

### 3. Qu'est-ce qu'une réaction chimique ?

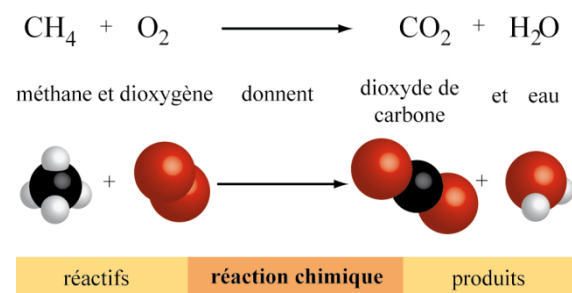
Les molécules constituent la plupart des composés que nous rencontrons couramment dans la nature, en partant des constituants des cellules, en passant par les polymères et les textiles (pour les composés artificiels), et en allant jusqu'aux matériaux intelligents et aux hydrocarbures. Vous savez à présent qu'elles sont toutes le résultat de la mise en commun d'atomes, reliés entre eux par des liaisons chimiques. Leur diversité est énorme – pour ne pas dire infinie ! De nouvelles molécules peuvent apparaître, notamment lorsque plusieurs d'entre elles se retrouvent ensemble dans le même milieu. Dans les cellules, le métabolisme permet aux cellules de fabriquer un certain nombre de molécules (vitamines, acides aminés, etc...) ou de macromolécules (de très grandes molécules, comme par exemple les protéines, l'ADN ou les polysaccharides) à partir de molécules de base. Il s'agit-là d'un jeu de construction à l'échelle des atomes. On dit que ce sont des **réactions chimiques**. Mais comment se déroulent-elles ? Comment peut-on, par exemple, partir d'une ou de deux molécules, et en obtenir une ou deux autres qui sont *différentes* ? C'est ce que nous allons découvrir dans ce chapitre !

#### 1. Des réactions chimiques partout !

Disons-le tout de suite : *une réaction chimique est un processus qui utilise des molécules de départ (qu'on appelle des réactifs) et qui donnent d'autres molécules finales (qu'on appelle des produits) différentes.* Vous n'en êtes peut-être pas conscients, mais autour de nous – et même à l'intérieur de nos cellules – tout un tas de réactions chimiques sont en cours. Pendant que vous lisez ce chapitre, les cellules de votre cerveau sont en train de dégrader le sucre (le glucose) que vous avez accumulé, afin de vous fournir l'énergie nécessaire à l'effort de lecture, ou encore celle indispensable à la réflexion ! Dehors, si vous regardez par la fenêtre, vous voyez très certainement le ciel, et là aussi, dans cette enveloppe gazeuse qui entoure la Terre, une multitude de réactions chimiques sont en train de se produire. Plus haut encore, dans l'espace, le rayonnement du soleil, des étoiles ou d'autres corps déclenchent, maintiennent et modifient des réactions chimiques sur la surface et à l'intérieur de grains de poussière flottant dans le milieu interplanétaire ou interstellaire. Sous vos pieds, en ce moment même, la chaleur régnant dans le manteau est en train de modifier les molécules présentes dans les roches, et les roches elles-mêmes ! Bref, les réactions chimiques sont *partout* et *incessantes*.

L'exemple le plus connu de réaction chimique – c'est-à-dire celui qui est le plus utilisé pour en expliquer le principe – est la **combustion** du méthane. Vous savez déjà que le méthane est constitué d'un atome de carbone et de quatre atomes d'hydrogène (CH<sub>4</sub>). Lorsqu'il entre en contact avec l'oxygène de l'air (sous forme de O<sub>2</sub>), il se produit une réaction qu'on appelle une combustion – il brûle. A température ordinaire, il est évident qu'il est assez stable et

ne réagit pas – en tout cas pas de manière évidente – avec l'oxygène. Etant donné que tous les dégagements gazeux produits par les animaux – si vous voyez ce que je veux dire – sont constitués de méthane, s'il entrerait en combustion au contact de l'air, nous rencontrerions quelques difficultés ! Pour qu'il brûle – entre en combustion –, il faut une flamme... c'est-à-dire de l'**énergie**. Si l'énergie est suffisante, alors le méthane et l'oxygène moléculaire (les réactifs) **réagissent** entre eux, et donnent du dioxyde de carbone (CO<sub>2</sub>) et de l'eau (H<sub>2</sub>O) – ce sont les produits. On résume cette réaction sous la forme d'une **équation** :



Mais comment est-on passé des uns aux autres ? Comment se fait-il que le carbone, qui était entouré d'abord de quatre hydrogènes (CH<sub>4</sub>), se retrouve maintenant entouré de deux atomes d'oxygène (CO<sub>2</sub>) et que de l'eau apparaisse soudainement ? Je peux tout de suite vous dire que la réaction chimique que vous venez de lire n'est pas juste. Et c'est justement cette erreur qui va nous permettre de comprendre comment la réaction chimique a fonctionné, et pourquoi le méthane et l'oxygène sont devenus du dioxyde de carbone et de l'eau.

