$
 $[\text{CO}_2] = 1 \text{ mol/L} - 0,38 \text{ mol/L} = 0,62 \text{ mol/L}$
 $[\text{CO}] = 0,38 \text{ mol/L}$

12. 1. $K_c = \frac{[\text{CO}_2]^2}{[\text{CO}]^2[\text{O}_2]}$

2. Aucun calcul à faire, puisqu'on a déjà le nombre de moles par litre.



4. $K_c = \frac{(3,5)^2}{(2,5)^2 \times 3,0}$
 $= 0,653$

5. La constante d'équilibre est de 0,65.

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

13. a) Calcul du nombre de moles de chaque substance

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

$$\text{D'où } n = \frac{m}{M}$$

$$n \text{ de BrCl} = \frac{0,634 \text{ g}}{115,35 \text{ g/mol}} = 0,00550 \text{ mol}$$

$$n \text{ de Br}_2 = \frac{4,31 \text{ g}}{159,80 \text{ g/mol}} = 0,0270 \text{ mol}$$

$$n \text{ de Cl}_2 = \frac{2,55 \text{ g}}{70,90 \text{ g/mol}} = 0,0360 \text{ mol}$$

Calcul de la concentration de chaque substance

$$[\text{BrCl}] = \frac{0,00550 \text{ mol}}{0,750 \text{ L}} = 0,00733 \text{ mol/L}$$

$$[\text{Br}_2] = \frac{0,0270 \text{ mol}}{0,750 \text{ L}} = 0,0360 \text{ mol/L}$$

$$[\text{Cl}_2] = \frac{0,0360 \text{ mol}}{0,750 \text{ L}} = 0,0480 \text{ mol/L}$$

Calcul de la constante d'équilibre

$$\begin{aligned} K_c &= \frac{[\text{Br}_2][\text{Cl}_2]}{[\text{BrCl}]^2} \\ &= \frac{0,0360 \times 0,0480}{(0,00733)^2} \\ &= 32,16 \end{aligned}$$

La constante d'équilibre en fonction des concentrations est de 32,2.

- b) Calcul de la pression partielle de chaque gaz

$$PV = nRT$$

$$\text{D'où } P = \frac{nRT}{V}$$

$$\begin{aligned} P_{p\text{BrCl}} &= \frac{0,00550 \text{ mol} \times 8,314 \text{ kPa} \cdot \text{L/mol} \cdot \text{K} \times 500 \text{ K}}{0,750 \text{ L}} \\ &= 30,485 \text{ kPa} \end{aligned}$$

$$\begin{aligned} P_{p\text{Br}_2} &= \frac{0,0270 \text{ mol} \times 8,314 \text{ kPa} \cdot \text{L/mol} \cdot \text{K} \times 500 \text{ K}}{0,750 \text{ L}} \\ &= 149,652 \text{ kPa} \end{aligned}$$

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

$$P_{pCl_2} = \frac{0,0360 \text{ mol} \times 8,314 \text{ kPa} \cdot \text{L/mol} \cdot \text{K} \times 500 \text{ K}}{0,750 \text{ L}}$$

$$= 199,536 \text{ kPa}$$

Calcul de la constante d'équilibre

$$K_p = \frac{P_{pBr_2} P_{pCl_2}}{(P_{pBrCl})^2}$$

$$= \frac{199,536 \times 149,652}{(30,485)^2}$$

$$= 32,131$$

La constante d'équilibre en fonction des pressions partielles est de 32,1.

8.2 Les acides et les bases

14. a) $\text{pH} = -\log[\text{H}^+]$
 $= -\log(2,8 \times 10^{-8})$
 $= 7,55$
 Le pH est de 7,5.

b) $[\text{H}^+] = \frac{3,6 \times 10^{-4} \text{ mol}}{0,250 \text{ L}}$
 $= 1,44 \times 10^{-3} \text{ mol/L}$
 $\text{pH} = -\log[\text{H}^+]$
 $= -\log(1,44 \times 10^{-3})$
 $= 2,84$
 Le pH est de 2,8.

15. $[\text{H}^+] = 10^{-\text{pH}}$
 $= 10^{-1,6}$
 $= 2,51 \times 10^{-2} \text{ mol/L}$

La concentration en ions H^+ est de $2,5 \times 10^{-2} \text{ mol/L}$.

