

**SCP-4012-2**

Complément au module

**SCIENCES PHYSIQUES :  
LES PHÉNOMÈNES IONIQUES**  
(Explications et exercices supplémentaires)

Préparé par Charles Tardif  
Révisé par Roderich Denis Jr

**Centre Saint-Michel**  
Mai 2008

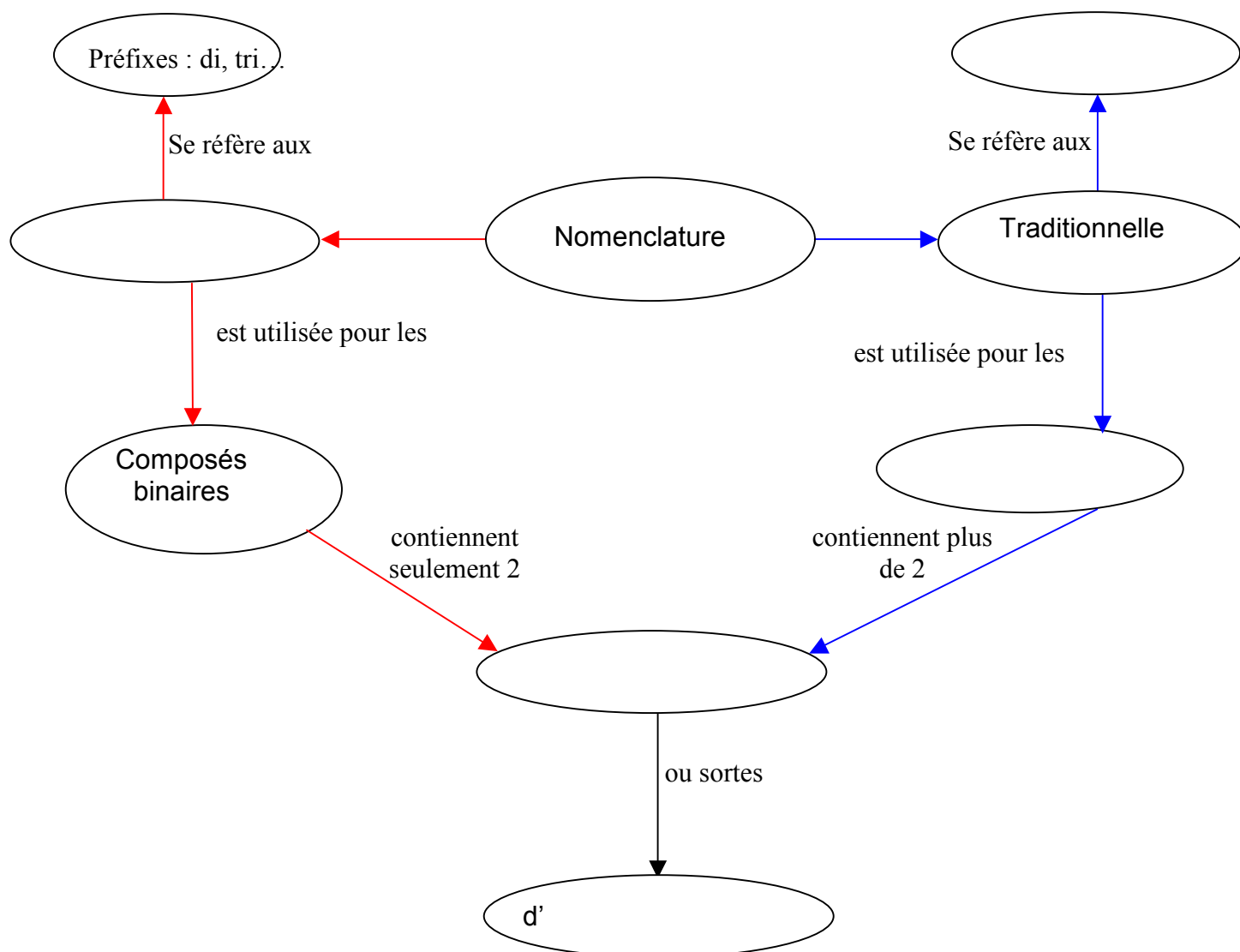


## TABLE DES MATIÈRES

Réseau de concepts : La nomenclature.....	4
Réseau de concepts : La dissolution.....	5
Fiche concept : La masse molaire (M).....	6
Fiche concept : Problème de dissolution.....	8
Fiche concept : Balancement d'équations chimiques.....	12
Fiche concept : La stœchiométrie.....	15
Exercices de révision : Chapitres 2 et 3.....	20
Exercices de révision : Chapitre 4.....	23
Exercices de révision : Chapitre 5.....	25
Exercices de révision : Chapitre 6.....	27
Corrigé.....	29
Annexe 1 : Comportements observables.....	37
Annexe 2 : Étude de cas.....	39
Annexe 3 : Algorithme : Mélange ou substance pure?.....	40
Annexe 4 : Tableau périodique.....	41
Annexe 5 : Noms, formules et charges de quelques ions polyatomiques.....	42
Annexe 6 : Indicateurs acido-basiques.....	43
Annexe 7 : Errata.....	44

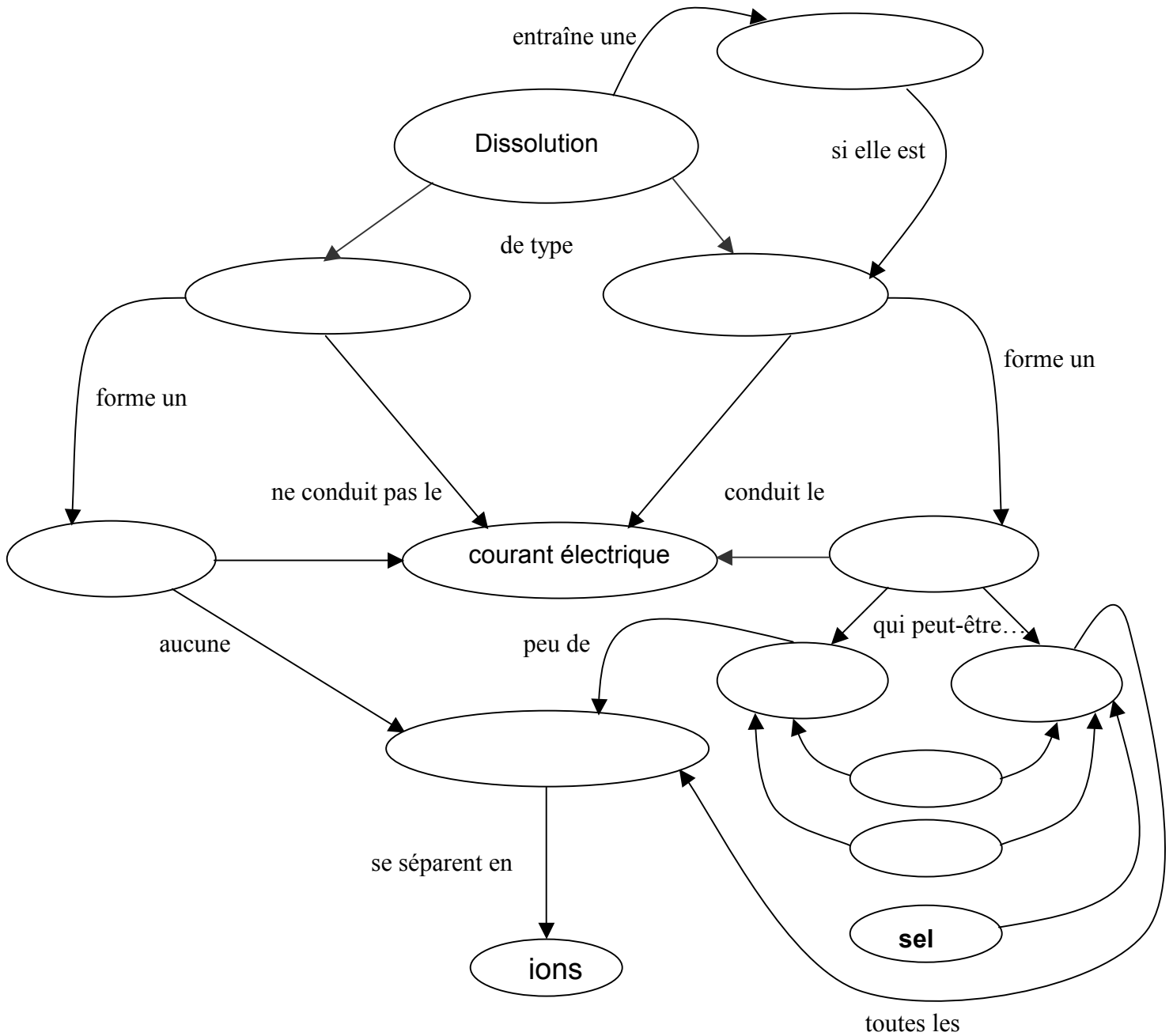
## Réseau de concepts : La nomenclature

Complétez le réseau de concepts suivant. Pour cela, il vous suffit d'inscrire les mots (concepts) dans les espaces laissés libres. Choisissez les concepts parmi la liste suivante : **éléments, atome, nouvelle, simple, ions polyatomiques, diatomiques et composés complexes**. Il y a plus de concepts que d'espaces libres.



### Réseau de concepts : La dissolution

Complétez le réseau de concepts suivant. Pour cela il vous suffit d'inscrire les mots (concepts) dans les espaces laissés libres. Choisissez les concepts parmi la liste suivante : **dissociation, fort, faible, concentration, non-électrolyte, électrolyte, dilution, ionique, moléculaires, molécules, acide et base**. Il y a plus de concepts que d'espaces libres.

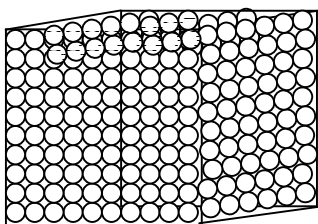


**Fiche concept : La masse molaire (M)**

Objectif : Comprendre le lien entre masse et nombre de moles.
---

Mise en situation : On vous donne une boîte scellée contenant  $6,02 \times 10^{23}$  billes, une boîte vide identique à la première et on vous demande d'évaluer la masse d'une bille. On met à votre disposition, une balance. Comment allez-vous procéder? C'est une façon d'imager le problème auquel ont dû faire face les scientifiques lorsqu'ils ont voulu connaître la masse d'un atome.

**Figure 1** Représentation schématique d'une mole de billes



Dans cette boîte, il y a  $6,02 \times 10^{23}$  billes. Comme chacune des billes (atomes) est très très légère, il est beaucoup plus facile de mesurer la masse d'une mole de billes (le contenu de la boîte) que d'une seule bille.

Cette masse est égale au rapport entre la masse en grammes et le nombre de moles de billes. Ce rapport s'appelle la **masse molaire**.

Il est mentionné dans l'analogie précédente avec les billes, que les atomes sont très légers. Leur masse est de l'ordre de  $10^{-30}$ g ( $0,000000000000000000000000000001$ g). C'est pourquoi il est nécessaire d'en avoir un très grand nombre pour que la masse soit significative. Les travaux du physicien Lorenzo Romano Amedeo Carlo Avogadro ont permis d'établir que  $6,02 \times 10^{23}$  protons correspondaient à une masse de 1 gramme. De même, la masse de  $6,02 \times 10^{23}$  neutrons équivaut à tout près de 1 gramme. À ce nombre  $6,02 \times 10^{23}$ , on lui a donné le nom de **mole**. On l'appelle aussi le **nombre d'Avogadro**. Il est maintenant possible d'écrire :

1mol de protons correspond à 1g de matière

1mol de neutrons correspond à 1g de matière

Or, comme la masse de l'élément est égale à la moyenne pondérée des masses de ses isotopes et que ces derniers ont une masse égale à la somme des protons et neutrons. On peut dire que si l'on connaît la masse atomique d'un élément, on connaît aussi la masse d'une mole de ses atomes. Par exemple, d'après le tableau périodique, la masse atomique du Carbone est de 12,011 u.m.a. Ce qui veut dire que la masse d'une mole de carbone ( $6,02 \times 10^{23}$  atomes de carbone) est de 12,011g. Cette masse est égale au rapport entre la masse en gramme et le nombre de moles. Ce rapport s'appelle la masse molaire et son symbole mathématique est **M**. On dit que la masse molaire du carbone est 12,011g/mol. Mathématiquement, la masse molaire se définit ainsi :

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

Grâce à ce concept, on peut, si l'on veut connaître le nombre de moles d'une substance, mesurer sa masse en grammes. On peut aussi transformer les moles en grammes et vice-versa.

**Comment passer des grammes aux moles?**

Dites-vous que lorsque vous connaissez la masse d'une substance pure, vous connaissez aussi indirectement son nombre de moles. Il vous suffit pour cela de prendre **la masse** de la substance pure et de la **diviser par sa masse molaire** et vous obtenez le **nombre de moles**

$$n = m \div M \quad (\text{Lisez nombre de moles égale la masse diviser par la masse molaire})$$

Par exemple, on a 40g d'une substance pure dont la masse molaire est de 100g/mol et on aimerait connaître son nombre de moles. Puisque chaque mole vaut 100g, cela revient à se demander combien de 100g (combien de moles), il y a dans 40g. On fait  $40g / 100g/mol = 0,40mol$ .

