

# Comprendre la physico-chimie par la plongée sous-marine Comprendre la plongée sous-marine par la physico-chimie

*Pierre Letellier, actuellement Professeur émérite à l'Université Pierre et Marie Curie (Paris VI), a été professeur de thermodynamique dans cette même université et à l'École Nationale Supérieure de Chimie ParisTech. Il est également moniteur breveté d'état 2<sup>e</sup> degré (BEES 2) de plongée sous-marine.*

Ce chapitre se veut une réflexion sur les rapprochements que l'on peut effectuer entre deux domaines qui peuvent paraître totalement disjoints : la chimie et la plongée sous-marine. D'un côté, la chimie qui est

un domaine scientifique, expérimental et industriel. De l'autre, la plongée sous-marine, qui est une activité qui relève du sport et du loisir. La réflexion présentée n'est pas bâtie artificiellement pour illustrer les relations entre le sport et la chimie ; elle résulte de l'expérience d'un professeur chargé d'enseigner la thermodynamique et la physico-chimie des solutions au niveau universitaire. Pour un certain nombre d'étudiants (et parfois d'enseignants), ces deux matières sont perçues comme un véritable cauchemar.



Figure 1

La plongée sous-marine, une activité de loisir rêvée pour illustrer la physico-chimie.

## 1 Thermodynamique et plongée sous-marine

### 1.1. Comment faire aimer la thermodynamique aux étudiants ?

D'où vient cette réticence des étudiants envers cette discipline ? (Figure 1) On peut supposer qu'elle ne résulte pas du formalisme, car celui-ci est classique en mathématique et tout à fait à leur portée. De la démarche ?... celle-ci est simple. La thermodynamique est un outil de description

conventionnel du comportement des systèmes. Il suffit de se donner des fonctions mathématiques « bien choisies » (Figure 2), des règles, de les suivre strictement et d'en examiner toutes les conséquences. Ce qui est difficile à comprendre pour un élève, c'est que toutes les « petites entités mathématiques » (les dérivées partielles) qui interviennent dans les relations ont **un sens physique précis** généralement lié à des transformations dans des conditions particulières. C'est cette signification qui est mal discernée. Si l'on veut faire appréhender aux élèves les relations entre l'entité mathématique et la réalité physique, il faut les illustrer par des exemples expérimentaux simples et accessibles. Ceux-ci peuvent être créés artificiellement au sein de travaux pratiques – aussi bien au lycée qu'à l'université –, mais le plus attrayant est de les rechercher dans notre quotidien. Nous sommes entourés de faits auxquels nous n'accordons généralement aucune importance tant ils sont habituels, qui illustrent parfaitement les relations de la thermodynamique et de la physico-chimie. Tout notre environnement est thermodynamique. Par exemple, pour faire sécher du linge, nous le plaçons dans un endroit aéré ; cette simple constatation permet d'aborder le phénomène de l'évaporation, d'introduire et illustrer les relations qui le caractérisent. Examinons les deux égalités de la Figure 2 : la première, qui semble formellement compliquée, caractérise simplement le fait que la température d'ébullition des

liquides augmente avec la pression : c'est le principe des cocotes minutes. La deuxième exprime le fait que la tension superficielle<sup>20</sup> d'un liquide varie lorsque l'on ajoute un soluté : c'est l'effet tensioactif<sup>21</sup> que l'on va retrouver dans les phénomènes de mouillage ou de détergence. Il est passionnant de dénicher, dans notre vie de tous les jours, des situations qui éclairent les relations démontrées en cours. À ce titre, le sport, par sa diversité, constitue un vaste domaine d'illustration.

20. On attribue aux interfaces entre deux milieux condensés (liquide ou solide) ou entre un milieu condensé et un gaz (solide/gaz ou liquide/gaz) une énergie interfaciale. Celle-ci varie proportionnellement avec l'aire de l'interface, A. Le coefficient de proportionnalité  $\gamma$  est la tension interfaciale (cas de deux milieux condensés) ou superficielle (cas d'une interface milieu condensé/gaz). Pour une même aire, l'énergie interfaciale est d'autant plus grande que la valeur de  $\gamma$  (exprimée en  $\text{N}\cdot\text{m}^{-1}$ ) est élevée. La valeur de la tension superficielle de l'eau est grande :  $72 \text{ N}\cdot\text{m}^{-1}$  à  $298 \text{ K}$ .