**Pourquoi la réaction est-elle fautive ?** Si vous avez compris la manière dont les atomes peuvent s'assembler entre eux pour former des molécules, et si je vous indique que cette réaction est censée décrire *tout* ce qu'il s'est produit, vous devez remarquer une chose importante : *au début de la réaction, vous pouvez compter deux oxygènes* (ceux de l'oxygène moléculaire), or, à la fin, *il y en a trois !* Et ceci est tout simplement **impossible !** Sinon, d'où serait-il venu ? S'il était venu d'ailleurs, le côté gauche de la réaction (les réactifs) devrait indiquer son origine... or il ne nous apprend rien ! Il s'agit du principe le plus important de la chimie et de la physique : « *Rien ne disparaît, rien ne se crée, tout se transforme !* », que nous devons à Lavoisier. Ce principe est également appelé *principe de conservation de la masse*. Si vous prenez 12 grammes de roche, et que vous le broyez, vous avez appliqué une transformation, mais il y aura toujours 12 grammes de poudre à la fin ! La même règle s'applique aux atomes. S'il y avait deux atomes d'oxygène au départ, *il doit y avoir deux atomes d'oxygène à la fin !* On peut aussi penser que, *s'il y a trois atomes d'oxygène à la fin, il y avait nécessairement trois atomes d'oxygène au début*, et dans ce cas, il manque quelque chose.

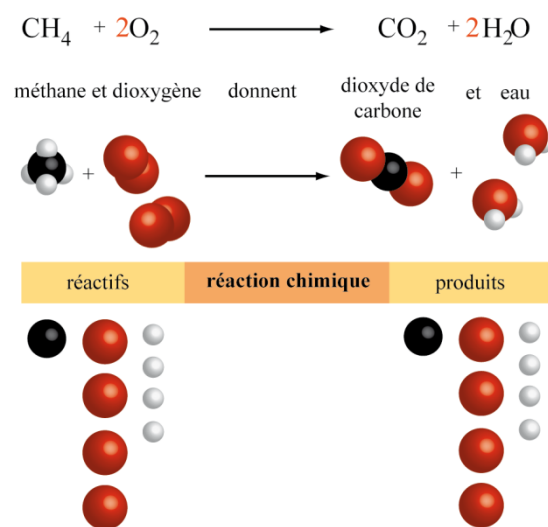
En nous penchant un peu plus sur cette équation, vous remarquez – hélas ! trois fois hélas ! – que le nombre d'hydrogènes n'est pas correct non plus. Il y en avait quatre au départ, et il n'y en a plus que deux à la fin ! Or, s'ils avaient été transférés dans une autre molécule, celle-ci devrait figurer dans l'équation ! Toutes ces erreurs sont *évidentes* si vous regardez la représentation atomique (celle d'en bas).

Comment faire ? Comment réconcilier le fait que ces deux réactifs donnent *bel et bien* du dioxyde de carbone et de l'eau ? Le tout est de se dire *qu'il manque quelque chose*. Et c'est effectivement le cas. En observant l'équation, on s'aperçoit très vite qu'elle implique du carbone, de l'hydrogène, et de l'oxygène. Comme c'est l'oxygène qui semble « apparaître », il faut se pencher sur la question.

Et si, au départ, il y avait eu **deux** molécules de dioxygène et donc **quatre atomes d'oxygène** ? Vous allez me dire : « dans ce cas, nous aurons quatre atomes d'oxygène à la fin ! ». C'est vrai. Mais alors envisageons aussi qu'il y ait, pour une raison ou une autre, **deux** molécules d'eau, à la fin, pour compenser ! Nous aurions... deux oxygènes sur le dioxyde de carbone, et deux oxygènes appartenant à deux molécules d'eau et donc... **quatre** oxygènes à la fin ! En plus, l'avantage de cette hypothèse est qu'avec deux molécules d'eau à la fin, nous aurions aussi... **quatre hydrogènes** ! Et c'est la *seule solution* ! En réalité, cette réaction implique **une** molécule de méthane, **deux** molécules de dioxygène et donne **une** molécule de dioxyde de carbone et **deux** molécules d'eau.

Ce processus de pensée permet d'**équilibrer** l'équation chimique. En d'autres termes, il permet de trouver le nombre de molécules *réellement* impliquées dans une réaction

chimique, de sorte que le principe de Lavoisier soit respecté. Evidemment, parfois, cela peut s'avérer très complexe.



Quoi qu'il en soit, vous observez, dans les produits finaux, que **les atomes se sont recombines**. Par cette expression, le chimiste veut dire que les atomes des molécules de départ se sont **réorganisés**, ont formé de nouvelles liaisons, et ont généré de nouvelles molécules. C'est pour cette raison que le nombre d'atomes ne peut pas changer !

Pour comprendre comment les atomes se recombinent, c'est un peu plus compliqué, mais il faut savoir que, généralement, le nombre de liaisons autour d'un atome donné (par exemple le carbone) est **le même** dans les réactifs et dans les produits. La règle de formation des liaisons ne change pas. Dans le méthane, le carbone forme 4 liaisons simples, et dans le dioxyde de carbone, il forme *deux liaisons doubles*, qui équivalent également à 4 liaisons simples (*voir Chap. 2*) (et ceci parce qu'une liaison double compte 4 électrons, comme dans 2 liaisons simples).

Comment les liaisons peuvent-elles se recombinaison ? Comment peut-on réorganiser des liaisons au sein d'une molécule ? C'est ce que nous allons voir.

