

 **Fomesoutra**.com  
*ça soutra !*

*YANKENON*

# GUIDE D'EXERCICES DE CHIMIE

DESTINE AUX ELEVES DES CLASSES DES SECONDES  
SCIENTIFIQUES (SECONDE C)

**Première Apparition**

**Collection Clever**

Année Scolaire:2016 - 2017

## **Avant-propos**

*Dans le souci d'apporter une amélioration et de démystifier le mystère qui règne en sciences Physiques dans les classes des Secondes Cet T l'auteur a pensé de concevoir ce guide d'exercices de Chimie tout en se référant sur la nouvelle donne portant sur l'amélioration de la composition des items d'évaluation proposer en 2014 par l'Institut National des Recherches et d'Action Pédagogique (INRAP).*

## **Table des matières**

<i>Matière, Transformations Physique et Chimique.....</i>	<b>3</b>
<i>Mélanges et Corps purs.....</i>	<b>7</b>
<i>Mole ou la quantité de matière.....</i>	<b>9</b>
<i>Préparation des solutions.....</i>	<b>11</b>
<i>Structure des Atomes.....</i>	<b>14</b>
<i>Structure électronique.....</i>	<b>16</b>
<i>Classification Périodique.....</i>	<b>18</b>
<i>Molécules et liaisons Chimiques.....</i>	<b>21</b>
<i>Réactions Chimiques.....</i>	<b>24</b>
<i>Réactions d'Oxydoréduction.....</i>	<b>27</b>
<i>Références Bibliographiques.....</i>	<b>30</b>

## MATIERE, TRANSFORMATIONS PHYSIQUE ET CHIMIQUE

### Exercice n°01 :

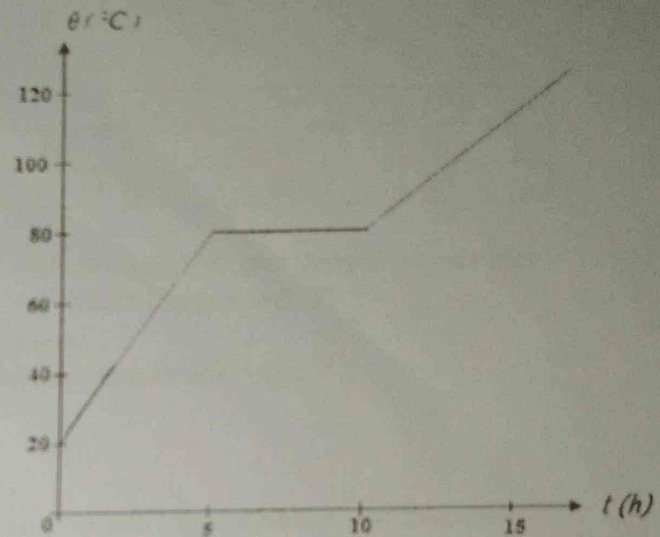
Dites si les phénomènes suivants sont de nature physique ou chimique:

1. La formation de la rouille.
2. La préparation du pain.
3. La vaporisation de l'eau.
4. La combustion d'une bougie
5. La sublimation de la glace.

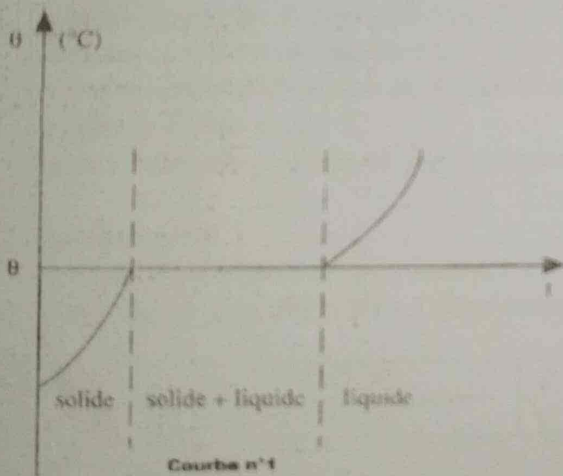
### Exercice n°02:

On étudie la fusion du naphthalène solide. On obtient la courbe ci - dessous.

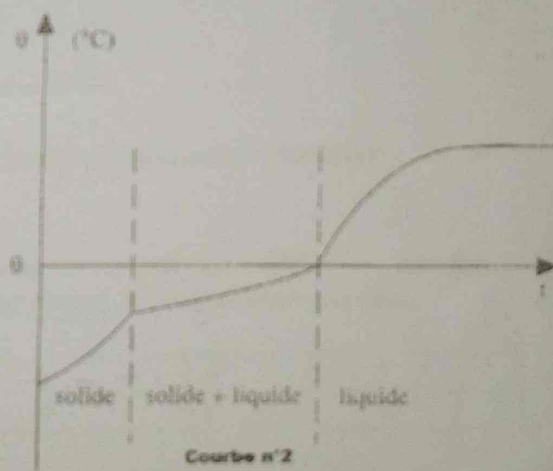
1. Interpréter la courbe obtenue.
2. A quelle température observe - t - on deux phases en présence, préciser ces états physique.
3. Ce naphthalène solide est - il pur? Justifier.
4. Quelle est la température du naphthalène au début de l'expérience ?
5. Quels sont les temps du début et de la fin de la fusion ?
6. Quel est le temps de la fusion du solide ?



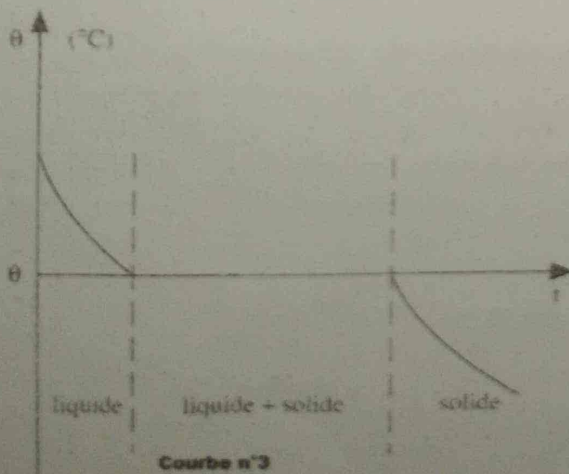
### Exercice n°03:



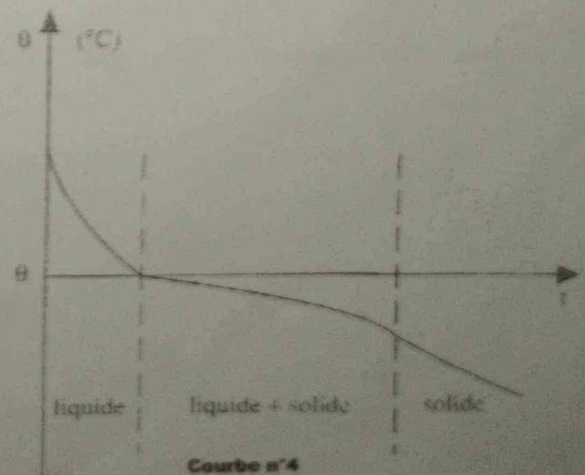
Courbe n°1



Courbe n°2



Courbe n°3



Courbe n°4

Les courbes ci - dessus représentent les variations de la température ( $\theta$ ) en fonction du temps ( $t$ ) au cours de la fusion et de la solidification de l'eau pure et de l'eau salée.

1. Mettre une légende sous chaque courbe (fusion de l'eau pure, de l'eau salée, solidification de l'eau pure, de l'eau salée).
2. Déduire des courbes la température de fusion de l'eau pure. Peut - on parler de température de fusion de l'eau salée ?

**Exercice n°04:**

On étudie la fusion de deux solides A et B, en relevant régulièrement les températures  $\theta$  ( $^{\circ}\text{C}$ ) de A et B en fonction de  $t$  (en min) lors de leur chauffage et on obtient les résultats contenus dans le tableau suivant:

	$t$ (min)	0	5	7.5	10	12,5	15	17.5
Corps A	$\theta$ ( $^{\circ}\text{C}$ )	20	40	50	50	50	50	65
Corps B	$\theta$ ( $^{\circ}\text{C}$ )	20	40	50	60	70	80	85

1. Représenter sur un même graphe, les courbes  $\theta = f(t)$  de variation des températures des corps A et B en fonction du temps. Echelles: 2 cm pour 5 min et 1 cm pour 5  $^{\circ}\text{C}$ .
2. L'un des solides est un corps pur. Lequel ? justifie la réponse.
3. Que peut - on prévoir pour les températures d'ébullition de chacun des corps ?

**Exercice n°05:**

Des liquides A, B, C et D ressemblent à l'eau pure. Pour chaque liquide, on reconnaît une constante physique à la pression atmosphérique normale.

La température de fusion du corps A est 2  $^{\circ}\text{C}$ .

La masse d'un litre du liquide B est égale à 1 kg.

La température d'ébullition du liquide C est égale à 100  $^{\circ}\text{C}$ .

