

C6 - Transformations chimiques

Équations et effets thermiques

« rien ne se crée, ni dans les opérations de l'art, ni dans celles de la nature, et l'on peut poser en principe que, dans toute opération, il y a une égale quantité de matière avant et après l'opération »

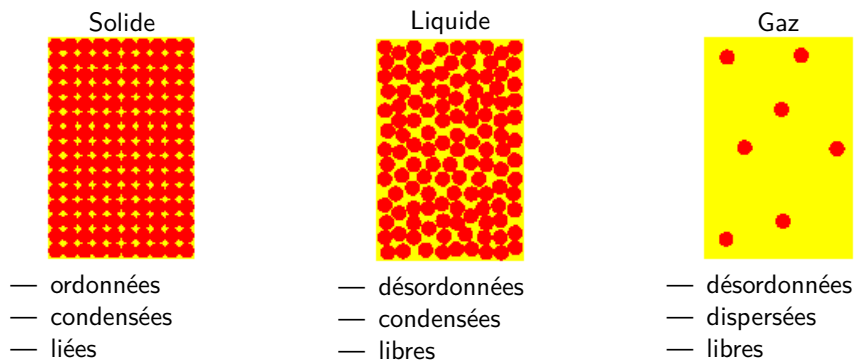
Antoine Lavoisier, *Traité élémentaire de chimie*, 1789

Livre p. 110, p. 128
 TP C8 - Changement d'état
 TP C9 - Réactif limitant
 TP C10 - Thermochimie
 TP C11 - Synthèse

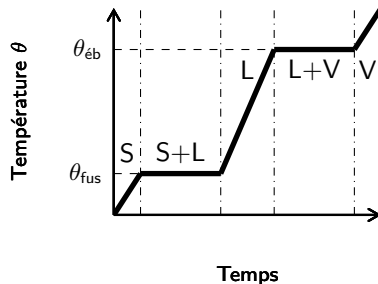
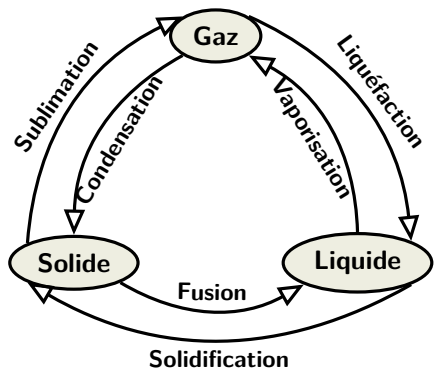
I. Transformations physiques

1. États et changement d'état

Le comportement des molécules change avec leur énergie :



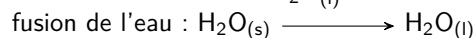
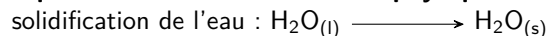
Un changement d'état est le passage d'un état physique à un autre.



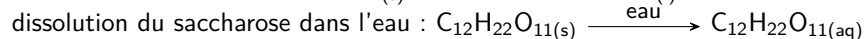
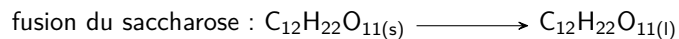
Remarque

Un changement d'état se fait à température constante.

Équation d'une transformation physique



Différence entre fusion et dissolution



2. Énergie de changement d'état

L'énergie de changement d'état Q est l'énergie nécessaire pour faire passer un corps de masse m d'un état à un autre (à $T = \text{cste}$). L'énergie de changement d'état est proportionnelle à la masse du corps :

$$Q = mL$$

Q : énergie de changement d'état (J)
 m : masse du corps (kg)
 L : énergie massique de changement d'état ($\text{J} \cdot \text{kg}^{-1}$)

Remarque

L'énergie de changement d'état dépend des états initiaux et finaux.