## 2. La réaction chimique est une réorganisation des liaisons.

Pour changer les connexions entre les atomes – réorganiser les liaisons –, il faut de l'**énergie**. Tout comme faire changer un électron d'orbitale nécessite de l'énergie, changer une liaison de place requiert aussi de l'énergie – parce qu'il faut « casser des liaisons » et changer l'état des électrons ! Dans le cas de la combustion, il est évident que l'énergie vient de la chaleur de la flamme. Mais pour les autres réactions ? Après tout, certaines se produisent à température ordinaire, et même à basse température ! Alors comment ?

Il y a plusieurs façons de fournir l'énergie nécessaire à la réaction : la chaleur, les photons énergétiques (on parle de photochimie), mais aussi les **collisions**. Eh oui, les molécules peuvent aussi entrer en collision entre elles, et ces

chocs nécessitent et produisent de l'énergie. Dans la vie courante, on voit bien qu'une collision entre une voiture lancée à 80 km/h et un mur de béton conduit à la déformation complète du véhicule. L'énergie cinétique (celle conférée par la vitesse et la masse de l'objet) est libérée au cours d'un choc, et conduit à la déformation de la structure du métal (au niveau atomique !). Il en va de même pour les molécules.

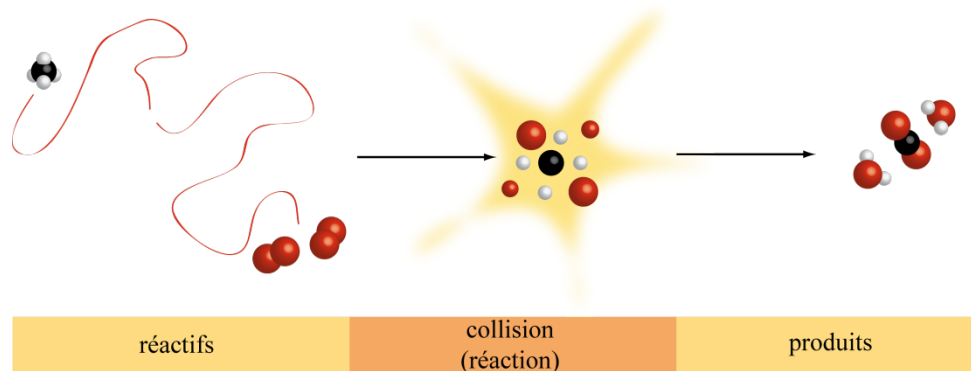
En fait, il faut s'imaginer des molécules se déplacer dans l'espace. Plus elles vont vite, et plus leur énergie cinétique est élevée (voir **Encart**), et donc plus les chocs qu'elles subiront en se rencontrant au hasard, seront énergétiques. Lorsque la température est au zéro absolu (c'est-à-dire proche de  $-273$  degrés Celsius), les molécules sont immobiles, elles ne se déplacent pas, et elles ne vibrent pas. Si l'énergie extérieure était nulle, c'est ce qu'il se produirait. Mais si vous commencez à fournir de l'énergie à ces molécules, par exemple sous forme de chaleur, elles vont commencer à vibrer et à se déplacer. Plus vous leur fournirez d'énergie, et plus elles se déplaceront – plus elles iront vite et plus elles seront **agitées**.

Lorsque vous mesurez la **température** d'un gaz ou d'une solution, vous mesurez *en réalité* l'**agitation** des molécules. L'énergie communiquée, elle, est quantifiée par le **chaleur**, qui se mesure en Joules, et non en degrés. La différence est importante ! Néanmoins, plus vous communiquez d'énergie sous une forme ou une autre, et plus la température va augmenter, *parce que vous augmenterez l'agitation des molécules*. Donc, en somme, si la température est élevée, cela signifie que beaucoup d'énergie est communiquée aux molécules et qu'elles sont agitées. Leur vitesse moyenne est ainsi plus grande. C'est pour cette raison que la vitesse

d'une réaction chimique augmente avec la température, parce que les molécules vont plus vite, et se rencontrent plus souvent.

La réaction de combustion du méthane n'est pas impossible à température ambiante, mais elle est en réalité *très lente*. Statistiquement, les molécules impliquées dans la réaction « ne vont pas assez vite » pour que les chocs qu'elles subissent soient significativement productifs. Ils *peuvent* l'être, mais très rarement. Si vous utilisez une flamme (de l'énergie), vous allez communiquer son énergie aux molécules de méthane et d'oxygène de l'air, et elles vont immédiatement entrer dans un état d'agitation important. Ainsi, elles se rencontreront aussi plus souvent, et surtout, entreront en **collision** plus souvent et plus rapidement. Ces collisions fourniront l'énergie nécessaire à la réaction chimique. La réaction est *plus rapide*. Le choc produit va déstabiliser les liaisons, changer l'état énergétique des paires liantes et des électrons, et favoriser leur réarrangement. Une fois réarrangés, les atomes forment de nouvelles liaisons et de nouvelles molécules (**Fig. 1**).

Certaines liaisons ne sont pas aussi solides que d'autres – elles sont peu énergétiques – donc leur réorganisation ne requiert pas d'énergies importantes, d'autres sont très solides, et nécessitent de hautes énergies (ou de hautes températures pour que les vitesses augmentent et que les chocs soient plus violents). Ainsi, il existe des réactions qui peuvent se produire à température ordinaire, et d'autres qui ne le peuvent pas tant que la température (ou l'énergie communiquée) n'est pas plus grande. Certaines sont possibles à basse température. En réalité, *tout dépend de la stabilité des molécules elles-mêmes* (leur solidité), et donc de *l'énergie des liaisons et des atomes* qui la constituent.



