

SOLUTIONS DES EXERCICES

CHAPITRE 1

1.8.1

- a) chimique c) physique e) chimique
b) physique d) physique f) physique

1.8.2

Substance	Solide	Liquide	Gaz
argent	X		
mercure		X	
dioxygène			X
alcool		X	
ozone			X
néon			X
verre	X (amorphe)		

1.8.3 Le mouvement des particules qui constituent le solide devient plus important avec l'élévation de la température. De ce fait, les particules occupent plus de place, ce qui entraîne une dilatation du solide.

1.8.4

- a) Dans MgO
b) Dans l'huile, car la température d'ébullition de l'huile est plus élevée que celle de l'eau.

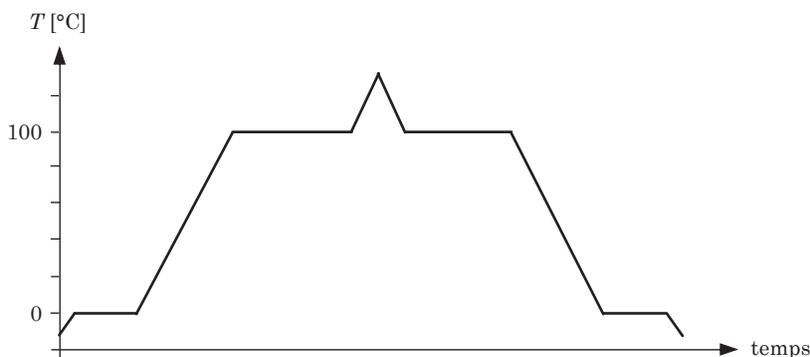
1.8.5

- Solide-liquide \longrightarrow fusion
Liquide-solide \longrightarrow solidification

Liquide-gaz \longrightarrow vaporisation
Gaz-liquide \longrightarrow liquéfaction (ou condensation liquide)

Solide-gaz \longrightarrow sublimation
 Gaz-solide \longrightarrow sublimation inverse (ou condensation solide)

1.8.6



1.8.7

- La glace à zéro degré refroidit le thé de manière plus efficace que l'eau à zéro degré. La fusion de la glace est une réaction endothermique qui a besoin d'énergie pour se produire. Cette énergie est prise dans le milieu (le thé) ce qui va entraîner une baisse de sa température.
- A cause de l'évaporation. Ce changement d'état nécessite de l'énergie qui va être prise sur le corps, d'où cette sensation de froid.

1.8.8 Car le changement d'état (ℓ) à (g) a lieu à une température constante (l'eau bout à 100 °C sous une pression de 1 atm.) tandis qu'un gaz (ici la vapeur d'eau) peut avoir une température plus élevée.

1.8.9

- 293,15 K
- 77,15 K
- 26,85 °C.

1.8.10

Produit	Mélange homogène	Mélange hétérogène	CPC	CPS	Molécule	Atome
eau du robinet	X					
fer				X		X
lait	(X) (si homogénéisé)	X (colloïdal)				
alcool			X		X	
air	X					
sucre			X		X	
vin	X					

1.8.11 NaCl, HCN, CCl₄; car les trois sont constitués d'éléments différents.

1.8.12

- a) L'eau et l'alcool sont séparés de l'huile par décantation puis l'eau est séparée de l'alcool par distillation.
- b) Les clous sont séparés de la sciure, du sable et du sel par aimantation. Après addition d'eau au mélange restant, le sable est séparé par sédimentation puis la sciure par filtration. Le sel est séparé de l'eau par cristallisation (ou vaporisation).

SOLUTIONS DES EXERCICES

CHAPITRE 2

2.8.1

- a) $9 + 0 + 10 = 19$
- b) $26 + 0 + 30 = 56$
- c) $82 + 0 + 125 = 207$

2.8.2 4 protons car l'atome est toujours neutre.

2.8.3 Si un atome, particule neutre possède 13 électrons, pour maintenir sa neutralité, il doit également avoir 13 protons. Avec 13 protons et 14 neutrons, cet élément a un nombre de masse de 27.

2.8.4

- a) $(+20) + (-18) = +2 e$
- b) $(+33) + (-36) = -3 e$
- c) $(+25) + (-19) = +6 e$
- d) $(+47) + (-46) = +1 e$

2.8.5

hydrogène: 1 proton
1 électron
0 neutron

hélium: 2 protons
2 électrons
2 neutrons

béryllium: 4 protons
4 électrons
5 neutrons

carbone: 6 protons
6 électrons
6 neutrons

oxygène: 8 protons
8 électrons
8 neutrons

fluor: 9 protons
9 électrons
10 neutrons

sodium : 11 protons
 11 électrons
 12 neutrons

2.8.6

a) $(54,57 \cdot 79 + 45,43 \cdot 81) / 100 = 79,91 \text{ u}$ b) 83,80 u

SOLUTIONS DES EXERCICES

CHAPITRE 3

3.9.1 On utilise la relation $E = \Delta mc^2$

et les conversions : $1 \text{ u} = 1,66 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$; $1 \text{ MeV} = 1,6 \cdot 10^{-13} \text{ J}$

$$m_p = 1,672623 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$$

$$m_n = 1,674929 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$$

$$c = 3 \cdot 10^8 \text{ m/s}$$

$$m({}^{16}_8\text{O}) = 15,9994 \text{ u} = 2,6567 \cdot 10^{-26} \text{ kg} \quad (15,9994 \cdot 1,66 \cdot 10^{-27})$$

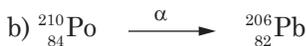
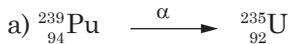
$$m(8p + 8n) = 8(1,672623 \cdot 10^{-27} + 1,674929 \cdot 10^{-27}) = 2,678 \cdot 10^{-26} \text{ kg}$$

$$\Rightarrow \Delta m = 2,1286 \cdot 10^{-28} \text{ kg} \quad (2,678 \cdot 10^{-26} - 2,6567 \cdot 10^{-26})$$

$$E = \Delta mc^2 = 2,1286 \cdot 10^{-28} \cdot (3 \cdot 10^8)^2 = 1,9158 \cdot 10^{-11} \text{ J} = 119,7356 \text{ MeV /noyau}$$

Comme le noyau contient 16 nucléons, ça fait $\sim 7,48 \text{ MeV/nucléon}$.

3.9.2



3.9.3

$$\text{a) } t_{1/2} = \frac{\ln(2)}{\lambda} \Rightarrow \lambda = \frac{\ln(2)}{t_{1/2}} = \frac{\ln(2)}{94,3} = 0,00735 \text{ j}^{-1}$$

$$\text{b) } \frac{A(t)}{A_0} = \frac{1}{100} = e^{-\lambda \cdot t} \Rightarrow \ln\left(\frac{1}{100}\right) = -\lambda \cdot t$$

$$\Rightarrow \ln(0,01) = -0,00735 \cdot t \Rightarrow t = 626,5 \text{ jours}$$

3.9.4

$$t_{1/2} = \frac{\ln(2)}{\lambda} \Rightarrow \lambda = \frac{\ln(2)}{t_{1/2}} = \frac{\ln(2)}{5730} = 1,21 \cdot 10^{-4} \text{ an}^{-1}$$
$$\frac{N(t)}{N_0} = \frac{20}{100} = e^{-\lambda \cdot t} \Rightarrow \ln(0,2) = -\lambda \cdot t$$
$$\Rightarrow \ln(0,2) = -1,21 \cdot 10^{-4} \cdot t \Rightarrow t = \sim 13\,301 \text{ ans}$$

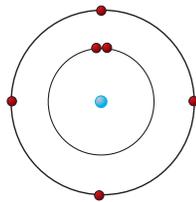
3.9.5

$$t_{1/2} = \frac{\ln(2)}{\lambda} \Rightarrow \lambda = \frac{\ln(2)}{t_{1/2}} = \frac{\ln(2)}{5730} = 1,21 \cdot 10^{-4} \text{ an}^{-1}$$
$$\frac{A(t)}{A_0} = e^{-\lambda \cdot t} \Rightarrow \frac{8,4}{14,9} = 0,564 = e^{-\lambda \cdot t} \Rightarrow \ln(0,564) = -\lambda \cdot t$$
$$\Rightarrow \ln(0,564) = -1,21 \cdot 10^{-4} \cdot t \Rightarrow t = \sim 4737 \text{ ans}$$

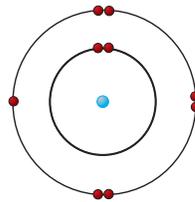
SOLUTIONS DES EXERCICES

CHAPITRE 4

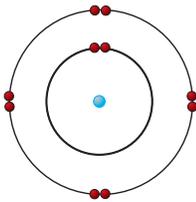
4.8.1



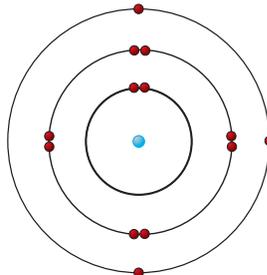
C (noyau: $6p^+$ et $6n^0$)



F (noyau: $9p^+$ et $10n^0$)



Ne (noyau: $10p^+$ et $10n^0$)

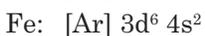
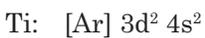
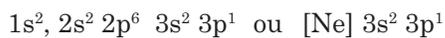
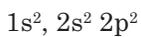
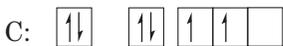


Al (noyau: $13p^+$ et $14n^0$)

4.8.2



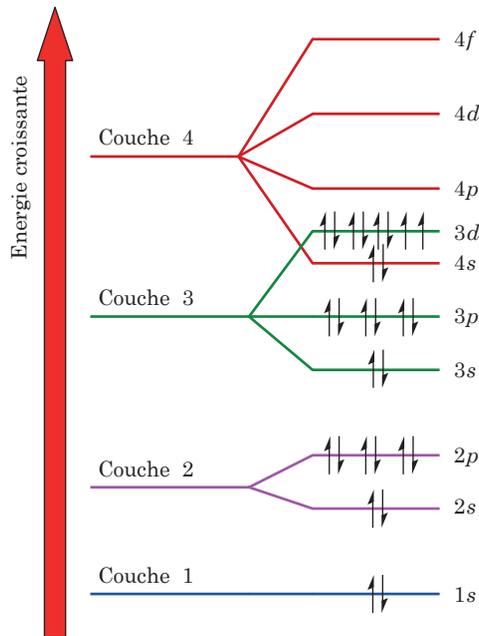
4.8.3



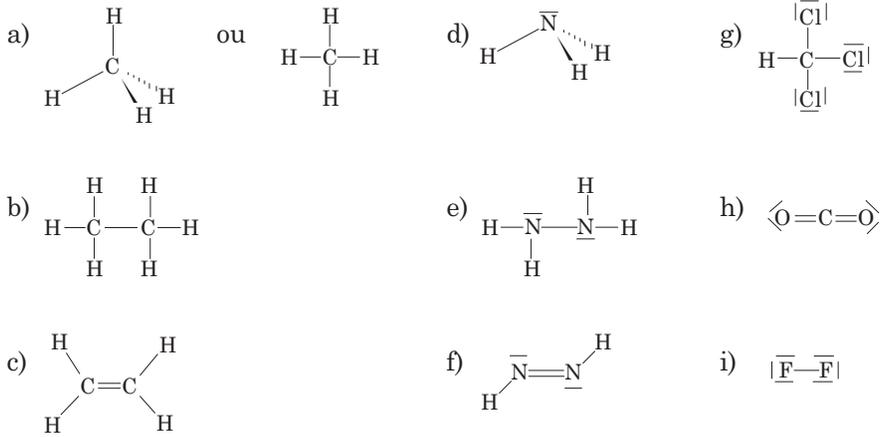
4.8.4

- bloc p (car c'est le dernier niveau énergétique utilisé)
- 17 (car 17 e^- , donc 17 p^+ puisqu'un atome est électriquement neutre)
- $\cdot \bar{\text{Cl}}^{\text{I}}$

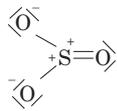
4.8.5



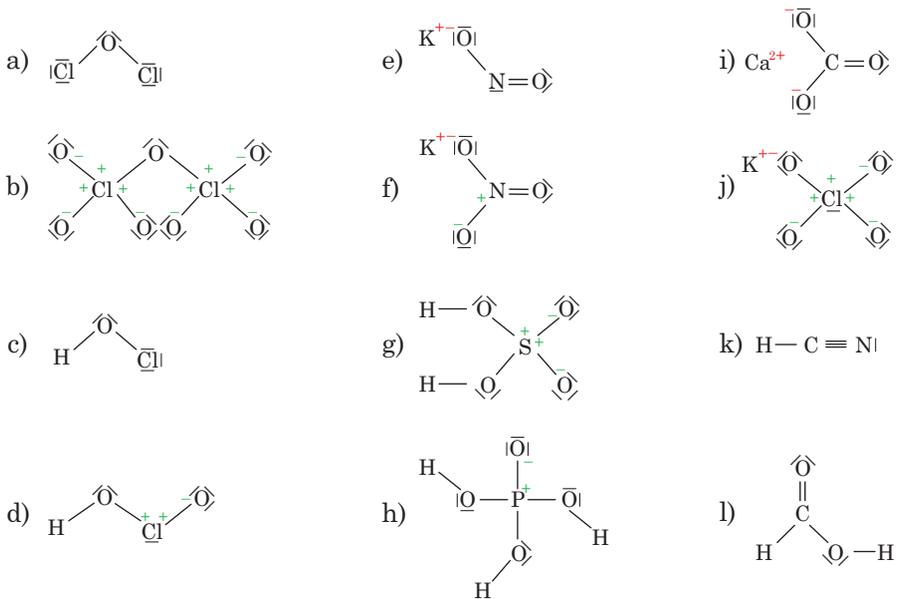
- $[\text{Ar}]3d^84s^2$
- Il appartient au bloc d (dernier électron placé dans une orbitale d)
- Non, ce n'est pas possible pour les éléments du bloc d
- Non, la représentation avec le modèle de Bohr n'est possible que pour les 20 premiers éléments (ceux dont les orbitales d sont vides)
- L'élément qui possède 28 protons est le nickel



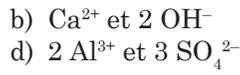
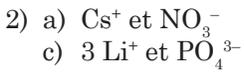
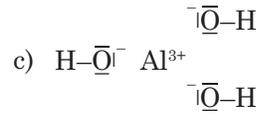
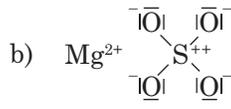
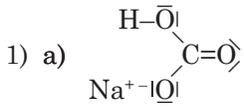
6.9.6 Car le soufre possède deux paires d'électrons libres :



6.9.7



6.9.8



SOLUTIONS DES EXERCICES

CHAPITRE 7

7.3.1

Composés :	CH_4	C_2H_6	C_3H_8	C_4H_{10}	C_5H_{12}
Température °C :	-164	-93	-45	+0,6	+36

Les forces de Van der Waals de type dispersion augmentent avec le nombre d'électrons total et la taille de la molécule. Pour des molécules de même type (toutes constituées de carbone et d'hydrogène), la température d'ébullition augmente avec le nombre d'atomes que contient la molécule.

7.3.2 Comme la lame du patin a une surface très faible, la pression exercée sur la glace par le poids du patineur est très grande. Cette pression provoque la rupture d'une grande partie des ponts hydrogène responsables de la structure cristalline de la glace, celle-ci devient alors liquide.

7.3.3 La glace conduit très mal la chaleur, on dit que c'est un bon isolant thermique. De ce fait, la chaleur produite à l'intérieur de l'igloo par les corps vivants (les esquimaux) reste à l'intérieur et le froid extérieur n'est pratiquement pas transmis à l'intérieur de l'igloo.

7.3.4 Non car le chloroforme ne possède pas de N, O ou F, il ne peut donc pas faire de ponts hydrogène avec l'eau.

7.3.5 Chacune de ces molécules contient un groupe OH, ce qui leur permet de former des ponts hydrogène et une partie non polaire (la chaîne carbonée) qui est chassée par l'eau.

Pour l'éthanol, le groupe OH a une taille relativement importante par rapport à celle de la chaîne carbonée (2C). Il en résulte que globalement la partie capable de faire des ponts H a suffisamment d'importance pour permettre la solubilité de la molécule dans l'eau.

Pour l'heptanol, cette même partie est très petite par rapport à celle de la chaîne carbonée (7C). Il s'ensuit que cette molécule est insoluble dans l'eau (non miscible à l'eau).

7.3.6 Car $(\text{CH}_3)_2\text{NH}$ est porteur d'un hydrogène directement lié à l'azote, il peut donc faire des ponts hydrogène. La capacité de faire des ponts H compense largement le faible nombre d'électrons et la température d'ébullition est augmentée.

7.3.7

- a) pont H, b) non
- c) pont H, d) non
- a) pont H, c) pont H mais a) moins grand et moins d'électrons que c).

7.3.8

- a) L'augmentation de la température d'ébullition à l'intérieur de chacune des séries est due à l'augmentation des forces de Van der Waals de type dispersion.

Pour chacune de ces séries, la taille des molécules et le nombre d'électrons augmentent quand on descend dans la colonne; ainsi la force de dispersion augmente et c'est pourquoi la température d'ébullition augmente également.

- b) La forte augmentation de la température, observée lorsque l'on passe de la série 1 à la série 2, est due au fait que dans la série 2 il existe un dipôle permanent entre C et Cl qui crée un lien supplémentaire entre les molécules.

La forte augmentation de la température, observée lorsque l'on passe de la série 2 à la série 3, est due à la possibilité qu'ont les molécules de former des ponts hydrogène entre elles (liaisons intermoléculaires importantes).

Le nombre inférieur d'électrons de O est largement compensé par la possibilité de former des ponts hydrogène entre les molécules.