$L_{\text{fusion}} \neq L_{\text{vaporisation}}$

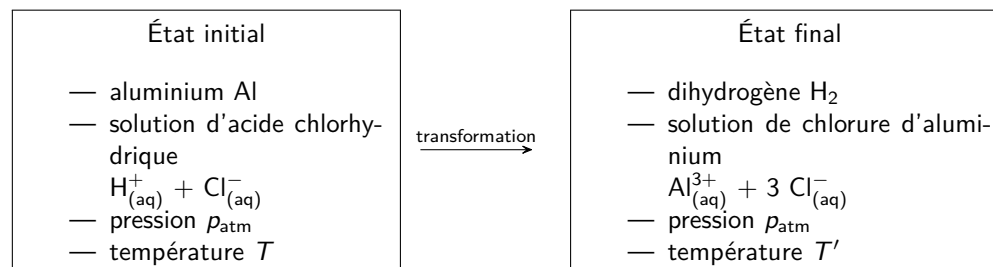
II. Transformations chimiques

1. Réaction chimique

Lorsqu'on mélange des espèces chimiques, elles sont susceptibles de se transformer, il y a alors transformation chimique.

La transformation chimique est modélisée par une réaction chimique.

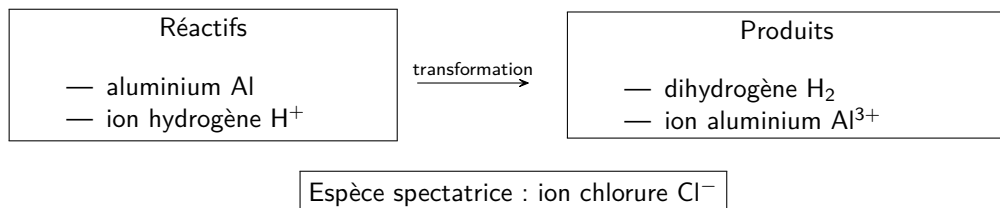
Exemple de réaction : attaque de l'aluminium par l'acide chlorhydrique



Définitions

- Réactifs : espèces chimiques présentes en début de réaction, elles disparaissent au cours de la réaction chimique.
- Produits : espèces qui sont créées lors de la réaction, elles apparaissent au cours de la réaction.
- Espèces spectatrices : espèces ne participant pas à la réaction, présentes en quantités égales en début et fin de réaction.

Exemple de réaction : attaque de l'aluminium par l'acide chlorhydrique



2. Équation chimique

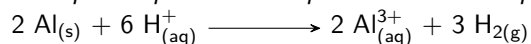
Les réactions chimiques sont représentées par une équation chimique qui respectent les lois de conservation.

Pour respecter ces lois de conservation, un coefficient stœchiométrique est placé devant chaque espèce chimique.

Lois de conservation

- Éléments chimiques : les quantités de chaque élément chimique sont égales dans les réactifs et dans les produits.
- Charges électriques : le nombre totale de charges électriques est le même dans les réactifs et les produits.

Exemple d'équation : attaque de l'aluminium par l'acide chlorhydrique



Remarque

Les espèces chimiques spectatrices n'apparaissent pas dans l'équation de la réaction.

Équation non équilibrée

Équation	$\text{Al}_{(s)} + \text{H}_{(aq)}^+ \longrightarrow \text{Al}_{(aq)}^{3+} + \text{H}_{2(g)}$				
Aluminium Al	1	=	1		
Hydrogène H	1	≠	2		
Charges électriques	+1	≠	+3		

Équation équilibrée

Équation	$2 \text{Al}_{(s)} + 6 \text{H}_{(aq)}^+ \longrightarrow 2 \text{Al}_{(aq)}^{3+} + 3 \text{H}_{2(g)}$				
Aluminium Al	2	=	2		
Hydrogène H	6	=	6		
Charges électriques	+6	=	+6		

Attaque du fer par un acide :



Attaque du carbonate de calcium (calcaire) par un acide :



Ex. 18 p. 140 – Combustion acétylène

3. Réactif limitant

Les coefficients stœchiométriques indiquent les proportions suivant lesquelles les réactifs sont consommés et les produits formés.

Une réaction chimique s'arrête quand le réactif limitant est épuisé.