16. a) 1. $[\text{H}^+] = ?$
 2. $[\text{H}^+] = [\text{HCl}]$ puisque c'est un acide fort
 $m = 20,0 \text{ g}$
 $V = 1,5 \text{ L}$
 $M = 36,46 \text{ g/mol}$

8.2 Les acides et les bases (suite)

$$3. M = \frac{m}{n}$$

$$\text{D'où } n = \frac{m}{M}$$

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

$$4. n = \frac{20,0 \text{ g}}{36,46 \text{ g/mol}}$$

$$= 0,549 \text{ mol}$$

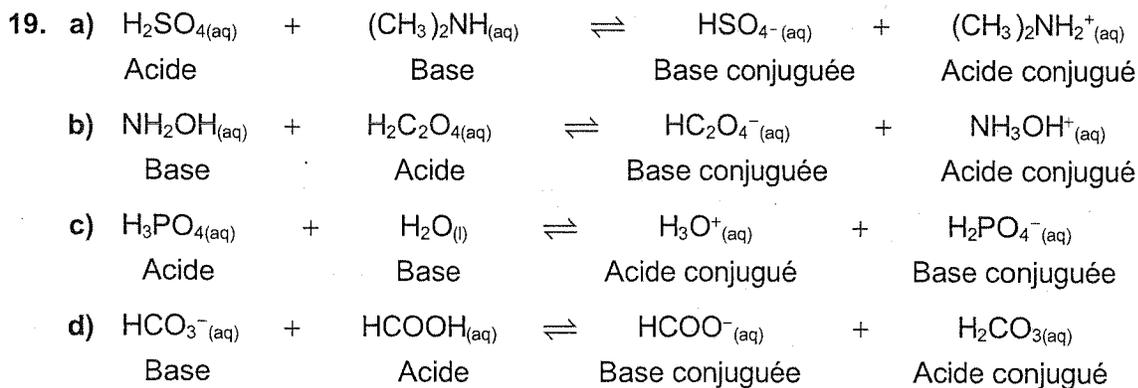
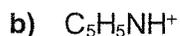
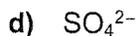
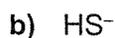
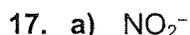
$$C = \frac{0,549 \text{ mol}}{1,5 \text{ L}}$$

$$= 0,366 \text{ mol/L}$$

5. La concentration en ions H^+ est de 0,37 mol/L.

$$\begin{aligned} \text{b) } \text{pH} &= -\log[\text{H}^+] \\ &= -\log(0,37) \\ &= 0,43 \end{aligned}$$

Le pH est de 0,43.



8.2 Les acides et les bases (suite)

20. a) $\text{HBr}_{(\text{aq})} + \text{H}_2\text{O}_{(\text{l})} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+_{(\text{aq})} + \text{Br}^-_{(\text{aq})}$
 b) $\text{NH}_2\text{NH}_{2(\text{aq})} + \text{H}_2\text{O}_{(\text{l})} \rightleftharpoons \text{NH}_2\text{NH}_3^+_{(\text{aq})} + \text{OH}^-_{(\text{aq})}$
 c) $\text{HNO}_{3(\text{aq})} + \text{H}_2\text{O}_{(\text{l})} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+_{(\text{aq})} + \text{NO}_3^-_{(\text{aq})}$
 d) $\text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_{2(\text{aq})} + \text{H}_2\text{O}_{(\text{l})} \rightleftharpoons \text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_3^+_{(\text{aq})} + \text{OH}^-_{(\text{aq})}$

21. $K_{\text{eau}} = [\text{H}^+][\text{OH}^-] = 1,0 \times 10^{-14}$

$$\text{D'où } [\text{H}^+] = \frac{1,0 \times 10^{-14}}{[\text{OH}^-]}$$

$$[\text{H}^+] = \frac{1,0 \times 10^{-14}}{2,3 \times 10^{-5}}$$

$$= 4,348 \times 10^{-10} \text{ mol/L}$$

La concentration en ions H^+ est de $4,3 \times 10^{-10}$ mol/L.

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

$$K_{\text{eau}} = [\text{H}^+][\text{OH}^-] = 1,0 \times 10^{-14}$$

$$\text{D'où } [\text{OH}^-] = \frac{1,0 \times 10^{-14}}{[\text{H}^+]}$$

$$[\text{H}^+] = 10^{-3,7}$$

$$= 2,0 \times 10^{-4} \text{ mol/L}$$

$$[\text{OH}^-] = \frac{1,0 \times 10^{-14}}{2,0 \times 10^{-4}}$$

$$= 5,0 \times 10^{-11} \text{ mol/L}$$

La concentration en ions OH^- est de $5,0 \times 10^{-11}$ mol/L.