SOLUTIONS DES EXERCICES

CHAPITRE 8

8.5.1

- | | |
|-------------------------------|------------------------|
| a) pentachlorure de phosphore | b) carbure de lithium |
| c) sulfure de fer(III) | d) iodure de calcium |
| e) oxyde de manganèse(IV) | f) oxyde de plomb(IV) |
| g) bromure d'étain(IV) | h) hydruure de lithium |

8.5.2

- | | |
|------------------------------|--------------------------------|
| a) nitrate de potassium | b) nitrite de potassium |
| c) sulfate de sodium | d) sulfite de sodium |
| e) phosphate d'argent | f) hydrogénophosphate d'argent |
| g) cyanure d'argent | h) dichromate de potassium |
| i) permanganate de potassium | j) hydroxyde de fer(II) |
| k) nitrate d'ammonium | l) perchlorate de plomb(IV) |

8.5.3

- | | |
|------------------------|---------------------------|
| a) acide perchlorique | b) chlorure d'hydrogène |
| c) acide chlorhydrique | d) acide carbonique |
| e) acide sulfurique | f) acide phosphoreux |
| g) cyanure d'hydrogène | h) acide cyanhydrique |
| i) acide fluorhydrique | j) sulfure de dihydrogène |

8.5.4

- | | |
|----------------------------------|-------------------------------------------|
| a) carbonate de calcium | b) sulfate d'aluminium |
| c) hydrogénocarbonate de lithium | d) acide carbonique |
| e) hydroxyde de cuivre(II) | f) peroxyde d'hydrogène
(eau oxygénée) |
| g) siliciure de baryum | h) méthane |

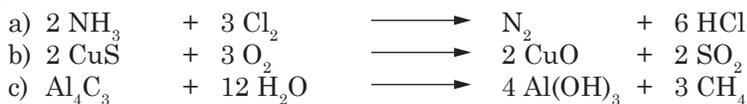
8.5.5

- | | |
|---------------------------------|---------------------------|
| a) CaO | b) PtS_2 |
| c) $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ | d) SO_3 |
| e) NaMnO_4 | f) HClO |
| g) FeH_2 | h) P_2O_3 |

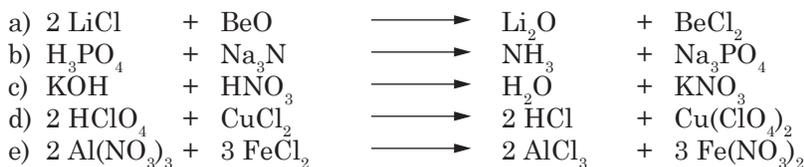
SOLUTIONS DES EXERCICES

CHAPITRE 9

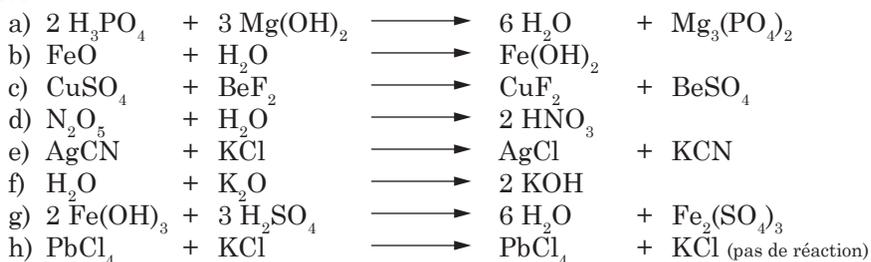
9.3.1



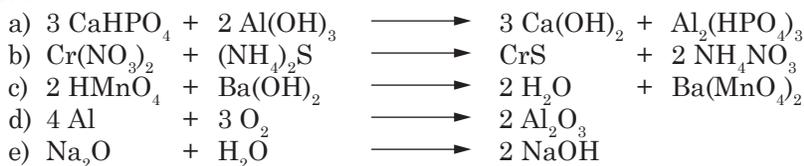
9.3.2



9.3.3



9.3.4



SOLUTIONS DES EXERCICES

CHAPITRE 10

10.7.1

- a) 16 u b) 28 u c) 36 u d) 280 u

10.7.2

- a) AlCl_3 : $27 + 3 \cdot 35,5 = 133,5$ u b) $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$: 294 u
c) H_2SO_4 : 98 u d) NH_3 : 17 u
e) $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$: 180 u

10.7.3

- a) 63,5 g b) 256 g c) 32 g d) 98 g

10.7.4

- a) 32 g; 1 mole b) 720 g; 40 moles
c) 21 g; 1/3 mole d) 112 g; 2 moles

10.7.5

- a) 2 moles; $1,2 \cdot 10^{24}$ atomes
b) 0,25 mole; $1,5 \cdot 10^{23}$ molécules
c) 0,163 mole; $9,8 \cdot 10^{22}$ molécules
d) 3 moles; $1,8 \cdot 10^{24}$ molécules
e) 0,04 mole; $2,4 \cdot 10^{22}$ molécules
f) $5 \cdot 10^{-4}$ moles; $3 \cdot 10^{20}$ molécules

10.7.6

5 moles d'atomes de C, 10 moles d'atomes de O donc 15 moles d'atomes.
60 g de carbone, 160 g d'oxygène.

10.7.7

- a) 100 g/mol b) $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ 294 g/mol

10.7.8

- a) 18 u b) 18 g/mol

10.7.9

Nombre de molécules par comprimé :

$$n_{\text{diazépam}} \cdot N_A = m/M \cdot N_A = (10^{-3}/284,74) \cdot 6,022 \cdot 10^{23} = 2,115 \cdot 10^{18}$$

Nombre de cellules pour un homme de 70 kg :

$$\text{nombre}_{\text{cel}} = V_{\text{hom}}/V_{\text{cel}} = (m_{\text{hom}}/\rho_{\text{hom}})/V_{\text{cel}} = (70/1000) \cdot (8 \cdot 10^5)^3 = 1,367 \cdot 10^{11}$$

$$\begin{aligned} \text{Nombre de molécules par cellule} &= 2,115 \cdot 10^{18}/1,367 \cdot 10^{11} = 1,547 \cdot 10^7 \\ &= 15,47 \text{ millions} \end{aligned}$$

10.7.10 3 g H₂ et 24 g O₂

10.7.11 26 g de HgO

10.7.12 9,88 g N₂ et 2,12 g H₂

10.7.13 1,8 g C et 2,7 g H₂O

10.7.14 4,2 g Fe

10.7.15 8 kg O₂; 5,5 kg CO₂; 4,5 kg H₂O

10.7.16

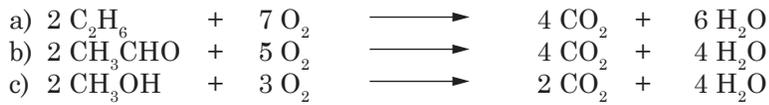
- a) 0,536 mol b) 3,227 · 10²³ molécules F₂

10.7.17

- a) $M = 28,224$ g/mol b) diazote (N₂)

10.7.18 5,09 L N₂O

10.7.19 Dihydrogène: 622,2 L; dioxygène: 311,1 L

10.7.20**10.7.21** $V = 933,3 \text{ L}$ **10.7.22** 225 g de glucose**10.7.23** 0,25 mol/L**10.7.24** 29,4 g H_3PO_4 **10.7.25** 0,02 M**10.7.26**

- | | |
|------------------------------|-----------------------------------|
| a) 0,042 mol/L Na^+ | b) 0,021 mol/L SO_4^{2-} |
| c) 0,063 mol/L | d) 0,021 M |

10.7.27

Le nouveau volume: $V_2 = \frac{V_1}{T_1} \cdot T_2 = 12,047 \text{ L}$

SOLUTIONS DES EXERCICES

CHAPITRE 11

11.4.1

a) La chaleur absorbée par l'eau (Q_{eau}) est :

$$\begin{aligned} Q_{\text{eau}} &= m_{\text{eau}} \cdot c_{\text{eau}} \cdot \Delta T_{\text{eau}} \\ &= 2000 \text{ g} \cdot 4,184 \text{ J} \cdot \text{g}^{-1} \cdot \text{°C}^{-1} \cdot (27 \text{ °C} - 21 \text{ °C}) \\ &= 50,208 \cdot 10^3 \text{ J} \end{aligned}$$

b) La chaleur absorbée par le calorimètre est :

$$\begin{aligned} Q_{\text{calorimètre}} &= C_{\text{calorimètre}} \cdot \Delta T_{\text{eau}} \\ &= 1,68 \cdot 10^3 \text{ J} \cdot \text{°C}^{-1} \cdot (27 \text{ °C} - 21 \text{ °C}) \\ &= 10,08 \cdot 10^3 \text{ J} \end{aligned}$$

c) La quantité de chaleur dégagée par la combustion des 1,5 g de naphthalène est donc :

$$Q_{\text{combustion}} = Q_{\text{eau}} + Q_{\text{calorimètre}} = 60,288 \cdot 10^3 \text{ J}$$

Cette chaleur de combustion correspond à l'enthalpie de la réaction. Donnée par gramme de naphthalène elle équivaut à :

$$\Delta_r H = \frac{60,288 \text{ kJ}}{1,5 \text{ g}} = 40,192 \text{ kJ/g}$$

Comme elle est toujours donnée en kJ/mol, et qu'une mole de naphthalène pèse 128 g, on a :

$$\Delta_r H = 40,192 \cdot 128 \frac{\text{g}}{\text{mol}} = 5144,6 \text{ kJ/mol}$$

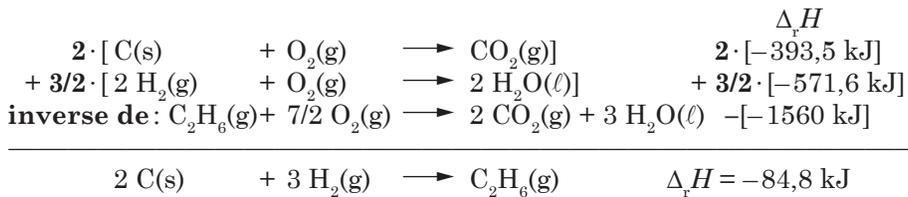
11.4.2

$$\Delta_r H^\circ = 12 \Delta_f H^\circ(\text{CO}_2(\text{g})) + 6 \Delta_f H^\circ(\text{H}_2\text{O}(\text{l})) - (2 \Delta_f H^\circ(\text{C}_6\text{H}_6(\text{l})) + 15 \Delta_f H^\circ(\text{O}_2(\text{g})))$$

$$\Delta_r H^\circ = -6436,9 - (98) = -6534,9 \text{ kJ}$$

$$\Delta_r H = \frac{\Delta_r H^\circ}{2} = -3267,5 \text{ kJ/mol}$$

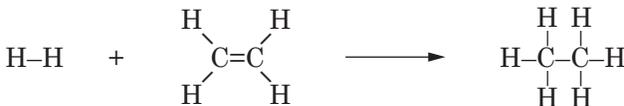
11.4.3



Puisque l'équation ci-dessus représente la synthèse d'1 mole de C_2H_6 à partir des éléments constitutifs, $\Delta_f H = \Delta_f H^\circ(C_2H_6(g)) = -84,8 \text{ kJ/mol}$

11.4.4

Soit la réaction: $H_2(g) + C_2H_4(g) \longrightarrow C_2H_6(g)$ c'est-à-dire:



Liaisons rompues:

$$\begin{array}{ll}
 1 \cdot H-H: & = 436,4 \text{ kJ} \\
 4 \cdot C-H: & 4 \cdot 414 = 1656 \text{ kJ} \\
 1 \cdot C=C: & = 620 \text{ kJ}
 \end{array}$$

Liaisons formées:

$$\begin{array}{ll}
 6 \cdot C-H: & 6 \cdot 414 = 2484 \text{ kJ} \\
 1 \cdot C-C: & = 347 \text{ kJ}
 \end{array}$$

$$\Sigma EL(\text{réactifs}) = 436,4 + 1656 + 620 = 2712,4 \text{ kJ}$$

$$\Sigma EL(\text{produits}) = 2484 + 347 = 2831 \text{ kJ}$$

$$\Delta_f H^\circ = \Sigma EL(\text{réactifs}) - \Sigma EL(\text{produits}) = 2712,4 - 2831 = -118,6 \text{ kJ}$$

En utilisant les enthalpies de formation le résultat donne $\Delta_f H^\circ = -136,9 \text{ kJ}$.

11.4.5



liaisons rompues: $12 C-H + 2 C-C + 7 O=O = 9152,9 \text{ kJ}$

liaisons formées: $8 \cdot C=O (CO_2) + 12 H-O = 11912 \text{ kJ}$

$$\Delta_f H = -2759,1 \text{ kJ} = -1379,55 \text{ kJ/mol}$$

L'utilisation des enthalpies de formation conduit à $\Delta_f H = -1427,8 \text{ kJ}$.

12.12.7

En t_0 , le nombre de mole est de

$$\text{PCl}_5 = \frac{\text{masse}}{\text{masse molaire}} = \frac{18,765}{208,5} = 0,09 \text{ mole}$$

En $t_{\text{équilibre}}$:

0,0605 mole de $\text{PCl}_3(\text{g})$, 0,0605 mole de $\text{Cl}_2(\text{g})$ et 0,0295 mole de $\text{PCl}_5(\text{g})$

12.12.8

Nombre de mol de H_2O au départ : n

A l'équilibre :

Nombre de moles transformées : 2 mol (=20% de 10) CO , (n-2) mol H_2O

Nombre de moles formées : 2 mol CO_2 , 2 mol H_2

Ces valeurs sont à remplacer dans l'expression de la constante K . On obtient alors :

Nombre de mol de H_2O au départ : n = 2,66 mol

12.12.9 4,519 moles**12.12.10**

- Augmenter T ; abaisser p ; augmenter $[\text{CO}_2]$ ou abaisser $[\text{CO}]$ (= prélever). C, solide, n'intervient pas dans l'équilibre puisqu'il apparaît dans une autre phase.
- Abaisser T ; augmenter p ; augmenter $[\text{CO}]$ et/ou $[\text{O}_2]$ ou abaisser $[\text{CO}_2]$ (= prélever).
- Abaisser T ; augmenter p ; augmenter $[\text{NO}]$ et/ou $[\text{O}_2]$ ou abaisser $[\text{NO}_2]$ (= prélever).
- Augmenter T ; abaisser p ; ou abaisser $[\text{H}_2]$ et/ou $[\text{O}_2]$ (= prélever). H_2O , liquide, n'intervient pas dans l'équilibre puisqu'il apparaît dans une autre phase.

12.12.11

- augmenter $T \Rightarrow$ déplace l'équilibre contre la droite, mais augmenter p le déplace contre la gauche.
- augmenter $T \Rightarrow$ déplace l'équilibre contre la gauche, mais augmenter p le déplace contre la droite.
- augmenter T et augmenter p (différence de densité) favorise la réaction qui va de gauche à droite.

SOLUTIONS DES EXERCICES

CHAPITRE 13

13.11.1



13.11.2

a) acides conjugués: NH_4^+ , HNO_3 , H_2SO_4 , HCO_3^-

b) bases conjuguées: HS^- , PO_4^{3-} , H_2PO_4^- , SO_4^{2-} , aucune pour l'ion carbonate

c) NH_3 , HSO_4^- , HPO_4^{2-}

$$\text{13.11.3 } \text{pH} = -\log(2,5 \cdot 10^{-4}) = 3,6$$

13.11.4

	Concentration en ions H^+ (mol/L)	pH	pOH	Concentration en ions OH^- (mol/L)
	10^{-1}	1	13	10^{-13}
	10^{-3}	3	11	10^{-11}
	10^{-4}	4	10	10^{-10}
H_2O pure :	10^{-7}	7	7	10^{-7}
	10^{-8}	8	6	10^{-6}
	10^{-10}	10	4	10^{-4}
	10^{-11}	11	3	10^{-3}

13.11.5

- a) pH = 1,699 b) pH = 3,42
c) pH = 11,63 d) pH = 9,76

13.11.6

- a) acide; $[H^+] = 1,26 \cdot 10^{-5}$ mol/L; $[OH^-] = 7,94 \cdot 10^{-10}$ mol/L
b) basique; $[H^+] = 1,58 \cdot 10^{-12}$ mol/L; $[OH^-] = 6,31 \cdot 10^{-3}$ mol/L
c) basique; $[H^+] = 6,31 \cdot 10^{-9}$ mol/L; $[OH^-] = 1,58 \cdot 10^{-6}$ mol/L
d) neutre; $[H^+] = 10^{-7}$ mol/L; $[OH^-] = 10^{-7}$ mol/L

13.11.7 pH = 2,97 = ~3

(pH = $-\log C_0$ et $C_0 = 0,8 / (63 \cdot 12) = 1,06 \cdot 10^{-3}$ mol/L)

13.11.8 pH = 1,26**13.11.9** $m = 2,84$ g de HBr

($[H^+] = [HBr] = C_0 = 10^{-pH}$; $m = n \cdot M = C_0 \cdot V \cdot M = 10^{-pH} \cdot V \cdot M$)

13.11.10

$$K_a = \frac{[H^+]^2}{C_0} \quad \text{d'où} \quad [H^+] = \sqrt{K_a \cdot C_0}$$

$$K_a = 10^{-9,31} = 4,898 \cdot 10^{-10}$$

$$C_0 = 0,1 \text{ M}$$

$$[H^+] = \sqrt{K_a \cdot C_0} = 6,998 \cdot 10^{-6} \text{ d'où pH} = 5,16$$

13.11.11 2,04 M**13.11.12** 1,27 mg CH_3COOH **13.11.13** $K_a = 1,001 \cdot 10^{-8}$ ($pK_a = 7,999$)**13.11.14**

- a) $C_0 = 6,62 \cdot 10^{-4}$ mol/L b) $C_0 = 5,63$ mol/L

13.11.15

a) Le pH d'une solution dépend de la force de l'acide **et** de la concentration molaire de la solution tandis que la force d'un acide est directement donnée par la valeur de sa constante de dissociation.

$K_a((\text{HA})_1) > K_a((\text{HA})_2)$ donc $(\text{HA})_1$ est plus fort que $(\text{HA})_2$

b) $\text{p}K_a((\text{HA})_1) = 4,75$: c'est l'acide acétique. $\text{p}K_a((\text{HA})_2) = 9,3$: c'est l'acide cyanhydrique.

