

1<sup>e</sup> Spécialité Physique Chimie

## CHAPITRE 2

# SUIVI ET MODÉLISATION D'UN SYSTÈME CHIMIQUE

## EXERCICES

Wulfran Fortin

## Liste des exercices

## 1 Réactions d'oxydoréduction

Exercice 1

Exercice 2

Exercice 3

Exercice 4

Exercice 5

Exercice 6

Exercice 7

Exercice 8

Exercice 9

Exercice 10

Exercice 11

## 2 Tableau d'avancement

Exercice 1

Exercice 2

Exercice 3

Exercice 4

Exercice 5

Exercice 6

Exercice 7

Exercice 8

Exercice 9

Exercice 10

Exercice 11

Exercice 12

Exercice 13

Exercice 14

Exercice 15

Exercice 16

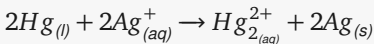
# 1 Réactions d'oxydoréduction

## Exercice 1

### Énoncé

D'après Belin 2019.

Le mercure réagit avec les ions argent suivant une transformation modélisée par une réaction d'oxydoréduction dont l'équation ajustée est



- a.** Définir les termes *oxydant* et *réducteur*.
- b.** Identifier les espèces oxydées et les espèces réduites.
- c.** Donner les couples oxydant/réducteur mis en jeu.

## Correction

- a.** Un oxydant est une espèce capable de capturer des électrons. Un réducteur est une espèce capable de libérer des électrons.
- b.** Le cation ion argent devient le métal argent après avoir capturé un électron, il a été réduit. Le métal mercure devient un cation, car il a libéré des électrons, il est oxydé.
- c.** Les couples oxydoréducteurs mis en jeu sont  $Ag^+ / Ag$  et  $Hg_2^{2+} / Hg$ .

## Exercice 2

### Énoncé

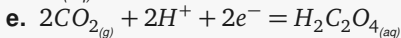
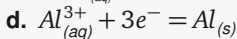
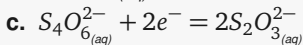
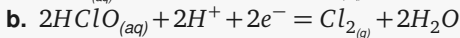
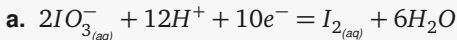
D'après Belin 2019.

Établir les demi-équations des couples oxydant/réducteur suivants

- a.  $IO_3^- / I_2$
- b.  $HClO / Cl_2$
- c.  $S_4O_6^{2-} / S_2O_3^{2-}$
- d.  $Al^{3+} / Al$
- e.  $CO_2 / H_2C_2O_4$



## Correction



## Exercice 3

### Énoncé

D'après Belin 2019.

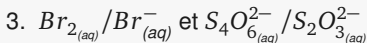
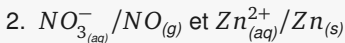
**a.** Établir l'équation de la réaction entre

1. le diiode  $I_{2(aq)}$  et le dioxyde de soufre  $SO_{2(aq)}$
2. les ions nitrates  $NO_{3(aq)}^-$  et le zinc métallique  $Zn_{(s)}$
3. le dibrome  $Br_{2(aq)}$  et les ions thiosulfates  $S_2O_{3(aq)}^{2-}$
4. le nickel  $Ni_{(s)}$  et les ions cadmium  $Cd_{2(aq)}^{2+}$

**b.** Indiquer à chaque fois les espèces chimiques qui sont réduites ou oxydées.

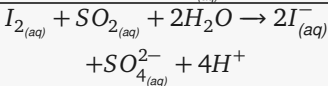
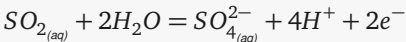
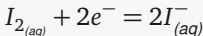
*Couples oxydant/réducteurs mis en présence*

1.  $I_{2(aq)} / I_{(aq)}^-$  et  $SO_{4(aq)}^{2-} / SO_{2(aq)}$



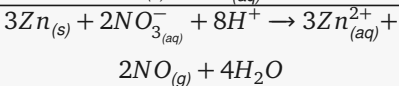
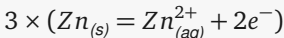
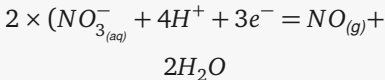
## Correction

1.



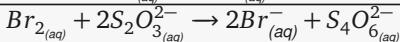
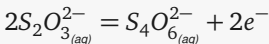
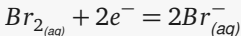
$I_{2(aq)}$  est réduit,  $SO_{2(aq)}$  est oxydé.

2.



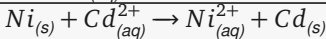
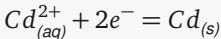
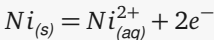
$Zn_{(s)}$  est oxydé,  $NO_{3(aq)}^-$  est réduit.

3.



$\text{Br}_{2(aq)}$  est réduit,  $\text{S}_2\text{O}_3^{2-}_{(aq)}$  est oxydé.

4.



$\text{Ni}_{(s)}$  est oxydé,  $\text{Cd}^{2+}_{(aq)}$  est réduit.

## Exercice 4

### Énoncé

D'après Bordas 2019.

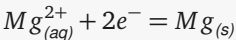
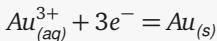
Les ions or  $Au_{(aq)}^{3+}$  réagissent avec le magnésium  $Mg_{(s)}$  pour donner un dépôt d'or métallique et des ions magnésium  $Mg_{(aq)}^{2+}$ .

- Quels sont les couples oxydant/réducteur mis en jeu ?
- Écrire les demi-équations électroniques d'oxydoréduction.
- En déduire l'équation de la réaction.
- Identifier le réactif oxydé et le réactif réduit.

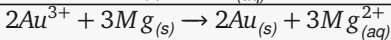
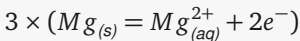
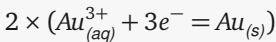
## Correction

a.  $Au_{(aq)}^{3+}/Au_{(s)}$  et  $Mg_{(aq)}^{2+}/Mg_{(s)}$

b.



c.



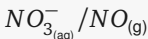
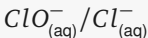
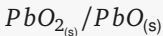
d. L'ion  $Au_{(aq)}^{3+}$  est réduit,  $Mg_{(s)}$  est oxydé.

## Exercice 5

## Énoncé

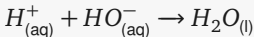
D'après Bordas 2019.