23. A. $\text{pH} = -\log[\text{H}^+]$
 $= -\log(7,8 \times 10^{-8})$
 $= 7,1$

B. $K_{\text{eau}} = [\text{H}^+][\text{OH}^-] = 1,0 \times 10^{-14}$

$$\text{D'où } [\text{H}^+] = \frac{1,0 \times 10^{-14}}{[\text{OH}^-]}$$

$$[\text{H}^+] = \frac{1,0 \times 10^{-14}}{0,0010 \text{ mol/L}}$$

$$= 1,0 \times 10^{-11} \text{ mol/L}$$

$$\text{pH} = -\log(1,0 \times 10^{-11})$$

$$= 11$$

8.2 Les acides et les bases (suite)

$$\begin{aligned} \text{C. } [\text{H}^+] &= [\text{HNO}_3] \text{ puisqu'il s'agit d'un acide fort} \\ &= 0,0065 \text{ mol/L} \\ \text{pH} &= -\log(0,0065) \\ &= 2,2 \end{aligned}$$

$$\begin{aligned} \text{D. } &\text{Puisque 1 mol de Ba(OH)}_2 \text{ (une base forte) libère 2 mol d'ions OH}^- \\ &[\text{OH}^-] = 2[\text{Ba(OH)}_2] \\ &= 2 \times 0,30 \text{ mol/L} \\ &= 0,60 \text{ mol/L} \\ &[\text{H}^+] = \frac{1,0 \times 10^{-14}}{0,60 \text{ mol/L}} \\ &= 1,67 \times 10^{-14} \text{ mol/L} \\ &\text{pH} = -\log(1,67 \times 10^{-14}) \\ &= 14 \end{aligned}$$

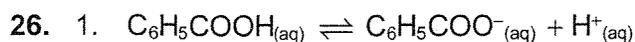
En ordre croissant de pH, la solution C a un pH de 2,2, la solution A a un pH de 7,1, la solution B a un pH de 11 et la solution D a un pH de 14.

24. Plus une base est forte, plus elle se dissocie et plus le pH augmente. Plus une base est forte, plus sa valeur de constante de basicité (K_b) est grande, car une grande valeur de K_b indique que les produits sont favorisés.

La solution B est la base la plus forte, car sa constante K_b est la plus grande : cette base aura ainsi le plus grand pH.

$$\begin{aligned} 25. \quad K_a &= \frac{[\text{H}^+][\text{A}^-]}{[\text{acide}]} \\ &= \frac{1,0 \times 10^{-4} \times 1,0 \times 10^{-4}}{0,1} \\ &= 1,0 \times 10^{-7} \end{aligned}$$

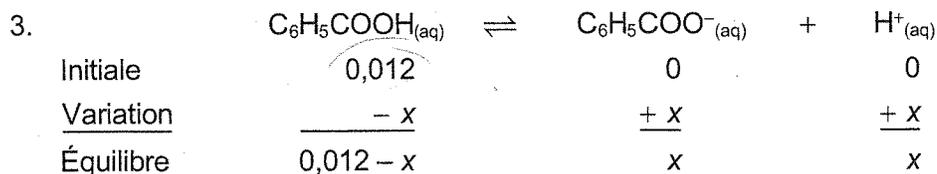
Il s'agit de H_2S .



$$K_a = \frac{[\text{C}_6\text{H}_5\text{COO}^-][\text{H}^+]}{[\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}]}$$

2. Aucun calcul nécessaire.

8.2 Les acides et les bases (suite)



$$4. \quad 6,4 \times 10^{-5} = \frac{x^2}{0,012 - x}$$

$$x^2 = 6,4 \times 10^{-5} \times (0,012 - x)$$

$$x^2 = 7,68 \times 10^{-7} - 6,4 \times 10^{-5}x$$

$$x^2 + 6,4 \times 10^{-5}x - 7,68 \times 10^{-7} = 0$$

$$x_1 = \frac{-6,4 \times 10^{-5} + \sqrt{(6,4 \times 10^{-5})^2 - 4 \times 1 \times -7,68 \times 10^{-7}}}{2 \times 1}$$

$$= 8,45 \times 10^{-4} \text{ mol/L}$$

ou

$$x_2 = \frac{-6,4 \times 10^{-5} - \sqrt{(6,4 \times 10^{-5})^2 - 4 \times 1 \times -7,68 \times 10^{-7}}}{2 \times 1}$$

$$= -9,09 \times 10^{-4} \text{ mol/L}$$

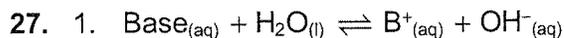
Seul x_1 est plausible.

