

Chimie :
Etude de la matière

Présentation de **Ryan BOUCHOU**

1. Notions générales
2. Évolution d'un système chimique
3. Équilibres d'oxydoréduction

1. Notions générales

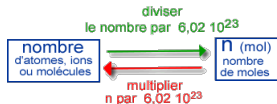
2. Évolution d'un système chimique

3. Équilibres d'oxydoréduction

Quantifier la matière

Les quantités de matières sont exprimées en **moles**.

$$1 \text{ mole} = \underbrace{6,023 \cdot 10^{23}}_{\mathcal{N}_A} \text{ entités}$$



Quantifier la matière

Les quantités de matières sont exprimées en **moles**.

$$1 \text{ mole} = \underbrace{6,023 \cdot 10^{23}}_{\mathcal{N}_A} \text{ entités}$$



La quantité de matière se définit comme suit :

$$n = \frac{m}{M}, \text{ où } \begin{cases} m & \text{masse en } g \\ M & \text{masse molaire en } g \cdot \text{mol}^{-1} \end{cases}$$

Remarque : Peut importe l'état de l'échantillon.

Masse molaire

Définition

La masse molaire moléculaire est la somme des masses molaires atomiques.

Masse molaire

Définition

La masse molaire moléculaire est la somme des masses molaires atomiques.

Si on considère une molécule de méthane, on a :

$$\begin{aligned}M(CH_4) &= M(C) + 4 * M(H) \\&= 12,01 + 4 * 1,008 \\&= 16,04 \text{ g.mol}^{-1}\end{aligned}$$

On retrouve les masses molaires atomiques dans la classification périodique

Les autres relations

Masse volumique	Densité
$\rho = \frac{m}{V}$, où $\begin{cases} m & \text{masse en Kg} \\ V & \text{volume en } m^3 \end{cases}$	$d = \frac{\rho}{\rho_{eau}}$, où ρ m. volumique en $Kg.m^{-3}$
Qte de matière	Concentration molaire
$n = \frac{\rho * V}{M}$	$[X] = \frac{n_X}{V}$, où $\begin{cases} n_X & \text{qte de mat. de X en mol} \\ V & \text{volume de la solution en L} \\ [X] & \text{en mol.L}^{-1} \end{cases}$
Relation entre c et c_m	Concentration massique
$c_m = n * M$	$c_m = \frac{m}{V}$, où $\begin{cases} m & \text{masse de X en g} \\ V & \text{volume de la solution en L} \\ c_m & \text{en g.L}^{-1} \end{cases}$

Remarque : $1 \text{ mol.l}^{-1} = 1\,000 \text{ mol.m}^{-3}$

1. Notions générales

2. Évolution d'un système chimique

Nombres stoechiométrique

Avancement

Bilan

3. Équilibres d'oxydoréduction

Caractéristiques d'une réaction

On s'intéresse ici à l'évolution des composants d'une réaction chimique.

Caractéristiques d'une réaction

On s'intéresse ici à l'évolution des composants d'une réaction chimique.

Définitions

1. **Réactif** : On appelle réactif une espèce chimique présente à l'état initial, vouée à être consommée.
2. **Produit** : Espèce chimique formée au cours de la réaction à partir des réactifs.

Caractéristiques d'une réaction

On s'intéresse ici à l'évolution des composants d'une réaction chimique.

Définitions

1. **Réactif** : On appelle réactif une espèce chimique présente à l'état initial, vouée à être consommée.
2. **Produit** : Espèce chimique formée au cours de la réaction à partir des réactifs.

Lors d'une transformation chimique, on quantifie l'évolution du système par **l'évolution des quantités de matières des espèces chimiques**.

Caractéristiques d'une réaction

On s'intéresse ici à l'évolution des composants d'une réaction chimique.

Définitions

1. **Réactif** : On appelle réactif une espèce chimique présente à l'état initial, vouée à être consommée.
2. **Produit** : Espèce chimique formée au cours de la réaction à partir des réactifs.

Lors d'une transformation chimique, on quantifie l'évolution du système par **l'évolution des quantités de matières des espèces chimiques**.

- La quantité de matière des réactifs diminue.
- La quantité de matière des produits augmente.

Loi fondamentale

Principe de Lavoisier

Au cours d'une réaction chimique, la masse se conserve. De fait, la conservation de la matière implique :

- conservation du nombre d'atomes de chaque élément chimique ;
- conservation de la charge globale.