**Comment passer des moles aux grammes ?**

De même, si vous connaissez le nombre de moles d'une substance pure, vous connaissez aussi indirectement sa masse. Il suffit pour cela de prendre son **nombre de moles** et de le **multiplier par sa masse molaire** et on obtient sa **masse**.

$$m = n \times M \quad (\text{Lisez la masse égale nombre de moles multiplier par la masse molaire})$$

Par exemple, on a 3,0mol de NaCl dont la masse molaire est de 58,46g/mol et on aimerait connaître le masse de NaCl. Puisque chaque mole a une masse de 58,46g et qu'il y a 3mol de NaCl, il suffit de faire :  $n \times M = 3\text{mol} \times 58,46\text{g/mol} = 175,38\text{g} = m$ .

En résumé, pour transformer vos données, il vous suffit de **diviser par la masse molaire**, ou bien de **multiplier par la masse molaire**. Comme les masses molaires sont toutes plus grandes que 1, on est sûr que **la masse sera toujours plus grande que le nombre de moles**, ce qui veut dire que :

- Si vous voulez connaître la masse vous devez prendre le nombre de **moles** et le **multiplier par la masse molaire**,  $m = n \times M$ ;
- Si vous voulez connaître le nombre de moles vous prenez la **masse** et vous la **divisez par la masse molaire**,  $n = m \div M$ .

Exemple : Calculer la masse molaire de  $\text{NH}_4\text{Cl}$ . (Arrondir au centième)

Dans 1 mol de  $\text{NH}_4\text{Cl}$ , il y a :

$$M_{\text{NH}_4\text{Cl}} = 1(14,01\text{g/mol}) + 4(1,01\text{g/mol}) + 1(35,45\text{g/mol}) = 53,50\text{g/mol}$$

**Exercices**

1. Calculez la masse molaire des substances suivantes.

- |                            |  |
|----------------------------|--|
| a. $\text{S}_8$            | d. $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ |
| b. $\text{MgCl}_2$         | e. $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$   |
| c. $\text{H}_3\text{PO}_4$ | f. $\text{NH}_4\text{CH}_3\text{COO}$  |

2. Trouvez le nombre de moles de molécules présentes dans les quantités des substances suivantes.

- |                                   |   |
|-----------------------------------|---|
| a. 200g de $\text{S}_8$           | d. 18g de $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ |
| b. 459g de $\text{MgCl}_2$        | e. 75g de $\text{Cl}_2$                       |
| c. 45g de $\text{K}_2\text{SO}_4$ | f. 175g de $\text{Sb}_2\text{O}_3$            |

3. Trouvez la masse équivalente au nombre de moles des substances suivantes.

- |  |  |
|--|--|
| a. 0,25mol de $\text{NH}_4\text{CH}_3\text{COO}$ | d. 45mol de $\text{H}_2$                         |
| b. 4,8mol de $\text{MnCl}_2$                     | e. 35,45mol de $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ |
| c. 0,3mol de $\text{H}_3\text{PO}_4$             | f. 0,001mol de $\text{KCrO}_4$                   |

**Fiche concept : Problème de dissolution**

But: résoudre des problèmes de dissolution.

En chimie la **dissolution** est l'action de mettre un soluté dans un solvant pour former une solution. Lors de la dissolution, les molécules du soluté (généralement la partie solide) se dispersent dans le solvant. Elles se séparent les unes des autres en se dissociant (dissolution ionique) ou non (dissolution moléculaire). Dans cette fiche, on s'intéressera à la concentration de la solution. C'est le rapport entre la quantité de soluté et le volume de la solution.

$$\text{Concentration} = \frac{\text{quantité de soluté}}{\text{Volume de solution}}$$

Imaginons que le soluté est soit sous la forme d'une poudre qu'on mesurera en grammes ou soit sous la forme de grosses capsules appelées moles. On peut ainsi mesurer la masse présente dans un certain volume (g/L) ou compter le nombre de capsules(moles) présentes dans le même volume (mol/L). Il y a donc deux sortes de concentration, la concentration massique (g/L) et la concentration molaire (mol/L), qu'on appelle aussi molarité. Comme il y a deux sortes de concentration, il y aura deux formules. De plus, on comprend que chacune des capsules contient des milliards de milliard de molécules ( $6,02 \times 10^{23}$ ) et que dépendamment de quoi sont faites les capsules leur masse sera différente. Dans cette analogie, la masse d'une capsule (1mol) est la masse molaire(symbole M). La masse molaire permettra de faire la transformation d'un système de représentation à l'autre, passer des g/L aux mol/L et vice versa. Voici les deux formules :

$$C_{\text{massique}} = \frac{m \text{ (g)}}{V \text{ (L)}} \quad \text{et} \quad C_{\text{molaire}} = \frac{n \text{ (mol)}}{V \text{ (L)}}$$

**Comment passer des g/L aux mol/L ?**

Si vous connaissez le nombre de grammes de soluté qu'il y aurait dans un litre de solution vous connaissez aussi indirectement son nombre de moles par litre. **On prend le nombre de grammes de soluté par litre (g/l) et on le divise par sa masse molaire pour obtenir son nombre de mol/l.**

$$C_{\text{molaire}} = C_{\text{massique}} \div M$$

Par exemple, on a une solution de  $\text{MgCl}_2$  dont la concentration est 40g/L. Par déduction, on peut trouver sa concentration molaire. En effet, s'il y a 40 grammes par litre et qu'une mole  $\text{MgCl}_2$  équivaut à 95,2g et on peut se demander combien de 95,2g (combien de moles) il y a dans 40 g. Ceci nous donne le nombre de moles équivalant à 40g et donc le nombre de moles présentes dans un litre. On fait  $40\text{g/L} \div 95,2\text{g/mol} = 0,42\text{mol/L}$ . On peut aussi écrire 0,42M, qu'on lit ainsi 0,42 molaire, c'est-à-dire 0,42 mol par litre.

**Comment passer des mol/L aux g/L ?**

De même, si vous connaissez le nombre de moles de soluté qu'il y a dans un litre de solution vous connaissez aussi indirectement sa concentration en g/L. Il vous suffit pour cela de prendre le **nombre de moles qu'il y a dans un litre**, de le **multiplier par sa masse molaire** et vous obtenez sa **concentration massique**.

$$C_{\text{massique}} = C_{\text{molaire}} \times M$$

Par exemple, on a 0,60mol de NaCl par litre. Étant donné que la masse molaire du NaCl est de 58,46g/mol, il suffit de faire :  $0,60\text{mol/L} \times 58,46\text{g/mol} = 35,08\text{g/L}$ .



## Exercices

1) Chacune des solutions suivantes contient 80g de soluté dans 1L de solution. Calculer leur concentration molaire sachant que les solutés sont :

- |                   |                  |
|-------------------|------------------|
| a. $MgCl_2$       | d. $K_2Cr_2O_7$  |
| b. $H_3PO_4$      | e. $NaCl$        |
| c. $C_6H_{12}O_6$ | f. $NH_4CH_3COO$ |

**Exemple 1:**

Une solution de NaCl a une concentration de 2,5 mol/L et son volume est 150mL. Quelle masse de soluté contient-elle?

**Première étape : Interpréter et structurer l'information.**

On a  $V = 150\text{mL}$  ou  $0,15\text{L}$   
 $C_{\text{molaire}} = 2,5 \text{ mol/L}$

On cherche  $m = ?\text{g}$ .

Celle-ci s'obtient à l'aide de la formule suivante :

$$C_{\text{massique}} = \frac{m \text{ (g)}}{V \text{ (L)}}$$

On voit que le problème fait référence à  $C_{\text{molaire}}$  et à la masse. Ces données sont incompatibles. Par contre, on sait que si on connaît  $C_{\text{molaire}}$ , on connaît indirectement  $C_{\text{massique}}$ .

**Deuxième étape : Transformer les données.**

$C_{\text{massique}} = C_{\text{molaire}} \times M \text{ (Masse molaire)} = 2,5\text{mol/L} \times 58,46\text{g/mol} = 146,15 \text{ g/L}$

**Troisième étape : Calculer.**

$$C_{\text{massique}} = \frac{m \text{ (g)}}{V \text{ (L)}} \rightarrow$$

$$m = C_{\text{massique}} \times V = 146,15 \text{ g/L} \times 0,15 \text{ L} = 21,94 \text{ g}$$

**Quatrième étape : Donner la réponse.**

La solution contient 21,94g de NaCl

**Exemple 2 (à compléter):** Vous achetez un produit pour traiter vos plantes. Sur la bouteille, on indique que vous devez mettre 45g du produit dans 250mL d'eau. Sachant que la masse molaire du produit est de 124,8g/mol, quelle sera la concentration massique de la solution obtenue?

**Première étape : Interpréter et structurer l'information.**

On a :  $M = 124,8\text{g/mol}$   
 $m = 45\text{g}$   
 $V = 250\text{mL}$  ou  $0,25\text{L}$

On cherche :  $C_{\text{massique}}$ .

Celle-ci s'obtient à l'aide de la formule suivante :

$$C_{\text{massique}} = \frac{m \text{ (g)}}{V \text{ (L)}}$$

On voit que le problème fait référence à  $C_{\text{massique}}$  et à la masse. Ces données sont compatibles. On aura donc pas besoin de la masse molaire pour transformer les données.

**Deuxième étape : Calculer.**

$$C_{\text{massique}} = \frac{m \text{ (g)}}{V \text{ (L)}} = \frac{45 \text{ g}}{0,25\text{L}} = \underline{\hspace{2cm}}$$

**Troisième étape : Donner la réponse.**

La concentration massique est de  $\underline{\hspace{2cm}}$ .

**Exemple 3 (à compléter) :** Au laboratoire, on demande de dissoudre 2 capsules de NaOH dans 5L d'eau. Sachant que chacune des capsules contient  $6,02 \times 10^{23}$  molécules, calculez la concentration en g/L de NaOH.

**Première étape : Interpréter et structurer l'information.**

On a :  $n = \underline{\hspace{1cm}}$  mol de NaOH.  
 $V = 5L$

On cherche:  $C_{\text{massique}}$ .

Celle-ci s'obtient à l'aide de la formule suivante :

$$C_{\text{massique}} = \frac{\hspace{1cm}}{V}$$

On a donc besoin de la masse. On doit donc transformer le nombre de moles en quantité de grammes.

**Deuxième étape : Transformer les données.**

$n \times M = m$ . Ce qui donne :  $m = \underline{\hspace{1cm}}$  mol  $\times$  40,0g/mol =  $\underline{\hspace{1cm}}$  g

**Troisième étape : Calculer**

$$C_{\text{massique}} = \frac{m}{V} = \frac{\text{g}}{L} = \underline{\hspace{1cm}} \text{g/L}.$$

**Quatrième étape : Donner la réponse.**

La concentration massique est de  $\underline{\hspace{1cm}}$ .

**En résumé, pour transformer vos données, il vous suffit de diviser par la masse molaire, ou bien de multiplier par la masse molaire. .**

- Si vous voulez connaître le nombre de moles ou la concentration molaire vous devez prendre respectivement **la masse ou la concentration massique et la diviser par la masse molaire;**  $n = m \div M$  ou  $C_{\text{molaire}} = C_{\text{massique}} \div M$
- Si vous voulez connaître la masse ou la concentration massique vous devez prendre respectivement le **nombre de moles ou la concentration molaire et la multiplier par la masse molaire.**  $m = n \times M$  ou  $C_{\text{massique}} = C_{\text{molaire}} \times M$

**Exercices (suite)**

2) Classez les substances suivantes de la plus concentrée à la moins concentrée en gramme par litre.

- Solution no 1 : 5g de HCl ont servi à préparer 0,5 l de solution
- Solution no 2 : 10g de HCl dans 3000ml de solution
- Solution no 3 : 10L de solution contient 0,050kg de HCl
- Solution no 4 : 8 g de HCl dans 350 ml de solution
- Solution no 5 : 800ml de solution préparée avec 17g de HCl

- 3) Combien de grammes de NaCl faut-il dissoudre pour obtenir 100 ml de solution de NaCl 0,10M?
- 4) Une bouteille graduée de 1L indique un volume de 800mL.
- Sachant qu'elle renferme 45g de nitrate de sodium ( $\text{NaNO}_3$ ), combien de moles contient-elle ?
  - Il y a deux jours, la bouteille était pleine et la concentration de nitrate était la même. Combien de moles de nitrate de sodium contenait-elle?
  - Quelles sont les concentrations molaire et massique de la solution?
- 5) Calculez la concentration des solutions suivantes et ordonnez-les de la plus concentrée à la moins concentrée.
- Solution A : 93,6g de NaCl dans 800mL de solution
  - Solution B : 2,5 mol de NaCl dans 2L de solution
  - Solution C : 3,9mol de NaCl dans 2600mL de solution
  - Solution D : 307,125g de NaCl dans 3L de solution
  - Solution E : 7,5g de NaCl dans 0,05L de solution
- 6) Voici une liste de solutions avec leur concentration respective. Transformez les concentrations massiques (g/L) en concentrations molaires (mol/L) et vice versa.
- |  |            |  |          |
|--|------------|--|----------|
| a. $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ :        | 0,5mol/L   | d. KOH :                               | 50g/L    |
| b. $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ : | 1,25 mol/L | e. $\text{Na}_2\text{SO}_4$ :          | 215g/L   |
| c. $\text{NaHCO}_3$ :                    | 198g/L     | f. $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ : | 4,5mol/L |

## Fiche concept : Balancement d'équations chimiques

Objectif : Utiliser la méthode de la grille pour balancer des équations chimiques.

Une équation chimique est comparable à une recette chimique. Or, dans toute recette, on doit respecter les proportions. Par exemple, lorsqu'on fait réagir de l'hydrogène ( $H_2$ ) avec de l'oxygène ( $O_2$ ) on obtient de l'eau ( $H_2O$ ).