13.11.16

$$K_a = 10^{-\text{p}K_a} = 10^{-3,8} = 1,58 \cdot 10^{-4}$$

$$C_0 = 5 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

$C_0 > 100 K_a \Rightarrow$ utilisation de la relation simplifiée:

$$[\text{H}^+] = \sqrt{K_a \cdot C_0} = \sqrt{1,58 \cdot 10^{-4} \cdot 5 \cdot 10^{-2}} = 2,82 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

$$\text{pH} = -\log [\text{H}^+] = -\log (2,82 \cdot 10^{-3}) = 2,55$$

13.11.17

$$K_a = 10^{-\text{p}K_a} = 10^{-3,8} = 1,58 \cdot 10^{-4}$$

$$[\text{H}^+] = 10^{-\text{pH}} = 10^{-4} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

$$K_a = \frac{[\text{H}^+]^2}{C_0 - [\text{H}^+]} \Rightarrow C_0 = \frac{[\text{H}^+]^2}{K_a} + [\text{H}^+] = 1,63 \cdot 10^{-4} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

$$M(\text{ac. 2-hydroxypropanoïque}) = 90 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$\begin{aligned} \text{masse} &= C_0 \cdot M \cdot V = 1,63 \cdot 10^{-4} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot 90 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot 0,5 \text{ L} = 0,00735 \text{ g} \\ &= 7,35 \text{ mg} \end{aligned}$$

13.11.18

$$K_a = 10^{-\text{p}K_a} = 10^{-4,75} = 1,778 \cdot 10^{-5}$$

$$C_0 = 1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

$C_0 > 100 K_a \Rightarrow$ utilisation de la relation simplifiée:

$$[\text{H}^+] = \sqrt{K_a \cdot C_0} = 4,22 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \Rightarrow \text{pH} = -\log [\text{H}^+] = 2,38$$

13.11.19 Même question qu'à l'exercice 11.6.3 mais pour une solution d'acide *acétique*:

$$\text{a) } C_0 > 100 K_a \Rightarrow [\text{H}^+] = \sqrt{K_a \cdot C_0} = 1,33 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \Rightarrow \text{pH} = 2,88$$

$$\text{b) } C_0 > 100 K_a \Rightarrow [\text{H}^+] = \sqrt{K_a \cdot C_0} = 4,22 \cdot 10^{-4} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \Rightarrow \text{pH} = 3,38$$

$$\text{c) } C_0 < 100 K_a \Rightarrow K_a = \frac{[\text{H}^+]^2}{C_0 - [\text{H}^+]} \Rightarrow [\text{H}^+]^2 + K_a \cdot [\text{H}^+] - K_a \cdot C_0 = 0$$

Les deux solutions obtenues par la résolution de l'équation du deuxième degré sont:

$$[\text{H}^+]_1 = - \dots (\text{valeur négative donc impossible}) \text{ et}$$

$$[\text{H}^+]_2 = 1,26 \cdot 10^{-4} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \Rightarrow \text{pH} = 3,9$$

13.11.20

$$\text{pH} = 2,38 \Rightarrow [\text{H}^+] = 4,169 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

$$C_0 = \frac{2,3 \text{ g}}{46 \frac{\text{g}}{\text{mol}} \cdot 0,5 \text{ L}} = 0,1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

$$K_a = \frac{[\text{H}^+]^2}{C_0 - [\text{H}^+]} = \frac{0,00417^2}{0,1 - 0,0417} = 1,81 \cdot 10^{-4} \Rightarrow \text{p}K_a = 3,74$$

13.11.21

$$\text{pH} = \text{p}K_a + \log \frac{[\text{A}^-]_0}{[\text{HA}]_0}$$

$$\text{p}K_a(\text{CH}_3\text{COOH}) = 4,75$$

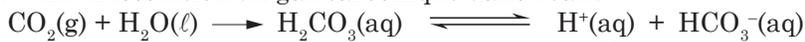
$$\frac{[\text{A}^-]_0}{[\text{HA}]_0} = \frac{\frac{\text{nombre de mole A}^-}{V_{\text{TOT}}}}{\frac{\text{nombre de mole HA}}{V_{\text{TOT}}}} = \frac{\text{nombre de mole A}^-}{\text{nombre de mole HA}} = \frac{V(\text{A}^-) \cdot [\text{A}^-]}{V(\text{HA}) \cdot [\text{HA}]} = \frac{0,5 \cdot 2}{0,5 \cdot 2} = 1$$

$$\text{pH} = 4,75 + \log(1) = 4,75$$

13.11.22

$$\text{p}K_a(\text{HClO}) = 7,25$$

$$\text{pH} = \text{p}K_a + \log \frac{[\text{A}^-]_0}{[\text{HA}]_0} = 7,25 + \log \frac{0,2}{0,3} = 7,25 - 0,176 = 7,07$$

13.11.23 Dissolution du gaz carbonique dans l'eau :

$$[\text{HA}] = [\text{CO}_2(\text{aq})] = 1,36 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \text{ et } [\text{A}^-] = [\text{HCO}_3^-]$$

$$\text{p}K_a(\text{H}_2\text{CO}_3) = 6,1 \text{ à } 37^\circ\text{C}$$

$$\text{pH} = \text{p}K_a + \log \frac{[\text{A}^-]_0}{[\text{HA}]_0}$$

$$7,4 = 6,1 + \log \frac{[\text{HCO}_3^-]}{[\text{CO}_2]} \Rightarrow \frac{[\text{HCO}_3^-]}{[\text{CO}_2]} = 19,95$$

$$\Rightarrow [\text{HCO}_3^-] = 19,95 \cdot 1,36 \cdot 10^{-3} = 0,027 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

13.11.24

$$pK_a(\text{H}_2\text{PO}_4^-) = 7,21$$

$$\text{a) } [\text{HA}] = [\text{H}_2\text{PO}_4^-] = \frac{1 \text{ mole}}{0,2 \text{ L}} = 5 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

$$\text{et } [\text{A}^-] = [\text{HPO}_4^{2-}] = \frac{1 \text{ mole}}{0,2 \text{ L}} = 5 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

$$\text{pH} = pK_a + \log \frac{[\text{A}^-]_0}{[\text{HA}]_0} = 7,21 + \log(1) = 7,21$$

$$\text{b) } [\text{A}^-] = \frac{\text{nombre mol A}^- - V(\text{H}^+) \cdot [\text{H}^+]}{V_{\text{TOT}}} = \frac{1 - 0,2 \text{ L} \cdot 0,5 \text{ M}}{0,4 \text{ L}} = 2,25$$

$$[\text{HA}] = \frac{\text{nombre mol A}^- + V(\text{H}^+) \cdot [\text{H}^+]}{V_{\text{TOT}}} = \frac{1 + 0,2 \text{ L} \cdot 0,5 \text{ M}}{0,4 \text{ L}} = 2,75 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

$$\text{pH} = pK_a + \log \frac{[\text{A}^-]}{[\text{HA}]} = 7,21 + \log\left(\frac{2,25}{2,75}\right) = 7,12$$

13.11.25

$$pK_a(\text{HCOOH}) = 3,75; \text{ pH} = 3,6$$

$$\text{a) } \frac{[\text{A}^-]_0}{[\text{HA}]_0} = \frac{\frac{\text{nombre mol A}^-}{V_{\text{TOT}}}}{\frac{\text{nombre mol HA}}{V_{\text{TOT}}}} = \frac{\text{nombre de mole A}^-}{\text{nombre de mole HA}} = \frac{V(\text{A}^-) \cdot [\text{A}^-]}{V(\text{HA}) \cdot [\text{HA}]}$$

$$\frac{V \cdot 0,2}{0,1 \cdot 0,1} = 20 \cdot V$$

$$\text{pH} = pK_a + \log \frac{[\text{A}^-]_0}{[\text{HA}]_0} \Rightarrow 3,6 = 3,75 + \log(20 \cdot V)$$

$$\Rightarrow 20 \cdot V = 10^{-0,15} \Rightarrow V = 0,0354 \text{ L} = 35,4 \text{ mL}$$

$$\begin{aligned} \text{b) } [\text{A}^-] &= \frac{V(\text{A}^-) \cdot [\text{A}^-] + V(\text{OH}^-) \cdot [\text{OH}^-]}{V_{\text{TOT}}} = \frac{0,0354 \cdot 0,2 + 0,05 \cdot 0,1}{0,1 + 0,0354 + 0,05} \\ &= \frac{0,012}{0,1854} = 0,065 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \end{aligned}$$

$$\begin{aligned} [\text{HA}] &= \frac{V(\text{HA}) \cdot [\text{HA}] - V(\text{OH}^-) \cdot [\text{OH}^-]}{V_{\text{TOT}}} = \frac{0,1 \cdot 0,1 - 0,05 \cdot 0,1}{0,1 + 0,0354 + 0,05} \\ &= \frac{0,05}{0,1854} = 0,027 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \end{aligned}$$

$$\text{pH} = \text{p}K_a + \log \frac{[\text{A}^-]}{[\text{HA}]} = 3,75 + \log \left(\frac{0,065}{0,027} \right) = 3,75 + \log (2,4) = 4,13$$

13.11.26

$$\text{a) } [\text{HA}] = [\text{NH}_4^+] = \frac{\text{nombre mol NH}_4^+}{V_{\text{TOT}}} = \frac{0,1}{1} = 0,1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

$$[\text{A}^-] = [\text{NH}_3] = 0,1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

$$\text{pH} = \text{p}K_a + \log \frac{[\text{A}^-]_0}{[\text{HA}]_0} \Rightarrow \text{p}K_a = \text{pH} - \log \frac{[\text{A}^-]_0}{[\text{HA}]_0} = 9,25 - \log \frac{0,1}{0,1} = 9,25$$

$$\text{p}K_b = 14 - \text{p}K_a = 4,75$$

b) recherche de $[\text{NH}_4^+] = [\text{HA}]$:

$$\begin{aligned} \text{pH} = \text{p}K_a + \log \frac{[\text{A}^-]_0}{[\text{HA}]_0} &\quad \Rightarrow \quad 9 = 9,25 + \log \frac{[\text{NH}_3]}{[\text{NH}_4^+]} \\ &\quad \Rightarrow \quad [\text{NH}_3] = 10^{-0,25} \cdot [\text{NH}_4^+] \end{aligned}$$

$$\Rightarrow [\text{NH}_4^+] = 0,178 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

$$\begin{aligned} \Rightarrow m(\text{NH}_4^+) &= 0,178 \cdot M(\text{NH}_4\text{Cl}) = 0,178 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot 53,5 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} \\ &= 9,514 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1} \end{aligned}$$

13.11.27

a) C'est une solution tampon puisqu'elle est constituée d'une base (NH_3) et d'un sel de son acide conjugué (NH_4Cl). On peut également considérer le mélange comme étant celui d'un acide (NH_4^+) et de sa base conjuguée (NH_3) (comme traité à l'exercice 13.11.26), ce qui facilite l'utilisation de la relation de Henderson-Hasselbalch.

$$\text{b) } \text{p}K_a(\text{NH}_4^+) = 9,25$$

$$[\text{A}^-] = [\text{NH}_3] = 0,12 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

$$[\text{HA}] = [\text{NH}_4^+] = 0,24 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

$$\text{pH} = \text{p}K_a + \log \frac{[\text{A}^-]_0}{[\text{HA}]_0} = 9,25 + \log \frac{0,12}{0,24} = 8,95$$

$$\text{c) } \text{p}K_a(\text{NH}_4^+) = 9,25$$

$[\text{HA}]_1$ et $[\text{A}^-]_1$: concentration après ajout de l'acide HCl:

$$[A^-]_1 = [NH_3] = \frac{V(A^-) \cdot [A^-] - V(H^+) \cdot [H^+]}{V_{TOT}} = \frac{0,25 \cdot 0,12 - 0,1 \cdot 0,1}{0,25 + 0,1}$$

$$= \frac{0,02}{0,35} = 0,057 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

$$[HA]_1 = [NH_4^+] = \frac{V(HA) \cdot [HA] + V(H^+) \cdot [H^+]}{V_{TOT}} = \frac{0,25 \cdot 0,24 + 0,1 \cdot 0,1}{0,25 + 0,1}$$

$$= \frac{0,07}{0,35} = 0,2 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

$$\text{pH} = \text{p}K_a + \log \frac{[A^-]_1}{[HA]_1} = 9,25 + \log \frac{0,057}{0,2} = 8,7$$

d) $\text{p}K_a(\text{NH}_4^+) = 9,25$

$[HA]_1$ et $[A^-]_1$: concentration après ajout de l'acide HCl:

$$[A^-]_1 = [NH_3] = \frac{V(A^-) \cdot [A^-] - V(H^+) \cdot [H^+]}{V_{TOT}} = \frac{0,25 \cdot 0,12 - 0,2 \cdot 0,1}{0,25 + 0,2}$$

$$= \frac{0,01}{0,45} = 0,0222 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

$$[HA]_1 = [NH_4^+] = \frac{V(HA) \cdot [HA] + V(H^+) \cdot [H^+]}{V_{TOT}} = \frac{0,25 \cdot 0,24 + 0,2 \cdot 0,1}{0,25 + 0,2}$$

$$= \frac{0,08}{0,45} = 0,177 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

$$\text{pH} = \text{p}K_a + \log \frac{[A^-]_1}{[HA]_1} = 9,25 + \log \frac{0,022}{0,177} = 8,35$$

13.11.28

A l'équivalence: $[H^+] \cdot V_a = [OH^-] \cdot V_b$

$$[H^+] = 0,5 \text{ mol/L}; V_b = 5 \text{ L}; [OH^-] = 0,002 \text{ mol/L} \Rightarrow V_a = 0,02 \text{ L}$$

13.11.29 $m = 3,7$ grammes de $\text{Ca}(\text{OH})_2$

13.11.30

A l'équivalence: $[H^+] \cdot V_a = [OH^-] \cdot V_b$

$$[H^+] = 10^{-\text{pH}} = 6,31 \cdot 10^{-4}; V_a = 2,5 \text{ L}; [OH^-] = 0,001 \text{ mol/L} \Rightarrow V_b = 1,577 \text{ L}$$

13.11.31

A l'équivalence : nombre de mol H^+ = nombre de mol OH^-

Nombre de mol H^+ = $(m/M) \cdot 2 = 0,2$

Nombre de mol OH^- = $[\text{OH}^-] \cdot V_b = 0,1 \cdot V_b$

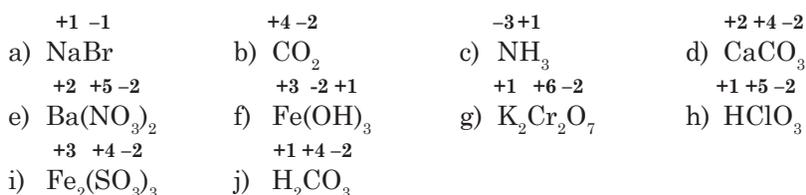
$\Rightarrow V_b = 2 \text{ L}$

13.11.32 $V_a = 19,6 \cdot 10^{-3} \text{ L} = 19,6 \text{ mL}$

SOLUTIONS DES EXERCICES

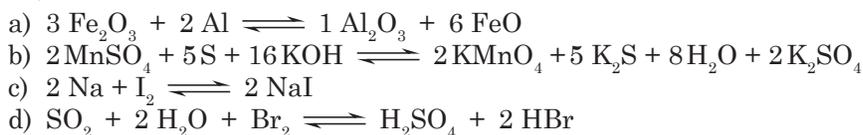
CHAPITRE 14

14.9.1



14.9.2 L'élément azote peut présenter des nombre d'oxydation allant de -3 à +5. Avec un N.O. de -3, il ne peut plus prendre d'électrons et ne peut donc pas agir comme oxydant. C'est le cas dans les composés : NH₄Cl, et NH₃. Avec un N.O. de +5, l'élément azote ne peut pas agir comme réducteur. C'est le cas dans les composés : HNO₃, N₂O₅.

14.9.3



14.9.4

- Oui, l'or subit une réduction (son N.O. passe de +3 à 0).
- Oui, l'étain subit une oxydation (son N.O. passe de +2 à +4).
- Oui, l'or est un capteur d'électrons.
- Non, le chlore ne change pas de N.O.
- Non, il en perd.
- Oui, l'or est réduit, c'est un oxydant.

14.9.5

- oui
- non, pas forcément

c) non

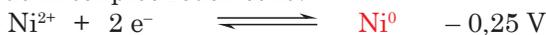
d) non

14.9.6

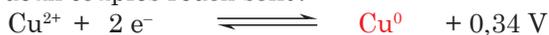
ion présent halogène	Cl ⁻	Br ⁻	I ⁻
Cl ₂	----	2 Br ⁻ + Cl ₂ → Br ₂ + 2 Cl ⁻	2 I ⁻ + Cl ₂ → I ₂ + 2 Cl ⁻
Br ₂	----	----	2 I ⁻ + Br ₂ → I ₂ + 2 Br ⁻
I ₂	----	----	----

14.9.7

a) Les deux couples redox sont :



b) Les deux couples redox sont :

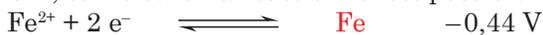


14.9.8



14.9.9

a) Oui, car le schéma réactionnel est possible :



équation globale :



b) Oui, car le schéma réactionnel est possible :



équation globale :

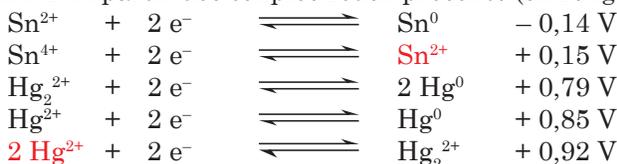


14.9.10

- a) Oui: $\text{Fe(s)} + \text{CuSO}_4(\text{aq}) \longrightarrow \text{FeSO}_4(\text{aq}) + \text{Cu(s)}$
 b) Non car le schéma réactionnel d'une réaction spontanée n'est pas possible:

**14.9.11**

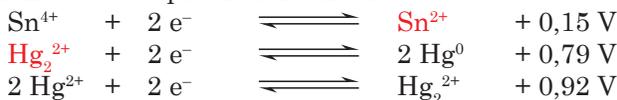
- a) $2 \text{Na}^0 + \text{Cl}_2(\text{g}) \longrightarrow 2 \text{Na}^+(\text{aq}) + 2 \text{Cl}^-(\text{aq})$
 b) $2 \text{NaBr} + \text{Cl}_2(\text{g}) \longrightarrow 2 \text{Na}^+(\text{aq}) + 2 \text{Cl}^-(\text{aq}) + \text{Br}_2$
 c) $\text{NaBr} + \text{SnCl}_2(\text{g}) \longrightarrow$ pas de réaction redox possible
 d) $\text{Fe}^0 + 2 \text{FeCl}_3(\text{g}) \longrightarrow 3 \text{Fe}^{2+}(\text{aq}) + 6 \text{Cl}^-(\text{aq})$

14.9.12 A partir des couples redox présents (en rouge):

et respectant le fait que la réaction a lieu avec les couples présentant le plus grand écart de potentiel, la réaction est:



Une fois que tous les ions Hg_2^{2+} seront réduits en Hg_2^{2+} il reste des partenaires des couples redox suivants:



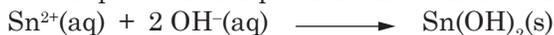
Une deuxième réaction peut alors se produire:



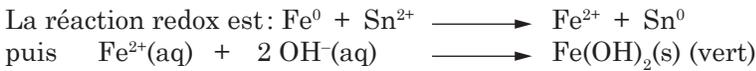
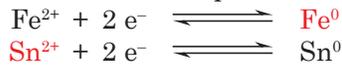
La réaction a donc lieu en deux étapes. Au final, on obtient bien un métal à l'état métallique: du mercure liquide.

14.9.13

- a) $2 \text{Na}^0 + 2 \text{H}^+(\text{aq}) \longrightarrow 2 \text{Na}^+(\text{aq}) + \text{H}_2(\text{g})$
 b) $2 \text{Al}^0 + 6 \text{H}^+(\text{aq}) \longrightarrow 2 \text{Al}^{3+}(\text{aq}) + 3 \text{H}_2(\text{g})$

14.9.14 Dans le bac 1: pas de redox possible. La seule réaction est donc:

Dans le bac 2: un schéma réactionnel est possible:



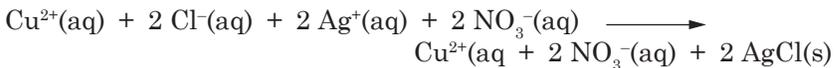
14.9.15

- a) Les couples redox ayant les valeurs de potentiel suivantes: $\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}^0 + 0,34 \text{ V}$ et $\text{Ag}^{+}/\text{Ag}^0 + 0,80 \text{ V}$, il n'y a pas de réaction redox possible.
- b) Pas de réaction redox possible, l'ion Cu^{2+} et l'ion Ag^{+} étant tout deux des oxydants.
- c) Il n'y a pas de réaction redox possible, en revanche, un échange d'ions l'est:



On observera un précipité bleu d'hydroxyde cuivre(+2).

