

Sommaire

Ex 19 p 94 :	11
Correction : de l'ex 19	11
Ex 20 p 94	12
Correction de l'ex 20 :	13
II) détermination de la concentration d'une espèce colorée en solution	14
A. Absorbance	14
B. courbe d'étalonnage	14
III) Des atomes aux molécules (livre p 100)	15
Activité en duet ou en octet (Activité 1 p 100) :	15
Correction : de l'activité	16
Correction : de l'activité	16
Activité 2 : (p 101)	16
Des atomes aux molécules	20
I) formation des molécules	20
A) stabilité chimique des gaz nobles	20
B) La liaison covalente	20
Liaison covalente :	20
Exemple :	21
C) Représentation de Lewis d'une molécule	22
Exercice 8 p 110 :	23
Correction de l'ex 8 :	23
Exercice 10 p 110 :	23
Correction de l'ex 10 :	23
Exercice 11 p 110 :	23
Correction de l'ex 11 :	24
II) Géométrie des molécules	24
Règle générale :	24
Exemple :	24
Exemple :	24
III) Isomérisation Z/E	25
Définition :	25

Exemple :.....	25
Exercice 14 p 111 :.....	26
Correction :.....	26
Exercice 18 p 111 :.....	26
Correction :.....	26
Exercice 15 p 111 :.....	26
Correction :.....	27
Exercice 19 p 111 :.....	27
Correction.....	27
Champs et forces	28
Activité 2 p 202-203 : Ces ondes qui nous entourent	28
Pb : Les ondes électromagnétiques qui nous entourent présentent-elles un réel danger ?	28
Correction :.....	28
Correction :.....	28
Correction :.....	28
Correction :.....	29
Champs et forces	29
I) Un champ en physique	29
Définition :	29
Un champ scalaire et un champ vectoriel.....	29
Définition :	29
Exemple :.....	29
Définition	29
Exemple :.....	29
II) Caractéristique d'un champ.....	29
A) Cartographie d'un champ.....	29
B) lignes de champ vectoriel.....	29
Def :.....	29
Exemple : Champ magnétique créé par un aimant :.....	30
Champs électrostatique créé par une charge électrique.....	30
Champ de gravitation créé par une masse :.....	30
C) Champ Uniforme.....	30
Champ magnétique par un solénoïde	30

Ex 12 p 211 :	31
Correction :	31
Ex 21 p 213 :	31
Correction :	31
Ex 22 p 213 :	31
Correction :	32
III Caractériser des champs vectoriels	32
A) champs de gravitation et de pesanteur	32
Def :	32
Ex :	33
B) Champs électrostatique créé par un condensateur plan.....	33
Def :	34
C) Champ magnétique terrestre.....	35
Ex 28 p 216 :	36
Correction :	36
Principe de conservation de l'énergie	36
I Différentes formes d'énergies.....	36
Activité 1 p220 : Énergie cinétique :	37
Correction :	37
Ex 11 p 230 :	37
Correction :	37
Ex 12 p231 :	38
Correction :	38
II Le principe de la conservation de l'énergie.....	39
A) Conservation de l'énergie	39
Def :	40
B) Application	40
1) cas de la chute libre.....	40
Def :	40
2) autres cas de chutes	40
3) application à la radioactivité (béta) ⁻	41
Ex 14 p 231 :	41
Ex 15 p 231 :	42
Correction :	42

Ex 19 p 232 :	42
Suite de l'exercice qui est corrigé car je n'ai pas eu le temps de le terminer :	43
Ex 21 p 232 :	44
Correction :	45
Correction de l'évaluation de physique du 06 11 2018.....	45
Physique	45
Ex 1 :	45
Ex 2 Physique.....	47
Interaction fondamentale et réaction nucléaires.....	47
I Les constituants de l'atome.....	47
Def :	47
II) interactions fondamentales qui régissent l'Univers	48
III) Réaction nucléaires	48
A) réaction nucléaire spontanées.....	48
Def :	49
Def.....	49
Cours :	49
B) Réactions nucléaires provoquées	49
* La fission du noyau lourd.....	49
Def :	49
* La fusion des noyaux légers	50
Def :	50
C) Equation de Réaction nucléaires	50
Réactions nucléaires spontanées	50
1 Radioactivité α (${}^4_2\text{He}^{2+}$).....	50
2 Radioactivité β^- (${}_0^0\text{e}^-$)*	50
3 Radioactivité β^+ (positon e^+).....	50
4 Fission	50
5 Fusion	50
Lois de Soddy.....	51
D) Energies libérées	51
Equation d'Einstein	51
Ex 18 p 137	51
Ex 19 p 137 :	52

Ex 23 p 137 :	52
Ex 25 p 138 :	53
Correction :	53
Ex 28 p 139 :	54
Ex 29 p 139 :	55
Correction :	55
Correction de la compo de physique :	55
Cohésion des solides	58
I) Transfert Thermique	58
A) Les états de la matière	58
Def.....	58
Un solide :	58
Un liquide :	58
État gazeux	58
B) cohésion de la matière	58
C) Transfert Thermique.....	58
Exemple :	58
Def.....	59
Grandeur : énergie massique de changement d'état.....	59
Exemple :	59
D) Solides ioniques et moléculaires	60
Def de solide ionique.....	60
Solide ionique.....	60
Chlorure de fer III ($\text{Fe}^{3+} + 3\text{Cl}^-$)	60
! Il faut penser à assurer la neutralité électrique.....	60
Def.....	60
Solide moléculaire.....	60
Exemple : Solide moléculaire	61
Diode : I_2	61
Exemple : Solide atomique	61
Fer : Fe	61
Ex 8 p 156 :	61
Ex 9 p 156 :	61
II) Cohésion d'un solide ionique	62

A) Interaction électrostatique	62
Def :	62
Solide ionique.....	62
Loi de Coulomb :	62
B) Cohésion des solides ioniques.....	63
Ex 15 p 156 :	63
Correction :	63
Ex 16 p 156 :	63
Correction :	63
Ex 17 p 157 :	64
Correction :	64
Ex 27 p 159 :	64
Correction :	64
III) Cohésion des solides moléculaire	65
A) électronégativité	65
Def.....	65
L'électronégativité	65
B) Interaction de Van der Waals	67
Def.....	67
Les interaction de Van der Waals.....	67
Exemple :	67
Donc :	67
C) Les liaisons hydrogène	67
Def.....	68
Liaison hydrogène	68
D) Cohésion des solides moléculaires.....	69
Def.....	69
Cohésion d'un solide moléculaire	69
Ex 19 p 157 :	69
Correction :	69
Ex 20 p 157 :	69
Correction :	69
Ex 21 p 157 :	70
Correction.....	70

Ex 24 p 158 :	71
Correction :	71
Ex 32 p 162 :	72
Correction :	72
Correction de l'évaluation du 12/12/2018 :	72
Dissolution de composé ionique ou moléculaires	74
I prévoir si un solvant est polaire ou apolaire	74
Def :	74
Def :	74
Molécule polaire :	74
Exemple 1 :	75
Exemple 2 :	75
Exemple 3 :	75
def :	76
exemple :	76
def.....	76
Ex 9 p 174 :	77
II Dissolution d'un soluté	78
def :	78
A) dissolution d'un solide ionique	78
1 la dissociation	78
2 la solvation/ hydratation	78
3 la dispersion.....	79
Exemple dissolution du Chlorure de sodium	79
B) Dissolution d'un solide moléculaire.....	80
Ex 18 p 175 :	80
III Concentration d'un ion en solution	80
Def :	80
Concentration molaire :	80
La concentration :	80
Par exemple :	80
Concentration ionique de l'ion X^+ :	81
Application : ex 14 p175	81
Correction :	81

Ex 15 p 175 :	82
Ex 16 p 175 :	82
Correction :	82
Ex 17 p 175 :	83
Correction :	83
Ex 20 p 176 :	84
Correction :	84
Ex 25 p 179 :	85
Structure et propriété des alcanes et des alcools	86
Activité 1 et 2 p 182-183 :	86
Activité 1 p 182 :	86
Groupes caractéristiques :	90
Activité 2 p 183 :	90
I Identifier un alcane et un alcool	91
A) Chaines carbonées	91
B) Les Alcanes	91
Formule générale :	91
C) Nomenclature des Alcanes	91
Alcanes ramifiés :	92
Exemple :	92
ex 10 p192 :	92
Ex 11 p192 :	93
Évolution des températures de changement d'état *Cas des alcanes linéaires	93
A) Interprétation des résultats	93
Exemple :	93
Évolution des températures de changement d'état *Cas des alcanes ramifiés isomères.....	93
Évolution des températures de changement d'état *Cas de l'eau	94
Exemple :	94
Évolution des températures de changement d'état *Cas des alcools (R-OH).....	95
En conclusion :	95
Exercices 16 p 193 :	95
Ex 23 p 194 :	95
B) La distillation fractionnée.....	96
III Miscibilité des alcools dans l'eau.....	96

Ex 22 p 194 :	96
Ex 25 p 194 :	97
Ex 27 p 195 :	97
Composés organiques oxygénés.....	98
Activité 1 p 302 :	98
Ex 8 p 314 :	99
Ex 9 p 314 :	99
Ex 10 p 314 :	99
Ex 11 p 314 :	100
I Aldéhydes et cétone	100
A) définitions.....	100
Exemple :	101
Éthanal.....	101
Les cétones	101
Exemple.....	101
Propanone :	101
B) Nomenclatures.....	101
II Acides carboxyliques.....	101
A) définition	101
B) Nomenclatures.....	102
C) propriétés.....	102
Ex 12 p 314 :	102
III Produit de l'oxydation d'un alcool ou d'un aldéide	103
A) classe des alcools	103
Les alcool primaire.....	103
Alcools secondaires.....	103
Alcool tertiaire.....	104
B) oxydation des alcools	104
Oxydation ménagée.....	104
Alcools primaires	104
Alcools secondaires.....	104
Alcools tertiaire	104
Test des Aldéhydes et des cétones :	105
Test à la D.N.P.H :	105

Autre option test à la liqueur de Fehling	105
Activité 6 p 313 :	105
Ex 21 p 316 :	106

Ex 19 p 94 :

$V = 5,0 \text{ ml}$ de $\text{Ag}^+ (\text{aq}) + \text{NO}_3^- (\text{aq})$ (nitrate d'argent)

$$C = 0,20 \text{ mol.L}^{-1}$$

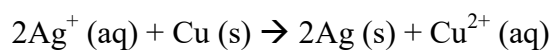
$$M_{(\text{Ag})} = 107,9 \text{ g.mol}^{-1}$$

$$M_{(\text{Cu})} = 63,5 \text{ g.mol}^{-1}$$

On y immerge un fil de cuivre

* masse (m)

$$* m_{\text{de la partie immergée}} = 0,52 \text{ g}$$



1) Je calcule en mmol les quantités initiales des réactifs :

Je calcule $M_{(\text{Ag})} =$

Je calcule $M_{(\text{Cu})} =$

2) Le réactif limitant est le

Correction : de l'ex 19

$$C = 0,20 \text{ mol.L}^{-1}$$

$$V = 5,0 \text{ mL}$$

Nitrate d'argent = $\text{Ag}^+ + \text{NO}_3^-$

On ajoute

$m = 0,52 \text{ g}$ de cuivre Cu

1)

Quantité de matières initiales des réactifs

Pour les ions Ag^+ et NO_3^-

$$* n(\text{Ag}^+) = n(\text{NO}_3^-)$$

$$\text{Et } n = \frac{C}{V} = \frac{\text{mol.L}^{-1}}{\text{L}} * \text{L}^{-1} = \text{mol.L}^{-2} \cdot \text{L} = \text{mol.L}^{-1}$$

$$* n = C * V$$

$$* n = CV$$

$$n = 0,20 * 5 * 10^{-3} \text{ L}$$

$$n = 1,0 * 10^{-3} \text{ mol}$$

$$n = 1,0 \text{ mmol}$$

[Retour en haut](#)

* $\text{H}_2\text{O} + \text{U}$

Pour le cuivre

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

$$\ast n' = \frac{0,52}{63,5}$$

$$n' = 8,2 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

$$\ast n' = 8,2 \text{ mmol}$$

2)

En mmol		2Ag^+	$+\text{Cu}$	$\rightarrow 2\text{Ag}$	$+\text{Cu}^{2+}$
Etat initial	x_0	$n_0(2\text{Ag}^+) = 1,0$	$n_0(\text{Cu}) = 8,2$	0	0
En cours de transformation	x	$1,0 - 2x$	$8,2 - x$	$2x$	x
Etat final	x_{max}	$1,0 - 2x_{\text{max}}$	$8,2 - x_{\text{max}}$	$2x_{\text{max}}$	x_{max}

Calcule de x_{max}

$$1,0 - 2x_{\text{max}} = 0 \rightarrow x_{\text{max}} = 0,5 \text{ mmol}$$

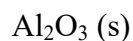
\ast ou bien

$$8,2 - x_{\text{max}} = 0 \rightarrow x_{\text{max}} = 8,2 \text{ mmol}$$

On choisit pour x_{max} , la plus petite

Ex 20 p 94

Oxyde d'aluminium :



Aluminium :



$$M = 27 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

Dioxygène

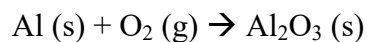


[Retour en haut](#)

$\ast \text{H} + \text{U}$

* m(Al) réaction complète avec excès d'O₂ formation de 0,25 mol d'oxyde d'aluminium.

1)



2)

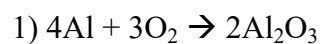
en mol	4Al (s)	+3O ₂ (g)	→ 2Al ₂ O ₃ (s)
Etat initial x ₀	n ₀ (4Al) 27-4x ₀	n ₀ (3O ₂) -3x ₀	0
En cour de transformation x	27-4x	-3x	2x
Etat final x _{max}	0-4x _{max}	0,25-3x _{max}	0,25

3)

4)

Correction de l'ex 20 :

Oxyde d'aluminium Al₂O₃



2)

en mol	4Al (s)	+3O ₂ (g)	→ 2Al ₂ O ₃ (s)
Etat initial x ₀	n ₀ (Al)	n ₀ (O ₂)	0
En cour de transformation x	n (al)-4x	n(0 ₂)-3x	2x
Etat final x _{max}	n(Al)-4x _{max} =0	n(0 ₂)-3x _{max}	2x _{max} =0,25 mol

3)

[Retour en haut](#)

* ⚡+U

Il se forme 0,25mol d'oxyde d'aluminium.

Soit $2x_{\max}$

$$X_{\max} = \frac{0,25}{2} = 0,125 \text{ mol}$$

4) Quantité d'Aluminium

$$\star n(\text{Al}) - 4x_{\max} = 0$$

$$\star n(\text{Al}) - 4 \cdot 0,125 = 0$$

$$\star n(\text{Al}) = 0,5 \text{ mol}$$

Masse d'aluminium

$$\star m(\text{Al}) = n(\text{Al}) \cdot M(\text{Al})$$

$$\star m(\text{Al}) = 0,5 \cdot 27$$

$$\boxed{m(\text{Al}) = 13,5 \text{ g}}$$

II) détermination de la concentration d'une espèce colorée en solution

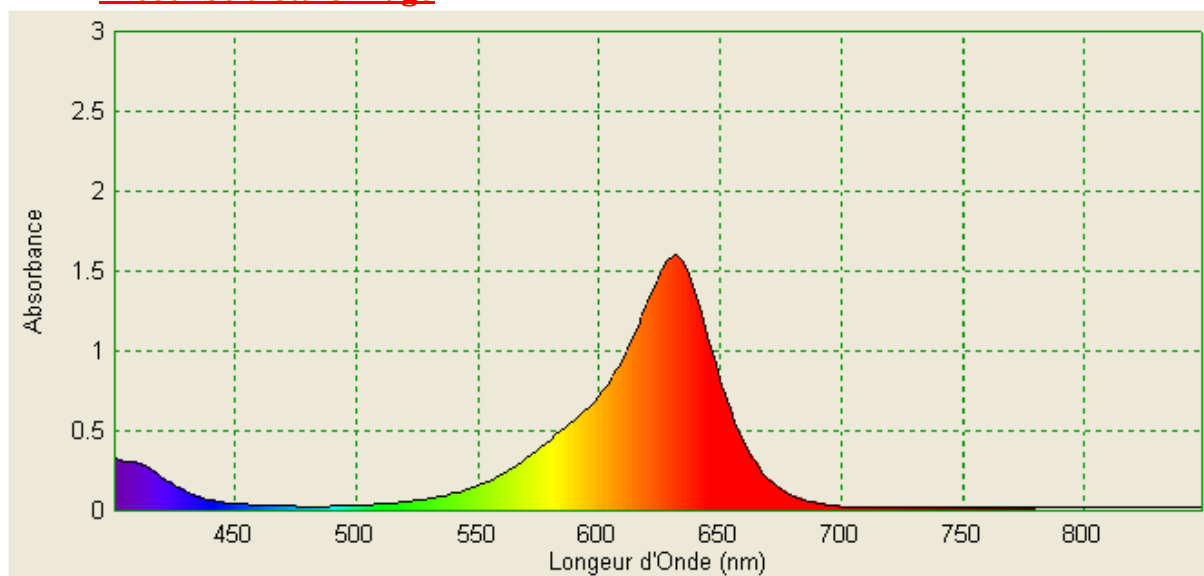
A. Absorbance

Une solution apparaît d'une couleur qui correspond aux radiations diffusées par cet objet lorsqu'il est éclairé en lumière blanche.

L'absorbance peut être détectée avec un spectrophotomètre (appareil mesurant l'absorbance de l'onde)

L'absorbance : L'absorbance A d'une solution est une grandeur sans unité liée à la proportion de lumière absorbée par la solution pour une longueur d'onde λ donnée. Qui est une courbe

B. courbe d'étalonnage



La courbe d'étalonnage est une courbe simple qui permet de représenter l'onde lumineuse sous forme de courbe. Dont le trait est sous forme de spectre.

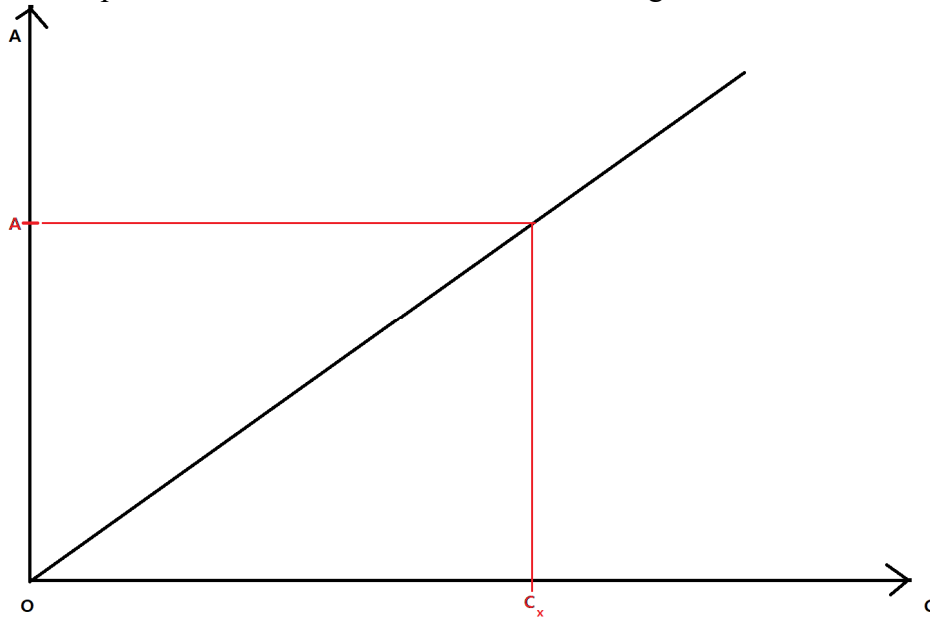
[Retour en haut](#)

✱ H+U

Exemple : solution de sulfate de cuivre (nommée x car on cherche sa concentration C_x)

On mesure son absorbance, A_x avec un spectromètre

On compare cette valeur avec la courbe d'étalonnage du sulfate de cuivre



La courbe de Beer-Lambert : l'absorbance d'une espèce chimique en solution est proportionnelle à la concentration molaire c de cette espèce. Cela constitue la loi de Beer-Lambert

Loi de Beer-Lambert :

$$A = k \cdot C$$

* k : dépend de la nature de la solution étudiée.

III) Des atomes aux molécules (livre p 100)

Activité en duet ou en octet (Activité 1 p 100) :

- 1) a) L'atome d'oxygène $^{16}_8\text{O}$ à 8 protons
- 1) b) L'atome d'oxygène $^{16}_8\text{O}$ à $16 - 8 = 8$ électrons.
- 1) c) L'atome d'oxygène $^{16}_8\text{O}$ à 2 couche électrique K et L car $8 - 2 = 6$ et 6 est inférieur au nombre maximal d'électrons de la couche L.
- 1) d) L'atome d'oxygène $^{16}_8\text{O}$ à 6 électrons sur sa couche externe qui est la couche L.