On peut donc écrire :



Pour lire cette équation on procède ainsi : lorsque l'on fait réagir 2 moles d'hydrogène ( $2 H_2$ ) avec 1 mole d'oxygène ( $1 O_2$ ) on obtient ( $\rightarrow$ ) 2 moles d'eau ( $2 H_2O$ ).

En observant cette équation on remarque que du côté des réactifs il y a :

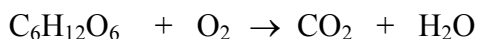
2mol de molécules x 2 atomes H par molécule de  $H_2 = 4$ mol d'atomes H

et du côté des produits il y a :

2mol de molécules x 2 atomes H par molécule de  $H_2O = 4$ mol d'atomes H

On a donc la même quantité de chaque côté. On peut faire la même observation avec l'oxygène, il y a 2 moles d'atomes de chaque côté. Dans un tel cas, on dit alors que l'équation est balancée. Mais ce ne sera pas toujours le cas et même si l'on connaît la nature des réactifs et des produits d'une équation chimique, il arrivera que l'on doive trouver les proportions entre les quantités de ceux-ci c'est-à-dire balancer l'équation.

Il existe plusieurs méthodes pour balancer des équations chimiques et la plus connue est la méthode par tâtonnement. Par cette méthode, il est fréquent, que par cette méthode, on tourne en rond et c'est pourquoi on vous suggère une autre procédure. Cette nouvelle méthode se fonde sur le principe suivant : organiser l'information par la construction d'une grille. Elle se résume à quatre étapes simples et pour la démontrer, procédons au balancement de l'équation suivante :



**1<sup>e</sup> étape :** Construire une grille sous l'équation et transcrire pour chaque élément le nombre d'atomes par molécule.

	$C_6H_{12}O_6$	+	$O_2$	$\rightarrow$	$CO_2$	+	$H_2O$
C	(6)			=	(1)		(2)
H	(12)			=			(2)
O	(6)		(2)	=	(2)		(1)

Observez la colonne qui sépare les réactifs des produits et le signe d'égalité qui nous dit que les résultats de chaque côté doivent être égaux.

Observez le 1 entre parenthèses qui signifie que dans ce composé il y a 1 atome de carbone par molécule.

Observez les lignes verticales qui séparent les substances les unes des autres vis-à-vis chaque signe +.

Observez que nous avons pris soin d'écrire les nombres entre parenthèses et que nous les avons tous placés à droite de la case.

**2<sup>e</sup> étape :** Compléter une première ligne qui ne contient que 2 nombres en ajoutant les facteurs (coefficients) qui rendront cette égalité vraie. On choisira la ligne qui donnera les plus grands facteurs.

	C <sub>6</sub> H <sub>12</sub> O <sub>6</sub>	+	O <sub>2</sub>	→	CO <sub>2</sub>	+	H <sub>2</sub> O
<b>C</b>	(6)			=	(1)		
<b>H</b>	1(12)			=			6(2)
<b>O</b>	(6)	(2)	=	(2)			(1)

Observez que l'on a choisi cette ligne car elle contenait les nombres 12 et 2, ce qui donne :  
 $1 \times 12 = 6 \times 2$ .

**3<sup>e</sup> étape :** Transcrire les nombres trouvés dans les cases des 2 colonnes concernées qui contiennent des nombres entre parenthèses. Puis compléter la grille de façon à rendre chacune des égalités vraies.

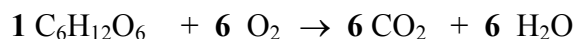
	C <sub>6</sub> H <sub>12</sub> O <sub>6</sub>	+	O <sub>2</sub>	→	CO <sub>2</sub>	+	H <sub>2</sub> O
<b>C</b>	1 (6)			=	6 (1)		
<b>H</b>	1 (12)			=			6 (2)
<b>O</b>	1 (6)	6 (2)	=	6 (2)			6 (1)

Observez que nous avons transcrit le 1 dans chaque case de la même colonne qui contenait un nombre.

Nous avons ensuite complété cette ligne et rapporté le nombre trouvé dans les cases de cette colonne.

Nous avons finalement complété la dernière ligne et vérifié l'égalité pour chacune des lignes.

**4<sup>e</sup> étape :** Donner la réponse.



**Exercices**

Équilibrez les équations chimiques suivantes.

1.  $\text{___Al}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{___KOH} \rightarrow \text{___Al}(\text{OH})_3 + \text{___K}_2\text{SO}_4$
2.  $\text{___NaCl} + \text{___AgNO}_3 \rightarrow \text{___AgCl} + \text{___NaNO}_3$
3.  $\text{___PbO}_2 + \text{___HI} \rightarrow \text{___PbI}_2 + \text{___I}_2 + \text{___H}_2\text{O}$
4.  $\text{___KI} + \text{___H}_2\text{O}_2 \rightarrow \text{___KOH} + \text{___I}_2$
5.  $\text{___H}_2\text{SO}_4 + \text{___NaOH} \rightarrow \text{___Na}_2\text{SO}_4 + \text{___H}_2\text{O}$
6.  $\text{___ZnS} + \text{___FeCl}_3 \rightarrow \text{___ZnCl}_2 + \text{___FeCl}_2 + \text{___S}$
7.  $\text{___Cl}_2 + \text{___NaI} \rightarrow \text{___NaCl} + \text{___I}_2$
8.  $\text{___SnCl}_2 + \text{___HgCl}_2 \rightarrow \text{___SnCl}_4 + \text{___HgCl}$
9.  $\text{___K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{___KOH} \rightarrow \text{___K}_2\text{CrO}_4 + \text{___H}_2\text{O}$
10.  $\text{___CaCO}_3 + \text{___HCl} \rightarrow \text{___CaCl}_2 + \text{___CO}_2 + \text{___H}_2\text{O}$
11.  $\text{___NaHCO}_3 + \text{___H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{___Na}_2\text{SO}_4 + \text{___CO}_2 + \text{___H}_2\text{O}$
12.  $\text{___H}_2\text{S} + \text{___I}_2 \rightarrow \text{___HI} + \text{___S}$
13.  $\text{___Sb}_2\text{O}_3 + \text{___I}_2 + \text{___H}_2\text{O} \rightarrow \text{___Sb}_2\text{O}_5 + \text{___HI}$
14.  $\text{___NaF} + \text{___FeCl}_3 \rightarrow \text{___Na}_3\text{FeF}_6 + \text{___NaCl}$
15.  $\text{___MoO}_3 + \text{___Zn} + \text{___H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{___Mo}_2\text{O}_3 + \text{___ZnSO}_4 + \text{___H}_2\text{O}$
16.  $\text{___H}_3\text{PO}_4 + \text{___NaOH} \rightarrow \text{___Na}_2\text{HPO}_4 + \text{___H}_2\text{O}$
17.  $\text{___NH}_3 + \text{___HCl} \rightarrow \text{___NH}_4\text{Cl}$
18.  $\text{___O}_2 + \text{___HI} \rightarrow \text{___I}_2 + \text{___H}_2\text{O}$
19.  $\text{___MnCl}_4 \rightarrow \text{___MnCl}_2 + \text{___Cl}_2$
20.  $\text{___KBrO}_3 + \text{___KI} + \text{___HBr} \rightarrow \text{___KBr} + \text{___I}_2 + \text{___H}_2\text{O}$
21.  $\text{___Al} + \text{___Cl}_2 \rightarrow \text{___AlCl}_3$
22.  $\text{___NH}_3 + \text{___O}_2 \rightarrow \text{___N}_2 + \text{___H}_2\text{O}$
23.  $\text{___NCl}_3 \rightarrow \text{___N}_2 + \text{___Cl}_2$
24.  $\text{___Cu}_2\text{S} + \text{___O}_2 \rightarrow \text{___Cu}_2\text{O} + \text{___SO}_2$
25.  $\text{___C}_2\text{H}_2 + \text{___O}_2 \rightarrow \text{___CO}_2 + \text{___H}_2\text{O}$

## Fiche concept : La stœchiométrie

But: Résoudre des problèmes de stœchiométrie.

En chimie la **stœchiométrie**<sup>1</sup> (du grec: *stoicheion* (« élément ») et *metron* (« mesure »)) est le calcul des relations quantitatives entre réactifs et produits dans une réaction chimique. Jermias Benjamin Richter (1762-1807) fut le premier à énoncer les principes de la stœchiométrie, en 1792. Il écrivait alors: « *La stœchiométrie est la science qui mesure les proportions quantitatives ou rapports de masse dans lesquels les éléments chimiques sont impliqués.* » Ceci revient à dire que les problèmes de stœchiométrie sont basés sur des équations chimiques **balancées** et que ce sont des problèmes de proportion. Voyons maintenant comment résoudre les problèmes de stœchiométrie.

### Exemple<sup>2</sup> 1:

Soit l'équation:  $\text{P}_4 + \text{NaOH} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{PH}_3 + \text{NaH}_2\text{PO}_2$ .

Combien de grammes de  $\text{PH}_3$  obtient-on si l'on fait réagir 12 moles de  $\text{P}_4$  avec suffisamment de  $\text{NaOH}$  et de  $\text{H}_2\text{O}$ ?

**Première étape : Comprendre le problème. (Structurer et interpréter l'information.)**

**Équation balancée.**

On écrit et on balance l'équation:  $2\text{P}_4 + 3\text{NaOH} + 9\text{H}_2\text{O} \rightarrow 5\text{PH}_3 + 3\text{NaH}_2\text{PO}_4$

**Question.** On écrit les informations de la question :

**Construire la proportion.**  
on transcrit les moles  
ou on traduit les moles en g :

$$\frac{12 \text{ mol}}{2 \text{ mol}} = \frac{? \text{ g}}{170 \text{ g}}$$

Remarquez que pour une même substance, les unités sont les mêmes (mol avec mol et g avec g).

$$1 \quad 5 \text{ mol} \times M_{\text{PH}_3}$$

$$5 \text{ mol} \times 34,0 \text{ g/mol} = 170,0 \text{ g}$$

**Deuxième étape : Faire le calcul**

$$X = \frac{12 \text{ mol} \times 170 \text{ g}}{2 \text{ mol}} = 1020 \text{ g ou } 1,02 \text{ kg}$$

**Troisième étape : Donner la réponse**

**Réponse :** La réaction produira **1,02 kg de  $\text{PH}_3$** .

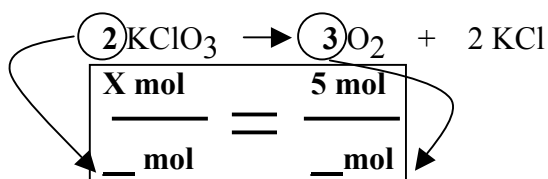
<sup>1</sup> Définition tirée du site [Wikipedia.org](http://Wikipedia.org)

<sup>2</sup> les exemples sont tirés du site [chimie.net.free.fr](http://chimie.net.free.fr)

**Exemple 2 (à compléter) :** dans cet exemple, on devra simplement transcrire les quantités de l'équation puisque la donnée et l'inconnue sont toutes deux en nombre de moles.

Une façon de produire du dioxygène  $O_2$  est de décomposer à haute température du chlorate de potassium  $KClO_3$ . On observe la formation d'une substance blanche, la chlorure de potassium  $KCl$ . On souhaite former 5 moles de dioxygène, combien de moles de molécules de réactif doit-on introduire initialement ?

Équation balancée:



Question:

Proportion : (transcrire mol)

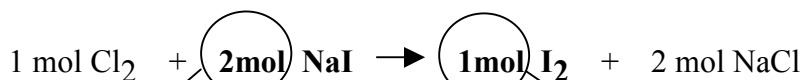
Calcul:  $X = \frac{\text{mol} \times 5 \text{ mol}}{3 \text{ mol}} = 3,33 \text{ mol}$

**Réponse:** il faut 3,33 mol de  $KClO_3$  pour produire 5 mol de  $O_2$ .

**Exemple 3 (à compléter) :** dans cet exemple, il faudra traduire en gramme la quantité de la donnée et de l'inconnue.

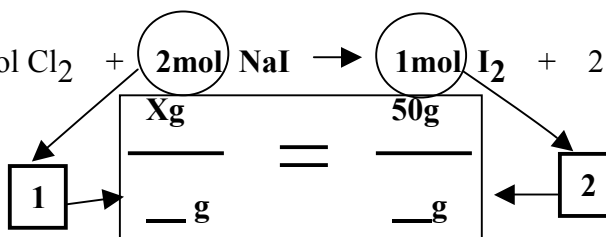
Le diiode  $I_2$  est formé en plongeant du dichlore  $Cl_2$  dans un erlenmeyer rempli d'une solution d'iodure de sodium  $NaI$ . On observe la formation de chlorure de sodium  $NaCl$  dans l'erlenmeyer. Quelle masse d'iodure de sodium doit-on faire dissoudre pour produire 50g de diiode?

Équation balancée:



Question:

Proportion: (traduire en g)



**1**  $2 \text{ mol} \times M_{NaI}$   
 $2 \text{ mol} \times \underline{\hspace{2cm}} = \underline{\hspace{2cm}} \text{ g}$

**2**  $1 \text{ mol} \times M_{I_2}$   
 $1 \text{ mol} \times \underline{\hspace{2cm}} = \underline{\hspace{2cm}} \text{ g}$

Calcul:  $X = \frac{\text{g} \times 50 \text{ g}}{253,8 \text{ g}} = \boxed{58,87 \text{ g}}$

**Réponse:** il faut dissoudre 58,87g de  $NaI$  pour produire 50g de  $I_2$ .



**Exercices**

**Résolvez les problèmes suivants en écrivant d'abord les équations chimiques balancées.**

1. La combustion du propane ( $C_3H_8(g)$ ) en présence de dioxygène ( $O_2(g)$ ) produit du dioxyde de carbone ( $CO_2(g)$ ) et de la vapeur d'eau ( $H_2O(g)$ ). Combien de moles de  $H_2O(g)$  pourrait-on produire en faisant brûler 6 moles de  $C_3H_8(g)$  ?
  