Le liquide D boue à 105  $^{\circ}\text{C}$ .

Parmi les liquides précédant, lequel (lesquels) est (sont) de l'eau pure? Justifier

**Exercice n°06 :**

De l'eau liquide sortant d'un robinet est placé dans un congélateur. Celui - ci est branché sous une tension électrique. On relève à intervalles de temps égaux, la température de l'eau.

$t$ (min)	0	1	2	3	4	5	6
$\theta$ ( $^{\circ}\text{C}$ )	3	2	0	0	0	-4	-18

1. Tracer le graphique de la température en fonction du temps. Echelles : 1 cm pour 1 min et 1 min pour 2  $^{\circ}\text{C}$ .
2. La courbe se comporte de combien de parties? Sur elles, indiquer sous quel(s) état(s) physique(s) se trouve l'eau ?
3. Quel serait l'état de l'eau à l'instant 12 min ?
4. Que se passe - t - il entre les instants 2 et 4 minutes?
5. Cette eau est - elle pure ? Justifier.

**Exercice n°07 :**

Représenter le graphique de la solidification de la solidification d'un liquide d'un liquide en fonction du temps en utilisant le tableau suivant:

$t$ (min)	0	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11
$\theta$ ( $^{\circ}\text{C}$ )	18	-6	3	2	0,5	0	0	0	0	-1	-3	-6

1. S'agit-t-il d'un corps pur ou d'un mélange ? identifier - le ?
2. Précisez l'état au cours de la transformation.

**Exercice n°08: Transformation de la matière**

Un  $\text{dm}^3$  d'eau pure donne, en se congelant,  $1,09 \text{ dm}^3$  de glace. Calculer la masse volumique de la glace.

**Exercice n°09: Transformation de la matière**

La masse d'un litre d'eau est 1 kg, celle de  $1 \text{ m}^3$  de glace, 917 kg. On place une bouteille d'eau « Mayo » de capacité 1,5 L au congélateur pour transformer l'eau en glace.

1. Quelle est la masse d'eau contenue dans la bouteille?
2. Quel volume de glace obtient-on?
3. Que va-t-il se passer?

**Exercice n°10: Masse et masse volumique d'un métal**

Le fer est le métal le plus utilisé par l'homme. Sa densité par rapport à l'eau est 7,8.

1. Donner la valeur de sa masse volumique du fer en  $\text{g/cm}^3$  puis en  $\text{kg/m}^3$ .
2. Quelle est la masse de  $10 \text{ cm}^3$  de métal fer?

On donne :  $\mu_{\text{H}_2\text{O}} = 1 \text{ g/cm}^3$

## MELANGES ET COPRS PURS

### Exercice n°01: Séparation des mélanges

Vous allez puiser l'eau de puits.

Quelles opérations devez-vous effectuer pour transformer cette eau:

1. En eau potable?
2. En eau pure ?

### Exercice n°02 :

Vous disposez d'un verre d'eau sucrée.

1. Le contenu du verre est-il une solution? Une solution aqueuse?
2. Quels sont le solvant et le soluté?

### Exercice n°03 :

On dissout une pincée de sel de cuisine dans un verre d'eau.

a. La solution obtenue est :	b. Le soluté est :	c. Le solvant est :	d. Pour séparer le sel de l'eau, il faut :
a.1. Une solution aqueuse	b.1. Le sel	c.1. Le sel	d.1. Décanter
a.2. Un mélange homogène	b.2. L'eau	c.2. L'eau	d.2. Filtrer
a.3. Un mélange hétérogène	b.3. L'eau salée	c.3. L'eau salée	d.3. Distiller

### Exercice n°04 :

Clever explique à Jaël comment on prépare du café. « La préparation du café comporte trois étapes: Première étape: mettre de l'eau dans une cafetière et la porter à l'ébullition, puis ajouter la poudre de café et attendre quelques minutes;

Deuxième étape: faire passer le mélange obtenu à travers un tissu pour recueillir la partie liquide ;

Troisième étape: ajouter du sucre à volonté, remué à l'aide d'une cuillère.

Le café est prêt»

1. Quel type de mélange obtient - on à la fin de la première étape ?
2. Quelle est la méthode de séparation utilisée à la deuxième étape ? Comment appelle - t- on le liquide obtenu ? est - ce un corps pur ?
3. Quel type de mélange obtient - on à la fin de la troisième étape ? Justifier votre réponse.

### Exercice n°05 : Possibilité de réaliser un mélange

A 20°C, on peut dissoudre au maximum 365g de sel de cuisine dans un litre d'eau. On dit alors que la solution est saturée.

Peut-on dissoudre :

1. 7 kg de sel dans 1 m<sup>3</sup> d'eau?
2. 7 g de sel dans 10 cm<sup>3</sup> d'eau?

### Exercice n°06: Mélanges des gaz (cas de l'air)

Une chambre renferme de l'air, de dioxygène et de diazote de dimensions suivantes :

6 m x 5 m x 3 m.

1. Calculer le volume d'air, puis déduire les volumes de dioxygène et de diazote.
2. Calculer les masses d'air, de diazote et de dioxygène.
3. En déduire la composition centésimale en masse de l'air.

On donne :  $\rho_{\text{air}} = 1,293 \text{ kg/m}^3$  ;  $\rho_{\text{O}_2} = 1,43 \text{ kg/m}^3$

**Exercice n°07: Mélange de deux métaux (alliage)**

Un alliage de cuivre et d'argent a une masse volumique égale à  $10,3 \text{ g/cm}^3$ .

Calculer les masses des métaux composants contenues dans 100 g d'alliage, sachant que les masses volumiques de cuivre et d'argent sont respectivement  $8,9 \text{ g/cm}^3$  et  $10,4 \text{ g/cm}^3$ .

On admettra que le volume de l'alliage est égal à la somme des volumes des composants.

## LA MOLE OU LA QUANTITE DE MATIERE

### Exercice n°01 :

Déterminer les masses molaires des composés suivants:

Saccharose:  $C_{12}H_{22}O_{11}$ ; Glucose:  $C_6H_{12}O_6$ ; Butane:  $C_4H_{10}$ ; Acétone:  $C_3H_6O$

Sulfate d'Aluminium:  $Al_2(SO_4)_3$ ; Chlorure de Zinc:  $ZnCl_2$ ; Permanganate de potassium:  $KMnO_4$

Dichromate (ou Bichromate) de Potassium:  $K_2Cr_2O_7$

On donne en g/mol : C = 12 ; H = 1 ; O = 16 ; Al = 27 ; S = 32 ; Zn = 65,40 ; Cl = 35,5 ; K = 39 ; Mn = 55 ; Cr = 52.

### Exercice n°02:

L'aspirine ou acide acétylsalicylique a pour formule :  $C_9H_8O_3$

1. Calculer la masse molaire de l'aspirine.
2. Quelle quantité de matière renferme un flacon dans un comprimé de 500 mg.

### Exercice n°03 :

Déterminer la quantité de matière contenue dans 11,7 g de chlorure de sodium.

On dispose d'une égale quantité de matière de sulfate de sodium  $Na_2SO_4$ . Quelle est sa masse ?

### Exercice n°04:

On considère un échantillon de soufre, de masse 1,6 g.

1. Quelle quantité de matière renferme cet échantillon
2. Quel nombre d'atomes contient-il ?

### Exercice n°05 :

L'ammoniac est un gaz, de formule  $NH_3$ .

1. Quelle quantité de matière renferment 3,4 g d'ammoniac ?
2. Quel est le volume occupé dans les conditions normales par 3,4 g d'ammoniac ?

### Exercice n°06 :

Au cours de la combustion d'un morceau de soufre, on a recueilli  $100 \text{ cm}^3$  de dioxyde de soufre, volume mesuré dans des conditions pour lesquelles le volume molaire vaut 25 L.

1. Ecrire l'équation de la réaction.
2. Quelle quantité de matière renferme le volume gazeux recueilli ?
3. Quelle est la masse de ce gaz ?

### Exercice n°07:

Trois échantillons comportent le même nombre d'atomes:

Fer (Fe):  $m_1 = 1,4 \text{ g}$ ; Sodium (Na):  $m_2 = 0,575 \text{ g}$ ; Soufre (S):  $m_3 = 0,8 \text{ g}$ .

1. Combien y a-t-il de moles d'atomes de chaque élément sachant que la masse atomique molaire du fer est de 56 g/mol.
2. En déduire la masse molaire atomique du sodium (Na) et du soufre (S).

### Exercice n°08: Masse et nombre d'atomes

On dispose d'un fil de cuivre, de diamètre 2 mm et de longueur 1 m.

1. Calculer le volume son volume.
2. Calculer sa masse.
3. Calculer la masse d'un atome de cuivre.
4. Combien d'atomes de cuivre se trouvent dans le fil ?

On donne la masse volumique du cuivre est :  $\rho_{Cu} = 9000 \text{ kg.m}^{-3}$ .