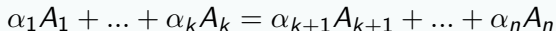
En conséquence de quoi, la réaction est modélisée par une équation de conservation qui met en jeu les réactifs et les produits.

Coefficients stoechiométriques

Les **coefficients stoechiométriques** permettent d'équilibrer les espèces chimiques de la réaction. Ils indiquent donc leurs proportions.

Notation

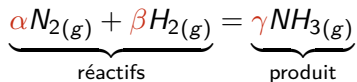
De façon générale, une équation réactionnelle suivra la notation forme suivante :



où les α_i sont les c.s et A_i les espèces chimiques.

Exemple

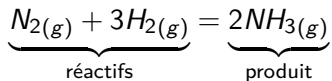
Considérons une transformation chimique :



Déterminer les nombres stoechiométriques.

Exemple

Considérons une transformation chimique :



Méthode

Pour équilibrer une équation chimique, on procède comme suit :

- De tête, lorsque l'équation est simple
- algébriquement, lorsque ça n'est pas évident.

Méthode

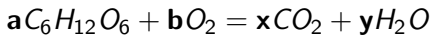
Pour équilibrer une équation chimique, on procède comme suit :

1. On identifie dans l'énoncé les différentes espèces et leur rôle.
2. On pose l'équation chimique : $C_6H_{12}O_6 + O_2 = CO_2 + H_2O$

Méthode

Pour équilibrer une équation chimique, on procède comme suit :

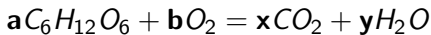
1. On identifie dans l'énoncé les différentes espèces et leur rôle.
2. On pose l'équation chimique : $C_6H_{12}O_6 + O_2 = CO_2 + H_2O$
3. On porte une variable algébrique sur chaque réactif ou produit :



Méthode

Pour équilibrer une équation chimique, on procède comme suit :

1. On identifie dans l'énoncé les différentes espèces et leur rôle.
2. On pose l'équation chimique : $C_6H_{12}O_6 + O_2 = CO_2 + H_2O$
3. On porte une variable algébrique sur chaque réactif ou produit :



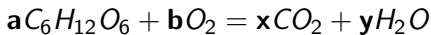
4. On exprime le nombre d'atomes de nature différente :

$$\left\{ \begin{array}{l} C : 6a = x \\ H : 12a = 2y \\ O : 6a + 2b = 2x + y \end{array} \right.$$

Méthode

Pour équilibrer une équation chimique, on procède comme suit :

1. On identifie dans l'énoncé les différentes espèces et leur rôle.
2. On pose l'équation chimique : $C_6H_{12}O_6 + O_2 = CO_2 + H_2O$
3. On porte une variable algébrique sur chaque réactif ou produit :



4. On exprime le nombre d'atomes de nature différente :

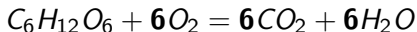
$$\left\{ \begin{array}{l} C : 6a = x \\ H : 12a = 2y \\ O : 6a + 2b = 2x + y \end{array} \right.$$

5. On pose une valeur arbitraire pour une des variables, ce qui permettra de résoudre le système d'équations.

Méthode

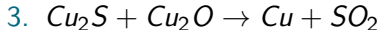
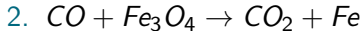
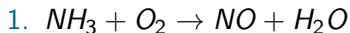
Remarque : Si on obtient des coefficients fractionnaires, on détermine un dénominateur commun et on multiplie chacun des coefficients par celui-ci.

Ici, en posant **a=1**, on obtient :



Exercice

Équilibrer les équations suivantes :

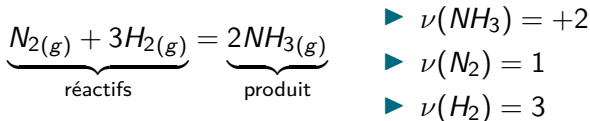


Nb. sto. algébriques

Les **coefficients stoechiométriques algébriques**, notés ν_i , des différentes espèces chimiques A_i intervenant dans la réaction sont :

$$\nu_i = \begin{cases} -\alpha_i & \text{si } A_i \text{ est un réactif} \\ \alpha_i & \text{si } A_i \text{ est un produit} \end{cases}$$

Dans le cas précédent, on aurait :



