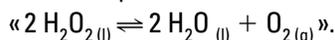


POUR FAIRE LE POINT

Section 12.1 La constante d'équilibre

Manuel, p. 318 et 319

1. Note: La question 1 d devrait se lire comme suit:



$$a) K_c = \frac{[\text{CO}] \cdot [\text{H}_2\text{O}]}{[\text{CO}_2] \cdot [\text{H}_2]}$$

$$b) K_c = \frac{[\text{CO}_2]^2}{[\text{CO}]^2}$$

$$c) K_c = \frac{[\text{NO}_2] \cdot [\text{O}_2]}{[\text{NO}] \cdot [\text{O}_3]}$$

$$d) K_c = [\text{O}_2]$$

$$e) K_c = [\text{O}_2]$$

$$2. K_c = \frac{[\text{C}]^c \cdot [\text{D}]^d}{[\text{A}]^a \cdot [\text{B}]^b} = \frac{[\text{PCl}_3] \cdot [\text{Cl}_2]}{[\text{PCl}_5]}$$

$$K_{c_{\text{syn}}} = \frac{(1,5 \times 10^{-2}) \cdot (1,5 \times 10^{-2})}{(1,2 \times 10^{-2})} = 1,875 \times 10^{-2}$$

Réponse: La valeur de la constante d'équilibre à 250 °C est de $1,9 \times 10^{-2}$.

$$3. K_c = \frac{[\text{C}]^c \cdot [\text{D}]^d}{[\text{A}]^a \cdot [\text{B}]^b} = \frac{[\text{H}_2]^2 \cdot [\text{S}_2]}{[\text{H}_2\text{S}]^2}$$

$$K_{c_{\text{syn}}} = \frac{(0,013)^2 \cdot (0,046)}{(0,18)^2} = 2,4 \times 10^{-4}$$

Réponse: La valeur de la constante d'équilibre à 1 400 K est de $2,4 \times 10^{-4}$.

$$4. K_c = \frac{[\text{C}]^c \cdot [\text{D}]^d}{[\text{A}]^a \cdot [\text{B}]^b} = \frac{[\text{HF}]^2}{[\text{H}_2] \cdot [\text{F}_2]}$$

$$K_{c_{\text{syn}}} = \frac{3^2}{4 \cdot 6} = 0,375$$

Réponse: La valeur de la constante d'équilibre à 1 400 K est de 0,4.

$$5. K_{c_{\text{inv}}} = \frac{1}{K_{c_{\text{syn}}}} = \frac{1}{1 \times 10^{-30}} = 1 \times 10^{30}$$

Réponse: La valeur de la constante d'équilibre pour la réaction de décomposition du monoxyde d'azote (NO) à 25 °C est de 1×10^{30} .

$$6. K_c = \frac{[\text{C}]^c \cdot [\text{D}]^d}{[\text{A}]^a \cdot [\text{B}]^b} = \frac{[\text{CO}] \cdot [\text{H}_2\text{O}]}{[\text{CO}_2] \cdot [\text{H}_2]}$$

$$K_{c_{\text{syn}}} = \frac{5,9 \cdot 12}{18 \cdot 20} = 0,1967$$

Réponse: La valeur de la constante d'équilibre pour cette réaction à 427 °C est de 0,20.

$$7. K_c = \frac{[\text{C}]^c \cdot [\text{D}]^d}{[\text{A}]^a \cdot [\text{B}]^b} = \frac{[\text{N}_2\text{O}_4]}{[\text{NO}_2]^2}$$

$$[\text{N}_2\text{O}_4] = K_c \cdot [\text{NO}_2]^2 = 1,15 \cdot (0,05)^2 = 2,875 \times 10^{-3} \text{ mol/L}$$

Réponse: La concentration de tétraoxyde de diazote (N_2O_4) à l'équilibre à 55 °C est de 3×10^{-3} .

8. c), b), a).

9. a) Réaction complète.

b) Aucune réaction.

c) Réaction complète.

10. Les possibilités que le dihydrogène (H_2) et le dichlore (Cl_2) se forment sont très minces et la constante d'équilibre est très grande, ce qui veut dire que les produits sont présents en très grande majorité dans la réaction à l'équilibre.

11. a) Des températures élevées.

b) Des températures basses.

c) Des températures élevées.

d) Des températures basses.

12. Il faudrait maintenir la température aussi basse que possible.

13. a) L'équilibre se déplacera vers les réactifs.

b) L'équilibre se déplacera vers les produits.

c) L'équilibre se déplacera vers les réactifs.

d) L'équilibre se déplacera vers les réactifs.

14. 1. Calcul des concentrations initiales :

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

$$[I_2]_i = [Cl_2]_i = \frac{0,83 \text{ mol}}{10 \text{ L}} = 0,083 \text{ mol/L}$$

2. Report des données et utilisation du tableau IVÉ :

Concentration (mol/L)	$I_{2(g)}$	$+ Cl_{2(g)}$	\rightleftharpoons	$2 ICl_{(g)}$
Initiale (C_i)	0,083	0,083		0
Variation (ΔC)	-x	-x		+2x
Équilibre ($C_{\text{éq}}$)	$0,083 - x$	$0,083 - x$		2x

3. Calcul des concentrations à l'équilibre de chaque substance :

$$K_c = \frac{[C]^c \cdot [D]^d}{[A]^a \cdot [B]^b} = \frac{[ICl]^2}{[I_2] \cdot [Cl_2]}$$

$$82 = \frac{(2x)^2}{(0,083 - x) \cdot (0,083 - x)}$$

Cette équation de second degré est de type $ax^2 + bx + c = 0$. Il faut donc la récrire sous la forme d'une équation quadratique.

$$82(0,006889 - 0,166x + x^2) = (2x)^2$$

$$0,564898 - 13,612x + 82x^2 = 4x^2$$

$$78x^2 - 13,612x + 0,564898 = 0$$

Pour trouver les valeurs de x, on peut utiliser :

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

$$= \frac{-(-13,612) \pm \sqrt{-13,612^2 - 4(78 \cdot 0,567898)}}{2 \cdot 78}$$

$$= 0,1055 \text{ ou } 0,069 \text{ (la 2}^{\text{e}} \text{ valeur est la bonne valeur)}$$

4. Calcul des concentrations de chacune des substances à l'équilibre :

$$C_{\text{éq}} = C_i + \Delta C$$

$$[I_2]_{\text{éq}} = [Cl_2]_{\text{éq}} = 0,083 - x = 0,014 \text{ mol/L}$$

$$[ICl]_{\text{éq}} = 2(0,014) = 0,028 \text{ mol/L}$$

Réponse : À l'équilibre, la concentration du diiode (I_2) est de 0,014 mol/L, celle du dichlore (Cl_2) est de 0,014 mol/L et celle du chlorure d'iode (ICl) est de 0,028 mol/L.

15. 1. Report des données et utilisation du tableau IVÉ :

Concentration (mol/L)	$2 HF_{(g)}$	\rightleftharpoons	$H_{2(g)}$	$+ F_{2(g)}$
Initiale (C_i)	x		0	0
Variation (ΔC)	-2(0,045)		+0,045	+0,045
Équilibre ($C_{\text{éq}}$)	$x - 0,090$		0,045	0,045

2. Calcul des concentrations à l'équilibre de chaque substance :

$$K_c = \frac{[C]^c \cdot [D]^d}{[A]^a \cdot [B]^b} = \frac{[H_2] \cdot [F_2]}{[HF]^2}$$

$$4 = \frac{(0,045) \cdot (0,045)}{(x - 0,090)^2}$$

Cette équation de second degré est de type $ax^2 + bx + c = 0$. Il faut donc la récrire sous la forme d'une équation quadratique.

$$4(x^2 - 0,18x + 0,0081) = 0,002025$$

$$4x^2 - 0,72x + 0,0324 = 0,002025$$

$$4x^2 - 0,72x + 0,030375 = 0$$

Pour trouver les valeurs de x, on peut utiliser :

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

$$= \frac{-(-0,72) \pm \sqrt{-0,72^2 - 4(4 \cdot 0,030375)}}{2 \cdot 4}$$

$$= 0,1125 \text{ ou } 0,0675 \text{ (la 1}^{\text{e}} \text{ valeur est la bonne valeur)}$$

Donc, la concentration initiale est de 0,1125 mol/L.

Réponse : Il y avait 0,11 mol de fluorure d'hydrogène (HF) dans la cuve au début de la réaction.

16. Note : À la question 16, on devrait lire : « Dans un récipient de 1 L, il ajoute $1,7 \times 10^{-1}$ mol de dioxyde de soufre (SO_2) à $1,1 \times 10^{-1}$ mol de dioxyde d'azote (NO_2). »

1. Report des données et utilisation du tableau IVÉ :

Concentration (mol/L)	$SO_{2(g)}$	$+ NO_{2(g)}$	\rightleftharpoons	$NO_{(g)}$	$+ SO_{3(g)}$
Initiale (C_i)	$1,7 \times 10^{-1}$	$1,1 \times 10^{-1}$		0	0
Variation (ΔC)	-x	-x		+x	+x
Équilibre ($C_{\text{éq}}$)	$0,17 - x$	$0,11 - x$		x	x

2. Calcul des concentrations à l'équilibre de chaque substance :

$$K_c = \frac{[C]^c \cdot [D]^d}{[A]^a \cdot [B]^b} = \frac{[NO] \cdot [SO_3]}{[SO_2] \cdot [NO_2]}$$

$$4,8 = \frac{x^2}{(0,17 - x) \cdot (0,11 - x)}$$

Cette équation de second degré est de type $ax^2 + bx + c = 0$. Il faut donc la récrire sous la forme d'une équation quadratique.

$$4,8(0,0187 - 0,28x + x^2) = x^2$$

$$0,08976 - 1,344x + 4,8x^2 = x^2$$

$$3,8x^2 - 1,344x + 0,08976 = 0$$

Pour trouver les valeurs de x , on peut utiliser :

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

$$= \frac{-(-1,344) \pm \sqrt{-1,344^2 - 4(3,8 \cdot 0,08976)}}{2 \cdot 3,8}$$

$$= 0,19 \text{ ou } 0,093 \text{ (la 2}^{\text{e}} \text{ valeur est la bonne valeur)}$$

3. Calcul du trioxyde de soufre (SO_3) à l'équilibre :

$$C_{\text{éq}} = C_i + \Delta C$$

$$[\text{SO}_3]_{\text{éq}} = x = 0,093 \text{ mol/L}$$

Réponse : À l'équilibre, la concentration de trioxyde de soufre (SO_3) est de 0,093 mol/L.

17. 1. Calcul des concentrations initiales :

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

$$[\text{CO}]_i = \frac{0,055 \text{ mol}}{5 \text{ L}} = 0,011 \text{ mol/L}$$

$$[\text{Cl}_2]_i = \frac{0,072 \text{ mol}}{5 \text{ L}} = 0,0144 \text{ mol/L}$$

2. Report des données et utilisation du tableau IVÉ :

Concentration (mol/L)	$\text{CO}_{(g)}$	$+$	$\text{Cl}_{2(g)}$	\rightleftharpoons	$\text{COCl}_{2(g)}$
Initiale (C_i)	0,011		0,0144		0
Variation (ΔC)	-x		-x		+x
Équilibre ($C_{\text{éq}}$)	0,011 - x		0,0144 - x		x

3. Calcul des concentrations à l'équilibre de chaque substance :

$$K_c = \frac{[\text{C}]^c \cdot [\text{D}]^d}{[\text{A}]^a \cdot [\text{B}]^b} = \frac{[\text{COCl}_2]}{[\text{CO}] \cdot [\text{Cl}_2]}$$

$$0,20 = \frac{x}{(0,011 - x) \cdot (0,0144 - x)}$$

Cette équation de second degré est de type $ax^2 + bx + c = 0$. Il faut donc la récrire sous la forme d'une équation quadratique.

$$0,20(0,0001584 - 0,0254x + x^2) = x$$

$$0,00003168 - 0,00508x + 0,20x^2 = x$$

$$0,20x^2 - 1,00508x + 0,00003168 = 0$$

Pour trouver les valeurs de x , on peut utiliser :

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

$$= \frac{-(-1,00508) \pm \sqrt{-1,00508^2 - 4(0,20 \cdot 0,00003168)}}{2 \cdot 0,20}$$

$$= 5,025 \text{ ou } 0,00003152 \text{ (la 2}^{\text{e}} \text{ valeur est la bonne valeur)}$$

4. Calcul des concentrations de chacune des substances à l'équilibre :

$$C_{\text{éq}} = C_i + \Delta C$$

$$[\text{CO}]_{\text{éq}} = 0,011 - x = 0,01097 \text{ mol/L}$$

$$[\text{Cl}_2]_{\text{éq}} = 0,0144 - x = 0,01437 \text{ mol/L}$$

$$[\text{COCl}_2]_{\text{éq}} = 3,2 \times 10^{-5} \text{ mol/L}$$

Réponse : À l'équilibre, la concentration du monoxyde de carbone (CO) est de 0,011 mol/L, celle du dichlore (Cl_2) est de 0,0144 mol/L et celle du phosgène (COCl_2) est de $3,2 \times 10^{-5}$ mol/L.