**Exercice n°09: Masse, masse volumique et quantité de matière du métal**

Le fer est le métal le plus utilisé par l'homme. Sa densité par rapport à l'eau est 7,8.

1. Donner la valeur de sa masse volumique en  $\text{g/cm}^3$  puis en  $\text{kg/m}^3$ .
2. Quelle est la masse de  $10 \text{ cm}^3$  de métal fer?
3. Déduire la quantité de matière de fer contenu dans cet échantillon et le nombre d'atome présent.

On donne :  $\mu_{\text{H}_2\text{O}} = 1 \text{ g/cm}^3$  et  $M_{\text{Fe}} = 56 \text{ g.mol}^{-1}$ .

## PREPARATION DES SOLUTIONS

### Exercice n°01 :

L'hydrogénocarbonate de sodium  $\text{NaHCO}_3$ , appelé couramment « bicarbonate de soude », est un produit utilisé pour soulager certains maux d'estomac.

Un malade dissout 3 g (une cuillère à café) de ce composé dans un verre de capacité 0,15 L rempli d'eau. Calculer la concentration molaire de la solution obtenue.

On donne :  $M_{\text{Na}} = 23 \text{ g/mol}$  ;  $M_{\text{H}} = 1 \text{ g/mol}$  ;  $M_{\text{C}} = 12 \text{ g/mol}$  ;  $M_{\text{O}} = 16 \text{ g/mol}$ .

### Exercice n°02 :

On veut préparer une solution de sulfate de sodium ( $\text{Na}_2\text{SO}_4$ ) de concentration  $0,25 \text{ mol.L}^{-1}$ . Quelle masse de sulfate de sodium solide faut-il dissoudre dans l'eau pour obtenir  $200 \text{ cm}^3$  de solution ?

On donne :  $M_{\text{Na}} = 23 \text{ g/mol}$  ;  $M_{\text{S}} = 32 \text{ g/mol}$  ;  $M_{\text{O}} = 16 \text{ g/mol}$ .

### Exercice n°03 :

Déterminer la concentration d'eau salée obtenue en dissolvant 0,6 g de chlorure de sodium dans l'eau et en complétant le volume à  $200 \text{ cm}^3$ .

On donne en g/mol :  $\text{Na} = 23$  ;  $\text{Cl} = 35,5$ .

### Exercice n°04 :

Quelle est la masse d'acide phosphorique ( $\text{H}_3\text{PO}_4$ ) contenue dans 200 mL d'une solution de molarité  $0,2 \text{ mol/L}$ .

On donne :  $M_{\text{H}} = 1 \text{ g/mol}$  ;  $M_{\text{P}} = 31 \text{ g/mol}$  ;  $M_{\text{O}} = 16 \text{ g/mol}$ .

Exercice n°05: Quel volume d'eau faut-il ajouter à 100 mL d'une solution molaire d'acide chlorhydrique ( $\text{HCl}$ ) pour obtenir une solution décimolaire ?

### Exercice n°06 :

On dispose d'un volume  $V_1 = 100 \text{ mL}$  d'une solution  $S_1$  de chlorure de sodium de concentration

$C_1 = 0,1 \text{ mol.L}^{-1}$ . On la dilue en ajoutant 400 mL d'eau. Quelle est la concentration  $C_2$  de la solution  $S_2$  ?

### Exercice n°07:

Une solution aqueuse d'acide sulfurique ( $\text{H}_2\text{SO}_4$ ) de densité 1,98 est à 27% en masse d'acide pur.

1. On demande :

1.1. Déduire la masse volumique de l'acide sulfurique.

1.2. Le titre massique de la solution.

1.3. La molarité (titre molaire ou concentration en mol/L) de la solution.

1.4. La normalité de la solution.

2. Démontrer que la masse de l'acide sulfurique peut s'écrire sous cette forme:  $m = \frac{1}{10} \sqrt{P \cdot T \cdot \rho_s}$

3. Déduire de 2. la valeur de la masse  $m$  de l'acide sulfurique.

4. Déduire son volume  $V_s$ .

### Exercice n°08 :

On dispose d'une solution décimolaire de chlorure de sodium. On veut la transformer en une solution centimolaire.

1. Comment appelle-t-on cette opération ?

2. Quel volume d'eau distillée faut-il ajouter à 25 mL de la solution initiale pour réaliser l'opération ?

### Exercice n°09:

On dissout 3,42g de sulfate d'aluminium solide de formule  $Al_2(SO_4)_3$  dans 100 mL d'eau, pour préparer une solution.

Déterminer:

1. Le titre massique de la solution.
2. Le titre molaire de la solution.
3. Le titre pondéral de la solution.
4. La masse volumique de la solution.
5. La densité de la solution par rapport à l'eau, sachant la masse volumique de l'eau est

On donne en g/mol :  $Al = 27g$  ;  $S = 32$  ;  $O = 16$   $\rho_{eau} = 1000 \text{ g/L}$

### Exercice n°10:

On se propose de déterminer le titre pondéral d'une solution d'acide éthanique de formule  $C_2H_4O_2$ . Pour cela on verse un volume  $V_0 = 20 \text{ mL}$  d'acide pur liquide dans 80 mL d'eau et on obtient une solution homogène de masse  $m_0 = 98g$ .

1. Comment appelle-t-on ce mode de préparation de solution ?
2. Calculer la masse de l'acide utilisé.
3. Déduire le titre pondéral de la solution.
4. Détermine la masse volumique de cette solution.

On donne en g/mol :  $C = 12$  ;  $H = 1$  ;  $O = 16$  et la masse volumique de l'eau est :  $\rho_{eau} = 1000 \text{ g/L}$

### Exercice n°11:

Le Laborantin George Smith veut déterminer la précision de la valeur de l'erreur relative qu'il commettra s'il modifie la concentration molaire volumique d'une solution de soude lors d'une séance des travaux pratiques au Laboratoire. Pour faire, il dissout 8 g de soude (ou hydroxyde de sodium de formule :  $NaOH$ ) dans 400 mL d'eau.

1. Déduire le titre massique  $T$  et la concentration molaire volumique  $C_0$  de la solution de soude.
2. Déterminer la masse volumique de la solution, puis déduire la masse de la solution si sa densité de l'hydroxyde de sodium par rapport à l'eau est 1,05.
3. Calculer la concentration en pourcentage de la solution obtenue.
4. La nouvelle concentration de l'hydroxyde de sodium devienne  $C$ , telle que  $C = 2.C_0$ , où  $C_0$  représente la concentration de l'hydroxyde de sodium trouvée en 3.
- 4.1. Déduire la valeur  $C$ .
- 4.2. Quel volume d'eau (en mL) qu'il faut ajouter à  $V = 100 \text{ mL}$  d'une solution  $C_0$  d'hydroxyde de soude pour obtenir une solution décimolaire ( $C' = 0,1 \text{ mol.L}^{-1}$ ).
5. Quelle erreur relative  $\frac{\Delta C}{C}$  exprimée en % commet-on sur la concentration de la soude ?

Conclure. Avec  $\frac{\Delta C}{C} = \frac{C - C_0}{C_0}$

On donne :  $\rho_{eau} = 1000 \text{ g/L}$  ;  $M_{Na} = 23 \text{ g/mol}$  ;  $M_H = 1 \text{ g/mol}$  ;  $M_O = 16 \text{ g/mol}$ .

### Exercice n°12:

On dispose 250 mL d'une solution d'acide sulfurique ( $H_2SO_4$ ) de concentration 26% et de densité par rapport à l'eau 2. Déterminer :

1. La masse volumique de la solution, puis déduire la masse de la solution.
2. La masse  $m$  de soluté qu'on doit dissoudre dans la solution d'acide sulfurique.
3. Le titre massique de la solution et la concentration molaire volumique de la solution.
4. Quel volume d'eau faut-il ajouté à cette solution d'acide sulfurique pour obtenir une solution à  $1,5 \text{ mol/L}$ .

On donne :  $\rho_{eau} = 1000 \text{ g/L}$  ;  $M_H = 1 \text{ g/mol}$  ;  $M_S = 32 \text{ g/mol}$  ;  $M_O = 16 \text{ g/mol}$ .

**Exercice n°13:**

Quels volumes  $V_1$  et  $V_2$  respectifs des solutions aqueuses de  $H_2SO_4$  à  $C_1 = 0,5 \text{ mol.L}^{-1}$  et  $C_2 = 0,2 \text{ mol.L}^{-1}$  doit-on mélanger pour obtenir un volume  $V_3 = 990 \text{ mL}$  de solution à  $C_3 = 0,3 \text{ mol.L}^{-1}$ . On utilisera la relation de loi de dilution pour deux espèces :  $n_3 = n_1 + n_2$

**N.B:**  $V_1$  et  $V_2$  doit exprimer en mL, ne convertissez pas  $V_3$  en Litre (L)

## ATOMES ET CLASSIFICATION ELECTRONIQUE

### STRUCTURE DES ATOMES

#### Exercice n°01:

Le noyau d'un élément chimique a une charge électrique  $Q = 3,2 \cdot 10^{18} \text{ C}$ .