2. La combustion de l'octasoufre ( $S_8(g)$ ) dans le dioxygène ( $O_2(g)$ ) de l'air produit du dioxyde de soufre ( $SO_2(g)$ ). Combien de moles de  $SO_2(g)$  seront formées par la combustion de 1280g de  $S_8(g)$  ?
  
3. Une expérimentation montre que le chlorure d'hydrogène ( $HCl(g)$ ) réagit avec le dioxygène ( $O_2(g)$ ) et que cette réaction produit du dichlore et de l'eau ( $H_2O(l)$ ). Combien de moles de dichlore ( $Cl_2(g)$ ) peut-on obtenir si 80g de dioxygène ( $O_2(g)$ ) réagissent?

4. Une industrie produit du dichlore par procédé électrolytique. On décompose le chlorure de sodium fondu ( $\text{NaCl}_{(l)}$ ) pour obtenir du sodium ( $\text{Na}_{(s)}$ ) et du chlore ( $\text{Cl}_{2(g)}$ ). Combien de grammes de  $\text{NaCl}_{(l)}$  doit-on décomposer pour produire 23 g de  $\text{Na}_{(s)}$ ?
  
5. Une simple étincelle suffit pour que le dioxygène ( $\text{O}_{2(g)}$ ) et le dihydrogène ( $\text{H}_{2(g)}$ ) se combinent pour former de l'eau ( $\text{H}_2\text{O}_{(l)}$ ). Combien de grammes de  $\text{H}_2\text{O}_{(l)}$  peut-on produire à partir de 23 g de  $\text{H}_{2(g)}$ ?
  
6. Des élèves décident d'envoyer dans l'espace une fusée dont le carburant est de l'hydrazine ( $\text{N}_2\text{H}_{4(l)}$ ). Lorsque le carburant de la fusée brûle avec le dioxygène de l'air ( $\text{O}_{2(g)}$ ), il y a libération de diazote ( $\text{N}_{2(g)}$ ) et de vapeur d'eau ( $\text{H}_2\text{O}_{(g)}$ ). Combien de grammes de  $\text{N}_{2(g)}$  seront produit si la fusée consomme 4,8 kg de  $\text{N}_2\text{H}_{4(l)}$ ?
  
7. Des élèves construisent en laboratoire un montage leur permettant de produire du trihydrure d'azote ( $\text{NH}_{3(g)}$ ). Dans cette réaction deux gaz doivent se combiner : le diazote ( $\text{N}_{2(g)}$ ) et le dihydrogène ( $\text{H}_{2(g)}$ ). Combien de grammes de  $\text{NH}_{3(g)}$  peuvent-ils recueillir à partir de 18 moles de  $\text{N}_{2(g)}$  et d'une quantité suffisante de dihydrogène ( $\text{H}_{2(g)}$ )?

8. La combustion de l'essence ( $C_8H_{18(l)}$ ), dans la chambre à explosion d'un moteur, avec le dioxygène ( $O_{2(g)}$ ) de l'air libère dans le tuyau d'échappement de la vapeur d'eau ( $H_2O_{(g)}$ ) et du dioxyde de carbone ( $CO_{2(g)}$ ). Combien de grammes de  $C_8H_{18(l)}$  le moteur à explosion consomme-t-il pour produire 4 moles  $CO_{2(g)}$ ?
9. En faisant réagir une solution de tétraoxophosphate de trihydrogène aqueux ( $H_3PO_{4(aq)}$ ) avec du calcium ( $Ca_{(s)}$ ), on obtient un sel, le bis tétraoxophosphate de tricalcium ( $Ca_3(PO_4)_2(aq)$ ) et du dihydrogène ( $H_{2(g)}$ ). Combien de moles de dihydrogène ( $H_{2(g)}$ ) seront produites si 33g de calcium ( $Ca_{(s)}$ ) ont réagit?
10. Lorsqu'on chauffe du trioxocarbonate de calcium ( $CaCO_{3(s)}$ ), il y a dégagement de dioxyde de carbone ( $CO_{2(g)}$ ) et production d'un résidu, l'oxyde de calcium ( $CaO_{(s)}$ ). Combien de grammes de dioxyde de carbone ( $CO_{2(g)}$ ) obtiendra-t-on si 800g de  $CaCO_3$  ont brûlé?

**Exercices de révision : Chapitres 2 et 3****-1-**

VRAI OU FAUX

- (a) Le nombre de masse est la somme du nombre de protons et du nombre de neutrons contenus dans un atome. \_\_\_\_\_
- (b) On appelle isotope les atomes d'un même élément qui ne possèdent pas le même nombre de neutrons. \_\_\_\_\_
- (c) Le nombre de masse est très proche de la valeur de la masse atomique. \_\_\_\_\_
- (d) Une famille chimique occupe une rangée dans le tableau périodique. \_\_\_\_\_
- (e) Dans un ion, le nombre de protons est égal au nombre d'électrons. \_\_\_\_\_
- (f) Le numéro atomique détermine son nombre de neutrons. \_\_\_\_\_
- (g) Le potassium fait partie de la 1<sup>ère</sup> période. \_\_\_\_\_
- (h) Le sodium est un halogène. \_\_\_\_\_
- (i) L'oxygène est dans la famille VA. \_\_\_\_\_
- (j) L'oxygène est un gaz noble. \_\_\_\_\_
- (k) Les éléments d'une même famille ont des propriétés chimiques semblables. \_\_\_\_\_

**-2-**

Parmi les exemples suivants, distinguez les changements physiques des changements chimiques.

- (a) Un bûcheron taille un arbre \_\_\_\_\_
- (b) On sépare la crème du lait chez un fromager \_\_\_\_\_
- (c) Un pâtissier fait cuire ses biscuits \_\_\_\_\_
- (d) Un grille-pain prépare une rôtie \_\_\_\_\_
- (e) Un oiseau digère une cerise \_\_\_\_\_
- (f) Un pot de fleurs tombe et se brise \_\_\_\_\_
- (g) Un soudeur fusionne deux pièces de métal \_\_\_\_\_

**-3-**

- (a) Un ion est atome \_\_\_\_\_.
- (b) Un ion positif est un atome qui a \_\_\_\_\_ des électrons.
- (c) Un ion négatif est un atome qui a \_\_\_\_\_ des électrons.
- (d) Parmi les ions suivants, déterminez les cations et les anions.

$K^+$  \_\_\_\_\_  $Fe^{2+}$  \_\_\_\_\_  $Cl^-$  \_\_\_\_\_  $O^{2-}$  \_\_\_\_\_  
 $Al^{3+}$  \_\_\_\_\_  $F^-$  \_\_\_\_\_

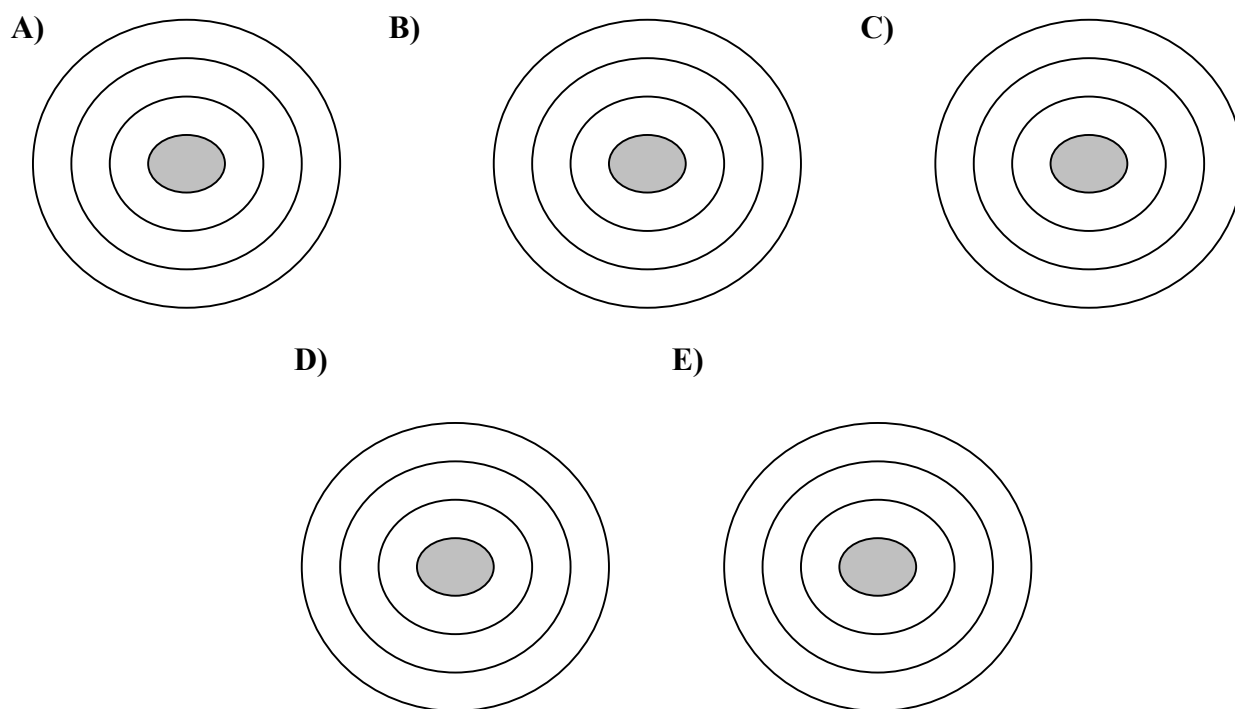
**-4-**

Dans le tableau suivant, identifiez l'élément correspondant à l'atome et cochez le type d'atome ou d'ion

Atome	Protons	Électrons	Élément	Atome neutre	Anion	Cation
A	3	3		<input checked="" type="checkbox"/>		
B	17	18				
C	8	10				
D	4	4				
E	12	10				

**-5-**

Illustrez la distribution électronique des éléments du tableau ci-dessus.

**-6-**

(a) Représentez au moyen d'un diagramme de Lewis la molécule du KCl.

(b) Est-ce un lien du type covalent ou ionique? Expliquez votre réponse.

\_\_\_\_\_

\_\_\_\_\_



**Exercices de révision : Chapitre 4****-1-**

Parmi les molécules suivantes indiquez celles qui sont binaires

- |                             |  |
|-----------------------------|--|
| (a) $\text{H}_2\text{SO}_4$ | (d) $\text{NH}_4\text{CH}_3\text{COO}$ |
| (b) $\text{KCl}$            | (e) $\text{Mg}(\text{OH})_2$           |
| (c) $\text{H}_2\text{O}$    | (f) $\text{SiO}_2$                     |

**-2-**

- a) Écrivez la formule du trioxyde de dialuminium \_\_\_\_\_
- b) Écrivez la formule du permanganate de sodium \_\_\_\_\_
- c) Écrivez le nom des composés suivants selon la nomenclature moderne.

- |                    |       |
|--------------------|-------|
| i) $\text{AlF}_3$  | _____ |
| ii) $\text{NaCl}$  | _____ |
| iii) $\text{CO}_2$ | _____ |
| iv) $\text{PI}_5$  | _____ |
| v) $\text{CuO}$    | _____ |

**-3-**

Écrivez les noms des composés suivants selon la nomenclature traditionnelle.

- |                                 |       |
|---------------------------------|-------|
| a) $\text{MgCO}_3$              | _____ |
| b) $\text{NH}_4\text{OH}$       | _____ |
| c) $\text{KCH}_3\text{COO}$     | _____ |
| d) $\text{Mg}(\text{NO}_3)_2$   | _____ |
| e) $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ | _____ |

**-4-**

Écrivez la formule chimique correspondante.

- |                          |       |
|--------------------------|-------|
| a) Nitrate de sodium     | _____ |
| b) Phosphate d'aluminium | _____ |
| c) Acétate d'ammonium    | _____ |
| d) Carbonate d'aluminium | _____ |
| e) Carbonate de sodium   | _____ |

**-5-**

- a) Nommez les trois types d'électrolyte \_\_\_\_\_, \_\_\_\_\_, \_\_\_\_\_
- b) Comment reconnaître un électrolyte fort d'un électrolyte faible ?  
\_\_\_\_\_  
\_\_\_\_\_
- c) Nommez un acide fort \_\_\_\_\_
- d) Nommez un acide faible \_\_\_\_\_
- e) Nommez une base forte \_\_\_\_\_
- f) Nommez une base faible \_\_\_\_\_
- g) Un acide libère des cations dont la formule est \_\_\_\_\_
- h) Une base libère des anions dont la formule est \_\_\_\_\_
- i) L'anion de la base réagit avec le cation de l'acide pour donner de \_\_\_\_\_

**-6-**

Distinguez la dissolution moléculaire de la dissolution ionique .

\_\_\_\_\_  
\_\_\_\_\_  
\_\_\_\_\_

**-7-**

Écrivez l'équation de dissociation de l'acide chlorhydrique (HCl) et illustrez sa dissolution dans l'eau. Cette solution permet le passage du courant électrique et allumer une ampoule de 100W.

**-8-**

Pourquoi la réaction d'un acide avec une base s'appelle-t-elle une neutralisation ?

\_\_\_\_\_  
\_\_\_\_\_

**-9-**

Complétez l'équation de dissociation des composés suivants.