18.
$$C = \frac{n}{V}$$

$$[\text{HBr}]_i = \frac{0,090 \text{ mol}}{2 \text{ L}} = 0,045 \text{ mol/L}$$

Réponse : La constante d'équilibre est tellement petite que la concentration à l'équilibre sera la même que la concentration initiale, soit 0,045 mol/L pour le bromure d'hydrogène (HBr) et 0 mol/L pour les produits.

19. 1. Calcul des concentrations initiales :

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

$$[\text{C}]_i = [\text{D}]_i = \frac{1,0 \text{ mol}}{2 \text{ L}} = 0,50 \text{ mol/L}$$

2. Report des données et utilisation du tableau IVÉ :

Concentration (mol/L)	$\text{C}_{(g)}$	$+$	$\text{D}_{(g)}$	\rightleftharpoons	$\text{E}_{(g)}$	$+$	$2\text{F}_{(g)}$
Initiale (C_i)	0,50		0,50		0		0
Variation (ΔC)	-0,1		-0,1		+0,1		+2(0,1)
Équilibre ($C_{\text{éq}}$)	0,4		0,4		0,1		0,2

3. Calcul de la constante d'équilibre :

$$K_c = \frac{[\text{C}]^c \cdot [\text{D}]^d}{[\text{A}]^a \cdot [\text{B}]^b} = \frac{[\text{E}] \cdot [\text{F}]^2}{[\text{C}] \cdot [\text{D}]} = \frac{0,1 \cdot 0,2^2}{0,4 \cdot 0,4}$$

$$= 0,025$$

Réponse : La valeur de la constante d'équilibre est de 0,025.

20. 1. Calcul des concentrations initiales :

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

$$[\text{H}_2]_i = \frac{5,00 \times 10^{-3} \text{ mol}}{5 \text{ L}} = 0,00100 \text{ mol/L}$$

$$[\text{I}_2]_i = \frac{1,00 \times 10^{-2} \text{ mol}}{5 \text{ L}} = 0,00200 \text{ mol/L}$$

2. Report des données et utilisation du tableau IVÉ:

Concentration (mol/L)	$\text{H}_{2(g)} + \text{I}_{2(g)} \rightleftharpoons 2 \text{H}_{(g)}$		
Initiale (C_i)	0,001 00	0,002 00	0
Variation (ΔC)	-0,000 935	-0,000 935	+2(0,000 935)
Équilibre ($C_{\text{éq}}$)	0,000 065	0,001 065	0,001 87

3. Calcul de la constante d'équilibre:

$$K_c = \frac{[C]^c \cdot [D]^d}{[A]^a \cdot [B]^b} = \frac{[\text{HI}]^2}{[\text{H}_2] \cdot [\text{I}_2]}$$

$$= \frac{0,001\ 87^2}{0,000\ 065 \cdot 0,001\ 065} = 50,5$$

Réponse: La valeur de la constante d'équilibre à 448 °C est de 50,5.

21. 1. Calcul des concentrations initiales:

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

$$[\text{NO}]_i = [\text{O}_3]_i = \frac{4,6 \text{ mol}}{2 \text{ L}} = 2,3 \text{ mol/L}$$

$$[\text{NO}_2]_i = \frac{2,4 \text{ mol}}{2 \text{ L}} = 1,2 \text{ mol/L}$$

2. Report des données et utilisation du tableau IVÉ:

Concentration (mol/L)	$\text{NO}_{(g)} + \text{O}_{3(g)} \rightleftharpoons \text{NO}_{2(g)} + \text{O}_{2(g)}$			
Initiale (C_i)	2,3	2,3	0	0
Variation (ΔC)	-1,2	-1,2	+1,2	+1,2
Équilibre ($C_{\text{éq}}$)	1,1	1,1	1,2	1,2

3. Calcul de la constante d'équilibre:

$$K_c = \frac{[C]^c \cdot [D]^d}{[A]^a \cdot [B]^b} = \frac{[\text{NO}_2] \cdot [\text{O}_2]}{[\text{NO}] \cdot [\text{O}_3]} = \frac{1,2 \cdot 1,2}{1,1 \cdot 1,1} = 1,19$$

Réponse: La valeur de la constante d'équilibre est de 1,2.

Section 12.2

L'équilibre ionique dans les solutions

 Manuel, p. 338 à 340

- L'ion chlorure (Cl^-).
 - L'ion carbonate (CO_3^{2-}).
 - L'ion bisulfate (HSO_4^-).
 - L'hydrazine (N_2H_4).
- L'acide nitrique (HNO_3).
 - L'eau (H_2O).
 - L'ion hydronium (H_3O^+).
 - L'acide carbonique (H_2CO_3).

- Calcul du pOH:

$$\text{pH} + \text{pOH} = 14$$

$$\text{pOH} = 14 - \text{pH} = 14 - 11,9 = 2,1$$
 - Calcul de la concentration des ions hydroxyde:

$$\text{pOH} = -\log[\text{OH}^-]$$

$$[\text{OH}^-] = 10^{-\text{pOH}} = 10^{-2,1} = 7,94 \times 10^{-3} \text{ mol/L}$$

Réponse: Le pOH est de 2,1 et la concentration des ions hydroxyde (OH^-) est de $7,9 \times 10^{-3} \text{ mol/L}$.

- L'acide chlorhydrique (HCl) se dissocie complètement en ions, ce sera donc la même concentration que l'acide, soit une concentration de 4,5 mol/L.

$$b) C_1 V_1 = C_2 V_2$$

$$C_2 = \frac{C_1 V_1}{V_2} = \frac{4,5 \text{ mol/L} \cdot 30 \text{ mL}}{100 \text{ mL}} = 1,35 \text{ mol/L}$$

Comme le bromure d'hydrogène (HBr) se dissocie complètement en ions, ce sera donc la même concentration que l'acide, soit une concentration de 1,35 mol/L.

- Il faut trouver la concentration dans le volume final de l'acide et de la base, et soustraire les concentrations.

1. Calcul du volume total:

$$V_T = V_A + V_B = 18,6 \text{ mL} + 24,8 \text{ mL} = 43,4 \text{ mL}$$

2. Calcul de la concentration de l'acide:

$$C_1 V_1 = C_2 V_2$$

$$C_2 = \frac{C_1 V_1}{V_2}$$

$$C_A = \frac{2,60 \text{ mol/L} \cdot 18,6 \text{ mL}}{43,4 \text{ mL}} = 1,114\ 29 \text{ mol/L}$$

3. Calcul de la concentration de la base:

$$C_1 V_1 = C_2 V_2$$

$$C_2 = \frac{C_1 V_1}{V_2}$$

$$C_B = \frac{1,92 \text{ mol/L} \cdot 24,8 \text{ mL}}{43,4 \text{ mL}} = 1,097\ 14 \text{ mol/L}$$

4. Calcul de la concentration des ions hydronium:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = C_A - C_{Bb}$$

$$= 1,114\ 29 \text{ mol/L} - 1,097\ 14 \text{ mol/L}$$

$$= 0,017\ 15 \text{ mol/L}$$

Réponse: La concentration des ions hydronium (H_3O^+) est de 0,017 2 mol/L.

d) Il faut trouver la concentration dans le volume final de l'acide et de la base, et soustraire les concentrations.

1. Calcul du volume total:

$$V_T = V_A + V_B = 17,9 \text{ mL} + 35,4 \text{ mL} = 53,3 \text{ mL}$$

2. Calcul de la concentration de l'acide:

$$C_1 V_1 = C_2 V_2$$

$$C_2 = \frac{C_1 V_1}{V_2}$$

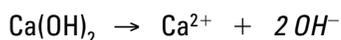
$$C_A = \frac{0,175 \text{ mol/L} \cdot 17,9 \text{ mL}}{53,3 \text{ mL}} = 0,0588 \text{ mol/L}$$

3. Calcul de la concentration de la base:

$$C_1 V_1 = C_2 V_2$$

$$C_2 = \frac{C_1 V_1}{V_2}$$

$$C_B = \frac{0,0160 \text{ mol/L} \cdot 35,4 \text{ mL}}{53,3 \text{ mL}} = 0,0106 \text{ mol/L}$$



$$\begin{array}{ccc} 1 & & 2 \\ 0,0106 & & 0,0212 \end{array}$$

La concentration des ions hydroxyde est de 0,0212 mol/L.

4. Calcul de la concentration des ions hydronium:

$$\begin{aligned} [\text{H}_3\text{O}^+] &= C_A - C_B \\ &= 0,0588 \text{ mol/L} - 0,0212 \text{ mol/L} \\ &= 0,0376 \text{ mol/L} \end{aligned}$$

Réponse: La concentration des ions hydronium (H_3O^+) est de 0,0376 mol/L.

5. 1. Calcul du pH:

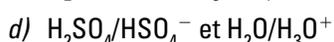
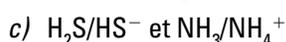
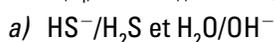
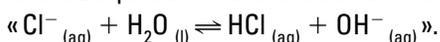
$$\text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+] = -\log(3,98 \times 10^{-7}) = 6,400$$

2. Calcul de la concentration des ions hydroxyde:

$$\begin{aligned} K_{\text{eau}} &= [\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [\text{OH}^-] = 1 \times 10^{-14} \\ [\text{OH}^-] &= \frac{1 \times 10^{-14}}{[\text{H}_3\text{O}^+]} = \frac{1 \times 10^{-14}}{3,98 \times 10^{-7}} = 2,51 \times 10^{-8} \end{aligned}$$

Réponse: Le lait est légèrement acide, car son pH est de 6,40. La concentration des ions hydroxyde (OH^-) est de $2,51 \times 10^{-8}$ mol/L.

6. Note: La question 6 b devrait se lire comme suit:



7. 1. Calcul de la concentration des ions hydronium:

$$\begin{aligned} \text{pH} &= -\log[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}} = 10^{-4,72} \\ &= 1,9054 \times 10^{-5} \text{ mol/L} \end{aligned}$$

2. Calcul de la concentration des ions hydroxyde:

$$\begin{aligned} K_{\text{eau}} &= [\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [\text{OH}^-] = 1 \times 10^{-14} \\ [\text{OH}^-] &= \frac{1 \times 10^{-14}}{[\text{H}_3\text{O}^+]} = \frac{1 \times 10^{-14}}{1,9054 \times 10^{-5}} \\ &= 5,248 \times 10^{-10} \text{ mol/L} \end{aligned}$$

3. Calcul du pOH:

$$\text{pOH} = -\log[\text{OH}^-] = -\log(5,248 \times 10^{-10}) = 9,28$$

Réponse: La solution de phénol ($\text{C}_6\text{H}_6\text{O}$) est acide. La concentration des ions hydronium (H_3O^+) est de $1,9 \times 10^{-5}$ mol/L, la concentration des ions hydroxyde (OH^-) est de $5,2 \times 10^{-10}$ mol/L et le pOH est de 9,28.

8. 1. Calcul de la concentration des ions hydronium et hydroxyde:

$$\begin{aligned} K_{\text{eau}} &= [\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [\text{OH}^-] = 2,5 \times 10^{-14} \\ &= x^2 = 2,5 \times 10^{-14} \end{aligned}$$

$$x = \sqrt{2,5 \times 10^{-14}} = 1,58 \times 10^{-7}$$

$$[\text{OH}^-] = [\text{H}_3\text{O}^+] = 1,6 \times 10^{-7} \text{ mol/L}$$

2. Calcul du pH:

$$\text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+] = -\log(1,6 \times 10^{-7}) = 6,8$$

Réponse: Compte tenu que la concentration des deux ions est la même, le pH et le pOH seront les mêmes et s'approcheront de 7. Par conséquent, à 37°C, l'eau pure est neutre. La valeur de 6,8 est due aux incertitudes dans les calculs et dans les mesures.