1. Donner la composition du noyau, on admettra que  $N = Z$
2. Calculer la masse du noyau et celle du nuage électronique de cet atome.
3. Déduire la masse atomique.

On donne :  $m_p \approx m_n \approx 1,67 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$  ;  $m_{e^-} = 9,1 \cdot 10^{-31} \text{ kg}$  ;  $e = 1,6 \cdot 10^{-19} \text{ C}$ .

#### Exercice n°02:

L'atome d'Uranium de symbole U, renferme un noyau de masse  $m = 3,90 \cdot 10^{25} \text{ kg}$  et un nuage électronique de masse  $m' = 8,37 \cdot 10^{29} \text{ kg}$ .

1. Calculer la masse de cet atome.
2. Quels sont le numéro atomique et le nombre de masse de cet atome ?
3. En déduire la rotation de cet atome.

On donne:  $m_p \approx m_n \approx 1,67 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$  ;  $m_{e^-} = 9,1 \cdot 10^{-31} \text{ kg}$  ;  $e = 1,6 \cdot 10^{-19} \text{ C}$

#### Exercice n°03 :

L'atome de Baryum a pour symbole Ba. Son noyau renferme 137 nucléons ; son nombre de neutrons dépasse celui des protons de 55.

1. Quelle est la composition de son noyau ?
2. Quelle est la notation de cet atome ?
3. Calcule les masse  $m$  de son noyau et  $m'$  de son nuage électronique.
4. En déduire au dixième près la masse atomique du Baryum.

On donne:  $m_p \approx m_n \approx 1,67 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$  ;  $m_{e^-} = 9,1 \cdot 10^{-31} \text{ kg}$  ;  $e = 1,6 \cdot 10^{-19} \text{ C}$

#### Exercice n°04:

La masse de 602 atomes d'un élément X, est égale à  $8 \cdot 10^{20} \text{ g}$ . Le noyau de cet atome contient  $(Z + 10)$  neutrons. Quelle est la composition de cet atome.

On donne :  $m_p \approx m_n \approx 1,67 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$  ;  $m_{e^-} = 9,1 \cdot 10^{-31} \text{ kg}$  ;  $e = 1,6 \cdot 10^{-19} \text{ C}$

#### Exercice n°05:

##### Première partie:

La masse d'un atome d'un élément chimique X est:  $3,821 \cdot 10^{23} \text{ g}$ .

Calculer:

1. La masse molaire atomique de cet élément.
2. La charge électrique du noyau de cet atome représenté par le symbole  ${}_{11}^{23}\text{X}$ .

##### Deuxième Partie:

On considère  $4,6 \cdot 10^3 \text{ kg}$  de cet élément chimique.

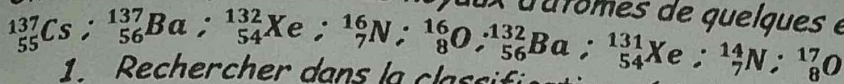
Calculer:

3. La quantité de matière dans cette masse.
4. Quelle est la masse de 10 atomes de l'élément chimique?

## ISOTOPES

### Exercice n°06:

On donne les symboles des noyaux d'atomes de quelques éléments:



1. Rechercher dans la classification périodique le nom de ces éléments.
2. Trouve parmi eux les isotopes et dire en quoi ils diffèrent.

### Exercice n°07 :

Les noyaux de 3 atomes  $X_1$ ,  $X_2$  et  $X_3$  possèdent les nombres de masse et de charge suivants :

	$X_1$	$X_2$	$X_3$
A	14	12	12
Z	6	6	7

1. Quelle est la composition de chacun de ces noyaux?
2. Rechercher dans la classification périodique les éléments correspondant.
3. Ecrire le symbole de chacun de ces noyaux. Existe-t-il des isotopes?

### Exercice n°08:

Un élément naturel X est composé de trois nucléides isotopes:  ${}^a_a X$ ,  ${}^{17}_b X$  et  ${}^{18}_8 X$

1. Après avoir rappelé la définition des isotopes, déduire les valeurs de a et b.
2. De quel élément s'agit-il ?
3. Calculer la masse molaire moyenne de cet élément si son abondance isotopique est respectivement: 99,76% ; 0,04% et 0,20%.

### Exercice n°09:

L'élément naturel Chlore contient deux isotopes:  ${}^{35}_{17}\text{Cl}$  et  ${}^{37}_{17}\text{Cl}$  et sa masse molaire atomique est 35,5 g/mol. Calculer le pourcentage de chaque isotope.

### Exercice n°10:

Le germanium possède deux isotopes  ${}^{72}_{32}\text{Ge}$  et  ${}^{74}_{32}\text{Ge}$ . La masse molaire moyenne du Germanium est 72,6g/mol. Si on note  $f_1$  et  $f_2$  les pourcentages isotopique de chacun d'eux, calculer leurs valeurs.

### Exercice n°11:

La charge du noyau d'un élément chimique est  $22,4 \cdot 10^{19} \text{C}$ . Il présente deux isotopes  $X_1$  et  $X_2$ . Le nucléide de  $X_1$  a un nombre de nucléon supérieur d'une unité de  $X_2$ . Le nombre de protons de  $X_2$  est égal au nombre de ses neutrons.

1. Quel est le numéro atomique de cet élément?
2. Donner la composition de chaque nucléide.

On donne :  $e = 1,6 \cdot 10^{19} \text{C}$

### Exercice n°12:

Le magnésium naturel est un mélange de trois isotopes:  ${}^{A_1}_Z X_1$  de 75%,  ${}^{A_2}_Z X_2$  de 10% et  ${}^{A_3}_Z X_3$  de 15%.

La charge du nuage électronique du magnésium est  $q = -1,923 \cdot 10^{18} \text{C}$ .

1. On sait que  $A_1 = 2 \cdot Z$ ;  $A_2 = A_1 + 1$  et que le noyau de l'isotope  $X_3$  contient deux nucléons de plus que le noyau de l'isotope  $X_1$ . Donne la composition du noyau de chaque isotope.
2. Calculer la masse molaire moyenne de cet élément.

On donne:  $e = 1,60 \cdot 10^{19} \text{C}$ .

## STRUCTURE ELECTRONIQUE

Exercice n°01: Restitution des connaissances  
Choisir la bonne réponse:

1. Le numéro atomique de l'élément sodium est: a/  $Z = 12$ ; b/  $Z = 11$ ; c/  $Z = 8$ .
2. L'atome dont la structure électronique est:  $K^2 L^8 M^6$  occupe dans le tableau périodique: a/ la 3<sup>ème</sup> colonne et la 6<sup>ème</sup> période; b/ la 6<sup>ème</sup> colonne et la 3<sup>ème</sup> période.
3. La place de l'élément Fluor de numéro atomique  $Z = 9$  dans le tableau périodique est: a/ 7<sup>ème</sup> colonne et 2<sup>ème</sup> période; b/ 5<sup>ème</sup> colonne et 2<sup>ème</sup> période.

Exercice n°02: Noyau Atomique et structure électronique

Le nucléide de l'élément X est noté  ${}_{12}^{31}\text{X}$

- a. Donner la composition du noyau de l'atome de cet élément.
- b. Donner sa structure électronique à l'aide des sous couches.
- c. Donner son nom, son groupe et sa période.
- d. Calculer la masse du noyau et celle du nuage électronique de cet atome.
- e. Déduire la masse atomique.
- f. Calculer la charge  $q$  du noyau de l'atome.

On donne :  $m_p \approx m_n \approx 1,67 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$ ;  $m_{e^-} = 9,1 \cdot 10^{-31} \text{ kg}$ ;  $e = 1,6 \cdot 10^{-19} \text{ C}$ .

Exercice n°03 :

La charge du noyau de l'atome d'un élément chimique X est  $Q = 2,4 \cdot 10^{-18} \text{ C}$ .

1. Déduire le nombre de charge  $Z$  de cet élément. On rappelle que  $Z = N$ , donner la composition du noyau.
2. Donner la structure électronique de cet atome à l'aide de :
  - 2.1. Couches
  - 2.2. De diagramme de Bohr
  - 2.3. Des sous couches.
  - 2.4. Nuage électronique
  - 2.5. la représentation de Lewis.
3. Quel est le niveau d'énergie le plus élevé de cet atome ?
4. Par rapport au niveau d'énergie trouver en 3, Donner les quatre nombre quantique de cet atome.

On donne :  $e = 1,60 \cdot 10^{-19} \text{ C}$ .

Exercice n°04:

La structure électronique externe de l'ion  $X^{2+}$  est: ..... $3s^2 3p^6$

1. Identifier l'élément X parmi les éléments suivant:  ${}_{14}\text{Si}$ ,  ${}_{15}\text{P}$ ,  ${}_{16}\text{S}$ ,  ${}_{17}\text{Cl}$ ,  ${}_{18}\text{Ar}$ .
2. Situer l'élément X dans le tableau périodique et donner sa famille.
3. Faire la répartition des électrons de l'atome de l'élément X dans les cases quantiques et donner les nombres quantiques du 7<sup>ème</sup> électron.
4. Donner la représentation de Lewis de l'élément X.
5. Calculer la charge du nuage électronique de l'atome de l'élément X.