Exemple

Équation	$2 \text{Al}_{(s)} + 6 \text{H}_{(aq)}^+ \longrightarrow 2 \text{Al}_{(aq)}^{3+} + 3 \text{H}_{2(g)}$				
État initial	2 mol	3 mol	0 mol	0 mol	
État final	2-1=1 mol	0 mol	1 mol	1,5 mol	

$\frac{n_{\text{H}^+}}{n_{\text{Al}}} = \frac{6}{2} = 3$, il faut 3 fois plus d'ion hydrogène que d'aluminium. Il en faudrait donc 6 mol pour consommer tout l'aluminium.

L'ion hydrogène est donc le réactif limitant.

Remarque

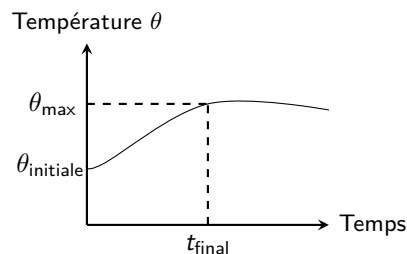
Lorsqu'ils sont introduits dans les proportions stœchiométriques, tous les réactifs s'épuisent en même temps.

Ex. 12 p. 139 – Oxydation de l'aluminium

III. Effets thermiques d'une réaction

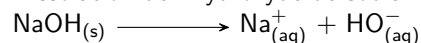
1. Réactions exothermiques

Une réaction exothermique est une réaction qui libère de l'énergie thermique (chaleur) dans le milieu réactionnel et augmente sa température.

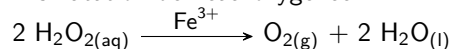


Exemples

— Dissolution de l'hydroxyde de sodium dans l'eau :



— Dismutation de l'eau oxygénée :



Combustions

Les combustions sont des réactions exothermiques.

— Combustion du carbone : $\text{C}_{(s)} + \text{O}_{2(aq)} \longrightarrow \text{CO}_{2(g)}$

— Combustion du méthane : $\text{CH}_{4(g)} + 3 \text{O}_{2(g)} \longrightarrow \text{CO}_{2(g)} + 4 \text{H}_2\text{O}_{(l)}$

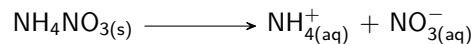
Ex. 9 p. 139 – CaO

2. Réactions endothermiques

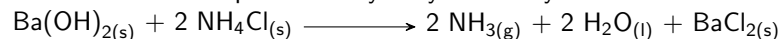
Une réaction endothermique est une réaction qui consomme de l'énergie thermique (chaleur) et diminue la température du milieu réactionnel.

Exemples

— Dissolution du nitrate d'ammonium dans l'eau :



— Réaction acido-basique entre l'hydroxyde de baryum et le chlorure d'ammonium :



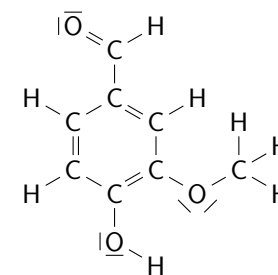
IV. Synthèse

1. Naturel ou synthétique ?

La vanilline naturelle ($\text{C}_8\text{H}_8\text{O}_3$) tirée du fruit (gousse) de l'orchidée *Vanilla planifolia*, est la des principale espèce chimique présente dans l'arôme naturel de vanille.

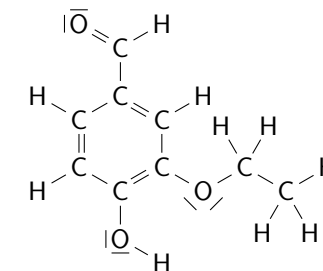
La vanilline naturelle étant chère, on fabrique de la vanilline synthétique à partir de gäicol, une autre espèce chimique d'origine naturelle.

La Rhovanil® est le nom commercial d'une vanilline qualifiée de naturelle car obtenue par décomposition de l'acide férulique (issu du son de riz) par des bactéries (biosynthèse).