2)

3)

3) a) $^{10}_{10}\text{Ne} : K^2L^8$ Vrai

3) b) $^2_2\text{He}^{8-} : K^2L^8$ n'existe pas

3) c) $^3_3\text{Li} : K^2L^1$ Vrai

[Retour en haut](#)

* $\text{H} + \text{U}$

- 3) d) ${}_9\text{F}^{7+}$: K^2 n'existe pas
3) e) ${}_3\text{Li}^-$: K^2L^2 n'existe pas
3) f) ${}_3\text{Li}^+$: K^2 Vrai
3) g) ${}_9\text{F}^-$: K^2L^8 Vrai
3) h) ${}_{12}\text{Mg}^+$: $\text{K}^2\text{L}^8\text{M}^1$ n'existe pas

Correction : de l'activité

$$Z=8$$

$$\star n(e^-)=Z=8$$



Correction : de l'activité

Ion oxyde 2 charges négatives ${}^{16}_8\text{O}^{2-}$

Activité 2 : (p 101)

1)

Méthane : $4\text{H}+\text{C}$

$4e+6e$

Ammoniac : $3\text{H}+\text{N}$

$3e+7e$

Eau : $2\text{H}+\text{O}$

$2e+8e$

Dioxyde de carbone : $2\text{O}+\text{C}$

$16e+6e$

Méthanal : $2\text{H}+\text{C}+\text{O}$

$2e+6e+8e$

2) a)

${}_1\text{H} : \text{K}^1$

${}_6\text{C} : \text{K}^2\text{L}^4$

${}_7\text{N} : \text{K}^2\text{L}^5$

${}_8\text{O} : \text{K}^2\text{L}^6$

2) b)

${}_1\text{H}$: 1 électron sur la couche externe

${}_6\text{C}$: 4 électrons sur la couche externe

${}_7\text{N}$: 5 électrons sur la couche externe

${}_8\text{O}$: 6 électrons sur la couche externe

3)

[Retour en haut](#)

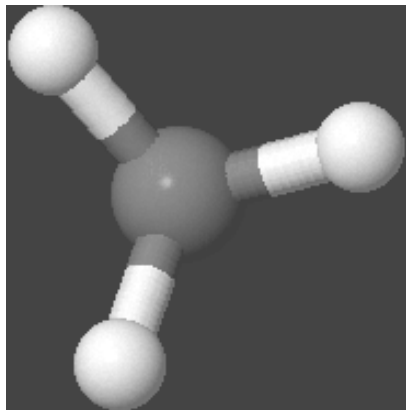
$\star \text{He}+\text{U}$

4)

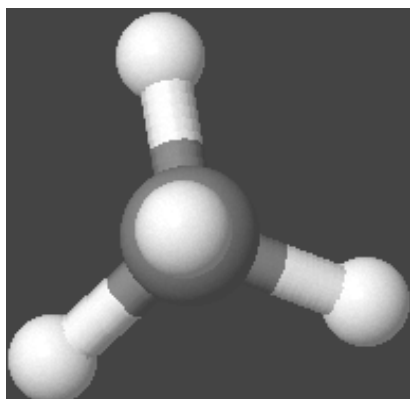
<http://librairiedemolecules.education.fr/outils/scribmol>

Méthane :

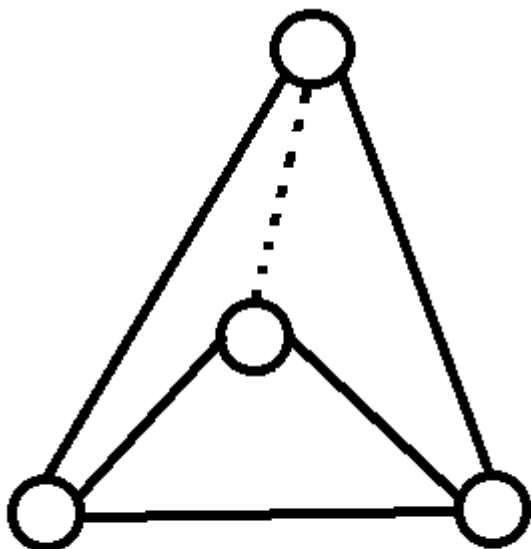
Trois H sur la même sphère pointant vers le bas



Et un atome vers le haut



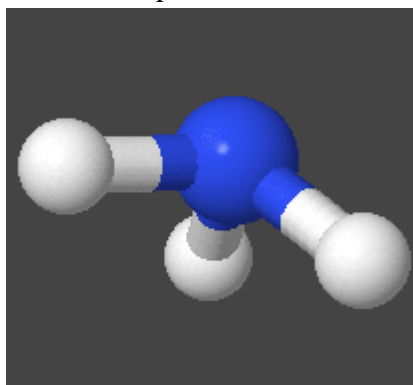
Cette structure ressemble à une pyramide à base triangulaire



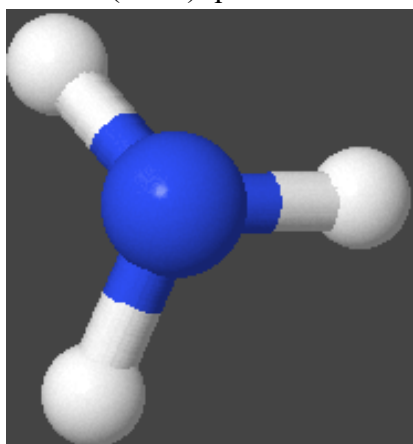
Titre : représentation pyramidale

Ammoniac :

Il a trois H qui forment une base triangulaire



Et un **N** (azote) qui serait le sommet de la pyramide

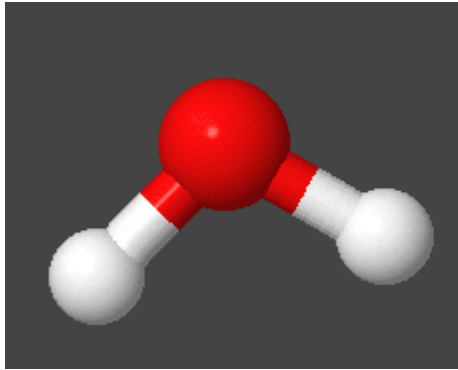


Eau

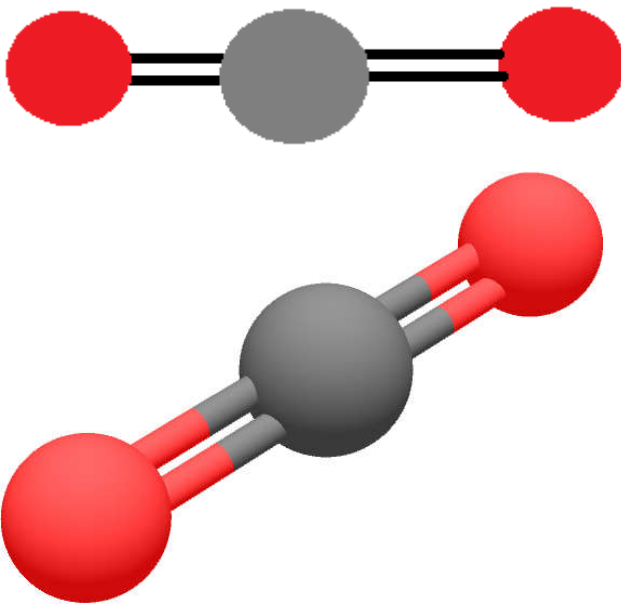
Deux H qui forment la base d'un triangle et un **O** qui forme le sommet de ce triangle

[Retour en haut](#)

✱ ⚡ + U

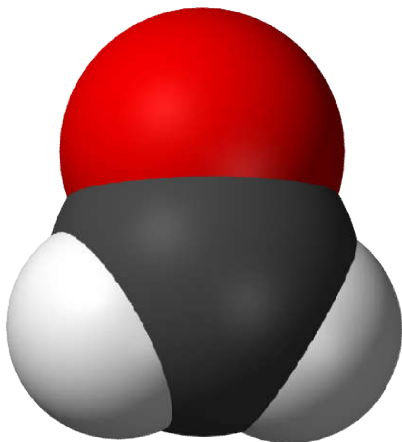


Dioxyde de carbone :

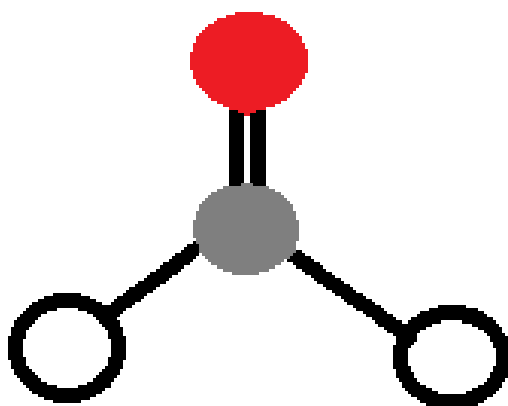


La forme du dioxyde de carbone est qu'il ressemble à une double droite reliée par des sphères qui sont **deux oxygènes** et un **carbone**

Méthanal



Il a un atome d'**oxygène** à double liaison qui se lie à au **carbone** qui lui-même se lie à deux atome d'hydrogènes et toute cette structure forme un triangle



	linéaire	coudée	pyramidale	triangulaire	tétraédrique
Méthane	NON	NON	OUI	OUI	OUI
Ammoniac	NON	NON	OUI	OUI	NON
Eau	OUI	OUI	NON	NON	NON
Dioxyde de carbone	OUI	NON	NON	NON	NON
Méthanal	NON	NON	OUI	OUI	NON

5)

6)

7)

Des atomes aux molécules

I) formation des molécules

A) stabilité chimique des gaz nobles

En chimie une espèce chimiquement stable est une espèce qui ne réagit avec aucune autre espèce

Pourquoi cette stabilité : La stabilité chimique est acquise quand la couche périphérique respecte la règle du duet (K^2) ou de l'octet (L^8 et au dessus), la stabilité des gaz nobles et du à la stabilité électronique de ses couches qui répond à la règle du duet ou de l'octet.

B) La liaison covalente

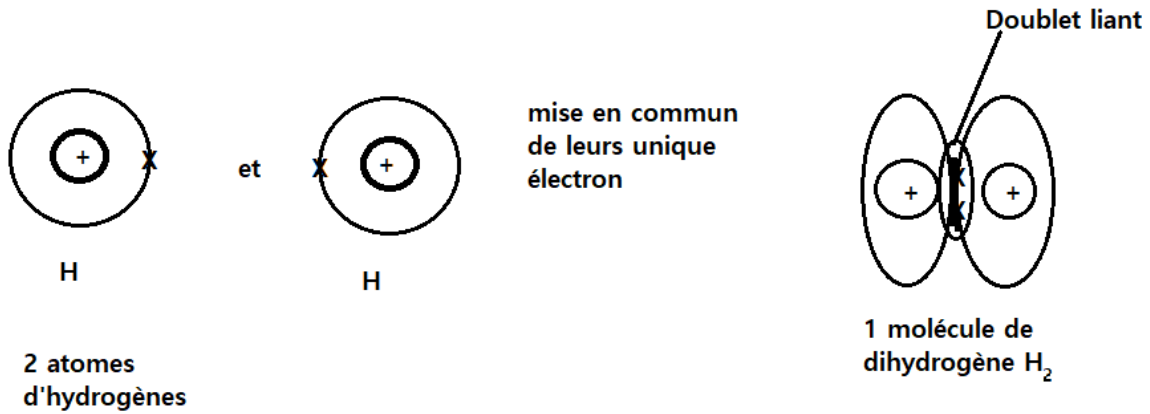
Les atomes lorsqu'ils n'ont pas la structure d'un gaz noble sont beaucoup plus instables, pour régler ce problème de stabilité les atomes peuvent se relier avec d'autres atomes pour régler ce problème et former des molécules qui elles vont devenir stables. Pour cela ils vont se relier entres eux avec des liaisons covalentes.

Liaison covalente :

Une liaison covalente simple, entre deux atomes est due à la mise en commun de deux électrons qui forment alors un doublet liant.

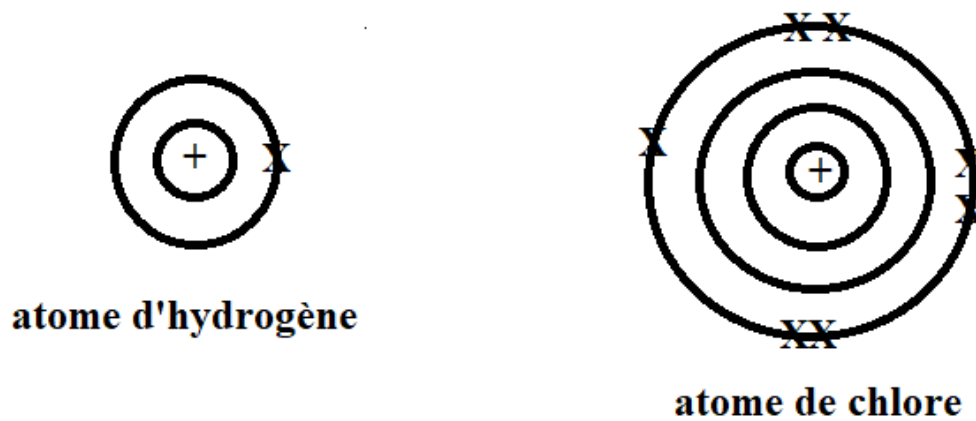
Exemple :

1 électron célibataire (Hydrogène, H, $Z=1$)

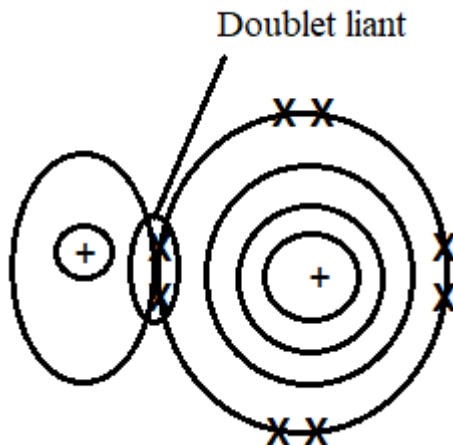


Hydrogène H $Z=1$ K¹

Chlore Cl $Z=17$ K² L⁸ M⁷



L'atome d'hydrogène et l'atome de chlore mettent en commun leurs électrons célibataires pour former une liaison covalente



Molécule de chlorure d'hydrogène.

Au sein d'une molécule, les atomes tendent à compléter leurs couches électroniques externes (à 2 ou 8 électrons) en formant des liaisons covalentes (simples/doubles/triples) de façon à respecter les règles du duet ou de l'octet.

C) Représentation de Lewis d'une molécule

- * Doublet d'électrons représenté par un tiret –
- * On ne représente que la couche externe
- * Une paire d'électrons qui ne participe pas à une liaison covalente est un doublet non-liant.
- * Une paire d'électrons dans une liaison covalente est un doublet liant.

Hydrogène H

Dihydrogène H-H

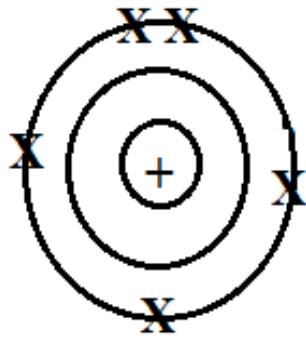
Chlore |Cl|

Chlorure d'hydrogène H-Cl

Azote N

DiAzote N-N

Azote $Z=7$ $K^2 L^5$



Exercice 8 p 110 :

- a) Hélium He : K^2 (c'est un duet saturé, et gaz noble : 0 liaisons) ☒
- b) Carbone C : $\text{K}^2 \text{L}^4$ (4 liaisons) ☒
- c) Fluor F : $\text{K}^2 \text{L}^7$ (1 liaison) ☒
- d) Néon Ne : $\text{K}^2 \text{L}^8$ (octet saturé, gaz noble : 0 liaisons) ☒
- e) Silicium Si : $\text{K}^2 \text{L}^8 \text{M}^4$ (4 liaisons) ☒
- f) Argon Ar : $\text{K}^2 \text{L}^8 \text{M}^8$ (gaz noble : 0 liaisons) ☒

Correction de l'ex 8 :



Exercice 10 p 110 :

Il y a deux doublets non-liant sur l'atome d'oxygène car l'oxygène pour être complètement utilisé peut avoir jusqu'à quatre liaisons, ou deux liaisons doubles, or ici il n'a que deux liaisons simple donc il lui reste encore deux liaisons non-utilisées ce qui justifie les doubles barres.

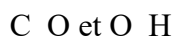
Correction de l'ex 10 :



2 paires d'électrons → 2 doublets non liant représentés par les 2 tirets

2 électrons célibataires

↪ 2 liaisons covalentes



Exercice 11 p 110 :

La formule est :



Car le soufre ne peut faire que deux liaisons :

Ici la première liaison est le premier Hydrogène et la seconde est le deuxième hydrogène.

Correction de l'ex 11 :

H_S_H

6 électrons sur la couche externe

2 paires d'électrons → 2 doublets non-liants

2 électrons célibataires

Formule de Lewis $\text{H}-\overset{\cdot\cdot}{\underset{\cdot\cdot}{\text{S}}}-\text{H}$

II) Géométrie des molécules

Règle générale :

La structure spatiale d'une molécule, est celle dans laquelle les doublets des électrons externes, liants et non-liants, de chaque atome s'écartent au maximum les uns des autres.

Exemple :

Le méthane : CH₄

Pyramide à base triangulaire dont les 4 faces sont identiques.

Les atomes H sont aux 4 sommets du tétraèdre et l'atome de carbone est au centre du tétraèdre.

Exemple :

Ammoniac NH₃ :

N Z=7

K² L⁵

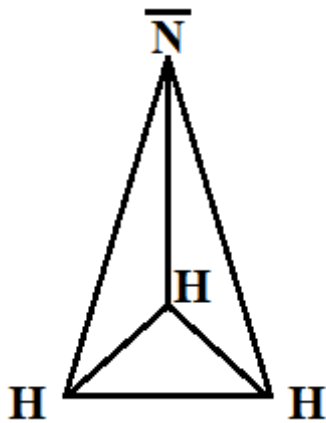
1 doublet non liant

3 électrons célibataires

Pyramide à base triangulaire

Les atomes d'hydrogènes aux 3 angles de la base

L'atome d'azote (avec son doublet non-liant) au sommet de la pyramide



Eau H₂O

0 Z=8 K²L⁶

H Z=1

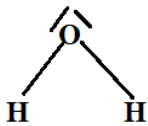
H₂O=K²L⁸.

2 paires d'électrons → 2 doublets non-liants

Et 2 électrons célibataires → 2 liaisons covalents

La molécule est plane

H-O-H



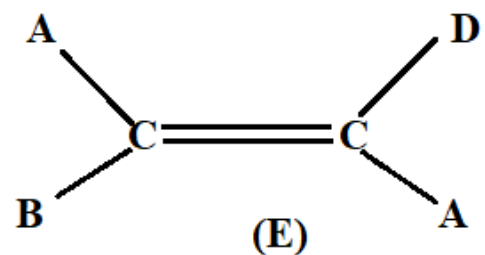
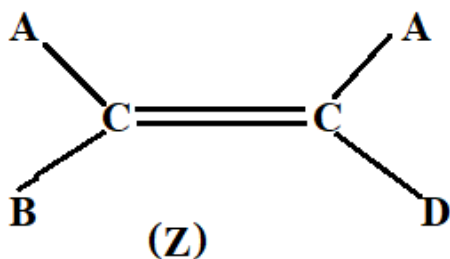
III) Isomérisme Z/E

Définition :

L'impossibilité d'une rotation autour d'une double liaison (C=C) est la cause de l'isomérisme Z/E.

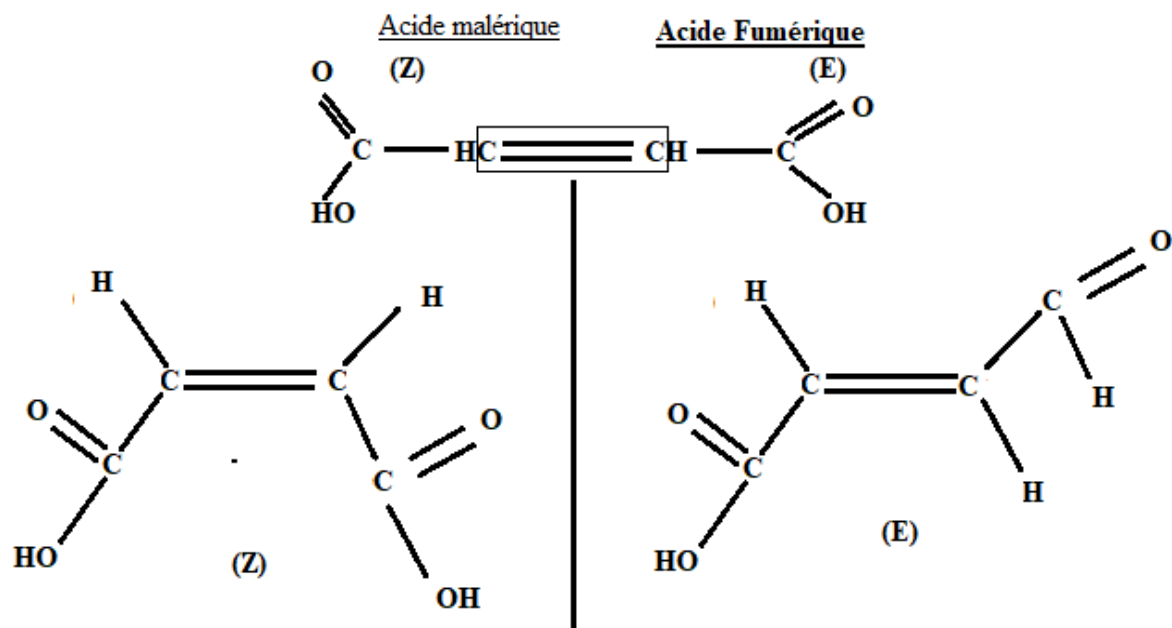
Si chacun des deux atomes de carbone de la double liaison est lié à deux substituant différents, alors il existe deux isomères appelés Z et E

Exemple :



[Retour en haut](#)

*⌘+U



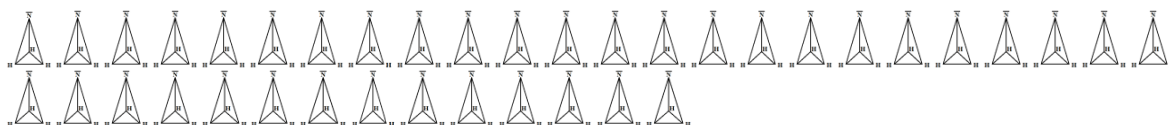
Exercice 14 p 111 :

Correction :

Exercice 18 p 111 :

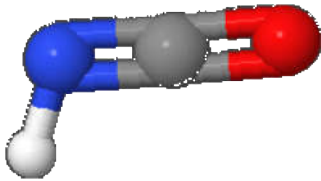
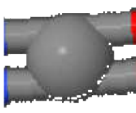
1) Une isomérisation photochimique est un isomère qui permet de changer la couleur du E-stilbène.

2)



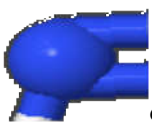
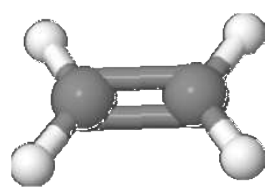

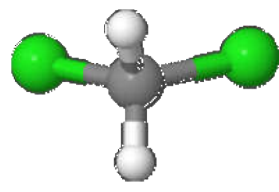

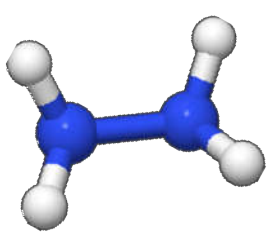
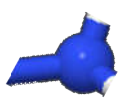
Correction :

Exercice 15 p 111 :

Modèle moléculaire	Géométrie autour des atomes de :	Géométrie de chacune des molécules :
 Acide isocyanique	 de carbone : - un doublet liant avec l'atome d'Oxygène - un doublet liant avec l'atome d'Azote	de l'Oxygène à l'azote = Linéaire entre l'Azote et l'Hydrogène linéaire mais angle de ~60°

[Retour en haut](#)

✱ ⚡ + U

	 <p>d'Azote :</p> <ul style="list-style-type: none"> - un doublet liant avec le carbone - une liaison simple avec l'atome d'hydrogène 	
 <p>éthène</p>	 <p>Atome de carbone :</p> <ul style="list-style-type: none"> deux doublets liant avec un deuxième carbone deux liaisons simples avec deux Hydrogènes. 	La forme du modèle moléculaire est un plan rectangulaire
 <p>Dichlorométhane</p>	 <p>Atome de carbone :</p> <ul style="list-style-type: none"> deux liaisons simples avec deux atomes de chlore deux liaisons simples avec un deux atomes d'Hydrogène 	La forme du modèle moléculaire est une pyramide à base triangulaire.
 <p>Hydraxyne</p>	 <p>Pour L'atome d'azote !</p> <ul style="list-style-type: none"> deux liaisons simples avec deux atomes d'hydrogène une liaison simple avec un atome d'Azote 	La forme du modèle moléculaire est un plan rectangulaire

Correction :

Exercice 19 p 111 :

- A) possible car différentes molécules de part et d'autre
- B) pas possible car mêmes molécules de chaque côté
- C) pas possible car une seule molécule et différente.

Correction

Champs et forces

Activité 2 p 202-203 : Ces ondes qui nous entourent

Pb : Les ondes électromagnétiques qui nous entourent présentent-elles un réel danger ?

1) Quelques appareils émettant des ondes électroniques sont :

- Four à micro-ondes
- VHF
- appareil de chauffage
- radio

2) Le V/m (Volt/mètre) est l'unité utilisée pour indiquer les valeurs des champs électriques.

3) le danger que présentait le four à micro-onde si la porte n'est pas hermétique et que les ondes peuvent facilement s'échapper et provoquer des ravages au cerveau et n'est pas aussi efficace sur le réchauffement des objets à l'intérieur.

Correction :

3) à partir des agitations des molécules d'eau qui engendrent la hausse de température importante sur des végétaux, des animaux ou de l'homme.

4) notre exposition aux ondes électromagnétiques a accru car d'après le doc 3 les plans (entre 2005 et 2014, le taux d'antennes relais dans le centre de Lyon sont beaucoup plus présentes (point violets) sur la carte de 2014 que celle de 2005.

Correction :

4) L'exposition aux ondes magnétiques depuis ces derniers temps a énormément évolué.

5) À partir des différents documents proposés il est préférable d'éteindre son portable car la lumière nuit à notre sommeil et lors de la conduite si nous recevons un message, un appel cela peut nous déconcentrer et provoquer un accident, et le téléphone est nocif pour la santé. Les ondes nuisent aussi à notre sommeil ou notre conduite en voiture car elles peuvent nous troubler dans notre pensée.

6) Elle n'écarte pas définitivement tous les risques sanitaires car les ondes sont nécessaires pour la vie que nous avons adoptée au quotidien, certaines ondes ne sont pas nocives et ne peuvent pas être écartées (le chauffage, ...) d'autres le sont (appeler ses amis, aller sur internet, regarder la télévision, ...).

Correction :

6) car l'OMS comme beaucoup d'autres organisations n'ont pas encore assez de preuves pour passer à l'acte.

7) Les champs électroniques à quoi cela sert-il dans la vie courante ? Ils servent à communiquer entre nous, appeler la police ou une ambulance en cas d'urgence, recevoir des notifications sur des nouvelles réductions, partager des fichiers électroniques. Les ondes nuisent à notre sommeil, à notre travail car elles nous déconcentrent de notre but rallongent parfois le temps que l'on passera à se servir de notre téléphone. Cela nous permet d'envoyer

des événements, de se chauffer, de regarder des vidéos, de cuire des aliments. Ces ondes peuvent abîmer notre cerveau, notre vue, elles peuvent aussi nous brûler. Ces ondes permettent de nous éclairer et de nous divertir. Elles ne sont pas toujours accessibles et ne sont pas toujours aussi performantes.

