

L'ÉLÉMENT CARBONE

EXERCICE 1 : Ex. résolu p. 18

$M(\text{C}_2\text{H}_6\text{O}) = 46 \text{ g.mol}^{-1}$; % C = 52,2 % ; % H = 13,0 % ; % O = 34,8 %.

EXERCICE 2 : Ex. résolu p. 18

Soit $\text{C}_x\text{H}_y\text{O}_z$ la formule du composé : $\frac{12x}{55} = \frac{y}{8,92} = \frac{16z}{36,1} = \frac{M}{100} \Rightarrow x = 2,01$; $y = 3,91$ et $z = 0,99$.

On prend les entiers les plus voisins : $x = 2$; $y = 4$ et $z = 1$; d'où la formule : **$\text{C}_2\text{H}_4\text{O}$** .

Masse molaire exacte : $M = 44 \text{ g.mol}^{-1}$.

EXERCICE 3 : 1 p. 20

1. $M(\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6) = 180 \text{ g.mol}^{-1}$.

2. % C = 40 % ; % H = 6,7 % ; % O = 53,3 %.

EXERCICE 4 : 2 p. 20

Saccharose : $\text{C}_x\text{H}_y\text{O}_z$; $\frac{12x}{42,11} = \frac{y}{6,43} = \frac{16z}{51,46} = \frac{342}{100} \Rightarrow x = 12$; $y = 22$ et $z = 11$ d'où **$\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$** .

EXERCICE 5 : 4 p.20

Urée : $\text{CH}_y\text{O}_z\text{N}_t$: $\frac{12}{20,0} = \frac{y}{6,66} = \frac{16z}{26,67} = \frac{14t}{46,67} \Rightarrow y = 4$; $z = 1$ et $t = 2$ d'où **CH_4ON_2** ou **$\text{CO}(\text{NH}_2)_2$** .

EXERCICE 6 : 5 p. 20

% C = $\frac{144}{342} = 42,1$ %. Masse maximale de carbone : **0,42 g**.

EXERCICE 7 : 6 p.20

1. $\text{C}_{57}\text{H}_{110}\text{O}_6 + \frac{163}{2}\text{O}_2 \rightarrow 57 \text{ CO}_2 + 55 \text{ H}_2\text{O}$.

2.a) $n(\text{O}_2) = \frac{1}{5} \times \frac{30 \times 30 \times 25}{22400} = 0,201 \text{ mol}$.

b) Le nombre de moles de stéarine qui brûle est : $\frac{2}{163} \times 0,201 = 2,46 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$.

- Masse brûlée : $2,46 \cdot 10^{-3} \times 890 = \mathbf{2,19 \text{ g}}$.
- Masse de dioxyde de carbone : $2,46 \cdot 10^{-3} \times 57 \times 44 = \mathbf{6,18 \text{ g}}$.
- Masse d'eau : $2,46 \cdot 10^{-3} \times 55 \times 18 = \mathbf{2,44 \text{ g}}$.

EXERCICE 8 : 7 p. 20

1. Le composé ne contient que C, H et O : $\text{C}_x\text{H}_y\text{O}_z$.

$\frac{12x}{59,8} = \frac{y}{13,4} = \frac{16z}{26,8} = \frac{60,8}{100}$. On trouve **$\text{C}_3\text{H}_8\text{O}$** .

2. $M = 60 \text{ g.mol}^{-1}$.

EXERCICE 8(BIS) : 8 p. 20

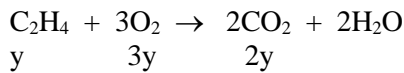
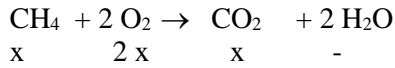
$\frac{12x}{40} = \frac{y}{6,67} = \frac{16z}{53,3} = \frac{59}{100}$; **$\text{C}_2\text{H}_4\text{O}_2$** ($\text{CH}_3\text{-COOH}$).

EXERCICE 9 : 9 p. 21

$$\frac{12x}{84,2} = \frac{y}{15,8} = \frac{113}{100} ; \text{C}_8\text{H}_{18}.$$

EXERCICE 10 : 10 p.21

1) Equations de combustion :



2) Calcul de V(O₂) et V(CO₂) :

$$\begin{cases} x + y = 30 \text{ cm}^3 \\ x + 2y = 36 \text{ cm}^3 \\ 2x + 3y = 100 - 34 = 66 \text{ cm}^3 \end{cases}$$

$$V(\text{O}_2) = 66 \text{ cm}^3 \text{ et } V(\text{CO}_2) = 36 \text{ cm}^3$$

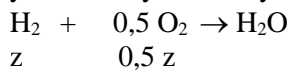
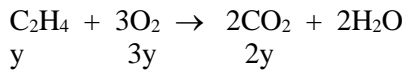
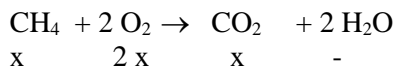
3) Composition du mélange :

Ces trois équations sont compatibles et :

$$V(\text{C}_2\text{H}_4) = y = 6 \text{ cm}^3 ; V(\text{CH}_4) = x = 24 \text{ cm}^3 .$$

EXERCICE 11 : 11 p. 21

1.



2. $V(\text{O}_2) = 92 \text{ cm}^3 ; V(\text{CO}_2) = 56 \text{ cm}^3 .$

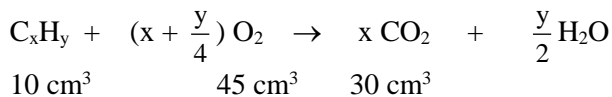
3.

$$\begin{cases} x + y + z = 40 \\ x + 2y = 56 \\ 2x + 3y + 0,5z = 92 \end{cases}$$

$$\Rightarrow x = 8 \text{ cm}^3 (\text{CH}_4) ; y = 24 \text{ cm}^3 (\text{C}_2\text{H}_4) \text{ et } z = 8 \text{ cm}^3 (\text{H}_2).$$

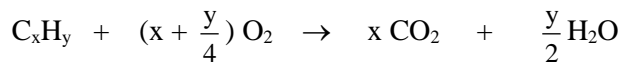
EXERCICE 12 : 12 P.21

Formule de l'hydrocarbure :



$$\frac{1}{10} = \frac{x + \frac{y}{4}}{45} = \frac{x}{30} ; x = 3 \text{ et } y = 6 \Rightarrow \text{C}_3\text{H}_6$$

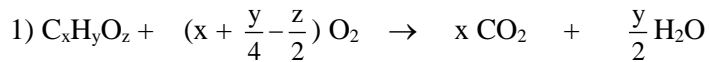
EXERCICE 13 : 13 p. 21



$$\frac{1}{10} = \frac{x + \frac{y}{4}}{55} = \frac{x}{40}; x = 4; y = 6 \text{ soit } \mathbf{C_4H_6}$$

EXERCICE 14: 16 p. 21

$C_xH_yO_z$: quantité de matière : $2,5 \cdot 10^{-4}$ mol



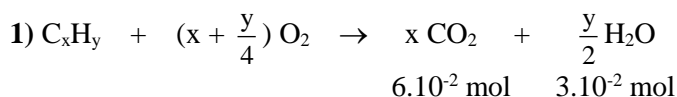
$$2,5 \cdot 10^{-4} \text{ mol} \quad 1,375 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \quad 10^{-3} \text{ mol}$$

2)

$$\frac{1}{2,5 \cdot 10^{-4}} = \frac{x + \frac{y}{4} - \frac{z}{2}}{1,375 \cdot 10^{-3}} = \frac{x}{10^{-3}}; \text{ de plus } M = 12x + y + 16z = 72$$

$$\Rightarrow x = 4; y = 8; z = 1; \text{ soit } \mathbf{C_4H_8O}$$

EXERCICE 15 : 17 p. 22



$$\frac{x}{6 \cdot 10^{-2}} = \frac{\frac{y}{2}}{3 \cdot 10^{-2}}; \frac{2x}{y} = 2 \Rightarrow x = y \text{ soit } \mathbf{(CH)_x}$$

2) **Formule brute :**

$$13x = 26; x = 2 \text{ soit } \mathbf{C_2H_2}$$

EXERCICE 15(BIS) : 18 p. 22

- $m(CO_2) = 1,32 \text{ g}; m_C = \frac{12}{44} \times 1,32 = 0,36 \text{ g}; \% C = \frac{0,36}{0,885} = 40,7 \%$

- $m(H_2O) = 0,675 \text{ g}; m_H = \frac{2}{18} \times 0,675 = 0,075 \text{ g}; \% H = \frac{0,075}{0,885} = 8,47 \%$

- $m_N = 5,31 \times 28 = 0,149 \text{ g}; \% N = \frac{0,149}{0,63} = 23,6 \%$

D'où : $\% O = 100 - (40,7 + 8,47 + 23,6) = 27,2 \%$

$$\frac{12x}{40,7} = \frac{y}{8,47} = \frac{16z}{27,2} = \frac{14}{23,6}; \mathbf{C_2H_5ON}$$

EXERCICE 16 : 19 p.22

1) **Cette substance ne contient que C et H :**

- $m(CO_2) = 2,76 \text{ g}; m_C = \frac{12}{44} \times 2,76 = 0,753 \text{ g};$

- $m(H_2O) = 0,645 \text{ g}; m_H = \frac{2}{18} \times 0,645 = 0,072 \text{ g}$

$$m_C + m_H = \mathbf{0,824 \text{ g} \approx m}$$

2) **Formule brute :**

$$C_xH_y : \frac{92}{0,825} = \frac{12x}{0,753} = \frac{y}{0,072} \Rightarrow x = 7 \text{ et } y = 8, \text{ soit } \mathbf{C_7H_8}.$$

EXERCICE 17: 20 p. 22

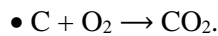
1) $m(\text{CO}_2) = 1,526 \text{ g}$; $m_C = \frac{12}{44} \times 1,526 = 0,416 \text{ g}$; **%C = 83,2 % et %H = 100 - 83,2 = 16,8 %**

2) $m_H = 0,5 - 0,416 = 0,084 \text{ g}$; $m(\text{H}_2\text{O}) = \frac{18}{2} \times 0,084 = 0,756 \text{ g}$ Donc **$m(\text{H}_2\text{O}) = 0,756 \text{ g}$**

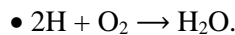
3) $\frac{12x}{83,2} = \frac{y}{16,8} = \frac{72}{100}$; $x = 5$ et $y = 12$. Soit **C_5H_{12}**

EXERCICE 18: 21/ 22

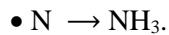
1)



1 mol 1 mol
 $n_C = n_{CO_2} = \frac{12}{44} = 0,02 \text{ mol}$; $m_C = n_C \times m_C = 0,02 \times 12 = 0,24 \text{ g}$.



$n_H = 2 \cdot n_{H_2O} = 2 \times \frac{0,63}{18} = 0,07 \text{ mol}$; $m_H = n_H \times m_H = 0,07 \times 7 = 0,07 \text{ g}$.



1 mol 1 mol
 $n_N = n_{NH_3} = \frac{0,17}{17} = 0,01 \text{ mol}$; $m_N = n_N \times m_N = 0,01 \times 14 = 0,14 \text{ g}$.

Total : $m_C + m_H + m_N = 0,45 \text{ g}$, pas d'oxygène.

2)

% C = $\frac{m_C}{m} \times 100 = 53,3 \%$; % H = $\frac{m_H}{m} \times 100 = 15,6 \%$; % N = $\frac{m_N}{m} \times 100 = 31,1 \%$.

3) $\rho = \frac{m}{V} \Rightarrow m = \rho \cdot V$ ou $M = \rho \cdot V_m = 22,4 \times 2 = 44,8 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$.

$\frac{12x}{53,3} = \frac{y}{15,6} = \frac{14z}{31,1} = \frac{44,8}{100}$; **C_2H_7N** .

EXERCICE 19: 22 / 22

$\frac{12x}{61,2} = \frac{y}{6,2} = \frac{16z}{32,6} = \frac{M}{100}$. On calcule pour $M = 188$ puis $208 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$.

$9,59 < x < 10,6$; $11,7 < y < 12,9$; $3,83 < z < 4,24$.

Seule solution possible : **$C_{10}H_{12}O_4$** .

EXERCICE 20: 23/22

$\frac{12x}{49,68} = \frac{y}{6,04} = \frac{16z}{16,27} = \frac{14t}{29,01} = \frac{M}{100}$. On calcule pour $M = 188$ puis $208 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$.

$9,59 < x < 8,36$; $9,68 < y < 10,2$; $1,95 < z < 2,05$; $3,98 < t < 4,19$.

Seule solution possible : **$C_4H_{10}O_2N_4$** .

LES ALCANES

EXERCICE 00: 6/38

$\text{CH}_3\text{-C}(\text{CH}_3)_2\text{-CH}_2\text{-CH}_3$. C'est le même composé : le 2,2-diméthylbutane.

EXERCICE 01: 7/38

1. Ils sont isomères : C_5H_{12} .
2. Ils ont des propriétés physiques différentes, en particulier la température d'ébullition.
3. Pentane, méthylbutane ; diméthylpropane.

EXERCICE 02: 8/38

1. $\text{C}_n\text{H}_{2n+2}$; $M = 14n + 2 = 72 \Rightarrow n = 5$ soit C_5H_{12} .
2. $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CH}_2\text{-CH}_2\text{-CH}_3$ (Pentane) ; $\text{CH}_3\text{-CH}(\text{CH}_3)\text{-CH}_2\text{-CH}_3$ (méthylbutane) ; $\text{CH}_3\text{-C}(\text{CH}_3)_2\text{-CH}_3$ (diméthylpropane).

EXERCICE 03 : 11/38

1. $\text{C}_n\text{H}_{2n+2}$; $M = 14n + 2$
2. $M' = 1,29 \times 22,4 = 28,9 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$.
3. $14n + 2 > 28,9$; d'où $n = 2$.