Donc, $[\text{H}^+] = 8,45 \times 10^{-4} \text{ mol/L}$

Calcul du pH

$$\text{pH} = -\log[\text{H}^+] = -\log(8,45 \times 10^{-4}) = 3,07$$

5. Le pH de la solution est de 3,1.



$$K_b = \frac{[\text{OH}^-][\text{B}^+]}{[\text{base}]}$$

2. $[\text{H}^+] = 10^{-\text{pH}}$
 $= 10^{-8,2}$
 $= 6,31 \times 10^{-9} \text{ mol/L}$

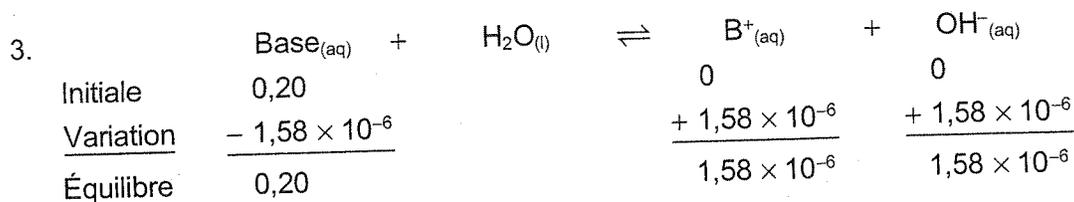
$$K_{\text{eau}} = [\text{H}^+][\text{OH}^-] = 1,0 \times 10^{-14} \text{ D'où}$$

$$[\text{OH}^-] = \frac{1,0 \times 10^{-14}}{[\text{H}^+]}$$

$$= \frac{1,0 \times 10^{-14}}{6,31 \times 10^{-9} \text{ mol/L}}$$

$$= 1,58 \times 10^{-6} \text{ mol/L}$$

8.2 Les acides et les bases (suite)



$$4. K_b = \frac{1,58 \times 10^{-6} \times 1,58 \times 10^{-6}}{0,20} = 1,248 \times 10^{-11}$$

5. La constante de basicité est de $1,2 \times 10^{-11}$.

28. a) Le pH augmente, puisque l'ajout favorise les réactifs et diminue la concentration en ions H^+ .
- b) Le pH augmente, puisque la diminution favorise les réactifs et diminue la concentration en ions H^+ .
- c) Le pH augmente, puisque les ions ajoutés se lient aux ions H^+ pour former de l'eau, ce qui diminue la concentration des ions H^+ .

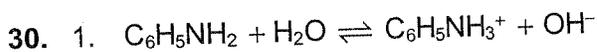
$$29. [\text{H}^+] = 10^{-\text{pH}} = 10^{-2,3} = 0,0050 \text{ mol/L}$$

$$0,0050 \text{ mol/L} \times 0,100 \text{ L} = 0,000 50 \text{ mol}$$

Puisque l'acide citrique contribue à 95 % de l'acidité

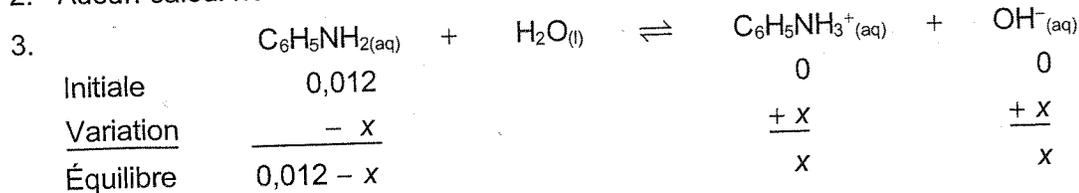
$$0,000 50 \text{ mol} \times 95 \% = 0,000 475 \text{ mol}$$

Il y a $4,8 \times 10^{-4}$ mol d'ions H^+ qui proviennent de l'acide citrique.



$$K_b = \frac{[\text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_3^+][\text{OH}^-]}{[\text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_2]}$$

2. Aucun calcul nécessaire.



8.2 Les acides et les bases (suite)

$$4. \quad 3,8 \times 10^{-10} = \frac{x^2}{0,012 - x}$$

$$x^2 = 3,8 \times 10^{-10} \times (0,012 - x)$$

$$x^2 = 4,56 \times 10^{-12} - 3,8 \times 10^{-10}x$$

$$x^2 + 3,8 \times 10^{-10}x - 4,56 \times 10^{-12} = 0$$

$$x_1 = \frac{-3,8 \times 10^{-10} + \sqrt{((3,8 \times 10^{-10})^2 - 4 \times 1 \times -4,56 \times 10^{-12})}}{2 \times 1}$$

$$= -2,14 \times 10^{-6} \text{ mol/L}$$

ou

$$x_2 = \frac{-3,8 \times 10^{-10} - \sqrt{((3,8 \times 10^{-10})^2 - 4 \times 1 \times -4,56 \times 10^{-12})}}{2 \times 1}$$

$$= 2,14 \times 10^{-6} \text{ mol/L}$$

Seul x_2 est plausible.

$$\text{Donc, } [\text{OH}^-] = 2,14 \times 10^{-6} \text{ mol/L}$$

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

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

$$= \frac{1 \times 10^{-14}}{2,14 \times 10^{-6} \text{ mol/L}}$$

$$= 4,67 \times 10^{-9} \text{ mol/L}$$

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

$$= -\log(4,67 \times 10^{-9})$$

$$= 8,33$$

5. Le pH est de 8,3.

8.3 Les solides peu solubles

31. a) Très soluble.