- a)  $\text{Al(OH)}_3$                      $\rightarrow$                     \_\_\_\_\_
- b)  $\text{MgBr}_2$                          $\rightarrow$                     \_\_\_\_\_
- c)  $\text{H}_3\text{PO}_4$                          $\rightarrow$                     \_\_\_\_\_
- d)  $\text{NH}_4\text{CH}_3\text{COO}$                  $\rightarrow$                     \_\_\_\_\_
- e)  $\text{Ca(OH)}_2$                         $\rightarrow$                     \_\_\_\_\_



**Exercices de révision : Chapitre 5****-1-**

Indiquez si les produits suivants sont des substances pures (corps simples ou corps composés), des mélanges homogènes (solutions) ou hétérogènes (mélanges mécaniques ou en suspension).

- a) Un verre de Pepsi \_\_\_\_\_
- b) Un lingot de cuivre pur \_\_\_\_\_
- c) Une cloche de bronze \_\_\_\_\_
- d) Un verre de jus d'orange \_\_\_\_\_
- e) Un gâteau aux fruits \_\_\_\_\_
- f) Un ballon plein d'air \_\_\_\_\_
- g) Une coupe de vinaigrette \_\_\_\_\_

**-2-**

Classez les cinq (5) solutions suivantes par ordre **décroissant** de concentration.

Solution A: volume de 3,0 litres préparé avec 4,0 moles de HCl.

Solution B: volume de 5,0 litres préparé avec 73,0 grammes de HCl.

Solution C: 0,183 Kg de HCl dans 10,0 litres d'eau

Solution D: 3,7 grammes de HCl dans 50 mL d'eau

Solution E: 3 000 mL de solution préparé avec 2,0 moles de HCl

**-3-**

- a) Calculez la masse de 6,2 moles de  $H_3PO_4$  \_\_\_\_\_
- b) \_\_\_\_\_  
Calculez la masse de 12 moles de  $NH_4Cl$  \_\_\_\_\_
- c) \_\_\_\_\_  
Calculez la masse de 3,5 moles de  $H_2SO_4$  \_\_\_\_\_

**-4-**

- a) À combien de moles correspondent 10 grammes de  $H_2SO_4$  ? \_\_\_\_\_
- b) À combien de moles correspondent 100 grammes de HCl ? \_\_\_\_\_
- c) À combien de moles correspondent 5,0 kilogrammes de  $H_2SO_4$  ? \_\_\_\_\_
- d) À combien de moles correspondent 500 grammes de  $CuSO_4$  ? \_\_\_\_\_

**-5-**

Calculez la molarité d'une solution de 5,0 L contenant 15 grammes de KBr.

\_\_\_\_\_  
\_\_\_\_\_  
\_\_\_\_\_

**-6-**

Combien de moles de soluté sont nécessaires pour préparer 3,2 litres d'une solution de  $\text{H}_2\text{SO}_4$  7M?

---

---

**-7-**

Vous achetez un contenant de 125 mL de savon liquide concentré à 12 M. Avec celui-ci, combien de planchers pouvez-vous laver si chaque plancher nécessite 4,0 litres d'eau de lavage à 0,125 mole / litre ?

---

---

---

---

**-8-**

- a) Si une solution contient  $1 \times 10^{-3}$  mol de  $\text{H}^+$  par litre, on peut affirmer que son pH vaut \_\_\_\_\_
- b) Si un acide possède un pH de 5, la concentration en  $\text{H}^+$  sera de \_\_\_\_\_
- c) Si un liquide affiche un pH de 9, la concentration en  $\text{H}^+$  sera de \_\_\_\_\_

**-9-**

Déterminez le pH approximatif d'une solution inconnue en vous servant des résultats obtenus avec les indicateurs ci-dessous. (Consultez l'annexe 6)

- |    |  |        |
|----|--|--------|
| 1. | L'orange de méthyle prend la couleur   | jaune  |
| 2. | Le carmen d'indigo prend la couleur    | bleu   |
| 3. | Le violet de m—crésol prend la couleur | violet |
| 4. | Le tournesol vire au                   | bleu   |

**-10-**

Déterminez le pH approximatif d'une solution inconnue en vous servant des résultats obtenus avec les indicateurs ci-dessous. (Consultez l'annexe 6)

- |    |   |          |
|----|---|----------|
| 1. | Le carmen d'indigo vire                   | bleu     |
| 2. | La phénolphtaléine devient                | incolore |
| 3. | Le violet de bromocrésol prend la couleur | jaune    |
| 4. | Le bleu de bromophénol prend la couleur   | violet   |

**Exercices de révision : Chapitre 6****-1-**

Balancez les équations chimiques suivantes et répondez aux questions ci-dessous :

i) Calculez le nombre de moles de  $\text{H}_3\text{PO}_4$  utilisées pour obtenir 15 moles d'eau.

---

---

ii) Quelle masse d'hydroxyde de magnésium ( $\text{Mg(OH)}_2$ ) est-il nécessaire pour produire 1000 grammes de phosphate de magnésium ( $\text{Mg}_3(\text{PO}_4)_2$ )?

---

---

i) Calculez le nombre de moles d'oxygène ( $\text{O}_2$ ) utilisées pour produire 3,0 Kg de gaz carbonique ( $\text{CO}_2$ ).

---

---

ii) Quelle masse d'oxygène ( $\text{O}_2$ ) est nécessaire pour produire 150 grammes de gaz carbonique( $\text{CO}_2$ ). ?

---

---

i) Quelle masse de fer (Fe) est nécessaire pour produire 16 moles d'hydrogène ( $\text{H}_2$ )?

---

---

ii) Quelle masse d'hydrogène ( $\text{H}_2$ ) est générée par la réaction de 15 Kg de fer (Fe)?

---

---

**-2-**

a) Décrivez ce qu'on entend par équation de neutralisation.

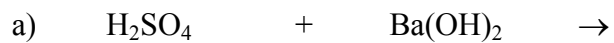
---

---

b) La réaction d'une base et d'un acide donne toujours \_\_\_\_\_

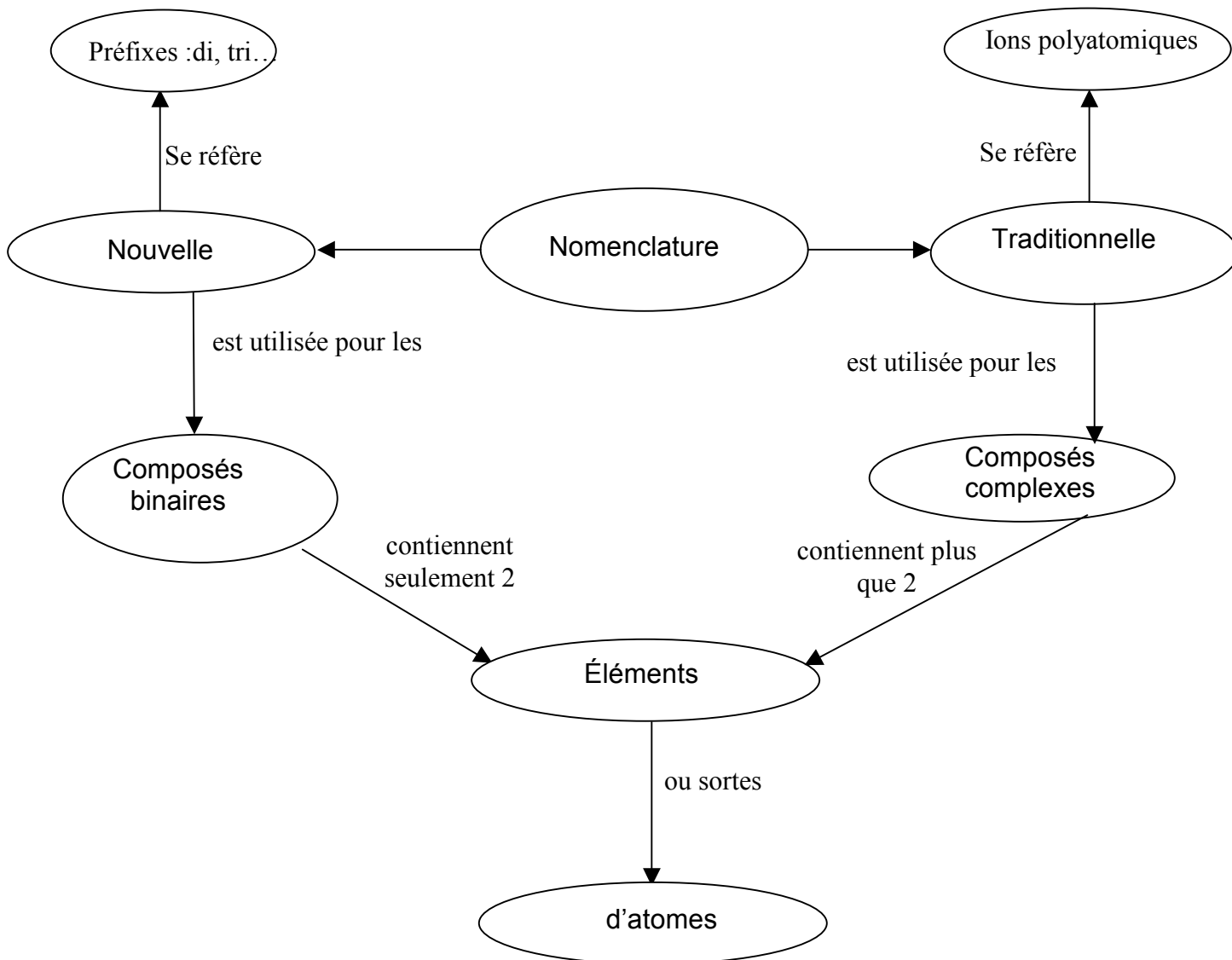
**-3-**

Écrivez l'équation de neutralisation. (Pour vous aider vous pouvez écrire les équations de dissociation de l'acide et de la base.)

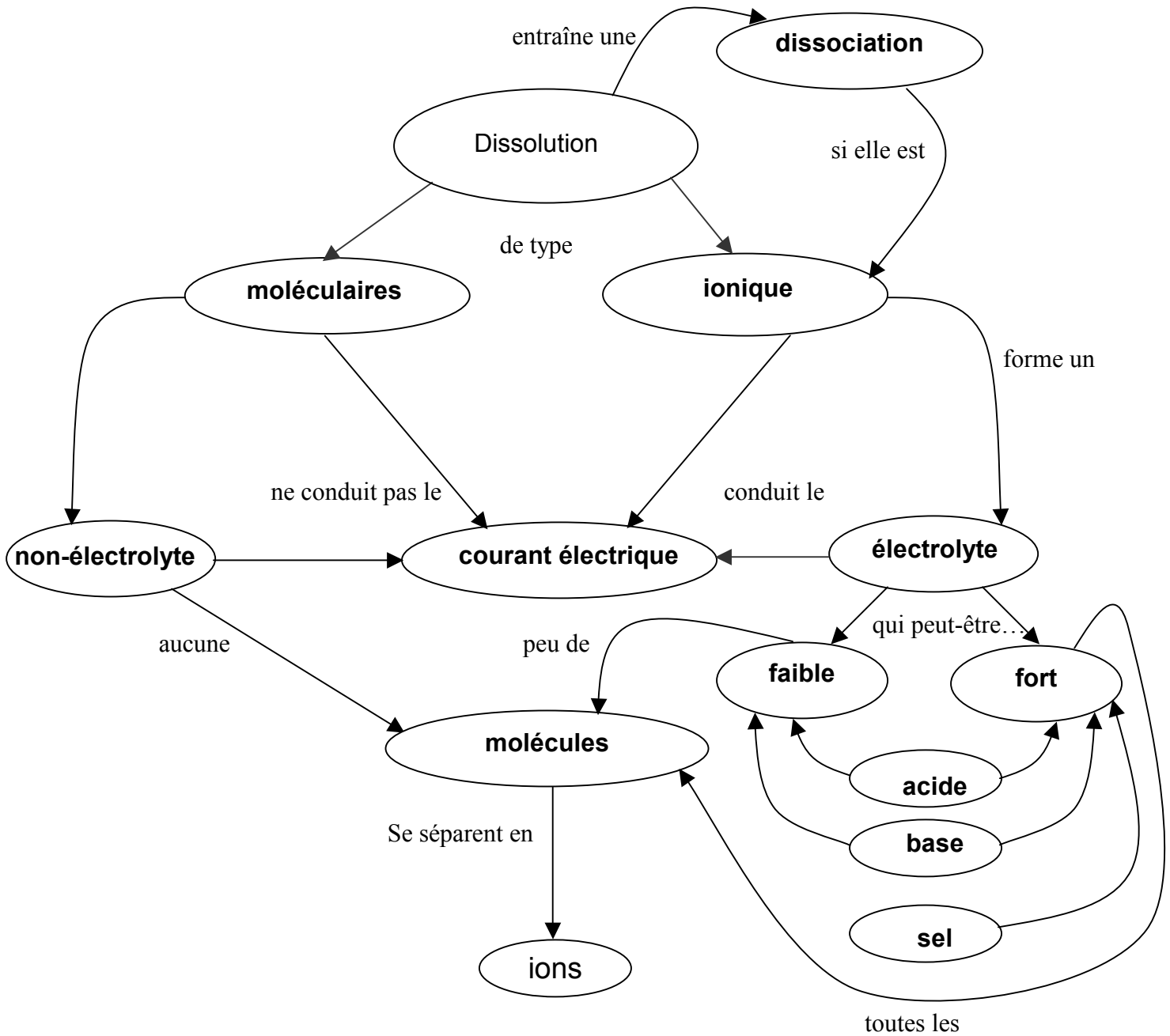


**Corrigé**

**Réseau complété  
La nomenclature**



Réseau complété  
La dissolution



**La masse molaire**

1)

a.  $M_{S_8} = 8(32,07\text{g/mol}) = 256,56\text{g/mol}$

b.  $M_{MgCl_2} = (24,31\text{g/mol}) + 2(35,45\text{g/mol}) = 95,21\text{g/mol}$

c.  $M_{H_3PO_4} = 3(1,01\text{g/mol}) + (30,97\text{g/mol}) + 4(16,00\text{g/mol}) = 98,00\text{g/mol}$

d.  $M_{C_6H_{12}O_6} = 6(12,01\text{g/mol}) + 12(1,01\text{g/mol}) + 6(16,00\text{g/mol}) = 180,18\text{g/mol}$

e.  $M_{K_2Cr_2O_7} = 2(39,10\text{g/mol}) + 2(52,00\text{g/mol}) + 7(16,00\text{g/mol}) = 294,20\text{g/mol}$

f.  $M_{NH_4CH_3COO} = (14,01\text{g/mol}) + 7(1,01\text{g/mol}) + 2(12,01\text{g/mol}) + 2(16,00\text{g/mol}) = 77,10\text{g/mol}$