Avancement

Lorsque les réactifs sont tous épuisés, on dit que que **la réaction est totale**. Dans ce cas, les éléments sont en **conditions stoechiométriques**

$$\forall i, j \in [1..n]^2, \frac{[A_i]}{\alpha_i} = \frac{[A_j]}{\alpha_j}$$

Avancement

Lorsque les réactifs sont tous épuisés, on dit que **la réaction est totale**. Dans ce cas, les éléments sont en **conditions stoechiométriques**

$$\forall i, j \in [1..n]^2, \frac{[A_i]}{\alpha_i} = \frac{[A_j]}{\alpha_j}$$

Dans le cas contraire, il est nécessaire d'introduire ξ , **l'avancement de la réaction**, (*aussi noté x*), qui permet de quantifier en mol la quantité de matière consommée par un réactif ayant un coef. sto. égal à 1.

Avancement

Lorsque les réactifs sont tous épuisés, on dit que **la réaction est totale**. Dans ce cas, les éléments sont en **conditions stoechiométriques**

$$\forall i, j \in [1..n]^2, \frac{[A_i]}{\alpha_i} = \frac{[A_j]}{\alpha_j}$$

Dans le cas contraire, il est nécessaire d'introduire ξ , **l'avancement de la réaction**, (*aussi noté x*), qui permet de quantifier en mol la quantité de matière consommée par un réactif ayant un coef. sto. égal à 1.

Ainsi, au début de la réaction : $\xi(0) = 0$, et il est relié de façon générale au nombre de moles $n_i(t)$ à l'instant t de l'espèce chimique A_i par :

$$n_i(t) = n_i(0) + \nu_i * \xi(t) \quad (1)$$

Exemple

Considérons la réaction : $N_{2(g)} + 3H_{2(g)} = 2NH_{3(g)}$ en supposant qu'à l'état initial, on a une quantité n_0 d'azote et qu'aucun des produit n'est présent.

Exemple

Considérons la réaction : $N_{2(g)} + 3H_{2(g)} = 2NH_{3(g)}$ en supposant qu'à l'état initial, on a une quantité n_0 d'azote et qu'aucun des produit n'est présent.

	$N_{2(g)}$	$H_{2(g)}$	$NH_{3(g)}$
$t = 0$	n_0	0	0
$t > 0$	$n_0 - \xi(t)$	$3\xi(t)$	$2\xi(t)$

Table – Tableau d'avancement

Exemple

Considérons la réaction : $N_{2(g)} + 3H_{2(g)} = 2NH_{3(g)}$ en supposant qu'à l'état initial, on a une quantité n_0 d'azote et qu'aucun des produit n'est présent.

	$N_{2(g)}$	$H_{2(g)}$	$NH_{3(g)}$
$t = 0$	n_0	0	0
$t > 0$	$n_0 - \xi(t)$	$3\xi(t)$	$2\xi(t)$

Table – Tableau d'avancement

De fait, si on s'intéresse à n_{N_2} au cours du temps, on a bien :

$$n_{N_2}(t) = n_{N_2}(0) + \nu_{N_2} * \xi(t) \quad (2)$$

$$= n_{N_2}(0) + (-1) * \xi(t) \quad (3)$$

Remarque : Dans (2), on utilise la formule générale (1)

Avancement maximal

Caractérisation

Valeur maximale de ξ , que l'on peut noter ξ_{max} . On la calcule en imposant que les quantités de matière de tous les réactifs soient positives ou nulles.

Avancement maximal

Caractérisation

Valeur maximale de ξ , que l'on peut noter ξ_{max} . On la calcule en imposant que les quantités de matière de tous les réactifs soient positives ou nulles.

Exemple : Considérons la réaction $C_3H_{8(g)} + 5O_{2(g)} = 3CO_{2(g)} + 4H_2O_{(l)}$ et notons n_1, n_2 les quantités de matières de respectivement C_3H_8 et O_2 .

Avancement maximal

Caractérisation

Valeur maximale de ξ , que l'on peut noter ξ_{max} . On la calcule en imposant que les quantités de matière de tous les réactifs soient positives ou nulles.

Exemple : Considérons la réaction $C_3H_{8(g)} + 5O_{2(g)} = 3CO_{2(g)} + 4H_2O_{(l)}$ et notons n_1, n_2 les quantités de matières de respectivement C_3H_8 et O_2 . Par définition,

$$n_1 - \xi \geq 0 \text{ et } n_2 - 5\xi \geq 0$$

Avancement maximal

Caractérisation

Valeur maximale de ξ , que l'on peut noter ξ_{max} . On la calcule en imposant que les quantités de matière de tous les réactifs soient positives ou nulles.