L'éthylvanilline ($\text{C}_9\text{H}_{10}\text{O}_3$) à l'arôme plus intense que la vanilline, n'est pas présente dans les gousses de vanille.

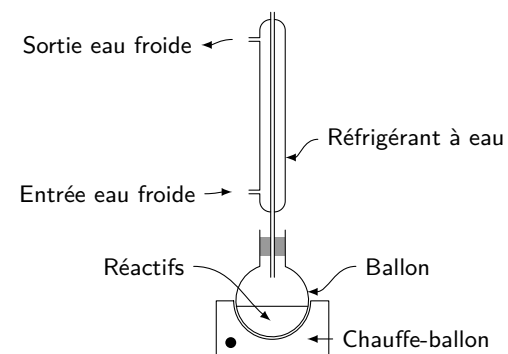
C'est une espèce chimique « artificielle », créée et synthétisée par l'homme.



Conclusion

La vanilline est toujours une espèce chimique comme toute les molécules. Il s'agit toujours de la même molécule, qu'elle soit d'origine naturelle ou synthétique.

2. Montage à reflux



Il est souvent nécessaire de chauffer le milieu réactionnel pour qu'une réaction chimique ait lieu ou se fasse dans un temps raisonnable. On utilise alors un montage à reflux.

La liquéfaction des vapeurs par le réfrigérant à eau permet d'éviter la perte de réactifs et de produits potentiellement dangereux dans l'atmosphère.

Ex. 10 p. 139 – Perte

Exercices

Ex. 7 p. 139

Pour que l'équation de réaction de combustion du calcium $a \text{Ca(s)} + b \text{O}_2\text{(g)} \rightarrow c \text{CaO(s)}$ soit ajustée, les nombres stœchiométriques doivent être :

- a. $a = 1 ; b = 1 ; c = 1$.
- b. $a = 1 ; b = 1 ; c = 2$.
- c. $a = 2 ; b = 1 ; c = 2$.

Ex. 9 p. 139

De l'oxyde de calcium est introduit dans de l'eau à 19 °C. Après agitation, la température du milieu est de 23 °C. La réaction entre l'oxyde de calcium et l'eau est :

- a. endothermique.
- b. sans effet thermique.
- c. exothermique.

Ex. 10 p. 139

Lors d'un chauffage à reflux, il n'y a pas de perte de matière grâce au :

- a. support élévateur.
- b. chauffe-ballon.
- c. réfrigérant à eau.

Corrigés

Ex. 11 p. 139

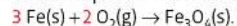
La combustion du fer dans le dioxygène produit un solide : l'oxyde de fer de formule Fe_3O_4 . Établir l'équation de réaction ajustée de cette transformation.

SOLUTION

Le fer et le dioxygène sont les réactifs, l'oxyde de fer est le produit.

Ainsi : Fe(s) et $\text{O}_2\text{(g)}$ conduisent à $\text{Fe}_3\text{O}_4\text{(s)}$.

Pour respecter la conservation des éléments chimiques, il faut ajuster l'équation à l'aide de nombres stœchiométriques en commençant par exemple par le fer. L'équation de réaction s'écrit :



APPLICATION - Sur le modèle de l'exercice résolu

La combustion du magnésium dans le dioxygène forme un solide : l'oxyde de magnésium de formule MgO . Établir l'équation de réaction ajustée de cette transformation.

Ex. 12 p. 139

L'équation de la réaction entre l'aluminium et le dioxygène s'écrit : $4 \text{Al(s)} + 3 \text{O}_2\text{(g)} \rightarrow 2 \text{Al}_2\text{O}_3\text{(s)}$. L'état initial est constitué de 3 mol d'aluminium et de 5 mol de dioxygène. Déterminer le réactif limitant.

SOLUTION

Le rapport des quantités initiales est : $\frac{n_{\text{Al}}}{n_{\text{O}_2}} = \frac{3}{5} = 0,6$.

Le rapport des nombres stœchiométriques est :

$$\frac{4}{3} = 1,3.$$

On a $\frac{n_{\text{Al}}}{n_{\text{O}_2}} < \frac{4}{3}$: l'aluminium est le réactif limitant.