Correction :

(Contre) cela peut être nocif car il y a les éventuels risques auxquels on peut être exposé.

Champs et forces

I) Un champ en physique

Définition :

Un champ est associé à une grandeur physique qui peut être déterminée en tout point où cette grandeur est mesurable.

Un champ scalaire et un champ vectoriel

Définition :

Un champ est dit scalaire si la grandeur physique associée à chaque point est un nombre.

Exemple :

Pression, température, etc

Définition

Un champ est dit vectoriel :

Si la grandeur physique associée à chaque point est un vecteur

Exemple :

Champ électrique, champ de gravitation, etc...

II) Caractéristique d'un champ

A) Cartographie d'un champ

Déterminer les caractéristiques d'un champ en plusieurs points de l'espace et en donner une représentation.

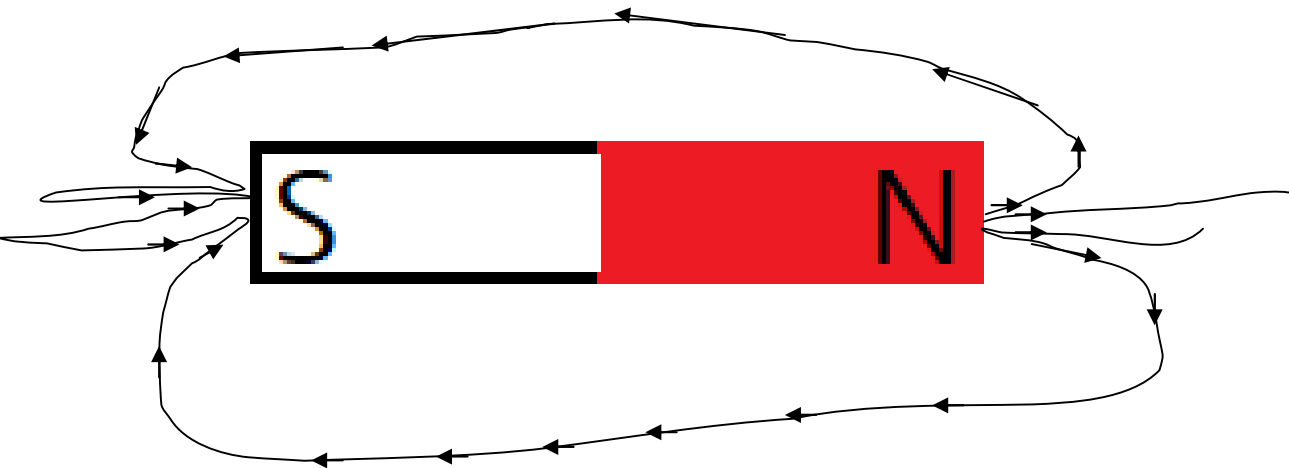
B) lignes de champ vectoriel

Def :

Une ligne de champ vectoriel est une ligne tangente en chacun de ses points au vecteur champ. Elle est orientée par une flèche dans le sens du champ.

Exemple : Champ magnétique créé par un aimant :

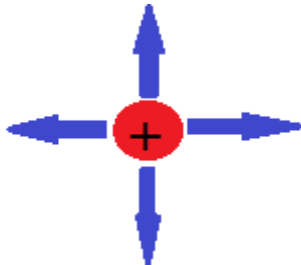
Les lignes de champs magnétique sont orientées par des champs magnétiques à l'extérieur de l'aimant.



Champs électrostatique créé par une charge électrique

Si la charge est positive les lignes de champs partent de la charge vers l'extérieur

Si la charge est négative les lignes de champs se dirigent vers la charge.

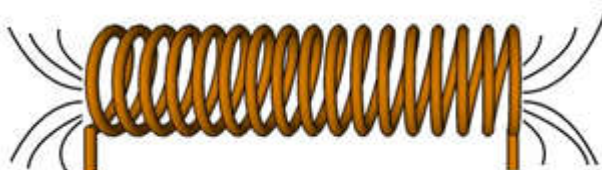


Champ de gravitation créé par une masse :



C) Champ Uniforme

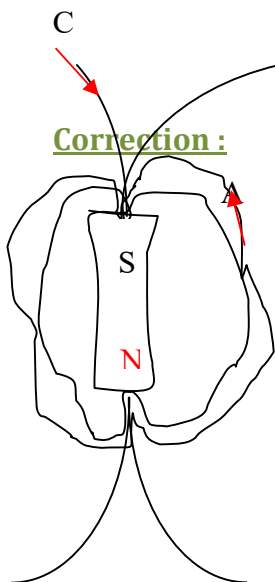
Champ magnétique par un solénoïde



Au centre du solénoïde le champ magnétique est uniforme, les lignes de champs sont parallèles.

Ex 12 p 211 :

1) les lignes de champs vectoriels sont les lignes qui représentent les puissances magnétiques s'exerçant sur l'aimant.



Ex 21 p 213 :

Correction :

1) Les coordonnées d'espace de champs varient en fonction de l'altitude

2) 1) environ 1 à 15 km

Environ 50 à 55 km

Environ 81 à 90 km

2) 2) le champ de variation est uniforme est uniforme

3) a)

3) b)

4) on part d'environ de 12 vers 66°C ce qui fait environ -45°C, donc les informations sont cohérentes avec les graphique.

Ex 22 p 213 :

Pression atmosphérique = 500hPa = pression atmosphérique

$V_{\text{normal de pression atmosphérique}} = 5\,520\text{m}$

[Retour en haut](#)

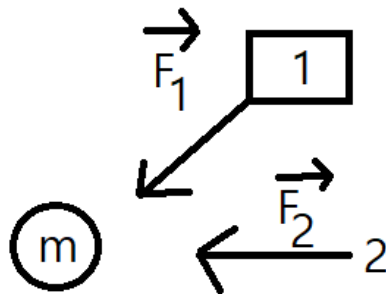
✱ ⚡ + U

Vers l'est de la carte entre l'est de la France et vers l'est de la Russie le risque d'anticyclone est le plus faible.

Correction :

III Caractériser des champs vectoriels

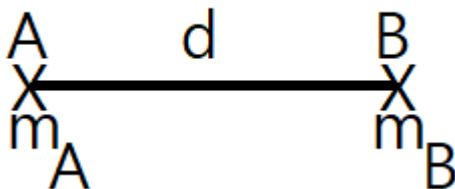
A) champs de gravitation et de pesanteur



Responsable d'un
champ de
gravitation

Def:

La force de gravitation $\vec{F}_{\text{Terre/objet}}$ exercée par la terre, de masse m_T de rayon R_T sur un objet de masse m placé à sa surface a pour valeur $F_{\text{Terre/objet}}$



$$F_{A/B} = G \cdot \frac{m_A \cdot m_B}{d^2}$$

$$F_{\text{Terre/objet}} = G \cdot \frac{m_T \cdot m}{R_T^2}$$

F en Newton (N), m_T et m en Kg, R_T en mètres, G constante universelle de gravitation.

\vec{g} Champ de pesanteur

$\vec{g} = \frac{\vec{P}}{m}$ Poids d'un objet de masse m ; F est aussi le poids de l'objet de masse m donc $P=F$

Champs de pesanteur

[Retour en haut](#)

$$F = G \frac{m_T * m}{R_T^2}$$

$$*mg = G \frac{m_T * m}{R_T^2}$$

$$g = \frac{Gm_T}{R_T^2}$$

Ex :

$$G = 6,67 * 10^{-11}$$

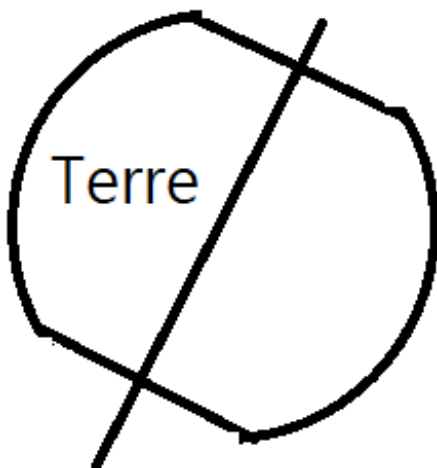
$$M_T = 5,98 * 10^{24} \text{ Kg}$$

$$R_T \sim 6380 \text{ Km}$$

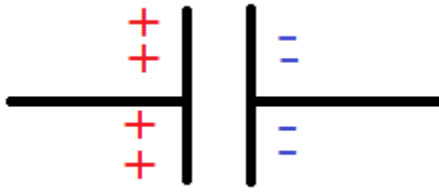
$$g = \frac{6,67 * 10^{-11} * 5,98 * 10^{24}}{(6,38 * 10^6)^2}$$

$$g = 9,8 \text{ N.Kg}^{-1}$$

Pôles N et S plat

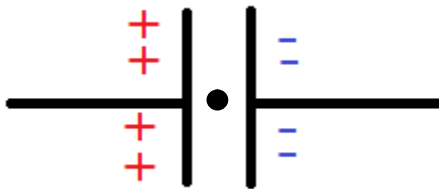


B) Champs électrostatique créé par un condensateur plan



Titre : Schéma d'un condensateur plan

- Charge électrique q
- Champ électrique \vec{E}



Titre : Schéma d'un condensateur plan avec une charge

Charge électrique q

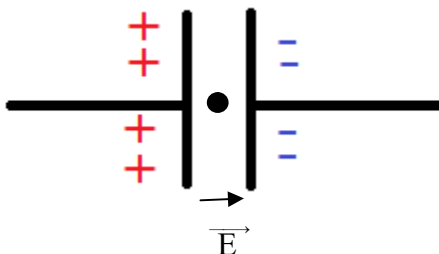
Champ électrique \vec{E}

Selon le signe de la charge elle va se déplacer vers l'une ou l'autre plaque.

Si ça se déplace c'est donc que la charge subit une force \vec{F}_e (force électrique)

Def:

Le champ électrostatique \vec{E} est défini par $\vec{E} = \frac{\vec{F}_e}{q}$ et a pour valeur $E = \frac{F}{|q|}$

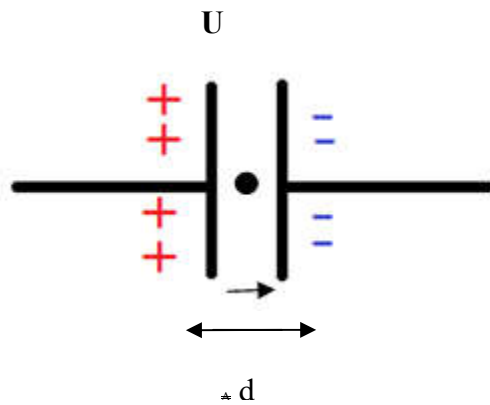


Direction et sens de la plaque positive \oplus vers la plaque négative \ominus est perpendiculaire aux plaques.

Le champ électrique est orienté dans le sens des potentiels décroissants c'est-à-dire de la plaque positive vers la plaque négative.

Si $q \geq 0$, la force est orientée vers la plaque négative.

Si $q \leq 0$, la force est orientée vers la plaque positive.

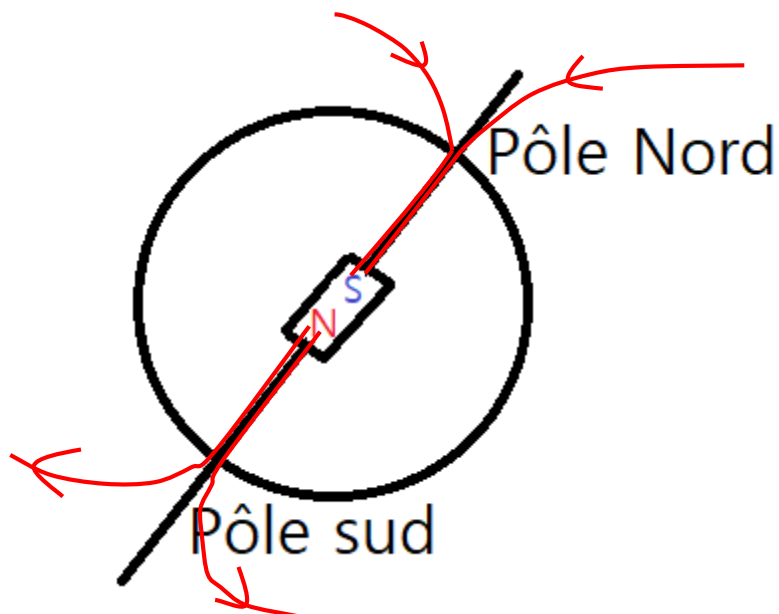


U tension entre les 2 plaques du condensateur

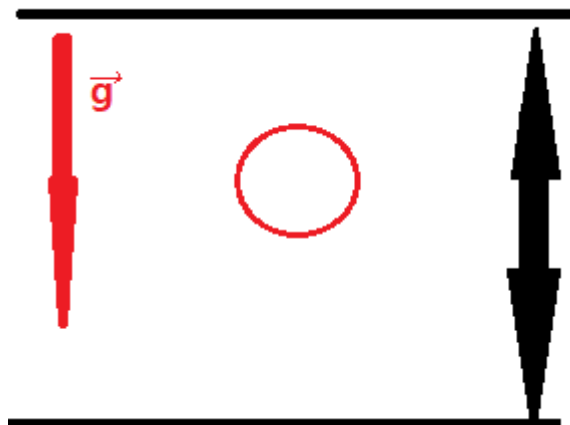
Distance entre les plaques

$$v.m^{-1} \rightarrow E = \frac{U \leftarrow \text{Volt}}{d \leftarrow \text{mètre}}$$

C) Champ magnétique terrestre



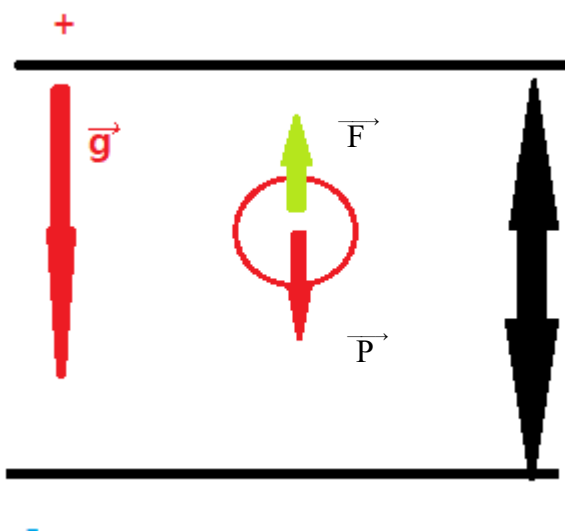
Ex 28 p 216 :



* d
U
 \vec{g} La goutte d'huile est soumise :
d \vec{E} * à sont poids $\vec{P} = m\vec{g}$ (vertical, vers le bas)
* à la force électrostatique $\vec{F} = q\vec{E}$

La goutte est en équilibre, c'est-à-dire immobile, il faut donc \vec{F} verticale, vers le haut.

Correction :



$$\left. \begin{array}{l} P = mg \\ F = qE \end{array} \right\} \rightarrow mg = qE \rightarrow \boxed{q = \frac{mg}{E}}$$

$$d \left. \begin{array}{l} m = \rho V \\ E = \frac{U}{d} \end{array} \right\} \rightarrow \boxed{q = \frac{\rho G g d}{U}}$$

Principe de conservation de l'énergie

I Différentes formes d'énergies

Interaction fondamentale	Energie associée
Interaction gravitationnelle	énergie potentielle de pesanteur
Interaction électromagnétique	énergie électrique et énergie chimique
Interaction forte	Énergie

Interaction faible	Nucléaire
--------------------	-----------

*Énergie liée à la vitesse = énergie cinétique $E_c = \frac{1}{2}mv^2$

*Énergie liée à l'altitude énergie potentielle de pesanteur

$E_{pp} = mgz$ (image d'abscisse et ordonnée sur e de position)

Activité 1 p220 : Énergie cinétique :

- 1) a) La balle possède une énergie de position car elle est située à une hauteur à H du sol
- 1) b) La vitesse de la balle au cours de sa chute augmente car les intervalles de temps égaux les distance parcourues sont beaucoup plus grande
- 1) c) la balle acquière une énergie cinétique car sa vitesse augmente
- 1) d)
- 2) Ils confirment cette expression la trajectoire de la balle forme une droite proportionnelle entre a et j
- 3) La conversion d'énergie qui se produit au cours de la chute de la balles est que l'énergie de position se convertie en énergie cinétique.

Correction :

Ex 11 p 230:

- 1) l'expression littérale de l'énergie potentiel de pesanteur est (J) $E_p = (m) m^*(N.kg^{-1}) g^*(kg) z$
- 2)

Je sais que

$$m = 50kg$$

$$Niveau_{mer} = 0m$$

$$Hauteur \text{ de l'élévation du kit surfeuse} = 7,0m$$

$$\text{Formule de l'énergie potentielle de pesanteur } E_p = m * g * z$$

$$E_p = m * g * z$$

$$E_p = 50 * 9,81 * z$$

$$E_p = 50 * 9,81 * 7,0$$

$$E_p = 3433,5j$$

Correction :

$$1) E_{pp} = m * g * z$$

[Retour en haut](#)

⌘+U

$$2) m=50\text{kg}$$

$$h=7\text{m}$$

$$E_{pp}=m \cdot g \cdot z$$

$$E_{pp} = 50 \cdot 9,8 \cdot 7$$

$$E_{pp} = 3,4 \cdot 10^3 \text{J}$$

Ex 12 p231 :

Je sais que :

- Il y a trois plongeurs :

- plongeur 1 : 3,0 m

- plongeur 2 : 5,0m

- plongeur 3 : 10,0m

- un plongeur de 70 kg est sur l'un des plongeoirs

- objet ponctuel : 6,0m

$$1) E_p = m \cdot g \cdot z$$

$$E_p = 70 \cdot 9,81 \cdot 6,0$$

$$E_p = 4120 \text{ J}$$

$$2) E_p = m \cdot g \cdot z$$

$$E_p = 70 \cdot 9,81 \cdot 3$$

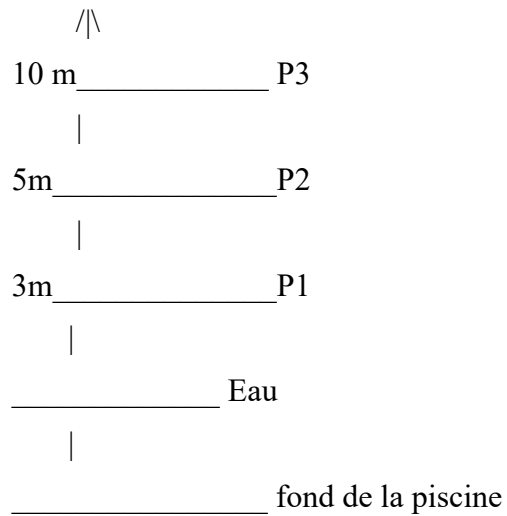
$$E_p = 2060,1 \text{ J}$$

$$3) E_p = m \cdot g \cdot z$$

$$E_p = 70 \cdot 9,81 \cdot (-4)$$

$$E_p = 2746,8 \text{ J}$$

Correction :



Réf niveau de l'eau

$$h_1 = 6\text{m}$$

$$E_{PP} = mgh_1$$

$$E_{PP} = 70 \cdot 9,8 \cdot 6$$

$$E_{PP} = 4120 \text{ J}$$

Réf de plongeur P1

$$h_2 = 3\text{m}$$

$$E_{PP2} = 70 \cdot 9,8 \cdot 3$$

$$E_{PP2} = 2060 \text{ J}$$

Réf plongeur P3

$$H_3 = -4\text{m}$$

$$E_{PP3} = -(70 \cdot 9,8 \cdot 4)$$

$$E_{PP3} = -2747 \text{ J}$$

II Le principe de la conservation de l'énergie

A) Conservation de l'énergie

$E_C = 0$ + $E_P = 5$	$E_m = 5$
$E_C = 1$ + $E_P = 4$	$E_m = 5$
$E_C = 2$ + $E_P = 3$	$E_m = 5$
$E_C = 3$ + $E_P = 2$	$E_m = 5$

$E_C = 4 \quad + \quad E_P = 1$	$E_m = 5$
$E_C = 5 \quad + \quad E_P = 0$	$E_m = 5$

Aucune force \rightarrow système isolé

Des forces qui se compensent \rightarrow système pseudo-isolé

Def:

L'énergie est un système isolé ne peut être ni créé ni détruite : elle se conserve. L'énergie peut être transférée d'une partie du système à une autre ou bien transformée d'une forme dans une autre.

B) Application

1) cas de la chute libre

Def:

Une chute libre c'est la chute d'un objet qui n'est soumis qu'à son poids.

Chute libre, chute sous l'effet du poids et le poids est une force conservative le poids est une force conservative :

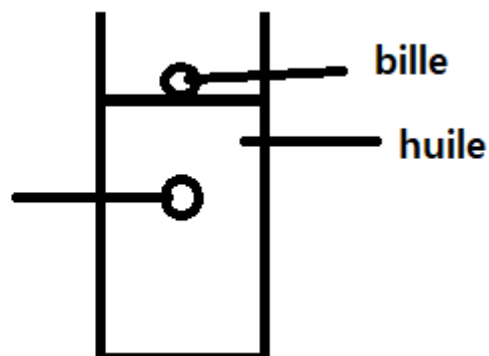
\Rightarrow L'énergie mécanique se conserve

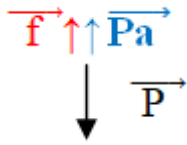
Énergie mécanique E_m d'un solide est définie par $E_m = E_C + E_P$.

L'énergie mécanique d'un solide en chute libre se conserve. Elle est constante au cours du temps, sa variation ΔE_m est nulle. Ce solide constitue un système isolé.

2) autres cas de chutes

- * poids
- * frottements
- * poussée d'archimède





La somme vectorielle des forces des formules n'est pas nulle, le système n'est pas isolé → pas de conservation de l'énergie mécanique.

À chaque instant $\Delta E_m \neq 0$

↳ perte d'énergie au profit du milieu extérieur. Si ces pertes sont dues à des frottements l'énergie perdue est transformée en chaleur (énergie calorifique –en J–).

3) application à la radioactivité (béta)-

(Béta)⁻ = 1 électron

1930 → Pauli découvre le neutrino

Ex 14 p 231 :

1) ☒

1

$$E_P = 2$$

$$E_C = 0$$

2

$$E_P = 1$$

$$E_C = 1$$

3

$$E_P = 2$$

$$E_C = 0$$

4

$$E_P = 0$$

$$E_C = 2$$

5

$$E_P = 1$$

$$E_C = 0$$

6

$$E_P = 0$$

$$E_C = 2$$

2) ☒

[Retour en haut](#)

* $\mathcal{H} + U$

Entre la 1 et la 2 il y a un transfert de l'énergie (on passe de l'énergie de position à l'énergie cinétique) les deux s'équilibrent $E_p = 1$, $E_c = 1$.

Entre la 2 et la 3 il y a un transfert de l'énergie (on passe de l'énergie cinétique à l'énergie de position)

Entre la 3 et la 4 il y a un transfert de l'énergie (on passe de l'énergie position à l'énergie cinétique)

Entre la 4 et la 5 il y a un transfert de l'énergie (on passe de l'énergie cinétique à l'énergie de position)

Entre la 5 et la 6 il y a un transfert de l'énergie (on passe de l'énergie position à l'énergie cinétique)

3) ☒

Les positions pour laquelle la vitesse de la nacelle est plus grande est 2 et la 4 et la 6

Ex 15 p 231:

1)a) Choisissez un élément.

$$E_c = \frac{1}{2} m v^2$$

$$E_c = \frac{1}{2} * 500 * \left(\frac{120}{3,6}\right)^2$$

$$E_c = 2,8 * 10^5 \text{ J}$$

1)b) Son énergie cinétique finale est nulle car $v = 0 \text{ m} \cdot \text{s}^{-1}$

2) La moto se déplace horizontalement. Son énergie potentielle de pesanteur ne varie pas. Lors du freinage l'énergie perdue est donc égale à son énergie cinétique avant le freinage c'est-à-dire $2,8 * 10^5 \text{ J}$.