EXERCICE 04 : 13/38

1. $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CH}_3$: 4 isomères.
 $\text{CHCl}_2\text{-CH}_2\text{-CH}_3$ (1,1-dichloropropane) ; $\text{CH}_3\text{-CCl}_2\text{-CH}_3$ (2,2-dichloropropane) ;
 $\text{CH}_2\text{Cl-CHCl-CH}_3$ (1,2-dichloropropane) ; $\text{CH}_2\text{Cl-CH}_2\text{-CH}_2\text{Cl}$ (1,3-dichloropropane).
2. $\text{CH}_3\text{-CH}(\text{CH}_3)\text{-CH}_3$: 2 isomères.
 $\text{CHCl}_2\text{-CH}(\text{CH}_3)\text{-CH}_3$ (1,1-dichloropropane) ; $\text{CH}_2\text{Cl-CCl}(\text{CH}_3)\text{-CH}_3$ (1,2-dichlorométhylpropane).

EXERCICE 05: 16/9

1. $\text{C}_3\text{H}_8 + 5 \text{O}_2 \rightarrow 3 \text{CO}_2 + 4 \text{H}_2\text{O}$
2. $5 \times 0,15 = 0,75 \text{ mol}$
3. Avant : $0,15 \times 44 + 0,75 \times 32 = 30,6 \text{ g}$; Après : $0,45 \times 44 + 0,6 \times 18 = 30,6 \text{ g}$.
4. Volume d'air : $0,75 \times 5 \times 22,4 = 84 \text{ L}$.

EXERCICE 06 : 23/39

1. La quantité de matière est la même ; les masses sont proportionnelles aux masses molaires :

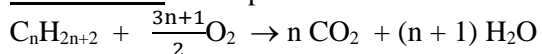
$$\frac{m_A}{M_A} = \frac{m_E}{M_E} ; \frac{6,473}{M_A} = \frac{3,348}{30} ; \text{d'où } M_A = 58 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}.$$

2. $14x + 2 = 58$; $n = 4$ et C_4H_{10} : butane.

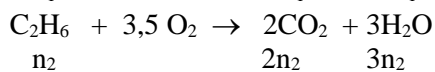
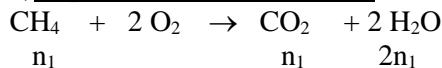
EXERCICE 1 : 9 p. 38

1. $\text{C}_n\text{H}_{2n+2}$; $M = 14n + 2 = 56 \Rightarrow n = 4$ soit C_4H_{10} .
2. Il y a 2 isomères : le butane et le méthylpropane.
3. $\text{CH}_2\text{Cl-CH}_2\text{-CH}_2\text{-CH}_3$ (1-chlorobutane) ; $\text{CH}_3\text{-CHCl-CH}_2\text{-CH}_3$ (2-chlorobutane) ;
 $\text{CH}_2\text{Cl-CH}(\text{CH}_3)\text{-CH}_3$ (1-chlorométhylpropane) ; $\text{CH}_3\text{-CCl}(\text{CH}_3)\text{-CH}_3$ (2-chlorométhylpropane).

EXERCICE 2 : 17 p. 39



$n = 4$; C_4H_{10} . Eau : 5 moles ; dioxygène : 6,5 moles.

EXERCICE 3 : 18 p.39**1) Equations de combustion :**

2) $n(\text{H}_2\text{O}) = 1,2 \text{ mol}$

3) $n(\text{CO}_2) = 0,7 \text{ mol}$

4) Calcul de n_1 et n_2 :

$n(\text{H}_2\text{O}) = 2n_1 + 3 n_2 = 1,2$

$n(\text{CO}_2) = n_1 + 2 n_2 = 0,7$

Soit $n_1 = 0,3 \text{ mol}$ et $n_2 = 0,2 \text{ mol}$

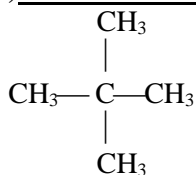
5) CH_4 : 0,3 mol ou 4,8 g ; C_2H_6 : 0,2 mol ou 6 g.

Pourcentages en masse : CH_4 : **44,4 %** ; C_2H_6 : **55,6 %****EXERCICE 4** : 20 p. 39 **NON**

Un alcane de formule brute C_5H_{12} conduit, par substitution du chlore, à un seul dérivé monochloré. Déterminer la formule semi- développée de cet alcane et son nom.

EXERCICE 5 : 22 p.39**1) Formule de l'alcane :**

$$\text{C}_n\text{H}_{2n+2} : \frac{m_H}{m_C} = \frac{2n+2}{12n} = 0,2. \text{ D'où } n = 5 : \text{C}_5\text{H}_{12}.$$

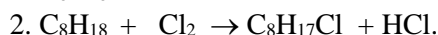
2) Formule semi- développée :3) **Son nom** : diméthylpropane

4) 1 seul : chlorodiméthylpropane

5) 2 dérivés dichlorés : 1,1-dichlorodiméthylpropane et 1,3-dichlorodiméthylpropane

EXERCICE 6 : 24 p. 39

1. C_8H_{18}

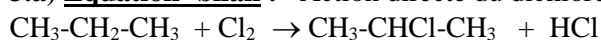


3.a) A est le tétraméthylbutane qui ne comporte que des groupes méthyle.

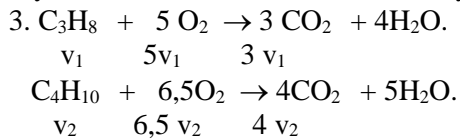
b) B est $\text{CH}_3\text{-C}(\text{CH}_3)_2\text{-C}(\text{CH}_3)_2\text{-CH}_2\text{Cl}$: chlorotétraméthylbutane.**EXERCICE 7** : 25 p. 39

1) A : $\text{C}_x\text{H}_y\text{Cl} : \frac{12z}{45,86} = \frac{y}{8,93} = \frac{35,5}{45,21} \Rightarrow y = 7 ; z = 3 : \text{C}_3\text{H}_7\text{Cl}$

2) A : $\text{CH}_3\text{-CHCl-CH}_3$: 2-chloropropane

3.a) **Equation- bilan** : Action directe du dichlore et séparation des dérivés chlorés.b) **Nom de l'alcane B** : Propanec) ***Nom de A*** : 1-chloropropane : $\text{CH}_2\text{Cl-CH}_2\text{-CH}_3$ **EXERCICE 8** : 26 p. 39

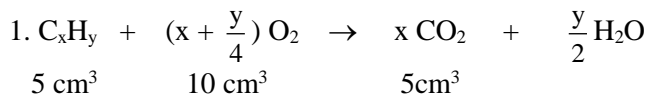
- C_nH_{2n+2} ; $M = 14n + 2 = 44 \Rightarrow n = 3$ soit **C_3H_8** .
 - $C_nH_{2n}Cl_2$; $M = 14n + 71 = 127 \Rightarrow n = 4$ soit **C_4H_8** .
- Il y a 2 isomères : le butane et le méthylpropane.



$$\begin{cases}
 3 v_1 + 4 v_2 = 68 \\
 5 v_1 + 6,5 v_2 = 130 - 18 = 112
 \end{cases}
 \Rightarrow v_2 = 8 \text{ cm}^3 ; v_1 = 12 \text{ cm}^3.$$

Les pourcentages en nombres de moles est le même qu'en volumes :
% (C_3H_8) = 60 % ; % (C_4H_{10}) = 40 %.

EXERCICE 07 : 27/40



$$\frac{1}{5} = \frac{x + \frac{y}{4}}{10} = \frac{x}{5} ; x = 1 \text{ et } y = 4 \Rightarrow \text{CH}_4$$

$$2. \quad \frac{1}{2} = \frac{x + \frac{y}{4}}{5} = \frac{x}{4} ; x = 2 \text{ et } y = 2 \Rightarrow C_2H_2 : \text{B n'est pas un alcane.}$$

EXERCICE 9 : Anonyme (D.S Lycée Ste Marie)

Deux composés A et B sont mélangés.

- $m_1 = 32,4 \text{ g}$ du mélange contient $0,1 \text{ mol}$ de A et $0,3 \text{ mol}$ de B.
- $m_2 = 30 \text{ g}$ du mélange contient $0,3 \text{ mol}$ de A et $0,1 \text{ mol}$ de B.

1. Déterminer à l'aide de ces deux mélanges, les masses molaires M_A et M_B de A et B.

2. A est de masse molaire $M_A = 72 \text{ g.mol}^{-1}$, de la forme C_aH_b et possédant 2,4 fois plus d'atomes d'hydrogène que d'atomes de carbone.

Déterminer la formule brute de A et donner les formules semi-développées et les noms des isomères de A.

3. L'analyse montre que l'échantillon de 42 mg de B, contient 1 mg d'hydrogène. B est de la forme CH_xCl_y . En déduire sa formule brute.

Données : C = 12 ; Cl = 35,5 ; H = 1 (en g.mol^{-1}).

$$1) m_1 = 0,1 M_A + 0,3 M_B \quad (1)$$

$$m_2 = 0,3 M_A + 0,1 M_B \quad (2)$$

$$(1) \text{ et } (2) \Rightarrow M_A = 72 \text{ g.mol}^{-1} \text{ et } M_B = 84 \text{ g.mol}^{-1} .$$

$$2) M_A = 12 a + b ; b = 2,4 a \Rightarrow a = 5 \text{ et } b = 12 \Rightarrow C_5H_{12}.$$

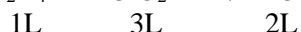
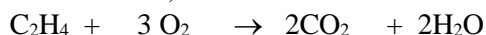
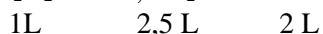
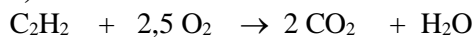
2-méthylbutane ; 2,2-diméthylpropane

$$3) \%H = \frac{m_H}{m_B} \cdot 100 = 2,38 \quad ; \quad \%H = \frac{100 x}{M_B} = \frac{100 x}{12 + x + 35,5 y} = \frac{100 x}{84} = 2,38 \Rightarrow x = \dots\dots$$

LES ALCENES ET LES ALCYNES

EXERCICE 1 : 5/57

1)

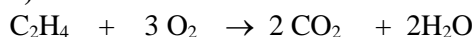


2.a) $V(\text{O}_2) = 2,5 + 3 = 5,5 \text{ L}$

b) On obtient : $\text{CO}_2 : 4\text{L}$ soit **7,86 g** et $\text{H}_2\text{O} : 3\text{L}$ soit **2,41 g**

EXERCICE 2 : 6/57

1)



$$\begin{cases} v_1 + v_2 = 40 \\ 2v_1 + v_2 = 56 \end{cases}$$

$\Rightarrow v_1 = 16 \text{ dm}^3$ et $v_2 = 24 \text{ dm}^3$.

Conclusion : 24 dm³ de méthane et 16 dm³ d'éthane.

EXERCICE 01 : 7/ 58

1. Calculer, en fonction de n, la masse molaire de l'alcène à n atomes de carbone.

2. **Application** : quel est l'alcène dont la masse molaire vaut $56 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$? Donner les formules semi-développées de tous les isomères.

1. C_nH_{2n} ; $M = 14n$.

2. C_nH_{2n} ; $M = 14n = 56 \Rightarrow n = 4$ soit **C_4H_8** .

Il y a 3 isomères : $\text{CH}_2=\text{CH}-\text{CH}_2-\text{CH}_3$ (but-1-ène) ; $\text{CH}_3-\text{CH}=\text{CH}-\text{CH}_3$ (isomère Z et isomère E) ; $\text{CH}_3-\text{C}(\text{CH}_3)=\text{CH}_2$ (méthylpropène).

EXERCICE 02 : 8/ 58

1. Calculer le pourcentage de carbone (en masse) dans l'alcène C_5H_{10} , puis dans l'alcène de formule C_nH_{2n} . Conclure.

2. Même question pour les alcynes C_5H_8 et $\text{C}_n\text{H}_{2n-2}$.

$$1. \text{C}_5\text{H}_{10} : \% \text{C} = \frac{5 \times 12}{5 \times 12 + 10} = 86 \% ; \text{C}_n\text{H}_{2n} : \% \text{C} = \frac{12n}{12n + 2n} = 86 \%$$

Conclusion : le pourcentage de carbone est invariable.

$$2. \text{C}_5\text{H}_8 : \% \text{C} = \frac{5 \times 12}{5 \times 12 + 8} = 88 \% ; \text{C}_n\text{H}_{2n-2} : \% \text{C} = \frac{12n}{12n + 2n - 2} = \frac{12n}{14n - 2} \text{ (il dépend de n).}$$

EXERCICE 03 : 9/ 58

1. On met en présence 2 L de dichlore et 4 L d'éthylène.

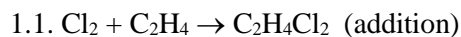
1.1. Ecrire l'équation- bilan de la réaction.

1.2. Quels sont la nature et le volume du gaz restant lorsque la réaction est terminée.

2. On dispose d'une solution de dibrome dans le tétrachlorométhane préparée en dissolvant 10 g de dibrome dans 100 mL du solvant. Quel volume de cette solution de dibrome faut-il faire réagir que 0,4 L d'éthylène pour que la réaction d'addition soit complète ?

• Masse molaire du brome : $M(\text{Br}) = 80 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$.

1.



1.2. Il reste 2 L d'éthylène.



0,4 L de C_2H_4 ou $1,79 \cdot 10^{-2}$ mol. Il faut donc $1,79 \cdot 10^{-2}$ mol Br_2 soit 2,86 g soit $\frac{100 \times 2,86}{10} = 28,6$ mL de solution.