9. 1. Calcul de la concentration des ions hydroxyde:

$$\begin{aligned} \text{pOH} &= -\log[\text{OH}^-] \\ [\text{OH}^-] &= 10^{-\text{pOH}} = 10^{-5,81} = 1,548 \times 10^{-6} \text{ mol/L} \end{aligned}$$

2. Calcul de la concentration des ions hydronium:

$$\begin{aligned} K_{\text{eau}} &= [\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [\text{OH}^-] = 1 \times 10^{-14} \\ [\text{H}_3\text{O}^+] &= \frac{1 \times 10^{-14}}{[\text{OH}^-]} = \frac{1 \times 10^{-14}}{1,548 \times 10^{-6} \text{ mol/L}} \\ &= 6,545 \times 10^{-9} \text{ mol/L} \end{aligned}$$

3. Calcul du pH:

$$\text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+] = -\log(6,545 \times 10^{-9}) = 8,18$$

Réponse: La solution de bicarbonate de soude (NaHCO_3) est basique. La concentration des ions hydronium (H_3O^+) est de $6,5 \times 10^{-9}$ mol/L, la concentration des ions hydroxyde (OH^-) est de $1,5 \times 10^{-6}$ mol/L et le pH est de 8,18.

10. a) L'hydroxyde de potassium (KOH) se dissocie complètement en ions, ce sera donc la même concentration que la base, soit une concentration de 3,1 mol/L.

$$b) C_1 V_1 = C_2 V_2$$

$$C_2 = \frac{C_1 V_1}{V_2} = \frac{3,1 \text{ mol/L} \cdot 21,0 \text{ mL}}{75,0 \text{ mL}} = 0,868 \text{ mol/L}$$

Comme l'hydroxyde de potassium (KOH) se dissocie complètement en ions, ce sera donc la même concentration que la base, soit une concentration de 0,868 mol/L.

c) Il faut trouver la concentration dans le volume final de l'acide et de la base, et soustraire les concentrations.

1. Calcul du volume total:

$$V_T = V_A + V_B = 23,2 \text{ mL} + 18,9 \text{ mL} = 42,1 \text{ mL}$$

2. Calcul de la concentration de la base:

$$C_1 V_1 = C_2 V_2$$

$$C_2 = \frac{C_1 V_1}{V_2}$$

$$C_B = \frac{3,50 \text{ mol/L} \cdot 18,9 \text{ mL}}{42,1 \text{ mL}} = 1,571 26 \text{ mol/L}$$

3. Calcul de la concentration de l'acide:

$$C_1 V_1 = C_2 V_2$$

$$C_2 = \frac{C_1 V_1}{V_2}$$

$$C_B = \frac{1,58 \text{ mol/L} \cdot 23,2 \text{ mL}}{42,1 \text{ mL}} = 0,870 7 \text{ mol/L}$$

4. Calcul de la concentration:

$$[\text{OH}^-] = C_B - C_A$$

$$= 1,571 26 \text{ mol/L} - 0,870 7 \text{ mol/L}$$

$$= 0,700 56 \text{ mol/L}$$

Réponse: La concentration des ions hydroxyde (OH^-) est de 0,701 mol/L.

d) Il faut trouver la concentration dans le volume final de l'acide et de la base, et soustraire les concentrations.

1. Calcul du volume total:

$$V_T = V_A + V_B = 16,5 \text{ mL} + 12,7 \text{ mL} = 29,2 \text{ mL}$$

2. Calcul de la concentration de la base:

$$C_1 V_1 = C_2 V_2$$

$$C_2 = \frac{C_1 V_1}{V_2}$$

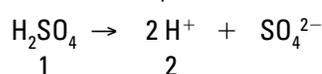
$$C_B = \frac{5,50 \text{ mol/L} \cdot 12,7 \text{ mL}}{29,2 \text{ mL}} = 2,392 \text{ mol/L}$$

3. Calcul de la concentration de l'acide:

$$C_1 V_1 = C_2 V_2$$

$$C_2 = \frac{C_1 V_1}{V_2}$$

$$C_A = \frac{1,50 \text{ mol/L} \cdot 16,5 \text{ mL}}{29,2 \text{ mL}} = 0,847 6 \text{ mol/L}$$



$$0,847 6 \quad 1,695 2$$

La concentration des ions hydronium est de 1,695 2 mol/L.

4. Calcul de la concentration des ions hydroxyde:

$$[\text{OH}^-] = C_B - C_A$$

$$= 2,392 \text{ mol/L} - 1,695 2 \text{ mol/L}$$

$$= 0,696 8 \text{ mol/L}$$

Réponse: La concentration des ions hydroxyde (OH^-) est de 0,697 mol/L.

11. 1. Calcul de la concentration des ions hydronium:

$$\text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+]$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}} = 10^{-2,73} = 1,862 \times 10^{-3} \text{ mol/L}$$

2. Calcul de la concentration des ions hydroxyde:

$$K_{\text{eau}} = [\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [\text{OH}^-] = 1 \times 10^{-14}$$

$$[\text{OH}^-] = \frac{1 \times 10^{-14}}{[\text{H}_3\text{O}^+]} = \frac{1 \times 10^{-14}}{1,862 \times 10^{-3}}$$

$$= 5,37 \times 10^{-12} \text{ mol/L}$$

Réponse: La concentration des ions hydronium (H_3O^+) est de $1,9 \times 10^{-3}$ mol/L et la concentration des ions hydroxyde (OH^-) est de $5,4 \times 10^{-12}$ mol/L.

12. $\text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+] = -\log(2,9 \times 10^{-4}) = 3,54$

Réponse: Ce jus est acide, car son pH est de 3,54.

13. 1. Calcul du nombre de moles d'oxyde de magnésium:

$$n = \frac{m}{M} = \frac{2,75 \text{ g}}{40,304 \text{ g/mol}} = 0,068 23 \text{ mol}$$

2. Calcul de la concentration de l'oxyde de magnésium:

$$C = \frac{n}{V} = \frac{0,068 23 \text{ mol}}{0,070 \text{ L}} = 0,974 7 \text{ mol/L}$$

3. Calcul de la concentration des ions hydronium:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = C_A - C_B$$

$$= 2,40 \text{ mol/L} - 0,974 7 \text{ mol/L}$$

$$= 1,425 3 \text{ mol/L}$$

Réponse: La solution obtenue à la suite de cette réaction est acide. La concentration de l'ion qui détermine le caractère de la solution est de 1,43 mol/L.

14. a) 1. Calcul du volume total:
 $V_T = V_A + V_B = 31,9 \text{ mL} + 125 \text{ mL} = 156,9 \text{ mL}$

2. Calcul de la concentration de l'acide:

$$C_1 V_1 = C_2 V_2$$

$$C_2 = \frac{C_1 V_1}{V_2}$$

$$C_A = \frac{2,75 \text{ mol/L} \cdot 31,9 \text{ mL}}{156,9 \text{ mL}} = 0,559 \text{ mol/L}$$

3. Calcul de la concentration de la base:

$$C_1 V_1 = C_2 V_2$$

$$C_2 = \frac{C_1 V_1}{V_2}$$

$$C_B = \frac{0,050 \text{ mol/L} \cdot 125 \text{ mL}}{156,9 \text{ mL}} = 0,039 \text{ mol/L}$$

4. Calcul de la concentration des ions hydronium:

$$\begin{aligned} [\text{H}_3\text{O}^+] &= C_A - C_B \\ &= 0,559 \text{ mol/L} - 0,039 \text{ mol/L} \\ &= 0,519 \text{ mol/L} \end{aligned}$$

Réponse: La solution est acide et la concentration des ions hydronium (H_3O^+) est de 0,519 mol/L.

b) 1. Calcul du nombre de moles d'hydroxyde de sodium:

$$n = \frac{m}{M} = \frac{4,87 \text{ g}}{39,997 \text{ g/mol}} = 0,121 \text{ mol}$$

2. Calcul de la concentration d'hydroxyde de sodium:

$$C = \frac{n}{V} = \frac{0,121 \text{ mol}}{0,080 \text{ L}} = 1,522 \text{ mol/L}$$

3. Calcul de la concentration des ions hydronium:

$$\begin{aligned} [\text{H}_3\text{O}^+] &= C_A - C_B \\ &= 3,50 \text{ mol/L} - 1,522 \text{ mol/L} \\ &= 1,978 \text{ mol/L} \end{aligned}$$

Réponse: La solution est acide et la concentration des ions hydronium (H_3O^+) est de 1,98 mol/L.

15. a) Compte tenu que tout l'acide se dissout, la concentration des ions hydronium est de 0,45 mol/L.

$$K_{eau} = [\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [\text{OH}^-] = 1 \times 10^{-14}$$

$$\begin{aligned} [\text{OH}^-] &= \frac{1 \times 10^{-14}}{[\text{H}_3\text{O}^+]} = \frac{1 \times 10^{-14}}{0,45} \\ &= 2,2 \times 10^{-14} \text{ mol/L} \end{aligned}$$

Réponse: La concentration des ions hydronium (H_3O^+) est de 0,45 mol/L et la concentration des ions hydroxyde (OH^-) est de $2,2 \times 10^{-14}$ mol/L.

b) Compte tenu que toute la base se dissout, la concentration des ions hydroxyde est de 1,1 mol/L.

$$K_{eau} = [\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [\text{OH}^-] = 1 \times 10^{-14}$$

$$\begin{aligned} [\text{H}_3\text{O}^+] &= \frac{1 \times 10^{-14}}{[\text{OH}^-]} = \frac{1 \times 10^{-14}}{1,1} \\ &= 9,1 \times 10^{-15} \text{ mol/L} \end{aligned}$$

Réponse: La concentration des ions hydronium (H_3O^+) est de $9,1 \times 10^{-15}$ mol/L et la concentration des ions hydroxyde (OH^-) est de 1,1 mol/L.

16. a) Compte tenu que tout l'acide se dissout, la concentration en ions hydronium est de 0,95 mol/L.

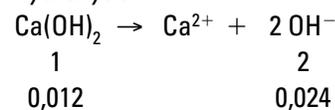
$$K_{eau} = [\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [\text{OH}^-] = 1 \times 10^{-14}$$

$$\begin{aligned} [\text{OH}^-] &= \frac{1 \times 10^{-14}}{[\text{H}_3\text{O}^+]} = \frac{1 \times 10^{-14}}{0,95} \\ &= 1,1 \times 10^{-14} \text{ mol/L} \end{aligned}$$

Réponse: La concentration des ions hydronium (H_3O^+) est de 0,95 mol/L et la concentration des ions hydroxyde (OH^-) est de $1,1 \times 10^{-14}$ mol/L.

b) Selon l'équation balancée de la réaction, il y a deux fois plus d'ions hydroxyde que de dihydroxyde de calcium.

1. Calcul de la concentration des ions hydroxyde:



La concentration des ions hydroxyde est de 0,024 mol/L.

2. Calcul de la concentration des ions hydronium:

$$K_{eau} = [\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [\text{OH}^-] = 1 \times 10^{-14}$$

$$\begin{aligned} [\text{H}_3\text{O}^+] &= \frac{1 \times 10^{-14}}{[\text{OH}^-]} = \frac{1 \times 10^{-14}}{0,024} \\ &= 4,2 \times 10^{-13} \text{ mol/L} \end{aligned}$$

Réponse: La concentration des ions hydronium (H_3O^+) est de $4,2 \times 10^{-13}$ mol/L et la concentration des ions hydroxyde (OH^-) est de 0,024 mol/L.

17. 1. Transformation du pH en concentration molaire:

$$\text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+]$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}} = 10^{-2,50} = 3,162 \times 10^{-3} \text{ mol/L}$$

2. Report des données et utilisation du tableau IVÉ:

Concentration (mol/L)	$C_4H_4N_2O_3 \rightarrow C_4H_3N_2O_3^- + H^+$		
Initiale (C_i)	0,10	0	0
Variation (ΔC)	$-3,162 \times 10^{-3}$	$+3,162 \times 10^{-3}$	$+3,162 \times 10^{-3}$
Équilibre (C_{eq})	0,096 838 ou 0,1	$3,162 \times 10^{-3}$	$3,162 \times 10^{-3}$

3. Calcul de la constante d'acidité:

$$K_a = \frac{[H_3O^+] \cdot [A^-]}{[HA]} = \frac{[H^+] \cdot [C_4H_3N_2O_3^-]}{[C_4H_4N_2O_3]}$$

$$= \frac{(3,162 \times 10^{-3}) \cdot (3,162 \times 10^{-3})}{0,1}$$

$$= 9,999 \times 10^{-3} = 1,0 \times 10^{-4}$$

4. Calcul du pourcentage de dissociation:

$$\text{Pourcentage d'ionisation} = \frac{[H_3O^+]}{[HA]} \cdot 100$$

$$= \frac{[H_3O^+]}{[C_4H_4N_2O_3]} \cdot 100$$

$$= \frac{3,162 \times 10^{-3}}{0,1} \cdot 100$$

$$= 3,162 \%$$

Réponse: La valeur de la constante d'acidité est de $1,0 \times 10^{-4}$ et le pourcentage de dissociation est 3,2%.