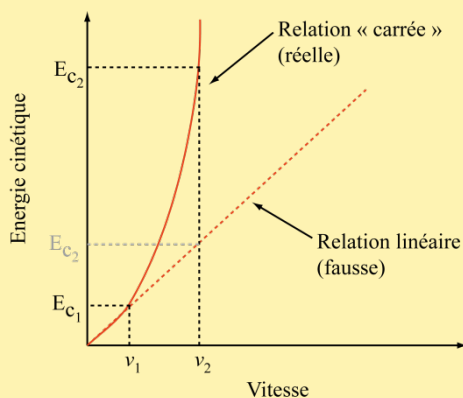
**Figure 1 : Théorie des collisions.** Les réactions chimiques entre molécules impliquent qu'elles se rencontrent pour que les liaisons qui les constituent puissent se réarranger entre leurs atomes, et donner naissance à de nouvelles molécules. L'énergie de la collision favorise la rupture des liaisons. Plus une molécule est rapide et plus son énergie cinétique est importante, donc, plus l'énergie libérée au cours d'une collision sera importante. Si l'énergie est suffisante, les liaisons changent d'état et peuvent se briser. Si les molécules entrent en collision dans une orientation favorable, le réarrangement des liaisons donnera une ou plusieurs nouvelles molécules finales.

## Encart – Température, vitesse et énergie cinétique.

Une molécule est un morceau de matière. Chaque molécule, parce qu'elle est constituée d'atomes, et que ces atomes sont reliés entre eux par des liaisons, possède une *énergie intrinsèque* qui correspond à toutes les énergies internes (énergie des atomes, des liaisons, énergie potentielle, énergie absorbée, etc...). A cette énergie intrinsèque, on peut ajouter une quantité d'énergie qui n'apparaît que lorsque l'objet se *déplace*. C'est l'**énergie cinétique**. Elle s'exprime en fonction de la *masse* et du carré de la *vitesse* :

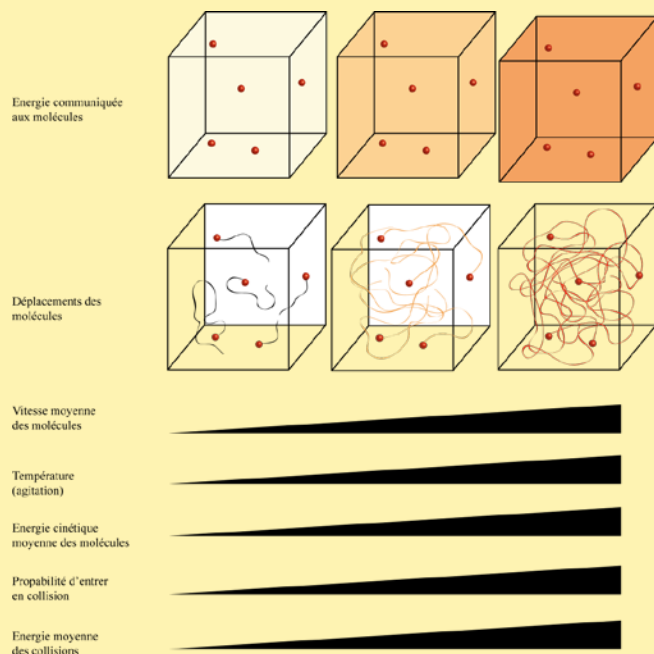
$$E_c = \frac{1}{2}mv^2$$

De cette équation, on apprend que l'énergie cinétique  $E_c$  augmente en fonction de la masse et de la vitesse. Si la masse est constante (parce exemple lorsqu'une molécule a une masse donnée), la modification de la valeur de l'énergie cinétique passe par un changement de la *vitesse*. Ici, la vitesse est élevée au carré ( $v^2$ ), ce qui signifie que l'énergie cinétique n'augmente pas linéairement (proportionnellement) avec la vitesse, mais beaucoup plus fortement, comme on le voit sur le graphique suivant. On y voit clairement que pour deux vitesses  $v_1$  et  $v_2$ , l'énergie cinétique correspondante est bien plus grande dans le second cas que dans le cas où la relation est linéaire. Donc, plus la vitesse est élevée, et plus l'énergie cinétique est grande.