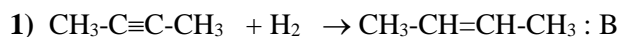
EXERCICE 3 : 10 p. 58 **NON**

Par hydrogénation catalytique d'un alcène A, on obtient le 2-méthylpentane.

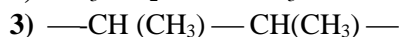
1. Quelles sont les formules développées possibles pour cet alcène ?

2. A peut se présenter sous la configuration Z. Quelle est la formule développée de A ?

EXERCICE 4 : 11/58



B est le but-2-ène (alcène)



EXERCICE 5: 12 p. 58

1. $\text{Cl}_2 + \text{C}_2\text{H}_4 \rightarrow \text{C}_2\text{H}_4\text{Cl}_2$. Il faut 1 m³ d'éthylène, soit 44,6 mol, soit 1,25 kg.

2. On obtient le 1,2-dichloroéthane ; 4,42 kg.

EXERCICE 6 : 13/58



2) 200 m³ ou $8,93 \cdot 10^3$ mol ; $M = 62,5 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$; Masse : $m = 8,93 \cdot 10^3 \times 62,5 \times 0,8 = 446,4 \text{ kg}$.

EXERCICE 04 : 15/ 58

Un composé insaturé A, de formule $\text{C}_4\text{H}_7\text{Cl}$, donne par addition de chlorure d'hydrogène du 1,3-dichlorobutane de façon majoritaire.

1. Déterminer la formule développée de A en admettant que la présence d'un atome Cl ne modifie pas la règle d'addition sur la double liaison.

2. Le composé A présente-t-il l'isomérisation Z et E ?

EXERCICE 05 : 16/ 58

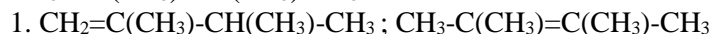
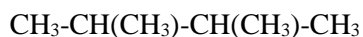
Un alcène A donne par hydrogénation catalytique le 2,3-diméthylbutane.

1. Quelles sont les formules semi- développées possibles pour A ?

2. L'addition de chlorure d'hydrogène sur A conduit, de façon prépondérante, au 2-chloro-2,3-diméthylbutane, mais pas exclusivement.

Montrer que cela permet de déterminer la formule semi- développée de A.

3. A présente-t-il l'isomérisation Z-E ?



2. $\text{CH}_2=\text{C}(\text{CH}_3)-\text{CH}(\text{CH}_3)-\text{CH}_3 + \text{HCl} \rightarrow \text{CH}_3-\text{CCl}(\text{CH}_3)-\text{CH}(\text{CH}_3)-\text{CH}_3$
 A est donc le 2,3-diméthylbut-1-ène.
 3. A comporte un $=\text{CH}_2$; il n'y a pas d'isomérisation Z-E possible.

EXERCICE 7 : 20 p. 58

1. Pas de substitution possible sur le méthane : $\text{Cl}_2 + \text{C}_2\text{H}_4 \rightarrow \text{C}_2\text{H}_4\text{Cl}_2$.
 2. 40 cm³ de dichlore, donc 40 cm³ d'éthylène et 60 cm³ de méthane.
Composition : 60 % de méthane ; 40 % d'éthylène.

EXERCICE 8 : 21/58

1)

- $\text{CH}\equiv\text{CH} + 2 \text{Cl}_2 \rightarrow \text{CHCl}_2-\text{CHCl}_2$
- $\text{CHCl}_2-\text{CHCl}_2 \rightarrow \text{HCl} + \text{CHCl}=\text{CCl}_2$

2) $\text{CHCl}=\text{CCl}_2$: $M = 131,5 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$.

- Masse d'acétylène avec des rendements de 100 % :

$$\frac{10^6}{131,5} \times 26 = 1,98 \cdot 10^5 \text{ g ou } 198 \text{ kg}$$

- Avec les rendements donnés : $198 \times \frac{100}{80} = 247 \text{ kg}$

3) $\text{CHCl}=\text{CCl}_2$: $n = 7,6 \cdot 10^3 \text{ mol}$

- **Volume HCl : 170 m³**
- **Volume Cl₂ : 426 m³** .

EXERCICE 9 : 22 p. 58 **NON**

Un alcène A réagit avec le bromure d'hydrogène HBr et donne naissance à un composé B qui contient 48,5 % de brome en masse.

1. Sachant que la masse atomique molaire du brome Br est 80 g.mol⁻¹, déterminer les formules brutes de B et A.
2. Ecrire toutes les formules semi-développées possibles pour l'alcène A. Nommer les composés correspondants et préciser ceux qui donnent lieu à l'isomérisation Z-E.

EXERCICE 06 : 24/ 59

1. Calculer le degré de polymérisation du polyéthylène de masse molaire 150 kg.mol⁻¹.
2. Même question pour le polystyrène de même masse molaire.

EXERCICE 07 : 25/ 59

On réalise la polymérisation du 1,1-dichloroéthylène.

Identifier le motif du polymère et écrire l'équation-bilan de la réaction de polymérisation.

LES COMPOSES AROMATIQUES

EXERCICE 01 : 3 p. 71

- 1,4-dichlorobenzène.
- Réaction de substitution entre le dichlore et le benzène ; nécessité de séparation des dérivés chlorés.
- $2\text{Cl}_2 + \text{C}_6\text{H}_6 \rightarrow \text{C}_6\text{H}_4\text{Cl}_2 + 2\text{HCl}$
141 g 78 g 147 g

- Masse de benzène : $\frac{1000}{147} \times 78 = 531 \text{ g}$
- Masse de dichlore : $\frac{1000}{147} \times 142 = 966 \text{ g}$.

EXERCICE 02 : 14 p. 71

- 1.1. Il ne peut s'agir que de la chloration sur la chaîne latérale :
 $\text{C}_6\text{H}_5\text{-CH}_3 + \text{Cl}_2 \rightarrow \text{C}_6\text{H}_5\text{-CH}_2\text{Cl} + \text{HCl}$
- 1.2. C'est une substitution (dégagement de HCl).
- 2.2.1. Il s'agit de la substitution sur le noyau benzénique (catalyse AlCl_3)
- 2.2. On obtient les trois chlorotoluène : ortho, méta et para (le méta étant très minoritaire d'après les règles de Holleman).

EXERCICE 03 : 16 p. 72

- $\text{C}_6\text{H}_5\text{-CH}_3 + 3\text{HNO}_3 \rightarrow \text{C}_6\text{H}_2(\text{CH}_3)(\text{NO}_2)_3 + 3\text{H}_2\text{O}$
92 g 227 g
- Masse de toluène : $m = \frac{78}{227} \times \frac{100}{90} = 0,45 \text{ t}$.

EXERCICE 04: 19p. 72

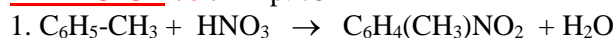
- A : $\text{C}_6\text{H}_5\text{-CH=CH-C}_6\text{H}_5$.
- A peut exister dans les configurations Z et E.

EXERCICE 05 : 20p. 73

- A additionne 6 atomes H.
- Pour le dérivé monobromé : $\text{C}_9\text{H}_{11}\text{Br}$: $\% \text{ Br} = \frac{89}{199} = 40,2 \%$.

3. Sur le cycle benzénique 3 groupes CH₃ (3 isomères) ou 1 groupe CH₃ et 1 groupe C₂H₅ (3 isomères) ou encore un groupe propyle ou un groupe isopropyle.
4. A est le 1,3,5-triméthylbenzène.

EXERCICE 06 : 22 p. 73



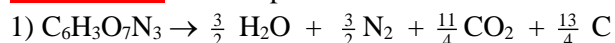
On opère avec le mélange sulfonitrique.

2.

2.1. $M(C_6H_5-CH_3) = 92 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$. On obtient 978 moles de nitrotoluène.

2.2. Paranitrotoluène : 704,3 mol ou 96,5 kg ou 87,8 L.

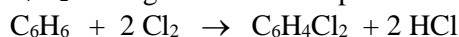
EXERCICE 07 : 23 p. 73



2) 1 g d'acide picrique ou $4,25 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$ produit un volume gazeux de : $4,25 \cdot 10^3 \times 4,25 \times 22,4 = \mathbf{0,4 \text{ L}}$
Volume gazeux important, d'autant qu'il s'obtient à température élevée, donc effet brisant de la décomposition (explosif).

EXERCICE 08 : 24p. 73

1. Le gaz acide est HCl. La réaction est une substitution. C₆H₅-Cl a pour masse molaire : 112,5 g·mol⁻¹ et C₆H₄Cl₂ : 147 g·mol⁻¹. Le composé est un dichlorobenzène.



2. Les 3 isomères ortho, méta et para.

3. Si la réaction était totale, on obtiendrait 0,1 mol de dichlorobenzène, soit 14,7 g.

Rendement : $\rho = \frac{8,8}{14,7} = 60 \%$.

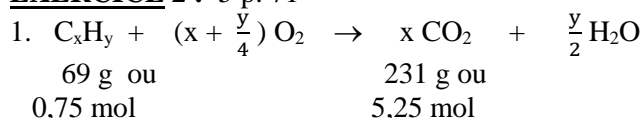
EXERCICE 1 : 4 p. 71

1. C₆H₅-R ; $M(C_6H_5) = 77 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$

R- représente 15 g·mol⁻¹ donc R- est CH₃- . L'hydrocarbure est le toluène C₆H₅-CH₃.

2. $106 - 92 = 14$: par rapport au toluène, remplacement de 1 H par CH₃ (dont la « masse molaire » vaut 15 g·mol⁻¹). Donc : C₈H₁₀.

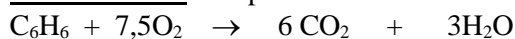
EXERCICE 2 : 5 p. 71



$\frac{x}{5,25} = \frac{1}{0,75}$, d'où $x = 7$; $12x + y = 92$, d'où $y = 8$; donc **C₇H₈**.

2. Seule possibilité : C₆H₅-CH₃, le toluène.

EXERCICE 3 : 6 p. 71



• Masse de benzène : $m = \rho \cdot v = 880 \times 10^{-6} = 8,8 \cdot 10^{-4} \text{ kg} = 0,88 \text{ g}$

• Quantité de matière : $n = 1,13 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$

• Volume d'air : $1,13 \cdot 10^{-2} \times 7,5 \times 22,4 \times 6 = 9,5 \text{ L}$.

EXERCICE 4 : 7 p. 72

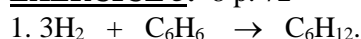
1. On obtient le cyclohexane ; catalyseur (Pt ou Ni Raney), dihydrogène sous pression, 200 °C.

2. Quantité de matière de benzène : $1,13 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$

Volume de dihydrogène : $1,13 \cdot 10^{-2} \times 3 \times 22,4 = 0,76 \text{ L}$.

3. Masse de produit : $1,13 \cdot 10^{-2} \times 291 = 3,3 \text{ g}$

EXERCICE 5 : 8 p. 72



- Quantité de matière de H₂ consommée : $\frac{0,3}{22,4} = 1,34 \cdot 10^{-2}$ mol
- Quantité de matière de benzène consommé : $\frac{1,34 \cdot 10^{-2}}{3} = 4,46 \cdot 10^{-3}$ mol

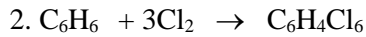
soit une masse : $4,46 \cdot 10^{-3} \times 78 = 0,35$ g.

- Masse de benzène restant : 24,65 g

2. Rendement : $\frac{0,3}{1,5} = 20$ %.

EXERCICE 6 : 9 p. 72

1. Réaction d'addition, obtention de fumées blanches.



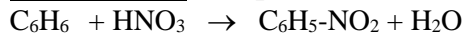
$$3. n(\text{Cl}_2) = \frac{2}{24} = 8,33 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$$

$$\bullet n(\text{C}_6\text{H}_6) = \frac{1}{3} n(\text{Cl}_2) = 2,78 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$$

$$\bullet m(\text{C}_6\text{H}_6) = 2,78 \cdot 10^{-2} \times 78 = 2,17 \text{ g}$$

$$\bullet v = \frac{m}{\rho} = \frac{2,17 \cdot 10^{-3}}{880} = 2,46 \cdot 10^{-6} \text{ m}^3 = 2,46 \text{ cm}^3.$$

EXERCICE 7 : 10 p.72

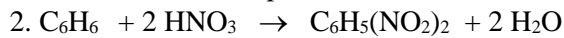


$$78 \text{ g} \qquad \qquad \qquad 123 \text{ g}$$

$$m = \frac{123 \times 50}{78} \times 0,9 = 71 \text{ g}.$$

EXERCICE 8 : 11 p. 72

1. Les ortho, méta ou paradinitrobenzène.



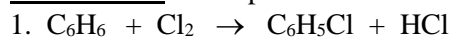
$$78 \text{ g} \qquad \qquad \qquad 168 \text{ g}$$

$$\bullet \text{Masse totale de dinitrobenzène (en supposant un rendement de 100 \%): } \frac{168 \times 50}{78} \approx 108 \text{ g}$$

$$\bullet \text{Masse de dérivé ortho : } \approx 7,5 \text{ g}$$

$$\bullet \text{Masse de dérivé para : } \approx 100 \text{ g}$$

EXERCICE 9 : 12 p. 72



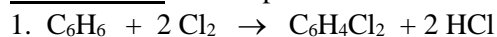
$$112,5 \text{ g}$$

1 L de Cl₂ \leftrightarrow $4,46 \cdot 10^{-2}$ mol

$$\bullet \text{Masse de chlorobenzène : } \approx 5 \text{ g}$$

2. Le chlorure d'hydrogène : 1 L.

EXERCICE 10 : 13 p. 72



$$78 \text{ g} \qquad \qquad \qquad 147 \text{ g}$$

$$2. \text{Masse de benzène : } m = \frac{78 \times 1}{147} \times \frac{100}{60} = 0,884 \text{ tonne}$$

$$3. \text{Le chlorure de benzène : } v = \frac{10^6}{147} \times 2 \times 22,4 = 3,05 \cdot 10^5 \text{ L} = 305 \text{ m}^3.$$

LES COMPOSES OXYGENES

EXERCICE 01 : Ex. Corrigé p. 96

1. Ester : $C_xH_yO_2$ où x et y sont des nombres entiers.

$$\frac{12x}{58,82} = \frac{y}{9,80} = \frac{32}{100 - (58,82 + 9,80)} \Rightarrow x = 5 \text{ et } y = 10, \text{ d'où } C_5H_{10}O_2.$$

2.