APPLICATION - Sur le modèle de l'exercice résolu

L'équation de la réaction entre l'ammoniac et le dioxygène est : $4 \text{NH}_3\text{(g)} + 5 \text{O}_2\text{(g)} \rightarrow 4 \text{NO(g)} + 6 \text{H}_2\text{O(l)}$. L'état initial est constitué de 1,2 mol d'ammoniac et de 1,4 mol de dioxygène. Déterminer le réactif limitant.

Ex. 17 p. 140

Recopier et compléter les équations de réactions suivantes en les ajustant.

- a. $\dots \text{H}_2\text{(g)} + \dots \text{O}_2\text{(g)} \rightarrow \dots \text{H}_2\text{O(l)}$
- b. $\dots \text{Cu}^{2+}\text{(aq)} + \dots \text{HO}^-\text{(aq)} \rightarrow \dots \text{Cu(OH)}_2\text{(s)}$
(L'écriture Cu(OH)_2 est équivalente à CuO_2H_2)
- c. $\dots \text{Ag}^-\text{(aq)} + \dots \text{CrO}_4^{2-}\text{(aq)} \rightarrow \dots \text{Ag}_2\text{CrO}_4\text{(s)}$
- d. $\dots \text{NH}_3\text{(g)} + \dots \text{O}_2\text{(g)} \rightarrow \dots \text{N}_2\text{(g)} + \dots \text{H}_2\text{O(l)}$
- e. $\dots \text{Cu(s)} + \dots \text{Ag}^+\text{(aq)} \rightarrow \dots \text{Cu}^{2+}\text{(aq)} + \text{Ag(s)}$

Ex. 18 p. 140

Pour souder deux pièces en métal, on utilise l'énergie cédée lors de la combustion de l'acétylène dans le dioxygène. L'acétylène est un gaz de formule C_2H_2 . Un des produits formés trouble l'eau de chaux et l'autre fait bleuir le sulfate de cuivre anhydre.

- a. Nommer, en justifiant, les produits de cette transformation.
- b. Écrire l'équation de réaction modélisant cette transformation.

Aide méthodologique

- Compter le nombre d'éléments carbone dans les réactifs et dans les produits.
- Faire de même pour les éléments hydrogène et oxygène.
- Devant chaque formule chimique, écrire un nombre entier afin d'avoir, pour le carbone, l'hydrogène et l'oxygène, le même nombre d'éléments de part et d'autre de la flèche.

Ex. 21 p. 140

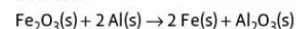
Le butane de formule C_4H_{10} est le gaz liquéfié contenu dans les briquets. Les produits de la combustion de ce gaz dans le dioxygène sont l'eau et le dioxyde de carbone.

- Nommer les réactifs des tests d'identification de l'eau et du dioxyde de carbone.
- Écrire l'équation de réaction de la combustion du butane.



Ex. 22 p. 140

L'oxyde de fer Fe_2O_3 réagit avec de l'aluminium Al . L'état initial est constitué d'une quantité $n_1(Fe_2O_3) = 0,15$ mol d'oxyde de fer et d'une quantité $n_1(Al) = 0,20$ mol d'aluminium. L'équation de réaction modélisant la transformation est :



- Déterminer le réactif limitant.
- Calculer la quantité initiale n de ce réactif pour que le mélange soit dans les proportions stœchiométriques, c'est-à-dire pour qu'il ne reste aucun réactif à la fin de la transformation.



Aide méthodologique

- Écrire une relation d'égalité entre les deux quotients suivants : quotient des quantités de matière initiales $n_1(Fe_2O_3)$ et $n_1(Al)$ des réactifs et quotient des nombres stœchiométriques.
- Réécrire la relation obtenue afin de déterminer l'expression de la quantité n recherchée en fonction des nombres stœchiométriques et de la quantité de matière initiale de l'autre réactif.
- Écrire l'application numérique puis la réaliser. Donner le résultat en faisant attention au nombre de chiffres significatifs et aux unités.