Correction:

Ex 19 p 232:

1)

a) son énergie cinétique est nulle ($\frac{1}{2} * m * v^2 = \frac{1 * 50 * 0^2}{2} = \frac{1 * 50 * 0}{2} = \frac{50 * 0}{2} = \frac{0}{2} = 0$) car elle n'est pas en mouvement

b) son énergie potentielle de pesanteur est

moi	correction
$E_{pp} = m * g * z$ $E_{pp} = 50 * 9,81 * 3,0$ <div style="border: 1px solid black; padding: 2px;">$E_{pp} = 1471,5 \text{ J}$</div>	$E_{pp} = m * g * z$ $E_{pp} = 5 * 10^{-2} * 9,81 * 3$ <div style="border: 1px solid black; padding: 2px;">$E_{pp} = 1,48 \text{ J}$</div>

c) sont énergie mécanique est de :

moi	la correction
$E_m = E_c + E_{pp}$ $E_m = 0 + 1471,5$ $E_m = 1471,5$	$E_m = E_c + E_{pp}$ $E_m = 0 + 1,47$ $E_m = 1,48 \text{ J}$

2) $v = 7,7 \text{ m.s}^{-1}$

a) Je calcule sont énergie cinétique :

moi	la correction
$E_c = \frac{1}{2} * m * v^2$ $E_c = \frac{1}{2} * 50 * 7,7^2$ $E_c = \frac{1 * 50 * 7,7^2}{2}$ $E_c = \frac{1 * 50 * 385}{2}$ $E_c = \frac{19250}{2}$ $E_c = 9625 \text{ J}$	$E_c = \frac{1}{2} * m * v^2$ $E_c = \frac{5 * 10^2}{2} * 7,7^2$ $E_c = 1,48 \text{ J}$

Suite de l'exercice qui est corrigé car je n'ai pas eu le temps de le terminer :

$E_{pp} = 0$ car on choisit le sol comme référence des énergies potentielles de pesanteur.

$$E_m = E_c + E_{pp}$$

$$E_m = 1,48 + 0$$

$$E_m = 1,48 \text{ J}$$

2) b)

$$\Delta E_m = E'_m - E_m$$

$$\Delta E_m = 1,48 - 1,48$$

$$\Delta E_m = 0$$

Où il y a une conservation de l'énergie mécanique car $E_m = 0$.

2)c) Il y a transformation de l'énergie potentielle de pesanteur en énergie cinétique (E_{pp} en E_c).

3)

$$\text{En haut, } E_m = E_{pp}$$

$$\text{En bas, } E_m = E_c$$

Et l'énergie mécanique se conserve. Donc E_p en haut = E_c en bas.

$$E_P \text{ en haut} = m \cdot g \cdot z \quad E_C \text{ en bas} = \frac{1}{2} m \cdot v^2$$

$$m \cdot g \cdot z = \frac{1}{2} m \cdot v^2$$

$$z = \frac{1}{2} \cdot \frac{v^2}{g} \quad z = \frac{1}{2} \cdot \frac{9,9^2}{9,81}$$

$$z = 4,9 \text{ m}$$

Ex 21 p 232 :

$$m_{\text{voiture}} = 800 \text{ kg}$$

$$V_{\text{voiture}} = 60 \text{ km} \cdot \text{h}^{-1}$$

$$\text{Angle}_{\text{montée}} = 8,0^\circ$$

$$\text{Horizontale} = 150^\circ$$

1) je calcule l'énergie cinétique initiale de la voiture :

moi	la correction
$E_c = \frac{1}{2} \cdot m \cdot v^2$	$E_c = \frac{1}{2} \cdot m \cdot v^2$
$E_c = \frac{1}{2} \cdot 800 \cdot 60^2$	$V = 60 \text{ km} \cdot \text{h}^{-1}$
$E_c = \frac{1}{2} \cdot 800 \cdot 3600$	$V = \frac{60 \cdot 1000}{3600}$
$E_c = \frac{1 \cdot 800 \cdot 3600}{2}$	$V = \frac{60 \cdot 10}{36}$
$E_c = \frac{800 \cdot 3600}{2}$	$V = 16,6 \text{ m} \cdot \text{s}^{-1}$
$E_c = \frac{2880000}{2}$	$E_c = \frac{1}{2} \cdot 800 \cdot 16$
$E_c = 144,0 \cdot 10^5$	$E_c = 1,1 \cdot 10^5 \text{ J}$

Energie cinétique initiale $E_C = 1,1 \cdot 10^5 \text{ J}$.

2) a)

moi	la correction
La voiture gagne en énergie potentielle car l'énergie cinétique diminue mais l'énergie mécanique reste constante.	

2) b)

[Retour en haut](#)

⌘ + U

moi	la correction
$L \cdot \sin(a) \ a=0,8$	

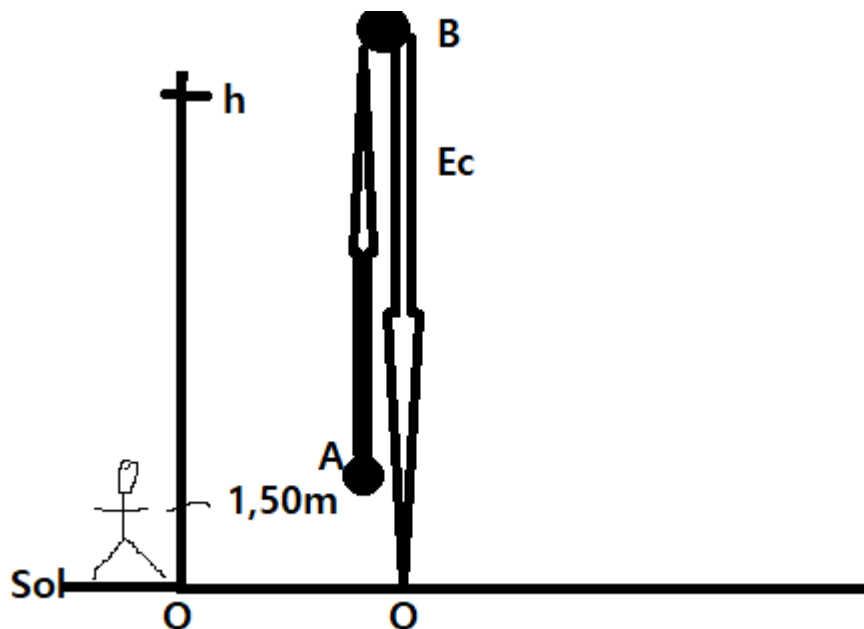
Correction :

Correction de l'évaluation de physique du 06 11 2018

Physique

Ex 1 :

1)



« Masse m , vitesse $v=10\text{m.s}^{-1}$, Au départ en A $E_c=\frac{1}{2} m \cdot v^2$

Ont choisit l'origine des énergies potentielles de pesanteur à l'altitude A.

$$E_{pA}=0$$

Au sommet en B, $V_B=0$

$$E_{cB}=0$$

$$E_{ppB}=mg \cdot AB$$

La bille est un système pseudo isolé (car on néglige les forces de frottement et la poussée d'Archimède) donc on peut appliquer le principe de la conservation de l'énergie mécanique.

$$E_{MA}=E_{MB}$$

$$E_{cA}+E_{ppA}=E_{cB}+E_{ppB}$$

[Retour en haut](#)

* $\mathcal{H}+U$

$$\frac{1}{2}mv_A^2 + 0 = 0 + mg_{AB}$$

$$AB = \frac{V_A^2}{2g}$$

$$AB = 10^2 \cdot 2 \cdot 9,80$$

$$AB = 5,10\text{m}$$

2)

<p>masse de m vitesse $v = 10\text{m.s}^{-1}$ trajet retour de B à 0 (sol) <u>En B</u> $E_{cB} = 0$ $E_{ppB} = mg \cdot AB$ <u>Au sol</u> $E_{cB} = \frac{1}{2}mv_0^2$ $E_{pp} = -mg_{AO}$</p>	
---	--

On peut à nouveau appliquer la conservation d'énergie mécanique $E_{MB} = E_{m0}$

$$E_{cB} + E_{ppB} = E_{c0} + E_{pp0}$$

$$\star mg_{AB} = 1$$

$$\star mv_0^2 - mg_{AO}$$

$$\star mg_{(AB+AO)} = \frac{1}{2}mv_0^2$$

$$\star v_0^2 = 2g_{BO}$$

$$v_0 = \sqrt{2 \cdot 9,8 \cdot (5,10 + 1,50)}$$

$$\star v_0 = 11,4\text{m.s}^{-1}$$

Ex 2 Physique

$$* g_T = \frac{G_{MT}}{O_T^2}$$

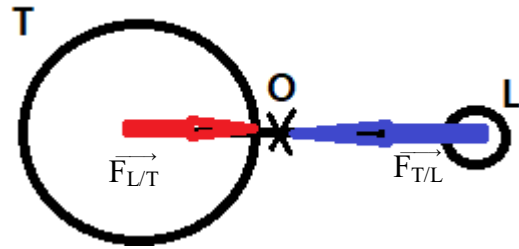
$$* g_L = \frac{G_{ML}}{O_L^2}$$

$$* g_T = g_L$$

$$\boxed{\frac{G_{MT}}{O_T^2} = \frac{G_{ML}}{O_L^2}}$$

$$\boxed{\frac{M_T}{O_T^2} = \frac{M_L}{O_L^2}}$$

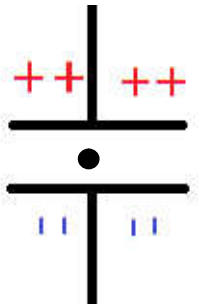
$$\frac{O_T + O_L}{TL}$$



$$O_T = 3,46 \cdot 10^8 \text{ m}$$

$$O_L = 3,84 \cdot 10^8 \text{ m}$$

Ex 3



Interaction fondamentale et réaction nucléaires

Les constituants de l'atome

Def :

Un atome de symbole chimique X dont le noyau comporte Z protons et A nucléons est noté



Des atomes ou des ions isotopes ont le même nombre de protons et donc le même numéro atomique Z, mais des nombres de nucléons différents et donc des nombres de masse A différents

[Retour en haut](#)

* $\mathcal{H} + U$

Carbone Z=6



isotopes de chlore
Z=17



17 protons 35 nb de nucléons (protons + neutrons) = 18 neutrons




17 protons 37 nbre de nucléons --> 20 neutrons

à l'état naturel il y a 75% de chlore 35 et 25% de chlore 37

moyenne $(0,75 \times 35) + (0,25 \times 37) = 35,5$

particule	localisation	charge électrique	ordre de grandeur de la masse
protons	dans le noyau	+e $e = 1,6 \times 10^{-19} \text{ C}$ (oulons)	10^{-27} kg
neutron	Dans le noyau	0	10^{-27} kg
électron	autour du noyau	-e	10^{-30} kg

II) interactions fondamentales qui régissent l'Univers

interaction gravitationnelle	s'exerce entre deux masses
interaction électromagnétique	s'exerce entre deux charges
interaction forte interaction faible	dans les noyaux. Assure les cohésions des noyaux 

III) Réaction nucléaires

A) réaction nucléaire spontanées

Une réaction nucléaire et le fait qu'il y ait désintégration radioactive.

[Retour en haut](#)

* $\text{Hf} + \text{U}$

Def:

Lors d'une désintégration radioactive, un noyau père se désintègre spontanément en émettant un noyau fils, une particule, un rayonnement électromagnétique γ (gamma).

Def

Activité: l'activité d'un échantillon est le nombre de désintégrations par seconde. Elle s'exprime en Becquerel.

Cours:

Pour des objets quotidiens, naturellement radioactifs, l'activité est de l'ordre 10^0 à 10^5 Becquerel par kilogramme de matière.

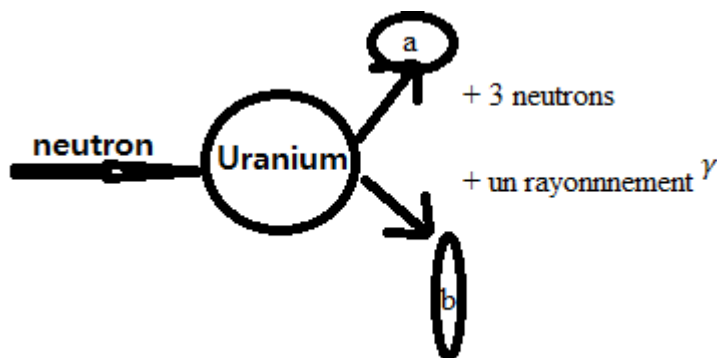
Elle est de l'ordre de 10^{14} Becquerel pour 1kg de réactif ou de produits venant du réacteur d'une centrale nucléaire.

B) Réactions nucléaires provoquées

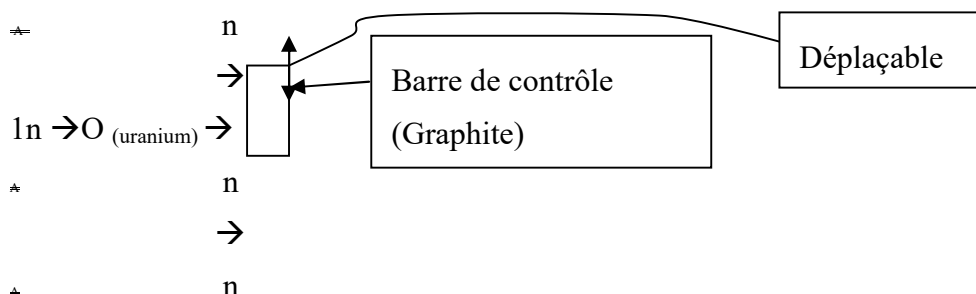
* La fission du noyau lourd

Def:

Lors d'une réaction de fission, un noyau lourd se scinde en deux noyaux plus légers sous l'impact d'un neutron.



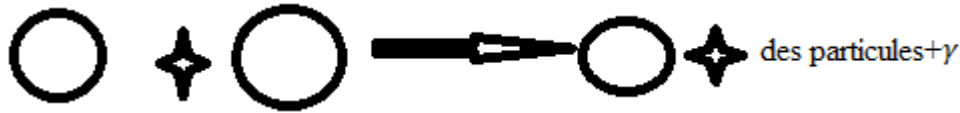
$1n \rightarrow O_{(uranium)} \rightarrow O ; O ; O \rightarrow OOO ; OOO ; OOO \rightarrow \text{etc...}$



* La fusion des noyaux légers

Def :

Lors d'une réaction de fusion, deux noyaux légers, possédant assez d'énergie s'associent pour former un noyau plus lourd

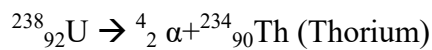


C) Equation de Réaction nucléaires

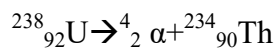
Réactions nucléaires spontanées

Réaction nucléaire de type α .

$\alpha = {}^4_2\text{He}^{2+}$ (noyau d'hélium)

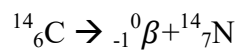


Noyau père



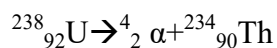
Réaction nucléaire de type β^-

$\beta^- = 1 \text{ électron}$

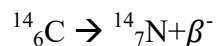


Radioactivité α et β^- s'appliquent aux réactions spontanées.

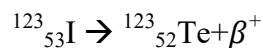
1 Radioactivité α (${}^4_2\text{He}^{2+}$)



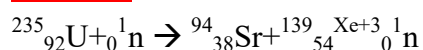
2 Radioactivité β^- (${}^0_0\text{e}^-$)*



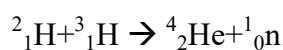
3 Radioactivité β^+ (positon e^+)



4 Fission



5 Fusion



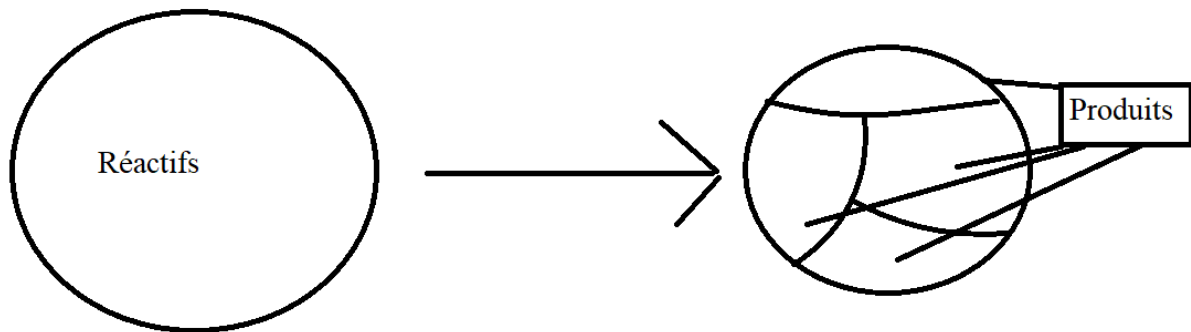
Lois de Soddy

Au cours d'une réaction nucléaire, Il y a conservation :

- du nombre de masse entre les réactifs et les produits
- du nombre de charges entre les réactifs et les produits

D) Energies libérées

On s'aperçoit que la masse des produits est inférieure à la masse des réactifs.



$$m_R > m_P$$

? Energie

La variation de masse se transforme en énergie

On appelle cela perte ou défaut de masse

$$\text{Cela s'écrit } \Delta m = |m_{\text{produits}} - m_{\text{réactifs}}|$$

Equation d'Einstein

D'après l'équation d'Einstein, La perte de masse correspond à l'énergie libérée, suivant la relation :

$$E_{\text{libérée}} = |\Delta m| \cdot c^2$$

Joule kg m.s⁻¹

$$E_{\text{libérée}} = |m_{\text{produits}} - m_{\text{réactifs}}| \cdot c^2$$

L'hydrogène peut se présenter sous trois formes d'isotopes

- L' (hydrogène 1) ^1_1H se dit hydrogène
- L' (hydrogène 2) ^2_1H se dit Deutérium
- L' (hydrogène 3) ^3_1H se dit Tritium

Ex 18 p 137

1)

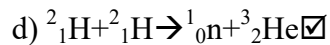
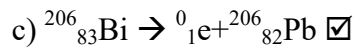
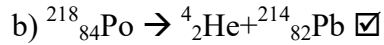
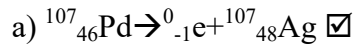
[Retour en haut](#)

* $\text{H} + \text{U}$

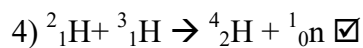
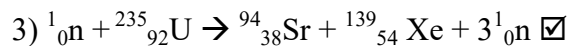
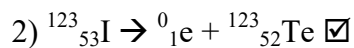
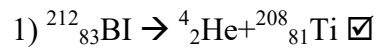
Au cours d'une réaction nucléaire, Il y a conservation :

- du nombre de masse entre les réactifs et les produits
- du nombre de charges entre les réactifs et les produits

2)



Ex 19 p 137:



Ex 23 p 137:

On sait que :

- l'énergie libérée lors d'une fusion nucléaire = $2,82 \cdot 10^{-12}\text{J}$
- l'énergie libérée lors d'une désintégration $\alpha = 2 \cdot 10^9\text{J}$
- $c = 299792458\text{m.s}^{-1}$
- formule = $C_{\text{libérée}} = |\Delta m| \cdot c^2$, $C_{\text{libérée}}$ en J, Δm en kg, c en m.s^{-1}

1) Je calcule la perte de masse correspondante :

$$C_{\text{libérée}} = |\Delta m| \cdot c^2$$

$$2,82 \cdot 10^{-12} = |\Delta m| \cdot 299792458^2$$

$$|\Delta m| = \frac{C}{c^2}$$

$$|\Delta m| = \frac{2,82 \cdot 10^{-12}}{(299792458)^2}$$

$$|\Delta m| = 3,14 \cdot 10^{-29}\text{kg}$$

La perte de masse est :

$$\Delta m = m_{\text{après}} - m_{\text{avant}}$$

$$\boxed{\Delta m = -3,14 \cdot 10^{-29}\text{kg}}$$

2)

[Retour en haut](#)

$$C' = 2 \cdot 10^9 \text{ J}$$

$$C' = |\Delta m'| \cdot c^2$$

$$|\Delta m'| = \frac{C'}{c^2}$$

$$|\Delta m'| = \frac{2 \cdot 10^9}{(299792458)^2}$$

$$|\Delta m'| = 2,23 \cdot 10^{-8} \text{ Kg}$$

La perte de masse est $\Delta m = -2,23 \cdot 10^{-8} \text{ Kg}$

Ex 25 p 138:

On sait que :

1) Isotope : atome dont la couche externes à gagné ou perdu un ou plusieurs électrons

2) $^{200}_{80}\text{Hg}$ = stable

$^{203}_{80}\text{Hg}$ = isotope radioactif

$$203 - 80 = 123$$

Correction :

2)

$^{202}_{80}\text{Hg}$: $Z = 80$ $A = 202$ protons = 80 neutrons = $202 - 80 = 122$	$^{203}_{80}\text{Hg}$: $Z = 80$ $A = 203$ protons = 80 neutrons = $203 - 80 = 123$
--	--

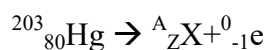
3) Charge q_{Hg} d'un atome de mercure

$$q_{\text{Hg}} = Z \cdot e$$

$$q_{\text{Hg}} = 80 \cdot 1,6 \cdot 10^{-19}$$

$$q_{\text{Hg}} = 1,28 \cdot 10^{-17} \text{ C}$$

4) désintégration β^- (électron)



[Retour en haut](#)

* $\text{Hf} + \text{U}$

On applique les lois de Soddy

*Conservation du nombre de masse $203=A+0 \rightarrow A=203$

*Conservation du nombre de charge $80=Z-1 \rightarrow Z=81$

$Z=81$ est le Thallium

$^{203}_{81}\text{Th}$

Ex 28 p 139:

On ait que Uranium 235 > uranium 238

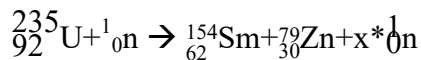
* de 3,2%

1)

La composition des noyaux d'uranium d'Ocklo sont

$^{235}_{92}\text{U}$	$^{238}_{92}\text{U}$ (stable)
$Z=92$	$Z=92$
$A=235$	$A=238$
$235-92 = 143$ neutrons	$238-92 = 146$ neutrons

2)



Pour trouver x on applique les lois de Soddy

*Conservation des masses $235+1=154+79+x \cdot 1 \rightarrow \boxed{x=3}$

*Conservation des charges $92+0=62+30+0$.

3) énergie libérée par la fission d'un atome d'Uranium 235

D'après la relation d'Einstein $C_{\text{libérée}} = |\Delta m| \cdot c^2$

$$\Delta m = m_{\text{après}} - m_{\text{avant}}$$

$$\Delta m = (m \cdot ^{154}_{62}\text{Sm} + ^{79}_{30}\text{Zn} + 3m \cdot ^1_0\text{n}) - (m \cdot ^{235}_{92}\text{U} + m \cdot ^1_0\text{n})$$

$$E = |\Delta m| \cdot c^2$$

$$E =$$

$$\left[(2,5553783 \cdot 10^{-25} + 1,3106009 \cdot 10^{-25} + 3 \cdot 1,67593 \cdot 10^{-27}) - (3,9021711 \cdot 10^{-25} + 1,67493 \cdot 10^{-27}) \right] \cdot (299792458)^2$$

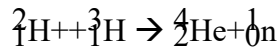
[Retour en haut](#)

* $\text{H} + \text{U}$

$$E = 2,4206 \cdot 10^{-11} \text{ J}$$

Ex 29 p 139:

1)



2)

$$c = 299792458 \text{ m.s}^{-1}$$

$$C_{\text{libérée}} = |\Delta m| \cdot c^2$$

$$C_{\text{libérée}} = |m_{\text{après}} - m_{\text{avant}}| \cdot c^2$$

$$C_{\text{libérée}} = \left[(6,64466 \cdot 10^{-27} + 1,67493 \cdot 10^{-27}) - (3,34358 \cdot 10^{-27} + 5,00736 \cdot 10^{-27}) \right] \cdot (299792458)^2$$

$$C_{\text{libérée}} = 2,8176 \cdot 10^{-10} \text{ J}$$

3)

$$\rho_{\text{H}} = 33 \text{ g.m}^{-3}$$

$$\rho_{\text{H}} = 33 \cdot 10^{-3} \text{ g.L}^{-1}$$

$$\rho_{\text{H}} = 33 \cdot 10^{-6} \text{ Kg.L}^{-1}$$

$$1 \text{ atome} \rightarrow E = 2,8176 \cdot 10^{-11} \text{ J}$$

$$33 \cdot 10^{-6} \text{ Kg} \rightarrow E' = ?$$

$$E' = \frac{2,8176 \cdot 10^{-11} \cdot 33 \cdot 10^{-6}}{1,67493 \cdot 10^{-17}}$$

$$E' = 2,8 \cdot 10^{-10} \text{ J}$$

Pour 1L d'essence

$$E = 3,5 \cdot 10^{-7} \text{ J}$$

$$V = \frac{2,8 \cdot 10^{10}}{3,5 \cdot 10^7}$$

$$V = 800 \text{ L}$$

Correction :

Correction de la compo de physique :

I

[Retour en haut](#)

* H + U

1)

$$n = C \cdot V$$

$$n = 1,0 \cdot 10^{-7} \cdot 2,5 \cdot 10^{-2}$$

$$\boxed{n = 2,50 \cdot 10^{-3} \text{ mol}}$$

Ceci est le calcul qui dérive de la formule $C = \frac{m}{V}$ et que l'on cherche le m de la formule.

