

# Exercices sur la détermination de quantités de matière

## Exercice I

Vous faites réagir  $v = 10,0$  mL d'acide chlorhydrique sur une masse  $m = 22,0$  mg de magnésium dans un ballon et raccords de volume constant  $V = 140$  mL. Un système permet de mesurer la pression au cours de l'expérience. La pression initiale est  $P_i = 1020$  hPa, la pression finale lorsque la réaction est terminée est  $P_f = 1210$  hPa. Les gaz sont considérés comme parfaits tout au long de l'expérience.

Données :  $R = 8,314 \text{ Pa}\cdot\text{m}^3\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{mol}^{-1}$

- 1) Écrivez l'équation-bilan de la transformation chimique.
- 2) Comment caractériser les produits formés ?
- 3) Comment savez-vous que la réaction est terminée ? (2 réponses)
- 4) Quel est le gaz présent au début de l'expérience ? Exprimez sa quantité de matière.
- 5) Quels sont les gaz présents à la fin de l'expérience ? Exprimez la quantité de matière de ces gaz.
- 6) Exprimez et calculez la quantité de matière du gaz formé lors de l'expérience.
- 7) Expliquez pourquoi la lecture de la pression à chaque instant permet de suivre l'évolution de la transformation chimique.

## Exercice II

Voici le résultat partiel de l'analyse de sang de Mme Alabelle :

|                    |   |
|--------------------|---|
| Urée .....         | 0,38 g.L <sup>-1</sup> ou 6,35 mmol.L <sup>-1</sup> |
| Glycémie .....     | 0,96 g.L <sup>-1</sup>                              |
| Acide urique ..... | 458,1 $\mu\text{mol}\cdot\text{L}^{-1}$             |

Données :  $M(\text{C}) = 12,0 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$   $M(\text{O}) = 16,0 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$   $M(\text{H}) = 1,0 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$   $M(\text{N}) = 14,0 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$   $M(\text{F}) = 19,0 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$   $M(\text{S}) = 32,1 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$

$1 \text{ mmol} = 1 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$   $M(\text{acide urique}) = M_a = 168,1 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$

1) L'urée est le stade final de la dégradation des protéines. Elle est véhiculée par le sang jusqu'aux reins puis passe dans les urines pour être éliminée.

a - Exprimez puis calculez la masse molaire moléculaire de l'urée à partir des résultats de l'analyse.

b - L'urée contient 8 atomes dont 4 hydrogènes, 1 carbone, 1 oxygène. Retrouvez, parmi les données, la nature des autres atomes (identiques) de la molécule.

2) La glycémie mesure le taux de glucose dans le sang. Un taux trop élevé est à l'origine du diabète. Le glucose a pour formule  $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ .

a - Exprimez puis calculez la masse molaire moléculaire du glucose à partir des données.

b - Exprimez puis calculez la concentration molaire du taux de sucre de Mme Alabelle.

3) L'acide urique résulte de la dégradation des bases aminées guanine et adénine. Comme l'urée, il est véhiculé par le sang avant d'être éliminé dans les urines. Peu soluble, en excès, il a tendance à se déposer sur les articulations et est à l'origine des crises de "goutte".

Le taux normal d'acide urique est compris entre 30 et 70 mg par litre de sang.

Madame Alabelle a-t-elle un taux normal d'acide urique ?

## Exercice III

Vous disposez d'un échantillon de dioxyde de carbone gazeux de volume  $V = 134$  L à une température de  $20$  °C et sous la pression  $P = 1015$  hPa.

Données :  $V_m = 24,0 \text{ L}\cdot\text{mol}^{-1}$  à  $20$  °C  $R = 8,314 \text{ S.I.}$   $M(\text{CO}_2) = 44,0 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$

1) a - Quelle relation permet de calculer la quantité de matière de dioxyde de carbone présente dans l'échantillon à partir du volume molaire. Précisez l'unité et la signification de chaque terme.

b - Calculez cette quantité de matière

2) a - Quelle relation permet de calculer cette quantité de matière à partir de la pression ? Précisez l'unité et la signification de chaque terme.

b - Calculez cette quantité de matière.

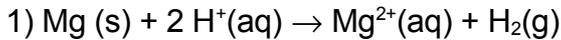
3) Comparez les résultats numériques des questions 1 et 2. Déduisez de ces questions l'expression de  $V_m$  en fonction de  $P$ ,  $R$  et  $T$ .