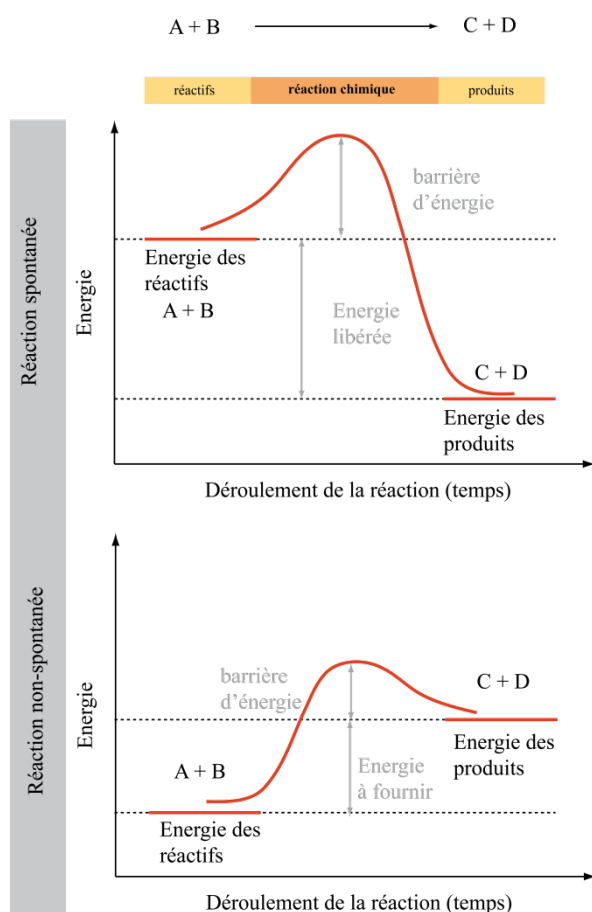
L'énergie cinétique d'un objet augmente lorsque sa vitesse augmente. Dans le cas de molécules dans un espace clos, plus l'énergie fournie au système est importante, et plus elles en absorberont. Ce faisant, elles pourront bouger plus vite, se déplaceront plus loin (seront plus agitées) et acquerront davantage d'énergie cinétique. Les chocs entre elles seront donc plus probables mais aussi plus énergétiques !

Dans un volume d'espace (représenté dans la figure suivante par un cube), les molécules se distribuent au hasard. Elles peuvent se déplacer. Si l'énergie qui leur est communiquée est nulle, elles ne se déplacent pas – ce serait le cas si on plaçait ce volume d'espace au zéro absolu. Si on communique de l'énergie aux molécules (sous forme de chaleur, de lumière, d'électricité, etc...), elles auront tendance à l'absorber. Ce faisant, elles augmentent leur capacité à changer d'état et à se déplacer. Plus l'énergie fournie est importante, et plus les déplacements deviennent importants. C'est pour cette raison, par exemple, que des métaux fondent lorsqu'on les chauffe (l'énergie est alors communiquée sous forme de chaleur) : les atomes (ou les molécules) finissent par se déplacer tellement efficacement qu'ils ne sont plus liés entre eux sous forme de solide, et se comportent comme des liquides. Il en est de même pour la glace, les roches ou n'importe quel type de solide. De même, les molécules de gaz possèdent le même comportement, et se déplacent plus vite lorsque l'énergie communiquée augmente. Ainsi, plus l'énergie est importante, et plus les molécules se déplacent vite, et plus leur énergie cinétique est importante. On dit que l'**agitation** est importante. Cette agitation caractérise la **température**. Plus un ensemble d'atomes ou de molécules est agité, et plus la température est élevée. Il est donc important de différencier l'énergie (qui donne la capacité aux molécules de bouger, et d'acquérir de l'énergie cinétique) et la température (qui quantifie l'agitation *moyenne* des molécules, et donc leurs vitesses moyennes).



### 1.3. Encore une histoire d'énergie !

Comme dans tous les processus atomiques ou moléculaires, une réaction chimique dépend de paramètres énergétiques. Vous savez déjà qu'une molécule possède un certain niveau d'énergie qui dépend des atomes qu'elle contient, ainsi que des liaisons qui la constituent. Cette énergie est importante dans notre réflexion, parce qu'elle définit la **stabilité** de la molécule. Plus l'énergie d'un composé est importante, et moins il est stable. Inversement, plus elle est faible, et plus il est stable ! Ainsi, au cours de la réaction, cette énergie est critique pour déterminer si le processus de réarrangement aura lieu, mais aussi pour savoir si les **produits** seront stables. En fait, ce qui détermine la formation d'un produit plutôt qu'un autre dépend de leur stabilité. Si une réaction entre plusieurs réactifs peut donner plusieurs produits différents, ceux qui se formeront seront ceux qui seront les plus stables.



**Figure 2 : Spontanéité d'une réaction.** On considère des réactifs (A et B) qui peuvent réagir entre eux pour donner des produits (C et D). Une réaction est possible (spontanée) si l'énergie des produits (C+D) est inférieure à celles des réactifs (A+B). Il y a donc libération d'énergie ! De plus, pour que la réaction soit possible, il faut que les réactifs franchissent une *barrière énergétique*, qui représente l'énergie nécessaire à casser et réorganiser les liaisons entre les atomes. Pour les réactions non-spontanées, les produits sont plus énergétiques que les réactifs : il faut donc fournir de l'énergie pour la rendre possible.

Pour une réaction chimique, le principe est également le même. Les études thermodynamiques ont montré depuis longtemps qu'une *réaction est spontanée* (elle peut avoir lieu) si l'énergie des produits est plus faible que celle des réactifs de départ. En d'autres termes, il y a *perte d'énergie*, ou, dit encore autrement, la réaction *produit de l'énergie*. Au contraire, si l'énergie des produits est plus importante que celle des réactifs de départ, alors la réaction ne pourra pas avoir lieu, car cela suppose une *acquisition d'énergie*, elle sera dite *non-spontanée* (**Fig. 2**). Donc, pour qu'une réaction non-spontanée se produise, il faut *fournir* de l'énergie.