2)

On applique la même formule que la question 1.

Donc $C = \frac{m}{V}$. On cherche m.

$$\text{Donc } m = C \cdot V$$

$$\text{Donc } m = 5,0 \cdot 10^{-1} \cdot 5,0 \cdot 10^{-3}.$$

$$\boxed{m = 2,50 \cdot 10^{-3} \text{ mol}}$$

3)

équation-bilan		$5\text{Fe}^{2+}_{(\text{aq})} + \text{MnO}_4^{-}_{(\text{aq})} + 8\text{H}^{+}_{(\text{aq})} \rightarrow \text{Mn}^{2+}_{(\text{aq})} + 5\text{Fe}^{2+}_{(\text{aq})} + 4\text{H}_2\text{O}_{(\text{l})}$					
Etat initial	$x=0$	n_1	n_2	excès	0	0	solvant
En cours	x	$2,50 \cdot 10^{-3} - 5x$	$2,50 \cdot 10^{-3} - x$	excès	x	$5x$	solvant
Etat final	$x = x_{\text{max}}$	$2,50 \cdot 10^{-3} - 5x_{\text{max}}$	$2,50 \cdot 10^{-3} - x_{\text{max}}$	excès	x_{max}	$5x_{\text{max}}$	solvant

4)

Je détermine la valeur de l'avancement de x_{max} puis de $5x_{\text{max}}$

Donc :

$$2,50 \cdot 10^{-3} - x_{\text{max}} = 0$$

$$\boxed{x_{\text{max}} = 2,50 \cdot 10^{-3} \text{ mol}}$$

$$2,50 \cdot 10^{-3} - 5x_{\text{max}} = 0$$

$$x_{\text{max}} = \frac{2,50 \cdot 10^{-3}}{5}$$

$$\boxed{x_{\text{max}} = 5,00 \cdot 10^{-4} \text{ mol}}$$

L'avancement de x_{max} est de $2,50 \cdot 10^{-3}$ et l'avancement de $5x_{\text{max}}$ est de $5,00 \cdot 10^{-4}$.

5)

[Retour en haut](#)

✶ ⚡ + U

Comme $2,50 \cdot 10^{-3} > 5,00 \cdot 10^{-4}$ alors le sulfate de ferII est le réactif limitant.

6)

Le mélange initial n'était pas stoechiométrique car le sulfate de ferII est le réactif limitant.

7)

Le mélange final sera incolore car la seule espèce colorée est l'ion permanganate qui disparaît totalement durant la transformation.

8)

9)

II

1)

Je calcule la quantité de matières initiale n_1 et n_2 de chacun de ces réactifs.

0,02

$$m = C_1 \cdot V_1$$

$$m = 0,10 \cdot 0,02$$

$$m = 0,002$$

$$m = 2 \cdot 10^{-3} = n_1$$

$$m = C_2 \cdot V_2$$

$$m = 0,15 \cdot 0,02$$

$$m = 0,003$$

$$m = 3 \cdot 10^{-3} = n_2$$

2)

équation bilan		$2\text{Ag}^+_{(\text{aq})}$	+	$\text{SO}_4^{2-}_{(\text{aq})}$	→	$\text{Ag}_2\text{SO}_{4(\text{s})}$
Etat initial	$x=0$	n_1		n_2		0
En cours	x	$2 \cdot 10^{-3} - 2x$		$3 \cdot 10^{-3} - x$		x
Etat final	$x=x_{\text{max}}$	$2 \cdot 10^{-3} - 2x_{\text{max}}$		$3 \cdot 10^{-3} - x_{\text{max}}$		x_{max}

3)

Pour calculer le réactif limitant et l'avancement maximal sans faire de calculs on prend l'état final avec $n_1 - 2x_{\text{max}}$ et $n_2 - x_{\text{max}}$. On fait passer le $3 \cdot 10^{-3}$ de l'autre côté de l'inéquation. Après avoir écrit $3 \cdot 10^{-3} - x_{\text{max}} = 0$ et on a la réponse. Pour le réactif limitant on fait la même chose pour n_1 et on pose $n_1 - 2x_{\text{max}} = 0$, on fait passer le $2 \cdot 10^{-3}$ de l'autre côté et on divise par 2

pour enlever le 2 du x_{\max} . Puis on compare les deux pour voir si x_{\max} est supérieur/inférieur ou s'il est égal au x_{\max} de n_2 .

Cohésion des solides

D) Transfert Thermique

A) Les états de la matière

3 états
Solide
liquide
gazeux

Def

Un solide :

État condensé, ordonné et qui a une forme propre

Un liquide :

État condensé, désordonné et prend la forme du récipient ou il se trouve

État gazeux

État non-condensé, désordonné et prend tout l'espace qui lui est offert.

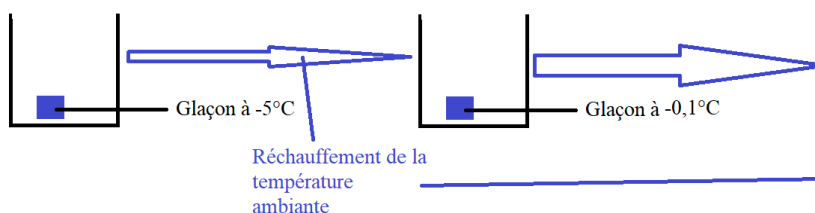
B) cohésion de la matière

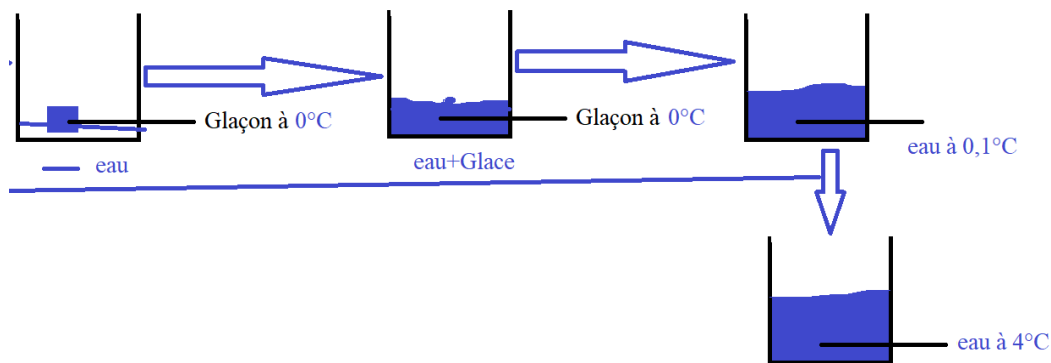
Pour les liquides et les solides la cohésion est assurée essentiellement par des forces attractives de type électrique en revanche à l'état gazeux il n'y a pas de cohésion de matière.

C) Transfert Thermique

Le transfert thermique est un apport de chaleur qui peut produire comme effet : d'augmentation de baisse de température, donc variation de la température de la matière étudiée.

Exemple :

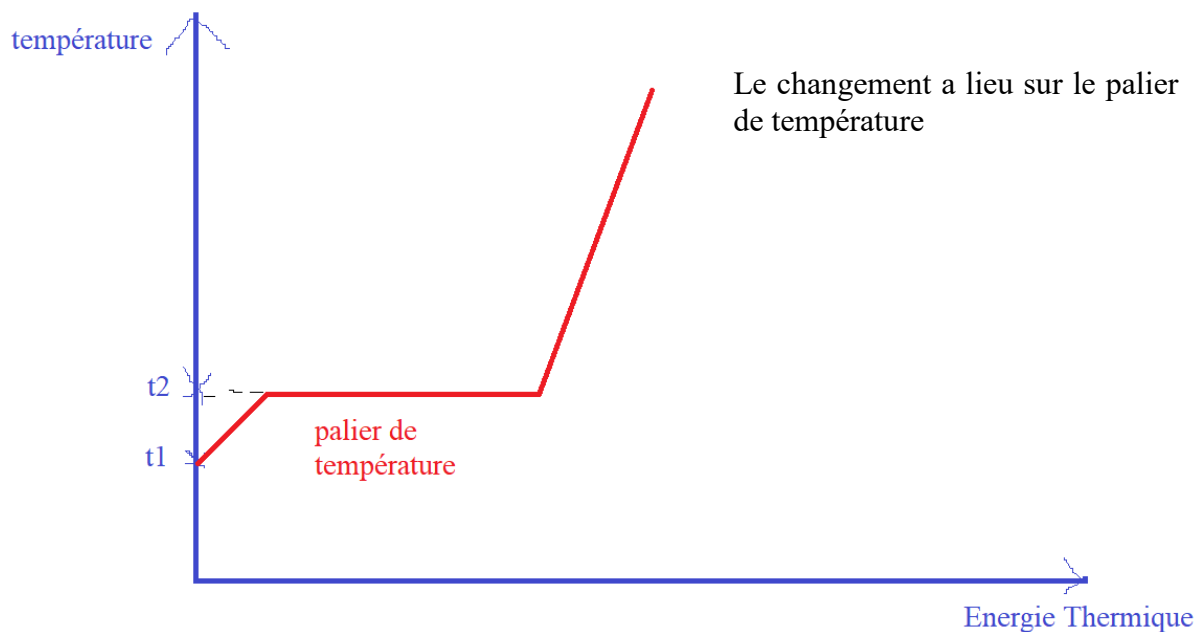




Def

Sous pression constante, le changement d'état d'une espèce chimique se fait à une température constante.

À une pression donnée, cette température de changement d'état est caractéristique de l'espèce considérée.



Titre : Comportement de la chaleur

Grandeur : énergie massique de changement d'état.

C'est l'énergie thermique reçus par kilogrammes lors d'un changement d'état. Il s'exprime en :

L_{massique} en J.Kg^{-1}

Exemple :

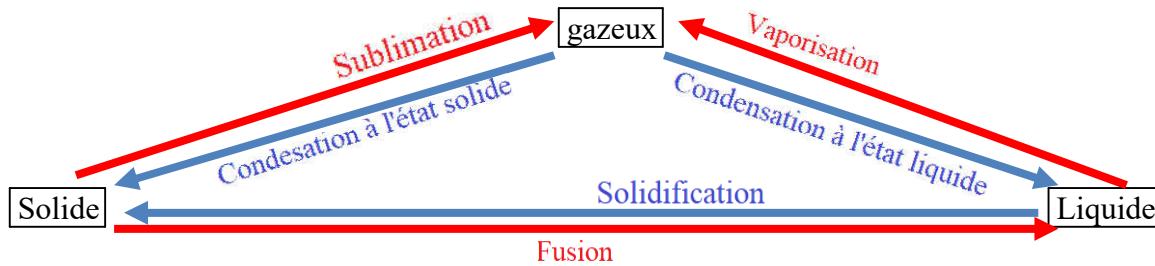
Fusion de la glace :

[Retour en haut](#)

✱ ⚡ + U

$$L = 3,33 \cdot 10^5 \text{ J.Kg}^{-1}$$

Changements d'états :

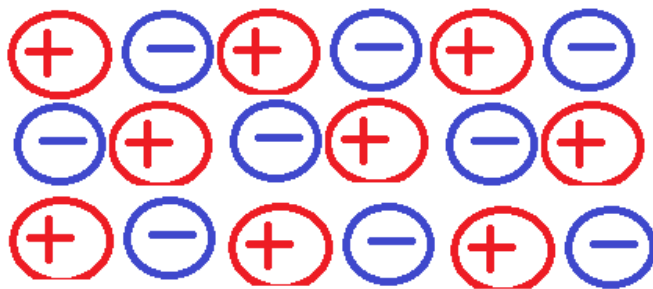


D) Solides ioniques et moléculaires

Def de solide ionique

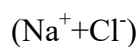
Empilement régulier d'anions et de cations dont la somme des charges électrique est neutre.

Solide ionique



CRISTAL IONIQUE

exemple Chlorure de sodium



Chlorure de fer III ($\text{Fe}^{3+} + 3\text{Cl}^-$)

! Il faut penser à assurer la neutralité électrique.

Def

Solide moléculaire

Un solide moléculaire est constitué de molécules électriquement neutres régulièrement disposé dans l'espace.

[Retour en haut](#)

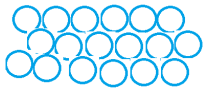
Exemple : Solide moléculaire

Diode : I₂



Exemple : Solide atomique

Fer : Fe



Ex 8 p 156 :

$$E_{\text{thermique}} = 500 \text{ J}$$

$$m_{\text{Aluminium Solide}} = 1,26 \text{ g}$$

$$L_{\text{massique}} = \frac{J}{\text{Kg}}$$

$$L = \frac{E_{\text{th}}}{m}$$

$$L_{\text{massique}} = \frac{500}{1,26 \cdot 10^{-3}}$$

$$L_{\text{massique}} = 3,9 \cdot 10^{-5} \text{ J.Kg}^{-1}$$

Ex 9 p 156 :

Température d'ébullition du NH₃ est -33,3°C

$$p_{\text{hPa}} = 1013$$

$$L_v = 1,37 \cdot 10^3 \text{ K.J}$$

1) Il reçoit

$$2) \text{ donc } L_v(\text{NH}_3) = 1,37 \cdot 10^3 \cdot 2,5$$

$$\text{Donc } L_v = 3425$$

II) Cohésion d'un solide ionique

A) Interaction électrostatique

Def :

Solide ionique

Le solide ionique est un empilement d'anions et de cations de charges électriques totales nulles.

Charge q_A et charge q_B

Si q_A et q_B même signe \rightarrow répulsion

Si q_A et q_B signes différents \rightarrow attraction

Il y a donc action de forces électrostatiques q_A et q_B

* q_A et q_B même signe :



* q_A et q_B de signes contraires :



$\vec{F}_{A/B}$ et $\vec{F}_{B/A}$	$\left \begin{array}{l} \text{Même direction} \\ \text{Sens contraire même} \\ \text{Valeur} \end{array} \right.$

Loi de Coulomb :

$$\vec{F}_{A/B} = \vec{F}_{B/A} = k \frac{|q_A * q_B|}{d^2}$$

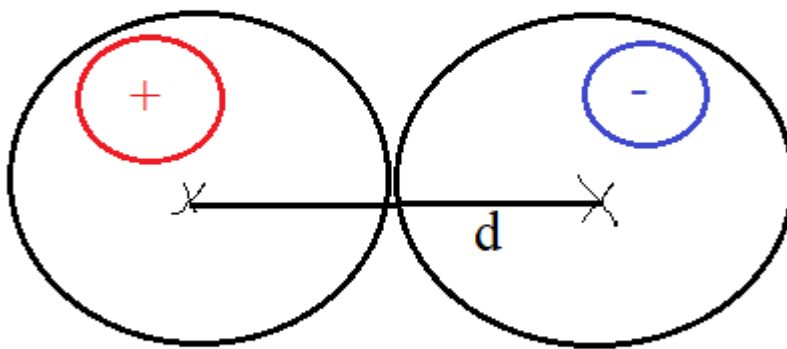
$k = 9 * 10^9 \text{ SI}$ (Constante de Coulomb).

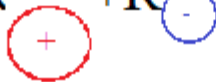
[Retour en haut](#)

* $\mathcal{H} + U$

B) Cohésion des solides ioniques

Chlorure de sodium ($\text{Na}^+ + \text{Cl}^-$)



$$d = R_{\text{Na}^+} + R_{\text{Cl}^-}$$


Ex 15 p 156 :

Correction :

Ex 16 p 156 :

1) $12\text{Ca}^{2+} + 6\text{F}^-$

Correction :

On a des ions fluorure : F^-

Et des ions calcium : Ca^{2+}

2)

Fluorine :

$(\text{Ca}^{2+} + 2\text{F}^-)$

[Retour en haut](#)

* $\text{H} + \text{U}$

Ex 17 p 157 :

1) la formule du cation est Al^+ .

2)

Correction :

1)

Ion chlorure Cl^-

Ion aluminium ? ($\text{Al}^{3+} + 3\text{Cl}^-$)

2)

Ce sont les forces électrostatiques.

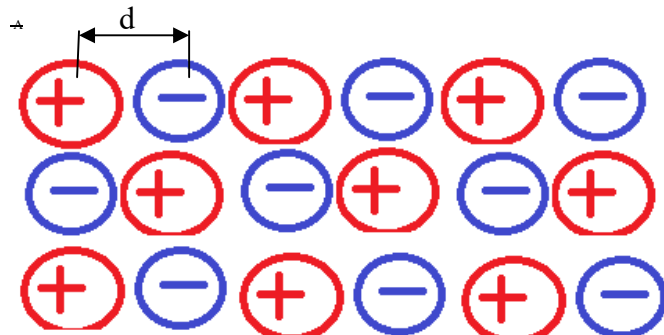
($\text{Na}^+ + \text{Cl}^-$)

$$q_{\text{Na}^+} = 1^e$$

$$q_{\text{Cl}^-} = -1^e$$

Forces attractives entre Na^+ et Cl^-

$$F = k \frac{1^2}{d^2}$$



Force répulsives entre Na^+ et Na^+ ?

Force répulsive entre Cl^- et Cl^- ?

Ex 27 p 159 :

Correction :

F_1 Force entre Na^+ et Cl^-

$$F_1 = k \frac{e^2}{d_1}$$

[Retour en haut](#)

↖ $\mathcal{H} + U$

$$k = 9 \cdot 10^9$$

$$e = 1,6 \cdot 10^{-19} \text{C}$$

$$d_1 = 2,82 \cdot 10^{-10} \text{m}$$

$$F_1 = \frac{9 \cdot 10^9 \cdot (1,6 \cdot 10^{-19})^2}{(2,82 \cdot 10^{-10})^2}$$

$$F_1 = 2,8 \cdot 10^{-9} \text{N}$$

F₂ Force entre Na⁺ et Na⁺ ou bien entre Cl⁻ et Cl⁻

$$F_2 = k \frac{e^2}{d_2^2}$$

$$d_2 =$$

$$F_2 = \frac{9 \cdot 10^9 \cdot (1,6 \cdot 10^{-19})^2}{(3,99 \cdot 10^{-10})^2}$$

$$F_2 = 1,44 \cdot 10^{-9} \text{N}$$

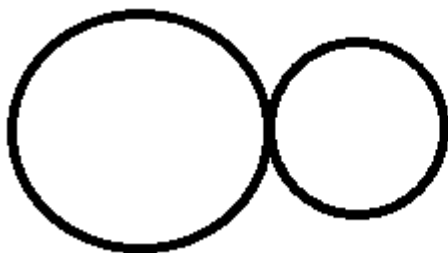
III) Cohésion des solides moléculaire

A) électronégativité

Def

L'électronégativité

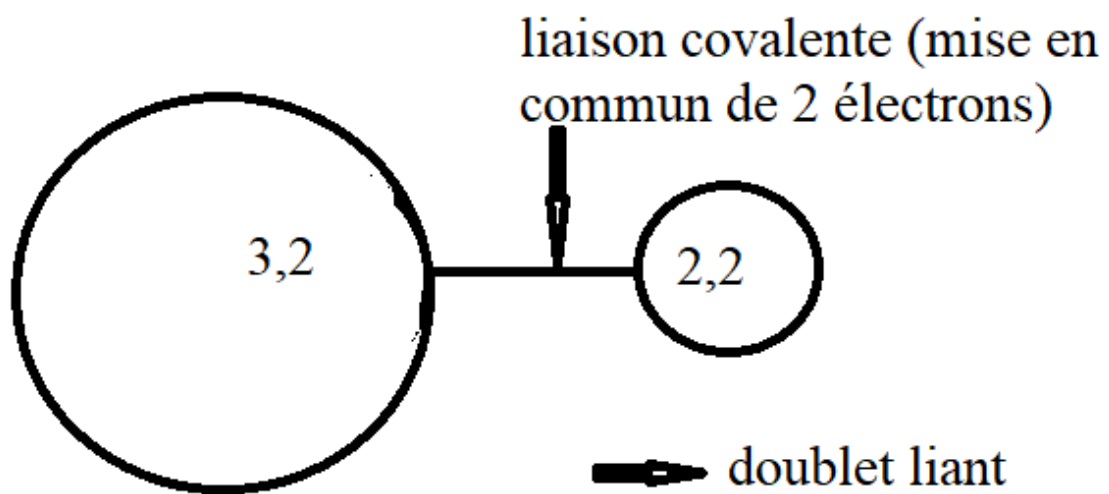
l'électronégativité est une grandeur relative qui traduit l'aptitude d'un atome A à attirer vers lui le doublet d'électrons qui le lie à un atome B. elle est notée χ (chi).



HCl chlorure
d'hydrogène

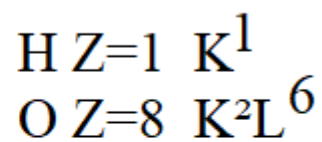
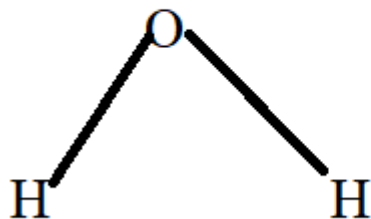
H Z=1 K¹

Cl Z=17 K²L⁸M⁷



Le doublet
d'électrons liant est
déporté vers le
chlore. La liaison est
polarisée

molécule d' H_2O

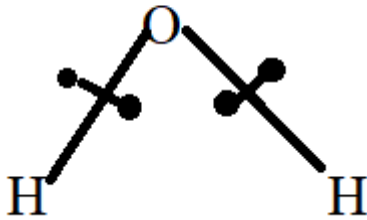


H $\chi=2,2$

H $\chi=3,4$

Donc

molécule d'H₂O



B) Interaction de Van der Waals

Def

Les interaction de Van der Waals

Les interactions de Van der Waals sont des interactions électrostatiques attractives, qui existent entre les molécules.

Exemple :

Diode I₂ : liaisons non polarisées.