Soient les couples oxydant/réducteur suivant



**a.** Écrire la demi-équation électronique d'oxydoréduction associée à chaque couple en milieu acide (avec des ions  $H_{(aq)}^+$ ).

En milieu basique, les ions hydrogènes  $H_{(aq)}^+$  n'existent pas car ils réagissent avec les ions hydroxyde  $HO_{(aq)}^-$  présents en solution, selon l'équation

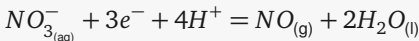
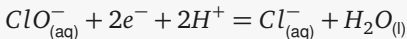
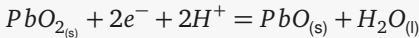




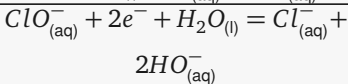
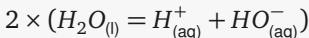
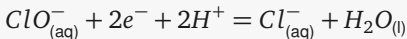
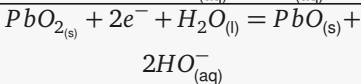
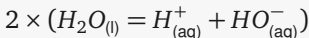
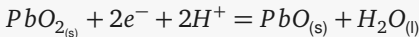
**b.** Réécrire les demi-équations électroniques d'oxydoréduction en les combinant avec l'équation ci-dessus afin que «disparaissent» les ions hydrogènes.

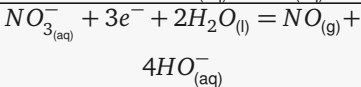
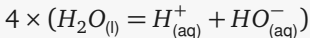
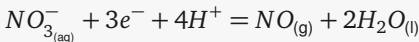
## Correction

a.



b.





## Exercice 6

### Énoncé

Les alchimistes décrivent l'arbre de Diane comme une végétation d'argent se déposant sur un tronc fait en cuivre. On souhaite fabriquer un arbre de Diane au laboratoire. Pour ce faire, on place un fil de cuivre dans un bécher contenant une solution de nitrate d'argent. On réalise l'expérience, et on prend en photos le système chimique dans son état initial et dans son état final. Dans l'état initial, la solution est incolore.

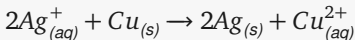
Après plusieurs heures, la solution se colore progressivement en bleu, et le fil de cuivre se recouvre d'un solide brillant déposé sous forme de «feuillage métallique», qui porte le nom d'«arbre de Diane».

**a.** Justifier qu'une transformation chimique a bien eu lieu.

**b.** Identifier les couples mis en jeu lors de la formation d'un arbre de Diane et écrire les

deux demi-équations correspondantes.

c. En déduire que l'équation de la réaction modélisant la formation de l'arbre de Diane s'écrit



## Données

Couples oxydant/réducteur

- couple ion argent/argent :  $Ag^+ / Ag_{(s)}$
- couple ion cuivre/cuivre :  $Cu^{2+} / Cu_{(s)}$

Couleurs des solutions aqueuses :

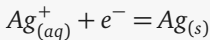
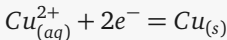
- les ions cuivre  $Cu_{(aq)}^{2+}$  donnent une couleur bleue aux solutions aqueuses
- les ions argent  $Ag_{(aq)}^+$  et les ions nitrate  $NO_3^-_{(aq)}$  sont incolores en solution aqueuse

## Correction

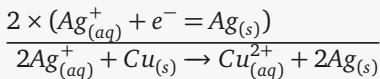
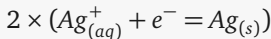
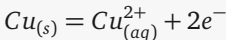
**a.** Il y a des espèces chimiques qui apparaissent (coloration bleue due aux ions  $Cu_{(aq)}^{2+}$  et le solide brillant dû au métal argent  $Ag_{(s)}$ ).

**b.** On a le couple  $Cu_{(aq)}^{2+}/Cu_{(s)}$ . Le cuivre métal au départ, puis  $Cu_{(aq)}^{2+}$  à la fin en solution.

On a les ions  $Ag_{(aq)}^+$  en solution qui se déposent sous forme métal argent  $Ag_{(s)}$ .



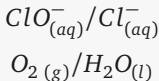
**c.** Les réactifs sont  $Ag^+$  et  $Cu$ , et ils échangent 2 électrons



## Exercice 7

### Énoncé

Industriellement, l'eau de Javel est obtenue par barbotage de dichlore gazeux  $Cl_2(g)$  dans une solution aqueuse d'hydroxyde de sodium  $Na^+_{(aq)} + HO^-_{(aq)}$ . L'ion hypochlorite  $ClO^-_{(aq)}$  en solution aqueuse est fortement oxydant et capable d'oxyder l'eau elle-même. On peut modéliser cette transformation à partir des deux couples oxydant-éducteur suivants



Cette transformation, plus ou moins lente en fonction de certains paramètres, impose une limite de durée d'utilisation aux eaux de Javel.

**a.** Établir l'équation de la réaction d'oxydo-réduction modélisant l'oxydation de l'eau

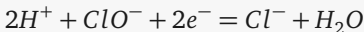
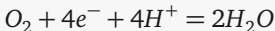
par les ions hypochlorite.

**b.** Justifier le rôle oxydant de l'ion hypochlorite.

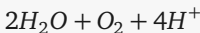
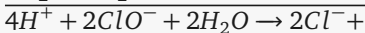
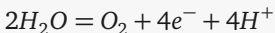
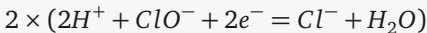


## Correction

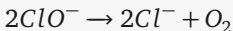
a.

pour  $ClO^-/Cl^-$ pour  $O_2/H_2O$ 

Les réactifs sont  $H_2O$  et  $ClO^-$  qui échantent  $4e^-$



et donc finalement



b. L'ion hypochlorite est oxydant car il capture des électrons.

## Exercice 8

### Énoncé

D'après Armand Colin 1982.

L'éthanol  $C_2H_5OH$  peut s'oxyder en éthanal  $CH_3CHO$ , et l'éthanal peut s'oxyder en acide acétique  $CH_3CO_2H$ .

**a.** Montrer que l'on peut définir deux couples rédox  $CH_3CHO/C_2H_5OH$  et

$CH_3CO_2H/CH_3CHO$  et écrire les demi équation rédox relatives à ces deux couples.

**b.** Écrire les réaction de l'ion  $MnO_4^-$  en milieu acide sur l'éthanol.

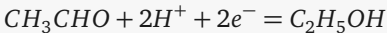
**c.** Écrire les réaction de l'ion  $MnO_4^-$  en milieu acide sur l'éthanal.