On donne:  $e = 1,60 \cdot 10^{-19} \text{ C}$ .

Exercice n°05:

La masse d'un élément chimique a une charge électrique de:  $14,4 \cdot 10^{-19} \text{ C}$ . Ce nucléide contient 10 particules de charge électrique nulle.

1. Donner la composition de noyau.
2. Quelle est la masse de ses nucléons?
3.
  - 3.1. Déterminer le nombre d'atomes dans 0,5 kg de cet élément.
  - 3.2. Calculer la masse totale des électrons dans 0,5 kg de l'élément.

On donne:  $m_p \approx m_n \approx 1,67 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$ ;  $m_{e^-} = 9,1 \cdot 10^{-31} \text{ kg}$ ;  $e = 1,6 \cdot 10^{-19} \text{ C}$

**Exercice n°06 :**

Le noyau d'un atome X renferme 11 nucléons et a pour charge totale  $8 \cdot 10^{-19} \text{ C}$ .

1. Combien y a-t-il d'atomes dans  $10^{-21} \text{ g}$  de cet élément?

2. Ecrire la formule électronique, les représentations de Bohr et de Lewis de cet atome.

On donne:  $m_p \approx m_n \approx 1,67 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$ ;  $m_{e^-} = 9,1 \cdot 10^{-31} \text{ kg}$ ;  $e = 1,6 \cdot 10^{-19} \text{ C}$

**Exercice n°07:**

Un atome a pour formule de Lewis  $\cdot X \cdot$ . Sachant que son nuage électronique renferme trois niveaux d'énergie, identifier X par son nom et son symbole.

**Exercice n°08:**

Le noyau d'un atome d'un élément contient 10 neutrons et son nuage électronique 9 électrons.

1. De quel élément s'agit-il ?

2. Ecrire sa formule électronique et en déduire son caractère électropositif.

3. Donner la formule de son ion. Conclure.

## CLASSIFICATION PERIODIQUE

### Exercice n°01 :

On donne les éléments suivants :  ${}_{16}^{32}\text{S}$  ;  ${}_{17}^{35,5}\text{Cl}$ .

Pour chaque élément, donner : le nom, le groupe, la période, la famille, structure électronique par case quantique, valence, ion formé et l'équation électronique de passage de l'atome à ion formé.

### Exercice n°02 :

Le numéro atomique de Soufre est  $Z = 16$ .

1. Ecrire la formule électronique de l'atome d'atome de Soufre ainsi que sa représentation de Lewis.
2. Ecrire la formule électronique de l'ion Soufre ainsi que sa formule électronique.
3. Ecrire l'équation électronique de passage de l'atome à l'ion.

### Exercice n°03 :

La charge du noyau de l'atome d'un élément chimique X est  $Q = 2,4 \cdot 10^{18} \text{ C}$ .

1. Donner la structure électronique de cet élément chimique à l'aide des couches et sous couche.
2. Déterminer le groupe et la période dans la classification périodique puis donner le nom de l'élément.

### Exercice n°04 :

Le numéro atomique d'un élément chimique est 13.

1. Représenter à l'aide des cases quantiques, sa structure électronique.
2. Dans quelle période et quel groupe se situe cet élément? Quelle est sa valence.
3. Dédurre son nom.

### Exercice n°05:

Le noyau d'un atome d'un élément contient 10 neutrons et son nuage électronique 9 électrons.

1. De quel élément s'agit-il?
2. Ecrire sa formule électronique et en déduire son caractère électropositif.
3. Donner la formule de son ion. Conclure

### Exercice n°06:

Dans la classification périodique, l'élément phosphore est situé sous l'élément azote de numéro atomique 7.

1. Ecrire la structure électronique de cet atome par la règle de KLECHKWOSKY.
2. Combien d'électron au total porte cet atome?
3. Cet atome de phosphore peut céder 3 électrons pour donner un cation.

Ecrire la notation de cet ion. En déduire sa formule électronique.

### Exercice n°07:

La masse d'un atome naturel est  $2,658 \cdot 10^{-26} \text{ kg}$  et la charge de son noyau est  $18,80 \cdot 10^{-19} \text{ C}$

1. Quelle est la composition de son noyau ?
2. Donner la structure électronique, sa position dans le tableau périodique, sa valence et sa famille.

On donne :  $m_p \approx m_n \approx 1,67 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$  ;  $m_e = 9,1 \cdot 10^{-31} \text{ kg}$  ;  $e = 1,6 \cdot 10^{-19} \text{ C}$

### Exercice n°08 :

La configuration électronique externe d'un élément est ..... $4s^2$ .

1. Compléter cette configuration.

- Situer cet élément dans le tableau périodique (Groupe, période et non) et préciser le nombre d'électrons célibataire.
- Quelle est la charge du noyau de l'atome de cet élément ?  
On donne  $= 1,6 \cdot 10^{19} \text{ C}$

### Exercice n°09 :

- La charge du noyau de l'atome d'un élément chimique X est  $Q = 2,72 \cdot 10^{18} \text{ C}$ .
- Déduire le nombre de charge Z de cet élément. On rappelle que  $Z = N$ , donner la composition du noyau.
  - Donner la structure électronique de cet atome à l'aide des couches.
  - Donner : Son groupe et sa période. Déduire le nom de l'élément est son symbole chimique.  
On donne :  $e = 1,60 \cdot 10^{19} \text{ C}$ .

### Exercice n°10:

- Le numéro atomique d'un élément vaut 12 fois celui de l'hydrogène
- Quel nombre de protons renferme le noyau d'un atome de cet élément ?
  - Donner sa structure électronique à l'aide des couches et sous couches.
  - Donner son nom, son groupe, sa période et sa famille.
  - Donner sa structure électronique par les cas quantiques, puis déduire sa valence.
  - Quel ion cet atome a tendance de former ?
  - Quelle structure du gaz rare cet ion acquière ?
  - Ecris son équation électronique de passage de l'atome à l'ion.
  - Calculer la charge q de l'ion provenant de cet atome. On donne :  $e = 1,60 \cdot 10^{19} \text{ C}$ .

### Exercice n°11 :

- La masse d'un atome d'un élément chimique X est :  $3,841 \cdot 10^{23} \text{ g}$ .
- Calculer la masse molaire atomique de cet élément, puis déduire le nombre de nucléons de X.
  - Donner la composition du noyau.
  - Donner la structure électronique de X.
  - Caractériser l'élément dans le tableau périodique (nom, groupe, période, famille et valence)
  - Quel ion X a tendance de donner ? puis déduire sa charge.
  - Ecris son équation électronique de passage de l'atome à l'ion. On donne :  $e = 1,60 \cdot 10^{19} \text{ C}$ .

### Exercice n°12:

- La charge du noyau de l'atome d'un élément chimique X est  $Q = 3,2 \cdot 10^{18} \text{ C}$ .
- Déduire le nombre de charge Z de cet élément. On rappelle que  $Z = N$ , donner la composition du noyau.
  - Donner la structure électronique de cet atome à l'aide des couches et sous couches.
  - Donner : Son groupe, sa période et la famille. Déduire le nom de l'élément est son symbole chimique.
  - Quel ion a-t-il tendance à donner ?
  - Donner le caractère de X.
  - Ecris son équation électronique de passage de l'atome à l'ion
  - Calculer la charge de l'ion. On donne :  $e = 1,60 \cdot 10^{19} \text{ C}$ .

### Exercice n°13:

- La structure électronique externe d'un élément chimique X est  $4s^1$ .
- Ecrire sa formule électronique complète de l'élément X
  - Donner sa place dans la classification périodique en précisant le nom, la période, le groupe et la famille.
  - De quel élément s'agit-il ? En déduire sa valence.

4. Pour avoir la configuration du gaz noble le plus proche, cet élément doit - il capter ou céder des électrons ? Justifier votre réponse. Ecris la notation de l'ion, puis l'équation électronique de passage de l'atome à ion formé.

**Exercice n°14:**

Un élément occupe la 6<sup>ème</sup> colonne et la 2<sup>ème</sup> ligne de la classification périodique.

- 1- Trouve son numéro atomique. De quel élément s'agit-il ?
- 2- Quels sont sa période et sa famille ? Est-il électropositif ou électronégatif ? Ecrire son ion.
- 3- Ecris son équation électronique de passage de l'atome à l'ion

**Exercice n° 15:**

Un ion de forme  $X^{3+}$  a pour élément X ( $Z = 13$ ). Donner la structure électronique de  $X^{3+}$  ; l'équation électronique de passage de l'atome à ion formé et le gaz noble qui a tendance de prendre sa structure.