- d) Il n'y a pas de réaction redox possible, en revanche, un échange d'ions l'est:



On observera un précipité blanc de chlorure d'argent.

14.9.16

La réaction redox est: $\text{Cu}^0 + 2 \text{Ag}^{+} \longrightarrow \text{Cu}^{2+} + 2 \text{Ag}^0$

Le nombre de moles de Ag^{+} est égal à $[\text{Ag}^{+}] \cdot V(\text{Ag}^{+}) = 0,01 \text{ M} \cdot 50 \cdot 10^{-3} \text{ L} = 5 \cdot 10^{-4} \text{ mole}$

Il faut 2 ions Ag^{+} pour oxyder un ion Cu^0 donc le nombre de moles de $\text{Cu}^{2+} = 2,5 \cdot 10^{-4} \text{ mole}$

La masse de Cu^0 oxydé est égale à:

$$2,5 \cdot 10^{-4} \text{ mole} \cdot M(\text{Cu}^0) = 2,5 \cdot 10^{-4} \cdot 63,546 = 0,0159 \text{ g}$$

14.9.17

Les réactions redox sont les suivantes:



- a) $[\text{Zn}^{2+}] = 0,1 \text{ M}$; $[\text{Fe}^{2+}] = 0,1 \text{ M}$; $[\text{Cu}^{2+}] = 1 - 0,2 = 0,8 \text{ M}$
- b) masse de cuivre = $0,02 \cdot 63,546 = 1,27 \text{ g}$

14.9.18

On plonge un fil de cuivre de 5 g dans 100 mL de solution de nitrate d'argent 0,02 M.



a) nombre de moles = $C \cdot V = 0,02 \cdot 0,1 = 2 \cdot 10^{-3} \text{ mole}$ d'ions Ag^{+}

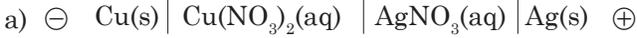
b) $m = \text{nombre de moles} \cdot M = 2 \cdot 10^{-3} \cdot 107,868 = 0,216 \text{ g}$

c) nombre de moles de $\text{Cu}^{2+} = \frac{2 \cdot 10^{-3}}{2} = 10^{-3} \text{ mole}$

14.9.19

pile zinc-hydrogène: f.e.m = 0,76 V; pile zinc-cuivre: f.e.m = 1,1 V
 pile zinc-argent: f.e.m = 1,56 V; pile hydrogène-cuivre: f.e.m = 0,34 V
 pile cuivre-argent: f.e.m = 0,46 V; pile hydrogène-argent: f.e.m = 0,80 V

14.9.20



c) f.é.m. = $E_+ - E_- = 0,80 \text{ V} - 0,34 \text{ V} = 0,46 \text{ V}$

d) Les électrons circulent de droite à gauche (de Cu^0 à Ag^+).

e) Assurer l'électroneutralité des solutions d'électrolytes. Chaque fois qu'un Ag^+ est réduit en Ag^0 , un ion K^+ se déplace du pont salin dans la solution et chaque fois qu'un Cu^0 est oxydé en Cu^{2+} , c'est 2 ions nitrates qui passent du pont dans la solution. Le pont salin permet aussi de fermer le circuit et d'éviter le mélange des réactifs.

14.9.21

Pile zinc-argent: a) $\ominus \text{ Zn(s)} \mid \text{ Zn(NO}_3)_2(\text{aq}) \mid \text{ AgNO}_3(\text{aq}) \mid \text{ Ag(s)} \oplus$

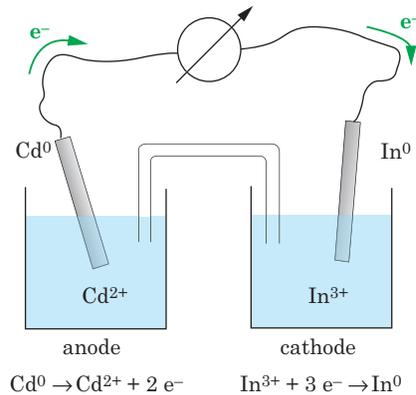
b) f.é.m. = 1,56 V

Si la pile débite:



d) les électrons circulent de droite à gauche (de Zn^0 à Ag^+)

14.9.22



b) En solution concentrée, Br^- est déchargeable mais pas K^+ donc :



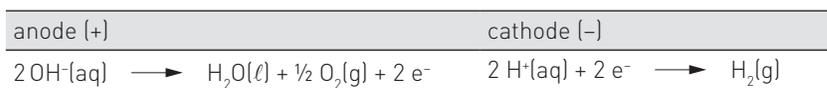
Comme la dissociation de l'eau fournit également des ions $\text{OH}^-(\text{aq})$:



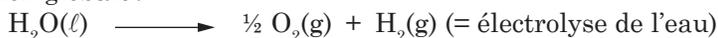
équation globale :



c) En solution concentrée, ni l'ion sulfate ni l'ion aluminium sont déchargeables. Tous les deux sont remplacés par l'eau. Les réactions sont donc :



équation globale :



14.9.28

La relation de l'électrolyse étant : $m = \frac{I \cdot t \cdot M}{z \cdot F}$

$$\Rightarrow t = \frac{m \cdot z \cdot F}{I \cdot M} = \frac{10000 \cdot 2 \cdot 9,648 \cdot 10^4}{1000 \cdot 63,546} = 3,036 \cdot 10^4 \text{ s} = 506 \text{ min} = 8\text{h}26$$

14.9.29

$$m = \frac{I \cdot t \cdot M}{z \cdot F}$$

$$\Rightarrow I = \frac{m \cdot z \cdot F}{I \cdot M} = \frac{25000 \cdot 2 \cdot 9,648 \cdot 10^4}{50400 \cdot 63,546} = 1506 \text{ A}$$

SOLUTIONS DES EXERCICES

CHAPITRE 15

15.11.1

$$\begin{array}{ll} K_s = [\text{Li}^+] \cdot [\text{F}^-] & K_s = [\text{Fe}^{3+}]^2 \cdot [\text{CO}_3^{2-}]^3 \\ K_s = [\text{Ag}^+]^2 \cdot [\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}] & K_s = [\text{Cu}^{2+}]^3 \cdot [\text{PO}_4^{3-}]^2 \\ K_s = [\text{Al}^{3+}] \cdot [\text{OH}^-]^3 & K_s = [\text{Cu}^{2+}]^4 \cdot [\text{SCN}^-]^2 \end{array}$$

15.11.2

$$\text{a) } S = \sqrt{K_s} \quad \text{b) } S = \sqrt[4]{\frac{K_s}{27}} \quad \text{c) } S = \sqrt[7]{\frac{K_s}{6912}}$$

15.11.3

$$S = \sqrt[3]{\frac{K_s}{4}} = 6,8 \cdot 10^{-5} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

15.11.4

$$\begin{array}{l} \text{a) } S = \sqrt[3]{\frac{K_s}{4}} = 3,41 \cdot 10^{-7} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \Rightarrow [\text{Cu}(\text{OH})_2] = M \cdot S = 3,32 \cdot 10^{-5} \text{ g} \cdot \text{L}^{-1} \\ \text{b) } m = 1,66 \cdot 10^{-4} \text{ g de Cu}(\text{OH})_2 \text{ pour 5 L} \end{array}$$

15.11.5

$$\begin{array}{l} S = \sqrt{K_s} = 7,08 \cdot 10^{-5} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \\ S \cdot M = 7,08 \cdot 10^{-3} \text{ g} \cdot \text{L}^{-1} \Rightarrow 1 \text{ g dans } 141,25 \text{ L (r\`egle de trois)} \end{array}$$

15.11.6

$$\begin{array}{l} S(\text{AgBr}) = 7,08 \cdot 10^{-7} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \\ S(\text{Ag}_3\text{PO}_4) = 1,56 \cdot 10^{-5} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \\ S(\text{Ag}_3\text{AsO}_4) = 1,39 \cdot 10^{-6} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \\ \text{Le classement de la solubilit\`e est: } \text{Ag}_3\text{PO}_4 > \text{Ag}_3\text{AsO}_4 > \text{AgBr} \end{array}$$

15.11.7

- a) Les sels de sodium et les nitrates sont très solubles, le chromate d'argent (Ag_2CrO_4) précipitera lors du mélange.
- b) Dans le mélange: $[\text{Ag}^+] = 0,015 \text{ M}$
 $[\text{CrO}_4^{2-}] = 0,0225 \text{ M}$
 $[\text{Ag}^+]^2 \cdot [\text{CrO}_4^{2-}] > K_s \Rightarrow$ précipite

15.11.8

- a) AgCl précipitera
- b) Via l'expression du K_s , on peut calculer la concentration des chlorures: $[\text{Cl}^-] = 1,58 \cdot 10^{-8} \text{ M}$
- c) $7,98 \cdot 10^{-6} \text{ mL}$ de NaCl 1 M

15.11.9

- a) $[\text{Ag}^+] = 1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$; $[\text{Pb}^{2+}] = 1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$; $[\text{NO}_3^-] = 3 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$
- b) On peut observer le précipité de Ag_3PO_4 et de $\text{Pb}_3(\text{PO}_4)_2$
- c) $\text{Pb}_3(\text{PO}_4)_2$ précipitera en premier.
 $S(\text{Ag}_3\text{PO}_4) = 1,56 \cdot 10^{-5} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ et $S(\text{Pb}_3(\text{PO}_4)_2) = 1,56 \cdot 10^{-9} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$

15.11.10 Le sel AgCN a pour anion un cyanure, ion issu d'un acide faible. L'addition d'acide à la solution entraîne la protonation de ce dernier et par conséquent la diminution de sa concentration dans le milieu. La solubilité de AgCN est augmentée en milieu acide.

15.11.11 Le sel Ag_2SO_4 a pour anion un sulfate, ion issu d'un acide fort. L'addition d'acide à la solution n'apporte aucune modification de sa concentration dans le milieu et par conséquent sa solubilité reste la même.

15.11.12

a) $S = \sqrt{K_s} = \sqrt{1,6 \cdot 10^{-14}} = 1,27 \cdot 10^{-7} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$

b) $S = \sqrt{1,6 \cdot 10^{-14} \left(1 + \frac{0,01}{3,98 \cdot 10^{-10}} \right)} = 6,31 \cdot 10^{-4} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$

15.11.13

- a) $m = S \cdot M(\text{CaCO}_3) \cdot V = \sqrt{5 \cdot 10^{-9}} \cdot 100 \cdot 10 = 7,08 \cdot 10^{-2} \text{ g}$
- b) $m = 1995 \text{ kg}$
- c) $m = 1581,5 \text{ kg}$

15.11.14

$$M = 283 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$S = 0,003 \cdot 10 = 0,03 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}$$

en $\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$ ça donne : $S = 0,03/283 = 1,061 \cdot 10^{-4} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$

$$K_s = S^2 = 1,124 \cdot 10^{-8}$$

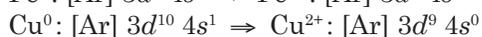
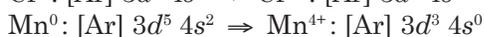
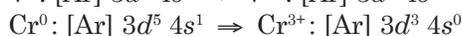
15.11.15

- a) Une élévation de température diminuant la solubilité des gaz; la concentration en oxygène de la rivière va donc diminuer.
- b) La raréfaction de l'oxygène perturbe le développement de pratiquement toutes les espèces vivantes, les poissons y compris.

SOLUTIONS DES EXERCICES

CHAPITRE 16

16.8.1



16.8.2

- 1) a) Fe^{2+}
b) indice de coordination : 6
c) CN^- : monodenté
- 2) a) Cr^{3+}
b) indice de coordination : 6
c) H_2O : monodenté ; $\text{C}_2\text{O}_4^{2-}$: bidenté
- 3) a) Co^{3+}
b) indice de coordination : 6
c) H_2O : monodenté ; CN^- : monodenté ; en : bidenté

16.8.3

- a) chlorure de pentaammine chlorocobalt(III)
- b) tetrachloroplatinate(II) de tetraammineplatine(II)

16.8.4

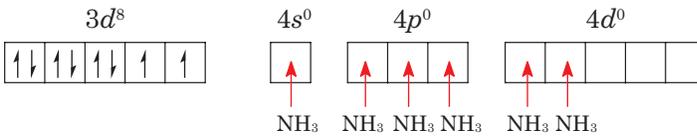
- a) $[\text{Fe}(\text{CO})_5]$
- b) $[\text{Zn}(\text{OH})_4]^{2-}$
- c) $[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_5\text{Cl}] \text{Cl}_2$
- d) $\text{K}_2[\text{Cu}(\text{CN})_4]$
- e) $[\text{Co}(\text{NH}_3)_6] [\text{CoCl}_6]$

16.8.5

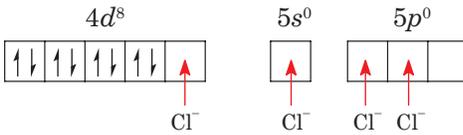
- anion hexacyanoferrate(II)
- anion diaquabis(oxalato)chromate(III)
- cation aquacyanobis(éthylènediamine)cobalt(III)
- cation tétraaquabéryllium(II)
- cation diammineargent(I)
- anion tétracyanonickelate(II)
- cation hexaamminechrome(III)
- anion tetrachloronickelate(II)

16.8.6

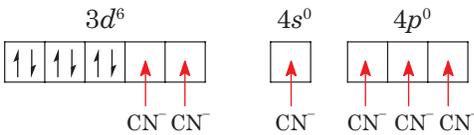
- a) $[\text{Ni}(\text{NH}_3)_6]^{2+}$: sp^3d^2 Ni^0 : $[\text{Ar}]3d^84s^2$ Ni^{2+} : $[\text{Ar}]3d^84s^0$



- b) $[\text{PdCl}_4]^{2-}$: dsp^2 Pd^0 : $[\text{Kr}]4d^{10}$ Pd^{2+} : $[\text{Ar}]4d^8$

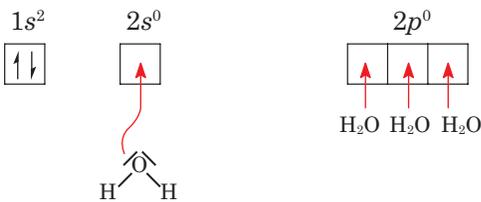


- c) $[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{4-}$: d^2sp^3 Fe^0 : $[\text{Ar}]3d^64s^2$ \rightarrow Fe^{2+} : $[\text{Ar}]3d^64s^0$

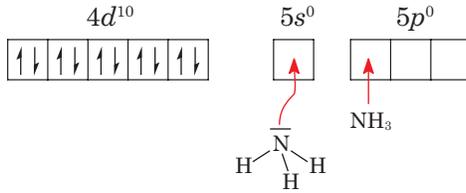
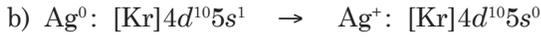


16.8.7

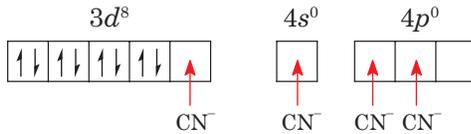
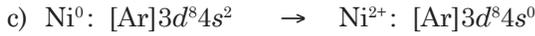
- a) Be^0 : $1s^22s^2$ \rightarrow Be^{2+} : $1s^22s^0p^0$



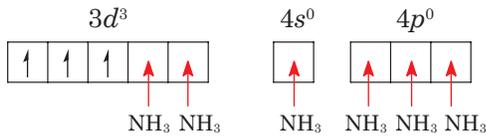
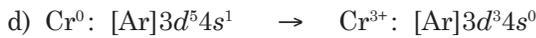
hybridation de Be^{2+} : sp^3 (aucun électron célibataire)



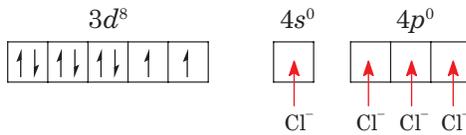
hybridation de Ag^+ : sp (aucun électron célibataire)



hybridation de Ni^{2+} : dsp^2 (aucun électron célibataire)



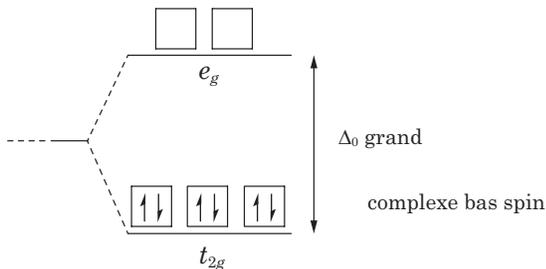
hybridation de Cr^{3+} : d^2sp^3 (3 électrons célibataires)



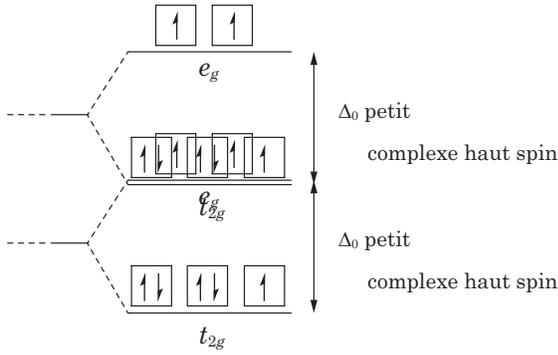
hybridation de Ni^{2+} : sp^3 (2 électrons célibataires)

16.8.8

a) complexe d^6 , ligand à champ fort

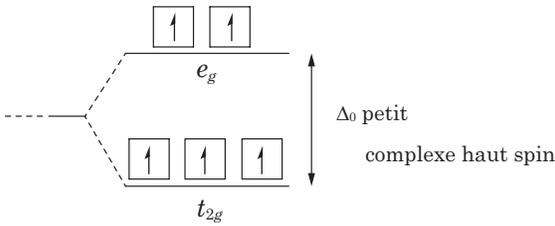


b) complexe d^7 , ligand à champ faible

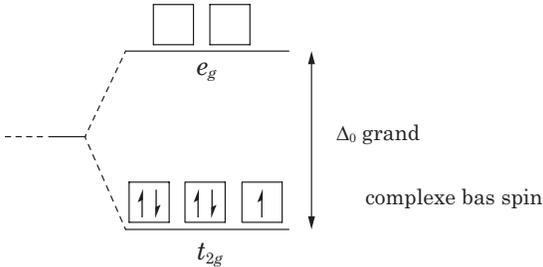


c) complexe d^5

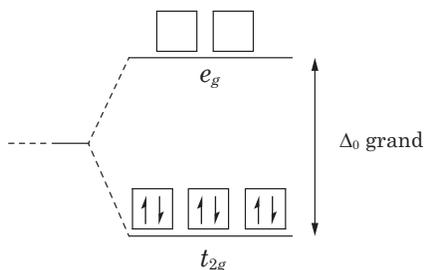
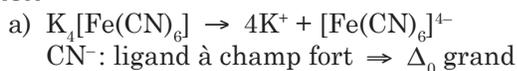
1. ligand à champ faible



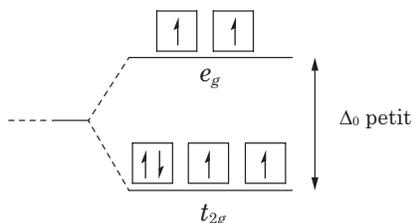
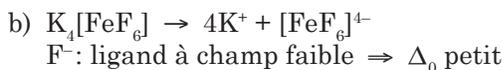
2. ligand à champ fort



16.8.9

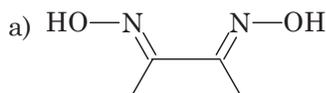


\Rightarrow les 6 e^- des orbitales 3d se trouvent dans t_{2g} (t_{2g}^6)
 \Rightarrow aucun électron célibataire \Rightarrow diamagnétique



\Rightarrow 4 e^- d dans t_{2g} (t_{2g}^4); 2 dans e_g (e_g^2)
 \Rightarrow 4 e^- célibataires \Rightarrow paramagnétique

16.8.10



- b) Au moment de la formation du complexe, chaque ligand (diméthylglyoxime) qui se coordonne au métal perd un proton (une des deux fonctions alcool du ligand se déprotonne). La charge de chaque ligand est alors de moins 1 (1^-). Comme il y a deux ligands et que la charge de l'ion nickel est $2+$, l'ensemble est neutre.
- c) Comme ce complexe est neutre, il est insoluble dans l'eau qui est un liquide polaire.