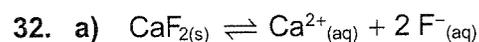
b) Peu soluble.

c) Très soluble.

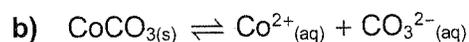
d) Peu soluble.

e) Peu soluble.

f) Peu soluble.

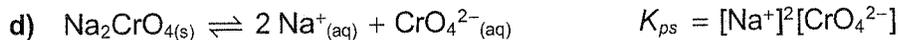
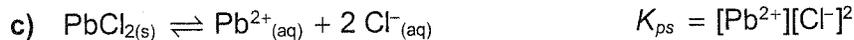


$$K_{ps} = [\text{Ca}^{2+}][\text{F}^-]^2$$

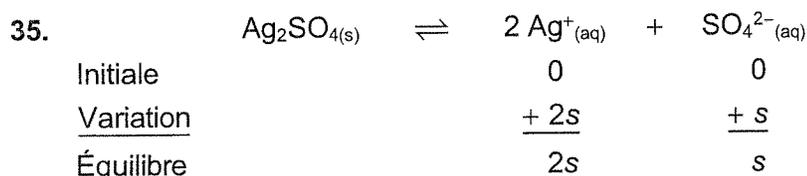


$$K_{ps} = [\text{Co}^{2+}][\text{CO}_3^{2-}]$$

8.3 Les solides peu solubles (suite)



33. On peut le faire pour le difluorure de calcium, le dichlorure de plomb et le chromate de disodium, puisqu'on obtient la même proportion d'ions dans les trois cas.
34. C'est la solution contenant des ions Br^{-} qui sera la plus efficace, puisque AgBr est moins soluble que AgCl .



$$K_{ps} = [\text{Ag}^{+}]^2[\text{SO}_4^{2-}]$$

$$= [2s]^2[s]$$

$$= 4s^3$$

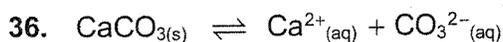
$$1,58 \times 10^{-5} = 4s^3$$

$$s = \sqrt[3]{\frac{1,58 \times 10^{-5}}{4}}$$

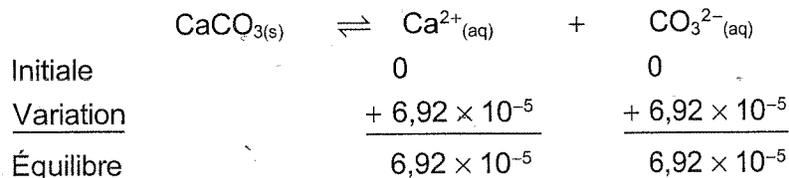
$$= 1,58 \times 10^{-2} \text{ mol/L}$$

Donc, $[\text{Ag}^{+}] = 1,58 \times 10^{-2} \text{ mol/L} \times 2 = 3,16 \times 10^{-2} \text{ mol/L}$

La concentration en ions Ag^{+} est de $3,16 \times 10^{-2} \text{ mol/L}$.



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



$$K_{ps} = 6,92 \times 10^{-5} \times 6,92 \times 10^{-5}$$

$$= 4,789 \times 10^{-9}$$

La constante du produit de solubilité est de $4,79 \times 10^{-9}$.

37. Calcul de la concentration en ions Mg^{2+}

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

D'où $n = CV$

8.3 Les solides peu solubles (*suite*)

$$\begin{aligned} n &= 4,8 \times 10^{-4} \text{ mol/L} \times 0,250 \text{ L} \\ &= 1,20 \times 10^{-4} \text{ mol} \end{aligned}$$

$$\begin{aligned} C &= \frac{1,20 \times 10^{-4} \text{ mol}}{0,350 \text{ L}} \\ &= 3,43 \times 10^{-4} \text{ mol/L} \end{aligned}$$

Calcul de la concentration en ions CO_3^{2-}

$$\begin{aligned} n &= 2,5 \times 10^{-3} \text{ mol/L} \times 0,100 \text{ L} \\ &= 2,50 \times 10^{-4} \text{ mol} \end{aligned}$$

$$\begin{aligned} C &= \frac{2,50 \times 10^{-4} \text{ mol}}{0,350 \text{ L}} \\ &= 7,14 \times 10^{-4} \text{ mol/L} \end{aligned}$$

Calcul de K_{ps}

$$\begin{aligned} K_{ps} &= [\text{Mg}^{2+}][\text{CO}_3^{2-}] \\ &= 3,43 \times 10^{-4} \text{ mol/L} \times 7,14 \times 10^{-4} \text{ mol/L} \\ &= 2,45 \times 10^{-7} \end{aligned}$$

Puisque le produit des concentrations est plus grand que la constante du produit de solubilité du carbonate de magnésium, qui est de $3,5 \times 10^{-8}$, il y aura formation d'un précipité.