**Exercice n°16:**

1. Un anion a pour structure électronique  $1s^2 \dots \dots \dots 3s^2 3p^6$ .
  - 1.1. Sachant qu'il porte une charge élémentaire, déduire la structure électronique de son atome.
  - 1.2. Placer cet élément dans le tableau périodique,
  - 1.3. Identifier cet élément.
2. Un cation a pour structure électronique  $1s^2 2s^2 2p^6$ .
  - 2.1. Sachant qu'il porte deux charges élémentaires, déduire la structure électronique de son atome.
  - 2.2. Donner la place de cet atome dans le tableau périodique.
  - 2.3. Identifier cet élément.

**Exercice n°17 :**

Soit un ion porteur de deux charges négatives. La charge totale portée par son nuage électronique est  $-2,88 \cdot 10^{18} C$ .

1. Quel est le nombre d'électrons portés par cet ion?
2. Ecrire la structure électronique de cet ion.
3. En déduire la formule électronique de son atome suivant la règle de KLECHKOWSKY.
4. Caractériser l'élément de cet atome en précisant: sa période, son groupe, sa famille et son caractère.

**Exercice n°18:**

$8 \cdot 10^{20}$  g d'un élément X contient 602 atomes. Le nucléide de cet atome contient  $(Z + 10)$  neutrons.

1. Quelle est la composition de ce nucléide.
2. Situer cet élément dans le tableau périodique.
3. Si n est le numéro de la couche externe. Déterminer toutes les valeurs possible du nombre quantique secondaire  $l$ .

On donne :  $m_p \approx m_n \approx 1,67 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$  ;  $m_e = 9,1 \cdot 10^{-31} \text{ kg}$ .

**Exercice n° 19:**

Un élément X occupe la 3<sup>ème</sup> période de la classification périodique et a pour représentation de Lewis X.

1. Ecrire sa structure électronique.
2. Quels sont son groupe et son numéro atomique?
3. Pour avoir la configuration électronique du gaz rare le plus proche, que devra faire cet atome? Ecrire la formule de son ion.

## MOLECULES ET LIAISONS CHIMIQUES

Exercice n°01: Restitution des connaissances

### 1. Nomenclature des molécules.

Nommer les corps dont la formule brute est :

Br<sub>2</sub>, I<sub>2</sub>, HBr, HI, PCl<sub>3</sub>.

### 2. Choisir la bonne réponse:

2.1. Dans la molécule de sulfure d'hydrogène on trouve les éléments suivants :

a. Hydrogène et sulfure ; b. Hydrogène et soufre.

2.2. Le nom de la molécule de formule Na<sub>2</sub>CO<sub>3</sub> est:

a. Sulfate de sodium ; b. Bicarbonate de sodium ; c. carbonate de sodium

Exercice n°02:

Quelles formules développées (Formules de Lewis) peut-on proposer pour les composés suivants :

C<sub>2</sub>H<sub>5</sub>N ; CHCl<sub>3</sub> :

Exercice n°03:

Donner la composition centésimale de ce composé CH<sub>3</sub>Cl.

Exercice n°04:

1. Calculer les pourcentages massiques de ce composé: C<sub>3</sub>H<sub>8</sub>O.

2. Comparer les pourcentages en masse du calcium contenu dans le carbonate de calcium (calcaire) CaCO<sub>3</sub>, et l'oxyde de calcium (chaux vive), CaO.

Exercice n°05:

L'urée a pour formule : CO(NH<sub>2</sub>)<sub>2</sub>.

a. Calculer sa masse molaire

b. Déterminer sa composition massique, c'est-à-dire le pourcentage massique de chaque élément.

Exercice n°06 :

Un corps, de masse molaire 58 g.mol<sup>-1</sup>, contient, en masse 82,8% de carbone.

Sachant que ce corps est composé uniquement de carbone et d'hydrogène, déterminer sa formule.

a. La formule peut être s'écrire C<sub>x</sub>H<sub>y</sub>. Déduire x et y.

b. Donner la structure de Lewis de C<sub>x</sub>H<sub>y</sub>.

Exercice n°07 :

Les bougies sont constituées des molécules d'une substance de formule brute C<sub>18</sub>H<sub>36</sub>O<sub>2</sub>.

1. Quelle est son atomicité ?

2. Calculer sa masse molaire moléculaire.

3. Déduire sa composition centésimale.

4. Combien y a-t-il des moles de molécules de cette substance dans 150g de bougie ?

5. Combien y a-t-il de molécules ?

On donne en g/mol : C = 12 ; H = 1 ; O = 16 et N = 6,02.10<sup>23</sup> mol<sup>-1</sup>.

Exercice n°08 :

Le phosgène est un gaz de guerre, il renferme 2 atomes de l'élément Chlore ; 1 atome de l'élément Oxygène et 1 atome de carbone.

1. Déduire l'atomicité du phosgène.

2. Donner la formule brute du phosgène.

3. Donner les structures de Lewis des éléments Chlore ; Oxygène et Carbone. Déduire leurs valences

4. Donner la structure de Lewis du phosgène.

5. Déduire la composition centésimale du phosgène.  
On donne:  $M_{Cl} = 35,5 \text{ g/mol}$ ;  $M_O = 16 \text{ g/mol}$ ;  $M_C = 12 \text{ g/mol}$

Exercice n°09 : La formule d'un composé peut être s'écrire  $C_xH_yO$ .  
L'analyse montre que ce corps contient, en masse, 62,1% de carbone et 10,3% d'hydrogène.

1. Déterminer le pourcentage en masse de l'élément oxygène.
2. Trouver la formule du composé, c'est-à-dire déterminer  $x$  et  $y$ .
3. Trouver la formule de Lewis du composé.

Exercice n°10: Formule brute de la vitamine C

La vitamine C (acide ascorbique) contient, en masse, 41% de carbone, 4,5% d'hydrogène et 54,5 % d'oxygène. Sa masse molaire vaut  $176 \text{ g.mol}^{-1}$

1. La vitamine C contient - elle des éléments autres que ces cités plus haut ?
2. Déterminer sa formule brute.
3. Déterminer la formule de Lewis de la vitamine C.

Exercice n°11:

Le chlorure de vinyle, de formule brute  $C_2H_3Cl$ , sert à la fabrication des plastiques PVC

1. Donner le schéma de Lewis des éléments constitutifs.
2. Donner la représentation de Lewis de la molécule de chlorure de vinyle, sachant que les deux atomes de carbone sont liés par une double liaison covalente.
3. Calculer le pourcentage massique de ce composé.

On donne :  $M_{Cl} = 35,5 \text{ g/mol}$ ;  $M_O = 16 \text{ g/mol}$ ;  $M_C = 12 \text{ g/mol}$

Exercice n°12 :

Un corps a pour formule  $C_xH_yO$ , les coefficients  $x$  et  $y$  étant entiers. L'analyse d'un échantillon de cette substance, montre que les pourcentages en masse des éléments carbone et hydrogène sont :  $C = 52,20\%$  et  $H = 13\%$ .

1. Déterminer le pourcentage en masse de l'élément oxygène.
2. déduire la masse de ce composé.
3. Déterminer les valeurs de  $x$  et de  $y$ , puis donner la formule de Lewis du composé (Formule développée).
4. On donne :  $M_C = 12 \text{ g/mol}$ ;  $M_H = 1 \text{ g/mol}$ ;  $M_O = 16 \text{ g/mol}$ ;

Exercice n°13 :

Un composé organique a pour formule  $C_xH_{y+1}O$  la quantité de matière de 4,6 g de ce composé est à 0,1 mole et son atomicité est égale à 9.

1. Calculer la masse molaire moléculaire du composé.
2. Déterminer la formule brute.
3. Déterminer la composition centésimale du composé organique.
4. Donner la structure électronique de Lewis des éléments carbone, hydrogène et oxygène.
5. Déduire la structure de Lewis du composé  $C_xH_{y+1}O$ .

Exercice n°14:

Un composé organique a pour formule  $C_xH_yNH_2$  la quantité de matière de 9 g de ce composé est égale à 2,2 mol et son atomicité est égale à 10.

1. Calculer la masse molaire moléculaire de ce composé.
2. Déterminer la formule brute de cette molécule.
3. Donner la définition d'une liaison covalente.
4. Expliquer par la représentation de Lewis la formation de la molécule  $C_xH_yNH_2$

5. On pose  $R = C_xH_y$ , cette molécule devient  $R - NH_2$
- 5.1. Donne la géométrie de cette molécule.
- 5.2. Déduire la composition centésimale du composé  $C_xH_yNH_2$

## REACTIONS CHIMIQUES

### Exercice n°01:

On fait réagir 10 g de sodium avec du dichlore, on obtient du chlorure de sodium.

- Ecrire l'équation - bilan de la réaction.
- Calculer la masse du produit obtenu.
- Déterminer le volume du dichlore utilisé.