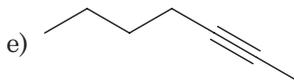
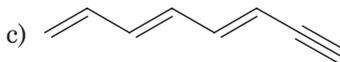
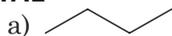
SOLUTIONS DES EXERCICES

CHAPITRE 18

18.7.1

- a) $\text{H}_3\text{C}-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_3$; C_4H_{10}
- b) $\text{H}_2\text{C}=\text{C}=\text{CH}_2$; C_3H_4
- c) $\text{H}_2\text{C}=\text{CH}-(\text{CH}=\text{CH})_2-\text{C}\equiv\text{CH}$; C_8H_8
- d) $\text{H}_2\text{C}=\text{CH}-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_3$; C_5H_{10}
- e) $\text{H}_3\text{C}-(\text{CH}_2)_3-\text{C}\equiv\text{C}-\text{CH}_3$; C_7H_{12}
- f) $\text{H}_2\text{C}=\text{CH}-\text{CH}=\text{CH}-\text{C}\equiv\text{CH}$; C_6H_6

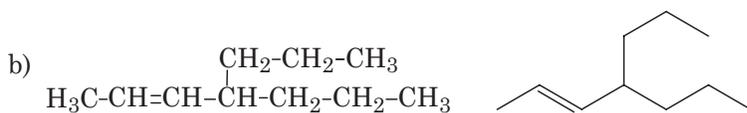
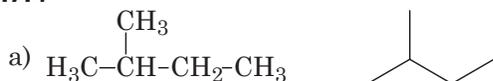
18.7.2



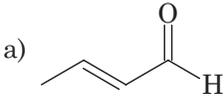
18.7.3

- a) pentane
- b) 4-éthylheptane
- c) 3-méthylcyclohexène
- d) 4-éthyl-4-phénylheptane
- e) toluène (méthylbenzène)

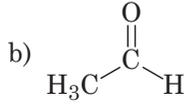
18.7.4



18.7.8

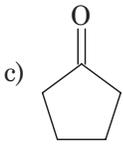
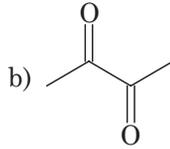
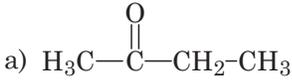


c) 3,5-diméthylhexanal

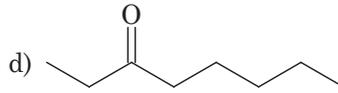


d) 3-méthoxybenzaldéhyde

18.7.9

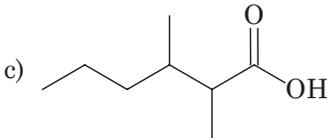
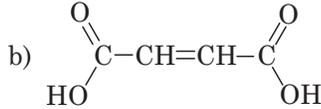
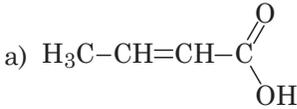


e) pent-4-én-2-one

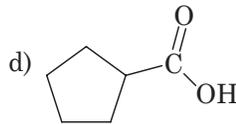


f) cyclohexane-1,3-dione

18.7.10

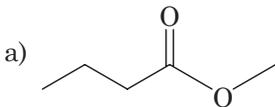


e) acide propénoïque

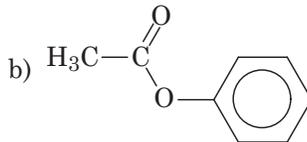


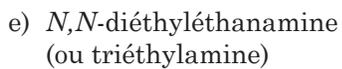
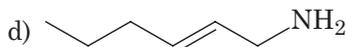
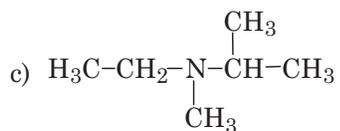
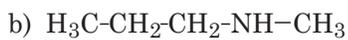
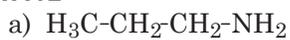
f) acide phényléthanoïque

18.7.11



c) propénoate d'éthyle

d) méthanoate de 2,2-diméthylpropyle
formiate de néopentyle

18.7.12**18.7.13**

primaires : a), d) ;

secondaire : b) ;

tertiaires : c), e), f).

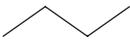
SOLUTIONS DES EXERCICES

CHAPITRE 19

19.3.1

a)

1)



2)

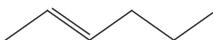


b)

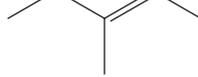
1)



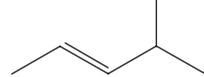
2)



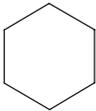
3)



4)



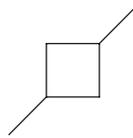
5)



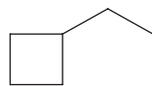
6)



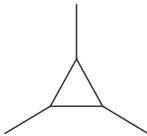
7)



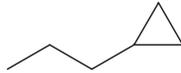
8)



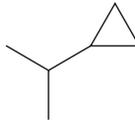
9)



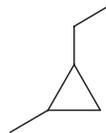
10)



11)



12)

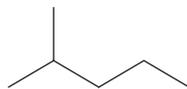


c)

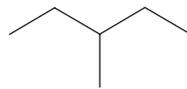
1)



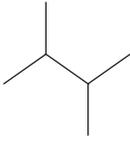
2)



3)



4)

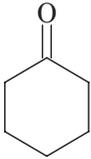


5)

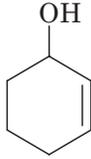


19.3.2

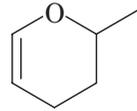
a)



cétone

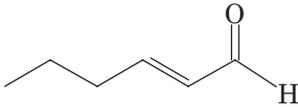


alcool

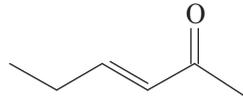


éther

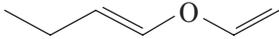
b)



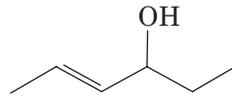
aldéhyde



cétone

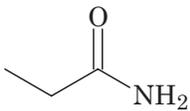


éther

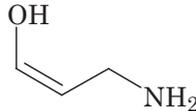


alcool

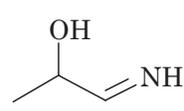
c)



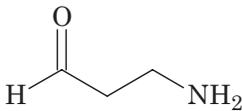
amide



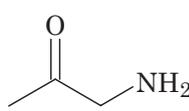
alcool, amine



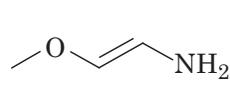
alcool, imine



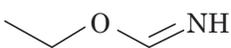
aldéhyde, amine



cétone, amine



éther, amine



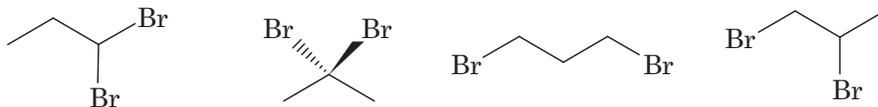
éther, imine

19.3.3

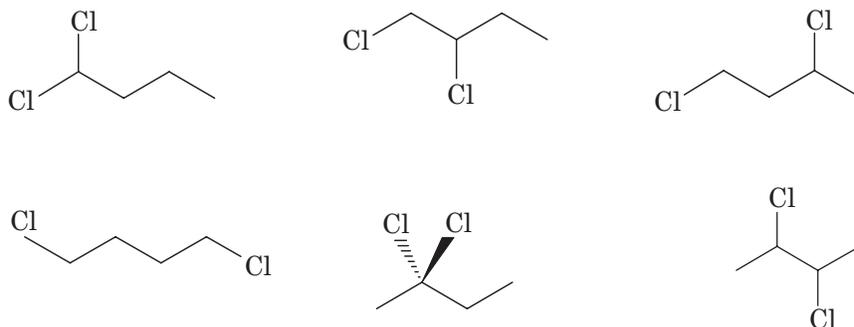
a)



b)

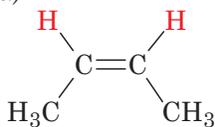


c)

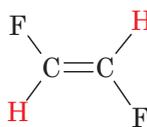


19.3.4

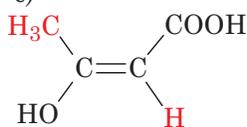
a)



b)



c)

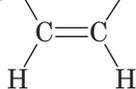
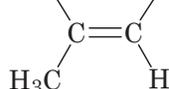


19.3.5

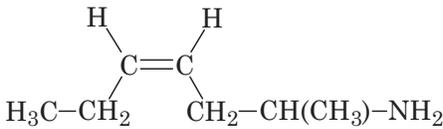
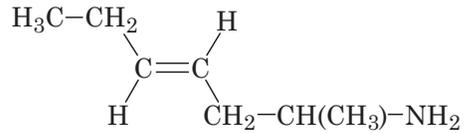
- a) bromométhyle, > trichlorométhyle > méthyle,
 b) —CHO > —CH₂OH > —CH=CH₂
 c) cyclohexyle > isopropyle > 2-méthylpropyle

19.3.6

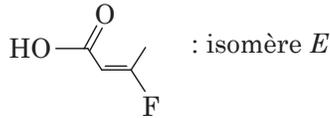
a) Pas de double liaison donc pas d'isomérisation de géométrie possible.

b) $\text{H}_3\text{C}-\text{C}=\text{C}-\text{CH}_2-\text{NH}_2$ Z (ou *cis*) $\text{H}-\text{C}=\text{C}-\text{CH}_2-\text{NH}_2$ E (ou *trans*)

c)

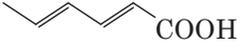
*Z* (ou *cis*)*E* (ou *trans*)

d) Un des carbones de la double liaison porte 2 H, il n'y a donc pas d'isomérisie de géométrie.

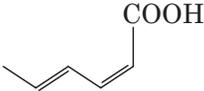
19.3.7a) donnée: *Z*;b) donnée: *E* (ou *trans*)

c) donnée:

acide (*E*), (*Z*) hexa-2,4-diénoïque
 ou: ac. *trans*, *cis*-hexa-2,4-diénoïque

(*E*), (*E*) ou *trans*, *trans*: 

(*Z*), (*Z*) ou *cis*, *cis*: 

(*Z*), (*E*) ou *cis*, *trans*: 

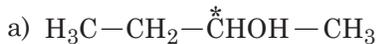
19.3.8

- CHCl_3 : pas de C^* donc non chiral
- CH_2ClBr : pas de C^* donc non chiral
- $\text{H}_3\text{C}-\overset{*}{\text{C}}\text{HOH}-\text{CH}_2\text{OH}$: chiral
- $\text{H}_3\text{C}-\text{NH}-\text{COOH}$: pas de C^* donc non chiral
- $\text{H}_3\text{C}-\text{CHOH}-\text{CH}_3$: pas de C^* donc non chiral
- $\text{CH}_2\text{OH}-\overset{*}{\text{C}}\text{HOH}-\text{CHO}$: chiral
- $\text{H}_3\text{C}-\overset{*}{\text{C}}\text{HOH}-\text{CH}_2-\text{CH}_3$: chiral

19.3.9

a), b), c), d), e) : deux énantiomères

f) : quatre énantiomères

**19.3.10**

(a)

1. Cl

2. OH

3. CH_2Br 4. CH_2OH

(b)

1. NH_2

2. COOH

3. C_3H_7 4. C_2H_5

(c)

1. I

2. SH

3. OH

4. CHO

(d)

1. OH

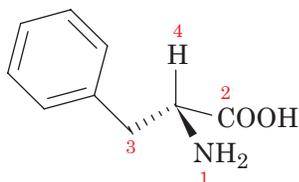
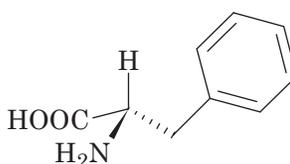
2. CHO

3. $\text{C}\equiv\text{N}$

4. H

configuration *S* configuration *R* configuration *R* configuration *S***19.3.11**a) Ordre de priorité : 1. Cl ; 2. C_2H_5 ; 3. CH_3 ; 4. Hmolécule de gauche : *S* ; molécule de droite : *R* → ce sont des énantiomères.b) Ordre de priorité : 1. OH ; 2. C_2H_5 ; 3. CH_3 ; 4. Hmolécule de gauche : *R* ; molécule de droite : *R*

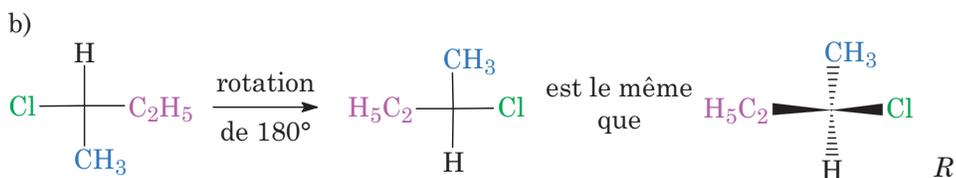
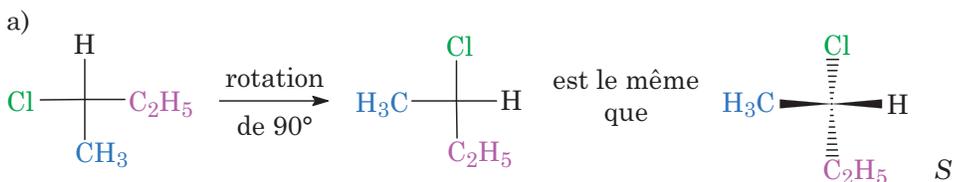
Ce ne sont pas des énantiomères, mais des molécules identiques.

19.3.12configuration *R*configuration *S*

19.3.13

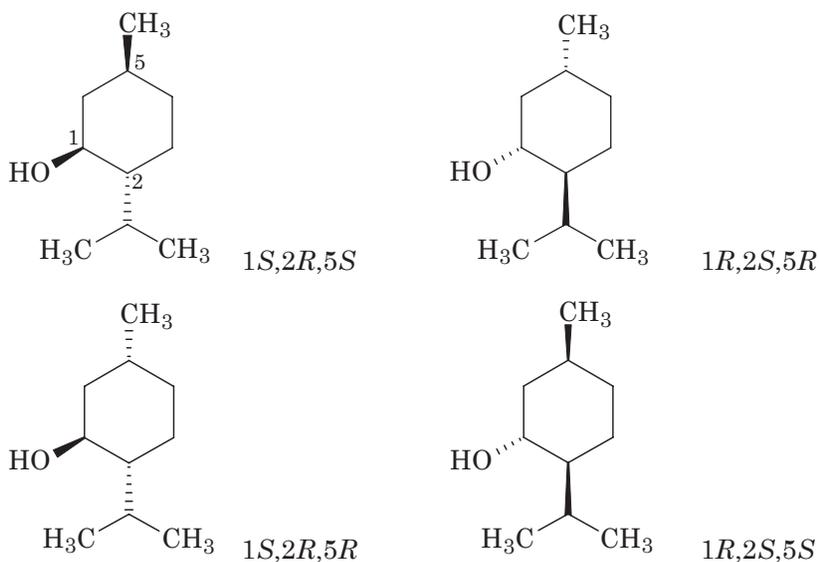
- de chaîne et de position
- de géométrie *Z* et *E*
- ne sont pas des isomères
- de fonction et de chaîne
- c'est la même molécule (configuration *S*)
- la première molécule est *S*, la deuxième *R*. Ce sont des énantiomères
- molécules identiques (elles ne possèdent pas de C asymétrique)
- de fonction
- de chaîne

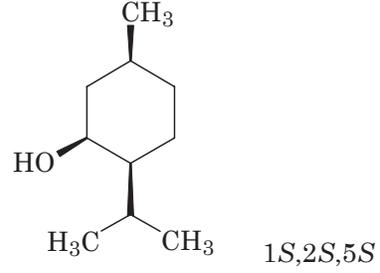
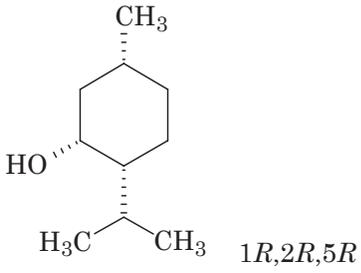
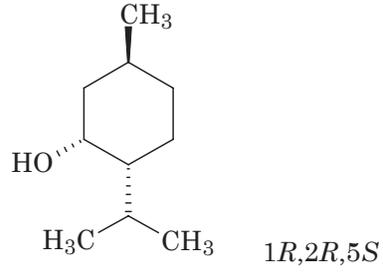
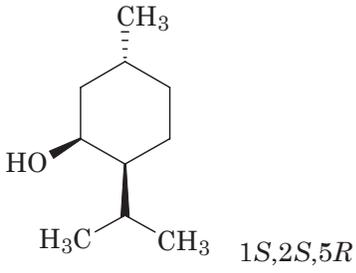
19.3.14



19.3.15

Menthol:





SOLUTIONS DES EXERCICES

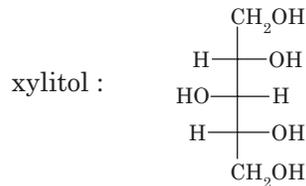
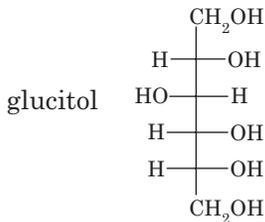
CHAPITRE 20

20.7.1 Le fructose est le seul dont la fonction carbonyle ne se trouve pas en C1 mais en C2. Raison pour laquelle c'est un cétose (fonction cétone) et les 3 autres sucres naturels sont des aldoses (fonction aldéhyde).