Z=53 53 électrons négatifs

53 protons positifs

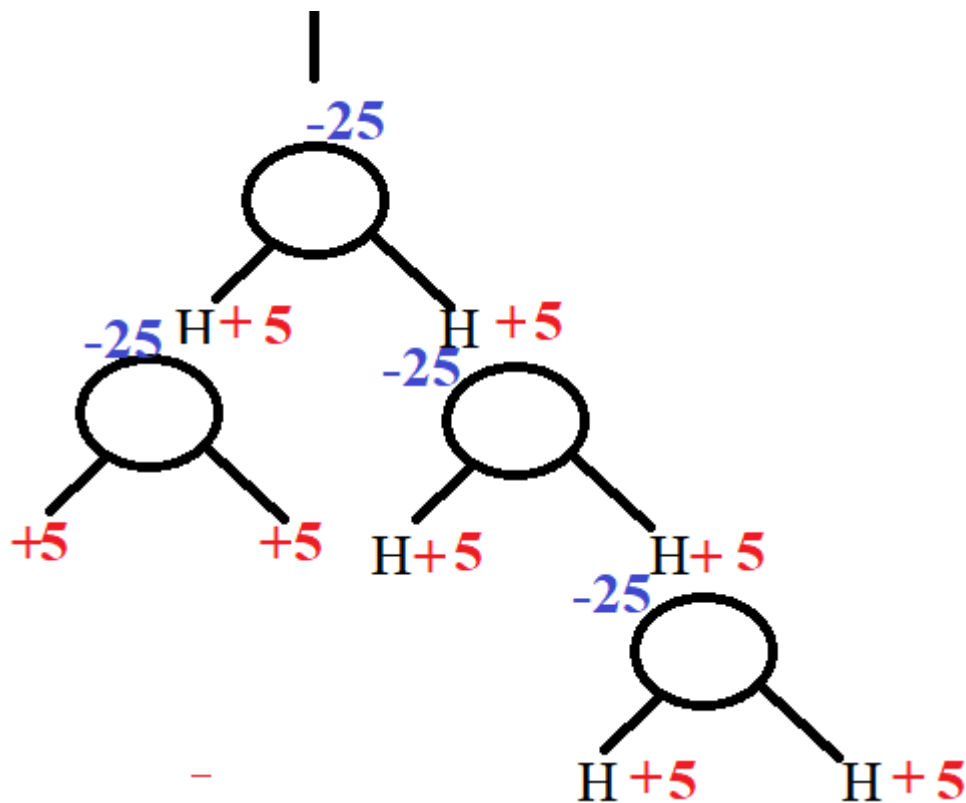
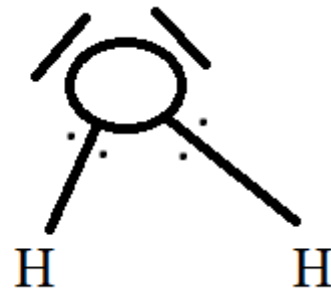
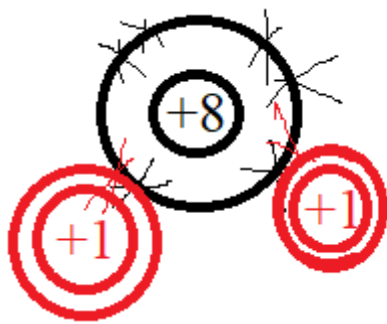
Donc :

D'un atome à l'autre, d'une molécule à l'autre il se crée des charges négatives et des forces positives qui seront faibles car les atomes d'une molécule ne sont pas proches des atomes d'une autre molécule est qui ont comme propriété de se détruire et se créer incessamment car les molécules bougent. Des forces électriques attractives très faibles entre les charges positives d'un atome et les charges négatives d'un autre atome.

C) Les liaisons hydrogène

H Z=1 

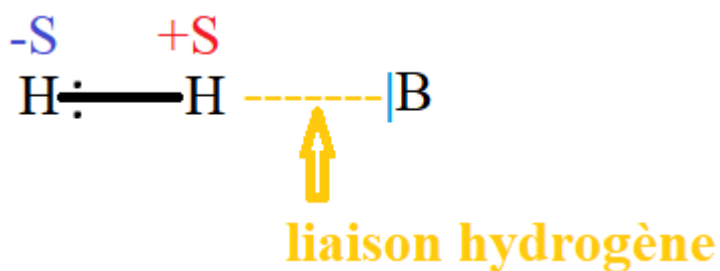
O Z= 8 K²L⁶ 



Def

Liaison hydrogène

La liaison hydrogène est une interaction électrostatique attractive établie entre un atome d'hydrogène lié à un atome A très électro négatif, et un atome B très électronégatif et proteur d'un doublet d'électrons non-liant.



[Retour en haut](#)

⌘+U

D) Cohésion des solides moléculaires

Def

Cohésion d'un solide moléculaire

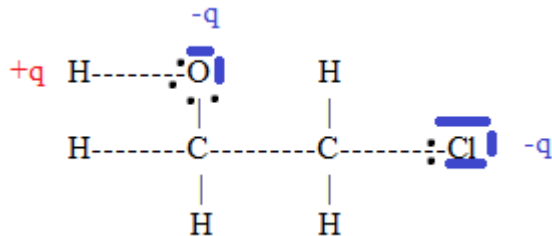
la cohésion d'un solide moléculaire est du :

- aux interactions de Van der Waals, qui sont toujours présentes.
- aux liaisons hydrogènes lorsqu'elles existent.

Ex 19 p 157 :

Correction :

1)

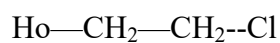


$$\chi_C = 2,6$$

$$\chi_O = 3,4$$

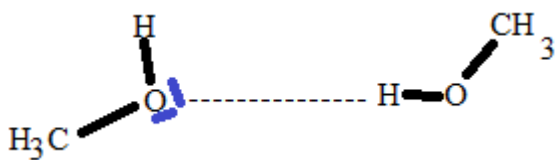
$$\chi_U = 3,2$$

$$\chi_H = 2,2$$

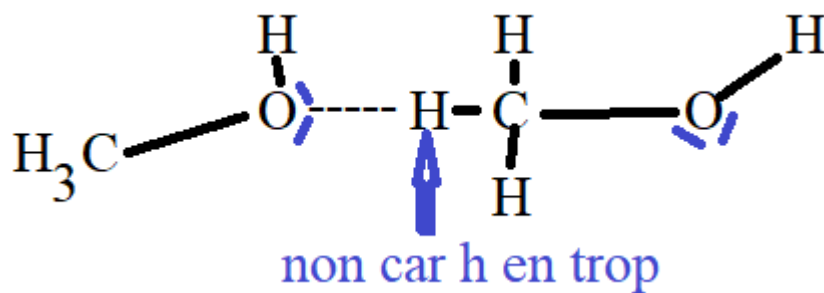


Ex 20 p 157 :

Correction :

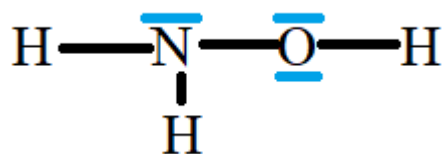


oui



Ex 21 p 157:

Correction

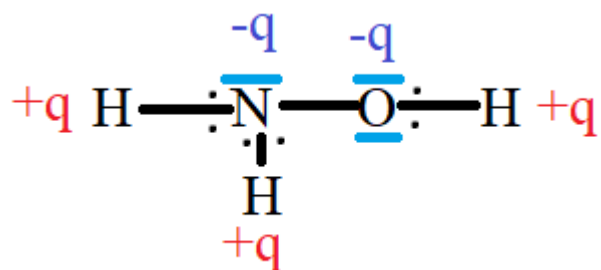


$$\chi_{\text{H}} = 2,2$$

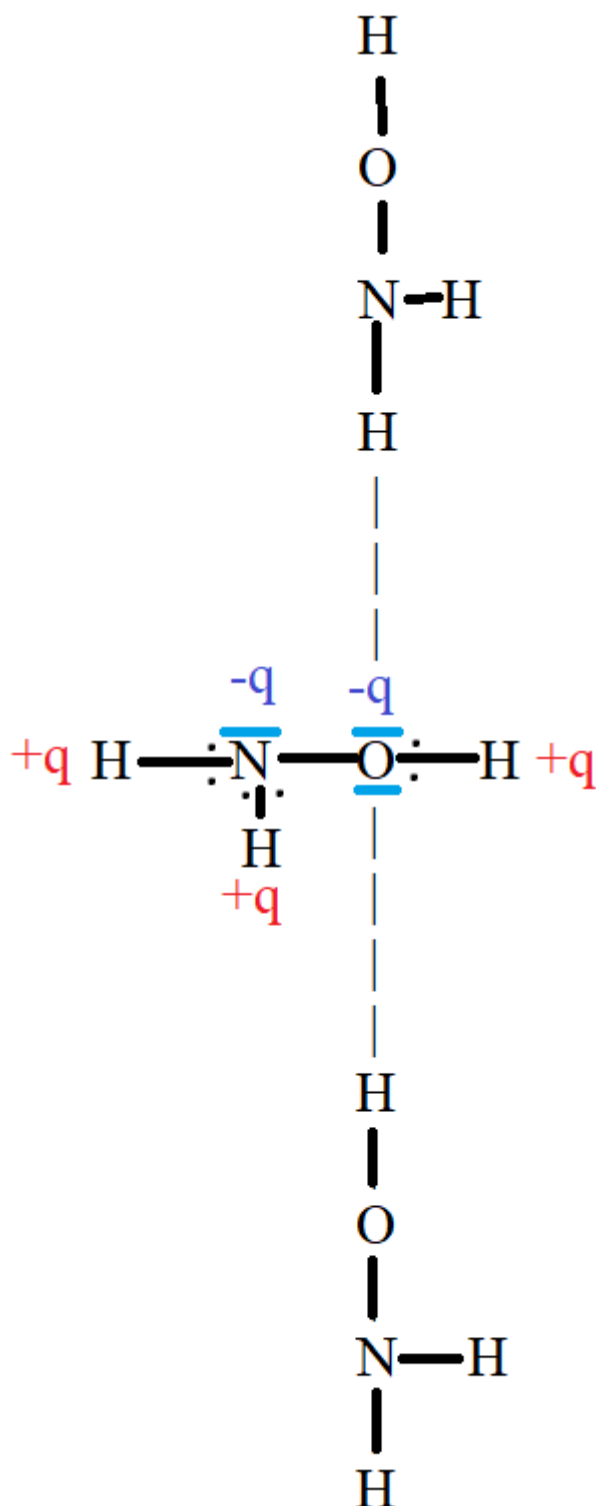
$$\chi_{\text{N}} = 3,0$$

$$\chi_{\text{O}} = 3,4$$

Donc



Donc



Ex 24 p 158:

Correction :

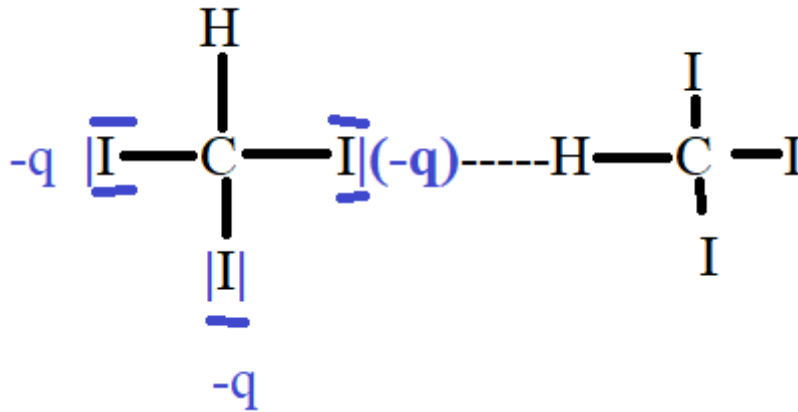
$$\chi_{\text{H}}=2,2$$

[Retour en haut](#)

⌘+U

$$\chi_C = 2,6$$

$$\chi_I = 2,7$$



Ex 32 p 162 :

Correction :

Correction de l'évaluation du 12/12/2018 :

I

1) Lors d'une désintégration radioactive, nommer et symboliser les trois particules susceptibles d'être émises.

Les trois particules susceptibles d'être émises sont :

- β^-
- β^+
- β

2) Expliquer par une phrase à quoi correspond les rayonnements γ émis lors d'une désintégration nucléaire.

Les rayonnements γ émis lors d'une désintégration nucléaire est le surplus d'énergie dégagé lors de la désintégration nucléaire.

3) Rappeler les lois de conservation (ou lois de Soddy) lors d'une réaction nucléaire.

Lois de Soddy : Au cours d'une réaction nucléaire, Il y a conservation :

- du nombre de masse entre les réactifs et les produits

[Retour en haut](#)

* $\text{H} + \text{U}$

- du nombre de charges entre les réactifs et les produits

4) Qu'appelle-t-on fission nucléaire ?

Ce que l'on appelle fission nucléaire est le fait de diviser un atome en plusieurs atomes plus petits (pour en récupérer l'énergie) par le biais d'un neutron propulsé en son centre, dans le but de produire de l'électricité.

II

1) Le technétium 99 est obtenu par la désintégration β^- du molybdène Mo. Ecrire l'équation de la réaction qui permet de produire du technétium 99 à partir du molybdène Mo.



2) Ecrire l'équation de désintégration du radon 220 (${}_{86}^{220}\text{Rn}$) qui donne du polonium Po et de l'hélium ${}^4_2\text{He}$.



III

1) Donner l'activité A d'un échantillon radioactif en précisant l'unité S.I. de celle-ci.

2) Calculer l'activité A de cet échantillon.

3) Combien aurait-on mesuré de désintégrations en 5 minutes ?

Je calcule le taux de désintégration de carbone 14 pendant cinq minutes :

IV

1) Calculer la masse $|\Delta m|$ correspondant à la fusion d'un noyau de deutérium ${}^2_1\text{H}$ et d'un noyau de tritium ${}^3_1\text{H}$.



$$3,34358 \cdot 10^{-27} + 5,00736 \cdot 10^{-27} = 6,64466 \cdot 10^{-27} + 1,67493 \cdot 10^{-27}$$

$$(8,35094) - (8,31959) = 0$$

Formule = $C_{\text{libérée}} = |\Delta m| \cdot c^2$, $C_{\text{libérée}}$ en J, Δm en kg, c en m.s^{-1}

$$|\Delta m| = \frac{C}{c^2}$$

Rep p155

Rep p135

Prendre le cours de la page 167

Dissolution de composé ionique ou moléculaires

Prévoir si un solvant est polaire ou apolaire

Def:

Une solution est obtenue par dissolution d'un soluté, ionique ou moléculaire, dans un solvant.
Une solution est toujours électriquement neutre.



Le solvant est l'espèce majoritaire d'une solution. Lorsque le solvant est l'eau, la

solution est dite aqueuse.



Def:

Molécule polaire :

Une molécule est polaire si :

- elle possède des liaisons polarisées ;
- les position moyennes des charges partielles positives et négatives ne sont pas confondues.

[Retour en haut](#)

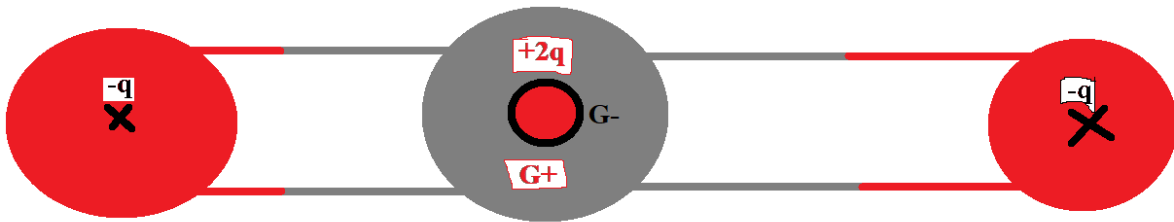
* $\text{H}_2 + \text{U}$

Une molécule est apolaire (non-polaire) si l'une de ces deux conditions n'est pas vérifiée.

Exemple 1 :

La molécule de dioxyde de carbone, CO_2 , possède deux liaisons polarisées $\text{C}=\text{O}$ en raison de la différence d'électronégativité entre l'oxygène ($\chi=3,4$) et le carbone ($\chi=2,6$).

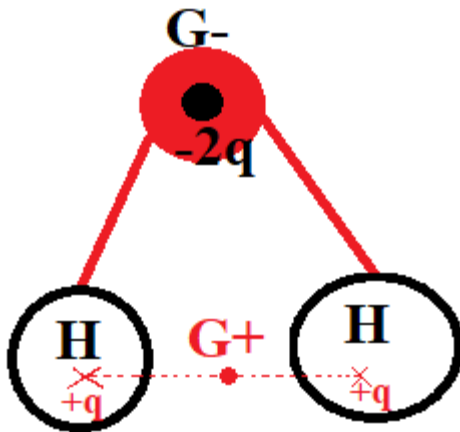
La molécule étant linéaire, les positions moyennes des charges positives G^+ et négatives G^- sont confondues : la molécule de dioxyde de carbone est **apolaire**.



Exemple 2 :

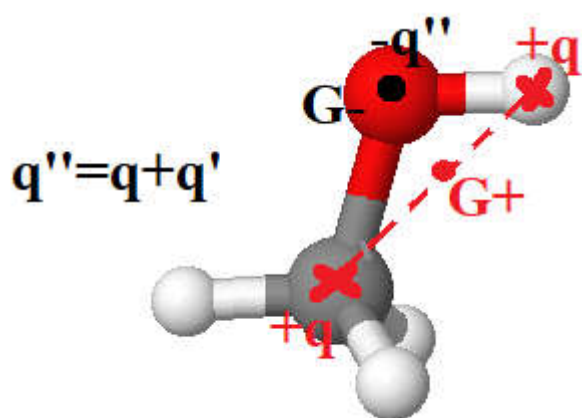
La molécule d' H_2O , possède deux liaisons polarisées $\text{O}-\text{H}$ en raison de la différence d'électronégativité entre l'oxygène ($\chi=3,4$) et l'hydrogène ($\chi=2,2$).

La molécule étant coudée, les positions moyennes des charges positives G^+ et négative G^- ne sont pas confondues : la molécule d'eau est **polaire**.



Exemple 3 :

La molécule de méthanol, de formule semi-développée CH_3-OH possède uniquement deux liaisons polarisées, $\text{C}-\text{O}$ et $\text{O}-\text{H}$, car les liaisons $\text{C}-\text{H}$ sont très peu polarisées. La molécule étant coudée au niveau de l'atome d'oxygène, les positions, moyennes des charges positives et négatives ne sont pas confondues. La molécule de méthanol est **polaire**.



def:

Les liaisons C-H étant très peu polarisées, une molécule comportant uniquement des liaisons C-H et C-C est **apolaire**.

exemple:

Le cyclohexane de formule brute C_6H_{12} , est une molécule apolaire.

def

Un solvant constitué de molécules polaires est un solvant polaire. Un solvant constitué de molécules apolaires est un solvant apolaire.

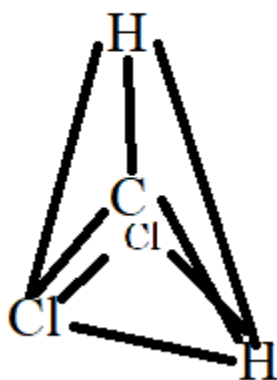
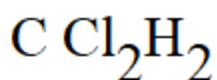
ex 8 p 174 :

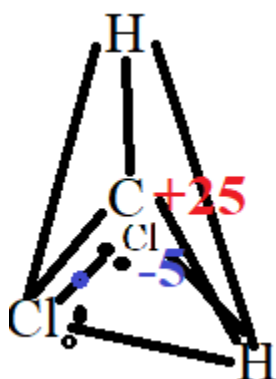
$$\chi_{(O)} = 3,4$$

$$\chi_{(Cl)} = 3,2$$

Le toluène est apolaire

Le dichlorométhane est polaire





Polaire

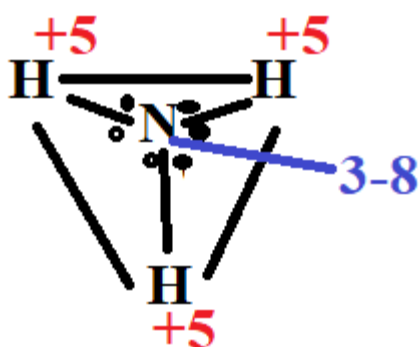
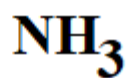
Ex 9 p 174 :

$$\chi_{(H)}=2,2$$

$$\chi_{(C)}=2,6$$

$$\chi_{(N)}=3,0$$

L'ammoniac est solvant polaire car il as des liaisons électriques

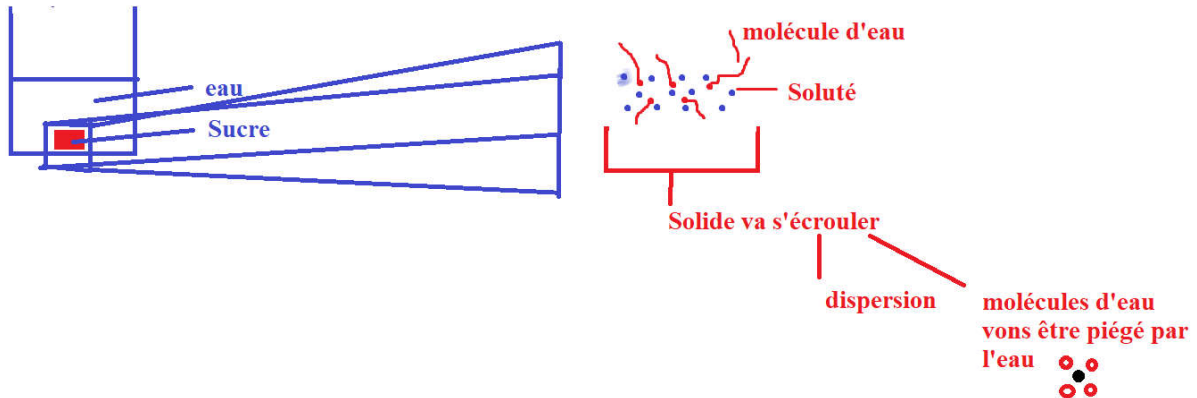


le Pentane est apolaire car il n'a pas de liaisons électrique.

II Dissolution d'un soluté

def :

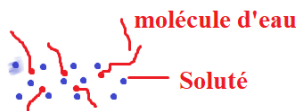
un soluté est soluble dans un solvant si les interactions électriques, entre les entités (molécule, ion) du soluté sont du même types que celles qui s'exercent entre les molécules de solvant.



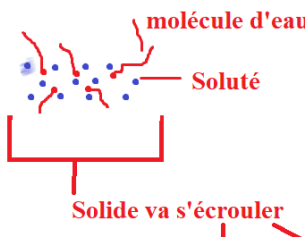
A) dissolution d'un solide ionique

LA dissolution d'un solide ionique dans un solvant polaire est modélisée par 3 étapes.

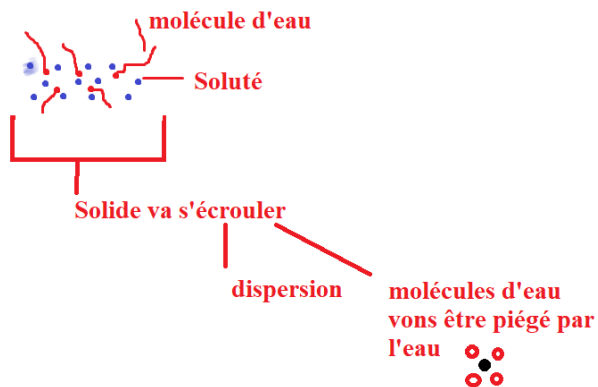
1 la dissociation



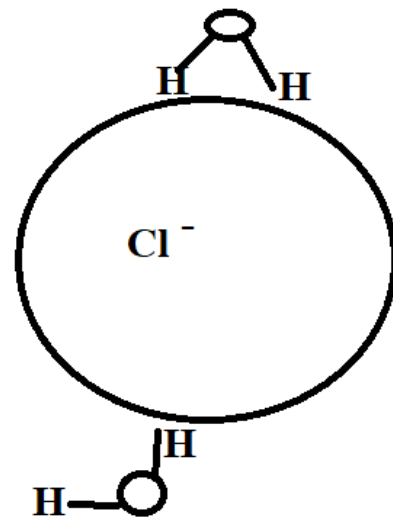
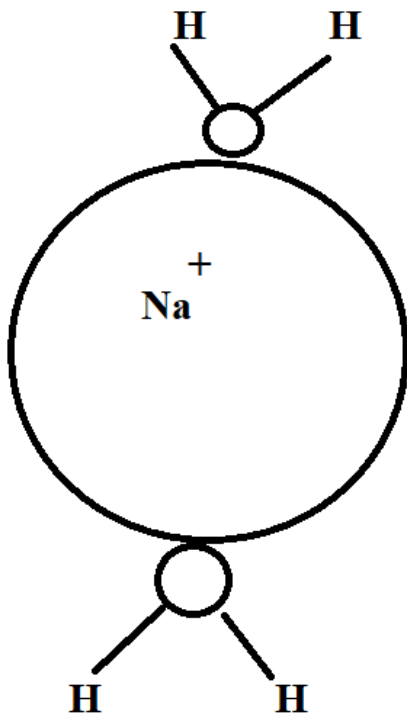
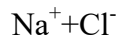
2 la solvatation/ hydratation



3 la dispersion

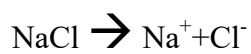


Chlorure de sodium NaCl



Les solides ioniques sont solubles dans les solvants polaires. Leur équation de dissolution, doit respecter la conservation des éléments chimiques et de la charge électrique.

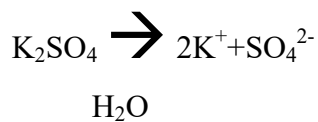
Exemple dissolution du Chlorure de sodium



Dissolution du sulfate de potassium

[Retour en haut](#)

* ⚡ + U



B) Dissolution d'un solide moléculaire

*Les solutés moléculaires polaires Sont très solubles dans les solvants polaires.

*Les solutés moléculaires apolaires sont très solubles dans les solvants apolaires.