2.1. R-COO-R' ou $C_nH_{2n+1}-COO-C_{n'}H_{2n'+1}$ soit $C_{n+n'+1}H_{2(n+n'+1)}O_2$ ou $C_mH_{2m}O_2$ en posant $m = n + n' + 1$. (n peut être nul mais $n' \geq 1$ donc $m \geq 1$).

2.2. $M = 14m + 32 = 102$ conduit à $m = 5$, d'où $C_5H_{10}O_2$.

EXERCICE 4 : 7 P ; 105

$C_nH_{2n+2}O$

• $m_C = \frac{12}{44} \times 15,4 = 4,2 \text{ g}$; $\% C = \frac{4,2}{11,2} = 37,5 \%$

• $m_H = \frac{2}{18} \times 12,6 = 1,4 \text{ g}$; $\% H = \frac{1,4}{11,2} = 12,5 \%$

• D'où $\% O = 50 \%$

• $\frac{12n}{37,5} = \frac{2n+2}{12,5} = \frac{16}{50}$; d'où $n = 1$: CH_3-OH (méthanol).

EXERCICE 5 : 8 p. 105

$C_xH_yO_2$

$$\frac{12x}{49} = \frac{y}{8} = \frac{32}{43} ; y = 5 \text{ et } x = 3.$$

$C_3H_6O_2$ ou CH_3-CH_2-COOH (acide propanoïque ; pas d'acides isomères).

EXERCICE 6 : 9 p. 105

$C_xH_yO_2$

$$\frac{12x}{55} = \frac{y}{9} = \frac{32}{36} ; y = 8 \text{ et } x = 4.$$

$C_4H_8O_2$: acide butanoïque et acide 2-méthylpropanoïque.

EXERCICE 7 : 10 p.105

1. $C_nH_{2n+1}OH$ ou $C_nH_{2n+2}O$

$M = 14n + 18 = 74$; $n = 4$: $C_4H_{10}O$.

- $CH_3-CH_2-CH_2-CH_2OH$: butan-1-ol
- $CH_3-CH_2-CHOH-CH_3$: butan-2-ol
- $CH_3-CH(CH_3)-CH_2OH$: 2-méthylpropan-1-ol.
- $CH_3-C(CH_3)_2-OH$: 2-méthylpropan-2-ol.

2. $C_{n-1}H_{2n-1}COOH$ ou $C_nH_{2n}O_2$: $M = 14n + 32 = 88$; $n = 4$; $C_4H_8O_2$.

- $CH_3-CH_2-CH_2-COOH$: acide butanoïque.
- $CH_3-CH(CH_3)-COOH$: acide 2-méthylpropanoïque.

EXERCICE 8 : 25 p.106

1. $C_nH_{2n+1}-COO-C_{n'}H_{2n'+1}$ ou $C_mH_{2m}O_2$; $M = 14m + 32 = 74 \Rightarrow m = 3$; donc A : $C_3H_6O_2$.

- $H-COO(C_2H_5)$: méthanoate d'éthyle
- $CH_3-COO(CH_3)$: éthanoate de méthyle.

2. $C_xH_yO_2$

$$\frac{12x}{54,5} = \frac{y}{9,1} = \frac{32}{36,4}; y = 8 \text{ et } x = 4; \text{ d'où } C_4H_8O_2:$$

- H-COO-CH₂-CH₂-CH₃
- H-COO-CH(CH₃)₂
- CH₃-COO(C₂H₅)
- C₂H₅-COO(CH₃).

EXERCICE 9 : 18 p. 105

1. $n(OH^-) = 0,4 \times 41,5 \cdot 10^{-3} = 1,66 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$

Nombre de moles d'acide dans les 100 g : $1,66 \cdot 10^{-2} \times 100 = 1,66$; d'où $M = \frac{100}{1,66} = 60,2 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$.

2. Cela correspond à l'acide éthanóïque : CH₃-COOH (M = 60 g·mol⁻¹).

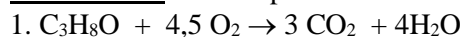
EXERCICE 10 : 20 p. 105



$$\frac{12x}{54,5} = \frac{y}{9,1} = \frac{32}{36,4}; y = 8 \text{ et } x = 4; \text{ d'où } C_4H_8O_2:$$

- H-COO-CH₂-CH₂-CH₃
- H-COO-CH(CH₃)₂
- CH₃-COO-(C₂H₅)
- C₂H₅-COO(CH₃).

EXERCICE 11 : 21 p. 105



$M(C_3H_8O) = 60 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$; $n = 4,17 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$

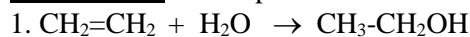
2. $v_{\text{air}} = 4,17 \cdot 10^{-2} \times 4,5 \times 5 = 0,94 \text{ L}$

3 ; $v(CO_2) = 4,17 \cdot 10^{-2} \times 3 = 0,125 \text{ L}$

4. Résultats identiques avec le propan-2-ol.

L'ETHANOL

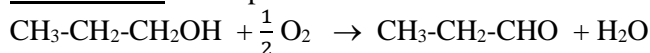
EXERCICE 1 : 11 p. 105



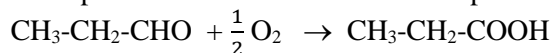
2. 1 L d'éthanol ou 0,79 kg ou 17,2 mol.

Volume d'éthylène : $V = 17,2 \times 22,4 \times \frac{100}{60} = 641 \text{ L}$.

EXERCICE 2 : 12 p. 105



Propan-1-ol Propanal



propanal acide propanoïque

EXERCICE 3 : 13 p. 105

1. Le composé n'est formé que de C, H et O.

C_xH_yO : $\frac{12x}{54,5} = \frac{y}{9,1} = \frac{32}{36,4}$; $y = 4 \text{ et } x = 2$; d'où C₂H₄O. A est un aldéhyde, donc : CH₃-CHO (éthanal)

2. Son oxydation donne l'acide éthanoïque $\text{CH}_3\text{-COOH}$.

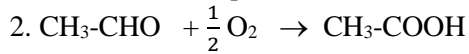
EXERCICE 4 : 14 p. 105

1 L de vin à 12° contient 120 mL d'éthanol soit 94,8 g d'éthanol ou 2,06 mol.

Masse d'acide éthanoïque : $2,06 \times 60 \times 0,7 = 86,6 \text{ g}$.

EXERCICE 5 : 15 p. 105

1. L'acide éthanoïque.



3. Masse d'acide: $m = \frac{60 \times 5}{44} = 6,8 \text{ g}$.

EXERCICE 6 : 16 p. 105

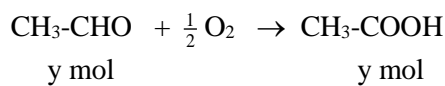
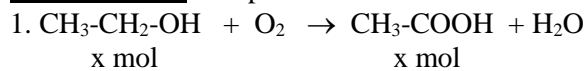
• $n(\text{OH}^-) = 1 \times 18,2 \cdot 10^{-3} = 1,82 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$.

• Les 10 cm^3 contiennent donc $1,82 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$ $\text{CH}_3\text{-COOH}$ et les 100 cm^3 : $1,82 \cdot 10^{-2} \times 10 = 0,182 \text{ mol}$.

10 g d'éthanol représentent 0,227 mol et 0,182 mol se sont oxydés ; donc :

Rendement: $\frac{0,182}{0,227} = 80,1 \%$.

EXERCICE 7 : 17 p. 105



2.

a) $n(\text{OH}^-) = 2 \times 7,5 \cdot 10^{-3} = 1,5 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$. On a donc obtenu 0,15 mol d'acide éthanoïque.

$$b) \begin{cases} x + y = 0,15 \\ 46x + 44y = 6,7 \end{cases} ; y = 0,1 \text{ mol et } x = 0,05 \text{ mol.}$$

2,3 g d'éthanol ou 34,3 % et 4,4 g d'éthanal ou 65,7 %.

EXERCICE 8 : 19 p. 105

1. $m_H = \frac{2}{18} \times 0,6 = 6,67 \cdot 10^{-2} \text{ g}$; $m_C = \frac{12}{44} \times 1,1 = 0,3 \text{ g}$; d'où $m_O = 0,133 \text{ g}$.

$$\frac{12x}{0,3} = \frac{y}{0,0667} = \frac{16}{0,133} ; x = 3 \text{ et } y = 8 ; \text{C}_3\text{H}_8\text{O.}$$

2. C'est un aldéhyde : le propanal $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CHO}$.

EXERCICE 9 : 22 p. 106

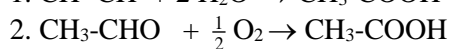
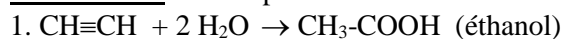
• Quantité de matière d'éthanol : $5,43 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$

• Quantité de matière d'acide éthanoïque : $4,08 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$

• Quantité de matière d'ions OH^- : $4,08 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$

• $c = \frac{n}{V}$; $V = \frac{n}{c} = \frac{4,08 \cdot 10^{-3}}{0,25} = 1,63 \cdot 10^{-2} \text{ L} = 16,3 \text{ mL}$.

EXERCICE 10 : 24 p. 106



• $n(\text{OH}^-) = 0,05 \times 13,5 \cdot 10^{-3} = 6,75 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$

• Masse d'acétylène : $6,75 \cdot 10^{-3} \times 26 = 1,76 \cdot 10^{-2} \text{ g}$ ou 17,6 mg.

ESTERIFICATION- HYDROLYSE

EXERCICE 1 : 5 p. 117

- $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-OH} \rightarrow \text{CH}_3\text{-COOH}$ (A)
- $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-OH} + \text{CH}_3\text{-COOH} \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{-COO}(\text{C}_2\text{H}_5) + \text{H}_2\text{O}$
(A) (B)

EXERCICE 2 : 6 p. 117

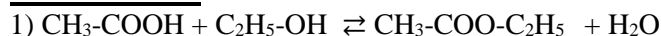
1.

- a) $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CHO} \rightarrow \text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-COOH}$ (acide propanoïque)
- b) $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-COO}(\text{CH}_3)$: propanoate de méthyle.
- 2.a) $\text{CH}_3\text{-OH} \rightarrow \text{H-COOH}$ (acide méthanoïque)
- b) $\text{H-COO}(\text{CH}_3)$: méthanoate de méthyle ; $\text{H-COO}(\text{C}_2\text{H}_5)$: méthanoate d'éthyle.

EXERCICE 3 : 8 p. 117

1. $\text{R-COO}(\text{C}_2\text{H}_5)$; $88 - 73 = 15 \text{ g.mol}$; donc R est CH_3 .
 $\text{CH}_3\text{-COO}(\text{C}_2\text{H}_5)$: éthanoate d'éthyle.
2. L'acide éthanoïque .

EXERCICE 4 : 10/117



3) $n(\text{OH}^-) = 2 \times 10^{-3} = 2 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$

$n(\text{acide}) = 50 \times 2 \cdot 10^{-2} = 1 \text{ mol}$; donc **$n(\text{acide}) = 1 \text{ mol}$** .

4) Nombre initial de moles d'acide : $\frac{75}{60} = 1,25 \text{ mol}$

On a donc formé 0,25 mol d'éthanoate d'éthyle, soit $0,25 \times 88 = 22 \text{ g}$

- Pourcentage d'acide estérifié : $\frac{0,25}{1,25} = 0,2$ soit **20 %**

- Pourcentage d'alcool estérifié : Nombre initial de moles d'alcool : $\frac{57,5}{46} = 1,25$

Pourcentage d'alcool estérifié : $\frac{0,25}{1,25} = 0,2$ soit **20 %**

5) Limite d'estérification : $1,25 \times \frac{2}{3} = 0,83 \text{ mol}$

EXERCICE 5: 11/117

1) $m_C = \frac{12}{44} \times 1,91 = 0,52 \text{ g}$; $m_H = \frac{2}{18} \times 1,17 = 0,13 \text{ g}$; d'où $m_O = 0,35 \text{ g}$

$\frac{12x}{0,52} = \frac{y}{0,13} = \frac{16}{0,35}$; $x = 2$ et $y = 6$: $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$

2) C'est un alcool, donc : **$\text{C}_2\text{H}_5\text{-OH}$** (éthanol)

EXERCICE 6 : 12 p. 117



2. • Quantités initiales de matière : 0,125 mol d'acide et 0,125 mol d'alcool

$$n(\text{ester}) = n(\text{H}_2\text{O}) = \frac{1,5}{18} = 8,33 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$$

• Quantité de matière d'acide et d'alcool restant : $0,125 - 8,33 \cdot 10^{-2} = 4,17 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$

• Pourcentage : $\frac{8,33 \cdot 10^{-2}}{0,125} = 66,7 \%$.

EXERCICE 7 : 13 p. 117

Ester : $\text{C}_x\text{H}_y\text{O}_2$: $m_C = \frac{12}{44} \times 0,71 = 0,194 \text{ g}$; $m_H = \frac{2}{18} \times 0,29 = 0,032 \text{ g}$; d'où $m_O = 0,104 \text{ g}$

$$\frac{12x}{0,194} = \frac{y}{0,032} = \frac{32}{0,104} ; \quad x = 5 \text{ et } y = 10 : \quad \mathbf{C_5H_{10}O_2.}$$

L'ester est : $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-COO}(\text{C}_2\text{H}_5)$; A est l'acide propanoïque $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-COOH}$.