On donne :  $M_{Na} = 23 \text{ g.mol}^{-1}$  ;  $M_{Cl} = 35.5 \text{ g.mol}^{-1}$  ;  $V_m = 22,4 \text{ L.mol}^{-1}$

### Exercice n°02 :

La masse d'un atome de métal est  $4,485 \cdot 10^{-23} \text{ g}$ .

- De quel métal s'agit-il ?
- On fait réagir 5,4 g de ce métal avec 0,20 mol de dioxyde de carbone. Il se forme une poudre blanche d'oxyde de ce métal et une fumée noire constituée de fines particules de carbone.
  - Ecrire l'équation de la réaction.
  - Quel est le réactif en excès ?
  - Calculer la masse d'oxyde formé et celle du réactif resté en excès.

### Exercice n°03:

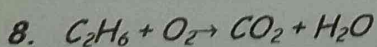
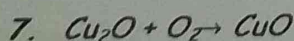
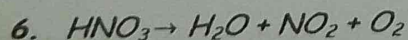
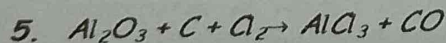
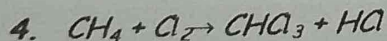
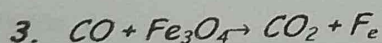
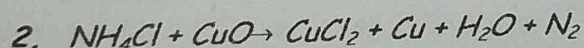
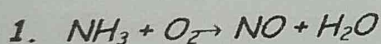
La combustion du méthane dans le dioxygène, donne de l'eau et du gaz carbonique. On fait réagir 3,2 g de méthane avec 12,8g de dioxygène.

- Le mélange initial est-il dans les proportions stœchiométriques? Lequel des réactifs est en excès ?
- Déterminer la quantité et le volume de dioxyde de carbone formé.
- Déterminer la quantité et la masse d'eau formée.

On donne en g/mol:  $H = 1$  ;  $C = 12$  ;  $O = 16$ . Avec  $V_m = 24 \text{ L/mol}$ .

### Exercice n°05:

Equilibre par la méthode de coefficients stœchiométriques les réactions suivantes:



### Exercice n°06:

L'Aluminium réagit avec l'oxyde de ferrique ( $Fe_2O_3$ ) pour donner du fer et de l'alumine  $Al_2O_3$ .

- Indiquer les réactifs et les produits de la réaction.
- Ecrire et équilibrer l'équation bilan de la réaction.
- Quelle masse de fer est-il possible d'obtenir à partir de 40 g d'oxyde de fer si l'aluminium est en excès ?

4. On obtient en réalité 21 g de fer car les réactifs sont à l'état solide et le mélange réactionnel n'est pas facile à réaliser. Calculer le rendement de cette réaction sachant que le rendement est défini comme le rapport entre la masse réelle formée et la masse théorique espérée. On donne en g/mol:  $O = 16$  ;  $Al = 27$  ;  $Fe = 56$ .

#### Exercice n°07 :

L'acide nitrique de formule  $HNO_3$ , se décompose en dioxyde d'azote, en molécule d'eau et en dioxygène.

1. Ecrire et équilibrer l'équation - bilan de la réaction.
2. Pour faire cette expérience, un élève de la classe de seconde C, utilise 500 g pour l'acide.
  - 2.1. Quelle quantité d'acide a-t-il utilisé?
  - 2.2. Déterminer les quantités de dioxyde d'azote et de dioxygène obtenues.
  - 2.3. En déduire les volumes des gaz correspondant, sachant que  $V_m = 24L/mol$ .

On donne en g/mol:  $H = 1$  ;  $N = 14$  ;  $O = 16$ .

#### Exercice 08:

On fabrique industriellement la chaux vive (oxyde de calcium  $CaO$ ) en chauffant à  $1000^\circ C$  du calcaire (carbonate de calcium  $CaCO_3$ ). Il se dégage du dioxyde de carbone.

1. Ecrire l'équation-bilan de la réaction.
2. Calculer la masse de calcaire à traiter pour obtenir 1 tonne de chaux vive.
3. Déterminer le volume, dans les conditions normales de température et de pression, du dioxyde de carbone dégagé.

On donne :  $M_{Ca} = 40 g.mol^{-1}$  ;  $M_O = 16 g.mol^{-1}$  ;  $M_C = 12 g.mol^{-1}$

#### Exercice 09 :

Lors de la combustion de la poudre d'aluminium dans du dichlore, il se forme du chlorure d'aluminium.

1. Ecrire la formule statique du chlorure d'aluminium, solide et ionique.
2. Ecrire l'équation de la réaction.
3. Le flacon utilisé contient 250 mL de dichlore, dans les conditions où le volume molaire vaut  $25L/mol$ . Déterminer la masse d'aluminium consommé ainsi que la masse du chlorure d'aluminium formé.

On donne :  $M_{Al} = 27 g.mol^{-1}$  ;  $M_{Cl} = 35,5 g.mol^{-1}$

#### Exercice 10:

Lorsqu'on chauffe du sulfate de fer II ( $FeSO_4$ ), il se décompose en oxyde de fer III ( $Fe_2O_3$ ), en dioxyde de soufre et en trioxyde de soufre.

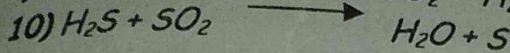
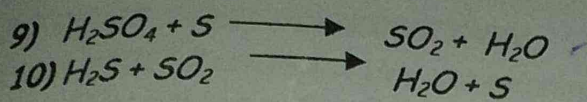
1. Ecrire l'équation-bilan de la réaction.
2. Déterminer le volume de dioxyde de soufre (dans les conditions où le volume molaire vaut  $24L/mol$ ) et la masse d'oxyde de fer III obtenus par décomposition de 7,6 g de sulfate de fer II.

On donne :  $M_{Fe} = 56 g.mol^{-1}$  ;  $M_O = 16 g.mol^{-1}$  ;  $M_S = 32 g.mol^{-1}$

#### Exercice n°11:

Equilibrer par la méthode des coefficients stœchiométriques les équations suivantes:

- 1)  $Cu + O_2 \longrightarrow CuO$
- 2)  $P_4 + O_2 \longrightarrow P_4O_{10}$
- 3)  $Cu_2O + O_2 \longrightarrow CuO$
- 4)  $Zn + O_2 \longrightarrow ZnO$
- 5)  $Al + Cl_2 \longrightarrow AlCl_3$
- 6)  $CH_4 + O_2 \longrightarrow CO_2 + H_2O$
- 7)  $C_2H_6O + O_2 \longrightarrow CO_2 + H_2O$
- 8)  $CaC_2 + H_2O \longrightarrow C_2H_2 + Ca(OH)_2$



### Exercice n°12:

Le carbone, comme le dihydrogène, peut réduire l'oxyde de cuivre II. Au cours de la réaction, il se dégage un gaz qui trouble l'eau de chaux.

1. Ecrire l'équation-bilan de la réaction.
2. Pour réaliser l'expérience, on chauffe un mélange d'oxyde de cuivre II et de carbone en poudre. Quelle masse de carbone faut-il mélanger avec 31,8g d'oxyde de cuivre II pour que les réactifs soient en proportions stœchiométriques ?
3. Quelle est alors du cuivre formé ?

### Exercice n°13 :

Le Benzène est un liquide de formule  $\text{C}_6\text{H}_6$  et de masse volumique  $0,88 \text{ g.cm}^{-3}$ .

1. Quel volume d'oxygène, mesuré dans les CNTP, faudrait-il pour obtenir la combustion complète de  $500 \text{ cm}^3$  de benzène ?
2. Quel est volume d'air mesuré dans les CNTP ?
3. Déduire la masse du benzène.

On rappelle que l'air contient, en volume,  $1/5$  de dioxygène.  $V_m = 22400 \text{ cm}^3/\text{mol}$ .

### Exercice n°14:

L'action du dichlore sur le dihydrogène conduit à un composé gazeux, le chlorure d'hydrogène,  $\text{HCl}$ .

1. Ecrire le l'équation-bilan de la réaction?
2. On fait agir 2L de dichlore sur 3L de dihydrogène.
  - 2.1. Quel est le réactif qui est en excès ?
  - 2.2. Quel est le volume de chlorure d'hydrogène obtient-on ?
  - 2.3. Quelle est la composition, en volume, du mélange gazeux après la réaction ?

### Exercice n°15 :

On peut préparer du dioxygène au laboratoire en chauffant du chlorate de potassium, qui se transforme alors en chlorure de potassium. La réaction peut s'effectuer à la température plus basse si on ajoute du dioxygène de manganèse, qu'on retour retrouve intact après la réaction.

On donne: ion  $\text{ClO}_3^-$

1. Ecrire l'équation-bilan de la réaction.
2. Déterminer le volume de dioxygène, mesuré dans les CNTP, obtenu à partir de 41 g de chlorate de potassium.

### Exercice n°16 :

La réaction entre le chlore d'hydrogène et l'ammoniac produit des fumées blanches de chlorure d'ammonium.