20.7.2

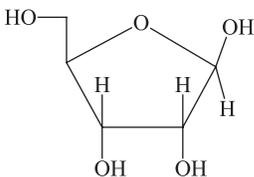
- La synthèse des sucres est une réaction endothermique. L'énergie dont elle a besoin est fournie par les *photons* (*photosynthèse*).
- La décomposition des sucres (réaction inverse de la synthèse) est exothermique. La métabolisation des sucres dans le corps fournit donc de l'énergie à l'organisme.

20.7.3 Le glucitol et le xylitol sont des édulcorants naturels non cariogènes. Le premier est aussi un agent anti-dessèchement pour les encres. Leurs structures sont :

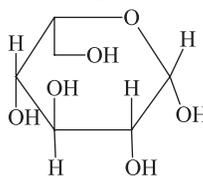


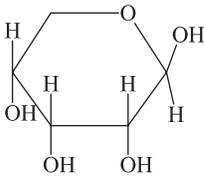
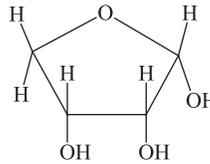
20.7.4

a) β -D-ribofurannose



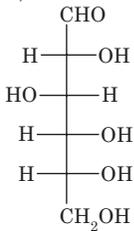
c) α -L-idopyrannose



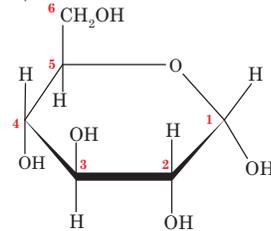
b) β -D-ribopyrannosed) α -D-érythrofurannose

20.7.5

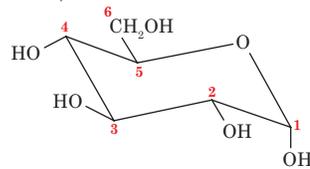
a)



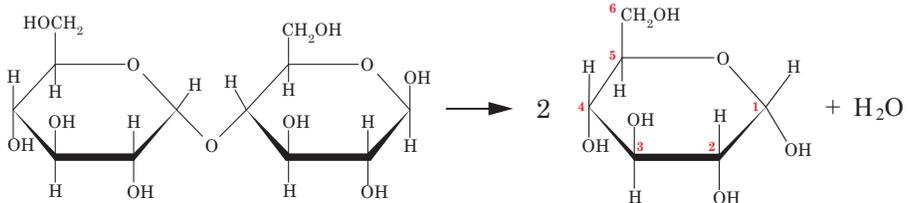
b)



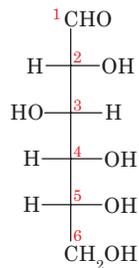
c)



20.7.6 Structure du maltose et équation chimique de son hydrolyse :



Ouverture du cycle: Les groupes hydroxyles qui sont en bas dans le cycle sont à placer à droite dans la projection de Fisher.



Il s'agit du glucose.

20.7.7 Le désoxyribose est un pentose qui porte un H à la place du groupe -OH sur le carbone C2. Sous sa forme cyclique, il est présent dans la structure de la double hélice de l'ADN.

20.7.8 Le α -D-glucopyrannose et le β -D-fructofurannose.

20.7.9

- a) Le coton est formé de cellulose; l'eau fragilise les ponts hydrogène et, de ce fait il devient moins résistant.
- b) Les protons de la solution acide agissent comme catalyseurs de l'hydrolyse du polysaccharide.

20.7.10 L'amidon et le glycogène ont des liaisons osidiques, liaisons $\alpha(1-6)$ hydrolysables par l' α -amylase, tandis que la cellulose a des liaisons osidiques $\beta(1-4)$ qui sont hydrolysables par la β -cellulase. Or le système digestif humain possède l'enzyme α -amylase mais pas de β -cellulase.

20.7.11 Les sucres de la stévia utilisés comme édulcorants naturels, la chitine constituant de l'exosquelette des insectes et des crustacés.

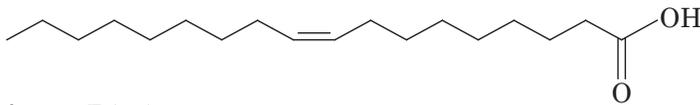
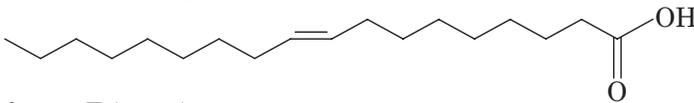
20.7.12 La glycémie correspond à la concentration de glucose dans le sang exprimée en $\text{mmol} \cdot \text{L}^{-1}$ ou $\text{g} \cdot \text{L}^{-1}$. A jeun, elle est d'environ $5 \text{ mmol} \cdot \text{L}^{-1}$ ($0,9 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}$). Une demi-heure après un repas elle augmente et peut atteindre des valeurs allant jusqu'à $7,2 \text{ mmol} \cdot \text{L}^{-1}$ ($1,3 \cdot \text{L}^{-1}$).

SOLUTIONS DES EXERCICES

CHAPITRE 21

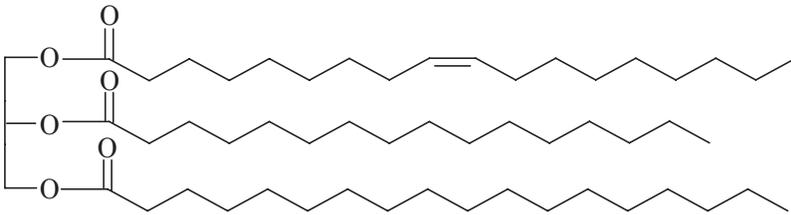
21.4.1

L'acide oléique: $C_{18}\Delta^9$

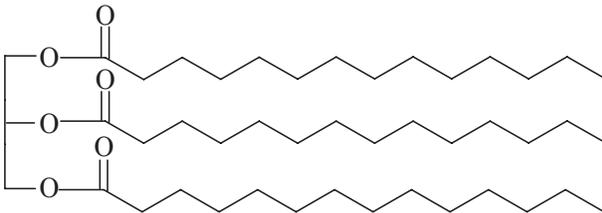


21.4.2

a) l'oléopalmitostéarate de glycéryle



b) la trimyristine

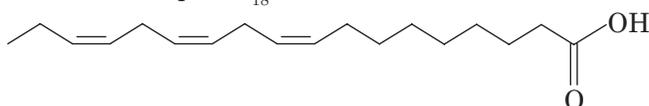


21.4.3

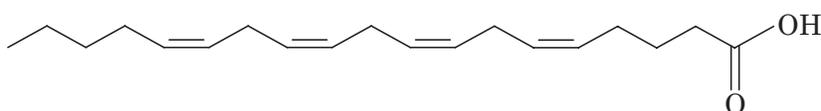
1. oméga 3
2. oméga 6
3. pas de doubles liaisons; pas de code oméga

21.4.4

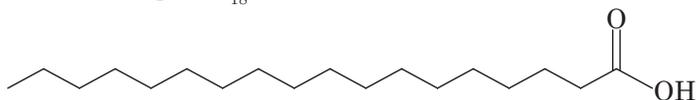
acide linoléique: $C_{18}\Delta^{9,12,15}$



acide arachidonique: $C_{20}\Delta^{5,8,11,14}$

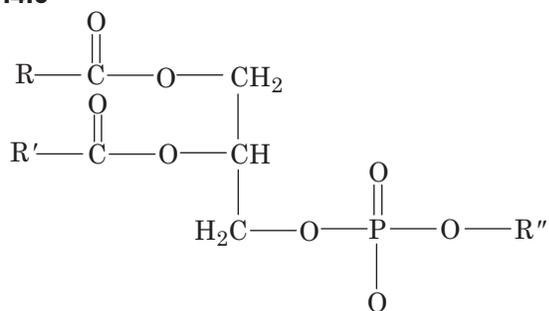


acide stéarique: C_{18}



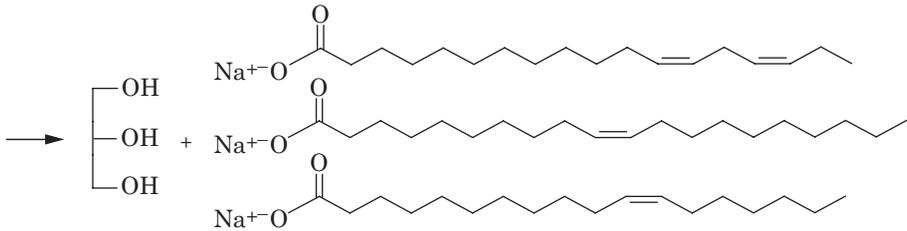
Les acides linoléique et arachidonique se décomposent à une température proche de 200°C. La présence de doubles liaisons dans les chaînes carbonées rend ces acides gras peu stables aux modifications de température.

21.4.5



Un groupe ester est remplacé par une phosphatidylamine (la fonction amine fait partie de R''). Les phospholipides se trouvent dans les membranes cellulaires où ils forment des bicouches.

21.4.6



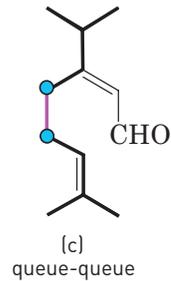
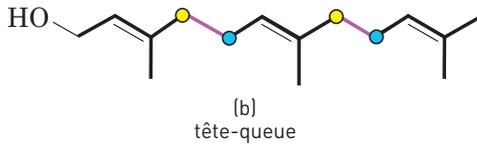
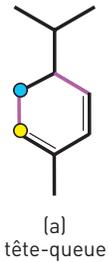
Cette réaction se fait en milieu aqueux basique et à une température d'environ 100°C.

Les codes omégas sont de haut en bas : oméga 3 ; oméga 10 et oméga 7.

4.4.7 Une micelle est l'association de nombreuses molécules de savon (carboxylate d'acide gras à longue chaîne) sous forme de petites sphères, dans lesquelles les parties hydrophobes de la molécule sont placées à l'intérieur et les parties hydrophiles à l'extérieur.

Ce processus est utilisé lors du lavage au savon notamment pour extraire les taches de graisse des surfaces à nettoyer.

21.4.8



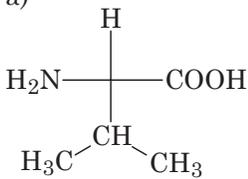
21.4.9 Tous les stéroïdes ont un squelette carboné commun formé de 3 cycles à 6 atomes de carbone et un cycle à 5, accolé l'un à l'autre. La plupart ont encore deux groupes méthyles en position 10 et 13 (§ 4.3.2). La testostérone, la progestérone et le cholestérol sont des stéroïdes.

SOLUTIONS DES EXERCICES

CHAPITRE 22

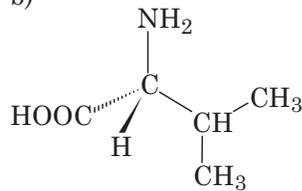
22.6.1

a)



R-valine

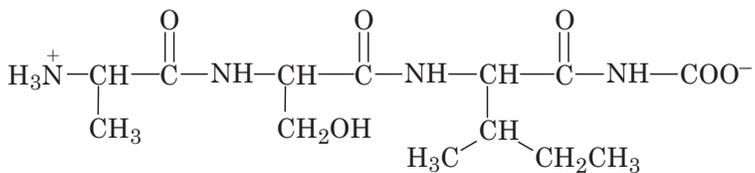
b)



R-valine

22.6.2 La valine se trouve dans les milieux biologiques sous forme de zwitterion (double ion). Grâce à sa fonction acide déprotonée, elle peut fixer les protons (issus d'un acide) et par sa fonction amine, neutraliser les OH⁻ (issus d'une base) par formation d'eau. Un apport de base ou d'acide dans ce type de milieu est neutralisé par effet tampon.

22.6.3



22.6.4 Les 3 acides aminés sont: la tyrosine, l'acide glutamique et la méthionine.

Soit: Tyr-Glu-Met ou Y – E – M

22.6.5 L'hélice α et la structure en feuillet plissé β .

22.6.6 La cystéine.

22.6.7 Les attractions intermoléculaires qui existent dans les protéines sont :

- les ponts H (possibles grâce aux NH et CO des fonctions amide),
- les liaisons type Van der Waals (dues aux restes non polaires de certains acides aminés),
- les liaisons ioniques (dues aux restes ioniques de certains acides aminés),
- les liaisons disulfure (pour les acides aminés qui ont un atome de soufre dans leur reste).

La structure primaire peut déjà contenir des liaisons disulfure pour autant que la protéine contienne des acides aminés de type cystéine ou méthionine.

Les structures secondaires, tertiaires et quaternaires sont assurées par toutes les liaisons citées précédemment.

22.6.8 Les restes non polaires se trouvent essentiellement à l'intérieur de la structure de la protéine et les restes polaires à l'extérieur. Ainsi, la protéine est soluble dans le milieu biologique de la cellule qui est aqueux donc polaire.

22.6.9 Les protéines du lait sont dénaturées par les ferments se trouvant dans les levures. Ceux-ci transforment le lactose en acide lactique ce qui a pour effet d'abaisser le pH et de dénaturer les protéines du lait. Cette dénaturation provoque la précipitation des protéines du lait, processus qui est à l'origine de la fabrication des yoghourts.

22.6.10

- (a) Les tomates et le basilic contiennent surtout de la cellulose (polymère du glucose), la viande des protéines fibreuses (polymère d'acides aminés)
- (b) Le jaune d'œuf cuit contient des protéines dénaturées, des phospholipides et du cholestérol. Le blanc coagulé, des protéines (albumine) dénaturées.
- (c) Les graines sont des réservoirs d'amidon (polymère du glucose avec des liaisons hémiacétales de type α) et de lipides. Elles ont une coque rigide grâce à des parois en cellulose (polymère du glucose avec des liaisons hémiacétales de type β).

SOLUTIONS DES EXERCICES

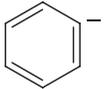
CHAPITRE 23

23.10.1 a) carbocation b) carbone radicalaire c) carbanion

23.10.2

a) carbanion: $\text{CH}_3\bar{\text{C}}\text{H}_2 + \overset{+}{\text{Mg}}\text{Br}$

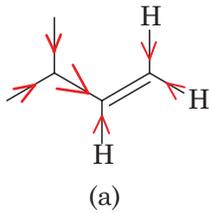
b) carbocation:  + Cl^-

c) carbanion:  + $\overset{+}{\text{Mg}}\text{I}$

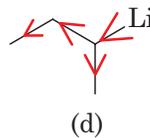
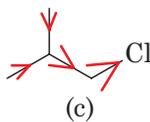
d) carbocation:  + Cl^-

e) carbone radicalaire: $\text{CH}_3\text{CH}_2\dot{\text{C}}\text{H}_2 + \text{H}\cdot$

23.10.3

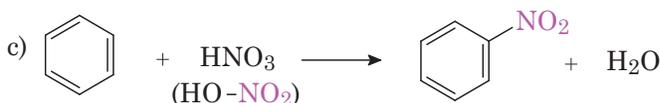
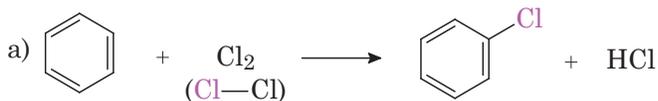


(b)



23.10.4

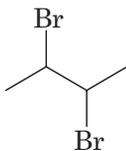
- Substitution nucléophile (S_N) (car le départ de Cl^- crée un intermédiaire carbocation).
- Addition électrophile (A_E) de HCl (électrophile car elle a lieu sur une double liaison, donc un substrat riche en électrons).
- Substitution radicalaire (car c'est une substitution sur un hydrocarbure, donc un composé peu polaire).

23.10.5

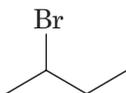
23.10.6 Le 2-chloro-2-méthylbutane car selon Markovnikov, l'atome H de HCl va sur l'atome de carbone de la double liaison qui porte le plus d'atome H, donc le C3 qui en porte 1) et non le C2 (qui n'en porte pas):



23.10.7 Le 2,3-dibromobutane:

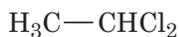
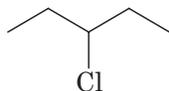
**23.10.8**

Le 2-bromobutane (selon Markovnikov, l'atome H de HBr va sur le C1 porteur de 2 atomes H plutôt que le C2 porteur d'un seul atome H):



23.10.9

La première étape (rapport de mole 1 : 1) fournit du chloroéthène et la seconde (rapport de mole 1 : 2) du 1,1-dichloroéthane :

**23.10.10** Majoritairement du 3-chloropentane :

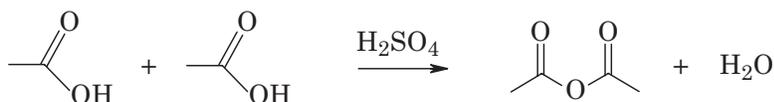
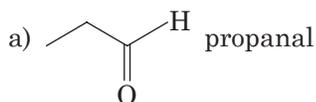
23.10.11 L'application de la règle de Markovnikov permet de dire que la première fournit du 2-bromopropène (H de HBr va sur C1) et la seconde étape, du 2,2-dibromopropène :

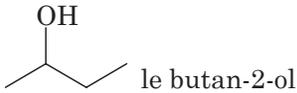
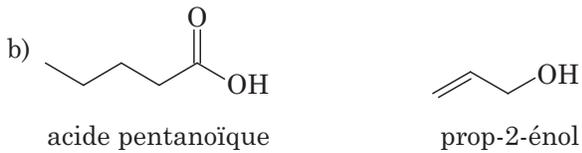
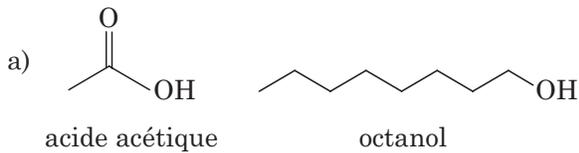
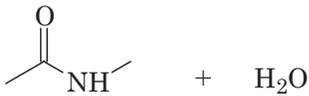
**23.10.12**

- | | | |
|----------------------------------------------|------------------------------------------------|-----------------------------------------------|
| a) 2-méthylbut-1-ène
(disubstitué)
(2) | b) 3-méthylbut-1-ène
(monosubstitué)
(3) | c) 2-méthylbut-2-ène
(trisubstitué)
(1) |
|----------------------------------------------|------------------------------------------------|-----------------------------------------------|

c) > a) > b); la règle de Zaitsev dit que l'alcène le plus substitué est le plus stable.

23.10.13 Le pent-2-ène est majoritaire car il est disubstitué alors que le pent-1-ène est monosubstitué :

**23.10.14****23.10.15**

**23.10.16****23.10.17****23.10.18****23.10.19** N-méthyléthanamide et eau :**23.10.20**

SOLUTIONS DES EXERCICES

CHAPITRE 24

24.10.1

polymères thermodurcissables : a) d) e)

polymères thermoplastiques : b) c) g)

élastomères : f)

24.10.2 Un monomère est une petite molécule qui sert d'unité de base pour la synthèse d'un polymère.

Un polymère est une macromolécule (ou un composé constitué de macromolécules) obtenue par réaction d'assemblage d'un nombre élevé de monomères.