Exemple : Considérons la réaction $C_3H_{8(g)} + 5O_{2(g)} = 3CO_{2(g)} + 4H_2O_{(l)}$ et notons n_1, n_2 les quantités de matières de respectivement C_3H_8 et O_2 . Par définition,

$$n_1 - \xi \geq 0 \text{ et } n_2 - 5\xi \geq 0$$

donc

$$\xi \leq n_1 \text{ et } \xi \leq \frac{n_2}{5}$$

Avancement maximal

Caractérisation

Valeur maximale de ξ , que l'on peut noter ξ_{max} . On la calcule en imposant que les quantités de matière de tous les réactifs soient positives ou nulles.

Exemple : Considérons la réaction $C_3H_{8(g)} + 5O_{2(g)} = 3CO_{2(g)} + 4H_2O_{(l)}$ et notons n_1, n_2 les quantités de matières de respectivement C_3H_8 et O_2 . Par définition,

$$n_1 - \xi \geq 0 \text{ et } n_2 - 5\xi \geq 0$$

donc

$$\xi \leq n_1 \text{ et } \xi \leq \frac{n_2}{5}$$

Dans ce cas on peut poser $\xi_{max} = \min\{n_1, \frac{n_2}{5}\}$; et donc,

$$\forall t, 0 \leq \xi(t) \leq \xi_{max}$$

Avancement final

Lorsque **la transformation chimique est terminée**, les quantités de matière n'évoluent plus et ξ prend sa valeur finale ξ_f : c'est l'**avancement final**.

Avancement final

Lorsque **la transformation chimique est terminée**, les quantités de matière n'évoluent plus et ξ prend sa valeur finale ξ_f : c'est l'**avancement final**.

On distingue alors deux types de réactions :

1. Les **réactions totales** ($\xi_f = \xi_{max}$)

Dans ce cas, la réaction se poursuit jusqu'à la disparition d'un des réactifs, appelé *réactif limitant*. La transformation chimique se note à l'aide d'une flèche \rightarrow pour indiquer qu'elle est totale.

Avancement final

Lorsque **la transformation chimique est terminée**, les quantités de matière n'évoluent plus et ξ prend sa valeur finale ξ_f : c'est l'**avancement final**.

On distingue alors deux types de réactions :

1. Les **réactions totales** ($\xi_f = \xi_{max}$)

Dans ce cas, la réaction est se poursuit jusqu'à la disparition d'un des réactifs, appelé *réactif limitant*. La transformation chimique se note à l'aide d'une flèche \rightarrow pour indiquer qu'elle est totale.

2. Les **réactions limitées** ($\xi_f < \xi_{max}$)

Dans ce cas, la réaction aboutit à un état final où coexistent tous les réactifs et les produits. On dit qu'il y a équilibre chimique.

- ▶ Les quantités initiales ne dépendent pas des coefficients stoechiométriques.
- ▶ Le tableau d'avancement permet de suivre l'évolution système, mais surtout de connaître l'état final.

	A_1 (réactif)	...	A_n (produit)
$t = 0$	$n_{1initial}$...	$n_{ninitial}$
t_{final}	$n_{1initial} - \alpha_1 \xi_{max}$...	$n_{ninitial} + \alpha_n \xi_{max}$

Table – Tableau d'avancement

- ▶ Si la réaction est totale, les espèces chimiques sont en conditions stoechiométriques.

Exercice

CO en partie par million (ppm)	CO dans l'air (% volumique)	Symptôme lors d'une exposition
0,2	0,0002	Aucun symptôme (taux habituel dans l'air)
400	0,04	Maux de tête intenses, danger de mort après 3 heures
1 600	0,16	Symptômes sévères après 20 min, décès dans l'heure
12 800	1,28	Perte de connaissance immédiate, décès en 1 à 3 min

La combustion des hydrocarbures (automobiles, usines, etc.) est souvent incomplète, c'est-à-dire qu'elle s'accompagne de la formation de monoxyde de carbone CO, substance toxique voire mortelle. On brûle 1,00 kg de carbone dans une cuve fermée remplie d'air d'un volume de 100 m³.

1. Retrouver l'équation bilan correspondant à la combustion incomplète du carbone.
2. Dresser le tableau d'avancement correspondant en supposant le dioxygène en excès. Compléter les deux premières lignes.
3. Calculer l'avancement maximal x_{\max} . En déduire la quantité de monoxyde de carbone formé.
4. L'atmosphère de la cuve constitue-t-elle (à 20 °C, 1 bar) un risque potentiel ?