38. La substance D, soit $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$, est la seule qui pourrait fournir des ions Pb^{2+} , puisqu'elle est la seule de la liste qui est soluble et qui contient du plomb. Dans le cas des ions I^- , deux substances sont solubles et pourraient donc être utilisées, soit les substances F et H (KI et NaI).
39. Le premier précipité est BaSO_4 . Le deuxième précipité est FePO_4 . Le dernier est Li_2CO_3 .

Exercices sur l'ensemble du chapitre 8

40. a) La quantité de produits est très grande, puisque la constante d'équilibre est très grande. Plus la constante d'équilibre est grande, plus les produits sont favorisés.
- b) La valeur de la constante d'équilibre diminue lorsque la température augmente, puisqu'une augmentation de la température favorise la réaction inverse.

Exercices sur l'ensemble du chapitre 8 (suite)

41. Plus un acide est fort, plus sa dissociation en ions H^+ et en sa base conjuguée est importante. Plus un acide est fort, plus sa constante d'acidité (K_a) est grande, car une valeur élevée de K_a indique que les produits sont favorisés.

Comme la constante d'acidité de l'acide fluorhydrique est plus grande que celle de l'acide benzoïque, HF se dissociera plus que C_6H_5COOH .

42. 1.
$$K_c = \frac{[CO][Cl_2]}{[COCl_2]}$$

2.
$$[COCl_2]_{\text{initiale}} = \frac{1,96 \text{ mol}}{2 \text{ L}} = 0,98 \text{ mol/L}$$

$$[COCl_2]_{\text{finale}} = \frac{1,16 \text{ mol}}{2 \text{ L}} = 0,58 \text{ mol/L}$$

3.	$COCl_{2(g)}$	\rightleftharpoons	$CO_{(g)}$	+	$Cl_{2(g)}$
Initiale	0,98		0		0
<u>Variation</u>	<u>- 0,40</u>		<u>+ 0,40</u>		<u>+ 0,40</u>
Équilibre	0,58		0,40		0,40

4.
$$K_c = \frac{0,40 \times 0,40}{0,58}$$

$$= 0,2759$$

5. La constante d'équilibre est de 0,276.

43. 1.
$$K_c = \frac{[H_3O^+][NO_2^-]}{[HNO_2]}$$

2.	$HNO_{2(aq)}$	+	$H_2O_{(l)}$	\rightleftharpoons	$H_3O^+_{(aq)}$	+	$NO_2^-_{(aq)}$
Initiale	$1,0 \times 10^{-2}$				0		0
<u>Variation</u>	<u>- x</u>				<u>+ x</u>		<u>+ x</u>
Équilibre	$1,0 \times 10^{-2} - x$				x		x

3.
$$7,2 \times 10^{-4} = \frac{x \times x}{(1,0 \times 10^{-2} - x)}$$

$$7,2 \times 10^{-6} - 7,2 \times 10^{-4}x = x^2$$

$$7,2 \times 10^{-6} - 7,2 \times 10^{-4}x - x^2 = 0$$

Exercices sur l'ensemble du chapitre 8 (suite)

$$4. \quad x_1 = \frac{7,2 \times 10^{-4} + \sqrt{((-7,2 \times 10^{-4})^2 - 4 \times 7,2 \times 10^{-6} \times -1)}}{2 \times -1}$$

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

ou

$$x_2 = \frac{7,2 \times 10^{-4} - \sqrt{((-7,2 \times 10^{-4})^2 - 4 \times 7,2 \times 10^{-6} \times -1)}}{2 \times -1}$$

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

Seul x_2 est plausible.

$$\text{Donc, } [\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{NO}_2^-] = 2,3 \times 10^{-3} \text{ mol/L}$$

$$[\text{HNO}_2] \approx 1,0 \times 10^{-2} \text{ mol/L}$$

5. La concentration à l'équilibre des ions H_3O^+ et NO_2^- est de $2,3 \times 10^{-3} \text{ mol/L}$, alors que celle de l'acide nitreux est d'environ $1,0 \times 10^{-2} \text{ mol/L}$.