24.10.3 Le PEhd (polyéthylène haute densité) est constitué de chaînes linéaires, ce qui lui permet de s'organiser dans un arrangement compact.

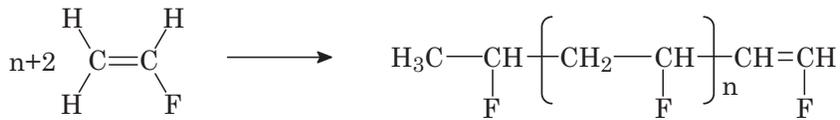
Les chaînes du PEbd (polyéthylène basse densité) possèdent beaucoup de ramifications, ce qui donne un arrangement moins compact au réseau moléculaire que celui obtenu avec les chaînes linéaires.

24.10.4 Le polymère thermodurcissable possède de nombreuses réticulations avec de petites mailles, ce qui lui confère une structure très rigide. L'élastomère possède peu de réticulations, les mailles sont grandes, ce qui lui permet de s'étendre de manière réversible.

Ajouter un plastifiant à un polymère thermodurcissable n'a aucun sens puisqu'on le fait pour rendre le plastique plus souple ; ce qui n'est jamais le cas pour un polymère thermodurcissable.

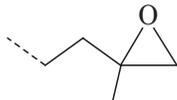
24.10.5 La vulcanisation est le procédé industriel qui consiste à ajouter du soufre au latex dans le but de former, entre les chaînes de *polyisoprènes*, des liaisons disulfures, afin de conserver son élasticité à hautes et basses températures et de le rendre non collant. Ce procédé a été mis au point par Charles Goodyear en 1939 pour la fabrication de pneus.

24.10.6

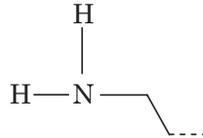


Il s'agit d'un polymère à croissance en chaîne.

24.10.7 Les fonctions des 2 monomères sont :

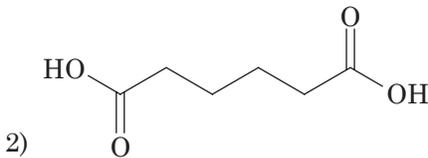
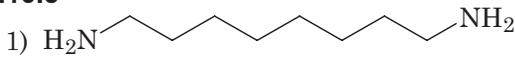


(a)



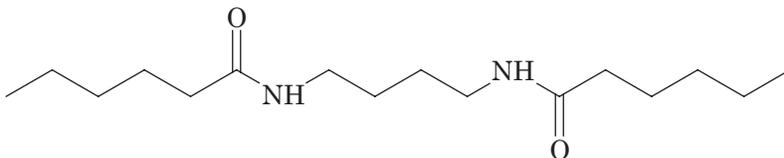
(b)

24.10.8

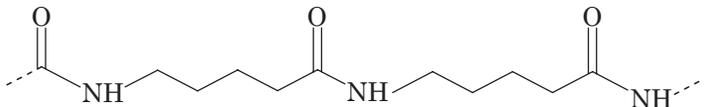


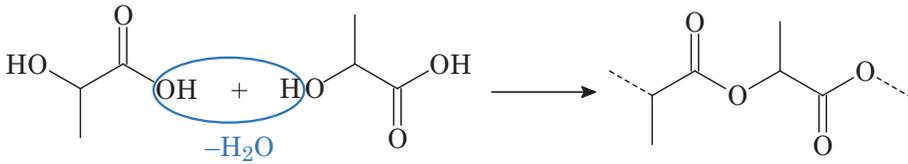
24.10.9

- 1) On ne peut former qu'un trimère car le monomère a) est un monoacide et non un diacide. Sa formule chimique est :



- 2) Lorsqu'un monomère porte une fonction acide et une fonction amine, il est possible de former un polyamide :



24.10.10

Acide polylactique

24.10.11 Il faut une fonction acide et une fonction alcool pour former une fonction ester. Les monomères doivent donc avoir une fonction acide et une fonction alcool. Les deux fonctions peuvent être portées par le même monomère, mais en principe, on utilise plutôt deux monomères qui sont un diacide et un dialcool.

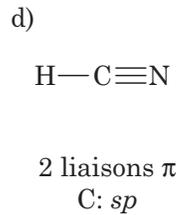
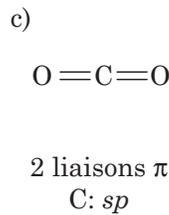
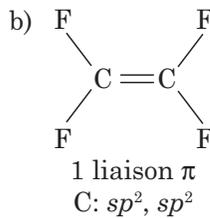
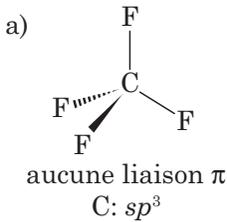
24.10.12

- 1) l'injection;
- 2) l'extrusion;
- 3) le soufflage;
- 4) le thermoformage
(description voir sect. 24.7).

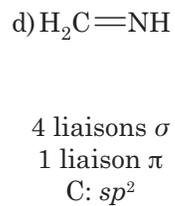
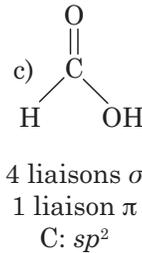
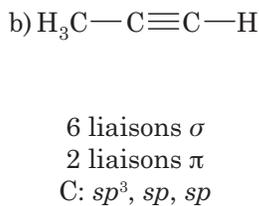
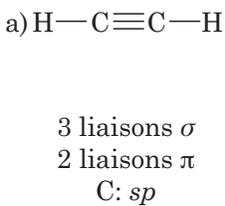
SOLUTIONS DES EXERCICES

CHAPITRE 25

25.3.1



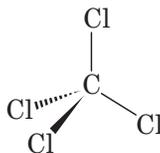
25.3.2



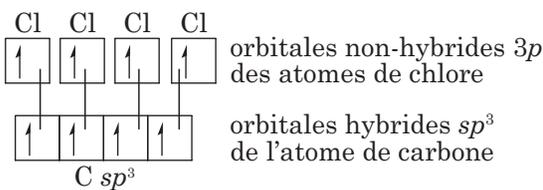
25.3.3 Dans le modèle des cases quantiques les liaisons σ sont représentées par un trait noir et les liaisons π par un trait rouge.



a) Structure de Lewis:



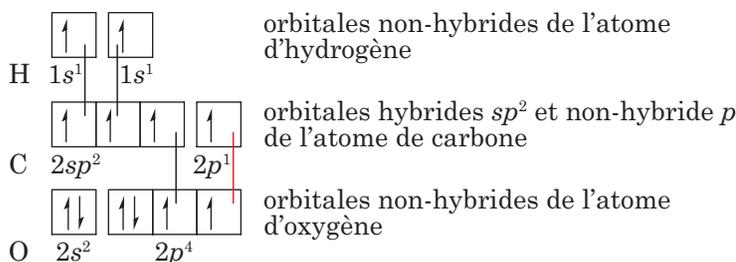
b) Modèle des cases quantiques



b) HCHO



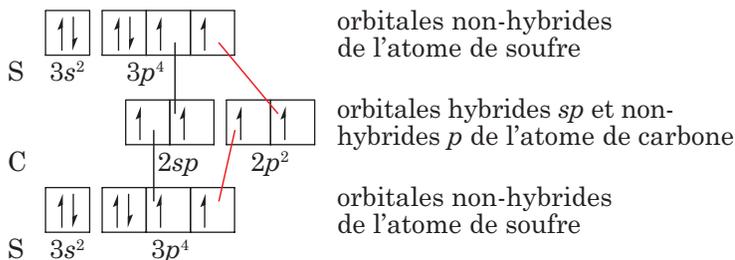
b) Modèle des cases quantiques



25.3.4 Dans le modèle des cases quantiques les liaisons σ sont représentées par un trait noir et les liaisons π par un trait rouge.

a) CS₂

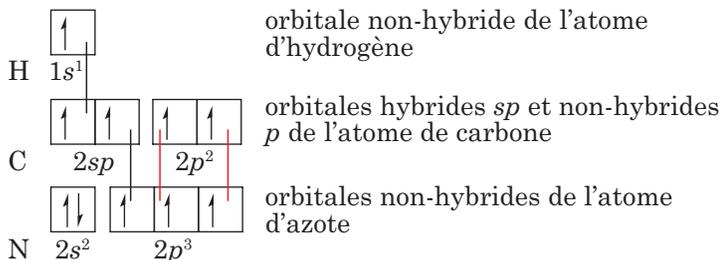
b) Modèle des cases quantiques



b) HCN

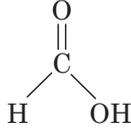


b) Modèle des cases quantiques

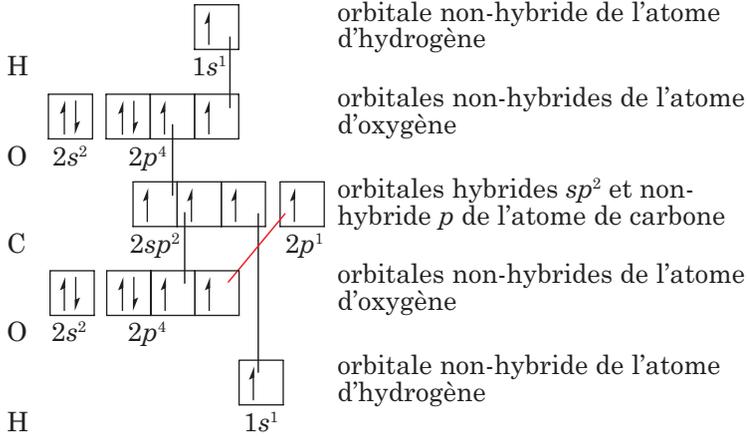


c) HCOOH

a) Structure de Lewis:



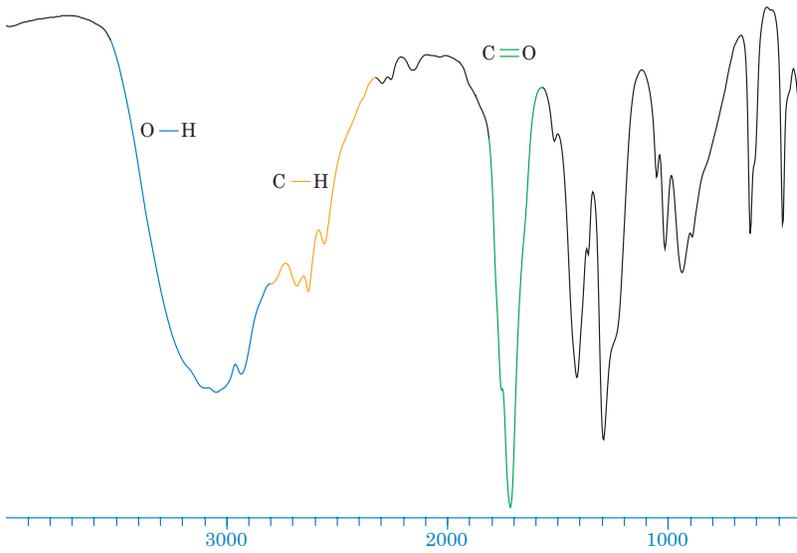
b) Modèle des cases quantiques



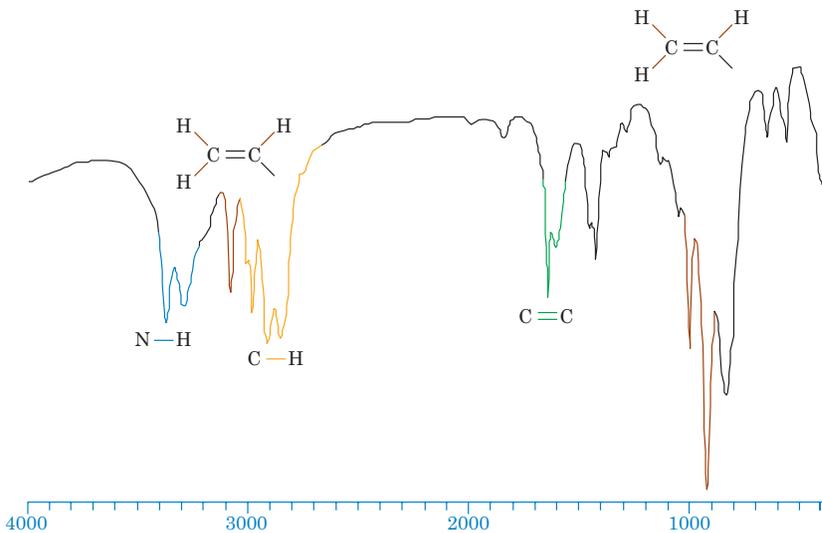
SOLUTIONS DES EXERCICES

CHAPITRE 26

26.5.1 Il s'agit de l'acide acétique.



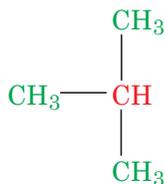
26.5.2



26.5.3 L'acide acétique correspond au spectre A, 3H blindé pour le CH_3 du méthyle et 1H fixé sur O donc déblindé. Le H fixé sur O est toujours petit et large.

L'acétate d'éthyle au spectre B, 3H fixés sur 1 atome de carbone voisin d'un groupe CH_2 (triplet); 2H fixés sur un atome de carbone voisin d'un CH_3 (quadruplet) et 3H fixés sur un atome de carbone lié à un atome d'oxygène (pas de couplage) et blindé.

26.5.4 Le composé analysé est le 2-méthylpropane (isobutane). Un doublet pour les H des CH_3 et un multiplet (10 pics) pour le H du CH.

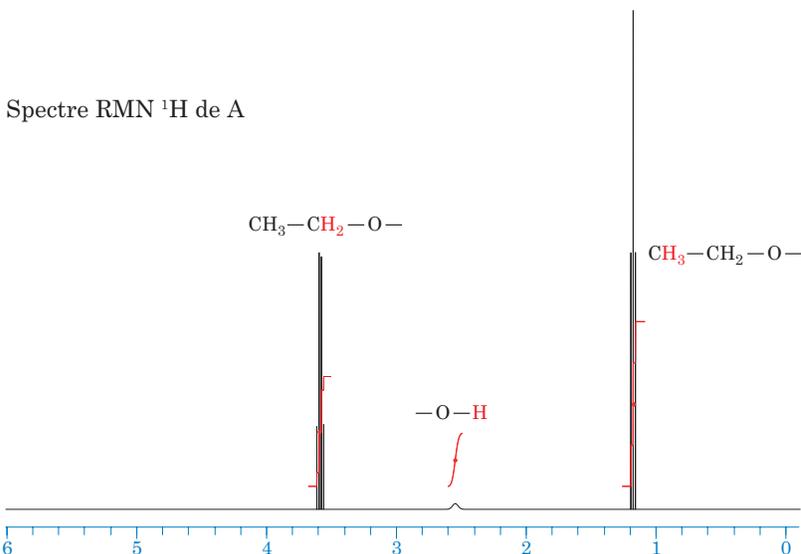


26.5.5 Tous les H sont équivalents, il faut donc que la molécule soit parfaitement symétrique, il s'agit du 1,2-dichloroéthane.

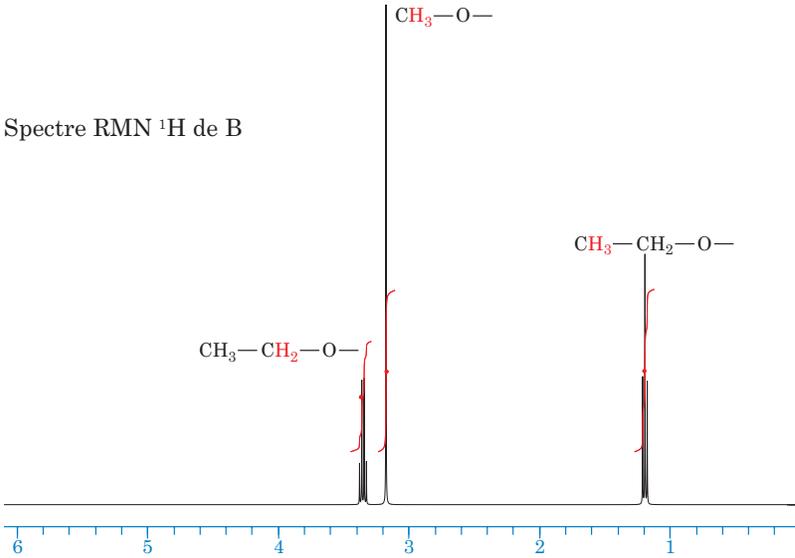


26.5.6

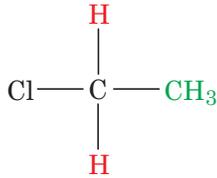
Chaque spectre a un triplet CH_3 lié à CH_2 et un quadruplet CH_2 lié à CH_3 donc $\text{CH}_3 - \text{CH}_2$. Dans les deux cas, le CH_2 (quadruplet) est fixé sur O et est donc déblindé (δ élevé). La molécule A: a 1H fixé sur O signalé par un pic qui est petit et étalé (typique d'une fonction OH):



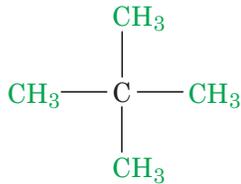
Tandis que B: a 3H (singulet) fixés sur un carbone lié à un O et donc déblindés (δ élevé):



26.5.7 Le composé analysé est le chloroéthane. 1 quadruplet pour les H de CH_2 et 1 triplet pour les H de CH_3 .

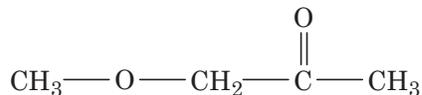


26.5.8 Le composé analysé est le 2,2-diméthylpropane (néopentane). Tous les H sont équivalents donc 1 seul pic.



26.5.9

Le spectre montre 3 singulets donc aucun H n'est couplé dans ce composé. Il y a un atome de carbone sur lequel sont liés 2H et 2 atomes de carbone sur lesquels sont liés 3H (intégrales). Il s'agit de la méthoxypropan-2-one.

**26.5.10**

Le pic 84 correspond à M^+ (ion moléculaire).