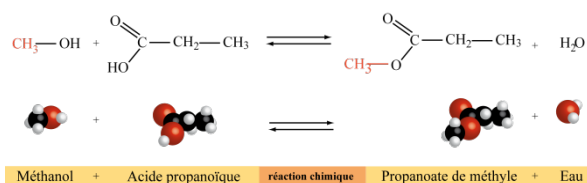
Le caractère spontané ou non-spontané d'une réaction dépend des conditions. Ainsi, des réactions non-spontanées à température ambiante pourront par exemple devenir spontanées à température élevée ou au sein d'un champ magnétique, car ces environnements permettront de puiser de l'énergie extérieure, ce qui favorisera l'apparition des produits plus riches en énergie.

Si vous pouviez suivre la valeur de l'énergie des réactifs – et ensuite des produits – au cours d'une réaction **spontanée**, vous verriez que pendant la réaction, l'énergie *augmente* soudainement, et devient supérieure à celle des réactifs (**Fig. 2**). En réalité, cette énergie représente ce qu'on appelle la **barrière énergétique** de la réaction. C'est une énergie qui doit être *fournie* aux réactifs pour qu'ils puissent réagir entre eux, c'est-à-dire pour que les liaisons puissent se réorganiser. Comment cette énergie est-elle conférée aux molécules ? Par les **collisions**. Donc, pour qu'une réaction ait lieu, il faut aussi que l'énergie des chocs soit suffisante pour que les liaisons se réorganisent. C'est *exactement* ce dont je parlais dans la partie précédente ! La barrière énergétique peut être franchie si l'énergie *cinétique* des molécules est suffisante. Pour une réaction non-spontanée, le principe est le même, mais vous devez *d'abord* fournir l'énergie qui est nécessaire à rendre la réaction faisable. En conclusion, la possibilité d'une réaction dépend de son caractère spontané ou non-spontané (et donc de considérations énergétiques), et de la capacité des réactifs à franchir la barrière énergétique. Si la barrière est franchie facilement, la réaction est rapide, sinon, elle est plus lente. Il est possible d'augmenter la vitesse de réaction – et donc la facilité avec laquelle les réactifs franchissent la barrière – en fournissant de l'énergie, pour que les molécules entrent en collision plus souvent, et avec plus de force : vous pouvez donc chauffer le milieu (chaleur), le soumettre à des décharges électriques (flux d'électrons), l'irradier (photons énergétiques), etc.

Rien n'interdit aux produits d'une réaction de réagir à nouveau entre eux, et de redonner les réactifs de départ. Cela dépend également de considérations énergétiques, mais si c'est possible, la réaction est dite **réversible**.

Il existe des réactions qui peuvent aller dans les deux sens, même dans le cas des réactions biologiques. Par exemple, la réaction entre le méthanol et l'acide propanoïque (**Fig. 3**) donne le propanoate de méthyle et de l'eau mais peut aussi,

une fois ces produits formés, redonner du méthanol et de l'acide propanoïque. C'est pour cette raison qu'on utilise une double-flèche. On dit que c'est une réaction d'équilibre.



**Figure 3 : Exemple de réaction chimique** pouvant aller dans les deux sens. Le méthanol et l'acide propanoïque peuvent réagir entre eux et former le propanoate de méthyle et de l'eau. La réaction peut également se produire dans l'autre sens, et utiliser de l'eau et du propanoate de méthyle pour redonner du méthanol et de l'acide propanoïque. Le sens de la réaction dépend des quantités relatives des réactifs et des produits. Par exemple, si tous les composés sont présents en même temps, mais que l'eau est en excès, la réaction majoritaire sera celle dans le sens indirect (de la droite vers la gauche). Si, au contraire, le méthanol est en excès, c'est la réaction dans le sens direct qui aura le plus de chances de se produire.

Beaucoup de paramètres peuvent influencer le sens dans lequel les réactions d'équilibre peuvent se produire dans des conditions données. Par exemple, dans notre cas, si la réaction est effectuée dans l'eau, la molécule  $H_2O$  sera *largement en excès*, ce qui signifie que l'eau sera abondante par rapport aux autres molécules. Si c'est le cas, alors la réaction réverse (de la droite vers la gauche) sera majoritaire. On dit que l'équilibre est déplacé dans le sens réverse. Si la réaction est effectuée en *l'absence d'eau* (mais en présence de tout le reste), alors la réaction dans le sens direct (de la gauche vers la droite) aura lieu.

Bien sûr, si vous commencez la réaction avec *seulement* les deux réactifs (méthanol et acide propanoïque), la réaction ne peut aller que dans un sens : celui de la formation des produits. Mais dès que cette réaction débutera, les produits (propanoate de méthyle et eau) commenceront à s'accumuler, et à réagir entre eux pour retourner dans l'autre sens. Plus il y aura de produits, et plus cette réaction réverse aura de chances de se produire. En somme, *la réaction a tendance à se produire dans le sens de la formation des composés les moins abondants*. C'est un principe connu sous le nom de Loi de Le Chatelier – dont la formulation réelle est extrêmement complexe, et suppose la connaissance des lois de la thermodynamique. Evidemment, les choses peuvent être beaucoup plus complexes, car le sens d'une réaction d'équilibre dépend aussi de l'acidité, de la pression, de la température ou même de la concentration !

**Remarque :** Une réaction chimique comme la réaction réverse de la Fig. 3 est appelée une **hydrolyse**. En effet, la molécule d'eau conduit à la destruction du propanoate de méthyle en méthyle et en acide propanoïque. Comme une

seule molécule carbonée est séparée en deux molécules différentes, il s'agit d'une **lyse** (une cassure) médiée par de l'eau, d'où le terme **hydrolyse**.