2)

a.  $n = m_{S_8} \div M_{S_8} = 200\text{g} \div 256,56\text{g/mol} = 0,78\text{mol}$

b.  $n = m_{MgCl_2} \div M_{MgCl_2} = 459\text{g} \div 95,21\text{g/mol} = 4,82\text{mol}$

c.  $n = m_{K_2SO_4} \div M_{K_2SO_4} = 45\text{g} \div 174,09\text{g/mol} = 0,26\text{mol}$

d.  $n = m_{C_6H_{12}O_6} \div M_{C_6H_{12}O_6} = 18\text{g} \div 180,18\text{g/mol} = 0,10\text{mol}$

e.  $n = m_{Cl_2} \div M_{Cl_2} = 75\text{g} \div 70,90\text{g/mol} = 1,06\text{mol}$

f.  $n = m_{Sb_2O_3} \div M_{Sb_2O_3} = 175\text{g} \div 291,50\text{g/mol} = 0,60\text{mol}$

3)

a.  $m = n_{NH_4CH_3COO} \times M_{NH_4CH_3COO} = 0,25\text{mol} \times 77,10\text{g/mol} = 19,28\text{g}$

b.  $m = n_{MnCl_2} \times M_{MnCl_2} = 4,8\text{mol} \times 125,84\text{g/mol} = 604,03\text{g}$

c.  $m = n_{H_3PO_4} \times M_{H_3PO_4} = 0,3\text{mol} \times 98,00\text{g/mol} = 29,40\text{g}$

d.  $m = n_{H_2} \times M_{H_2} = 45\text{mol} \times 2,02\text{g/mol} = 90,90\text{g}$

e.  $m = n_{K_2Cr_2O_7} \times M_{K_2Cr_2O_7} = 35,45\text{mol} \times 294,20\text{g/mol} = 10429,39\text{g}$  ou 10,43kg

f.  $m = n_{KCrO_4} \times M_{KCrO_4} = 0,001\text{mol} \times 155,10\text{g/mol} = 0,16\text{g}$

**La dissolution**

1) On remarque que l'on connaît le nombre de gramme par litre, la concentration massique, et on veut la transformer en concentration molaire. Il suffit pour cela de prendre la concentration massique et de la diviser par la concentration molaire.

- a.  $C_{\text{molaire}} = C_{\text{massique}} \div M_{\text{MgCl}_2} = 80\text{g/L} \div 95,22\text{g/mol} = 0,84\text{mol/L}$
- b.  $C_{\text{molaire}} = C_{\text{massique}} \div M_{\text{H}_3\text{PO}_4} = 80\text{g/L} \div 98,00\text{g/mol} = 0,82\text{mol/L}$
- c.  $C_{\text{molaire}} = C_{\text{massique}} \div M_{\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6} = 80\text{g/L} \div 180,18\text{g/mol} = 0,44\text{mol/L}$
- d.  $C_{\text{molaire}} = C_{\text{massique}} \div M_{\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7} = 80\text{g/L} \div 294,20\text{g/mol} = 0,27\text{mol/L}$
- e.  $C_{\text{molaire}} = C_{\text{massique}} \div M_{\text{NaCl}} = 80\text{g/L} \div 58,45\text{g/mol} = 1,37\text{mol/L}$
- f.  $C_{\text{molaire}} = C_{\text{massique}} \div M_{\text{NH}_4\text{CH}_3\text{COO}} = 80\text{g/L} \div 77,10\text{g/mol} = 1,04\text{mol/L}$

2) Tout d'abord, on observe que toutes les quantités de soluté sont données en gramme, on n'aura donc pas besoin de la masse molaire.

$$\text{Solution no 1 : } C = \frac{m}{V} = \frac{5\text{ g}}{0,5\text{L}} = 10\text{ g/L}$$

$$\text{Solution no 3 : } C = \frac{m}{V} = \frac{50\text{ g}}{10\text{L}} = 5\text{ g/L}$$

$$\text{Solution no 2 : } C = \frac{m}{V} = \frac{10\text{ g}}{3\text{L}} = 3,33\text{ g/L}$$

$$\text{Solution no 4 : } C = \frac{m}{V} = \frac{8\text{ g}}{0,35\text{L}} = 22,86\text{ g/L}$$

$$\text{Solution no 5 : } C = \frac{m}{V} = \frac{17\text{ g}}{0,8\text{L}} = 21,25\text{ g/L}$$

3) On a :  $C_{\text{molaire}} = 0,1\text{M}$  et  $V = 0,1\text{L}$

On cherche la masse de NaCl.  $m = C_{\text{massique}} \times V$ .

Calcul de  $C_{\text{massique}}$  :

$$\begin{aligned} C_{\text{massique}} &= C_{\text{molaire}} \times M_{\text{NaCl}} \\ &\Rightarrow C_{\text{massique}} = 0,1\text{M} \times 58,45\text{g/mol} \\ &= 5,85\text{g/L} \end{aligned}$$

Calcul de  $m_{\text{NaCl}}$  :

$$\begin{aligned} m_{\text{NaCl}} &= C_{\text{massique}} \times V = 5,85\text{g/L} \times 0,1\text{L} \\ m_{\text{NaCl}} &= 0,585\text{g} \end{aligned}$$

4) a. On a :  $m_{\text{NaNO}_3} = 45\text{g}$

On cherche le nombre de moles de  $\text{NaNO}_3$

$$n_{\text{NaNO}_3} = m_{\text{NaNO}_3} \div M_{\text{NaNO}_3}$$

$$n_{\text{NaNO}_3} = 45\text{g} \div 85,00\text{g/mol} = 0,53\text{mol}$$

b. On a :  $m_{\text{NaNO}_3} = 45\text{g}$

$$V = 0,8\text{L}$$

$$n_{\text{NaNO}_3} = 0,53\text{mol}$$

On cherche le nombre de moles lorsque la bouteille était pleine ( $V = 1\text{L}$ ), c'est le même nombre que celui qui représente sa concentration molaire. Donc :

$$C_{\text{molaire}} = n / V = 0,53\text{mol} / 0,8\text{L} = 0,66\text{mol/L}$$

Lorsque la bouteille contenait 1L, il y avait 0,66mol de  $\text{NaNO}_3$ .

c.  $C_{\text{molaire}} = 0,66\text{mol/L}$  et  $C_{\text{massique}} = m / V = 45\text{g} / 0,8\text{L} = 56,25\text{g/L}$



**La dissolution (suite)**

- 5) Pour classer en ordre décroissant de concentration, il faut connaître les concentrations de chacune des solutions dans les mêmes unités soit en mol/l ou en g/l. En observant les données, on remarque qu'à trois reprises on donne la masse de NaCl tandis que les deux autres fois, on donne son nombre de moles. Pour minimiser les calculs, il sera préférable de calculer les concentrations massiques de chacune. Pour cela, on utilisera la masse molaire du HCl ( $M_{\text{HCl}} = 36.5 \text{ g/mol}$ ) afin de transformer le nombre de moles de NaCl en quantité de grammes de NaCl.

$$\text{Solution A: } C_{\text{massique}} = m / V = 93,6\text{g} / 0,8\text{L} = \mathbf{117 \text{ g/l}}$$

$$\text{Solution B: } C_{\text{massique}} = m / V \text{ or } m = n_{\text{NaCl}} \times M_{\text{NaCl}} = 2,5\text{mol} \times 58,45\text{g/mol} = 146,13\text{g} \\ \text{d'où, } C_{\text{massique}} = 146,13\text{g} / 2\text{L} = \mathbf{73,07\text{g/l}}$$

$$\text{Solution C: } C_{\text{massique}} = m / V \text{ or } m = n_{\text{NaCl}} \times M_{\text{NaCl}} = 3,9\text{mol} \times 58,45\text{g/mol} = 227,96\text{g} \\ \text{d'où, } C_{\text{massique}} = 227,96\text{g} / 2,6\text{L} = \mathbf{87,68\text{g/l}}$$

$$\text{Solution D: } C_{\text{massique}} = m / V = 307,125\text{g} / 3\text{L} = \mathbf{102,38\text{g/l}}$$

$$\text{Solution E: } C_{\text{massique}} = m / V = 7,5\text{g} / 0,05\text{L} = \mathbf{150\text{g/l}}$$

En ordre décroissant de concentration : E, A, D, C, B

- 6) Ici, soit qu'on transforme  $C_{\text{molaire}}$  en  $C_{\text{massique}}$  (a, b et f) ou  $C_{\text{massique}}$  en  $C_{\text{molaire}}$  (c, d et e).

$$\text{a. } C_{\text{massique}} = C_{\text{molaire}} \times M_{\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3} = 0,5\text{mol/L} \times 342,17\text{g/mol} = 171,09\text{g/L}$$

$$\text{b. } C_{\text{massique}} = C_{\text{molaire}} \times M_{\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6} = 1,25\text{mol/L} \times 180,18\text{g/mol} = 225,23\text{g/L}$$

$$\text{c. } C_{\text{molaire}} = C_{\text{massique}} \div M_{\text{NaHCO}_3} = 198\text{g/L} \div 84,01\text{g/mol} = 2,36\text{mol/L}$$

$$\text{d. } C_{\text{molaire}} = C_{\text{massique}} \div M_{\text{KOH}} = 50\text{g/L} \div 56,11\text{g/mol} = 0,89\text{mol/L}$$

$$\text{e. } C_{\text{molaire}} = C_{\text{massique}} \div M_{\text{Na}_2\text{SO}_4} = 215\text{g/L} \div 142,04\text{g/mol} = 1,51\text{mol/L}$$

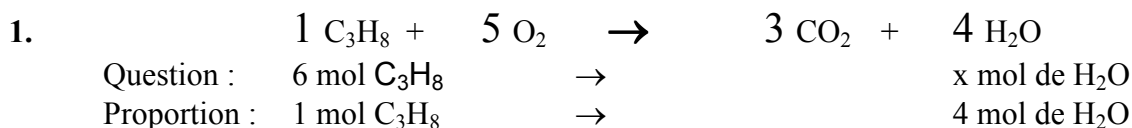
$$\text{f. } C_{\text{massique}} = C_{\text{molaire}} \times M_{\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7} = 4,5\text{mol/L} \times 294,20\text{g/mol} = 1323,9\text{g/L}$$