Le pic 49 à la fragmentation au niveau du chlore $-\text{Cl}$ (M^+-35)

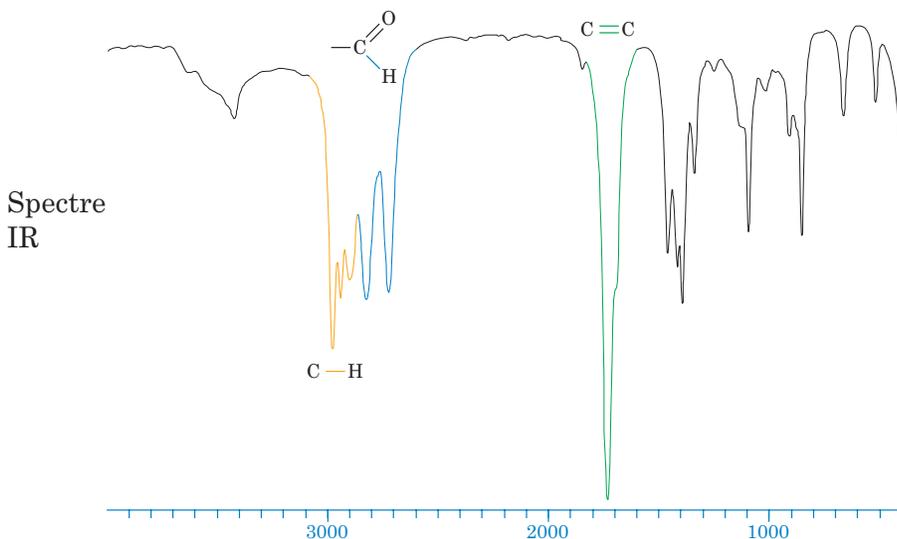
Le pic 35 correspond à Cl^+ .

Les pics à 86, 51 et 37 correspondent à l'isotope du chlore 37. Dans la nature la proportion de l'un par rapport à l'autre est d'environ 75% (chlore 35) et 25% (chlore 37); proportions que l'on retrouve sur le spectre de masse. Il s'agit donc d'un composé chloré.

26.5.11 Le composé analysé est le propanal.

Spectre IR:

Les 2 bandes à 2700 et 2800 cm^{-1} sont typiques de la présence d'une fonction aldéhyde dans le composé.

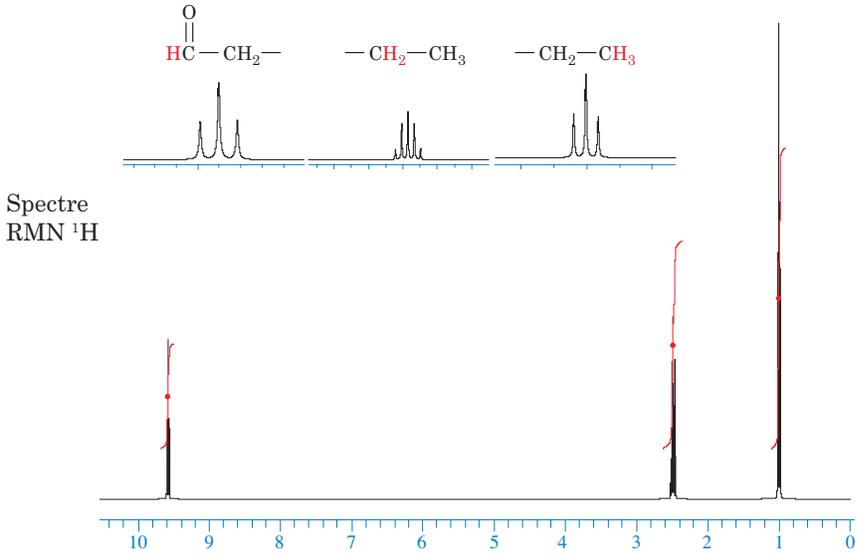


Spectre RMN ^1H :

1 triplet déblindé pour le H de la fonction aldéhyde

1 triplet blindé pour les H du groupe méthyle liés au CH_2

1 quadruplet pour le CH_2 lié au CO et au CH_3



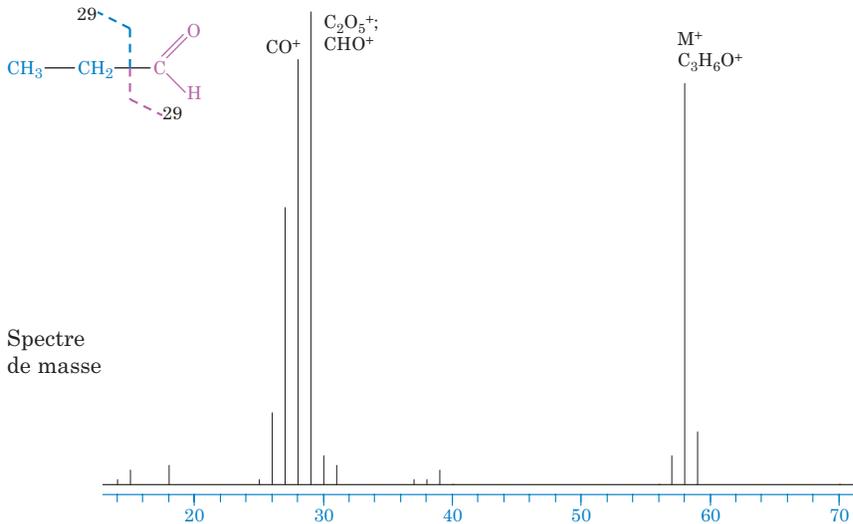
Spectre de masse:

Le pic 58 correspond à M^+

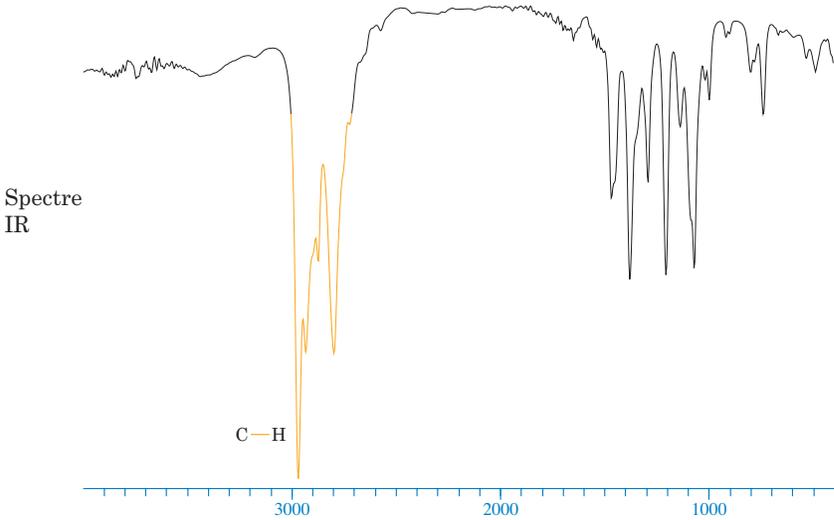
Le pic 29 à la fragmentation au niveau du groupe CHO (M^+-29)

Le pic 29 à la fragmentation au niveau du groupe C_2H_5 (M^+-29)

Le pic 28 correspond à CO^+



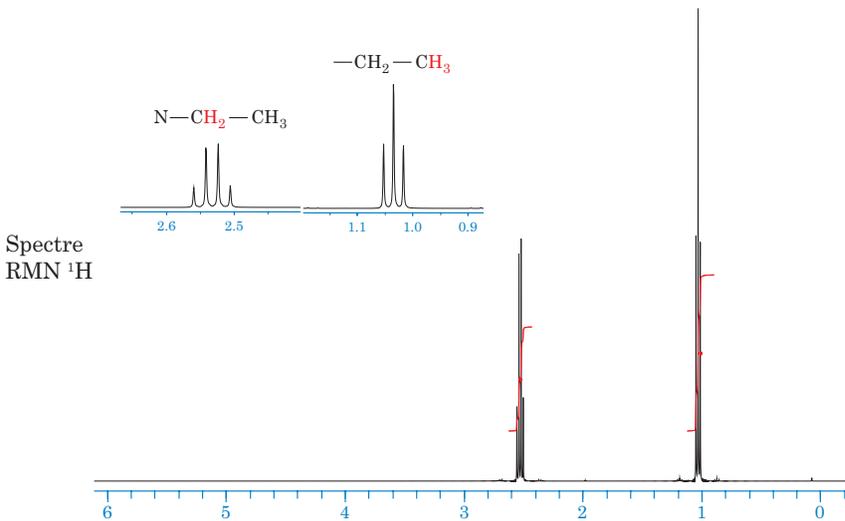
26.5.12 Le composé analysé est la triéthylamine.



Spectre RMN ^1H :

1 triplet pour les H des 3 groupes CH_3 liés au CH_2 .

1 quadruplet pour les H des 3 groupes CH_2 liés au CH_3 et à N, donc déblindés.



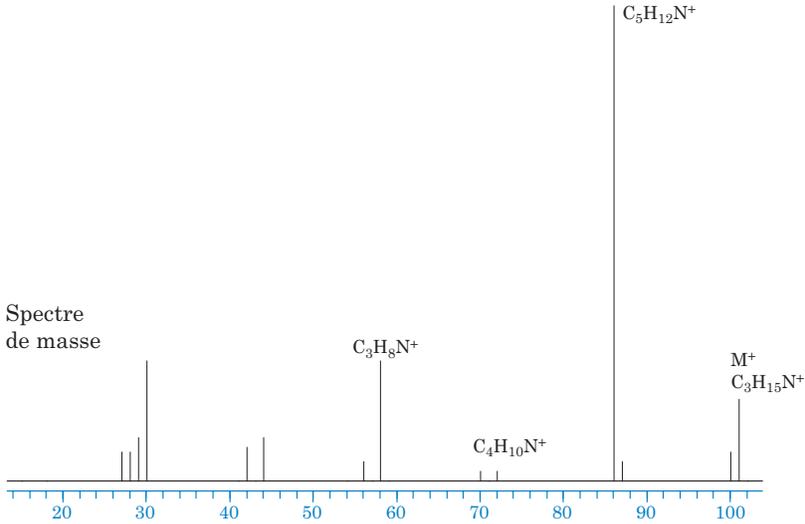
Spectre de masse :

Le pic 101 correspond à M^+ .

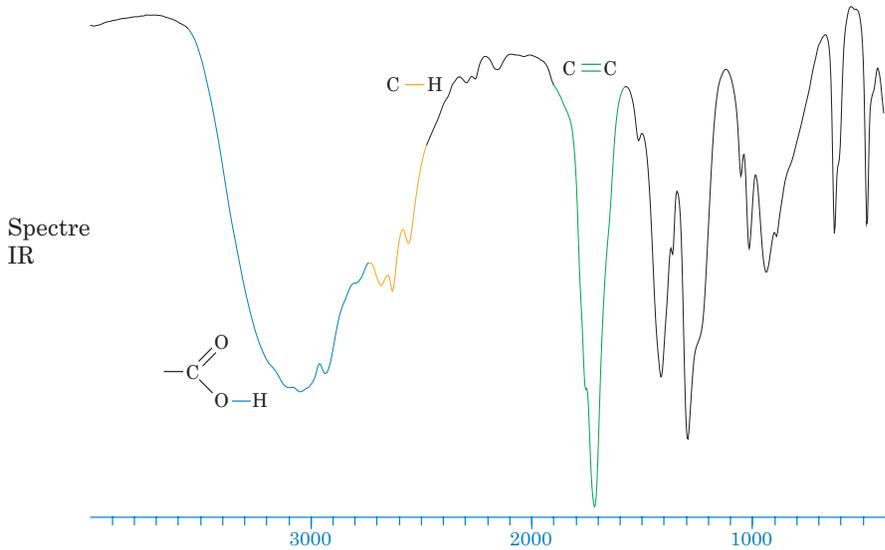
Le pic 86 à la fragmentation au niveau du groupe CH_3 ($M^+ - 15$).

Le pic 72 à la fragmentation au niveau du groupe C_2H_5 ($M^+ - 29$).

Le pic 58 correspond à $\text{C}_3\text{H}_8\text{N}^+$.



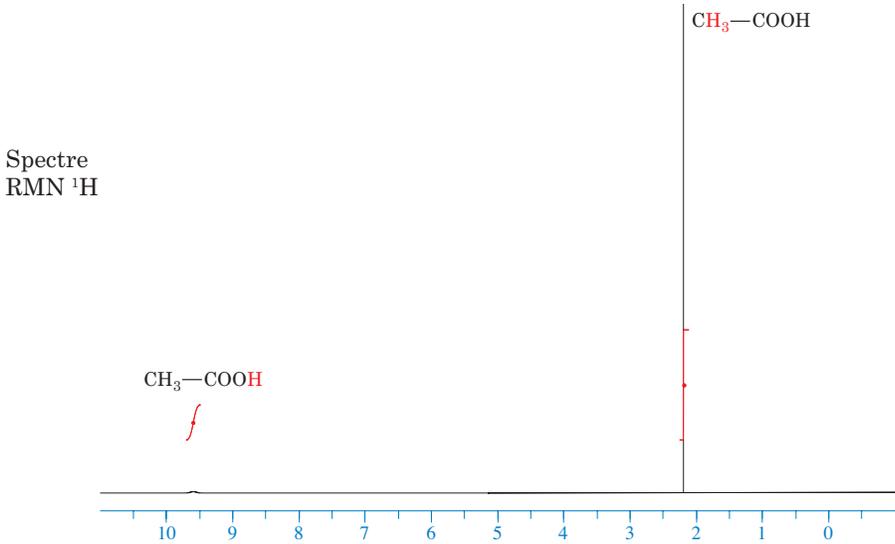
26.5.13 Le composé analysé est l'acide acétique.



Spectre RMN ^1H :

1 singulet pour les H du CH_3 lié à la fonction acide

1 singulet étalé pour le H de la fonction acide



Spectre de masse:

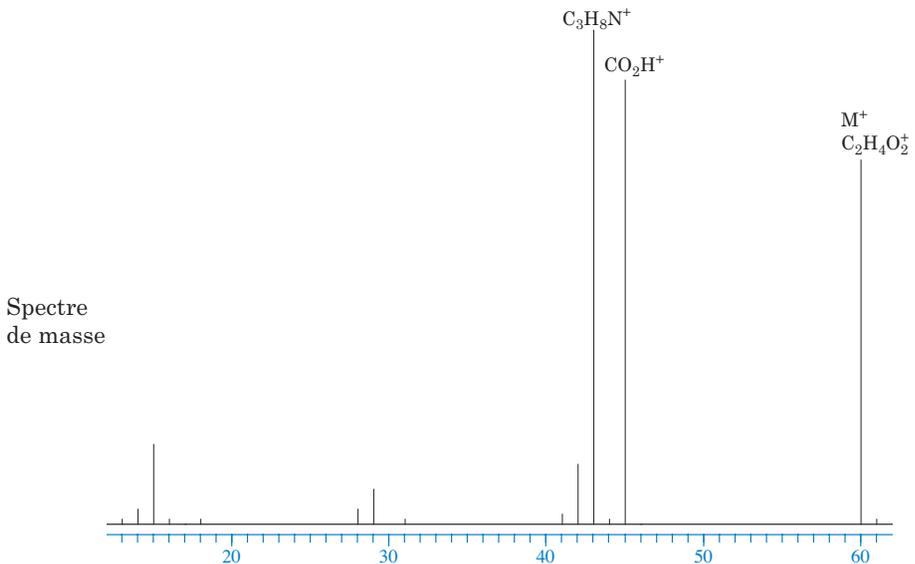
Le pic 60 correspond à M^+ .

Le pic 45 à la fragmentation au niveau du groupe méthyle ($\text{M}^+ - 15$).

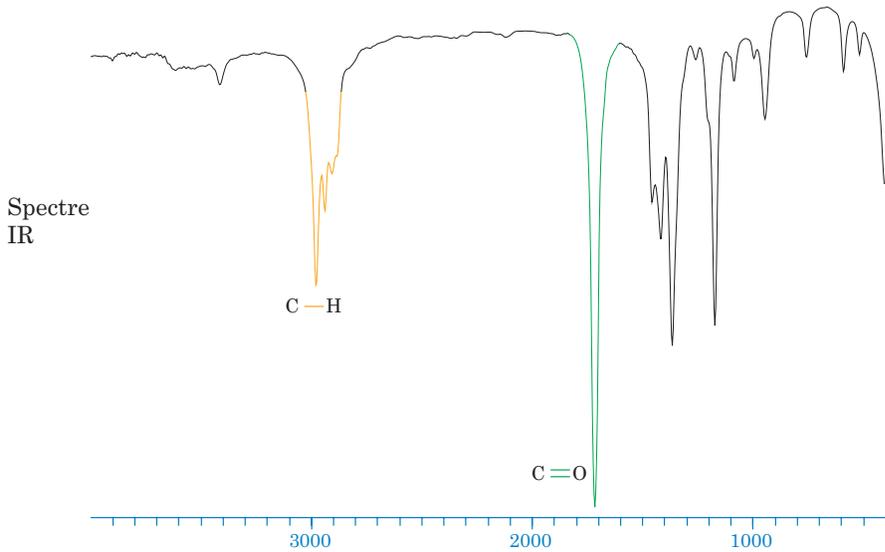
Le pic 43 à la fragmentation au niveau du groupe OCH_3 ($\text{M}^+ - 31$).

Le pic 31 à la fragmentation au niveau du groupe OH ($\text{M}^+ - 17$).

Le pic 28 correspond à CO^+ .



26.5.14 Le composé analysé est la butan-2-one.

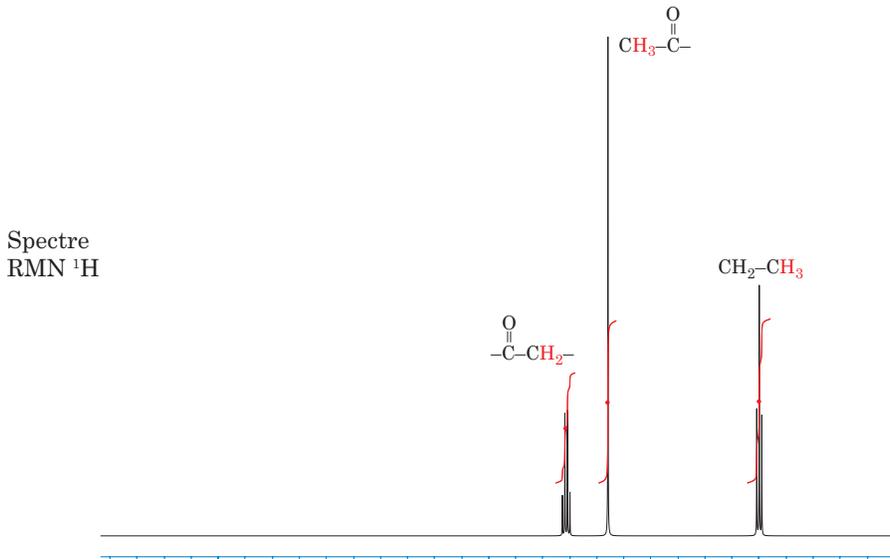


Spectre RMN ^1H :

1 singulet pour les H du CH_3 lié à CO

1 triplet pour les H du CH_3 lié au CH_2

1 quadruplet pour les H du CH_2 lié à CH_3 et CO, donc déblindé)



Spectre de masse:

Le pic 72 correspond à M^+ .

Le pic 57 à la fragmentation au niveau du groupe CH_3 ($\text{M}^+ - 15$).

Le pic 43 à la fragmentation au niveau du groupe C_2H_5 ($\text{M}^+ - 29$).

Le pic 29 à la fragmentation au niveau du groupe COCH_3 ($\text{M}^+ - 43$).
Le pic 28 correspond à CO^+ .

Spectre
de masse