18. $K_{eau} = [H_3O^+] \cdot [OH^-] = 1 \times 10^{-14}$

$$[H_3O^+] = \frac{1 \times 10^{-14}}{[OH^-]} = \frac{1 \times 10^{-14}}{5,6 \times 10^{-14}} = 0,178 6 \text{ mol/L}$$

Réponse: Étant donné que la concentration d'ions hydronium (H_3O^+) est équivalente à celle de l'acide fort, dans ce cas-ci, la concentration molaire de l'acide chlorhydrique (HCl) est donc de 0,18 mol/L.

19. $K_{eau} = [H_3O^+] \cdot [OH^-] = 1 \times 10^{-14}$

$$[OH^-] = \frac{1 \times 10^{-14}}{[H_3O^+]} = \frac{1 \times 10^{-14}}{1,7 \times 10^{-14}} = 0,588 2 \text{ mol/L}$$

Réponse: Étant donné que pour chaque composé de dihydroxyde de calcium ($Ca(OH)_2$), deux ions hydroxyde (OH^-) sont formés, la concentration de ceux-ci sera de 0,29 mol/L.

20. 1. Calcul de la concentration des ions hydronium:

$$K_a = \frac{[H_3O^+] \cdot [A^-]}{[HA]} = \frac{[H_3O^+] \cdot [C_4H_7O_2^-]}{[C_4H_8O_2]}$$

$$= \frac{x^2}{[C_4H_8O_2]}$$

$$x = \sqrt{K_a \cdot [C_4H_8O_2]} = \sqrt{1,51 \times 10^{-5} \cdot 1,0 \times 10^{-2}}$$

$$= 3,886 \times 10^{-4} \text{ mol/L}$$

2. Calcul du pH de la solution:

$$pH = -\log[H_3O^+] = -\log(3,886 \times 10^{-4}) = 3,41$$

Réponse: Le pH de cette solution d'acide butanoïque ($C_4H_8O_2$) est de 3,41.

21.

	$[H_3O^+]$ (mol/L)	pH	$[OH^-]$ (mol/L)	pOH	Acide ou basique
a)	$3,7 \times 10^{-5}$	4,43	$2,7 \times 10^{-10}$	9,57	Acide
b)	$3,9 \times 10^{-11}$	10,41	$2,6 \times 10^{-4}$	3,59	Basique
c)	$1,41 \times 10^{-13}$	12,85	$7,0 \times 10^{-2}$	1,15	Basique
d)	$7,94 \times 10^{-6}$	5,10	$1,3 \times 10^{-9}$	8,90	Acide

a) 1. Calcul du pH:

$$pH = -\log[H_3O^+] = -\log(3,7 \times 10^{-5}) = 4,43$$

2. Calcul du pOH:

$$pH + pOH = 14$$

$$pOH = 14 - pH = 14 - 4,43 = 9,57$$

3. Calcul de la concentration des ions hydroxyde:

$$pOH = -\log[OH^-]$$

$$[OH^-] = 10^{-pOH} = 10^{-9,57} = 2,7 \times 10^{-10} \text{ mol/L}$$

La solution est acide.

b) 1. Calcul de la concentration des ions hydronium:

$$pH = -\log[H_3O^+]$$

$$[H_3O^+] = 10^{-pH} = 10^{-10,41} = 3,9 \times 10^{-11} \text{ mol/L}$$

2. Calcul du pOH:

$$pH + pOH = 14$$

$$pOH = 14 - pH = 14 - 10,41 = 3,59$$

3. Calcul de la concentration des ions hydroxyde:

$$pOH = -\log[OH^-]$$

$$[OH^-] = 10^{-pOH} = 10^{-3,59} = 2,6 \times 10^{-4} \text{ mol/L}$$

La solution est basique.

c) 1. Calcul du pOH:

$$pOH = -\log[OH^-] = -\log(7,0 \times 10^{-2}) = 1,15$$

2. Calcul du pH:

$$pH + pOH = 14$$

$$pH = 14 - pOH = 14 - 1,15 = 12,85$$

3. Calcul de la concentration des ions hydronium:

$$pH = -\log[H_3O^+]$$

$$[H_3O^+] = 10^{-pH} = 10^{-12,85} = 1,41 \times 10^{-13} \text{ mol/L}$$

La solution est basique.

d) 1. Calcul de la concentration des ions hydroxyde:
 $pOH = -\log[OH^-]$
 $[OH^-] = 10^{-pOH} = 10^{-8,90} = 1,3 \times 10^{-9} \text{ mol/L}$

2. Calcul du pH:
 $pH + pOH = 14$
 $pH = 14 - pOH = 14 - 8,90 = 5,10$

3. Calcul de la concentration des ions hydronium:
 $pH = -\log[H_3O^+]$
 $[H_3O^+] = 10^{-pH} = 10^{-5,10} = 7,94 \times 10^{-6} \text{ mol/L}$
 La solution est acide.

22. 1. Calcul de la concentration des ions hydronium :

$$K_a = \frac{[H_3O^+] \cdot [A^-]}{[HA]} = \frac{[H_3O^+] \cdot [CH_3COO^-]}{[CH_3COOH]}$$

$$= \frac{x^2}{[CH_3COOH]}$$

$$x = \sqrt{K_a \cdot [CH_3COOH]} = \sqrt{1,8 \times 10^{-5} \cdot 0,83}$$

$$= 3,865 \times 10^{-3} \text{ mol/L}$$

2. Calcul du pH de la solution:
 $pH = -\log[H_3O^+] = -\log(3,865 \times 10^{-3}) = 2,41$

3. Calcul du pourcentage de dissociation :

$$\text{Pourcentage d'ionisation} = \frac{[H_3O^+]}{[HA]} \cdot 100$$

$$= \frac{[H_3O^+]}{[CH_3COOH]} \cdot 100$$

$$= \frac{3,865 \times 10^{-3}}{0,83} \cdot 100$$

$$= 0,466 \%$$

Réponse : Le pourcentage de dissociation est de 0,47 %.

23. Note : Consulter le tableau de l'annexe 8.7 de la page 421 du manuel pour obtenir la valeur de la constante d'acidité de l'acide fluorhydrique.

1. Calcul de la concentration des ions hydronium :

$$K_a = \frac{[H_3O^+] \cdot [A^-]}{[HA]} = \frac{[H_3O^+] \cdot [F^-]}{[HF]} = \frac{x^2}{[HF]}$$

$$x = \sqrt{K_a \cdot [HF]} = \sqrt{6,3 \times 10^{-4} \cdot 0,0100}$$

$$= 2,51 \times 10^{-3} \text{ mol/L}$$

2. Calcul du pH:
 $pH = -\log[H_3O^+] = -\log(2,51 \times 10^{-3}) = 2,60$

Réponse : Le pH de cette solution d'acide fluorhydrique (HF) est de 2,60.

24. Note : À la question 24, on devrait lire : « L'acide hypochloreux (HClO) est utilisé comme agent de blanchiment et comme germicide. »

1. Calcul de la concentration des ions hydronium :

$$\text{Pourcentage d'ionisation} = \frac{[H_3O^+]}{[HA]} \cdot 100$$

$$= \frac{[H_3O^+]}{[HClO]} \cdot 100$$

$$[H_3O^+] = \frac{\text{Pourcentage d'ionisation} \cdot [HClO]}{100}$$

$$= \frac{0,027\% \cdot 0,40 \text{ mol/L}}{100} = 1,08 \times 10^{-4} \text{ mol/L}$$

2. Calcul de la constante d'acidité :

$$K_a = \frac{[H_3O^+] \cdot [A^-]}{[HA]} = \frac{[H_3O^+] \cdot [ClO^-]}{[HClO]}$$

Comme $[H_3O^+] = [ClO^-]$:

$$= \frac{[H_3O^+]^2}{[HClO]} = \frac{(1,08 \times 10^{-4})^2}{0,40}$$

$$= 2,916 \times 10^{-8}$$

Réponse : La valeur de la constante d'acidité de l'acide hypochloreux (HClO) est de $2,9 \times 10^{-8}$.

25. 1. Calcul de la concentration des ions hydronium :

$$pH = -\log[H_3O^+]$$

$$[H_3O^+] = 10^{-pH} = 10^{-2,94} = 1,148 \times 10^{-3} \text{ mol/L}$$

2. Calcul de la concentration d'acide caproïque :

$$K_a = \frac{[H_3O^+] \cdot [A^-]}{[HA]} = \frac{[H_3O^+] \cdot [C_5H_{11}COO^-]}{[C_5H_{11}COOH]}$$

Comme $[H_3O^+] = [C_5H_{11}COO^-]$:

$$= \frac{[H_3O^+]^2}{[C_5H_{11}COOH]}$$

$$[C_5H_{11}COOH] = \frac{[H_3O^+]^2}{K_a} = \frac{(1,148 \times 10^{-3})^2}{1,3 \times 10^{-5}}$$

$$= 0,101 \text{ mol/L}$$

3. Calcul de la quantité d'acide dans 100 mL :

$$\frac{0,10 \text{ mol}}{1000 \text{ mL}} = \frac{?}{100 \text{ mL}}$$

$$? = \frac{0,10 \text{ mol} \cdot 100 \text{ mL}}{1000 \text{ mL}} = 0,010 \text{ mol}$$

4. Conversion des moles en grammes :

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

$$m = n \cdot M = 0,010 \text{ mol} \cdot 100,161 \text{ g/mol}$$

$$= 1,00161 \text{ g}$$

Réponse : On a dissous 1,0 g d'acide caproïque ($C_5H_{11}COOH$).

26. a) La concentration des ions hydronium (H_3O^+) est la même que celle de l'acide.

$$\text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+] = -\log(6,3 \times 10^{-3}) = 2,20$$

Réponse: Le pH de cette solution est de 2,20.

- b) $\text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+] = -\log(6,59 \times 10^{-10}) = 9,181$

Réponse: Le pH de cette solution est de 9,18.

27. 1. Calcul de la concentration des ions hydronium:

$$\text{Pourcentage d'ionisation} = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HA}]} \cdot 100$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = \frac{\text{Pourcentage d'ionisation} \cdot [\text{HA}]}{100}$$

$$= \frac{5,0\% \cdot 0,10 \text{ mol/L}}{100} = 0,0050 \text{ mol/L}$$

2. Calcul de la constante d'acidité:

$$K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [\text{A}^-]}{[\text{HA}]}$$

Comme $[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{A}^-]$:

$$= \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]^2}{[\text{HA}]} = \frac{(0,0050)^2}{0,10} = 2,5 \times 10^{-4}$$

Réponse: La valeur de la constante d'acidité est de $2,5 \times 10^{-4}$.

28. 1. Calcul du pOH:

$$\text{pH} + \text{pOH} = 14$$

$$\text{pOH} = 14 - \text{pH} = 14 - 9,93 = 4,07$$

2. Calcul de la concentration des ions hydroxyde:

$$\text{pOH} = -\log[\text{OH}^-]$$

$$[\text{OH}^-] = 10^{-\text{pOH}} = 10^{-4,07} = 8,5113 \times 10^{-5} \text{ mol/L}$$

3. Calcul de la constante de basicité:

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

Comme $[\text{OH}^-] = [\text{HB}^+]$:

$$= \frac{[\text{OH}^-]^2}{[\text{C}_{17}\text{H}_{19}\text{NO}_3]} = \frac{(8,5113 \times 10^{-5})^2}{4,5 \times 10^{-3}}$$

$$= 1,609 \times 10^{-6}$$

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

29. L'ammoniac est une base faible dont la valeur de la constante de basicité est de $1,8 \times 10^{-5}$ (voir le tableau de l'annexe 8.8, à la page 421 du manuel).

1. Calcul du pOH:

$$\text{pH} + \text{pOH} = 14$$

$$\text{pOH} = 14 - \text{pH} = 14 - 10,85 = 3,15$$

2. Calcul de la concentration des ions hydroxyde:

$$\text{pOH} = -\log[\text{OH}^-]$$

$$[\text{OH}^-] = 10^{-\text{pOH}} = 10^{-3,15} = 7,07945 \times 10^{-4} \text{ mol/L}$$

3. Calcul de la concentration de la solution d'ammoniaque:

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

Comme $[\text{OH}^-] = [\text{HB}^+]$:

$$= \frac{[\text{OH}^-]^2}{[\text{NH}_4\text{OH}]}$$

$$[\text{NH}_4\text{OH}] = \frac{[\text{OH}^-]^2}{K_b} = \frac{(7,07945 \times 10^{-4} \text{ mol/L})^2}{1,8 \times 10^{-5}}$$

$$= 2,784 \times 10^{-2} \text{ mol/L}$$

Réponse: La concentration de la solution aqueuse d'ammoniaque (NH_4OH) est de $2,8 \times 10^{-2} \text{ mol/L}$.