Ex 18 p 175 :

III Concentration d'un ion en solution

Def :

Concentration molaire :

La concentration molaire d'une solution de soluté S est noté C (concentration molaire)

La concentration :

$$C = \frac{n(\text{nombre de moles})}{V(\text{volume de la solution})}$$

$$\text{↪ donc } C (\text{mole.L}^{-1}) = \frac{n (\text{en mole})}{V (\text{litres})}$$

Par exemple :

Soluté sulfate de potassium K_2SO_4 ($2\text{K}^+ + \text{SO}_4^{2-}$)

$$\text{↪ } m = 3,5\text{g}$$

$$\text{↪ } + \text{ eau } V = 100\text{mL}$$

?↪ de concentration de Sulfate de potassium dans 100mL d'eau

Masse molaire de K_2SO_4 :

$$M(\text{K}_2\text{SO}_4) = 2M(\text{K}) + M(\text{S}) + 4M(\text{O})$$

$$\text{↪ } = (2 \cdot 31) + (32) + (4 \cdot 16)$$

$$M = 158\text{g.mol}^{-1}$$

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

$$C = \frac{m}{M \cdot V}$$

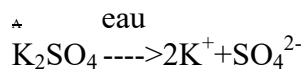
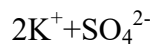
$$C = \frac{3,5}{158 \cdot 0,1}$$

[Retour en haut](#)

↪ ⚡ + U

$$C = 0,22 \text{ mol.L}^{-1}$$

$$C(\text{K}_2\text{SO}_4) = 0,22 \text{ mol.L}^{-1}$$



Concentration ionique de l'ion X^+ :

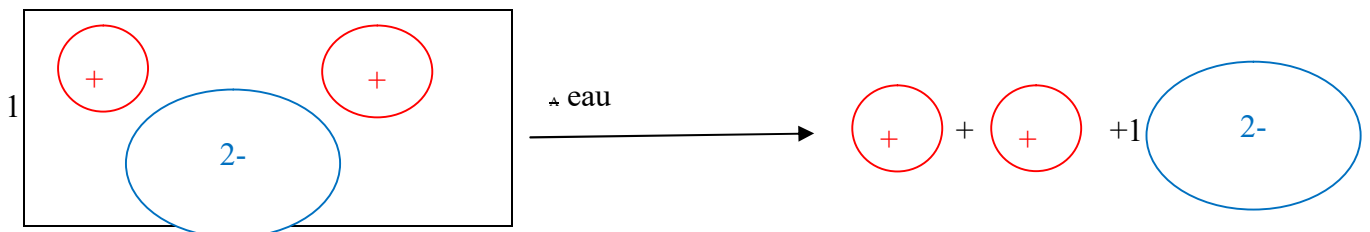
X^+ se note $[\text{X}^+]$

pour Y^- se note $[\text{Y}^-]$

$$[\text{X}^+] = \frac{n(\text{X}^+)}{V}$$

$$[\text{Y}^-] = \frac{n(\text{Y}^-)}{V}$$

$[\text{SO}_4^{2-}] = C(\text{K}_2\text{SO}_4)$	$[\text{SO}_4^{2-}] = 0,22 \text{ mol.L}^{-1}$
$[\text{K}^+] = 2C(\text{K}_2\text{SO}_4)$	$[\text{K}^+] = 2 \times 0,22 = 0,44 \text{ mol.L}^{-1}$



Application : ex 14 p175

$$C = 1,0 \times 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$$

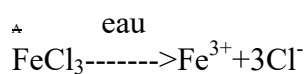
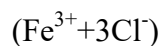
On sait que $C = \frac{n}{V}$

$$\text{Fe}^{3+} =$$

$$3\text{Cl}^- =$$

Correction :

Chlorure de FerIII, FeCl_3 :



[Retour en haut](#)

$$C(\text{FeCl}_3) = 1 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$$

$$[\text{Fe}^{3+}] = C(\text{FeCl}_3)$$

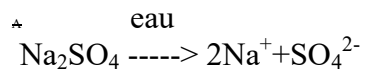
$$[\text{Fe}^{3+}] = 1 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$$

$$[\text{Cl}^-] = 3C(\text{FeCl}_3)$$

$$[\text{Cl}^-] = 3 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$$

Ex 15 p 175 :

Sulfate de sodium :



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

$$[\text{Na}^+] = 2C(\text{Na}_2\text{SO}_4)$$

$$\text{Donc } C(\text{Na}_2\text{SO}_4) = \frac{[\text{Na}^+]}{2}$$

$$C(\text{Na}_2\text{SO}_4) = 1 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$$

Ex 16 p 175 :

$$V_{\text{sol}} = 200,0 \text{ mL}$$

$$m_{\text{chlorure d'aluminium dissout}} = 668 \text{ mg}$$

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

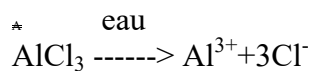
$$n = \frac{m}{M}$$

Correction :

Chlorure d'aluminium

$$m = 668 \text{ mg}$$

$$V_{\text{eau}} = 200,0 \text{ mL}$$



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

$$M(\text{AlCl}_3) = M(\text{Al}) + 3M(\text{Cl})$$

$$= 27 + 3 \cdot 35,5$$

$$= 133,5 \text{ g.mol}^{-1}$$

[Retour en haut](#)

$$n = \frac{668 \cdot 10^{-3}}{133,5} = 5 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

2)

$$C(\text{AlCl}_3) = \frac{n}{V}$$

$$C(\text{AlCl}_3) = \frac{5 \cdot 10^{-3}}{0,2} = 2,5 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$$

$$[\text{Al}^{3+}] = C(\text{AlCl}_3) = 2,5 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$$

$$[\text{Cl}^-] = 3C(\text{AlCl}_3) = 7,5 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$$

Ex 17 p 175 :

$$V_{\text{sol}} = 500,0 \text{ mL}$$

$$[\text{K}^+] = 0,60 \text{ mol.L}^{-1}$$

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

$$n = \frac{C}{V} \text{ ou } C \cdot V$$

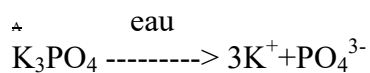
$$n = 0,60 \cdot 0,5$$

$$n = 0,3 \text{ mol}$$

2)

Correction :

Phosphate de potassium



$$V = 500 \text{ mL}$$

$$[\text{K}^+] = 0,60 \text{ mol.L}^{-1}$$

$$C(\text{K}_3\text{PO}_4) = \frac{[\text{K}^+]}{3}$$

$$n(\text{K}_3\text{PO}_4) = C(\text{K}_3\text{PO}_4) \cdot V$$

$$n(\text{K}_3\text{PO}_4) = \frac{[\text{K}^+]}{3} \cdot V$$

$$n(\text{K}_3\text{PO}_4) = \frac{0,60 \cdot 0,5}{3}$$

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

2)

$$m(\text{K}_3\text{PO}_4) = n \cdot M$$

[Retour en haut](#)

⌘ + U

$$\begin{aligned} M(K_3PO_4) &= 3M(K) + M(P) + 4M(O) \\ &= (3 \cdot 39) + 31 + (4 \cdot 16) \\ &= 212 \text{ g.mol}^{-1} \\ m(K_3PO_4) &= 0,10 \cdot 212 \\ &= 21,2\text{g} \end{aligned}$$

Ex 20 p 176:

1)

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

m=

$$V = 100,0\text{mL}$$

Correction :

$$1) V_s = 0,1\text{L}$$

$$M = 474,4\text{g.mol}^{-1}$$

$$s = 160\text{g.L}^{-1}$$

$$s_s = \frac{m}{V}$$

$$s_s V = m$$

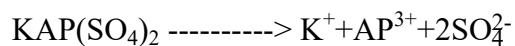
$$C = \frac{m}{V \cdot M}$$

$$C = \frac{s_s V}{V \cdot M} = \frac{s_s}{M}$$

$$C = \frac{120}{474,4} = 0,25\text{mol.L}^{-1}$$

2)

* eau



3)

$$[K^+] = C$$

$$[AP^{3+}] = C$$

$$[SO_4^{2-}] = 2C = 0,5\text{mol.L}^{-1}$$

4)

[Retour en haut](#)

* $\text{H}_2 + \text{U}$

La concentration et la solubilité sont proportionnelles, et la solubilité est constante avec la température. Pour augmenter la concentration il suffit d'augmenter sa température.

Ex 25 p 179 :

1) a)

L'eau est un solvant polaire car elle est coudée et elle a des liaisons polarisées, l'hexane l'est aussi.

1) b)

Il est important de contrôler sa présence dans l'eau car il est mortel pour l'homme, les plantes et les animaux.

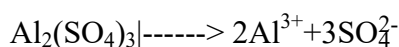
1) c)

L'avantage du solide/liquide est que les particules polluées vont s'attacher à de la poudre contenue dans l'échantillon. Sauf qu'il faut savoir le recycler. La méthode liquide/liquide on met plein d'acide pour dissoudre les composants. Il ne faut pas en mettre trop pour éviter de polluer l'environnement.

2) a) Car ils sont très toxiques

2) b)

eau



$$C(\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3) = \frac{[\text{Al}^{3+}]}{2} = \frac{2,00}{2} = 1 \text{ mol.L}^{-1}$$

$$m = M$$

$$M = 2M(\text{Al}) + 3M(\text{S}) + 12M(\text{O}) + 18M(\text{H}_2\text{O})$$

$$M = 2 \cdot 27 + 3 \cdot 32 + 12 \cdot 16 + 18 \cdot 18$$

$$M = 54 + 96 + 192 + 324$$

$$M = 666 \text{ g}$$

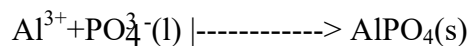
2)c)

Pour 1,00L de solution il faut :

- une balance au préalable taré
- une coupelle
- une spatule
- le solide à analysé ($\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 \cdot 18\text{H}_2\text{O}$)
- une poire à pipetée avec une solution neutre
- un entonnoir
- une fiole jaugée (à 1 000 mL)
- un compte goutte
- un bouchon
- une solution neutre

1. Prendre la balance
2. mettre la coupelle vide dessus
3. tarer
4. à l'aide de la spatule peser 666g du solide $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$
5. prendre la fiole
6. mettre l'entonnoir au dessus de la fiole
7. verser le contenu de la coupelle dans l'entonnoir de la fiole en rinçant avec la solution neutre de la poire à pipetter
8. remplir les trois quarts de la fiole avec la solution neutre de la poire à pipetter
9. retirer l'entonnoir
10. boucher la fiole
11. secouez bien
12. enlevez le bouchon
13. mettez l'entonnoir
14. remplissez la fiole en s'arrêtant un peu avant le trait de jauge
15. enlevez l'entonnoir
16. au compte goutte, remplissez la fin jusqu'au trait de jauge
17. rincez les ustensiles avec une solution neutre.

d)



$$A = \frac{m}{V}$$

$$M(\text{PO}_4^{3-}) = M(\text{P}) + 4 \cdot M(\text{O})$$

$$= 31 + 4 \cdot 16$$

$$= 95$$

$$n(\text{PO}_4^{3-}) = \frac{m}{M(\text{PO}_4^{3-})} = \frac{A \cdot V}{M(\text{PO}_4^{3-})} = \frac{2,1 \cdot 10^6}{95} = 2,2 \cdot 10^4 \text{ mol}$$

$$V_{\text{sol}} = \frac{n}{2C}$$

$$V_{\text{sol}} = \frac{2,2 \cdot 10^4}{2} \cdot 1,1 \cdot 10^4 \text{ L}$$

Structure et propriété des alcanes et des alcools

Activité 1 et 2 p 182-183 :

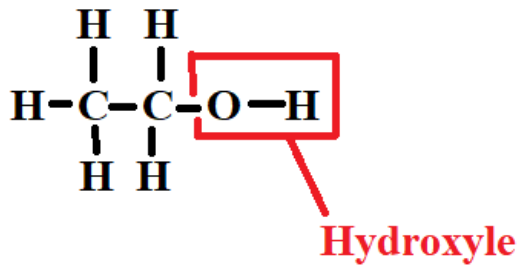
Activité 1 p 182 :

1)

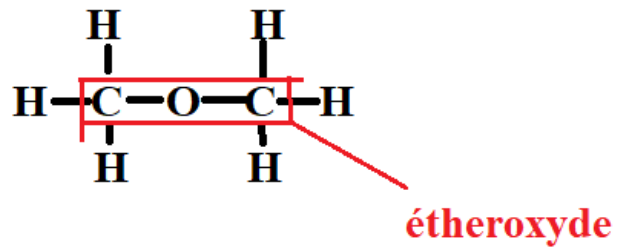
L'éthanol et le méthoxyméthane sont des espèces isomères car elle ne se ressemblent pas car elles ont les mêmes molécules mais pas à la même place.

2)

éthanol



Méthoxyméthane



3) a)

H Z=1

C Z=6

N Z=7

O Z=8

3) b)

H K¹ couche K non saturée donc 1 liaison possible

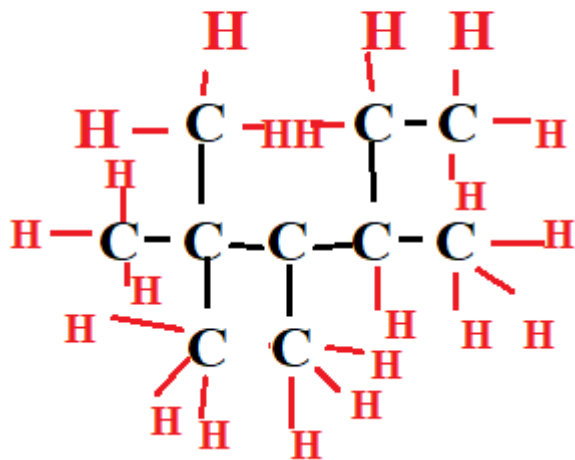
C K²L⁴ couche L non saturée donc 4 liaisons possibles

N K²L⁵ couche L non-saturée donc 3 liaisons possibles

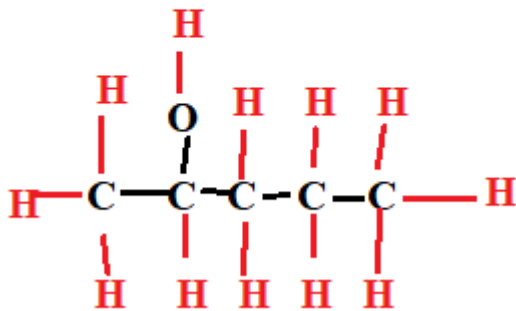
O K²L⁶ couche L non-saturée donc 2 liaisons possibles

3) c)

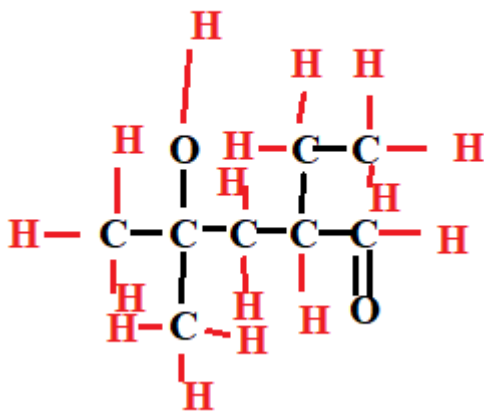
a



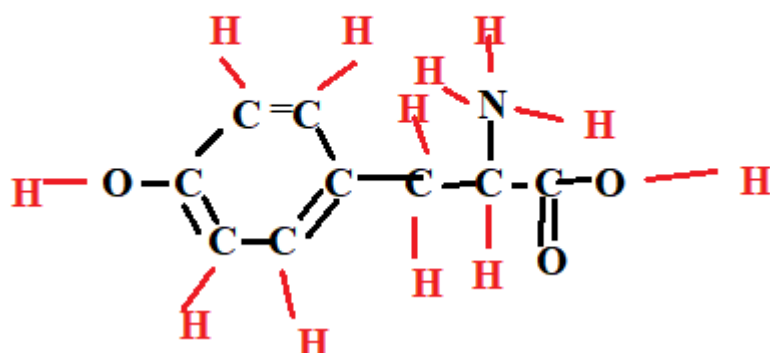
B



C

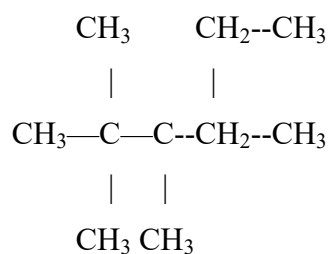


D

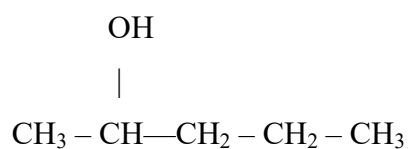


3) c)

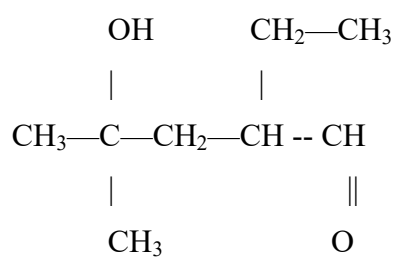
a)



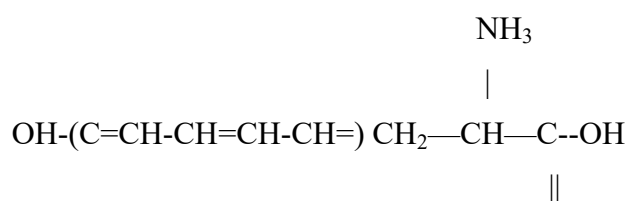
b)



c)



d)



[Retour en haut](#)

* ⚡+U

O

Groupes caractéristiques :

Nom	Structure*
Hydroxyle	—O—H
Amine	$\begin{array}{c} \\ \text{—N—} \end{array}$
étheroxyde	$\begin{array}{c} \quad \\ \text{—C—O—C—} \\ \quad \end{array}$
Carbonyle	$\begin{array}{c} \text{O} \\ \\ \text{—C—} \end{array}$
Carboxyle	$\begin{array}{c} \text{O} \\ \\ \text{—C—O—H} \end{array}$
Ester	$\begin{array}{c} \text{O} \\ \\ \text{—C—O—C—} \\ \end{array}$

Activité 2 p 183 :

1)

Butane = 1

Méthylpropane = 2

2-méthylbutane = 3

4-éthyl-2-méthylhexane = 4

Hexane = 5

Butan-2ol = 6

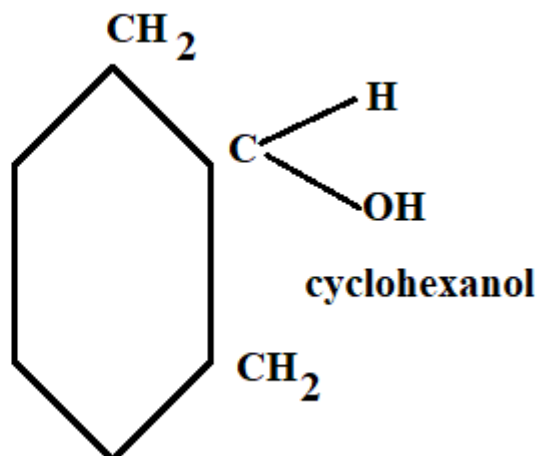
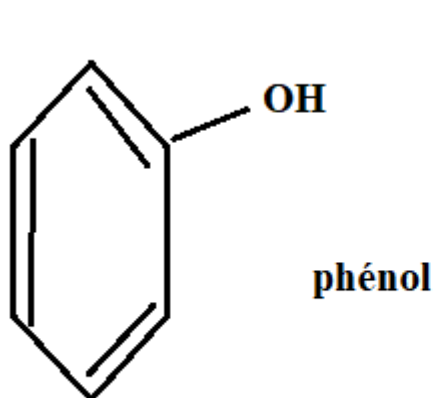
[Retour en haut](#)

* ⚡+U

4,4-diméthylpentan-2-ol = 7

2,4,4-triméthylhexane-3-ol = 8

linéaire	Ramifiés
5	1
6	2
	3
	4
	7
	8



I Identifier un alcane et un alcool

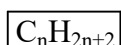
A) Chaines carbonées

La chaîne carbonée est la suite de atomes de carbones accrochées les un au autres, dont la chaîne peut être linéaire, ramifiée ou cyclique.

B) Les Alcanes

ce sont des espèces acycliques dont les chaînes peuvent être linéaire ou ramifiée et qui ne contiennent que du carbone et de l'hydrogène.

Formule générale :



C) Nomenclature des Alcanes

Le nom d'un alcane linéaire est constitué d'un radical qui indique le nombre d'atomes de carbone de la chaîne (méth- ; éth- ; prop- ; but- ; ...) suivi du radical (-ane).

[Retour en haut](#)

En retirant un atome d'hydrogène à un alcane linéaire, on obtient un group alkyle. dont le nom s'établit en remplaçant la terminaison an par la terminaison -ile.

il y a trois chose qui interviennent :

- Le nom de la chaine
- La terminaison associé à un radical
- Les groupes alkyles et qui vont êtres utilisés dans le cas des alcanes ramifiés

Alcanes ramifiés :

Pour les trouver il faut :

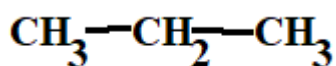
- trouver la chaine la plus longue
 - la numéroté
 - placer les groupes alkyles sur la chaine principale.

Exemple :

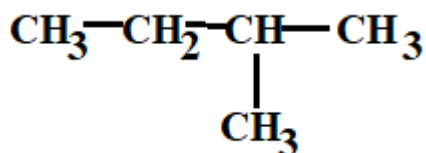
3-éthyle-2,5-diméthylhexane

ex 10 p192 :

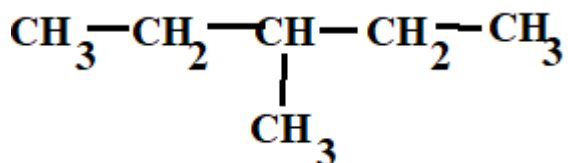
a) propane :



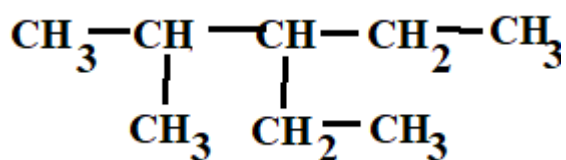
b) méthylbutane



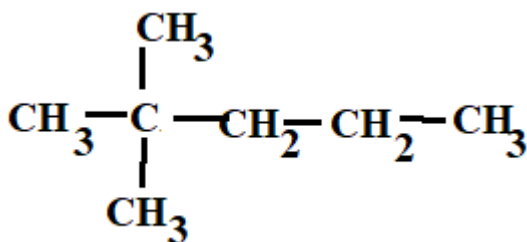
c) 3-méthylpentane



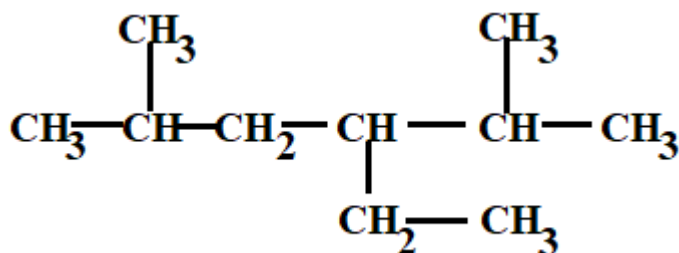
d) 3-éthyl-2-méthylpentane



e) 2,2-diméthylpentane



f) 3-éthyl-2,5-diméthylhexane



Ex 11 p192 :

- 1)a) 2,4-diméthylhexane
- 1)b) 2,2-diméthylbutane
- 2) 2,2,4-triméthylpentane

Évolution des températures de changement d'état *Cas des alcanes linéaires

A) Interprétation des résultats

Si on prend une molécule qui contient 5 atomes de C et une molécule avec 7 atomes de carbones les actions de Van der Waals seront plus puissantes. Donc on s'aperçoit que les températures de changement d'état sont plus grandes que les atomes de carbones.

La température de fusion et d'ébullition des alcanes linéaires augmente lorsque le nombre d'atomes de carbone de la chaîne carbonée croît

Exemple :

La température d'ébullition (passage du liquide au gaz) pour le propane (-42°C) en revanche l'hexane bouille à 68°C.

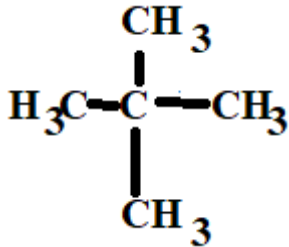
Évolution des températures de changement d'état *Cas des alcanes ramifiés isomères

Si on prend des molécules ramifiées, seuls les linéaires pourront être plus proches.