Figure – Exercice - LLS

1. Notions générales
2. Évolution d'un système chimique
3. Équilibres d'oxydoréduction
Demi-équation

Couple Redox

Définitions

- **Oxydant** : Espèce chimique susceptible de capter un ou plusieurs électrons.
- **Réducteur** : Espèce chimique susceptible de céder un ou plusieurs électrons.

Couple Redox

Définitions

- **Oxydant** : Espèce chimique susceptible de capter un ou plusieurs électrons.
- **Réducteur** : Espèce chimique susceptible de céder un ou plusieurs électrons.

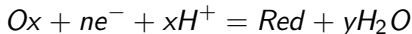
Tout naturellement, un oxydant ayant capté des électrons, est à son tour un réducteur et réciproquement.

Couple Redox

Définitions

- **Oxydant** : Espèce chimique susceptible de capter un ou plusieurs électrons.
- **Réducteur** : Espèce chimique susceptible de céder un ou plusieurs électrons.

Tout naturellement, un oxydant ayant capté des électrons, est à son tour un réducteur et réciproquement. De fait, il est possible d'établir des couples Red/Ox liés par une demi-équation électronique :



Ou dans les cas les plus simples : $Ox + ne^{-} = Red$

Réaction d'oxydoréduction

Une réaction d'oxydoréduction est un transfert d'électrons entre deux espèces chimiques.

Un oxydant est *réduit* lorsqu'il capte des électrons ; et un réducteur est *oxydé* lorsqu'il en cède.

Méthode - En milieu acide

1. Écrire la demi-équation $Ox + ne^- = Red$

Méthode - En milieu acide

1. Écrire la demi-équation $Ox + ne^{-} = Red$
2. Ajuster les nombres stoechiométrique pour assurer la conservation des éléments autres que O et H

Méthode - En milieu acide

1. Écrire la demi-équation $Ox + ne^{-} = Red$
2. Ajuster les nombres stoechiométrique pour assurer la conservation des éléments autres que O et H
3. Assurer la conservation de l'oxygène en ajoutant des molécules d'eau

Méthode - En milieu acide

1. Écrire la demi-équation $Ox + ne^- = Red$
2. Ajuster les nombres stoechiométrique pour assurer la conservation des éléments autres que O et H
3. Assurer la conservation de l'oxygène en ajoutant des molécules d'eau
4. Assurer la conservation de l'hydrogène à l'aide de protons (ions H^+)

Méthode - En milieu acide

1. Écrire la demi-équation $Ox + ne^{-} = Red$
2. Ajuster les nombres stoechiométrique pour assurer la conservation des éléments autres que O et H
3. Assurer la conservation de l'oxygène en ajoutant des molécules d'eau
4. Assurer la conservation de l'hydrogène à l'aide de protons (ions H^{+})
5. Assurer la conservation de la charge avec des électrons

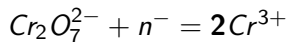
Exemple - En milieu acide

Considérons le couple $Cr_2O_7^{2-} / Cr^{3+}$

Exemple - En milieu acide

Considérons le couple $Cr_2O_7^{2-}/Cr^{3+}$

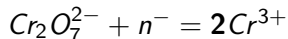
1. Conservation du chrome :



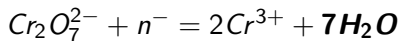
Exemple - En milieu acide

Considérons le couple $Cr_2O_7^{2-}/Cr^{3+}$

1. Conservation du chrome :



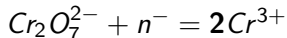
2. Conservation de l'oxygène :



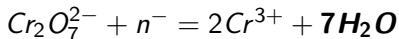
Exemple - En milieu acide

Considérons le couple $Cr_2O_7^{2-}/Cr^{3+}$

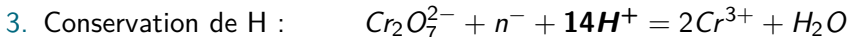
1. Conservation du chrome :