### Donnée

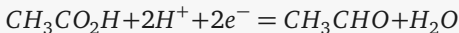
On rappelle le couple  $MnO_4^-/Mn^{2+}$ .

## Correction

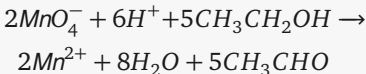
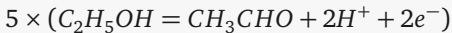
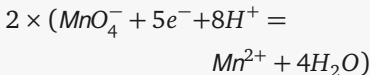
a. Pour le couple  $CH_3CHO/C_2H_5OH$



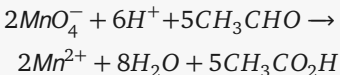
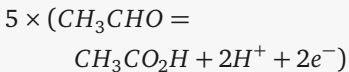
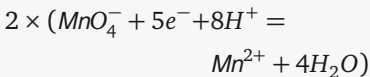
Pour le couple  $CH_3CO_2H/CH_3CHO$



b.



c.



## Exercice 9

### Énoncé

D'après Armand Colin 1982.

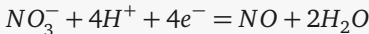
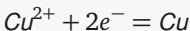
Une solution d'acide nitrique  $HNO_3$  contient des ions  $H^+$  et  $NO_3^-$ . L'ion nitrate  $NO_3^-$  est l'oxydant dans le couple  $NO_3^-/NO$ ,  $NO$  étant le monoxyde d'azote.

**a.** Écrire la demi réaction pour le couple  $NO_3^-/NO$ .

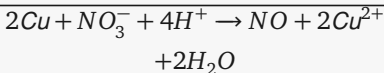
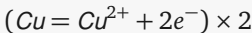
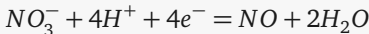
**b.** Le cuivre métallique  $Cu$  réagit avec l'acide nitrique pour donner des ions  $Cu^{2+}$ . Écrire l'équation d'oxydo réduction.

## Correction

a.

b. Pour le couple  $Cu^{2+}/Cu$ 

donc on a la réaction



## Exercice 10

### Énoncé

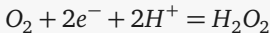
D'après Armand Colin 1982.

L'eau oxygénée  $H_2O_2$  est un réducteur dans le couple  $O_2/H_2O_2$  et un oxydant dans le couple  $H_2O_2/H_2O$ .

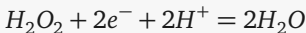
- a.** Écrire les deux demi équations relatives à ces deux couples.
- b.** Écrire l'équation d'oxydoréduction entre  $H_2O_2$  comme réducteur et  $H_2O_2$  comme oxydant.
- c.** Quels sont les produits de cette réaction ?

## Correction

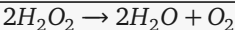
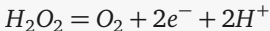
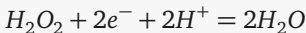
a. Pour le couple  $O_2/H_2O_2$



Pour le couple  $H_2O_2/H_2O$



b.



c. Les produits de la réaction sont de l'eau et du dioxygène. C'est une réaction très exothermique, qui est utilisée dans certains moteurs fusées : on injecte sous pression de l'eau oxygénée pure dans une tuyère où une grille en platine déclenche la réaction, ce qui génère un jet de vapeur d'eau très chaud à haute pression.



## Exercice 11

### Énoncé

D'après Armand Colin 1982.

On considère deux couples oxydo réducteur

—  $Cr_2O_7^{2-}/Cr^{3+}$  en milieu acide

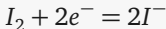
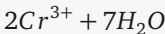
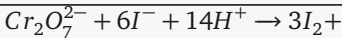
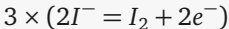
—  $I_2/I^-$

**a.** Écrire les demi équation redox des deux couples.

**b.** Il y a une réaction d'oxydoréduction entre  $I^-$  et  $Cr_2O_7^{2-}$ . Établir l'équation de cette réaction chimique.

## Correction

a.

b. Il y a un échange de  $6 e^-$ 

## 2 Tableau d'avancement

## Exercice 1

### Énoncé

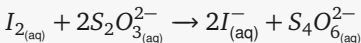
D'après Belin 2019.

L'équation de la réaction entre

$2.5 \times 10^{-3} \text{ mol}$  de diiode  $I_{2(\text{aq})}$  et

$4.0 \times 10^{-3} \text{ mol}$  d'ions thiosulfates

$S_2O_{3(\text{aq})}^{2-}$  est



**a.** Construire le tableau d'avancement associé.

**b.** Préciser si le mélange initial est stœchiométrique.

## Correction

- a.** Voir tableau 1.
- b.** Il reste du diiode, donc le mélange n'était pas stœchiométrique.

Équation chimique		$I_{2(aq)} + 2S_2O_3^{2-} \rightarrow 2I_{(aq)}^- + S_4O_6^{2-}$			
État sys.	Avanc. $x$ $\times 10^{-3} \text{ mol}$	Quantité de matière $\times 10^{-3} \text{ mol}$			
Init.	$x = 0$	2.5	4.0	0.0	0.0
Inter.	$x$	2.5 - $1 \times x$	4.5 - $2 \times x$	0.0 + $2 \times x$	0.0 + $1 \times x$
Final	$x_{max} = 2.0$	0.5	0.0	4.0	2.0

Table 1

## Exercice 2

### Énoncé

D'après Belin 2019.

Les ions peroxodisulfate  $S_2O_8^{2-}_{(aq)}$  réagissent en solution aqueuse avec les ions iodures  $I^-_{(aq)}$  pour former des ions sulfates  $SO_4^{2-}_{(aq)}$  et du diiode  $I_{2(aq)}$  qui est la seule espèce colorée de la réaction. Le mélange réactionnel est dessiné à différents instants de la transformation (figure 1).

a. Recopier et compléter le tableau d'avan-

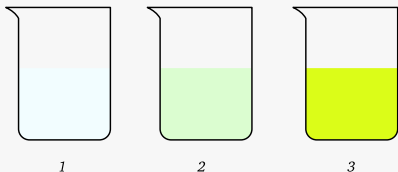


Figure 1

cement 2.

**b.** Calculer les quantités de matière des différentes espèces lorsque  $x = 0.7 \text{ mmol}$ ,  $x = 1.2 \text{ mmol}$  et  $x = 2.0 \text{ mmol}$ .