4) Calculez la masse de l'échantillon gazeux.

## Exercices sur la détermination de quantités de matière (correction)

### Exercice I

Données :  $v = 1,00 \cdot 10^{-2} \text{ L}$     $m = 2,20 \cdot 10^{-2} \text{ g}$     $V = 1,40 \cdot 10^{-1} \text{ L}$     $P_i = 1,020 \cdot 10^5 \text{ Pa}$   
 $P_f = 1,210 \cdot 10^5 \text{ Pa}$     $R = 8,314 \text{ Pa} \cdot \text{m}^3 \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$



2) Les produits formés sont le dihydrogène et les ions magnésium. Pour caractériser le dihydrogène, on approche le tube à essai en contenant d'une flamme et une détonation se produit. Pour caractériser les ions magnésium, j'ajoute un peu d'hydroxyde de sodium et j'observe la formation d'un précipité blanc d'hydroxyde de magnésium.

3) La réaction est terminée lorsque tout le magnésium a disparu et que la pression dans le ballon est stabilisée.

4) Le gaz présent dans le ballon au début de l'expérience est l'air. Comme il réagit comme un gaz parfait :

$$n(\text{air}) = P_i \cdot V / R \cdot T$$

Le volume  $V$  est le volume du ballon plus raccord diminué du volume occupé par l'acide chlorhydrique :

$$V = 140 - 10 = 130 \text{ mL} = 1,30 \cdot 10^{-4} \text{ m}^3$$

$T$  est la température considéré constante tout au long de l'expérience exprimée en  $K$  ;

$P_i$  est la pression initiale dans le ballon ;  $R$  est la constante des gaz parfaits.

5) Les gaz présents sont le dihydrogène formé et l'air :  $n(\text{air}) + n(\text{H}_2) = P_f \cdot V / R \cdot T$

Seule la pression a varié et vaut  $P_f$  en fin d'expérience.

6) Pour trouver la quantité de dihydrogène formé, il suffit de faire la différence entre la quantité de gaz initial et la quantité de gaz final :

$$n(\text{H}_2) = P_f \cdot V / R \cdot T - P_i \cdot V / R \cdot T = (P_f - P_i) \cdot V / R \cdot T$$

$$\text{A.N. : } n(\text{H}_2) = (1,21 - 1,02) \cdot 10^5 \times 1,30 \cdot 10^{-4} / (8,314 \times 293) = 1,01 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

7) La pression augmente à chaque instant en même temps que la quantité de dihydrogène formé et à tout instant, mesurant  $P$ , je peux par le même calcul accéder à  $n(\text{H}_2)$  formé.

### Exercice II

Données :  $\gamma_u = 0,38 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1} = 3,8 \cdot 10^{-1} \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}$     $c_u = 6,35 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$     $\gamma_g = 0,96 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1} = 9,6 \cdot 10^{-1} \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}$   
 $M(\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6) = 1,800 \cdot 10^2 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$     $M_a = 1,681 \cdot 10^2 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$     $c_a = 458,1 \cdot 10^{-6} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$

1) a - Calcul de la masse moléculaire de l'urée

La concentration massique est égale au produit de la concentration molaire par la masse molaire moléculaire :

$$\gamma_u = M_u \cdot c_u \quad \text{d'où} \quad M_u = \gamma_u / c_u$$

$$\text{A.N. : } M_u = 3,8 \cdot 10^{-1} / 6,35 \cdot 10^{-3} = 6,0 \cdot 10^1 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

La masse molaire moléculaire de l'urée est  $6,0 \cdot 10^1 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$

b - Nature de l'élément chimique manquant

La masse molaire moléculaire de l'urée s'exprime ainsi :

$$M_u = M(\text{C}) + M(\text{O}) + 4 M(\text{H}) + 2 M(?) = 6,0 \cdot 10^1 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$M(?) = \frac{1}{2} [M_u - M(\text{C}) - M(\text{O}) - 4 M(\text{H})] = \frac{1}{2} (60 - 12,0 - 16,0 - 4 \times 1,0) = 14 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

Les deux atomes inconnus sont donc deux atomes d'azote  $M(\text{N}) = 14,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$ .