EXERCICE 8 : 14 p. 117

$\text{CH}_3\text{-COO}(\text{C}_2\text{H}_5)$: $M = 88 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$.

1. Masse : $m = \frac{46 \times 100}{88} = 52,3 \text{ g}$

2. Masse : $m' = \frac{100}{67} \times 52,3 = 78 \text{ g}$

3. Alcool : $m'' = \frac{100}{94} \times 52,3 = 55,6 \text{ g}$; Acide : 278 g.

EXERCICE 9 : 16 p. 117

1. **Ester :** $\text{C}_x\text{H}_y\text{O}_2$: $m_C = \frac{12}{44} \times 1,32 = 0,36 \text{ g}$; $m_H = \frac{2}{18} \times 0,54 = 0,06 \text{ g}$; d'où $m_O = 0,24 \text{ g}$

$$\frac{12x}{0,36} = \frac{y}{0,06} = \frac{32}{0,24} ; \quad x = 4 \text{ et } y = 8 : \quad \mathbf{C_4H_8O_2.}$$

2. La donnée de la masse molaire est superflue.

3. $\text{CH}_3\text{-COO}(\text{C}_2\text{H}_5)$; $\text{CH}_3\text{-COOH}$.

EXERCICE 10 : 17/117

1.a) Ester : $\text{C}_x\text{H}_y\text{O}_2$: $m_C = \frac{12}{44} \times 0,891 = 0,243 \text{ g}$; $m_H = \frac{2}{18} \times 0,360 = 0,04 \text{ g}$; d'où $m_O = 0,217 \text{ g}$

$$\frac{12x}{0,243} = \frac{y}{0,04} = \frac{32}{0,217} ; \quad x = 3 ; y = 6 : \quad \mathbf{C_3H_6O_2.}$$

b) $\text{H-COO-C}_2\text{H}_5$; $\text{CH}_3\text{-COO-CH}_3$

c) Le méthanoate d'éthyle.

2a) $n(\text{OH}^-) = 1 \times 4,5 \cdot 10^{-3} = 4,5 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$

• Quantité de matière d'ester hydrolysé : $4,5 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$

• Quantité de matière initiale d'ester : $\frac{1}{74} = 1,35 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$

• Quantité de matière d'ester restant : $9,01 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$

b) Pourcentage hydrolysé : $\frac{4,5 \cdot 10^{-3}}{1,35 \cdot 10^{-2}} = \mathbf{33,3 \%$

EXERCICE 11 : 19 p. 118

1. $\text{H-COO}(\text{CH}_2\text{-CH}_2\text{-CH}_2\text{-CH}_3)$; $\text{H-COO-CH}_2\text{-CH}(\text{CH}_3)\text{-CH}_3$; $\text{H-COO-C}(\text{CH}_3)_3$;
 $\text{CH}_3\text{-COO-CH}_2\text{-CH}_2\text{-CH}_3$; $\text{CH}_3\text{-COO-CH}(\text{CH}_3)\text{-CH}_3$; $\text{C}_2\text{H}_5\text{-COO-C}_2\text{H}_5$.

2.a) B est le propan-1-ol car sa déshydrogénation sur cuivre conduit au propanal :
 $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CH}_2\text{OH} \rightarrow \text{H}_2 + \text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CHO}$. A est donc l'éthanoate de propyle.

b) $\text{CH}_3\text{-COO-CH}_2\text{-CH}_2\text{-CH}_3$.

EXERCICE 12 : 20 p. 118

1. $\text{R-COO-R}'$ ou $\text{C}_n\text{H}_{2n+1}\text{-COO-C}_n\text{H}_{2n+1}$ soit $\text{C}_{n+n'+1}\text{H}_{2(n+n'+1)}\text{O}_2$ ou $\text{C}_m\text{H}_{2m}\text{O}_2$ en posant $m = n + n' + 1$.

2. $\frac{12m}{54,5} = \frac{2m}{9,1} = \frac{32}{36,4} \Rightarrow m = 4$ d'où $\text{C}_4\text{H}_8\text{O}_2$; $M = 88 \text{ g.mol}^{-1}$.

3.a) B est un alcool ; son oxydation aboutit à l'acide propanoïque. Donc B est le propan-1-ol. A est le méthanoate de propyle.

b) $\text{H-COO-CH}_2\text{-CH}_2\text{-CH}_3$.

c) $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-COOH} + \text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CH}_2\text{OH} \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-COO-CH}_2\text{-CH}_2\text{-CH}_3 + \text{H}_2\text{O}$

C : propanoate de propyle.

REACTION D'OXYDOREDUCTION

EXERCICE 1 : 4 p. 146

1. $2 \text{Ag}^+ + \text{Pb} \rightarrow 2 \text{Ag} + \text{Pb}^{2+}$

2. $3\text{Hg}^{2+} + 2 \text{Al} \rightarrow 3 \text{Hg} + 2 \text{Al}^{3+}$

EXERCICE 2 : 5 p. 146

1. $\text{Cu} + \text{Hg}^{2+} \rightarrow \text{Cu}^{2+} + \text{Hg}$: le mercure se dépose sur le cuivre formant un amalgame superficiel.

2. Progressivement, la solution devient bleue (teinte des ions Cu^{2+}).

EXERCICE 3 : 6 p. 146

Seules les réactions ci-dessous sont possibles :

3. $3\text{Sn}^{2+} + 2\text{Al} \rightarrow 3\text{Sn} + 2\text{Al}^{3+}$

4. $\text{Cu}^{2+} + \text{Sn} \rightarrow \text{Sn}^{2+} + \text{Cu}$

5. $2\text{Au}^{3+} + 3\text{Zn} \rightarrow 2\text{Au} + 3\text{Zn}^{2+}$

EXERCICE 3 : 8 p. 146

1. On dispose de $n = 50 \cdot 10^{-3} \times 0,1 = 5 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$ d'ions Cu^{2+} . On peut donc oxyder $5 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$ Zn ($m = 327 \text{ mg}$).

2. Il se forme $5 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$ de cuivre métal ($m' = 3317,5 \text{ mg}$).

EXERCICE 4 : 9p. 146

1. $\text{Cu} + 2\text{Ag}^+ \rightarrow \text{Cu}^{2+} + 2\text{Ag}$

2. On dispose de 10^{-3} mol d'ions Ag^+ ; au bout d'une heure, il s'est formé $n = \frac{65 \cdot 10^{-3}}{108} = 6 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$ Ag, ce qui a consommé $6 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$ d'ions Cu^{2+} . D'où, à cette date : $[\text{Ag}^+] = 4 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$; $[\text{Cu}^{2+}] = 3 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$

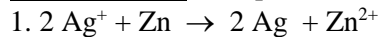
EXERCICE 5: 10 p.146

1. $\text{Cu} + \text{Pb}^{2+} \rightarrow$ rien

$\text{Pb}^{2+} + \text{Fe} \rightarrow \text{Pb} + \text{Fe}^{2+}$

$\text{Fe}^{2+} + \text{Zn} \rightarrow \text{Fe} + \text{Zn}^{2+}$

2. On dispose, au départ, de $0,1 \times 0,15 = 1,5 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$ d'ions Pb^{2+} . Il se forme finalement : $1,5 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$ d'ions Zn^{2+} ($[\text{Zn}^{2+}] = 0,1 \text{ mol.L}^{-1}$) et $1,5 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$ Fe ($m = 0,84 \text{ g}$).

EXERCICE 6 : 11 p. 146

2. Il s'est formé $n = \frac{0,33}{108} = 3,06 \cdot 10^{-3}$ mol Ag ; il y avait donc $3,06 \cdot 10^{-3}$ mol d'ions Ag^+ dans 50 mL donc $6,12 \cdot 10^{-2}$ mol AgNO_3 dans 1 L de solution.

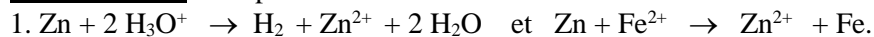
$M(\text{AgNO}_3) = 170 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$; $m = 170 \times 6,12 \cdot 10^{-2} = \mathbf{10,4 \text{ g}}$.

3.

3.1. Il se forme un précipité blanc d'hydroxyde $\text{Zn}(\text{OH})_2$ qui se redissout sous forme d'ions $\text{Zn}(\text{OH})_4^{2-}$ en présence d'un excès de soude.

3.2. On avait $n' = \frac{3,06}{2} \cdot 10^{-2} = 1,53 \cdot 10^{-3}$ mol d'ions Zn^{2+} ; $M(\text{Zn}(\text{OH})_2) = 99,4 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$; on obtient donc au plus, la masse m' d'hydroxyde de zinc : $m' = 99,4 \times 1,53 \cdot 10^{-3} = \mathbf{0,152 \text{ g}}$.

3.3. Sous forme d'ions $\text{Zn}(\text{OH})_4^{2-}$.

EXERCICE 7 : 12 p. 146

2.

2.1. Les ions Zn^{2+} prennent la place des ions Fe^{2+} dans la 2^{ème} réaction et sont formés à raison de 1 ion Zn^{2+} pour 2 ions H_3O^+ dans la 1^{ère}. D'où la concentration finale :

$$[\text{Zn}^{2+}] = 0,1 + \frac{0,1}{2} = 0,15 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

2.2. Il s'est formé 10^{-2} mol Fe, soit $m = 0,56 \text{ g}$.

2.3. Il s'est formé $5 \cdot 10^{-3}$ mol H_2 soit $V = 0,112 \text{ L}$.

EXERCICE 8 : 13 p. 147

1. $M(\text{CuSO}_4) = 159,5 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$; 200 mL de solution contiennent $16 \times 0,2 = 3,2 \text{ g}$ de CuSO_4 , soit $\frac{3,2}{159,5}$

$= 2 \cdot 10^{-2}$ mol d'ions Cu^{2+} . On observe la réaction : $\text{Zn} + \text{Cu}^{2+} \rightarrow \text{Zn}^{2+} + \text{Cu}$.

Il se forme $2 \cdot 10^{-2}$ mol de cuivre ($m = 1,27 \text{ g}$).

2. La réaction : $\text{Fe} + \text{Cu}^{2+} \rightarrow \text{Fe}^{2+} + \text{Cu}$, produit un dépôt de cuivre de métal de **même masse**.

EXERCICE 9 : 14 p. 147

$M(\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}) = 249,5 \text{ g}$; on dissout $\frac{6,238}{249,5} = 2,5 \cdot 10^{-2}$ mol de sulfate de cuivre hydraté, donc $2,5 \cdot 10^{-2}$

mol d'ions Cu^{2+} .

1.

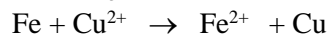
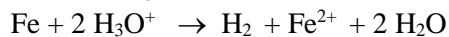
• H_3O^+ ne provient que de l'acide sulfurique : $[\text{H}_3\text{O}^+] = 0,2 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$

• SO_4^{2-} provient de l'acide sulfurique et du sulfate dissous : $[\text{SO}_4^{2-}] = 0,1 + 4 \times 2,5 \cdot 10^{-2} = 0,2 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$

• $[\text{Cu}^{2+}] = 4 \times 2,5 \cdot 10^{-2} = 0,1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$

2.

2.1. Fe réduit les ions H_3O^+ et les ions Cu^{2+} :



2.2. Les ions Fe^{2+} se forment à partir des ions H_3O^+ ($2 \text{H}_3\text{O}^+ \leftrightarrow 1 \text{Fe}^{2+}$) et des ions Cu^{2+} ($1 \text{Cu}^{2+} \leftrightarrow 1 \text{Fe}^{2+}$) d'où la concentration : $[\text{Fe}^{2+}] = \frac{0,2}{2} = \mathbf{0,1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}}$.

2.3. Il y a formation de $2,5 \cdot 10^{-2}$ mol Cu ($m = \mathbf{1,59 \text{ g}}$) et de $\frac{0,2 \times 0,25}{2} = 2,5 \cdot 10^{-2}$ mol H_2 ($V = \mathbf{0,56 \text{ L}}$).

EXERCICE 10 : 15 p. 147

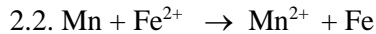
1.

• $\text{Mn} + \text{Zn}^{2+} \rightarrow \text{Mn}^{2+} + \text{Zn}$

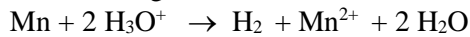
• $\text{Mn} + \text{Al}^{3+} \rightarrow \text{rien}$

2.

2.1. $\text{Mn} + \text{Cu}^{2+} \rightarrow \text{Mn}^{2+} + \text{Cu}$



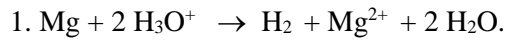
2.3. Le manganèse réduit les ions H_3O^+ avec dégagement de dihydrogène :



et aussi des ions Cu^{2+} avec dépôt de cuivre métal : $\text{Mn} + \text{Cu}^{2+} \rightarrow \text{Mn}^{2+} + \text{Cu}$

EXERCICE 11: 16 p. 147

On met en présence : 2 g de magnésium ($8,33 \cdot 10^{-2}$ mol) et $0,5 \times 0,15 = 7,5 \cdot 10^{-2}$ mol d'ions H_3O^+ . On observe la réaction :



Les quantités utilisées montrent que Mg est ici en excès.

2. Il se forme donc : $\frac{7,5 \cdot 10^{-2}}{2} = 3,75 \cdot 10^{-2}$ mol H_2 (**V = 0,84 L**) et $3,75 \cdot 10^{-2}$ mol Mg^{2+} .