**c.** Associer les dessins 1, 2 et 3 de la figure 1 aux trois valeurs de  $x$  de la question **b** en expliquant votre raisonnement.



Équation chimique		$2I^- + S_2O_8^{2-} \rightarrow I_2 + 2SO_4^{2-}$			
État sys.	Avanc. $x$ $mmol$	Quantité de matière $mmol$			
Init.	$x = 0$	7.0	3.2	0.0	0.0
Inter.	$x$	...	...	...	...
Final	$x_{max}$	...	...	...	...

Table 2

## Correction

**a.** Voir le tableau d'avancement 3.

**b.** Pour  $x = 0.7 \text{ mmol}$ , la ligne du tableau serait  $5.6 \text{ mmol}$ ,  $2.5 \text{ mmol}$ ,  $0.7 \text{ mmol}$  et  $1.4 \text{ mmol}$ .

Pour  $x = 1.2 \text{ mmol}$ , la ligne du tableau serait  $4.6 \text{ mmol}$ ,  $2.0 \text{ mmol}$ ,  $1.2 \text{ mmol}$  et  $2.4 \text{ mmol}$ .

Pour  $x = 2.0 \text{ mmol}$ , la ligne du tableau serait  $3.0 \text{ mmol}$ ,  $1.2 \text{ mmol}$ ,  $2.0 \text{ mmol}$  et  $4.0 \text{ mmol}$ .

**c.** Au fur et à mesure que la réaction avance, c'est à dire que  $x$  augmente, on fait croître la quantité de diiode dans le bécher, le diiode est la seule espèce colorée.

Donc l'ordre des instants est 1, 2 puis 3, la couleur jaune étant de plus en plus soutenue.

Équation chimique		$2I^- + S_2O_8^{2-} \rightarrow I_2 + 2SO_4^{2-}$			
État sys.	Avanc. $x$ $mmol$	Quantité de matière $mmol$			
Init.	$x = 0$	7.0	3.2	0.0	0.0
Inter.	$x$	$7.0 - 2x$	$3.2 - x$	$x$	$2x$
Final	$x_{max} = 3.2$	0.6	0.0	3.2	6.4

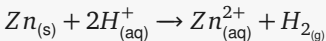
Table 3

## Exercice 3

### Énoncé

D'après Belin 2019.

Une solution d'acide chlorhydrique ( $H_{(aq)}^+ + Cl_{(aq)}^-$ ) est versée dans un bécher contenant  $0.02 \text{ mol}$  de zinc métallique. L'équation de la réaction est la suivante



Calculer la quantité de matière initiale  $n_i(H^+)$  nécessaire pour que le mélange soit stœchiométrique.

### Correction

Comme 1  $Zn$  réagit avec 2  $H^+$  alors  
0.02 mol de  $Zn$  réagissent, en proportion,  
avec

$$\frac{2.0 \times 2}{1} = 0.04 \text{ mol}$$

de  $H^+$ . Donc  $n_i(H^+) = 0.04 \text{ mol}$ .

## Exercice 4

### Énoncé

D'après Hatier 2019.

L'urée est une importante matière première pour l'industrie chimique : synthèse d'engrais, de plastiques, alimentation animale, réduction de polluants, etc. ...

Pour la synthétiser au laboratoire, on introduit une quantité

—  $n_1 = 1.0 \text{ mol}$  de dioxyde de carbone  $CO_2$

—  $n_2 = 2.0 \text{ mol}$  d'ammoniac  $NH_3$

On obtient

—  $n_3 = 0.39 \text{ mol}$  d'eau  $H_2O$

—  $n_4 = 0.39 \text{ mol}$  d'urée  $CON_2H_4$

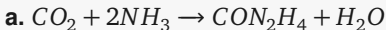
**a.** Écrire l'équation de la réaction qui se produit lors de ce mélange.

**b.** Établir un tableau d'avancement.

**c.** Déterminer l'avancement maximal  $x_{\max}$ .  
Comment peut-on qualifier le mélange initial ?

- d.** À partir de la description de l'état final, déterminer l'avancement final  $x_f$  de la réaction. Le comparer à l'avancement maximal et conclure.
- e.** Calculer la masse d'ammoniac finale  $m'_2$ .

## Correction



**b.** Voir tableau d'avancement 4.

**c.**  $x_{\max} = 1.0 \text{ mol}$ , on constate que les réactifs disparaissent en même temps, donc le mélange initial était en proportion stœchiométrique.

**d.** On constate que  $x_f = 0.39 \text{ mol} \leq x_{\max}$  donc la réaction n'est pas totale.

**e.** La quantité d'ammoniac finale sera  $n'_2 = 2.0 - 2.0x_f = 1.22 \text{ mol}$  et donc la masse sera

$$\begin{aligned} m'_2 &= n'_2 \times M(NH_3) \\ &= 1.22 \times 17.0 \\ &= 20.7 \text{ g} \end{aligned}$$



Équation chimique		$CO_2 + 2NH_3 \rightarrow CON_2H_4 + H_2O$			
État sys.	Avanc. $x$ <i>mol</i>	Quantité de matière <i>mol</i>			
Init.	$x = 0$	1.0	2.0	0.0	0.0
Inter.	$x$	$1.0 - x$	$2.0 - 2x$	$x$	$x$
Final	$x_{max} = 1.0$	0.0	0.0	1.0	1.0

Table 4

## Exercice 5

### Énoncé

D'après Hatier 2019.

On désire synthétiser l'acétate d'isoamyle qui est utilisé pour aromatiser à la banane des denrées alimentaires telles que des bonbons. Pour cela, on mélange

- $V_1 = 30 \text{ mL}$  d'acide éthanoïque  $C_2H_4O_2$
- $V_2 = 33 \text{ mL}$  d'alcool isoamylique  $C_5H_{12}O$

On obtient

- $n = 0.20 \text{ mol}$  d'acétate d'isoamyle  $C_7H_{14}O_2$
- $n' = 0.20 \text{ mol}$  d'eau

On précise également les masses volumiques suivantes

- $\rho_1 = 1.05 \text{ g.mL}^{-1}$  pour l'acide éthanoïque
- $\rho_2 = 0.81 \text{ g.mL}^{-1}$  pour l'alcool isoamylique

- 
- a.** Écrire l'équation de la réaction qui se produit lors de ce mélange.
- b.** Calculer les quantités de matière initiales de l'acide éthanoïque et d'alcool isoamylique que l'on notera respectivement  $n_1$  et  $n_2$ .
- c.** À l'aide d'un tableau d'avancement déterminer l'avancement maximal  $x_{\max}$  de la réaction.
- d.** À partir de la composition finale du mélange, déterminer l'avancement final  $x_{\text{final}}$  de la réaction.
- e.** La transformation est-elle totale ? Vous argumenterez votre réponse.