2. Conservation de l'oxygène :



3. Conservation de H :



Exemple - En milieu acide

Considérons le couple $Cr_2O_7^{2-} / Cr^{3+}$

1. Conservation du chrome : $Cr_2O_7^{2-} + n^- = 2Cr^{3+}$
2. Conservation de l'oxygène : $Cr_2O_7^{2-} + n^- = 2Cr^{3+} + 7H_2O$
3. Conservation de H : $Cr_2O_7^{2-} + n^- + 14H^+ = 2Cr^{3+} + H_2O$
4. Conservation de la charge : $Cr_2O_7^{2-} + 6^- + 14H^+ = 2Cr^{3+} + H_2O$

Méthode - En milieu basique

1. Établir la demi-équation en milieu acide

Méthode - En milieu basique

1. Établir la demi-équation en milieu acide
2. Ajouter aux deux membres de la demi-équ. autant d'ions HO^- qu'il y a de protons

Méthode - En milieu basique

1. Établir la demi-équation en milieu acide
2. Ajouter aux deux membres de la demi-équ. autant d'ions HO^- qu'il y a de protons
3. Remplacer les $H^+ + HO^-$ par des molécules d'eau

Méthode - En milieu basique

1. Établir la demi-équation en milieu acide
2. Ajouter aux deux membres de la demi-équ. autant d'ions HO^- qu'il y a de protons
3. Remplacer les $H^+ + HO^-$ par des molécules d'eau
4. Simplifier au besoin

Établir l'équation de réaction

1. Établir les couples mis en jeu et écrire les deux demis-équations
2. Combiner linéairement les deux équations afin qu'il ne reste plus d'électrons

Exercice

Établir les demis-équations électroniques des couples suivant en milieu acide :

1. Fe^{3+}/Fe^{2+}
2. IO_3^-/I^-
3. MnO_4^-/Mn^{2+}
4. $Fe(CN)_6^{3+}/Fe^{2+}$
5. Hg_2Cl_2/Hg_s

Établir les demis-équations électroniques des couples suivant en milieu basique :

1. MnO_4^-/Mn^{2+}
2. $Al(OH)_4^-/Al$

Exercice

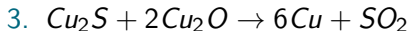
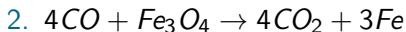
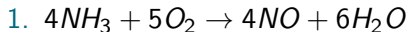
Georges Leclanché a été un des précurseurs des piles en proposant en 1868 une pile saline zinc/dioxyde de manganèse. De nombreux autres types de piles électrochimiques ont depuis été inventés, comme la pile alcaline. La différence entre la pile saline et la pile alcaline réside dans l'électrolyte (corps entre les électrodes). Ainsi, il peut exister des piles zinc Zn/dioxyde de manganèse MnO_2 salines et alcalines. Celles-ci mettent en jeu les couples $\text{ZnO(s)}/\text{Zn(s)}$ et $\text{MnO}_2(\text{s})/\text{Mn}_2\text{O}_3(\text{s})$ en milieu basique.

1. Écrire les demi-équations des couples $\text{ZnO(s)}/\text{Zn(s)}$ et $\text{MnO}_2(\text{s})/\text{Mn}_2\text{O}_3(\text{s})$.
2. En déduire l'équation de la réaction.

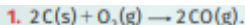
Figure – Exo - LLS

Exercice

Correction Nombres stoechiométrique



Exercice 1



2.

en mole	2 C(s)	+	O ₂ (g)	→	2 CO(g)
État initial	83,3*		Excès		0
État intermédiaire	83,3 - 2x		Excès		2x
État final	83,3 - 2x _{max} = 0		Excès		2x _{max}

$$*: n_0(\text{C}) = \frac{m(\text{C})}{M(\text{C})} = \frac{1,00 \times 10^3}{12,0} = 83,3 \text{ mol.}$$

3. En complétant la dernière ligne du tableau (EF), on en déduit

$$x_{\text{max}} = \frac{83,3}{2} = 41,7 \text{ mol. Il s'est donc formé } 2x_{\text{max}} = 83,3 \text{ mol de CO.}$$

4. Le volume occupé par une mole de gaz vaut 24,0 L (données). Par conséquent, $V_{\text{CO}} = V_m \cdot n = 24,0 \times 83,3 = 2,00 \times 10^3 \text{ L}$. Le volume d'air étant de $100 \text{ m}^3 = 100 \times 10^3 \text{ L}$, le pourcentage de CO vaut :

$$p = \left(\frac{2,00 \times 10^3}{100 \times 10^3} \right) \times 100 = 2,00 \%. \text{ Décès inévitable } (> 1,28 \%).$$

Figure – Cor. LLS