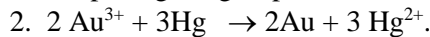
$$[\text{Mg}^{2+}] = \frac{3,75 \cdot 10^{-2}}{0,15} = 0,25 \text{ mol.L}^{-1}$$

3. Le couple $\text{Mg}^{2+} / \text{Mg}$ se situe, dans la classification, au-dessous des couples relatifs à la plupart des métaux usuels.

EXERCICE 12: 17 p. 147

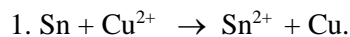


Le couple $\text{Hg}^{2+} / \text{Hg}$ se place au-dessus du couple $\text{Cu}^{2+} / \text{Cu}$.



EXERCICE 13: 18 p. 147

On met en présence : $\frac{2}{118,7} = 1,68 \cdot 10^{-2}$ mol Sn et $0,2 \times 50 \cdot 10^{-3} = 10^{-2}$ mol d'ions Cu^{2+} .

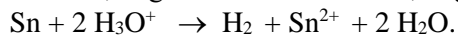


2. L'étain est en excès : il se forme 10^{-2} mol d'ions Sn^{2+} soit $[\text{Sn}^{2+}] = 0,2 \text{ mol.L}^{-1}$.

3. Le solide est constitué de 10^{-2} mol Cu + l'étain en excès ($6,8 \cdot 10^{-3}$ mol). D'où la la masse m du résidu solide : $m = 10^{-2} \times 63,5 + 6,8 \cdot 10^{-3} \times 118,7 = \mathbf{1,44 \text{ g}}$.

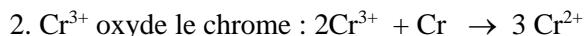
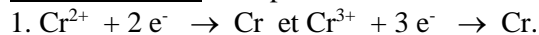
4.

4.1. Il reste 0,81 g d'étain en excès et 0,63 g de cuivre ; seul l'étain réagit avec l'acide chlorhydrique :



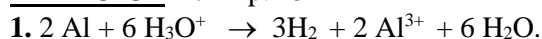
4.2. On obtient $6,8 \cdot 10^{-3}$ mol H_2 soit **V = 0,152 L**.

EXERCICE 14: 19 p. 147



ACTION DES ACIDES SUR LES METAUX. LE COUPLE $\text{H}_3\text{O}^+ / \text{H}_2$

EXERCICE 1 : 2 p. 134



2. On met en présence : $\frac{2}{27} = 7,4 \cdot 10^{-2}$ mol Al et 0,5 mol H_3O^+ . Pour oxyder tout l'aluminium, il faut

$7,4 \cdot 10^{-2} \times 3 = 0,222$ mol H_3O^+ : il y a donc excès d'ions H_3O^+ . Il en reste en fin de réaction :

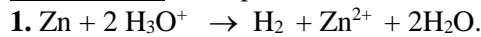
$$n(\text{H}_3\text{O}^+) = 0,5 - 0,222 = 0,278 \text{ mol.}$$

$$V(\text{H}_2) = 22,4 \times \frac{3}{2} \times \frac{2}{27} = 2,49 \text{ L.}$$

$$3. [\text{Al}^{3+}] = 2 \times 7,4 \cdot 10^{-2} = 0,148 \text{ mol.L}^{-1}; [\text{H}_3\text{O}^+] = \frac{n(\text{H}_3\text{O}^+)}{V} = 0,556 \text{ mol.L}^{-1};$$

$$[\text{SO}_4^{2-}] = 0,5 \text{ mol.L}^{-1}; [\text{OH}^-] = \frac{10^{-14}}{[\text{H}_3\text{O}^+]} = 1,8 \cdot 10^{-14} \text{ mol.L}^{-1}.$$

EXERCICE 2 : 3 p. 134



2. Calculons la quantité de matière de zinc au départ (n_1 mol) et à l'arrivée (n_2 mol) sachant qu'il s'est

$$\text{formé } n \text{ mol de dihydrogène : } n = \frac{11,4 \cdot 10^{-3}}{22,4} = 5,1 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$$

$$n_1 = \frac{0,1}{65,4} = 1,53 \cdot 10^{-4} \text{ mol. Il se forme 1 mol H}_2 \text{ quand il disparaît 1 mol Zn, donc : } n_1 - n_2 = n :$$

$$n_2 = n_1 - n = 1,02 \cdot 10^{-3} \text{ mol ; } m_{\text{Zn}} = 65,4 \times 1,02 \cdot 10^{-3} = 6,67 \cdot 10^{-2} \text{ g.}$$

$$3. n(\text{Zn}^{2+}) = n = 5,1 \cdot 10^{-4} \text{ mol ; } [\text{Zn}^{2+}] = \frac{5,1 \cdot 10^{-4}}{20 \cdot 10^{-3}} = 2,55 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}.$$

4. Il faudrait verser $n(\text{OH}^-)$ ions tels que la réaction $\text{Zn}^{2+} + 2\text{OH}^- \rightarrow \text{Zn}(\text{OH})_2$ soit totale :

$$n(\text{OH}^-) = 2 n(\text{Zn}^{2+}) = 1,02 \cdot 10^{-3} \text{ mol ; soit } V \text{ le volume de la solution d'hydroxyde de sodium versé :}$$

$$n(\text{OH}^-) = 0,5 \times V ; V = 2,04 \cdot 10^{-3} \text{ L} = \mathbf{2,04 \text{ cm}^3}.$$

5. On observe la formation de l'ion zincate $\text{Zn}(\text{OH})_4^{2-}$.

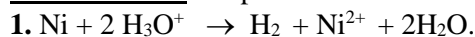
EXERCICE 3 : 4 p. 134

1. Le cuivre n'est pas attaqué.

2. On ajoute un peu de solution d'hydroxyde de sodium : il apparaît un précipité blanc de $\text{Zn}(\text{OH})_2$, soluble dans un excès d'hydroxyde de sodium.

3. $11,2 \text{ L H}_2 \leftrightarrow 0,5 \text{ mol H}_2$; chaque atome Zn disparue donne naissance à 1 mol H_2 : donc, il y avait, au départ, 0,5 mol Zn, soit : $m(\text{Zn}) = 0,5 \times 65,4 = \mathbf{32,7 \text{ g}}$; $m(\text{Cu}) = 50 - 32,7 = \mathbf{17,3 \text{ g}}$.

EXERCICE 4 : 5 p. 134



$$2. 0,2 \text{ g Ni} \leftrightarrow \frac{0,2}{58,7} = 3,4 \cdot 10^{-4} \text{ mol ; } 100 \text{ cm}_3 \text{ H}_2\text{SO}_4 \leftrightarrow 2 \cdot 10^{-2} \text{ mol H}_3\text{O}^+.$$

Pour oxyder tout le nickel, il faut $6,8 \cdot 10^{-3} \text{ mol H}_3\text{O}^+$: il y a excès d'ions H_3O^+ , le nickel disparaît entièrement.

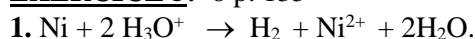
$$n(\text{Ni}^{2+}) = 3,4 \cdot 10^{-3} \text{ mol ; } [\text{Ni}^{2+}] = \frac{3,4 \cdot 10^{-3}}{0,1} = 3,4 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}.$$

$$3. n(\text{H}_2) = 3,4 \cdot 10^{-3} \text{ mol ; } V(\text{H}_2) = 3,4 \cdot 10^{-3} \times 22,4 = 7,62 \cdot 10^{-2} \text{ L} = 76,2 \text{ cm}^3.$$

$$4. n(\text{H}_3\text{O}^+) = n(\text{H}_3\text{O}^+)_{\text{initial}} - n(\text{H}_3\text{O}^+)_{\text{disparus}} = 2 \cdot 10^{-2} - 6,8 \cdot 10^{-3} = 1,32 \cdot 10^{-2} \text{ mol.}$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = \frac{1,32 \cdot 10^{-2}}{0,1} = 0,132 \text{ mol.L}^{-1}; [\text{OH}^-] = \frac{10^{-14}}{[\text{H}_3\text{O}^+]} = 7,58 \cdot 10^{-13} \text{ mol.L}^{-1}; [\text{SO}_4^{2-}] = 0,1 \text{ mol.L}^{-1}.$$

EXERCICE 5 : 6 p. 135



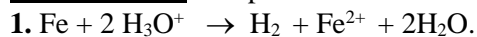
$$2. n(\text{H}_2) = \frac{427,4}{22400} = 1,91 \cdot 10^{-2} \text{ mol ; il y avait } 1,91 \cdot 10^{-2} \text{ mol Ni dans l'alliage, soit la masse :}$$

$$m_{\text{Ni}} = 1,91 \cdot 10^{-2} \times 58,7 = \mathbf{1,12 \text{ g}}$$
, il reste donc $m_{\text{Cu}} = 3 - 1,12 = \mathbf{1,88 \text{ g}}$; d'où les pourcentages en masse :
 $\% \text{ Ni} = 37,3$; $\% \text{ Cu} = 62,7$.

$$3. \text{Soit } M \text{ la masse molaire du composé } \text{NiCl}_2, n\text{H}_2\text{O} : M(\text{NiCl}_2, n\text{H}_2\text{O}) = (129,7 + 18n) \text{ g.mol}^{-1}.$$

4,54 g = M × n(Ni²⁺) = (129,7 + 18 n) × 1,91.10⁻² ; d'où **n ≈ 6**.

EXERCICE 6 : 7 p. 135



2. 1,4 g Fe $\leftrightarrow \frac{1,4}{56} = 2,5 \cdot 10^{-2}$ mol ; on dispose de 0,1 mol d'ions H₃O⁺ : ceux-ci sont donc en excès et tout le fer est transformé en ions Fe²⁺.

n(H₂) = n(Fe) initial = 2,5.10⁻² mol ; V(H₂) = 25 × 2,5.10⁻² = 0,625 L = **624 cm³**.

3. En fin de réaction : [Cl⁻] = 0,1 mol.L⁻¹ ; [Fe²⁺] = $\frac{2,5 \cdot 10^{-2}}{0,1} = 0,25$ mol.L⁻¹ ;

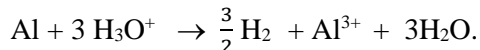
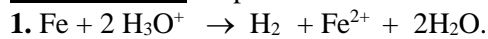
n(H₃O⁺) = n(H₃O⁺)_{initial} - n(H₃O⁺)_{disparus} = 0,1 - 5. 10⁻² = 5.10⁻² mol ; [H₃O⁺] = 0,5 mol.L⁻¹ ;

[OH⁻] = $\frac{10^{-14}}{[\text{H}_3\text{O}^+]}$ = 2.10⁻¹⁴ mol.L⁻¹.

4. Il a fallu verser n(OH⁻) = 10⁻² mol pour neutraliser les 10⁻² mol d'ions H₃O⁺ présents dans 20 cm³ de prise d'essai : n(OH⁻) = C_b × v₁ ⇒ v₁ = $\frac{n(\text{OH}^-)}{C_b} = 10^{-2}$ L = **10 cm³**.

5. Dans 20 cm³ de prise d'essai, il y a $\frac{2,5 \cdot 10^{-2}}{5} = 5 \cdot 10^{-3}$ mol d'ions Fe²⁺. Ces derniers réagissent avec les ions OH⁻ en donnant un précipité vert Fe(OH)₂. Il faut 2 × 5.10⁻³ mol OH⁻, soit n'(OH⁻) = 10⁻² mol, ce qui correspond à un volume v₂ = **10 cm³** de solution d'hydroxyde de sodium.

EXERCICE 7 : 8 p. 135



2.

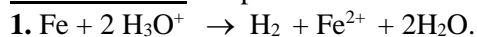
2.1. 10 g de mélange contiennent n mol Fe (56 n g) et n mol Al (27n g) : 10 = (56 + 27)n, d'où n = 0,12 mol.

m_{Fe} = 56 × 0,12 = **6,75 g** ; m_{Al} = 10 - 6,75 = **3,25 g**.

2.2. n (H₂) = n_{Fe} + 1,5n_{Al} = 2,5 n mol, soit n(H₂) = 0,3 mol ; V(H₂) = 22,4 × 0,3 = **6,75 L**.

2.3. Il a fallu introduire 5n mol H₃O⁺, soit 0,6 mol H₃O⁺ ; ils étaient présents dans 0,25 L de solution chlorhydrique. Il fallait, par litre de solution, au moins **2,4 mol d'acide chlorhydrique**.

EXERCICE 8 : 9 p. 135



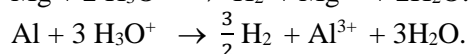
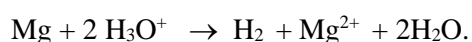
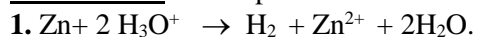
2. Le mélange contient n mol de fer (56n g). Il se produit n mol H₂ : n = $\frac{1,8}{24} = 7,5 \cdot 10^{-2}$ mol.

D'où m_{Fe} = 56 × 7,5.10⁻² = **4,2 g** ; m_{Cu} = 12 - 4,2 = **7,8 g**.

3. Pourcentages en masse : Fe : $\frac{4,2 \times 100}{12} = \mathbf{35\%}$; Cu : $\frac{7,8 \times 100}{12} = \mathbf{65\%}$.

4. n_{Fe} = 7,5.10⁻² mol ; n_{Cu} = $\frac{7,8}{63,5} = 12,3 \cdot 10^{-2}$ mol ; Fe : $\frac{7,5 \times 100}{7,5 + 12,3} = \mathbf{37,9\%}$; Cu : $\frac{12,3 \times 100}{7,5 + 12,3} = \mathbf{62,1\%}$.

EXERCICE 9 : 10 p. 135



2.