## Correction



**b.** Sachant que  $n_1 = \frac{m_1}{M_1}$  et que  $m_1 = \rho_1 \times V_1$  on peut écrire que

$$\begin{aligned} n_1 &= \frac{\rho_1 \times V_1}{M_1} \\ &= \frac{1.05 \times 30}{2 \times 12.0 + 4 \times 1.0 + 2 \times 16.0} \\ &= 0.525 \text{ mol} \end{aligned}$$

De la même manière

$$\begin{aligned} n_2 &= \frac{\rho_2 \times V_2}{M_2} \\ &= \frac{0.81 \times 33}{5 \times 12.0 + 12 \times 1.0 + 16.0} \\ &= 0.304 \text{ mol} \end{aligned}$$

**c.** Voir le tableau d'avancement 5.  $x_{\max} = 0.304 \text{ mol}$

**d.**  $x_f = n = n' = 0.20 \text{ mol}$ .

**e.** La transformation n'est pas totale car

$$x_f \leq x_{\max}$$

Équation chimique		$C_2H_4O_2 + C_5H_{12}O \rightarrow C_7H_{14}O_2 + H_2O$				
État sys.	Avanc. $x$ <i>mol</i>	Quantité de matière <i>mol</i>				
Init.	$x = 0$	0.525	0.304	0.0	0.0	0.0
Inter.	$x$	0.525 - $x$	0.304 - $x$	$x$	$x$	$x$
Final	$x_{max} =$ 0.304	0.221	0.0	0.304	0.304	0.304

Table 5

## Exercice 6

### Énoncé

D'après Nathan 2019.

Il se forme une quantité  $n_f = 2.0 \text{ mol}$  d'eau lorsque le mélange initial d'une pile à hydrogène contient une quantité  $n_{1_i} = 2.0 \text{ mol}$  de dihydrogène et une quantité  $n_{2_i} = 2.0 \text{ mol}$  de dioxygène. En déduire la composition finale du système.

### Correction

Voir tableau d'avancement 6. La dernière ligne donne la composition finale de la pile à combustible

Équation chimique		$2H_2 + O_2 \rightarrow 2H_2O$		
État sys.	Avanc. $x$ mol	Quantité de matière mol		
Init.	$x = 0$	2.0	2.0	0.0
Inter.	$x$	$2.0 - 2x$	$2 - x$	$2x$
Final	$x_{max} = 1.0$	0.0	1.0	2.0

Table 6

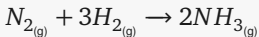


## Exercice 7

### Énoncé

D'après Nathan 2019.

L'ammoniac  $NH_3$  est un gaz dont les solutions aqueuses servent de nettoyant et désinfectant ménager. Sa synthèse consiste à réduire le diazote atmosphérique par du dihydrogène gazeux. L'équation de la réaction de synthèse peut s'écrire



Lorsque la transformation est réalisée à partir d'une quantité  $n_{1_i} = 1.00 \text{ mol}$  de diazote et d'une quantité  $n_{2_i}$  de dihydrogène, telle que le mélange des réactifs soit stœchiométrique, il reste  $n_{1_f} = 0.85 \text{ mol}$  de diazote à l'état final.

- Préciser la valeur  $n_{2_i}$ .
- Déterminer le caractère total ou non de la transformation.

### Correction

**a.** 1  $N_2$  réagit avec 3  $H_2$ , donc par proportion 1.00 mol  $N_2$  doit réagir avec 3.0 mol  $H_2$  et donc

$$n_{2_i} = 3.0 \text{ mol}$$

**b.** Si on est dans des proportions stœchiométriques les réactifs disparaissent en même temps. Ici on constate qu'il reste du diazote qui n'a pas réagi, la réaction est non totale.

## Exercice 8

### Énoncé

D'après Nathan 2019.

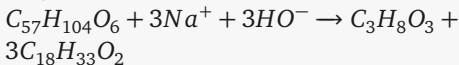
Le savon est le produit d'une réaction nommée saponification, réaction d'un corps gras comme l'oléine  $C_{57}H_{104}O_6$  avec l'eau en milieu basique.

Dans un ballon, on introduit

- $m = 15 \text{ g}$  d'oléine
- $V = 20 \text{ mL}$  d'une solution  $Na^+ + Cl^-$  de concentration  $c = 10 \text{ mol.L}^{-1}$
- quelques grains de pierre ponce

Le mélange réactionnel est chauffé à reflux pendant  $30 \text{ min}$ .

L'équation de réaction s'écrit



- Calculer les quantités initiales de réactifs.
- Construire le tableau d'avancement.
- Calculer l'avancement maximal et déter-

miner le réactif limitant.

**d.** Calculer la masse de savon  $C_{18}H_{33}O_2$  attendue si l'on considère la transformation totale.

## Correction

a. Pour l'oléine ;  $m = 15$  g de  $C_{57}H_{104}O_6$   
donc

$$\begin{aligned}n &= \frac{m}{M} \\ &= \frac{15}{57 \times 12.0 + 104 \times 1.0 + 6 \times 16.0} \\ &= 0.017 \text{ mol}\end{aligned}$$

Pour la solution basique  $HO^-$

$$n = c \times V = 10 \times 0.020 = 0.20 \text{ mol}$$

b. Voir le tableau d'avancement 7.

c. Le réactif limitant est l'oléine, et  $x_{\max} = 0.017 \text{ mol}$

d.  $m_{\text{sav.}} = 0.051 \times (18 \times 12.0 + 33 \times 1.0 + 2 \times 16.0 + 23.0) = 15.5 \text{ g}$

Équa. chim.		oléine + $3Na^+$ + $3HO^- \rightarrow C_3H_8O_3 + 3$ savon					
État sys.	Av. mol	Quantité de matière mol					
Init.	$x = 0$	0.17	0.20	0.20	0	0	0
Inter.	$x$	0.17 - $x$	0.2 - $3x$	0.2 - $3x$	$x$	$x$	$3x$
Final	$x_{max} =$ 0.017	0.0	0.15	0.15	0.017	0.017	0.051

Table 7

## Exercice 9

### Énoncé

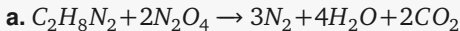
D'après Nathan 2019.