1. Ecrire l'équation-bilan de la réaction.
  2. On fait réagir 2,24L de chlorure d'hydrogène sur un excès d'ammoniac. Quelle est la masse du produit obtenu ?
  3. Calculer le volume et la masse d'ammonium consommé.
- Les volumes sont mesurés dans les CNTP.

## REACTIONS D'OXYDOREDUCTION

### Exercice n°01: Restitution des connaissances

1. Quel est le n.o d'un élément à l'état de corps simple?
2. Quel est le n.o d'un ion polyatomique

### Exercice n° 02:

1. Quel est le nombre d'oxydation (n.o) de l'élément azote dans les composés suivants :  $N_2$ ;  $NO$ ;  $NO_2$ ;  $HNO_3$ ;  $NH_3$ .
2. Quel est le nombre d'oxydation (n.o) de l'élément Chlore dans les composés suivants :  $HClO$ ;  $ClO$ ;  $ClO_2^-$ ;  $FeCl_2$ ;  $Cl_2$ .
3. Déterminer le nombre d'oxydation (n.o) des éléments Chrome, Azote, Aluminium, Carbone et Soufre dans les composés suivants :  $Cr_2O_7^{2-}$ ;  $NO_2^{2-}$ ;  $Al_2O_3$ ;  $CO_3^{2-}$ ;  $SO_4^{2-}$ .

### Exercice 03 :

Calculer le nombre d'oxydation n.o de :

- Mn dans  $MnO_4^-$
- Cr dans  $Cr_2O_7^{2-}$
- S dans  $H_2SO_4$

### Exercice 04 :

Un couple oxydant/réducteur (ox/réd) est formé des deux espèces suivantes :  $Mn_2O_3$  et  $MnO_2$ .

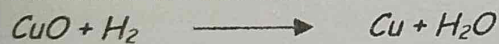
Calculer le nombre d'oxydation de l'élément manganèse n.o (Mn) dans ces deux molécules et donner la notation de ce couple oxydant/réducteur correspondant, après justification.

### Exercice n°05:

1. Ecrire les demi - équations électroniques des couples:  $H/H_2$ ;  $H_3O^+/H_2$
2. Nommer les ions suivants :  $H$ ;  $H_3O^+$

### Exercice n°06:

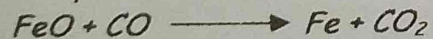
On donne la réaction :



Quel est le composé qui capte des électrons, quel composé cède des électrons?

### Exercice n°07:

Indiquer à l'aide des nombres d'oxydation, quel élément est oxydé, quel élément est réduit.



### Exercice n°08:

Les réactions suivantes sont-elles des réactions d'oxydoréduction ?

1.  $3NO_2 + H_2O \longrightarrow 2NO_3^- + NO + 2H^+$
2.  $SO_3 + 3H_2O \longrightarrow SO_4^{2-} + 2H_3O^+$
3.  $HCl_{(g)} + H_2O \longrightarrow H_3O^+ + Cl^-$

### Exercice n° 09:

Equilibrer par la méthode d'oxydoréduction les équations suivantes

- 1)  $H_2SO_4 + C \longrightarrow SO_2 + CO_2 + H_2O$
- 2)  $NH_3 + O_2 \longrightarrow NO + H_2O$
- 3)  $Fe + H^+ + NO_3^- \longrightarrow Fe^{2+} + NO_2 + H_2O$
- 4)  $HSO_3^- + MnO_4^- + H^+ \longrightarrow SO_4^{2-} + Mn^{2+} + H_2O$
- 5)  $HNO_3 + I_2 \longrightarrow HIO_3 + NO_2 + H_2O$

### Exercice n°10:

L'aluminothermie est la réaction entre l'aluminium et un oxyde métallique. Un mélange d'aluminium et d'oxyde de fer III en poudre est enflammé à l'aide d'un ruban de magnésium. La combustion est vive. Il se forme du fer et de l'oxyde d'aluminium.

1. Déterminer la formule statique de l'oxyde de fer III, solide et ionique dans lequel le fer est à l'état d'ions  $Fe^{3+}$ .
2. Montrer que réaction est une réaction d'oxydoréduction.
3. Equilibrer cette équation-bilan.
4. Quelle masse d'aluminium faut-il utiliser pour réduire complètement 40 g d'oxyde de fer III ?
5. Quelle est alors la masse de fer obtenue ?

### Exercice n°11 :

Le carbone réagit avec l'acide sulfurique concentré à chaud. Il se forme du dioxyde de soufre, du carbone et de l'eau.

1. Cette réaction est-elle une réaction d'oxydoréduction ?
2. Equilibrer son équation-bilan.
3. Quel volume de dioxyde de carbone se forme-t-il si on utilise 18g de carbone.

N.B : Volume molaire dans les conditions de l'expérience.

### Exercice 12 :

Equilibrer par la méthode d'oxydoréduction les équations suivantes.

1.  $AsO_4^{2-} + I^{-1} + H^+ \longrightarrow AsO_3^{3-} + I_2 + H_2O$
2.  $Cu + HNO_3 \longrightarrow Cu(NO_3)_2 + NO_2 + H_2O$
3.  $Mg + HNO_3 \longrightarrow Mg(NO_3)_2 + NO_2 + H_2O$
4.  $KNO_3 + Pb \longrightarrow KNO_2 + PbO$
5.  $S + HNO_3 \longrightarrow H_2SO_4 + NO_2 + H_2O$

### Exercice 13:

L'aluminothermie est la réaction entre l'aluminium et un oxyde métallique. Un mélange d'aluminium et d'oxyde de fer III en poudre est enflammé à l'aide d'un ruban de magnésium. La combustion est vive. Il se forme du fer et de l'oxyde d'aluminium.

1. Déterminer les formules statistiques de l'oxyde de fer III, solide et ionique dans lequel le fer est à l'état  $Fe^{+3}$ .
2. Ecrire l'équation - bilan de la réaction.
3. Montrer que la réaction est une réaction d'oxydoréduction.
4. Quelle masse d'aluminium faut-il utiliser pour réduire complètement 40 g d'oxyde de fer III ?
5. Quelle est alors la masse de fer obtenue ?

### Exercice n°14 :

On peut fabriquer du fer par aluminothermie en réduisant l'oxyde de fer III par la poudre d'aluminium, selon le bilan:  $Al + Fe_2O_3 \rightarrow Fe + Al_2O_3$

1. Ecrire l'équation - bilan.
2. Quelle masse fer obtient-on avec 675 g d'aluminium.

### Exercice 15:

1. Un objet en fer subit l'action du dioxygène de l'air humide. Il se forme 5g de rouille dont le principal constituant est l'oxyde ferrique de formule  $Fe_2O_3$ .
    - 1.1. Ecrire et équilibrer l'équation - bilan de la réaction.
    - 1.2. Déterminer la quantité du fer réagit, puis déduire sa masse.
  2. L'oxyde ferrique obtenu, réagit ensuite avec du carbone et il se forme du fer et du dioxyde de carbone.
    - 2.1. Ecrire l'équation bilan de la réduction du  $Fe_2O_3$  par le carbone.
    - 2.2. Déterminer la masse et le volume du dioxyde de carbone formé.
- On donne :  $M_{Fe} = 56 \text{ g.mol}^{-1}$  ;  $M_O = 16 \text{ g.mol}^{-1}$  ;  $M_C = 12 \text{ g.mol}^{-1}$  ;  $V_m = 22,4 \text{ L.mol}^{-1}$ .

### Exercice n°16:

Un volume  $V_1 = 1,68 \text{ L}$  de sulfure de dihydrogène ( $H_2S$ ) réagit spontanément avec un volume  $V_2 = 1,12 \text{ L}$  de dioxyde de soufre ( $SO_2$ ) pour donner du soufre et de l'eau.

1. Ecrire l'équation - bilan de la réaction.
  2. Montrer qu'il s'agit d'une réaction d'oxydoréduction et préciser le réducteur et l'oxydant.
  3. Calculer les quantités (en mol) des deux gaz.
  4. Montrer qu'il existe un réactif en excès et lequel.
  5. Déterminer le volume du réactif en excès.
  6. On veut que la réaction soit stœchiométrique, quel volume de gaz sulfure de dihydrogène faut-il prévoir ? Calculer alors la masse du soufre recueilli.
- On donne en g/mol:  $H = 1$  ;  $S = 32$  ;  $O = 16$  avec  $V_m = 22,4 \text{ L/mol}$ .

## **Références Bibliographiques**

1. *Cours de Chimie de Seconde C et T, Collection Les classiques Africain Camerounais.*
2. *Recueil d'exercices de Chimie de 2<sup>nd</sup>, édition 2012 par l'Inspecteur Paul ZAMOUANGANA.*
3. *Notes de Cours et exercices corrigés de Chimie de niveau 2<sup>nd</sup> C de l'Enseignant Kessel LOUNDOU (Lycée Victor Augagneur 2000 - 2001).*
4. *Cours et exercice de chimie de l'Enseignant WAHAP Diop, disponible sur <http://www.physiquechimie.sharepoint.com>*