2) a - Masse molaire moléculaire du glucose

$$M(\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6) = 6 M(\text{C}) + 12 M(\text{H}) + 6 M(\text{O}) = 6 \times 12,0 + 12 \times 1,0 + 6 \times 16,0 = 180,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$
$$= 1,800 \cdot 10^2 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

La masse molaire moléculaire du glucose est  $1,800 \cdot 10^2 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$

b - Concentration molaire du glucose

$$c_g = \gamma_g / M(\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6) = 9,6 \cdot 10^{-1} / 1,800 \cdot 10^2 = 5,3 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

La concentration molaire en glucose est  $5,3 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$

3) Calcul de la concentration massique en acide urique

$$\gamma_a = M_a \cdot c_a = 1,681 \cdot 10^2 \times 458,1 \cdot 10^{-6} = 7,701 \cdot 10^{-2} \text{ g} \cdot \text{L}^{-1} \text{ soit } 77 \text{ mg par litre}$$

La concentration massique en acide urique est  $77 \text{ mg} \cdot \text{L}^{-1}$

Madame Alabelle n'a pas un taux d'acide urique compris dans la norme (car  $>70 \text{ mg} \cdot \text{L}^{-1}$ ).

### Exercice III

Données :  $V = 1,35 \cdot 10^2 \text{ L}$        $V_m = 24,0 \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1}$        $P = 1,015 \cdot 10^5 \text{ Pa}$        $V = 1,35 \cdot 10^{-1} \text{ m}^3$   
 $T = 273 + 20 = 293 \text{ K}$        $M(\text{CO}_2) = 44,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$

1) a - Expression de la quantité de matière de dioxyde de carbone en fonction de  $V_m$

$$n(\text{CO}_2) = V / V_m$$

$n(\text{CO}_2)$  : quantité de matière de dioxyde de carbone en mol

$V$  : volume de dioxyde de carbone en L

$V_m$  : Volume molaire en  $\text{L} \cdot \text{mol}^{-1}$  (à P et T données)

b - Calcul

$$n(\text{CO}_2) = 1,34 \cdot 10^2 / 24,0 = \underline{5,58 \text{ mol}}$$

La quantité de matière de dioxyde de carbone dans l'échantillon gazeux est 5,58 mol

2) a - Expression de la quantité de matière de dioxyde de carbone en fonction de P, V et

$$n(\text{CO}_2) = P \cdot V / R \cdot T$$

$P$  : pression de l'échantillon de gaz en Pa (pascal)

$V$  : volume de dioxyde de carbone en  $\text{m}^3$

$R$  : constante des gaz parfaits en SI

$T$  : température du gaz en K (kelvin)

b - Calcul

$$n(\text{CO}_2) = (1,015 \cdot 10^5 \times 1,34 \cdot 10^{-1}) / (8,314 \times 293) = \underline{5,58 \text{ mol}}$$

La quantité de matière de dioxyde de carbone dans l'échantillon gazeux est 5,58 mol

3) Relation entre  $V_m$ , R, T et P

Les résultats numériques des deux questions sont égaux. Ces deux relations permettent de calculer la même chose, c'est à dire  $n(\text{CO}_2)$  donc nous avons :

$$P \cdot V / R \cdot T = V / V_m \quad \text{d'où} \quad \mathbf{V_m = R \cdot T / P}$$

Le volume molaire d'un gaz a une température et une pression données est égale au rapport du produit de la constante des gaz parfaits R et de la température du gaz par la pression du gaz.

Remarque : attention à l'harmonisation des unités car  $V_m$  est en  $\text{L} \cdot \text{mol}^{-1}$  et R en  $\text{Pa} \cdot \text{m}^3 \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$

4) Calcul de la masse de l'échantillon gazeux

La relation entre cette masse et la quantité de matière est donnée par :

$$n(\text{CO}_2) = m(\text{CO}_2) / M(\text{CO}_2) \text{ d'où}$$

$$\mathbf{m(\text{CO}_2) = n(\text{CO}_2) \times M(\text{CO}_2)}$$

$$\text{A.N : } m(\text{CO}_2) = 5,58 \times 44,0 = \underline{2,46 \cdot 10^2 \text{ g}}$$

La masse de l'échantillon gazeux de dioxyde de carbone est  $2,46 \cdot 10^2 \text{ g}$