#### 1.4. Il existe de nombreux types de réactions.

Dans la nature, on pourrait s'amuser à compter les différents types de réactions qui peuvent se produire. Dans notre exploration, nous n'aurons besoin de nous familiariser qu'avec quelques unes d'entre elles (Fig. 4). Je les ai regroupées en plusieurs types (1 à 9), mais il en existe d'autres. Les noms que je leur ai attribués sont la plupart du temps les vrais noms qu'on utilise en chimie, mais parfois, je les ai appelés différemment, pour plus de clarté (Fig. 4). On peut donc compter les réactions intramoléculaires (1) qui consistent simplement en un changement dans la géométrie de la molécule. Ce sont des réactions qu'on retrouve souvent dans les cellules, comme les « isomérisations ».

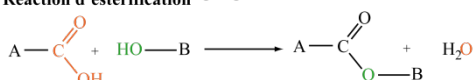
Les réactions de décomposition (2) concernent tous les processus qui détruisent une molécule pour en donner une ou plusieurs autres. Parmi elles, on peut compter la déprotonation – la perte d'un hydrogène, et la conservation de son électron par la molécule, ce qui conduit à l'apparition d'un hydrogène chargé positivement ( $H^+$ ). Or, un hydrogène sans électron, c'est... un **proton** (voir Chap. 1). La réaction de combinaison (3) permet de joindre deux molécules en une seule. On peut y compter la réaction inverse de la précédente : la protonation.

La réaction (4) que j'ai nommée « combinaison » est en réalité une généralisation de toutes les autres réactions, et pourrait décrire tout type de processus. La réaction d'oxydation (5) et son corolaire, la réaction de réduction (6) sont très courantes dans les cellules, et sont impliquées dans les processus énergétiques. Elles impliquent la perte (5) ou le gain (6) d'un ou plusieurs électrons. Il ne s'agit pas nécessairement d'une ionisation, car une molécule chargée positivement qui subit une réduction devient neutre, ou une molécule chargée négativement qui subit une réaction d'oxydation devient également neutre. Le type de réaction suivant – de condensation – (7) permet de lier deux molécules (A et B) entre elles, et de former simultanément une molécule d'eau. La réaction de la Fig. 3 est un exemple de condensation. C'est un type de réaction extrêmement fréquent dans les processus biologiques. On peut y compter l'**estérification** (qui implique une molécule contenant un groupe d'atomes appelé *groupe carboxyle*, noté en rouge, et un groupe appelé *hydroxyle*, noté en vert), qui, une fois liés, donnent naissance à un type de molécule appelé un **ester**. L'amidation est également une condensation, mais elle implique un *carboxyle* et une amine (une molécule contenant un *groupe amine*, noté en vert). Certaines molécules biologiques peuvent être composées de dizaines, de centaines ou de milliers de molécules assemblées de cette manière. Dans ce cas, on parle de **polymérisation**. Il s'agit du même processus, mais impliquant un grand nombre de molécules ajoutées les unes aux autres (vous verrez que c'est le cas pour la fabrication des protéines ou de l'ADN).

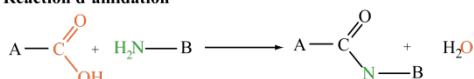
L'**hydrolyse** est le processus inverse, qui, grâce à une molécule d'eau, détruit les liaisons ester et sépare à nouveau les deux molécules.

① Réaction intramoléculaire	$A \longrightarrow B$
② Réaction de décomposition	$A \longrightarrow B + C$
③ Réaction de combinaison	$A + B \longrightarrow C$
④ Réaction de combinaison	$A + B \longrightarrow C + D$
⑤ Réaction d'oxydation	$A \longrightarrow B + e^-$
⑥ Réaction de réduction	$A + e^- \longrightarrow B$
⑦ Réaction de condensation	$A + B \longrightarrow A-B + H_2O$
⑧ Réaction de photolyse	$A-B + h\nu \longrightarrow A\cdot + \cdot B$
⑨ Réaction de pyrolyse	$A + \text{Energie} \longrightarrow B + C$

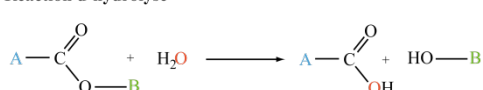
Réaction d'estérification ④ ⑤



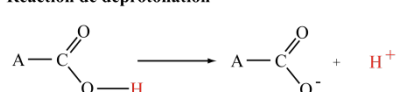
Réaction d'amidation ④ ⑤



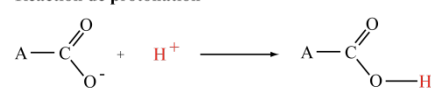
Réaction d'hydrolyse ④



Réaction de déprotonation ②



Réaction de protonation ③



**Figure 4 : Différents types de réactions chimiques.** Les réactions du haut représentent différents types de réactions rencontrées dans la nature. Les réactions du bas représentent quelques exemples concrets (les numérotations montrent à quel(s) type(s) de réactions générales elles appartiennent). Les explications sont dans le texte.