La distance séparant deux molécules voisines est plus grande pour des alcanes ramifiés que pour des alcanes linéaires, plus cette distance est faible, plus les forces de Van der Waals sont grandes/fortes/importantes.

Les températures de fusion et d'ébullition d'alcane isomères sont d'autant plus basse que ceux-ci sont ramifié.

Diméthylpropane (9,5°C)



C₅H₁₂

Pentane (36°C)



Évolution des températures de changement d'état *Cas de l'eau

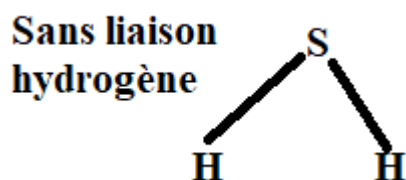
Dans les alcanes il n'y a pas de liaisons hydrogène car il n'y a pas assez de différence de polarité entre les liaisons de carbone et d'hydrogène.

Les liaisons d'hydrogène n'empêchent pas les liaisons de Van der Waals. Et ont des changements de températures d'état très élevées et les liaisons hydrogènes ont un impacte sur la température car il faut les rompre par liaison.

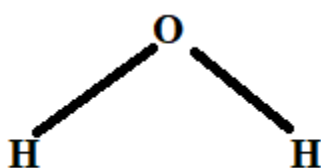
Les liaisons hydrogène qui s'établissent entre les molécules d'eau s'ajoutent aux interactions de Van der Waals et expliquent les températures de changement d'état élevées de l'eau.

Exemple :

H₂S T_f = - 86°C T_{eb} = -61°C



H₂O T_f = 0°C T_{eb} = 100°C



[Retour en haut](#)

* ⚡ + U

Évolution des températures de changement d'état *Cas des alcools (R-OH)

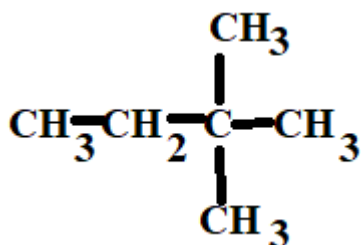
- Les interactions de Van der Waals augmentent avec la longueur de la chaîne.
 - La température d'ébullition des alcools croît avec la longueur de leurs chaînes carbonées
- Le groupe OH entraîne la présence de liaisons hydrogènes.

En conclusion :

Les alcools ont des températures d'ébullition supérieures à celles des alcanes des mêmes chaînes carbonées.

Exercices 16 p 193 :

a) $\text{CH}_3\text{---CH}_2\text{---CH}_2\text{---CH}_3$



b)

c) $\text{CH}_3\text{---CH}_2\text{---CH}_2\text{---CH}_2\text{---CH}_2\text{---CH}_2\text{---OH}$

d) $\text{CH}_3\text{---CH}_2\text{---CH}_2\text{---CH}_2\text{---CH}_2\text{---CH}_3$

1)

2)

Ex 23 p 194 :

En général

1)

Alcane $\text{C}_n\text{H}_{2n+2}$

$$M = n \cdot M(\text{C}) + (2n+2) \cdot M(\text{H})$$

$$72 = n \cdot 12 + (2n+2) \cdot 1$$

$$72 = 14n + 2$$

$$n = \frac{72-2}{14} = 5$$

2)

$$12 + 3 + 12 + 2 + 12 + 2 + 12 + 2 + 12 + 3$$

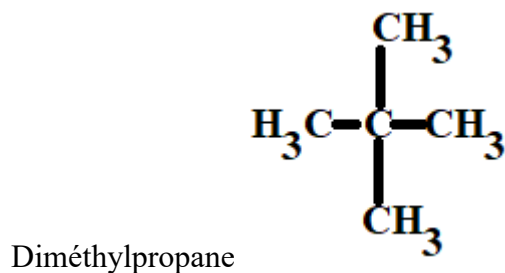
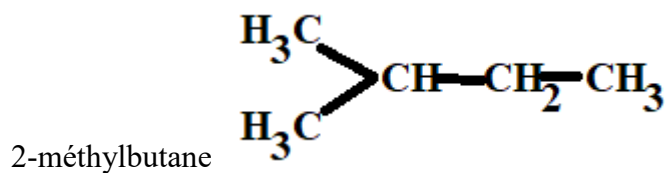
$$12 + 1 + 1 + 1 + 12 + 1 + 1 + 12 + 1 + 1 + 12 + 1 + 1 + 12 + 1 + 1 + 1$$

2)

[Retour en haut](#)

⌘+U

C_5H_{12} pentane $H_3C-CH_2-CH_2-CH_2-CH_3$



B) La distillation fractionnée

Une distillation fractionnée permet de séparer les constituants d'un mélange de liquides miscibles. Ayant des températures d'ébullition nettement différentes. Le liquide le plus volatil est le distilla et le liquide le moins volatile est le résidu.

III Miscibilité des alcools dans l'eau

alcool $R-OH$

R – groupe alkyle Hydrophobe car pas de $-OH$

$-OH$ –groupe hydroxyle hydrophile car liaisons $-OH$

Ex 22 p 194 :

1)

1^{er} $68,7^{\circ}C$ (hexane)

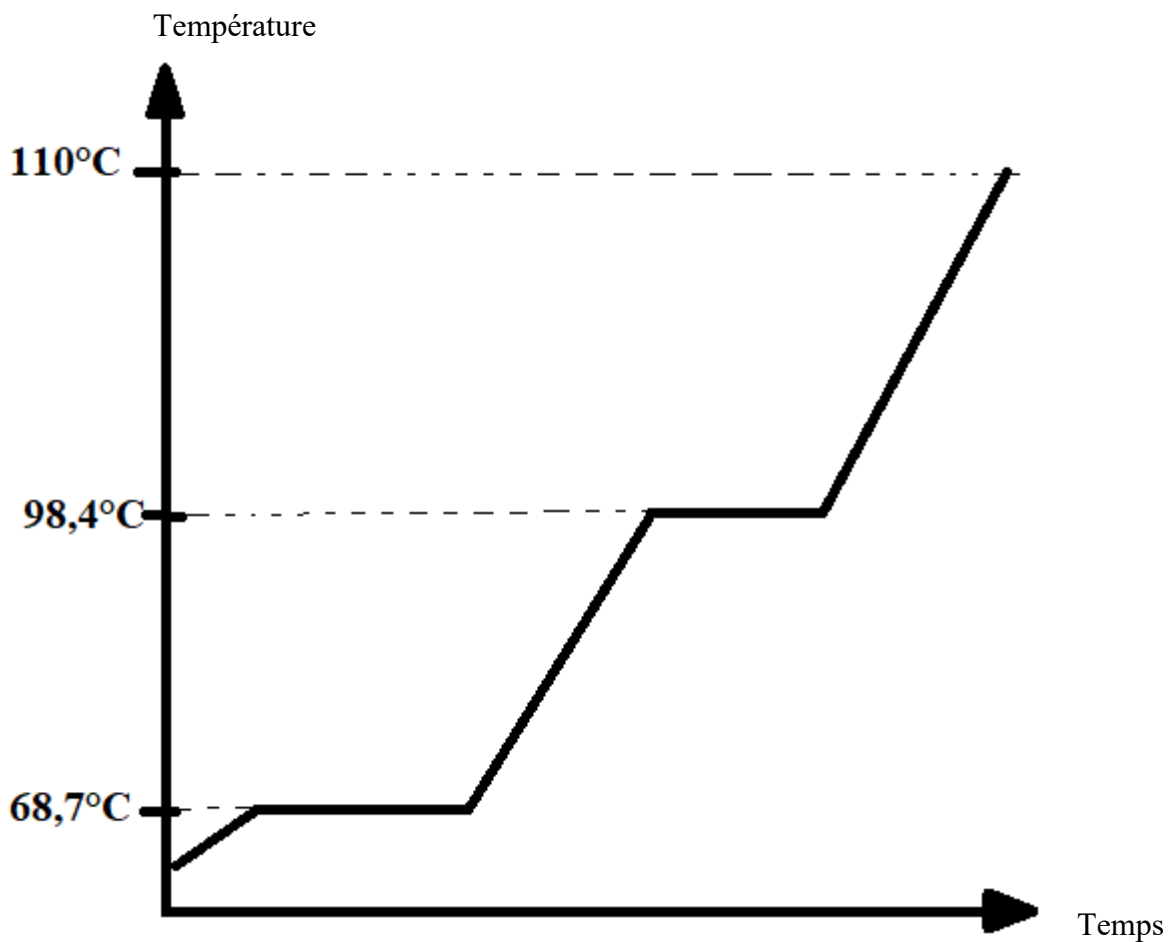
2^{ème} $98,4^{\circ}C$ (heptane)

2)

3)

L'octane est l'alcane qui est resté dans le ballon

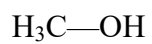
4)



Ex 25 p 194 :

1)

Méthanol



Ethanol



2)

Ce sont deux alcools et on peu de carbone (<8).

Ex 27 p 195 :

1)

Il est étherogène car il n'est pas missible dans la température ambiante.

[Retour en haut](#)

* ⌘ + U

2)

1^{er} 65°C

2^{ème} 100°C

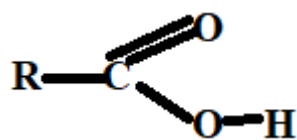
3^{ème} 265°C

Composés organiques oxygénés

R—OH

OH groupe hydroxyle

R—OH famille alcool

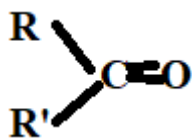


groupe carboxyle

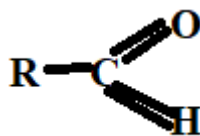
groupe carbonyle

acide carboxylique

Une céton



Un aldéhyde



Activité 1 p 302 :

1)

1 4-méthylepentane-2-one

2 Pentan-3-one

3 Méthylbutanenone

4 2-éthylpentanal

5 Méthanal

6 Acide 2,4-diméthylhexanoïque

aldéhydes	cétones	acides carboxyliques

2)

[Retour en haut](#)

* ⌘ + U

cétone

on ajoute one et on précise le numéro où se situe le carbone

3)

a) butane-2-one

b) 5-méthyl-2-propylhexanal

c) Acide-2-éthyl-3-méthylbutanoïque

d) 2,2-diméthylbutanal

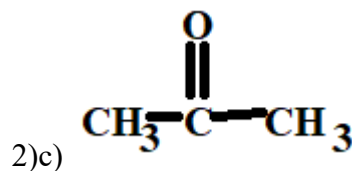
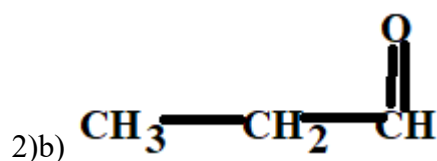
Ex 8 p 314 :

Les aldéhydes possèdent un groupe carboxyle dont l'atome de carbone fonctionnel est lié à plus d'un atome de carbone. C'est le cas des molécules b et f. Les cétones possèdent un groupe carbonyle dont l'atome de carbone fonctionnel est lié à deux atomes de carbone. C'est le cas des molécules a et e.

Ex 9 p 314 :

1) Les aldéhydes et les cétones possèdent un groupe carbonyle. L'atome de carbone fonctionnel des aldéhydes est lié à un atome de carbone alors que celui des cétones est lié à deux atomes de carbone.

2)a) $\text{H}_2\text{C}=\text{O}$



Ex 10 p 314 :

a) propanal

b) pentane-3-one

[Retour en haut](#)

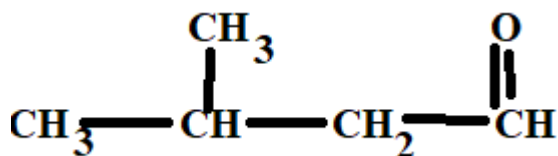
* ⌘ + U

- c) pentane-2-one
- d) 2-méthylpropanal
- e) 2-méthylpentane-3-one

Ex 11 p 314 :

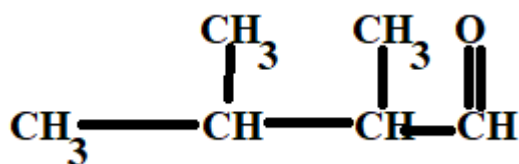
a)

3-méthylbutanal



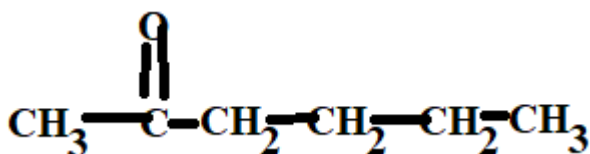
b)

2,3-diméthylbutanal



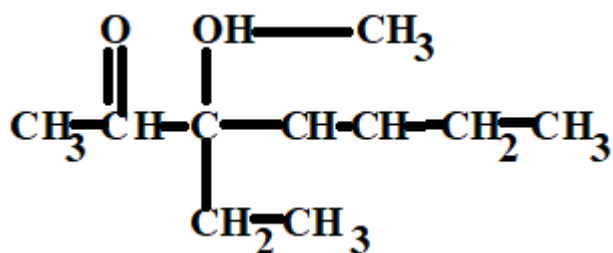
c)

Hexan-2-one



d)

3-éthyl-3,5-diméthylheptan-2-one



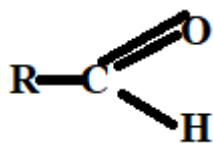
I Aldéhydes et cétone

A) définitions

Les aldéhydes sont des composés oxygénés comportant un groupe carbonyle dont l'atome de carbone est lié à au moins un atome d'hydrogène.

[Retour en haut](#)

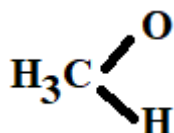
* ⌘ + U



Leurs formule générale est

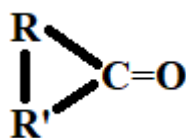
Exemple :

Éthanal



Les cétones

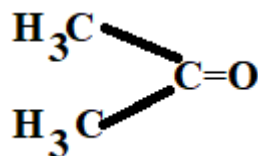
Les cétones sont des composés oxygénés comportant un groupe carbonyle dont l'atome de carbone n'est lié qu'à des atomes de carbone.



Leurs formule générale s'écrit

Exemple

Propanone :



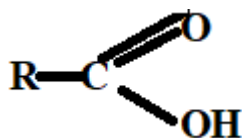
B) Nomenclatures

- On recherche la plus longue chaîne
- on numérote cette chaîne de telle sorte que le carbone fonctionnel porte le plus petit numéro possible.
- on enlève le E de la chaîne principale et on met one pour une cétone et al pour un Aldéides. et dans certains cas on précise le numéro de la chaîne

II Acides carboxyliques

A) définition

un acide carboxylique est un composé oxygéné qui contient le groupe carboxyle.



sa formule générale s'écrit

B) Nomenclatures

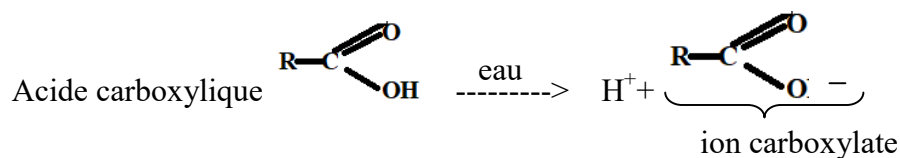
On recherche la plus grande chaîne qui contient le carbone fonctionnel qui porte le numéro 1.
On remplace le E de l'alcane par acide oïque.

C) propriétés

Le pH mesure la concentration en ion H^+ . Un acide est une espèce qui libère des ions H^+ .

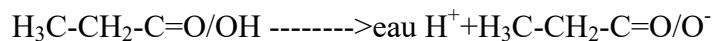
eau

Acide chlorhydrique $HCl \rightarrow H^+ + Cl^-$.



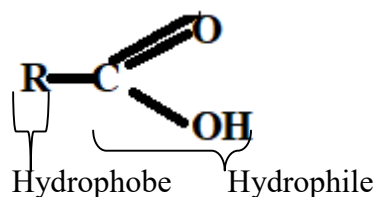
Ex

Acide propanoïque



Propriété 2 :

Les acides sont solubles dans l'eau à condition que.



Un acide est composé d'une partie hydrophile et une partie hydrophobe.

La solubilité dans l'eau des acides carboxyliques $RCOOH$ diminue lorsque la taille du groupe hydrophobe R augmente.

Ex 12 p 314:

- 1)
- a) oui
- b) non
- c) oui
- d) oui

[Retour en haut](#)

* ⚡ + U

2)

a) acide butanoïque

c) acide 2-méthyle-butanoïque

d) acide 3-méthyle-butanoïque

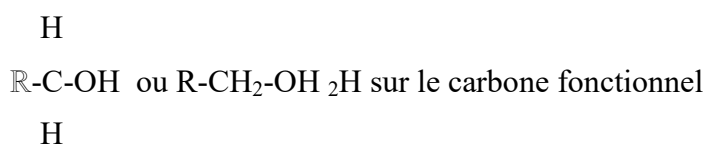
Acide-2-méthylpropanoïque	Acide butanoïque
$ \begin{array}{c} \text{H} \\ \\ \text{H}_3\text{C}-\text{CH}-\text{C} \begin{array}{l} \nearrow \text{O} \\ \searrow \text{O}-\text{H} \end{array} \\ \\ \text{CH}_3 \end{array} $	$ \begin{array}{c} \text{O} \\ \\ \text{H}_3\text{C}-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{C} \begin{array}{l} \nearrow \text{O} \\ \searrow \text{O}-\text{H} \end{array} \end{array} $
Acide-2-éthyle-3,4-diméthylpentanoïque	

III Produit de l'oxydation d'un alcool ou d'un aldéide

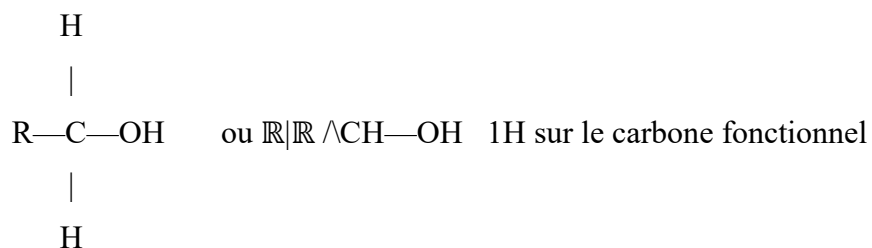
A) classe des alcools

Il existe 3 classe d'alcools, les alcools primaires, secondaire, tertiaires

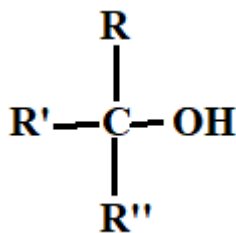
Les alcool primaire



Alcools secondaires



Alcool tertiaire



pas d'H sur le carbone fonctionnel

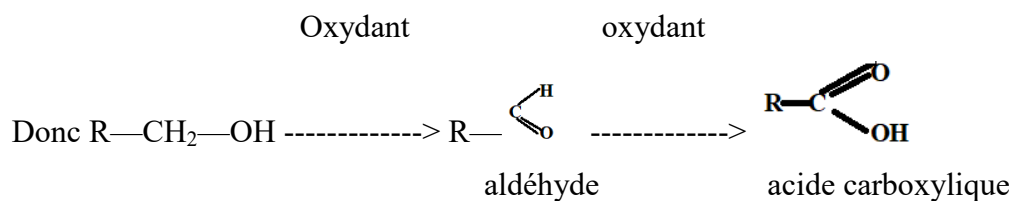
Entre autres les alcools selon leurs classes ne réagissent pas de la même façon selon leurs classes

B) oxydation des alcools

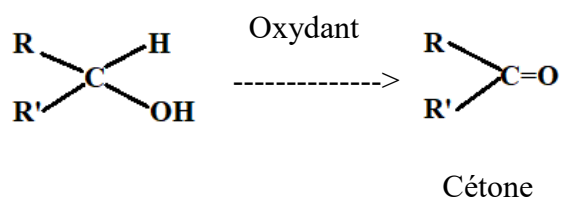
Oxydation ménagée

Alcools primaires

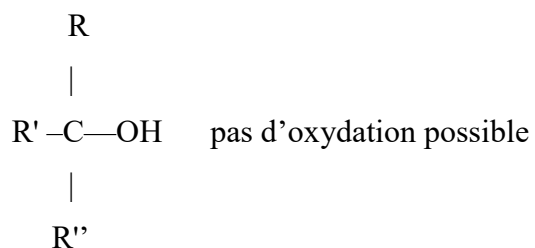
il s'écrit



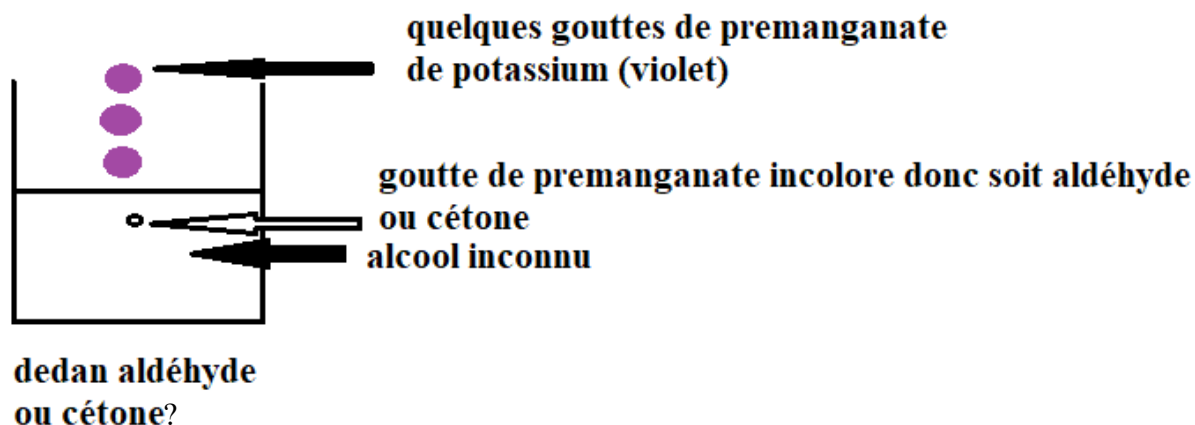
Alcools secondaires



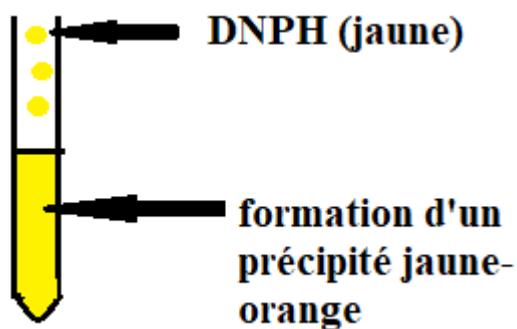
Alcools tertiaire



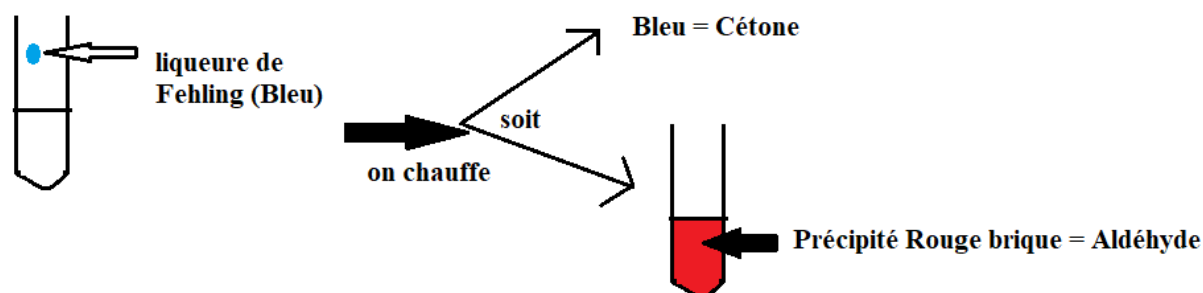
Test des Aldéhydes et des cétones :



Test à la D.N.P.H.:



Autre option test à la liqueur de Fehling



Activité 6 p 313 :

1)

Expérience 1 :

L'alcool de formule brute $\text{K}^+ + \text{MnO}_4^-$ est en excès

Expérience 2 :

[Retour en haut](#)

* $\text{H}_2 + \text{U}$

Ex 21 p 316:

Henry
Letellier
1^{ère} S

Physique



!!!!

;;;;,jkhufytddryu.vbs