30. Note: À la question 30, on devrait lire: « acide benzoïque ($\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}$) ».

L'acide benzoïque est un acide faible dont la valeur de la constante de basicité est de $6,3 \times 10^{-5}$ (voir le tableau de l'annexe 8.7, à la page 421 du manuel).

1. Calcul de la concentration des ions hydronium:

$$K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [\text{A}^-]}{[\text{HA}]} = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [\text{C}_6\text{H}_5\text{COO}^-]}{[\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}]}$$

Comme $[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{C}_6\text{H}_5\text{COO}^-]$:

$$= \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]^2}{[\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}]}$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = \sqrt{K_a \cdot [\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}]} = \sqrt{6,3 \times 10^{-5} \cdot 0,0480}$$

$$= 1,73897 \times 10^{-3} \text{ mol/L}$$

2. Calcul du pH:

$$\text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+] = -\log(1,73897 \times 10^{-3}) = 2,7597$$

3. Calcul du pOH:

$$\text{pH} + \text{pOH} = 14$$

$$\text{pOH} = 14 - \text{pH} = 14 - 2,7597 = 11,2403$$

4. Calcul de la concentration des ions hydroxyde:

$$\text{pOH} = -\log[\text{OH}^-]$$

$$[\text{OH}^-] = 10^{-\text{pOH}} = 10^{-11,2403} = 5,7504 \times 10^{-12} \text{ mol/L}$$

Réponse: La concentration des ions hydronium (H_3O^+) est de $1,7 \times 10^{-3} \text{ mol/L}$, celle des ions hydroxyde (OH^-) est de $5,8 \times 10^{-12} \text{ mol/L}$ et le pH ainsi que le pOH de cette solution d'acide benzoïque ($\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}$) sont de 2,76 et de 11,24.

31. 1. Calcul du pH:
 $\text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+] = -\log(1,30) = -0,113\ 9$
2. Calcul du pOH:
 $\text{pH} + \text{pOH} = 14$
 $\text{pOH} = 14 - \text{pH} = 14 - (-0,113\ 9) = 14,113\ 9$
3. Calcul de la concentration des ions hydroxyde:
 $\text{pOH} = -\log[\text{OH}^-]$
 $[\text{OH}^-] = 10^{-\text{pOH}} = 10^{-14,113\ 9} = 7,693 \times 10^{-15} \text{ mol/L}$

Réponse: Il est impossible de trouver cette concentration, car un pH négatif n'existe pas.

32. Note: À la question 32, on devrait lire: « (...) est normalement de $2,20 \times 10^{-7} \text{ mol/L}$. »

1. Calcul du pOH:
 $\text{pOH} = -\log[\text{OH}^-] = -\log(2,20 \times 10^{-7}) = 6,657\ 6$
2. Calcul du pH:
 $\text{pH} + \text{pOH} = 14$
 $\text{pH} = 14 - \text{pOH} = 14 - 6,657\ 6 = 7,342\ 4$
3. Calcul de la concentration des ions hydronium:
 $\text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+]$
 $[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}} = 10^{-7,342\ 4} = 4,55 \times 10^{-8} \text{ mol/L}$

Réponse: Le pH du sang humain est de 7,34 et la concentration des ions hydronium (H_3O^+) est de $4,55 \times 10^{-8}$.

33. L'ammoniac est une base faible dont la valeur de la constante de basicité est de $1,8 \times 10^{-5}$.

1. Calcul de la concentration des ions hydroxyde:

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

Comme $[\text{OH}^-] = [\text{HB}^+]$:

$$= \frac{[\text{OH}^-]^2}{[\text{NH}_4\text{OH}]}$$

$$[\text{OH}^-] = \sqrt{K_b \cdot [\text{NH}_4\text{OH}]} = \sqrt{1,8 \times 10^{-5} \cdot 0,105}$$

$$= 1,37 \times 10^{-3} \text{ mol/L}$$

2. Calcul du pOH:
 $\text{pOH} = -\log[\text{OH}^-] = -\log(1,37 \times 10^{-3}) = 2,861\ 8$
3. Calcul du pH:
 $\text{pH} + \text{pOH} = 14$
 $\text{pH} = 14 - \text{pOH} = 14 - 2,861\ 8 = 11,133\ 8$

Réponse: Le pH de la solution aqueuse d'ammoniaque (NH_4OH) est de 11,13.

34. a) $\text{CN}^-_{(\text{aq})} + \text{H}_2\text{O}_{(\text{l})} \rightarrow \text{HCN}_{(\text{aq})} + \text{OH}^-_{(\text{aq})}$

$$K_b = \frac{[\text{HCN}] \cdot [\text{OH}^-]}{[\text{CN}^-]}$$
- b) $\text{SO}_4^{2-}_{(\text{aq})} + \text{H}_2\text{O}_{(\text{l})} \rightarrow \text{HSO}_4^-_{(\text{aq})} + \text{OH}^-_{(\text{aq})}$

$$K_b = \frac{[\text{HSO}_4^-] \cdot [\text{OH}^-]}{[\text{SO}_4^{2-}]}$$

35.
$$K_b = \frac{[\text{HB}^+] \cdot [\text{OH}^-]}{[\text{B}]}$$

Comme $[\text{OH}^-] = [\text{HB}^+]$:

$$= \frac{[\text{OH}^-]^2}{[\text{NaC}_2\text{H}_5\text{COO}]} = \frac{(1,1 \times 10^{-5})^2}{0,157}$$

$$= 7,707 \times 10^{-10}$$

Réponse: La constante de basicité de l'ion propionate ($\text{NaC}_2\text{H}_5\text{COO}$) est de $7,7 \times 10^{-10}$.

36. a) $\text{CuCl}_{2(\text{s})} \rightleftharpoons \text{Cu}^{2+}_{(\text{aq})} + 2 \text{Cl}^-_{(\text{aq})}$

$$K_{ps} = [\text{Cu}^{2+}] \cdot [\text{Cl}^-]^2$$
- b) $\text{BaCl}_{2(\text{s})} \rightleftharpoons \text{Ba}^{2+}_{(\text{aq})} + 2 \text{Cl}^-_{(\text{aq})}$

$$K_{ps} = [\text{Ba}^{2+}] \cdot [\text{Cl}^-]^2$$
- c) $\text{Ag}_2\text{SO}_{4(\text{s})} \rightleftharpoons 2 \text{Ag}^+_{(\text{aq})} + \text{SO}_4^{2-}_{(\text{aq})}$

$$K_{ps} = [\text{Ag}^+]^2 \cdot [\text{SO}_4^{2-}]$$
- d) $\text{Ag}_2\text{CO}_{3(\text{s})} \rightleftharpoons 2 \text{Ag}^+_{(\text{aq})} + \text{CO}_3^{2-}_{(\text{aq})}$

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

37. $\text{AgCN}_{(\text{s})} \rightleftharpoons \text{Ag}^+_{(\text{aq})} + \text{CN}^-_{(\text{aq})}$
 $[\text{Ag}^{2+}] = [\text{CN}^-] = [\text{AgCN}] = 1,5 \times 10^{-8} \text{ mol/L}$

$$K_{ps} = [\text{Ag}^{2+}] \cdot [\text{CN}^-]$$

$$= (1,5 \times 10^{-8}) \cdot (1,5 \times 10^{-8}) = 2,25 \times 10^{-16}$$

Réponse: La valeur de la constante du produit de solubilité du cyanure d'argent (AgCN) est de $2,3 \times 10^{-16}$.

38. 1. Conversion en moles de difluorure de calcium:
- $$\frac{1 \text{ mol}}{6,02 \times 10^{23} \text{ molécules}} = \frac{?}{1,2 \times 10^{20} \text{ molécules}}$$
- $$? = \frac{1 \text{ mol} \cdot 1,2 \times 10^{20} \text{ molécules}}{6,02 \times 10^{23} \text{ molécules}}$$
- $$= 1,993\ 5 \times 10^{-4} \text{ mol}$$
- $$[\text{CaF}_2] = 1,993\ 5 \times 10^{-4} \text{ mol/L}$$

2. Calcul de la constante du produit de solubilité :

$$\begin{aligned} \text{CaF}_2(s) &\rightleftharpoons \text{Ca}^{2+}_{(aq)} + 2\text{F}^{-}_{(aq)} \\ [\text{CaF}_2] &= [\text{Ca}^{2+}] = 1,993\,5 \times 10^{-4} \text{ mol/L} \\ [\text{F}^{-}] &= 2 \cdot 1,993\,5 \times 10^{-4} \text{ mol/L} \\ &= 3,986\,7 \times 10^{-4} \text{ mol/L} \\ K_{ps} &= [\text{Ca}^{2+}] \cdot [\text{F}^{-}]^2 \\ &= (1,993\,5 \times 10^{-4}) \cdot (3,986\,7 \times 10^{-4})^2 \\ &= 3,168\,4 \times 10^{-11} \end{aligned}$$

Réponse : La valeur de la constante du produit de solubilité du difluorure de calcium (CaF_2) est de $3,2 \times 10^{-11}$.

39. Un acide fort a un degré de dissociation élevé pouvant atteindre 100 %, alors que très peu de molécules d'un acide faible se dissocieront éventuellement pour donner des ions hydronium (H_3O^+). Une base forte a un degré de dissociation élevé pouvant atteindre 100 % pour donner des ions hydroxyde (OH^-), tandis que pour une base faible, seules quelques molécules se dissocieront.

Chapitre 12

L'aspect quantitatif de l'équilibre chimique

 Manuel, p. 345 à 348

- 1. a) Un acide conjugué est la particule qui se forme quand la base reçoit le proton cédé par l'acide. Par exemple, l'ion NH_4^+ est l'acide conjugué de l'ammoniac (NH_3).
b) Une base conjuguée est la particule qui reste quand un proton est arraché à l'acide. Par exemple, l'ion CH_3COO^- est la base conjuguée de l'acide acétique.
- 2. a) H_2O
b) HCO_3^-
- 3. Note : À la question 3, on devrait lire : « Parmi les composés suivants, lesquels sont des acides [...] »
c) et d).
- 4. Note : À la question 4 c, on devrait lire : « acide hypochloreux (HClO) ». a) et b).
- 5. La concentration des ions hydronium dans la solution sera deux fois celle de l'acide.
 $\text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+] = -\log(0,004) = 2,4$
Réponse : Le pH de cet échantillon d'acide sulfurique (H_2SO_4) est de 2,4.

- 6. 1. Calcul du nombre de moles d'hydroxyde de potassium :

$$n = \frac{m}{M} = \frac{1,04 \text{ g}}{56,105 \text{ g/mol}} = 0,018\,54 \text{ mol}$$

$$[\text{OH}^-] = 0,018\,54 \text{ mol/L}$$

- 2. Calcul du pOH :

$$\text{pOH} = -\log[\text{OH}^-] = -\log(0,018\,54) = 1,731\,89$$

- 3. Calcul du pH :

$$\text{pH} + \text{pOH} = 14$$

$$\text{pH} = 14 - \text{pOH} = 14 - 1,731\,89 = 12,268\,11$$

Réponse : Le pH de cette solution d'hydroxyde de potassium (KOH) est de 12,27.

- 7. a) $K_c = \frac{[\text{SbCl}_3] \cdot [\text{Cl}_2]}{[\text{SbCl}_5]}$

- b) $K_c = \frac{[\text{N}_2] \cdot [\text{H}_2\text{O}]^2}{[\text{H}_2]^2 \cdot [\text{NO}]^2}$

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

- 8. a) 1. Calcul de la concentration initiale :

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

$$[\text{NH}_3]_i = \frac{1 \text{ mol}}{0,50 \text{ L}} = 2 \text{ mol/L}$$

- 2. Report des données et utilisation du tableau IVÉ :

Concentration (mol/L)	$2\text{NH}_{3(g)} \rightleftharpoons \text{N}_{2(g)} + 3\text{H}_{2(g)}$		
Initiale (C_i)	2	0	0
Variation (ΔC)	-2x	+x	+3x
Équilibre (C_{eq})	2 - 2x	x	0,30

$$x = \frac{0,30}{3} = 0,10 \text{ mol/L}$$

La concentration de diazote est donc de 0,10 mol/L.