2.1. Calculons les quantités de matière des espèces réagissantes :

$$n_{\text{Zn}} = \frac{94,95 \cdot 10^{-2}}{65} = 1,46 \cdot 10^{-2} \text{ mol} ; n_{\text{Mg}} = \frac{0,05 \cdot 10^{-2}}{24} = 2,08 \cdot 10^{-5} \text{ mol} ; n_{\text{Al}} = \frac{4 \cdot 10^{-2}}{27} = 1,48 \cdot 10^{-3} \text{ mol}.$$

Le nombre de moles d'ions H_3O^+ nécessaire à l'oxydation des 3 métaux vaut :

$$n(\text{H}_3\text{O}^+) = 2 \cdot n_{\text{Zn}} + 2 \cdot n_{\text{Mg}} + 3 \cdot n_{\text{Al}} = 3,37 \cdot 10^{-2} \text{ mol}. \text{ Cela correspond à } n = \frac{3,37 \cdot 10^{-2}}{2} = \mathbf{1,68 \cdot 10^{-2} \text{ mol}}$$

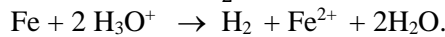
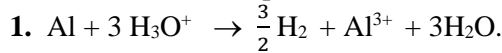
H_2SO_4 .

2.2. Il reste un résidu solide de cuivre (masse 0,01 g).

2.3. • $n(\text{H}_2) = n_{\text{Zn}} + n_{\text{Mg}} + 1,5 n_{\text{Al}} = 1,68 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$; • $V(\text{H}_2) = 1,68 \cdot 10^{-2} \times 22,4 = 0,377 \text{ L} = \mathbf{377 \text{ cm}^3}$.

3. $[\text{Zn}^{2+}] = 1,46 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$; $[\text{Mg}^{2+}] = 2,08 \cdot 10^{-5} \text{ mol.L}^{-1}$; $[\text{Al}^{3+}] = 1,48 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$.

EXERCICE 10 : 11 p. 135



2. Il reste 2,5 g de cuivre ; les 7,5 g restant représentent : $7,5 = 27 n_{\text{Al}} + 56 n_{\text{Fe}}$.

• $n(\text{H}_2) = \frac{6,38}{22,4} = 2,85 \cdot 10^{-1} \text{ mol}$

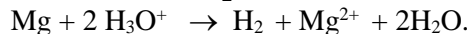
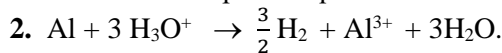
• $n(\text{H}_2) = 1,5 n_{\text{Al}} + n_{\text{Fe}} = 0,285$.

La résolution de ces deux équations à 2 inconnues fournit : $n_{\text{Al}} = 1,48 \cdot 10^{-1} \text{ mol}$; $n_{\text{Fe}} = 6,3 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$.

D'où : $m_{\text{Al}} = 27 \times 0,148 = \mathbf{4 \text{ g}}$; $m_{\text{Fe}} = 56 \times 6,3 \cdot 10^{-2} = \mathbf{3,5 \text{ g}}$; $m_{\text{Cu}} = \mathbf{2,5 \text{ g}}$.

EXERCICE 10 : 12 p. 135

1. Le cuivre n'est pas attaqué.



3. $m_{\text{Cu}} = 0,04 \text{ g}$; $m_{\text{Al}} + m_{\text{Mg}} = 0,96 \text{ g}$.

4. Exprimons les quantités de matière dans l'alliage :

$$n_{\text{Al}} = \frac{m_{\text{Al}}}{27} ; m_{\text{Al}} = 27 \cdot n_{\text{Al}} ; n_{\text{Mg}} = \frac{m_{\text{Mg}}}{24} ; m_{\text{Mg}} = 24 \cdot n_{\text{Mg}}, \text{ donc } 27 \cdot n_{\text{Al}} + 24 \cdot n_{\text{Mg}} = 0,96 \quad (1)$$

Calculons le nombre de moles $n(\text{H}_2)$ de dihydrogène produit :

$$n(\text{H}_2) = \frac{1,192}{22,4} = 5,32 \cdot 10^{-2} \text{ mol}. \text{ Or } n(\text{H}_2) = 1,5 n_{\text{Al}} + n_{\text{Mg}}, \text{ soit : } 5,32 \cdot 10^{-2} = 1,5 n_{\text{Al}} + n_{\text{Mg}} \quad (2).$$

La résolution des équations (1) et (2) fournit : $n_{\text{Al}} = 3,52 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$; $n_{\text{Mg}} = 3,5 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$.

$m_{\text{Al}} = 27 \times 3,52 \cdot 10^{-2} = \mathbf{0,95 \text{ g}}$; $m_{\text{Mg}} = 24 \times 3,5 \cdot 10^{-4} = \mathbf{0,01 \text{ g}}$.

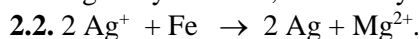
POTENTIELS D'OXYDOREDUCTION

EXERCICE 1 : 4 p. 162

1. 1^{ère} demi- pile : l'ENH ; 2^{ème} demi- pile : un clou plongeant dans une solution d'ion Fe^{2+} de concentration 1 mol.L^{-1} ; un pont salin de KCl.

2.

2.1. Ag^+ oxyde le fer ; Fe^{2+} n'oxyde pas Ag.



La réaction qui a lieu est totale car $E_0^2 - E_0^1 = 1,24 \text{ V} > 0,3 \text{ V}$.

3.

3.1. On dispose de $n = 0,2 \times 0,1 = 2 \cdot 10^{-2}$ mol Ag^+ et de fer en excès ; on obtient : 10^{-2} mol Fe^{2+} soit $[\text{Fe}^{2+}] = 0,1 \text{ mol.L}^{-1}$.

3.2. On obtient $2 \cdot 10^{-2}$ mol Ag soit $m_{\text{Ag}} = 2,16 \text{ g}$.

EXERCICE 2 : 5 p. 162

1.

1.1. Cu pôle positif.

1.2. Le sens conventionnel, dans le circuit extérieur, va du cuivre au fer.

1.3. • $\text{Cu}^{2+} + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Cu}$

• $\text{Fe} \rightarrow \text{Fe}^{2+} + 2 \text{e}^-$

• **Bilan :** $\text{Cu}^{2+} + \text{Fe} \rightarrow \text{Cu} + \text{Fe}^{2+}$.

1.4. f.é.m : $E = E^\circ(\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}) - E^\circ(\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}) = 0,78 \text{ V}$.

2. $\text{Cu} + \text{Fe}^{2+} \rightarrow$ rien

$\text{Fe} + \text{Cu}^{2+} \rightarrow \text{Fe}^{2+} + \text{Cu}$: c'est la réaction qui a lieu dans la pile, lorsqu'elle débite.

EXERCICE 3 : 6 p. 162

1

1.1. Pôle (+) : le cuivre.

1.2. $E = E^\circ(\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}) - E^\circ_{\text{ENH}} = 0,34 \text{ V}$.

1.3. Il y a réduction de l'ion Cu^{2+} par le dihydrogène :

$\text{Cu}^{2+} + \text{H}_2 \rightarrow \text{Cu} + 2\text{H}^+$

ou $\text{Cu}^{2+} + 2\text{H}_2 + 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Cu} + 2\text{H}_3\text{O}^+$.

2

2.1. Pôle (+) : le fil de platine de l'E.N.H.

2.2. $E' = E^\circ_{\text{ENH}} - E^\circ(\text{Ni}^{2+}/\text{Ni}) = 0,23 \text{ V}$.

2.3. Il y a réduction des ions H^+ (H_3O^+) par le nickel:

$2\text{H}^+ + \text{Ni} \rightarrow \text{H}_2 + \text{Ni}^{2+}$

ou $2 \text{H}_3\text{O}^+ + \text{Ni} \rightarrow \text{H}_2 + 2\text{H}_2\text{O} + \text{Ni}^{2+}$.

EXERCICE 4 : 7 p. 162

1. $E = E^\circ(\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}) - E^\circ(\text{Mg}^{2+}/\text{Mg}) \Rightarrow E^\circ(\text{Mg}^{2+}/\text{Mg}) = E^\circ(\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}) - E = - 2,34 \text{ V}$.

2.

2.1. $E = E^\circ(\text{Zn}|\text{Zn}^{2+}) - E^\circ(\text{Mg}^{2+}/\text{Mg}) = - 0,76 + 2,34 = 1,58 \text{ V}$

2.2. $E^\circ(\text{Zn}|\text{Zn}^{2+}) > E^\circ(\text{Mg}^{2+}/\text{Mg})$, donc Zn est le pôle (+) de la pile.

2.3. Il y a réduction de l'ion Zn^{2+} par le magnésium lorsque la pile débite :

• $\text{Zn}^{2+} + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Zn}$

• $\text{Mg} \rightarrow \text{Mg}^{2+} + 2 \text{e}^-$

• **Bilan :** $\text{Zn}^{2+} + \text{Mg} \rightarrow \text{Zn} + \text{Mg}^{2+}$.

EXERCICE 5: 8 p. 163

1. L'oxydant du couple de potentiel le plus élevé oxyde le réducteur du couple de potentiel le plus bas.

1.1. $\text{Cd}^{2+} + \text{Fe} \rightarrow \text{Cd} + \text{Fe}^{2+}$ (réaction non totale).

1.2. $\text{Cd} + \text{Fe}^{2+} \rightarrow$ rien.

2.

2.1. Pôle (+) : le cadmium.

2.2. f.é.m : $E = E^\circ(\text{Cd}^{2+}/\text{Cd}) - E^\circ(\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}) = 0,04 \text{ V}$.

2.3. Il y a réduction de l'ion Cd^{2+} et oxydation du fer :

• $\text{Cd}^{2+} + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Cd}$

• $\text{Fe} \rightarrow \text{Fe}^{2+} + 2 \text{e}^-$

• **Bilan :** $\text{Cd}^{2+} + \text{Fe} \rightarrow \text{Cd} + \text{Fe}^{2+}$.

EXERCICE 6 : 9 p. 163

- $E^\circ(\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}) = 0,24 + 0,10 = 0,34 \text{ V}$.
- $E = E^\circ(\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}) - E^\circ(\text{Al}^{3+}/\text{Al}) \Rightarrow E^\circ(\text{Al}^{3+}/\text{Al}) = E^\circ(\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}) - E = 0,34 - 2,00 = -1,66 \text{ V}$

EXERCICE 7 : 10 p. 163

1. $E = E^\circ(\text{Ag}^+/\text{Ag}) - E^\circ(\text{Tl}/\text{Tl}^+) \Rightarrow E^\circ(\text{Tl}/\text{Tl}^+) = E^\circ(\text{Ag}^+/\text{Ag}) - E = 0,61 + 0,19 - 1,14 = -0,34 \text{ V}$.

2.

2.1. Pôle (+) : le cuivre.

2.2. f.é.m : $E = E^\circ(\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}) - E^\circ(\text{Tl}/\text{Tl}^+) = 0,68 \text{ V}$.

2.3. Il y a réduction des ions Cu^{2+} et oxydation du thallium :

- $\text{Cu}^{2+} + 2 e^- \rightarrow \text{Cu}$
- $2 \text{Tl} \rightarrow 2 \text{Tl}^+ + 2 e^-$
- **Bilan** : $\text{Cu}^{2+} + 2 \text{Tl} \rightarrow \text{Cu} + 2 \text{Tl}^+$.

EXERCICE 8 : 11 p. 163

1. $E^\circ(\text{Cr}^{3+}/\text{Cr}) < E^\circ(\text{H}_3\text{O}^+/\text{H}_2)$

2. $E^\circ(\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}) < E^\circ(\text{H}_3\text{O}^+/\text{H}_2) < E^\circ(\text{Cr}^{3+}/\text{Cr})$, donc Cu est le pôle (+) de la pile, Cr le pôle (-).

Il y a réduction des ions Cu^{2+} et oxydation du chrome :

- $\text{Cu}^{2+} + 2 e^- \rightarrow \text{Cu} \quad (\times 3)$
- $\text{Cr} \rightarrow \text{Cr}^{3+} + 3 e^- \quad (\times 2)$
- **Bilan** : $3\text{Cu}^{2+} + 2 \text{Cr} \rightarrow 3\text{Cu} + 2 \text{Cr}^{3+}$.

3. $E = E^\circ(\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}) - E^\circ(\text{Cr}^{3+}/\text{Cr})$; $E^\circ(\text{Cr}^{3+}/\text{Cr}) = E^\circ(\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}) - E = 0,34 - 1,08 = -0,74 \text{ V}$.

4. $E^\circ(\text{Cr}^{3+}/\text{Cr}) < E^\circ(\text{Fe}^{2+}/\text{Fe})$: Cr^{3+} ne peut oxyder Fe : le chromage du fer est **impossible** par immersion du fer dans la solution d'ions Cr^{3+} .

EXERCICE 9 : 12 p. 163

1. $E = V_{\text{calomel}} - E^\circ(\text{Cd}^{2+}/\text{Cd})$; $E^\circ(\text{Cd}^{2+}/\text{Cd}) = V_{\text{calomel}} - E = 0,24 - 0,16 = 0,08 \text{ V}$.

2.

2.1. $E' = E^\circ(\text{Cd}^{2+}/\text{Cd}) - E^\circ(\text{Sn}^{2+}/\text{Sn}) = 0,08 - (-0,14) = 0,22 \text{ V}$.

2.2. Le pôle (+) est le cadmium.

2.3.

- $\text{Cd}^{2+} + 2 e^- \rightarrow \text{Cd}$
- $\text{Sn} \rightarrow \text{Sn}^{2+} + 2 e^-$
- **Bilan** : $\text{Cd}^{2+} + \text{Sn} \rightarrow \text{Cd} + \text{Sn}^{2+}$.

3. L'ion H_3O^+ **ne peut oxyder** le cadmium car $E^\circ(\text{H}_3\text{O}^+/\text{H}_2) < E^\circ(\text{Cd}^{2+}/\text{Cd})$.

EXERCICE 10 : 13 p. 163

1.