44. La précipitation est exothermique, puisqu'une augmentation de la température favorise la réaction inverse. C'est pourquoi la solubilité diminue quand la température augmente.

$$45. \quad 1. \quad K_c = \frac{[\text{NH}_3]^2}{[\text{N}_2][\text{H}_2]^3}$$

$$2. \quad C = \frac{n}{V}$$

$$[\text{N}_2] = \frac{12 \text{ mol}}{4 \text{ L}} = 3 \text{ mol/L}$$

$$[\text{H}_2] = \frac{18 \text{ mol}}{4 \text{ L}} = 4,5 \text{ mol/L}$$

3.	$\text{N}_{2(g)}$	+	$3 \text{ H}_{2(g)}$	\rightleftharpoons	$2 \text{ NH}_{3(g)}$		
	Initiale		3		4,5		0
	Variation		-0,3		-0,9		+0,6
	Équilibre		2,7		3,6		0,6

$$4. \quad K_c = \frac{(0,6)^2}{(2,7)(3,6)^3}$$

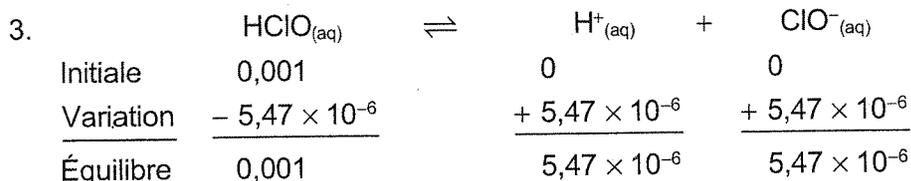
$$= 2,86 \times 10^{-3}$$

5. La constante d'équilibre est de 3×10^{-3} .

Exercices sur l'ensemble du chapitre 8 (suite)

46. 1. $K_a = \frac{[H^+][ClO^-]}{[HClO]}$

2. $[H^+] = [ClO^-] = 5,47 \times 10^{-6} \text{ mol/L}$

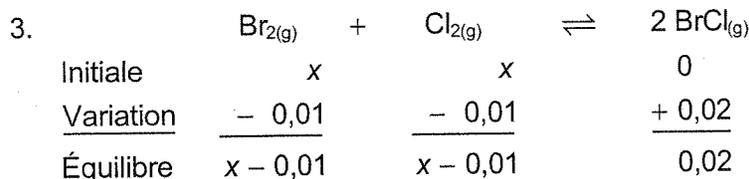


4. $K_a = \frac{(5,47 \times 10^{-6}) \times (5,47 \times 10^{-6})}{0,001}$
 $= 3 \times 10^{-8}$

5. La constante d'acidité est de 3×10^{-8} .

47. 1. $K_c = \frac{[BrCl]^2}{[Br_2][Cl_2]}$

2. Aucun calcul nécessaire.



4. $4 = \frac{(0,02)^2}{(x - 0,01)(x - 0,01)}$
 $4x^2 - 0,08x + 0,0004 = 0,0004$
 $4x^2 - 0,08x = 0$

$$x_1 = \frac{0,08 + \sqrt{((-0,08)^2 - 4 \times 4 \times 0)}}{2 \times 4}$$

$$= 0,02 \text{ mol/L}$$

ou

$$x_2 = \frac{0,08 - \sqrt{((-0,08)^2 - 4 \times 4 \times 0)}}{2 \times 4}$$

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

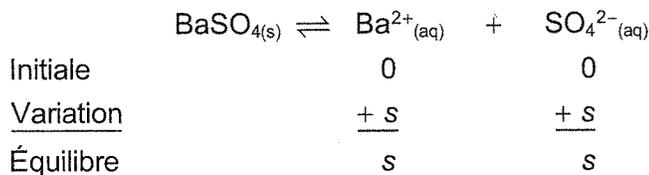
Seul x_1 est plausible.

Donc, $[Br_2]_{\text{initiale}}$ et $[Cl_2]_{\text{initiale}} = 0,02 \text{ mol/L}$

5. La concentration initiale des réactifs était de $0,02 \text{ mol/L}$.

Exercices sur l'ensemble du chapitre 8 (suite)

48. La solubilité représente la quantité maximale de solide que l'on peut dissoudre, donc nous devons chercher s .



$$\begin{aligned} K_{ps} &= [\text{Ba}^{2+}][\text{SO}_4^{2-}] \\ &= [s][s] \\ &= s^2 \end{aligned}$$

$$K_{ps} = 1,1 \times 10^{-10} = s^2$$

$$\begin{aligned} \text{D'où } s &= \sqrt{1,1 \times 10^{-10}} \\ &= 1,049 \times 10^{-5} \text{ mol/L} \end{aligned}$$

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

$$\text{D'où } m = Mn$$

$$\begin{aligned} m &= 233,40 \text{ g/mol} \times 1,049 \times 10^{-5} \text{ mol} \\ &= 2,448 \times 10^{-3} \text{ g} \end{aligned}$$

Il faut dissoudre $2,4 \times 10^{-3}$ g de sulfate de baryum.