**Le balancement d'équations chimiques**

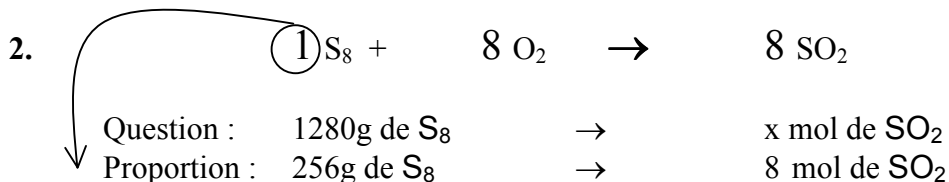
1.  $\underline{1} \text{ Al}_2(\text{SO}_4)_3 + \underline{6} \text{ KOH} \rightarrow \underline{2} \text{ Al}(\text{OH})_3 + \underline{3} \text{ K}_2\text{SO}_4$
2.  $\underline{1} \text{ NaCl} + \underline{1} \text{ AgNO}_3 \rightarrow \underline{1} \text{ AgCl} + \underline{1} \text{ NaNO}_3$
3.  $\underline{1} \text{ PbO}_2 + \underline{4} \text{ HI} \rightarrow \underline{1} \text{ PbI}_2 + \underline{1} \text{ I}_2 + \underline{2} \text{ H}_2\text{O}$
4.  $\underline{2} \text{ KI} + \underline{1} \text{ H}_2\text{O}_2 \rightarrow \underline{2} \text{ KOH} + \underline{1} \text{ I}_2$
5.  $\underline{1} \text{ H}_2\text{SO}_4 + \underline{2} \text{ NaOH} \rightarrow \underline{1} \text{ Na}_2\text{SO}_4 + \underline{2} \text{ H}_2\text{O}$
6.  $\underline{1} \text{ ZnS} + \underline{2} \text{ FeCl}_3 \rightarrow \underline{1} \text{ ZnCl}_2 + \underline{2} \text{ FeCl}_2 + \underline{1} \text{ S}$
7.  $\underline{1} \text{ Cl}_2 + \underline{2} \text{ NaI} \rightarrow \underline{2} \text{ NaCl} + \underline{1} \text{ I}_2$
8.  $\underline{1} \text{ SnCl}_2 + \underline{2} \text{ HgCl}_2 \rightarrow \underline{1} \text{ SnCl}_4 + \underline{2} \text{ HgCl}$
9.  $\underline{1} \text{ K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \underline{2} \text{ KOH} \rightarrow \underline{2} \text{ K}_2\text{CrO}_4 + \underline{\quad} \text{ H}_2\text{O}$
10.  $\underline{1} \text{ CaCO}_3 + \underline{2} \text{ HCl} \rightarrow \underline{1} \text{ CaCl}_2 + \underline{1} \text{ CO}_2 + \underline{1} \text{ H}_2\text{O}$
11.  $\underline{2} \text{ NaHCO}_3 + \underline{1} \text{ H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \underline{1} \text{ Na}_2\text{SO}_4 + \underline{2} \text{ CO}_2 + \underline{2} \text{ H}_2\text{O}$
12.  $\underline{1} \text{ H}_2\text{S} + \underline{1} \text{ I}_2 \rightarrow \underline{2} \text{ HI} + \underline{1} \text{ S}$
13.  $\underline{1} \text{ Sb}_2\text{O}_3 + \underline{2} \text{ I}_2 + \underline{2} \text{ H}_2\text{O} \rightarrow \underline{1} \text{ Sb}_2\text{O}_5 + \underline{4} \text{ HI}$
14.  $\underline{6} \text{ NaF} + \underline{1} \text{ FeCl}_3 \rightarrow \underline{1} \text{ Na}_3\text{FeF}_6 + \underline{3} \text{ NaCl}$
15.  $\underline{2} \text{ MoO}_3 + \underline{3} \text{ Zn} + \underline{3} \text{ H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \underline{1} \text{ Mo}_2\text{O}_3 + \underline{3} \text{ ZnSO}_4 + \underline{3} \text{ H}_2\text{O}$
16.  $\underline{1} \text{ H}_3\text{PO}_4 + \underline{2} \text{ NaOH} \rightarrow \underline{1} \text{ Na}_2\text{HPO}_4 + \underline{2} \text{ H}_2\text{O}$
17.  $\underline{1} \text{ NH}_3 + \underline{1} \text{ HCl} \rightarrow \underline{1} \text{ NH}_4\text{Cl}$
18.  $\underline{1} \text{ O}_2 + \underline{4} \text{ HI} \rightarrow \underline{2} \text{ I}_2 + \underline{2} \text{ H}_2\text{O}$
19.  $\underline{\quad} \text{ MnCl}_4 \rightarrow \underline{1} \text{ MnCl}_2 + \underline{1} \text{ Cl}_2$
20.  $\underline{1} \text{ KBrO}_3 + \underline{6} \text{ KI} + \underline{6} \text{ HBr} \rightarrow \underline{7} \text{ KBr} + \underline{3} \text{ I}_2 + \underline{3} \text{ H}_2\text{O}$
21.  $\underline{2} \text{ Al} + \underline{3} \text{ Cl}_2 \rightarrow \underline{2} \text{ AlCl}_3$
22.  $\underline{4} \text{ NH}_3 + \underline{3} \text{ O}_2 \rightarrow \underline{2} \text{ N}_2 + \underline{6} \text{ H}_2\text{O}$
23.  $\underline{2} \text{ NCl}_3 \rightarrow \underline{1} \text{ N}_2 + \underline{3} \text{ Cl}_2$
24.  $\underline{2} \text{ Cu}_2\text{S} + \underline{3} \text{ O}_2 \rightarrow \underline{2} \text{ Cu}_2\text{O} + \underline{2} \text{ SO}_2$
25.  $\underline{2} \text{ C}_2\text{H}_2 + \underline{5} \text{ O}_2 \rightarrow \underline{4} \text{ CO}_2 + \underline{2} \text{ H}_2\text{O}$

**La stœchiométrie**

Résolvez les problèmes suivants en écrivant d'abord les équations chimiques balancées.

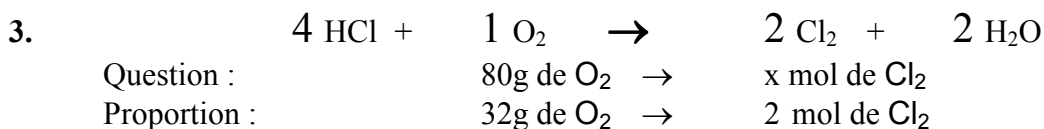


Calcul :  $x = (6\text{mol})(4\text{ mol}) \div 1\text{mol} = 24\text{ mol de H}_2\text{O}$

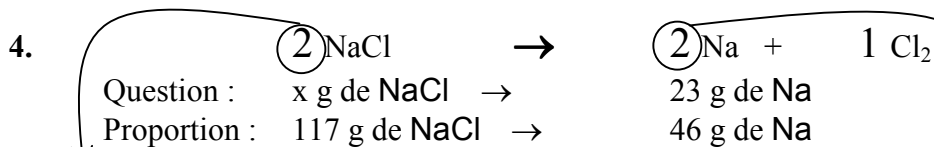


$1\text{mol} \times 256\text{g/mol} = 256\text{g}$

Calcul :  $x = (8\text{mol})(1280\text{g}) \div 256\text{g} = 40\text{ mol de SO}_2$



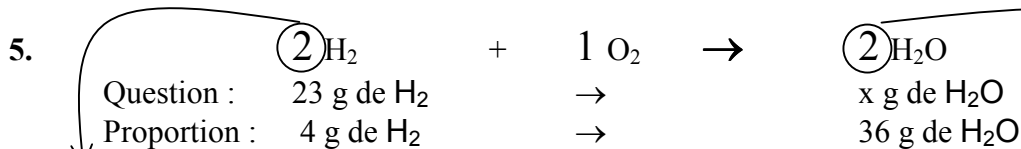
Calcul :  $x = (2\text{ mol})(80\text{g}) \div 32\text{g} = 5\text{ mol de Cl}_2$



$2\text{mol} \times 58,5\text{g/mol} = 117\text{g}$

$1\text{mol} \times 23\text{g/mol} = 23\text{g}$

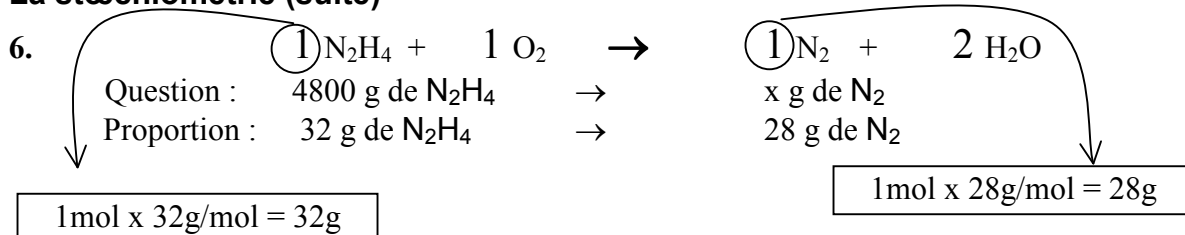
Calcul :  $x = (117\text{ g})(23\text{ g}) \div 46\text{ g} = 58,5\text{ g de NaCl}$



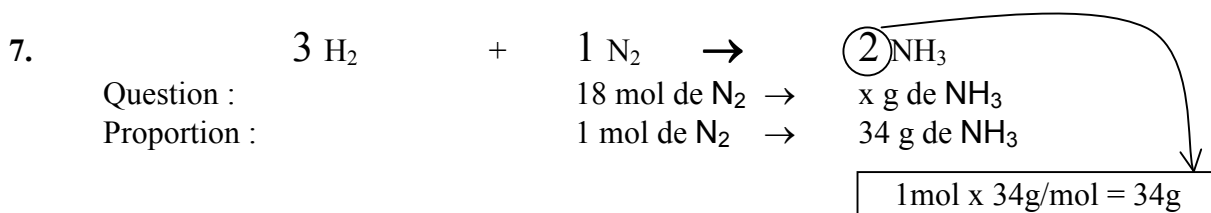
$2\text{mol} \times 2\text{g/mol} = 4\text{g}$

$1\text{mol} \times 18\text{g/mol} = 18\text{g}$

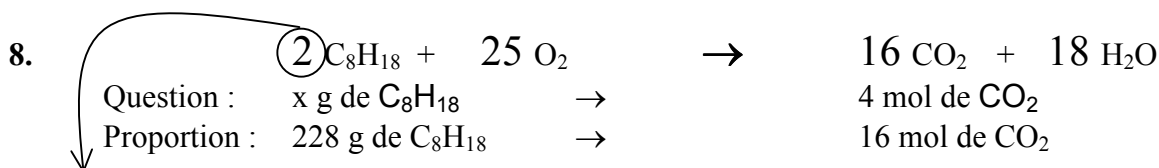
Calcul :  $x = (23\text{ g})(36\text{ g}) \div 4\text{ g} = 207\text{ g de H}_2\text{O}$

**La stœchiométrie (suite)**

Calcul :  $x = (28 \text{ g})(4800 \text{ g}) \div 32 \text{ g} = 4200 \text{ g de } \text{N}_2 \text{ ou } 4,2 \text{ kg de } \text{N}_2$

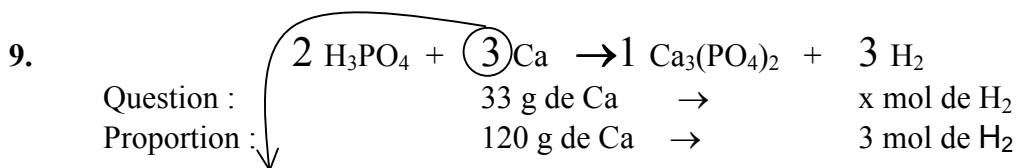


Calcul :  $x = (34 \text{ g})(18 \text{ mol}) \div 1 \text{ mol} = 612 \text{ g de } \text{NH}_3$



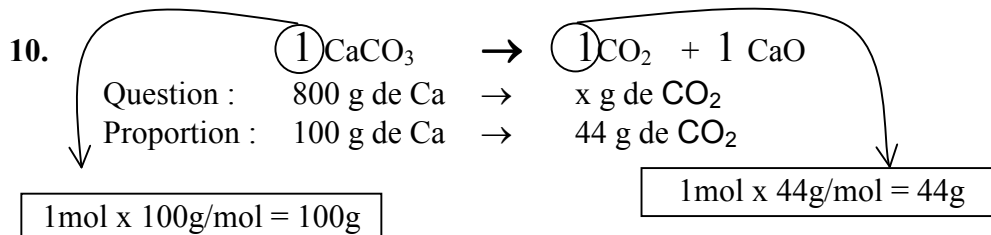
$2 \text{ mol} \times 114 \text{ g/mol} = 228 \text{ g}$

Calcul :  $x = (228 \text{ g})(4 \text{ mol}) \div 16 \text{ mol} = 57 \text{ g de } \text{C}_8\text{H}_{18}$



$3 \text{ mol} \times 40 \text{ g/mol} = 120 \text{ g}$

Calcul :  $x = (3 \text{ mol})(33 \text{ g}) \div 120 \text{ g} = 0,825 \text{ mol de } \text{H}_2$



Calcul :  $x = (44 \text{ g})(800 \text{ g}) \div 100 \text{ g} = 352 \text{ g de } \text{CO}_2$

**Le corrigé des exercices de révision est disponible sur demande auprès du formateur ou de la formatrice.**

## Annexe 1 : Comportements observables

### Dimension 1 (6 points)

- Choisir des énoncés qui décrivent correctement la notion de modèle et le modèle atomique simplifié. (3 pts)
- Associer aux métaux, aux non-métaux, à l'hydrogène, aux alcalins, aux alcalinoterreux, aux halogènes et aux gaz nobles des énoncés qui décrivent leurs caractéristiques. (3 pts)

### Dimension 2 (20 points)

- Étant donné la distribution électronique de différents éléments, dire à quelle période où à quelle famille ils appartiennent ou encore, donner la distribution électronique d'éléments dont on connaît la famille et la période. (4 pts)
- Étant donné la formule chimique ou le nom d'un composé, donner, selon le cas, son nom ou sa formule chimique. Utiliser les règles de la nouvelle nomenclature dans le cas des composés binaires et celles de la nomenclature traditionnelle pour les composés polyatomiques. Une liste des noms et des formules des principaux ions polyatomiques est fournie. (voir annexe 5) (4 pts)
- Étant donné la formule chimique de différents composés, classer ceux-ci selon qu'ils sont des acides, des bases ou des sels (selon la théorie d'Arrhénius). (4 pts)
- Classer différentes substances selon qu'elles sont des substances pures ou des mélanges, selon que les substances pures sont des corps simples ou des corps composés et selon que les mélanges sont homogènes, hétérogènes ou en suspension. (4 pts)
- Résoudre des problèmes de dilution en appliquant la formule  $c_1 V_1 = c_2 V_2$  (pesticides, engrais, agents nettoyants, etc.). (4 pts)

### Dimension 3 (14 points)

- Étant donné le nombre de protons, de neutrons et d'électrons de plusieurs atomes neutres ou ionisés, regrouper les isotopes d'un même élément et les classer selon qu'ils sont des atomes neutres, des anions ou des cations. (4 pts)
- Ordonner des solutions dont les concentrations sont exprimées en unités différentes (mol/L, g/L, kg/L, etc.). (6 pts)
- Ordonner, selon leur degré d'acidité, des substances dont les valeurs d'acidité sont exprimées en unités différentes (pH, .H.). (4 pts)