- 3. Calcul de la concentration de l'ammoniac :

$$[\text{NH}_3] = 2 - 2x = 2 - 2(0,10) = 1,8 \text{ mol/L}$$

Réponse : À l'équilibre, la concentration du diazote (N_2) est de 0,01 mol/L et celle de l'ammoniac (NH_3) est de 1,8 mol/L.

- b) $K_c = \frac{[\text{C}]^c \cdot [\text{D}]^d}{[\text{A}]^a \cdot [\text{B}]^b} = \frac{[\text{N}_2] \cdot [\text{H}_2]^3}{[\text{NH}_3]^2} = \frac{(0,10) \cdot (0,30)^3}{(1,8)^2}$
 $= 8,33 \times 10^{-4}$

Réponse : La valeur de la constante d'équilibre de cette réaction est de $8,3 \times 10^{-4}$.

- 9. 1. Report des données et utilisation du tableau IVÉ:

Concentration (mol/L)	SO _{2(g)}	NO _{2(g)}	NO _(g)	SO _{3(g)}
Initiale (C _i)	0,36	0,36	0	0
Variation (ΔC)	-x	-x	+x	+x
Équilibre (C _{éq})	0,36 - x	0,36 - x	x	x

2. Calcul des concentrations à l'équilibre de chaque substance:

$$K_c = \frac{[C]^c \cdot [D]^d}{[A]^a \cdot [B]^b} = \frac{[NO] \cdot [SO_3]}{[SO_2] \cdot [NO_2]}$$

$$4,8 = \frac{x^2}{(0,36 - x) \cdot (0,36 - x)}$$

Cette équation de second degré est de type $ax^2 + bx + c = 0$. Il faut donc la récrire sous la forme d'une équation quadratique.

$$4,8(0,1296 - 0,72x + x^2) = x^2$$

$$0,62208 - 3,456x + 4,8x^2 = x^2$$

$$3,8x^2 - 3,456x + 0,62208 = 0$$

Pour trouver les valeurs de x, on peut utiliser:

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

$$= \frac{-(-3,456) \pm \sqrt{-3,456^2 - 4(3,8 \cdot 0,08976)}}{2 \cdot 3,8}$$

$$= 3,884 \text{ ou } 0,02825 \text{ (la 2}^\circ \text{ valeur est la bonne valeur)}$$

3. Calcul de la quantité de trioxyde de soufre :

$$[SO_3]_{\text{éq}} = x = 0,02825 \text{ mol/L}$$

$$\frac{0,02825 \text{ mol}}{1 \text{ L}} = \frac{n}{5 \text{ L}}$$

$$n = \frac{0,02825 \text{ mol} \cdot 5 \text{ L}}{1 \text{ L}} = 0,1412 \text{ mol}$$

Réponse: À l'équilibre, il y a 0,14 mol de trioxyde de soufre (SO₃).

- 10. a) $4 \text{ NH}_{3(g)} + 5 \text{ O}_{2(g)} \rightleftharpoons 4 \text{ NO}_{(g)} + 6 \text{ H}_2\text{O}_{(g)}$

$$b) K_c = \frac{[C]^c \cdot [D]^d}{[A]^a \cdot [B]^b} = \frac{[NO]^4 \cdot [H_2O]^6}{[NH_3]^4 \cdot [O_2]^5}$$

Comme [NO] = [NH₃]:

$$= \frac{[H_2O]^6}{[O_2]^5} = \frac{2,0^6}{3,0^5} = 0,2634$$

Réponse: La constante d'équilibre à cette température est de 0,26.

- 11. a) $K_c = \frac{[N_2O_4]}{[NO_2]^2}$

$$b) K_c = \frac{[C]^c \cdot [D]^d}{[A]^a \cdot [B]^b} = \frac{[N_2O_4]}{[NO_2]^2}$$

$$[N_2O_4] = K_c \cdot [NO_2]^2 = 1,15 \cdot (0,05)^2 = 2,875 \times 10^{-3} \text{ mol/L}$$

Réponse: À l'équilibre, la concentration de tétraoxyde de diazote (N₂O₄) est de $2,9 \times 10^{-3} \text{ mol/L}$.

- c) Un déplacement de l'équilibre vers les réactifs.

- 12. Note : À la question 12 c, on devrait lire: « H₃PO_{4(aq)} + OCl_(aq) ⇌ H₂PO_{4(aq)} + HOCl_(aq) ».

a) Acide: HF; base SO₃²⁻

b) Acide: CH₃COOH; base CO₃²⁻

c) Acide: H₃PO₄; base ClO⁻

d) Acide: HCO₃⁻; base HSO₄⁻

- 13. Réponse: a)

- 14. 1. Calcul du pOH:

$$pOH = -\log[OH^-] = -\log(2,1) = -0,322$$

2. Calcul du pH:

$$pH + pOH = 14$$

$$pH = 14 - pOH = 14 - (-0,322) = 14,322$$

3. Calcul de la concentration des ions hydronium:

$$pH = -\log[H_3O^+]$$

$$[H_3O^+] = 10^{-pH} = 10^{-14,32} = 4,76 \times 10^{-15} \text{ mol/L}$$

Réponse: b)

- 15. pH + pOH = 14

$$pOH = 14 - pH = 14 - 3,46 = 10,54$$

Réponse: b)

- 16. 1. Calcul du nombre de moles d'hydroxyde de sodium:

$$n = \frac{m}{M} = \frac{5 \text{ g}}{39,997 \text{ g/mol}} = 0,125 \text{ mol}$$

2. Calcul de la concentration d'hydroxyde de sodium:

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

$$[\text{NaOH}] = \frac{0,125 \text{ mol}}{4 \text{ L}} = 0,03125 \text{ mol/L}$$

Comme c'est une base forte:

$$[\text{OH}^-] = [\text{NaOH}] = 0,03125 \text{ mol/L}$$

3. Calcul du pOH de la solution:

$$\text{pOH} = -\log[\text{OH}^-] = -\log(0,03125) = 1,505$$

4. Calcul du pH de la solution:

$$\text{pH} + \text{pOH} = 14$$

$$\text{pH} = 14 - \text{pOH} = 14 - 1,505 = 12,495$$

Réponse: b)

- 17. 1. Calcul de la concentration des ions hydronium:

$$\text{Pourcentage d'ionisation} = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HA}]} \cdot 100$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = \frac{\text{Pourcentage d'ionisation} \cdot [\text{HA}]}{100}$$

$$= \frac{5,0\% \cdot 0,10 \text{ mol/L}}{100} = 0,0050 \text{ mol/L}$$

2. Calcul de la constante d'acidité:

$$K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [\text{A}^-]}{[\text{HA}]}$$

Comme $[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{A}^-]$:

$$= \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]^2}{[\text{HA}]} = \frac{(0,0050)^2}{0,10} = 2,5 \times 10^{-4}$$

Réponse: La constante d'acidité est de $2,5 \times 10^{-4}$.

- 18. a), d), c), b).

Les acides perchlorique (HClO_4) et chlorhydrique (HCl), libérant un proton dans la solution aqueuse, auront un pH plus faible que les deux autres acides. Cependant, l'acide chlorhydrique, ayant une concentration plus basse, aura un pH plus élevé que l'acide perchlorique.

Le chlorure de sodium (NaCl) n'agit pas sur le pH parce qu'il ne libère ou n'attire ni proton, ni ion hydroxyde; il aura donc le pH de l'eau, soit 7,0. L'acide acétique (CH_3COOH) étant un acide faible, son pH sera plus élevé que les deux acides forts.

- 19. a) $K_c = \frac{[\text{NO}_2]^2}{[\text{N}_2\text{O}_4]} = \frac{(1,0 \times 10^{-4})^2}{4,8 \times 10^{-1}} = 2,08 \times 10^{-8}$
- b) $K_c = \frac{[\text{NO}_2]^2}{[\text{N}_2\text{O}_4]} = \frac{(4,8 \times 10^{-4})^2}{1,0 \times 10^{-1}} = 2,30 \times 10^{-6}$
- c) $K_c = \frac{[\text{NO}_2]^2}{[\text{N}_2\text{O}_4]} = \frac{(2,2 \times 10^{-2})^2}{1,0 \times 10^{-1}} = 4,84 \times 10^{-3}$
- d) $K_c = \frac{[\text{NO}_2]^2}{[\text{N}_2\text{O}_4]} = \frac{(1,0 \times 10^{-1})^2}{2,2 \times 10^{-2}} = 4,55 \times 10^{-1}$
- e) $K_c = \frac{[\text{NO}_2]^2}{[\text{N}_2\text{O}_4]} = \frac{(1,1 \times 10^{-2})^2}{5,0 \times 10^{-2}} = 2,42 \times 10^{-3}$

Réponse: c)

- 20. Réponse: a)

- 21. $\text{CH}_3\text{COOAg}_{(s)} \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{COO}^-_{(aq)} + \text{Ag}^+_{(aq)}$
 $[\text{Ag}^+] = [\text{CH}_3\text{COO}^-] = 2 \times 10^{-3} \text{ mol/L}$
 $K_{ps} = [\text{X}^+]^n \cdot [\text{Y}^-]^m = [\text{CH}_3\text{COO}^-] \cdot [\text{Ag}^+]$
 $= (2 \times 10^{-3} \text{ mol/L})^2 = 4 \times 10^{-6} \text{ mol/L}$

Réponse: b)

- 22. a) $\text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+] = -\log(0,0027) = 2,57$
Réponse: Le pH de la solution est de 2,57.
- b) $\text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+] = -\log(7,28 \times 10^{-8}) = 7,138$
Réponse: Le pH de la solution est de 7,138.
- c) $\text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+] = -\log(9,7 \times 10^{-5}) = 4,01$
Réponse: Le pH de la solution est de 4,01.
- d) $\text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+] = -\log(8,27 \times 10^{-12})$
 $= 11,082$
Réponse: Le pH de la solution est de 11,08.

- 23. $\text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+] = -\log(5,0 \times 10^{-3}) = 2,30$
Réponse: La boisson gazeuse est acide, car son pH est de 2,30.

- 24. c), b), a), e), d).

- 25. a) $\text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+] = -\log(4,0 \times 10^{-8}) = 7,40$
Réponse: Le pH des larmes est de 7,40.
- b) $\text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+] = -\log(4,0 \times 10^{-2}) = 1,40$
Réponse: Le pH de l'acide gastrique est de 1,40.

$$\blacksquare 26. K_c = \frac{[C]^c \cdot [D]^d}{[A]^a \cdot [B]^b} = \frac{[H_2] \cdot [I_2]}{[HI]^2}$$

$$\begin{aligned} \text{Comme } [H_2] &= [I_2]: \\ &= \frac{x^2}{[HI]^2} \end{aligned}$$

$$\begin{aligned} x &= \sqrt{K_c \cdot [HI]^2} = \sqrt{0,20 \cdot (5,6 \times 10^{-4})^2} \\ &= 2,504 \times 10^{-4} \text{ mol/L} \end{aligned}$$

Réponse: À l'équilibre, les concentrations de dihydrogène (H_2) et de diiode (I_2) sont de $2,5 \times 10^{-4}$ mol/L.

- 27. Le système n'est pas à l'équilibre. À l'équilibre, les réactions directe et inverse sont égales. Comme il n'existe pas de soluté sous forme solide, la vitesse de dissolution est plus élevée que la vitesse de recristallisation.

- 28. On considère que l'acide conjugué est équimolaire avec les ions hydroxyde produits.

1. *Calcul de la concentration des ions hydroxyde:*

$$K_b = \frac{[HB^+] \cdot [OH^-]}{[B]}$$

$$\begin{aligned} \text{Comme } [OH^-] &= [HB^+]: \\ &= \frac{[OH^-]^2}{[C_{18}H_{21}NO_3]} \end{aligned}$$

$$\begin{aligned} [OH^-] &= \sqrt{K_b \cdot [C_{18}H_{21}NO_3]} \\ &= \sqrt{1,73 \times 10^{-6} \cdot 0,020} \\ &= 1,86 \times 10^{-4} \text{ mol/L} \end{aligned}$$

2. *Calcul du pOH:*

$$pOH = -\log[OH^-] = -\log(1,86 \times 10^{-4}) = 3,730$$

3. *Calcul du pH de la solution:*

$$\begin{aligned} pH + pOH &= 14 \\ pH &= 14 - pOH = 14 - 3,730 = 10,270 \end{aligned}$$

Réponse: Le pH de cette solution de codéine ($C_{18}H_{21}NO_3$) est de 10,27.

- 29. Le calcul de la constante d'équilibre tient compte des coefficients stœchiométriques. Si l'équation n'est pas équilibrée, la valeur sera erronée et vice versa.

- 30. L'augmentation de température fait augmenter la constante d'équilibre. Compte tenu que dans le calcul de celle-ci, les produits sont au numérateur, les produits ont été favorisés. Si les produits ont été favorisés en augmentant la température, la réaction est endothermique.