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

$$K_{eau} = [\text{H}^+][\text{OH}^-] = 1,0 \times 10^{-14}$$

$$\text{D'où } [\text{OH}^-] = \frac{1,0 \times 10^{-14}}{[\text{H}^+]}$$

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

$$\text{D'où } n = CV$$

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

$$\text{D'où } m = Mn$$

$$[\text{H}^+] = 10^{-11}$$

$$= 1,0 \times 10^{-11} \text{ mol/L}$$

$$[\text{OH}^-] = \frac{1,0 \times 10^{-14}}{1,0 \times 10^{-11}}$$

$$= 1,0 \times 10^{-3} \text{ mol/L}$$

$$n = 1,0 \times 10^{-3} \text{ mol/L} \times 1,5 \text{ L}$$

$$= 1,5 \times 10^{-3} \text{ mol}$$

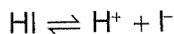
$$m = 56,11 \text{ g/mol} \times 1,5 \times 10^{-3} \text{ mol}$$

$$= 8,42 \times 10^{-2} \text{ g}$$

Il faut utiliser $8,4 \times 10^{-2}$ g de KOH.

Défi

50. Bécher A : HI est un acide fort



Puisque la dissociation de HI est complète, la concentration de H^+ est égale à la concentration de HI, soit $2,50 \times 10^{-5}$ mol/L

$$[\text{H}^+] = 2,50 \times 10^{-5}$$

$$\begin{aligned} \text{pH} &= -\log(2,50 \times 10^{-5}) \\ &= 4,60 \end{aligned}$$

Bécher B : HOCl est un acide faible, $K_a = 2,9 \times 10^{-8}$

	HOCl	\rightleftharpoons	OCl^-	+	H^+
Initiale	$2,50 \times 10^{-5}$		0		0
Variation	<u> </u> - x		<u> </u> + x		<u> </u> + x
Équilibre	$2,50 \times 10^{-5} - x$		x		x

$$K_a = \frac{[\text{H}^+][\text{OCl}^-]}{[\text{HOCl}]}$$

$$2,9 \times 10^{-8} = \frac{x^2}{2,50 \times 10^{-5} - x}$$

On obtient une équation du second degré

$$x^2 + 2,9 \times 10^{-8}x - 7,25 \times 10^{-13}$$

$$x = \frac{-2,9 \times 10^{-8} \pm \sqrt{((2,9 \times 10^{-8})^2 - 4 \times 1 \times -7,25 \times 10^{-13})}}{2 \times 1}$$

$$= 8,37 \times 10^{-7} \text{ mol/L}$$

$$\begin{aligned} \text{pH} &= -\log(8,37 \times 10^{-7}) \\ &= 6,08 \end{aligned}$$

Bécher C : $\text{C}_5\text{H}_5\text{N}$ est une base faible, $K_b = 1,5 \times 10^{-9}$

	$\text{C}_5\text{H}_5\text{N}$	+	H_2O	\rightleftharpoons	OH^-	+	$\text{C}_5\text{H}_5\text{NH}^+$
Initiale	$2,50 \times 10^{-5}$				0		0
Variation	<u> </u> - x				<u> </u> + x		<u> </u> + x
Équilibre	$2,50 \times 10^{-5} - x$				x		x

$$K_b = \frac{[\text{C}_5\text{H}_5\text{NH}^+][\text{OH}^-]}{[\text{C}_5\text{H}_5\text{N}]}$$

$$1,5 \times 10^{-9} = \frac{x^2}{2,50 \times 10^{-5} - x}$$

Défi (suite)

On obtient une équation du second degré

$$x^2 + 1,5 \times 10^{-9}x - 3,75 \times 10^{-14}$$

$$x = \frac{-1,5 \times 10^{-9} \pm \sqrt{((1,5 \times 10^{-9})^2 + 4 \times 1 \times 3,75 \times 10^{-14})}}{2 \times 1}$$

$$= 1,93 \times 10^{-7} \text{ mol/L} = [\text{OH}^-]$$

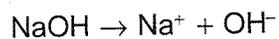
$$[\text{H}^+] = \frac{1,0 \times 10^{-14}}{1,93 \times 10^{-7}}$$

$$= 5,18 \times 10^{-8}$$

$$\text{pH} = -\log(5,18 \times 10^{-8})$$

$$= 7,29$$

Bécher D : NaOH est une base forte



Puisque la dissociation de NaOH est complète, la concentration de OH^- est égale à la concentration de NaOH, soit $2,50 \times 10^{-5} \text{ mol/L}$

$$[\text{H}^+] = \frac{1,0 \times 10^{-14}}{2,50 \times 10^{-5}}$$

$$= 4,00 \times 10^{-10}$$

$$\text{pH} = -\log(4,00 \times 10^{-10})$$

$$= 9,40$$

Dans le contenant 1 : contenu du bécher A.

Dans le contenant 2 : contenu des béchers B et C.

Dans le contenant 3 : contenu du bécher D.