Le premier étage de la fusée Ariane 4 était équipé de moteurs qui utilisaient comme combustible la diméthylhydrazine  $C_2H_8N_2$  (DMHA), et comme comburant le tétraoxyde de diazote  $N_2O_4$ .

Les produits de la réaction sont du diazote, de l'eau et du dioxyde de carbone. La fusée emportait une masse  $m = 50.0$  tonnes de DMHA et une masse  $m'$  de  $N_2O_4$ .

- Écrire l'équation de la réaction.
- Calculer la quantité initiale  $n_{\text{DMHA}}$  de DMHA.
- Exprimer puis calculer la valeur de la masse  $m'$  de  $N_2O_4$  présente dans la fusée pour que le mélange soit stœchiométrique.
- La réaction est totale, calculer la composition du système à l'état final.

## Correction



**b.**  $n_{DMHA_i} = \frac{50 \times 10^6 \text{ g}}{2 \times 12.0 + 8 \times 1.0 + 2 \times 14}$  et donc

$$n_{DMHA_i} = 8.3 \times 10^5 \text{ mol}$$

**c.** Comme 1 DMHA réagit avec 2  $N_2O_4$  il faut  $n_{N_2O_4} = 1.67 \times 10^6 \text{ mol}$ .

La masse de comburant sera alors  $m' = n_{N_2O_4} \times M(N_2O_4) = 100 \text{ t}$

**d.** 0 t de carburant et comburant, 70 t de  $N_2$ , 15 t d'eau et 73 t de  $CO_2$ .



## Exercice 10

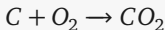
### Énoncé

D'après Nathan 2000.

On enflamme  $0.20 \text{ mol}$  de carbone. On place le carbone dans un récipient contenant  $0.50 \text{ mol}$  de dioxygène. La combustion engendre un gaz qui trouble l'eau de chaux.

- a.** Écrire l'équation chimique.
- b.** Soit  $x$  l'avancement au cours de la transformation. Calculer en fonction de  $x$  les quantités de carbone et de dioxygène présents.
- c.** Décrire le système chimique dans son état initial et au cours de la transformation.

## Correction

**a.****b. et c.** Voir tableau d'avancement 8.

Pour calculer  $x_{max}$ , on doit choisir la plus petite des deux solutions des équations

$$0.20 - x_1 = 0$$

$$0.50 - x_2 = 0$$

On trouve  $x_1 = 0.20$  et  $x_2 = 0.50$  donc  $x_{max} = x_1$  c'est le carbone qui est le réactif limitant.

Équa. chim.		$C + O_2 \rightarrow CO_2$		
État sys.	Av. mol	Quantité de matière mol		
Init.	$x = 0$	0.20	0.50	0
Inter.	$x$	$0.20 - x$	$0.50 - x$	$0 + x$
Final	$x_{max} = 0.20$	0.0	0.30	0.20

Table 8

## Exercice 11

### Énoncé

D'après Nathan 2000.

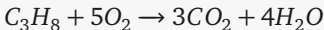
La combustion du propane  $C_3H_8$  dans le dioxygène  $O_2$  donne du dioxyde de carbone et de l'eau.

**a.** Écrire l'équation chimique.

**b.** On prépare un mélange constitué de  $0.20 \text{ mol}$  de propane et  $0.70 \text{ mol}$  de dioxygène. Soit  $x$  l'avancement au cours de la transformation. Calculer en fonction de  $x$  les quantités de matière des différents constituants du système chimique.

**c.** Décrire le système dans un état intermédiaire où  $x = 0.10 \text{ mol}$ .

## Correction

**a.**

**b.** Voir tableau d'avancement 9. Pour chercher le réactif limitant, on cherche la plus petite des solutions des équations suivantes

$$0.20 - x_1 = 0$$

$$0.70 - 5x_2 = 0$$

On trouve  $x_1 = 0.20$  et  $x_2 = 0.14$  donc  $x_{max} = x_2$ , le dioxygène est le réactif limitant.

**c.** Si  $x = 0.10 \text{ mol}$  alors

$$n(C_3H_8) = 0.20 - 0.10 = 0.10 \text{ mol}$$

$$n(O_2) = 0.70 - 5 \times 0.10 = 0.20 \text{ mol}$$

$$n(CO_2) = 0 + 3 \times 0.10 = 0.30 \text{ mol}$$

Équa. chim.		$C_3H_8 + 5O_2 \rightarrow 3CO_2 + 4H_2O$			
État sys.		Quantité de matière mol			
Init.	$x = 0$	0.20	0.70	0	0
Inter.	$x$	$0.20 - x$	$0.70 - 5x$	$0 + 3x$	$0 + 4x$
Final	$x_{max} = 0.14$	0.06	0.0	0.42	0.56

Table 9

## Exercice 12

### Énoncé

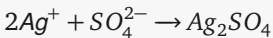
D'après Nathan 2000.

L'addition de quelques gouttes d'une solution de nitrate d'argent contenant les ions  $Ag^+$  et  $NO_3^-$  à une solution de sulfate de sodium contenant les ions  $Na^+$  et  $SO_4^{2-}$  donne un précipité blanc de sulfate d'argent  $Ag_2SO_4$ .

Les ions  $NO_3^-$  et  $Na^+$  ne participent pas à la réaction.

- Écrire l'équation chimique de formation du précipité.
- Comment qualifie-t-on les ions  $NO_3^-$  et  $Na^+$  ?

## Correction

**a.**

**b.** On les appelle des espèces spectatrices, elles ne participent pas à la réaction chimique.



## Exercice 13

### Énoncé

D'après Nathan 2000.

Le soufre est un intermédiaire lors de la synthèse de l'acide sulfurique. Il est obtenu par action du dioxyde de soufre  $SO_2$  sur le sulfure d'hydrogène  $H_2S$ .

Le soufre et l'eau sont les produits de la réaction.