- 31. 1. *Calcul du nombre de moles d'hydroxyde de sodium:*

$$n = \frac{m}{M} = \frac{8,5 \text{ g}}{39,997 \text{ g/mol}} = 0,2125 \text{ mol}$$

2. *Calcul de la concentration d'hydroxyde de sodium:*

$$\begin{aligned} C &= \frac{n}{V} \\ [NaOH] &= \frac{0,2125 \text{ mol}}{0,5 \text{ L}} = 0,425 \text{ mol/L} \end{aligned}$$

Comme c'est une base forte:

$$[OH^-] = [NaOH] = 0,425 \text{ mol/L}$$

3. *Calcul du pOH de la solution:*

$$pOH = -\log[OH^-] = -\log(0,425) = 0,3716$$

Réponse: Le pOH de cette solution d'hydroxyde de sodium (NaOH) est de 0,372.

- 32. 1. *Calcul du nombre de moles d'acide acétique:*

$$n = \frac{m}{M} = \frac{60\,000 \text{ g}}{60,052 \text{ g/mol}} = 999,134 \text{ mol}$$

2. *Calcul de la concentration d'acide acétique:*

$$\begin{aligned} C &= \frac{n}{V} \\ [CH_3COOH] &= \frac{999,134 \text{ mol}}{1\,250 \text{ L}} = 0,7993 \text{ mol/L} \end{aligned}$$

3. *Calcul de la concentration des ions hydronium:*

$$\begin{aligned} K_a &= \frac{[H_3O^+] \cdot [A^-]}{[CH_3COOH]} = \frac{[H_3O^+] \cdot [CH_3COO^-]}{[CH_3COOH]} \\ &= \frac{x^2}{[CH_3COOH]} \end{aligned}$$

$$\begin{aligned} x &= \sqrt{K_a \cdot [CH_3COOH]} = \sqrt{1,8 \times 10^{-5} \cdot 0,7993} \\ &= 3,793 \times 10^{-3} \text{ mol/L} \end{aligned}$$

4. *Calcul du pH:*

$$pH = -\log[H_3O^+] = -\log(3,793 \times 10^{-3}) = 2,421$$

5. *Calcul du pOH:*

$$\begin{aligned} pH + pOH &= 14 \\ pOH &= 14 - pH = 14 - 2,421 = 11,579 \end{aligned}$$

Réponse: Le pH de cette solution d'acide acétique (CH_3COOH) est de 2,42 et son pOH est de 11,58.

■ 33. 1. Calcul du pOH :

$$\text{pH} + \text{pOH} = 14$$

$$\text{pOH} = 14 - \text{pH} = 14 - 10,35 = 3,65$$

2. Calcul de la concentration des ions hydroxyde :

$$\text{pOH} = -\log[\text{OH}^-]$$

$$[\text{OH}^-] = 10^{-\text{pOH}} = 10^{-3,65} = 2,238\,72 \times 10^{-4} \text{ mol/L}$$

Comme c'est une base forte :

$$[\text{NaOH}] = [\text{OH}^-] = 2,238\,72 \times 10^{-4} \text{ mol/L}$$

3. Calcul de la quantité d'hydroxyde de sodium :

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

$$n = C \cdot V = 2,238\,72 \times 10^{-4} \text{ mol/L} \cdot 2 \text{ L}$$

$$= 4,477\,44 \times 10^{-4} \text{ mol}$$

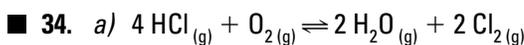
4. Calcul de la masse d'hydroxyde de sodium :

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

$$m = n \cdot M = 4,477\,44 \times 10^{-4} \text{ mol} \cdot 39,997 \text{ g/mol}$$

$$= 0,017\,9 \text{ g}$$

Réponse : Il faut dissoudre 0,018 g d'hydroxyde de sodium (NaOH).



$$b) K_c = \frac{[\text{C}]^c \cdot [\text{D}]^d}{[\text{A}]^a \cdot [\text{B}]^b} = \frac{[\text{H}_2\text{O}]^2 \cdot [\text{Cl}_2]^2}{[\text{HCl}]^4 \cdot [\text{O}_2]}$$

$$= \frac{(7,8 \times 10^{-3})^2 \cdot (3,6 \times 10^{-3})^2}{(2,7 \times 10^{-2})^4 \cdot (8,6 \times 10^{-2})}$$

$$= 1,725 \times 10^{-2}$$

Réponse : La valeur de la constante d'équilibre est $1,7 \times 10^{-2}$.



b) 1. Calcul des concentrations initiales :

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

$$[\text{SO}_3] = \frac{2,9 \text{ mol}}{4,7 \text{ L}} = 0,617 \text{ mol/L}$$

$$[\text{HF}] = \frac{9,1 \text{ mol}}{4,7 \text{ L}} = 1,936 \text{ mol/L}$$

2. Report des données et utilisation du tableau IVÉ :

Concentration (mol/L)	$\text{SO}_{3(g)} + 6 \text{HF}_{(g)} \rightleftharpoons \text{SF}_{6(g)} + 3 \text{H}_2\text{O}_{(g)}$			
Initiale (C_i)	0,617	1,936	0	0
Variation (ΔC)	-x	-6x	+x	+3x
Équilibre (C_{eq})	0,617 - x	1,936 - 6x	x	3x

3. Calcul des concentrations à l'équilibre :

$$K_a = \frac{[\text{C}]^c \cdot [\text{D}]^d}{[\text{A}]^a \cdot [\text{B}]^b} = \frac{[\text{SF}_6] \cdot [\text{H}_2\text{O}]^3}{[\text{SO}_3] \cdot [\text{HF}]^6}$$

$$6,3 \times 10^{-3} = \frac{x \cdot (3x)^3}{(0,617 - x) \cdot (1,936 - 6x)^6}$$

c) Quand les conditions d'équilibre sont ajoutées à l'expression d'équilibre de la réaction, l'équation contient des termes à la puissance 6. Cela s'avère très difficile à résoudre à l'aide d'équations mathématiques simples.

■ 36. a) Un acide est une substance de laquelle on peut arracher un proton (H^+). Une base est une substance qui peut arracher un proton à un acide.

b) Points communs :

– Les solutions d'acides et les solutions de bases contiennent des ions.

– Les acides contiennent un proton dissociable.

– Les ions inertes de l'acide (les anions) et ceux de la base (cations) sont porteurs de charges contraires.

Différences :

Selon la théorie de Brønsted-Lowry :

– l'eau n'est pas le seul solvant ;

– un ion négatif peut être une base ;

– une substance agit comme un acide si, au même moment, une autre substance agit comme une base, et vice versa.

Selon la théorie d'Arrhenius :

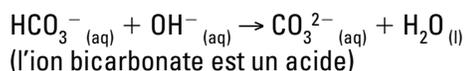
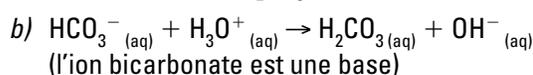
– l'eau est le seul solvant ;

– seul OH^- peut être une base ;

– le comportement des acides et des bases est fonction de leur dissociation dans l'eau.

■ 37. a) Base conjuguée : CO_3^{2-}

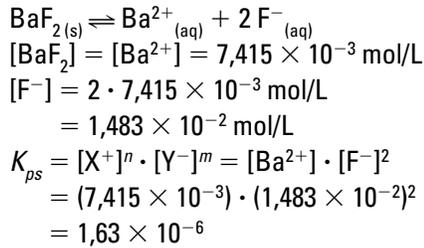
Acide conjugué : H_2CO_3



■ 38. a) 1. Calcul de la concentration du difluorure de baryum :

$$n = \frac{m}{M} = \frac{1,3 \text{ g/L}}{175,323 \text{ g/mol}} = 7,415 \times 10^{-3} \text{ mol/L}$$

2. Calcul de la constante du produit de solubilité:



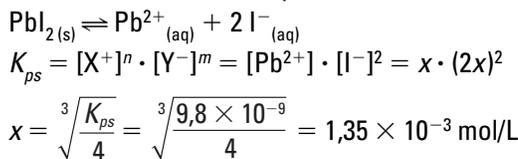
Réponse: La valeur de la constante de solubilité à 25 °C est de $1,6 \times 10^{-6}$.

$$\begin{aligned} \text{b) } \frac{6,02 \times 10^{23} \text{ molécules}}{1 \text{ mol}} &= \frac{?}{7,415 \times 10^{-3} \text{ mol/L}} \\ ? &= \frac{6,02 \times 10^{23} \text{ molécules} \cdot 7,415 \times 10^{-3} \text{ mol/L}}{1 \text{ mol}} \\ &= 4,464 \times 10^{21} \text{ molécules/L} \end{aligned}$$

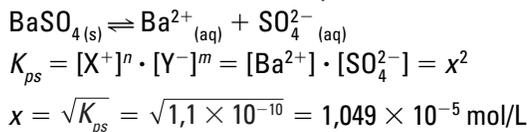
Réponse: La solubilité du difluorure de baryum à 25 °C est de $4,5 \times 10^{21}$ molécules/L.

- 39. Les ions de composés solubles ne sont pas à l'équilibre avec le solide. Les valeurs de constante du produit de solubilité s'appliquent aux solutions saturées où un excès de solide est présent.
- 40. Si la température de la solution augmente, la vitesse des particules augmente et la solubilité des sels augmentera. Donc, la constante de solubilité augmentera.
- 41. Pour qu'il y ait équilibre, il faut que les réactifs et les produits soient présents simultanément. Dans le cas d'une solubilisation, le composé qui agit à titre de réactif est le solide, s'il n'est pas présent, il n'y aura pas d'équilibre.

■ 42. 1. Calcul du nombre d'ions plomb:



2. Calcul du nombre d'ions baryum:



3. Calcul du rapport entre les deux nombres

$$\begin{aligned} \text{d'ions:} \\ \frac{[\text{Pb}^{2+}]}{[\text{Ba}^{2+}]} &= \frac{1,35 \times 10^{-3}}{1,049 \times 10^{-5}} = 128,7 \end{aligned}$$

Réponse: Il y a 129 fois plus d'ions plomb (Pb^{2+}) dans une solution saturée de diiodure de plomb (PbI_2) que d'ions baryum (Ba^{2+}) dans une solution de sulfate de baryum (BaSO_4).

- ◆ 43. a) 1 ppm = 1 mg/L, en considérant que la masse volumique de la solution est de 1 g/mL.

1. Conversion en grammes par litre:

$$\begin{aligned} 1,5 \times 10^{-4} \text{ ppm} &= 1,5 \times 10^{-4} \text{ mg/L} \\ \frac{1 \text{ g/L}}{1000 \text{ mg/L}} &= \frac{?}{1,5 \times 10^{-4} \text{ mg/L}} \\ ? &= \frac{1 \text{ g/L} \cdot 1,5 \times 10^{-4} \text{ mg/L}}{1000 \text{ mg/L}} \\ &= 1,5 \times 10^{-7} \text{ g/L} \end{aligned}$$

2. Calcul du nombre de moles par litre des ions iodure:

$$\begin{aligned} n &= \frac{m}{M} = \frac{1,5 \times 10^{-7} \text{ g/L}}{129,904 \text{ g/mol}} \\ &= 1,1547 \times 10^{-9} \text{ mol/L} \end{aligned}$$

3. Calcul de la concentration d'ions mercure:

$$\begin{aligned} [\text{I}^-] &= 2[\text{Hg}_2^{2+}] \\ [\text{Hg}_2^{2+}] &= \frac{[\text{I}^-]}{2} = \frac{1,1547 \times 10^{-9} \text{ mol/L}}{2} \\ &= 5,77 \times 10^{-10} \text{ mol/L} \end{aligned}$$

4. Calcul de la constante du produit de solubilité:

$$\begin{aligned} K_{ps} &= [\text{X}^+]^n \cdot [\text{Y}^-]^m = [\text{Hg}_2^{2+}] \cdot [\text{I}^-]^2 \\ &= 5,77 \times 10^{-10} \cdot (1,1547 \times 10^{-9})^2 \\ &= 7,693 \times 10^{-28} \end{aligned}$$

Réponse: La valeur de la constante du produit de solubilité est de $7,693 \times 10^{-28}$.

- b) 1 ppm = 1 mg/L, en considérant que la masse volumique de la solution est de 1 g/mL.