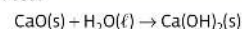
Ex. 25 p. 141

De la poudre d'aluminium $Al(s)$ et de l'acide chlorhydrique sont introduits dans un tube à essais. L'acide chlorhydrique contient l'ion hydrogène $H^+(aq)$ et l'ion chlorure $Cl^-(aq)$. Une effervescence apparaît en raison de la production de dihydrogène H_2 . L'ion aluminium est également formé.

- Indiquer comment mettre en évidence la présence de dihydrogène.
- Dans cette transformation, il y a trois fois plus d'ion hydrogène consommé que d'aluminium. En déduire la formule de l'ion aluminium.
- Écrire l'équation de réaction ajustée, sachant que les seuls produits de la transformation sont le dihydrogène et l'ion aluminium.
- Identifier l'espèce spectatrice.

Ex. 28 p. 141

Dans un calorimètre, de l'oxyde de calcium $CaO(s)$ et de l'eau à une température de $20^\circ C$ sont introduits. Il se produit une transformation exothermique dont l'équation de réaction est :



Sachant que l'oxyde de calcium est limitant, déterminer si la température finale de l'eau est inférieure, supérieure ou égale à $20^\circ C$.



Ex. 41 p. 144

L'aspirine (notée A), aussi appelée acide acétylsalicylique, a des effets bénéfiques analogues à une espèce naturelle, l'acide salicylique (noté B), mais des effets secondaires moindres sur l'estomac. L'aspirine peut être synthétisée en appliquant le protocole suivant : dans un ballon introduire un échantillon de B en quantité $n_B = 40$ mmol, de la pyridine (solvant de volume $V = 5$ mL), puis en gouttes à gouttes un échantillon de chlorure d'acétyle C en quantité $n_C = 50$ mmol. Chauffer le mélange afin que le reflux dure 20 minutes.

L'équation ajustée de la réaction est $B + C \rightarrow A + H^+ + Cl^-$.



- A l'aide de la photographie ci-dessus, réaliser un schéma légendé du montage de chauffage à reflux utilisé.
- Déterminer le réactif limitant.

Ex. 43 p. 144

Le camphre est une espèce chimique très utilisée pour ses propriétés antiseptiques et anesthésiques. Pour satisfaire la consommation mondiale, il est synthétisé en laboratoire par réaction entre le bornéol et le trioxyde de chrome dans de l'acide sulfurique concentré.

À la fin de la synthèse, une CCM est réalisée avec les trois dépôts suivants : A : bornéol de référence ; B : camphre synthétisé ; C : camphre de référence. Le chromatogramme obtenu est représenté ci-contre.

Le traitement de 50 kg d'écorce de camphrier permet d'obtenir 1 kg d'huile essentielle, celle-ci étant composée d'environ 50 % de camphre.



- Faire une analyse complète du chromatogramme.
- Un pot de 30 g de pommade destinée à calmer les douleurs musculaires contient 25 % en masse de camphre. Déterminer la masse d'écorce de camphrier nécessaire à la préparation de cette pommade.
- Conclure sur l'intérêt de synthétiser industriellement le camphre.

Ex. 45 p. 145

L'ammoniac, de formule NH_3 , est un gaz irritant pour les voies respiratoires. Préparé industriellement, c'est une matière première nécessaire à la synthèse de nombreux matériaux polymères innovants, utilisés par exemple dans la fabrication de skis.

Lors de la synthèse industrielle de l'ammoniac, l'un des réactifs est l'un des constituants de l'air. L'autre réactif est un gaz qui produit une petite détonation en présence d'air et d'une flamme.



- Rappeler la composition de l'air.
- Indiquer les réactifs de la synthèse industrielle de l'ammoniac. Préciser leur état physique.
- Ecrire l'équation de réaction modélisant la synthèse de l'ammoniac.
- On souhaite préparer une quantité $n = 2,0$ mol d'ammoniac. Exprimer puis calculer la quantité d'air nécessaire à la synthèse.