**a.** Écrire l'équation chimique correspondante.

**b.** Dans l'état initial le système est constitué de  $4.0 \text{ mol}$  de dioxyde de soufre et de  $5.0 \text{ mol}$  de sulfure d'hydrogène. En utilisant un tableau d'avancement, déterminer

- l'avancement maximal
- le réactif limitant
- la composition du système à l'état final

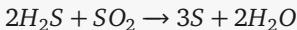
**c.** On considère l'état initial suivant du système :  $1.75 \text{ mol}$  de dioxyde de soufre et

$n$  mol de sulfure d'hydrogène.

- calculer  $n$  pour que le mélange initial soit stœchiométrique
- décrire alors l'état final du système

## Correction

a.



b. Voir le tableau d'avancement 10.

Pour trouver l'avancement maximal de la réaction, on garde la plus petite valeur des deux solutions des équations

$$5.0 - 2 \times x_1 = 0$$

$$4.0 - x_2 = 0$$

donc comme  $x_1 = 2.5 \text{ mol}$  et  $x_2 = 4.0 \text{ mol}$ , on a  $x_{\max} = x_1$ .

c. Voir tableau d'avancement 11. On a les valeurs suivantes :

- au départ, une quantité  $n$  de  $H_2S$
- à la fin, les deux réactifs disparaissant en même temps leur quantités sont nulles

On va alors pouvoir calculer  $x_{\max}$  car à la fin on doit pouvoir écrire que pour  $SO_2$

$$1.75 - x_{\max} = 0.0$$

donc  $x_{max} = 1.75 \text{ mol}$ .

On peut alors calculer  $n$  car

$$n - 2 \times x_{max} = 0$$

donc  $n = 3.5 \text{ mol}$ .

Équa. chim.		$2H_2S + SO_2 \rightarrow 3S + 2H_2O$			
État sys.	Av. mol	Quantité de matière mol			
Init.	$x = 0$	5.0	4.0	0	0
Inter.	$x$	$5.0 - 2 \times x$	$4.0 - x$	$0 + 3 \times x$	$0 + 2 \times x$
Final	$x_{max} = 2.5$	0.0	1.5	7.5	5.0

Table 10

Équa. chim.		$2H_2S + SO_2 \rightarrow 3S + 2H_2O$		
État sys.	Av. mol	Quantité de matière mol		
Init.	$x = 0$	$n$	1.75	0
Inter.	$x$	$n - 2 \times x$	$1.75 - x$	$0 + 3 \times x$
Final	$x_{max} = ?$	0.0	0.0	$3x_{max}$
				$2x_{max}$

Table 11

## Exercice 14

### Énoncé

D'après Nathan 2000.

L'éthanol  $C_2H_6O$  brûle dans le dioxygène pur. Il se forme du dioxyde de carbone et de l'eau. On fait réagir  $m = 2.50$  g d'éthanol et un volume  $V = 2.0$  L de dioxygène.

- Écrire l'équation chimique symbolisant la réaction.
- Décrire l'état initial du système.
- Calculer l'avancement maximal.
- Quel est le réactif limitant ?
- Déterminer la composition en quantité de matière du système à l'état final.

**Donnée** Le volume molaire dans les conditions de l'expérience est  $V_m = 25$  L.mol<sup>-1</sup>.

Masses molaires atomiques :

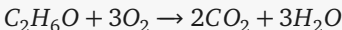
$$M(C) = 12.0 \text{ g.mol}^{-1}$$

$$M(H) = 1.0 \text{ g.mol}^{-1}$$

$$M(O) = 16.0 \text{ g.mol}^{-1}$$

## Correction

a.



b. On calcule les différentes quantités de matières en présences au départ.

Pour l'éthanol

$$\begin{aligned}M(C_2H_6O) &= 2 \times 12 + 6 \times 1.0 + 16.0 \\ &= 46 \text{ g.mol}^{-1}\end{aligned}$$

$$\begin{aligned}n(C_2H_6O) &= \frac{m}{M(C_2H_6O)} \\ &= \frac{2.50 \text{ g}}{46 \text{ g.mol}^{-1}} \\ &= 0.054 \text{ mol}\end{aligned}$$

Pour le dioxygène

$$\begin{aligned}n(O_2) &= \frac{V(O_2)}{V_m} \\ &= \frac{2.0 \text{ L}}{25 \text{ L.mol}^{-1}} \\ &= 0.08 \text{ mol}\end{aligned}$$



**c.** Voir tableau d'avancement 12. Pour trouver l'avancement maximal, on garde la plus petite des deux solutions des équations

$$0.054 - x_1 = 0.0$$

$$0.080 - 3 \times x_2 = 0.0$$

Comme  $x_1 = 0.054 \text{ mol}$  et  $x_2 = 0.0267 \text{ mol}$ , on garde  $x_{\max} = x_2$ .

**d.** Le réactif limitant est le dioxygène  $O_2$  il disparaît en premier.

**e.** Voir dernière ligne du tableau d'avancement. On utilise la valeur de  $x_{\max}$ .

Équa. chim.		$C_2H_6O + 3O_2 \rightarrow 2CO_2 + 3H_2O$		
État sys.		Quantité de matière mol		
Init.	$x = 0$	0.054	0.080	0
Inter.	$x$	$0.054 - x$	$0.080 - 3 \times x$	$0 + 2 \times x$ $0 + 3 \times x$
Final	$x_{max} = 0.0267$	0.027	0.0	0.080 0.053

Table 12

## Exercice 15

### Énoncé

D'après Nathan 2000.

On verse dans un bécher  $V = 20.0 \text{ mL}$  d'une solution de nitrate d'argent contenant des ions argent  $\text{Ag}^+$  et des ions nitrates  $\text{NO}_3^-$  telle que  $[\text{Ag}^+] = 0.15 \text{ mol.L}^{-1}$  et  $[\text{NO}_3^-] = 0.15 \text{ mol.L}^{-1}$ .

On y ajoute  $0.127 \text{ g}$  de poudre de cuivre. La solution initialement incolore devient bleue et il se forme un dépôt d'argent noirâtre. Les ions nitrates n'interviennent pas dans la réaction.

- Écrire l'équation de la réaction chimique.
- Décrire l'état initial du système en quantité de matière.
- Trouver le réactif limitant et calculer l'avancement maximal .
- Décrire l'état final du système en quantité de matière.
- Déterminer à l'état final les concentration

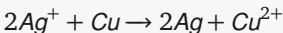
molaire des ions en solution et les masses du ou des solides présents.