**Dimension 4 (20 points)**

- Dire si une liaison chimique est ionique, covalente polaire ou covalente non polaire et expliquer le choix à l'aide de la loi de l'octet et des valeurs d'électronégativité. (4 pts)
- Étant donné deux éléments, expliquer, à l'aide d'un diagramme de Lewis ou de la notation par trait, la formation du composé formé des deux éléments. (4 pts)
- Étant donné la conductibilité d'une solution aqueuse, déterminer le type de dissolution (ionique ou moléculaire) et en illustrer l'aspect moléculaire. (4 pts)
- Déterminer la formule chimique d'un composé binaire dont on connaît la configuration électronique des éléments ou la position de chacun dans le tableau périodique. (4 pts)
- Étant donné l'énoncé descriptif d'une réaction chimique, écrire et balancer l'équation de ladite réaction (équation d'au plus cinq termes). (4 pts)

**Dimension 5 (16 points)**

- Étant donné des résultats d'expériences portant sur la conductibilité d'une solution, sa réaction au papier tournesol ou son pH, dire si le soluté est un électrolyte fort, un électrolyte faible ou un non-électrolyte et si le soluté en question est un acide, une base ou un sel. (4 pts)
- Étant donné les résultats obtenus de l'utilisation d'indicateurs acido-basiques dont on connaît les points de virage, déterminer la zone de pH d'une solution. (4 pts)
- Déterminer, par des calculs stœchiométriques, les quantités de substance participant à une réaction chimique dont on connaît l'équation de réaction. (4 pts)
- Expliquer, à l'aide d'équations, comment la neutralisation peut apporter une solution à une situation concrète de déséquilibre acido-basique. (4 pts)

**Dimension 6 (24 points)**

**(cette dimension se rapporte à la deuxième partie de l'épreuve et est détaillée dans l'annexe suivant)**

- À partir d'articles de journaux ou de revues traitant d'un problème lié à l'utilisation de produits chimiques, juger de la valeur de l'analyse de cas faite quant à la définition du problème, à l'inventaire des conséquences et à la valeur des solutions proposées. Pour chaque étape de l'analyse de cas,
  - faire la synthèse des éléments présents,
  - juger de la pertinence des faits ou des données citées à l'appui de l'argumentation,
  - établir la liste d'éléments à vérifier avant d'accepter la conclusion de l'auteur.

## Étude de cas

### Cerner le problème (8 points)

Vous devez être en mesure :

- De nommer le problème. Pour cela il vous faut identifier au moins deux des trois aspects suivants :
  - La nature du problème;
  - La source du problème;
  - L'endroit où le problème a lieu.(2 pts)
- D'identifier l'agent responsable. On parle ici de ce qui agit dans l'environnement et qui cause le problème. Il s'agit d'une molécule, d'un composé chimique, etc. (2 pts)
- D'identifier la source de l'agent responsable. D'où provient la molécule, le composé chimique, etc. (2 pts)
- De critiquer le texte en rapport avec cerner le problème, c'est-à-dire en rapport avec :
  - L'historique du problème;
  - Les aspects scientifiques du problème;
  - La source du problème.(2 pts)

### Inventaires des conséquences (7 points)

Vous devez être en mesure :

- D'identifier (nommer et classer) au moins cinq conséquences présentes dans le texte. Une conséquence peut être : environnementale, sociale, politique ou économique; (5 pts)
- De critiquer le texte par rapport aux conséquences qui y sont mentionnées. (2 pts)

### Inventaires des solutions (9 points)

Vous devez être en mesure :

- D'identifier (nommer et classer) au moins trois solutions présentes dans le texte. Une solution peut être : scientifique, technique, politique ou personnel; (3 pts)
- De critiquer le texte par rapport aux solutions qui y sont mentionnées; (2 pts)
- D'identifier la faisabilité et les limites du problème présentes dans le texte; (2 pts)
- De critiquer le texte par rapport à la valeur des solutions. (2 pts)

## Algorithme : Mélange ou substance pure?

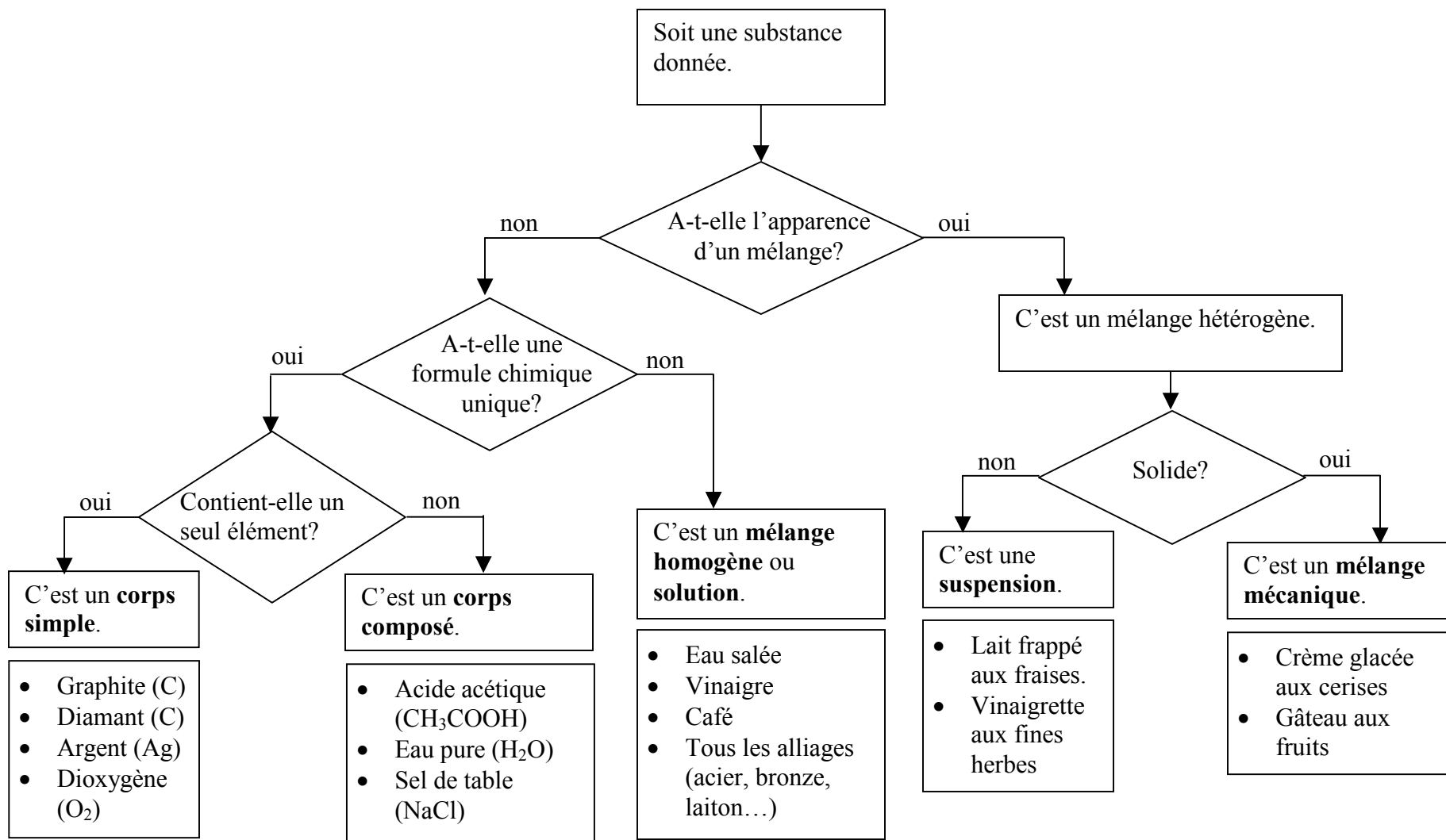
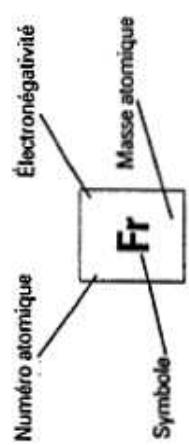




Tableau périodique moderne

1	2,1											2																											
IA	H											VIIIA	He																										
	1,008												4,003																										
3	1,0	4	1,5											3,5	9	4,010																							
	Li	Be											F	Ne																									
	6,941	9,012											18,998	20,180																									
11	0,9	12	1,2											16	2,5	17	3,0	18																					
	Na	Mg											S	Cl	Ar																								
	22,989	24,305											32,06	35,453	39,948																								
19	0,8	20	1,0	21	1,3	22	1,5	23	1,6	24	1,6	25	1,5	26	1,8	27	1,8	28	1,8	29	1,9	30	1,6	31	1,6	32	1,8	33	2,0	34	2,4	35	2,8	36					
	K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr																					
	39,098	40,078	44,956	47,88	50,942	51,996	54,938	55,847	58,933	58,69	63,546	65,390	69,72	72,610	74,922	78,96	79,904	83,80																					
37	0,8	38	1,0	39	1,2	40	1,4	41	1,6	42	1,8	43	1,9	44	2,2	45	2,2	46	2,2	47	1,9	48	1,7	49	1,7	50	1,8	51	1,9	52	2,1	53	2,5	54					
	Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe																					
	85,468	87,62	88,906	91,22	92,906	95,94	97,907	101,07	102,906	106,42	107,868	112,41	114,82	118,710	121,75	127,60	126,905	131,290																					
55	0,7	56	0,9	72	1,3	73	1,5	74	1,7	75	1,9	76	2,2	77	2,2	78	2,2	79	2,4	80	1,9	81	1,9	82	1,8	83	1,9	84	2,0	85	2,2	86							
	Cs	Ba	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn																						
	132,905	137,27	178,49	180,948	183,85	186,207	190,2	192,22	195,08	196,967	200,59	204,383	207,2	208,980	208,982	209,987	222,018																						
87	0,7	88	0,9	104	105	106	107	108	109																														
	Fr	Ra	Unq	Unp	Unh	Uns	Uno	Une																															
	223,019	226,025	(261)	(262)	(263)	(262)	(265)	(266)																															
										57	1,1	58	1,1	59	1,1	60	1,1	61	1,1	62	1,1	63	1,1	64	1,1	65	1,2	66	1,2	67	1,2	68	1,2	69	1,2	70	1,2	71	1,2
										La	Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu															
										138,906	140,115	140,908	144,24	144,912	150,36	151,96	157,25	158,925	162,50	164,930	167,26	168,93	173,04	174,967															
										89	1,1	90	1,3	91	1,5	92	1,7	93	1,3	94	1,3	95	1,3	96	1,3	97	1,3	98	1,3	99	1,3	100	1,3	101	1,3	102	1,3	103	1,3
										Ac	Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lr															
										(227,028)	(232,038)	(231,036)	(238,028)	(237,048)	(244,064)	(243,061)	(247,070)	(247,070)	(251,079)	(252,083)	(257,095)	(258,098)	(258,100)	(260,105)															



## Annexe 5 : Noms, formules et charges de quelques ions polyatomiques

<b>Ammonium</b>	<b><math>\text{NH}_4^+</math></b>
<b>Acétate</b>	<b><math>\text{CH}_3\text{COO}^-</math></b>
<b>Dihydrogénophosphate</b>	<b><math>\text{H}_2\text{PO}_4^-</math></b>
<b>Hydrogénocarbonate</b>	<b><math>\text{HCO}_3^-</math></b>
<b>Hydroxyde</b>	<b><math>\text{OH}^-</math></b>
<b>Nitrate</b>	<b><math>\text{NO}_3^-</math></b>
<b>Nitrite</b>	<b><math>\text{NO}_2^-</math></b>
<b>Permanganate</b>	<b><math>\text{MnO}_4^-</math></b>
<b>Carbonate</b>	<b><math>\text{CO}_3^{-2}</math></b>
<b>Chromate</b>	<b><math>\text{CrO}_4^{-2}</math></b>
<b>Dichromate</b>	<b><math>\text{Cr}_2\text{O}_7^{-2}</math></b>
<b>Sulfate</b>	<b><math>\text{SO}_4^{-2}</math></b>
<b>Sulfite</b>	<b><math>\text{SO}_3^{-2}</math></b>
<b>Borate</b>	<b><math>\text{BO}_3^{-3}</math></b>
<b>Phosphate</b>	<b><math>\text{PO}_4^{-3}</math></b>

## Annexe 6 : Indicateurs acido-basiques

<b>Indicateur</b>	<b>Changement de couleur</b>	<b>Point de virage (pH)</b>
Violet de méthyle	jaune au violet	0,2 à 2,0
Orange de méthyle	rouge au jaune	3,0 à 4,4
Bleu de bromophénol	jaune au violet	3,0 à 4,6
Vert de bromocrésol	jaune au bleu	3,8 à 5,4
Rouge de méthyle	rouge au jaune	4,4 à 6,2
P-nitrophénol	incolore au jaune	5,0 à 7,0
Violet de bromocrésol	jaune au violet	5,2 à 6,8
Bleu de bromothymol	jaune au bleu	6,0 à 7,6
Rouge de phénol	jaune au rouge	6,4 à 8,2
Tournesol	rouge au bleu	5,2 à 8
Violet de m-crésol	jaune au violet	7,6 à 9,2
Phénolphtaléine	incolore au fuchsia	8,2 à 10,0
Jaune d'alizarine R	jaune au rouge	10,1 à 11,1
Carmin d'indigo	bleu au jaune	12,0 à 14,0

**Errata****P. 182 no 5.48, dernière ligne du tableau.**

Remplacer ...0,4 25 par ...25 0,4.

**P. 214, no 6.15 b)**

Remplacer ...44,11 moles... par ...11,34 moles...

Remplacer ...220,55 moles. par ...56,7 moles.

**P. 255, no 24**

Remplacer ...95,15g... par ...91,15g...