◆ 44. 1. Calcul du nombre de moles de diiode:

$$n = \frac{m}{M} = \frac{11,5 \text{ g}}{253,808 \text{ g/mol}} = 4,531 \times 10^{-2} \text{ mol}$$

2. Calcul de la concentration initiale:

$$\begin{aligned} C &= \frac{n}{V} \\ [\text{I}_2]_i &= \frac{4,531 \times 10^{-2} \text{ mol}}{0,250 \text{ L}} = 0,18124 \text{ mol/L} \end{aligned}$$

3. Report des données et utilisation du tableau IVÉ:

Concentration (mol/L)	$I_{2(g)} \rightleftharpoons 2 I^-_{(g)}$	
Initiale (C_i)	0,181 24	0
Variation (ΔC)	-x	+2x
Équilibre ($C_{\text{éq}}$)	0,181 24 - x	2x

4. Calcul des concentrations à l'équilibre de chaque substance:

$$K_c = \frac{[C]^c \cdot [D]^d}{[A]^a \cdot [B]^b} = \frac{[I^-]^2}{[I_2]}$$

$$3,80 \times 10^{-5} = \frac{(2x)^2}{(0,181\ 24 - x)}$$

Cette équation de second degré est de type $ax^2 + bx + c = 0$. Il faut donc la récrire sous la forme d'une équation quadratique.

$$3,80 \times 10^{-5} (0,181\ 24 - x) = 4x^2$$

$$6,887 \times 10^{-6} - 3,80 \times 10^{-5} = 4x^2$$

$$4x^2 + 3,80 \times 10^{-5}x - 6,887 \times 10^{-6} = 0$$

Pour trouver les valeurs de x, on peut utiliser:

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

$$= \frac{-(3,80 \times 10^{-5}) \pm \sqrt{(3,80 \times 10^{-5})^2 - 4(4 \cdot -6,887 \times 10^{-6})}}{2 \cdot 4}$$

$$= 1,288 \times 10^{-3} \text{ ou } -1,298 \times 10^{-3} \text{ (la 1}^{\text{re}} \text{ valeur est la bonne valeur)}$$

5. Calcul des concentrations à l'équilibre:

$$[I_2]_{\text{éq}} = 0,181\ 24 - x$$

$$= 0,181\ 24 - 1,288 \times 10^{-3} \text{ mol/L}$$

$$= 0,179\ 95 \text{ mol/L}$$

$$[I^-]_{\text{éq}} = 2x = 2 \cdot 1,288 \times 10^{-3} \text{ mol/L}$$

$$= 2,576 \times 10^{-3} \text{ mol/L}$$

Réponse: À l'équilibre, la concentration en iode (I) est de $2,58 \times 10^{-3}$ mol/L et celle du diiode (I_2) est de 0,180 mol/L.

◆ 45. 1. Calcul du nombre de moles d'acide salicylique:

$$n = \frac{m}{M} = \frac{1\ \text{g}}{138,122\ \text{g/mol}} = 7,24 \times 10^{-3} \text{ mol}$$

2. Calcul de la concentration initiale:

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

$$[C_6H_4OHCOOH]_i = \frac{7,24 \times 10^{-3} \text{ mol}}{0,460 \text{ L}}$$

$$= 0,015\ 74 \text{ mol/L}$$

3. Transformation du pH en concentration molaire:

$$\text{pH} = -\log[H_3O^+]$$

$$[H_3O^+] = 10^{-\text{pH}} = 10^{-2,40} = 3,981 \times 10^{-3} \text{ mol/L}$$

4. Calcul des concentrations à l'équilibre:

Concentration (mol/L)	$C_6H_4OHCOOH \rightleftharpoons C_6H_4OHCOO^- + H^+$		
Initiale (C_i)	0,015 74	0	0
Variation (ΔC)	$-3,981 \times 10^{-3}$	$+3,981 \times 10^{-3}$	$+3,981 \times 10^{-3}$
Équilibre ($C_{\text{éq}}$)	0,117 59	$3,981 \times 10^{-3}$	$3,981 \times 10^{-3}$

5. Calcul de la constante d'acidité:

$$K_a = \frac{[H_3O^+] \cdot [A^-]}{[HA]}$$

$$= \frac{[H_3O^+] \cdot [C_6H_4OHCOO^-]}{[C_6H_4OHCOOH]}$$

$$= \frac{(3,981 \times 10^{-3}) \cdot (3,981 \times 10^{-3})}{0,117\ 59}$$

$$= 1,348 \times 10^{-4}$$

Réponse: La constante d'ionisation de l'acide salicylique ($C_6H_4OHCOOH$) est de $1,3 \times 10^{-4}$.

◆ 46. 1. Calcul de la solubilité molaire du chlorure d'argent:

$$K_{ps} = [X^+]^n \cdot [Y^-]^m = [Ag^+] \cdot [Cl^-] = x^2$$

$$x = \sqrt{K_{ps}} = \sqrt{1,8 \times 10^{-10}} = 1,34 \times 10^{-5} \text{ mol/L}$$

2. Calcul de la solubilité molaire du chromate de diargent:

$$K_{ps} = [X^+]^n \cdot [Y^-]^m = [Ag^+]^2 \cdot [CrO_4^{2-}]$$

$$= (2x)^2 \cdot x = 4x^3$$

$$x = \sqrt[3]{\frac{K_{ps}}{4}} = \sqrt[3]{\frac{2,6 \times 10^{-12}}{4}} = 8,66 \times 10^{-5} \text{ mol/L}$$

Réponse: La solubilité molaire du chromate de diargent (Ag_2CrO_4) est plus élevée que la solubilité molaire du chlorure d'argent ($AgCl$). Une constante du produit de solubilité plus élevée ne signifie pas nécessairement une plus grande solubilité.

◆ 47. 1. Calcul de nombre de moles de diphosphate de tricuivre:

$$n = \frac{m}{M} = \frac{6,1 \times 10^{-7} \text{ g}}{380,578 \text{ g/mol}} = 1,603 \times 10^{-9} \text{ mol}$$

2. Calcul de la concentration du réactif:

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

$$[Cu_3(PO_4)_2] = \frac{1,603 \times 10^{-9} \text{ mol}}{0,100 \text{ L}}$$

$$= 1,603 \times 10^{-8} \text{ mol/L}$$

3. Calcul de la concentration des produits :

$$\begin{aligned} [\text{Cu}^{2+}] &= 3 \cdot 1,603 \times 10^{-8} \text{ mol/L} \\ &= 4,809 \times 10^{-8} \text{ mol/L} \\ [\text{PO}_4^{3-}] &= 2 \cdot 1,603 \times 10^{-8} \text{ mol/L} \\ &= 3,206 \times 10^{-8} \text{ mol/L} \end{aligned}$$

4. Calcul de la constante du produit de solubilité :

$$\begin{aligned} \text{Cu}_3(\text{PO}_4)_2(\text{s}) &\rightleftharpoons 3 \text{Cu}^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{PO}_4^{3-}(\text{aq}) \\ K_{ps} &= [\text{X}^+]^n \cdot [\text{Y}^-]^m = [\text{Cu}^{2+}]^3 \cdot [\text{PO}_4^{3-}]^2 \\ &= (4,809 \times 10^{-8})^3 \cdot (3,206 \times 10^{-8})^2 \\ &= 1,143 \times 10^{-37} \end{aligned}$$

Réponse : La valeur de la constante du produit de solubilité pour le diphosphate de tricuvre ($\text{Cu}_3(\text{PO}_4)_2$) à 25°C est de $1,1 \times 10^{-37}$.

- ◆ 48. Note : À la question 48, on devrait lire : « La valeur de la constante d'acidité de l'acide ascorbique ($\text{C}_6\text{H}_8\text{O}_6$) est de $8,0 \times 10^{-5}$. »

1. Calcul du nombre de moles d'acide ascorbique :

$$n = \frac{m}{M} = \frac{5,0 \text{ g}}{176,124 \text{ g/mol}} = 2,84 \times 10^{-2} \text{ mol}$$

2. Calcul de la concentration initiale :

$$\begin{aligned} C &= \frac{n}{V} \\ [\text{C}_6\text{H}_8\text{O}_6] &= \frac{2,84 \times 10^{-2} \text{ mol}}{0,250 \text{ L}} = 0,1136 \text{ mol/L} \end{aligned}$$

3. Report des données et utilisation du tableau IVÉ :

Concentration (mol/L)	$\text{C}_6\text{H}_8\text{O}_6(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightleftharpoons \text{C}_6\text{H}_7\text{O}_6^-(\text{aq}) + \text{H}_3\text{O}^+(\text{aq})$			
Initiale (C_i)	0,1136		0	0
Variation (ΔC)	-x		+x	+x
Équilibre ($C_{\text{éq}}$)	0,1136 - x		x	x

4. Calcul des concentrations à l'équilibre de chaque substance :

$$\begin{aligned} K_a &= \frac{[\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [\text{A}^-]}{[\text{HA}]} \\ &= \frac{[\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [\text{C}_6\text{H}_7\text{O}_6^-]}{[\text{C}_6\text{H}_8\text{O}_6]} \\ 8,0 \times 10^{-5} &= \frac{x^2}{0,1136 - x} \end{aligned}$$

Cette équation de second degré est de type $ax^2 + bx + c = 0$. Il faut donc la réécrire sous la forme d'une équation quadratique.

$$\begin{aligned} 8,0 \times 10^{-5} (0,1136 - x) &= x^2 \\ 9,088 \times 10^{-6} - 8,0 \times 10^{-5}x &= x^2 \\ 0 &= x^2 + 8,0 \times 10^{-5}x - 9,088 \times 10^{-6} \end{aligned}$$

Pour trouver les valeurs de x, on peut utiliser :

$$\begin{aligned} x &= \frac{-b \pm \sqrt{b^2 - 4ac}}{2a} \\ &= \frac{-(8,0 \times 10^{-5}) \pm \sqrt{(8,0 \times 10^{-5})^2 - 4(1 \cdot (-9,088 \times 10^{-6}))}}{2 \cdot 1} \end{aligned}$$

= $2,935 \times 10^{-3}$ ou $-3,05 \times 10^{-3}$ (la 1^{re} valeur est la bonne valeur)

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 2,935 \times 10^{-3} \text{ mol/L}$$

5. Calcul du pH de la solution :

$$\begin{aligned} \text{pH} &= -\log[\text{H}_3\text{O}^+] = -\log(2,935 \times 10^{-3}) \\ &= 2,5324 \end{aligned}$$

Réponse : Le pH de cette solution d'acide ascorbique ($\text{C}_6\text{H}_8\text{O}_6$) est de 2,53.

★ 49. a)
$$K_c = \frac{[\text{C}]^c \cdot [\text{D}]^d}{[\text{A}]^a \cdot [\text{B}]^b} = \frac{[\text{H}_2\text{O}] \cdot [\text{CO}]}{[\text{CO}_2] \cdot [\text{H}_2]}$$

$$= \frac{0,55 \cdot 0,55}{0,30 \cdot 0,20} = 5,0417$$

Réponse : La valeur de la constante d'équilibre à 2 000 K est de 5,0.

b) 1. Report des données et utilisation du tableau IVÉ :

En considérant que c'est la réaction inverse qui est favorisée avec une variation de $x = 0,11 \text{ mol/L}$:

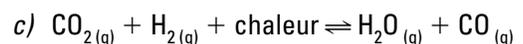
$$\Delta[\text{CO}] = \frac{20}{100} \cdot 0,55 \text{ mol/L} = 0,11 \text{ mol/L}$$

Concentration (mol/L)	$\text{CO}_{2(\text{g})} + \text{H}_{2(\text{g})} \rightleftharpoons \text{H}_2\text{O}_{(\text{g})} + \text{CO}_{(\text{g})}$			
Initiale (C_i)	0,30	0,20	0,55	0,55
Variation (ΔC)	+0,11	+0,11	-0,11	-0,11
Équilibre ($C_{\text{éq}}$)	0,41	0,31	0,44	0,44

2. Calcul de la nouvelle constante d'équilibre :

$$\begin{aligned} K_c &= \frac{[\text{C}]^c \cdot [\text{D}]^d}{[\text{A}]^a \cdot [\text{B}]^b} = \frac{[\text{H}_2\text{O}] \cdot [\text{CO}]}{[\text{CO}_2] \cdot [\text{H}_2]} \\ &= \frac{0,44 \cdot 0,44}{0,41 \cdot 0,31} = 1,523 \end{aligned}$$

Réponse : La nouvelle valeur de la constante d'équilibre est de 1,5.



- ★ 50. a) $\text{HSO}_3^-(\text{aq}) + \text{OH}^-(\text{aq}) \rightleftharpoons \text{SO}_3^{2-}(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}_{(\text{aq})}$
L'ion hydrogénosulfite (HSO_3^-) est un acide ici et l'ion hydroxyde (OH^-) est une base.