**Donnée**

$$M(\text{Cu}) = 63.5 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$$

$$M(\text{Ag}) = 107.9 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$$

## Correction

**a.****b.**

$$\begin{aligned}n(Ag^+) &= [Ag^+] \times V_o \\ &= 0.15 \times 0.020 \\ &= 3 \times 10^{-3} \text{ mol}\end{aligned}$$

$$\begin{aligned}n(Cu) &= \frac{m(Cu)}{M(Cu)} \\ &= \frac{0.127}{63.5} \\ &= 2.0 \times 10^{-3} \text{ mol}\end{aligned}$$

**c.** et **d.** Voir tableau d'avancement **13**.

e.

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

$$[Cu^{2+}] = \frac{1.5 \times 10^{-3}}{20 \times 10^{-3}} \\ = 0.075 \text{ mol.L}^{-1}$$

$$m(Cu) = n \times M \\ = 0.5 \times 10^{-3} \times 63.5 \\ = 0.03 \text{ g}$$

$$m(Ag) = n \times M \\ = 3.0 \times 10^{-3} \times 107.9 \\ = 0.32 \text{ g}$$

Équa. chim.		$2\text{Ag}^+ + \text{Cu} \rightarrow \text{Cu}^{2+} + 2\text{Ag}$			
État sys.		Quantité de matière mol			
Init.	$x = 0$	$3.0 \times 10^{-3}$	$2.0 \times 10^{-3}$	0	0
Inter.	$x$	$3.0 \times 10^{-3} - 2 \times x$	$3.0 \times 10^{-3} - x$	$0 + x$	$0 + 2 \times x$
Final	$x_{\max} = 1.5 \times 10^{-3}$	0.0	$0.5 \times 10^{-3}$	$1.5 \times 10^{-3}$	$3.0 \times 10^{-3}$

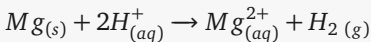
Table 13

## Exercice 16

### Énoncé

Pour produire du dihydrogène, on introduit dans un erlenmeyer un morceau de ruban de magnésium  $Mg_{(s)}$  de masse  $m = 40 \text{ mg}$ , et un volume  $V_a = 100 \text{ mL}$  d'acide chlorhydrique  $H_{(aq)}^+ + Cl_{(aq)}^-$  solution aqueuse  $S_a$  de concentration en ions  $H_{(aq)}^+$  égale à  $C_a = 5.0 \times 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$ . En réalisant l'expérience à  $20^\circ\text{C}$ , on recueille, par déplacement d'eau, un gaz que l'on peut identifier à du dihydrogène dont on relève à intervalle de temps réguliers le volume dégagé. On obtient au bout de  $250 \text{ s}$  un volume maximum de  $39 \text{ mL}$ .

L'équation de la réaction modélisant la transformation chimique s'écrit

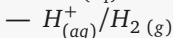
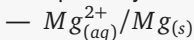


Le volume molaire des gaz dans les conditions de l'expérience est



$$V_m = 24.0 \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1}.$$

Les Couples oxydant-réducteur sont



La masse molaire atomique du magnésium est  $M(\text{Mg}) = 24.3 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$ .

- Quelles précautions faut-il prendre pour manipuler de l'acide chlorhydrique ?
- Proposer un test pour montrer que le gaz formé au cours de cette transformation chimique est bien du dihydrogène.
- Identifier parmi les réactifs, celui qui joue le rôle d'oxydant et celui qui joue le rôle de le réducteur.
- Déterminer les quantités de matière initiales des réactifs.
- Établir un tableau d'avancement et identifier le réactif limitant de cette transformation chimique.
- Montrer qu'en fin de transformation une quantité  $n(\text{H}_2) = 1,6 \times 10^{-3} \text{ mol}$  de dihydrogène pourrait être formé si la transformation est totale.
- À partir des mesures expérimentales ef-

fectuées, déterminer quand la transformation peut être considérée comme terminée.

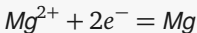
**h.** Peut-on considérer que la transformation étudiée est une transformation totale ? Justifier.

## Correction

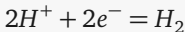
**a.** Il faut porter en priorité une paire de lunettes de protection pour éviter que des gouttes d'acides entrent en contact avec les yeux. Puis il faut ensuite porter une paire de gants pour éviter que l'acide attaque la peau. Enfin, on doit aussi porter une blouse de chimie et avoir des chaussures fermées.

**b.** On prélève un petit volume du gaz (2 mL) que l'on enflamme. Pour le dihydrogène, ce volume doit être très petit, car la détonation est très violente.

**c.** On voit que



et que



L'oxydant capture des électrons, c'est donc l'ion  $H^{+}$  qui est l'oxydant.

d. Pour  $Mg$

$$\begin{aligned}n &= \frac{m}{M} \\ &= \frac{0.040 \text{ g}}{24.3 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}} \\ &= 1.64 \times 10^{-3} \text{ mol}\end{aligned}$$

Pour  $H^+$

$$\begin{aligned}n &= [H^+] \times V \\ &= 5 \times 10^{-1} \times 0.100 \\ &= 5 \times 10^{-2} \text{ mol}\end{aligned}$$

e. Voir tableau d'avancement 14.

f. Voir dernière colonne du tableau d'avancement.

g. Au bout de 250 s la transformation est terminée, il n'y a plus de création de  $H_2$ .

h. Comme on obtient

$n(H_2) = 1.63 \times 10^{-3} \text{ mol}$ , cela correspond

à un volume de gaz

$$\begin{aligned}V(H_2) &= n(H_2) \times V_m \\&= 1.63 \times 10^{-3} \times 24 \\&= 03.9 \times 10^{-2} L \\&= 39 mL\end{aligned}$$

Cela correspond au volume de gaz obtenu expérimentalement, donc on peut dire que la transformation est totale.

Équa. chim.		$Mg_{(s)} + 2H_{(aq)}^+ \rightarrow Mg_{(aq)}^{2+} + H_{2(g)}$			
État sys.	Av. mol	Quantité de matière mol			
Init.	$x = 0$	$1.64 \times 10^{-3}$	$5.0 \times 10^{-2}$	0	0
Inter.	$x$	$1.64 \times 10^{-3} - x$	$5 \times 10^{-2} - 2 \times x$	$0 + x$	$0 + x$
Final	$x_{max} = 1.63 \times 10^{-3}$	0.0	$21.7 \times 10^{-3}$	$1.63 \times 10^{-3}$	$1.63 \times 10^{-3}$

Table 14