Toutes ces réactions sont *purement chimiques*, car elles impliquent uniquement des molécules. Or, dans la nature, d'autres réactions existent, comme la photolyse (8). Elle implique l'intervention d'un photon – généralement énergétique – capable de « couper » une liaison covalente, provoquant la séparation équitable des deux électrons dans les deux molécules produites. Ce sont des réactions qu'on rencontre dans la haute atmosphère, sous l'effet des rayons UV du soleil, ou sous l'effet des rayons X. A la surface des corps glacés du système solaire, on rencontre beaucoup de réactions de photolyse. Plus généralement, on parle de **photochimie**.

Le dernier type de réaction que j'ai présenté (mais encore une fois, il en existe beaucoup d'autres) concerne la pyrolyse, ou la décomposition de molécules sous l'effet de la chaleur. La chaleur peut, si elle est suffisante, provoquer

la destruction de certaines liaisons, et produire une, deux ou plusieurs molécules finales.

### 1.5. La catalyse d'une réaction.

Vous connaissez maintenant à peu près tous les secrets d'une réaction chimique, mais il reste encore un aspect important que nous n'avons pas abordé. La **catalyse**. En réalité, nous avons déjà mis un pied dans ce domaine en parlant de l'effet de la température sur les réactions chimiques. En effet, vous savez maintenant que pour augmenter la vitesse d'une réaction (en augmentant l'agitation des molécules, pour que les chocs entre elles soient plus énergétiques), vous pouvez augmenter l'énergie que vous leur communiquez. Pour ce faire, vous pouvez augmenter la température. Si la réaction est plus rapide, c'est principalement parce que vous fournissez suffisamment d'énergie aux molécules pour qu'elles franchissent la *barrière énergétique* qui les sépare de la formation des produits.

Il existe un autre moyen d'augmenter la vitesse d'une réaction : *diminuer l'énergie de la barrière énergétique*. On appelle cela une **catalyse**. Si vous parvenez à baisser la valeur de la barrière énergétique, vous facilitez la formation des produits, puisque la réaction est plus facile à atteindre. Généralement, pour ce faire, les chimistes utilisent des **catalyseurs**. Ce sont des composés ajoutés au milieu réactionnel qui ne *participent pas directement à la réaction*, mais qui ont la propriété de modifier les caractéristiques énergétiques de la réaction, et de *diminuer l'énergie de la barrière*. Ainsi, en utilisant un catalyseur, vous *augmentez la vitesse de la réaction*.

Pour comprendre comment ils agissent, il faut se rappeler que la réaction implique un moment où des liaisons se défont, et d'autres se créent. A ce moment, on se trouve dans un état qui n'est ni celui des réactifs, ni celui des produits, mais un état intermédiaire, appelé **état transitoire** (car il est très court), pendant lequel tous les atomes sont orientés de telle manière que les liaisons peuvent et sont *en train* de s'échanger. Si cet état est perturbé ou mal orienté, on ne franchit pas la barrière, et on retourne spontanément aux réactifs (à l'état initial) sans former les produits. Ceci a tendance à ralentir les réactions. Un **catalyseur** permet de *favoriser* l'arrivée à l'état transitoire, et même de le *stabiliser*. Ainsi, non seulement il diminue la valeur énergétique de la barrière – en stabilisant l'état transitoire – mais il permet aussi de le favoriser, ce qui augmente considérablement les chances de former les produits de la réaction. Il n'est donc pas étonnant que les catalyseurs puissent augmenter la vitesse d'une réaction d'un facteur mille ou dix mille !

En résumé, un catalyseur ne rend pas possible une réaction impossible, il ne fait qu'*accélérer* une réaction déjà possible.

## Conclusion

Dans ce chapitre, nous avons abordé une notion fondamentale aussi bien en chimie qu'en biochimie (la science qui étudie la chimie de la vie) : les molécules et les atomes peuvent réagir entre eux au hasard des chocs qui se produisent entre eux, et former de nouvelles molécules (des produits). C'est ce qu'on appelle une **réaction chimique**. Dans la nature, on peut ainsi dénombrer des millions de réactions différentes, qui impliquent une diversité gigantesque de composés différents. Par exemple, en ce moment même quelque part à la surface d'une comète se rapprochant du soleil, et sous l'effet des photons énergétiques produits par notre étoile (photochimie), des molécules très simples comme l'eau ( $\text{H}_2\text{O}$ ) sous forme de glace, le monoxyde de carbone ( $\text{CO}$ ) et le dioxyde de carbone ( $\text{CO}_2$ ) réagissent entre elles, et donnent des produits tels que glyoxal ( $\text{C}_2\text{H}_2\text{O}_2$ ), le méthylglyoxal ( $\text{C}_3\text{H}_4\text{O}_2$ ) ou l'acroléine ( $\text{C}_3\text{H}_4\text{O}$ ). Eux-mêmes réagiront entre eux, et avec l'ammoniac ( $\text{NH}_3$ ) pour donner des acides aminés tels que la glycine. De même, à l'intérieur de vos cellules, tout un tas de réactions chimiques, catalysées par des enzymes (protéines), sont en train de produire les composés indispensables à la survie de vos cellules ou à l'entretien et la transmission de votre information génétique. Puisque les réactions chimiques sont aussi importantes aussi bien que pour la vie que pour comprendre l'apparition des molécules qui la constituent (dans l'espace, par exemple), il fallait que notre exploration passe par cette contrée ! Vous ne vous en êtes peut-être pas aperçus, mais vous êtes maintenant suffisamment outillés pour aborder des notions bien plus complexes. Rendez-vous au prochain chapitre !