1.1. $E^\circ(\text{Ag}^+/\text{Ag}) > E^\circ(\text{Cr}^{3+}/\text{Cr})$, donc Ag est le pôle (+). Les électrons arrivent, depuis l'extérieur, à l'électrode d'argent.

1.2. Il y a réduction des ions Ag^+ et oxydation du chrome :

- $3 \text{Ag}^+ + 3 e^- \rightarrow 3 \text{Ag}$
- $\text{Cr} \rightarrow \text{Cr}^{3+} + 3 e^-$

2. $3\text{Ag}^+ + \text{Cr} \rightarrow 3\text{Ag} + \text{Cr}^{3+}$.

3. La réaction s'arrête lorsque les ions Ag^+ ont tous été réduits ; la disparition des 3 ions Ag^+ s'accompagne de la formation de 1 ion Cr^{3+} . D'où la concentration cherchée :

$$[\text{Cr}^{3+}] = \frac{0,1}{3} = 3,33 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$$

EXERCICE 11 : 14 p. 163

1. $E = E^\circ(\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}) - E^\circ(\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}) = 0 \text{ V}$. La symétrie des 2 compartiments interdit toute circulation électronique.

2. Lorsque la pile débite, les électrons circulent (à l'extérieur) du pôle (-) à gauche vers le pôle (+) à droite.

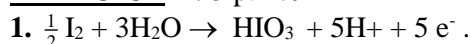
- Ils sont produits, dans le compartiment de gauche, par **oxydation** du métal cuivre : $\text{Cu} \rightarrow \text{Cu}^{2+} + 2 e^-$

La concentration $[\text{Cu}^{2+}]$ augmente dans ce compartiment.

- Dans le compartiment de droite, les électrons provoquent la **réduction** des ions Cu^{2+} :
 $\text{Cu}^{2+} + 2 e^- \rightarrow \text{Cu}$. La concentration $[\text{Cu}^{2+}]$ décroît dans cette demi- pile.

GENERALISATION DE LA NOTION DE COUPLE OXYDANT/REDUCTEUR

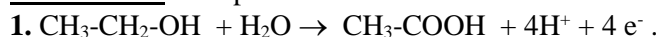
EXERCICE 1 : 3 p. 179



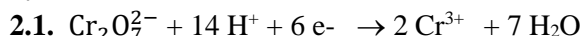
2. Ecrivons la demi-équation électronique de réduction du dichlore en ion chlorure : $\frac{1}{2} \text{Cl}_2 + e^- \rightarrow \text{Cl}^-$

On multiplie les coefficients de l'équation de réduction par 5 et on effectue la somme membre à membre : $\frac{1}{2} \text{I}_2 + 3\text{H}_2\text{O} + \frac{5}{2} \text{Cl}_2 \rightarrow \text{HIO}_3 + 5\text{H}^+ + 5\text{Cl}^-$.

EXERCICE 2 : 4 p. 180



2.



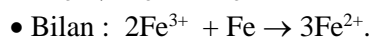
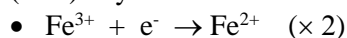
2.2. On multiplie les coefficients de la 1^{ère} équation par 3, ceux de la 2^{ème} par 2 et on effectue la somme membre à membre : $3\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-OH} + 2\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + 16\text{H}^+ \rightarrow 3\text{CH}_3\text{-COOH} + 4 \text{Cr}^{3+} + 7 \text{H}_2\text{O}$.

Les ions H^+ sont indispensables à la réaction : d'où le milieu acide.

EXERCICE 3 : 6 p. 180

1. $M(\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3) = 400 \text{ g.mol}^{-1}$; 10 g de $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 \leftrightarrow 2,5 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$. D'où la concentration C de sel dissous : $C = \frac{2,5 \cdot 10^{-2}}{0,1} = 0,25 \text{ mol.L}^{-1}$; ainsi que $[\text{Fe}^{2+}] = 2 C = 0,50 \text{ mol.L}^{-1}$; $[\text{SO}_4^{2-}] = 3 C = 0,75 \text{ mol.L}^{-1}$.

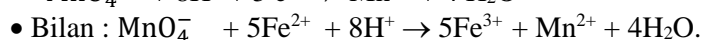
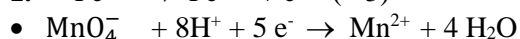
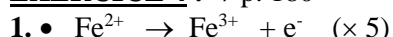
2. $E^\circ(\text{Fe}^{3+} / \text{Fe}^{2+}) = 0,77 \text{ V}$; $E^\circ(\text{Fe}^{2+} / \text{Fe}) = -0,44 \text{ V}$. L'oxydant du couple de potentiel le plus élevé (Fe^{3+}) oxyde le réducteur du couple de potentiel le plus bas (Fe) :



3. On fait réagir $5 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$ d'ions Fe^{3+} ; il y a donc oxydation de $2,5 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$ Fe , donc disparition de : $m = 56 \times 2,5 \cdot 10^{-2} = 1,4 \text{ g}$ de fer métal. Variation $\Delta m = -1,4 \text{ g}$ de fer.

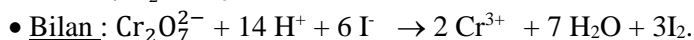
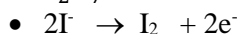
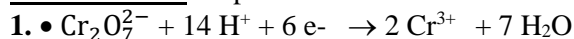
4. Il se forme $7,5 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$ d'ions Fe^{2+} dans 0,1 L de solution : $[\text{Fe}^{2+}] = \frac{7,5 \cdot 10^{-2}}{0,1} = 0,75 \text{ mol.L}^{-1}$.

EXERCICE 4 : 7 p. 180



2. On dispose de $n(\text{Fe}^{2+}) = 0,2 \times 10^{-3} = 2 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$; soit V (mL), le volume de solution de permanganate versé pour une réaction juste totale : $n(\text{MnO}_4^-) = 10^{-2} \times V \cdot 10^{-3} = 10^{-5} V \text{ mol}$.

Or, $n(\text{MnO}_4^-) = 5n(\text{Fe}^{2+})$; $2 \cdot 10^{-4} = 5 \cdot 10^{-5} V$; **V = 4 mL**.

EXERCICE 5: 8 p. 180

2. Calculons la quantité de matière d'ions $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ mise en jeu :

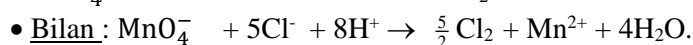
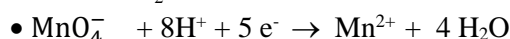
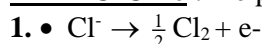
$$n(\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}) = n(\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7) = 10^{-2} \times 10^{-2} = 10^{-4} \text{ mol}; \text{ et celle d'ions I}^- :$$

$$n(\text{I}^-) = 0,1 \times 2 \cdot 10^{-2} = 2 \cdot 10^{-3} \text{ mol}.$$

Les ions I^- sont en large excès, donc tous les ions $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ sont réduits :

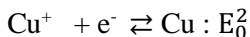
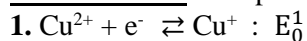
$$\bullet n(\text{Cr}^{3+}) = 2 \times 10^{-4} \text{ mol, dans } V = 30 \text{ mL de solution: } [\text{Cr}^{3+}] = \frac{n(\text{Cr}^{3+})}{V} = \frac{2 \cdot 10^{-4}}{3 \cdot 10^{-2}} = 6,67 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}.$$

$$\bullet n(\text{I}_2) = 1,5 n(\text{Cr}^{3+}); [\text{I}_2] = 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}.$$

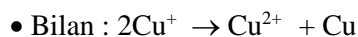
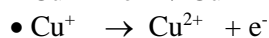
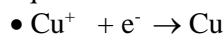
EXERCICE 6: 10 p. 180

2. $M(\text{KMnO}_4) = 158 \text{ g.mol}^{-1}$; 20 g $\text{KMnO}_4 \leftrightarrow 0,127 \text{ mol}$.

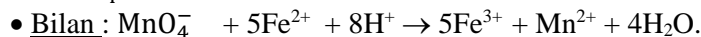
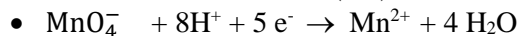
On recueille $n = 2,5 \times 0,127 = 0,316 \text{ mol Cl}_2$, soit le volume $V = 22,4 \times 0,316 = \mathbf{7,1 \text{ L}}$.

EXERCICE 7: 17 p. 181

2. $E_0^2 > E_0^1$: l'oxydant du 2^{ème} couple (Cu^+) oxyde le réducteur du 1^{er} couple (Cu^+) selon les demi-équations électroniques et bilan :



Une telle réaction est une **dismutation**. Les ions Cu^+ sont **instables** en solution aqueuse.

DOSAGES PAR OXYDOREDUCTION**EXERCICE 1:** 1 p. 189

2. Soit C_r , la concentration de la solution d'ions Fe^{2+} . Ecrivons l'équation des dosages redox :

$$n_0 \cdot C_0 \cdot V_0 = n_r \cdot C_r \cdot V_r. \text{ Ici: } n_0 = 5; C_0 = 0,02 \text{ mol.L}^{-1}; V_0 = 10,8 \text{ mL}; n_r = 1 \text{ et } V_r = 10 \text{ mL}.$$

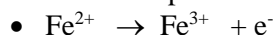
$$\Rightarrow C_r = \mathbf{0,108 \text{ mol.L}^{-1}}.$$

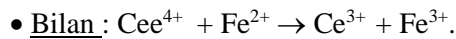
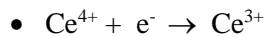
3. 3 g de sel hydraté contiennent $1,08 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$ de ce composé; $M(\text{FeSO}_4, x\text{H}_2\text{O}) = (152 + 18x)$

$$3 = (152 + 18x) \times 1,08 \cdot 10^{-2}; \text{ on en déduit } x = 7, \text{ d'où la formule } \mathbf{\text{FeSO}_4, 7\text{H}_2\text{O}}.$$

EXERCICE 2: 2 p. 189

1. $\Delta E^\circ = E^\circ(\text{Ce}^{4+}/\text{Ce}^{3+}) - E^\circ(\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}) = 1,41 - 0,77 = 0,64 \text{ V} > 0,3 \text{ V}$: l'oxydation des ions Fe^{2+} par les ions Ce^{4+} peut être considérée comme totale.

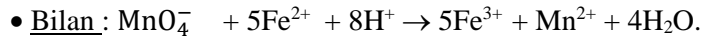
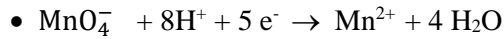
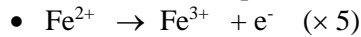




2. Soit C_r la concentration des ions Fe^{2+} . Avec les notations habituelles : $n_0 \cdot C_0 \cdot V_0 = n_r \cdot C_r \cdot V_r$.
 $\Rightarrow C_r = \mathbf{0,12 \text{ mol.L}^{-1}}$.

3. Il a fallu dissoudre $1,2 \cdot 10^{-2}$ mol de sel de Mohr, soit la masse : $m = 392,14 \times 1,2 \cdot 10^{-2} = \mathbf{4,71 \text{ g}}$.

EXERCICE 3 : 5 p. 190

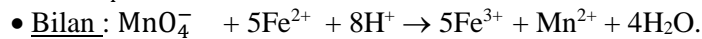
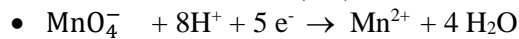
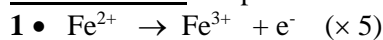


$C_0 = \frac{1,58}{158} = 0,01 \text{ mol.L}^{-1}$. Calculons la concentration C_r de la solution réductrice d'ions Fe^{2+} :

$n_0 \cdot C_0 \cdot V_0 = n_r \cdot C_r \cdot V_r \Rightarrow C_r = \mathbf{0,1 \text{ mol.L}^{-1}}$.

La masse de sulfate dissoute par litre de solution vaut donc : $m = 0,1 \times 278 = \mathbf{27,8 \text{ g}}$.

EXERCICE 4 : 6 p. 190



2. Calculons la concentration C_r de la solution réductrice d'ions Fe^{2+} :

$n_0 \cdot C_0 \cdot V_0 = n_r \cdot C_r \cdot V_r \Rightarrow C_r = \mathbf{0,386 \text{ mol.L}^{-1}}$.

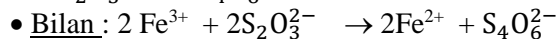
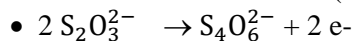
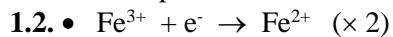
On a dissous $0,386 \times 5 \cdot 10^{-2}$ mol de sulfate FeSO_4 dans les 50 mL de solution, soit la masse :

$m = 153 \times 0,386 \times 5 \cdot 10^{-2} = \mathbf{2,93 \text{ g}}$.

EXERCICE 5 : 7 p. 190

1.

1.1. L'ion Fe^{3+} oxyde l'ion $\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$ de façon totale, car la différence des potentiels normaux (0,67 V) est nettement supérieure à 0,3 V.



2.

2.1. Calculons la concentration C_0 de la solution réductrice d'ions Fe^{3+} : $n_0 \cdot C_0 \cdot V_0 = n_r \cdot C_r \cdot V_r$

$\Rightarrow C_0 = \mathbf{0,05 \text{ mol.L}^{-1}}$.

Attention : $n_r = 1$ et non 2, car les 2 électrons de la 2^{ème} demi-équation électronique sont cédés par 2 moles de $\text{S}_4\text{O}_6^{2-}$.

2.2. $M(\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3) = 400 \text{ g.mol}^{-1}$.

1 L de solution contient $5 \cdot 10^{-2}$ mol Fe^{3+} , donc $2,5 \cdot 10^{-2}$ mol de sulfate $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$, d'où la masse m :

$m = 2,5 \cdot 10^{-2} \times 400 = \mathbf{10 \text{ g}}$.