21. Un tensioactif est un composé qui modifie la valeur de la tension superficielle d'un liquide. Les composés tensioactifs sont le plus souvent des molécules amphiphiles, c'est-à-dire qui présentent deux parties de polarité différente, l'une lipophile (qui dissout les matières grasses) et apolaire, l'autre hydrophile (miscible dans l'eau) et polaire. Ces composés diminuent la valeur de la tension superficielle de la solution. Ils permettent également de solubiliser des phases non miscibles à l'eau, (les matières grasses par exemple), en interagissant avec elles et en les rendant hydrophiles (effet détergent).

**outil**

$$U = U(S, V, n_1, n_2, A, \dots)$$

$$dU = \left(\frac{\partial U}{\partial S}\right)_{V, n_i, A} dS + \left(\frac{\partial U}{\partial V}\right)_{S, n_i, A} dV$$

$$+ \left(\frac{\partial U}{\partial n_1}\right)_{S, V, n_2, A} dn_1 + \left(\frac{\partial U}{\partial n_2}\right)_{S, V, n_1, A} dn_2 +$$

$$\left(\frac{\partial U}{\partial A}\right)_{S, V, n_i} dA + \dots$$

$$dU = TdS - PdV + \mu_1 dn_1 + \mu_2 dn_2 + \gamma dA + \dots$$

*la température d'ébullition d'un liquide augmente avec la pression*

$$\left(\frac{\partial T}{\partial P}\right)_{S, n_i, A} = \left(\frac{\partial V}{\partial S}\right)_{P, n_i, A}$$

*la tension superficielle d'un liquide diminue lorsqu'on ajoute un tensioactif*

$$\left(\frac{\partial \gamma}{\partial \mu_2}\right)_{A, S, V, n_1} = -\left(\frac{\partial n_2}{\partial A}\right)_{\mu_2, S, V, n_1}$$

Parmi tous les sports, la plongée sous-marine occupe une place particulière par la richesse des situations que l'on peut envisager, et aussi par son attrait.

### 1.2. Pourquoi la physico-chimie et la thermodynamique sont-elles importantes pour le plongeur sous-marin ?

Tout simplement parce que la plongée sous-marine est une activité qui se déroule dans un environnement sous

**Figure 2**

La difficulté de l'enseignement de la thermodynamique et de la physico-chimie n'est pas d'écrire des équations. Elle est de donner un sens physique aux formalismes et de les faire comprendre. Pour cela, il faut trouver des domaines d'application des lois et les traduire en termes simples.



Figure 3

La plongée sous-marine est un loisir qui se pratique dans un environnement sous contrainte...



... une activité « techniquement » facile...



Pour se dérouler en sécurité, il faut comprendre l'origine et les conséquences des contraintes, savoir les négocier : sa pratique doit être raisonnée.

contrainte. Pour sa sécurité, il est important que le plongeur ait pleinement conscience de cette particularité et surtout qu'il en connaisse les conséquences. Pour cela, il doit disposer d'un certain nombre de notions de thermodynamique, de physico-chimie et de chimie. **On ne peut plonger en sécurité que de manière raisonnée (Figure 3)**. Nous allons donc examiner différentes situations en plongée sous-marine, nous interroger sur d'autres et susciter notre curiosité (Figure 4). Nous illustrerons notre propos en adoptant tour à tour la vision du chimiste et celle du plongeur.

Pourquoi dit-on que la plongée sous-marine est une activité sous contrainte ? Chacun sait que sous l'eau, la pression varie avec la profondeur. Lorsque l'on est à la surface, la pression est celle de l'atmosphère, soit environ 1 bar. À mesure que l'on descend sous l'eau, il faut ajouter à cette pression la pression hydrostatique, qui augmente également d'environ 1 bar tous les dix mètres. Ainsi, lorsque l'on plonge à dix mètres de profondeur, on passe de 1 bar à 2 bars, on double la valeur de la pression (Figure 5).

Il faut s'interroger sur l'importance de ces valeurs. Pour mieux prendre la mesure du phénomène, donnons une signification pratique et simple de « 1 bar » : il s'agit, environ, de la pression qui résulte de la force exercée par une masse de 1 kg placée sur une aire de 1 cm<sup>2</sup>. Il faut avoir conscience que l'aire corporelle d'un adulte est comprise entre 1,4 et 2 m<sup>2</sup>. Or 2 m<sup>2</sup> sont égaux à 20 000 cm<sup>2</sup>. Si nous plaçons 1

kg sur chaque cm<sup>2</sup> du corps du plongeur, nous parvenons à une masse de vingt tonnes ! Les forces qui sont mises en jeu dans la plongée sous-marine sont énormes (Figure 5). À la surface de la terre, nous ne nous apercevons pas de l'effet de la pression atmosphérique parce que nous sommes dans un état d'équi-pression<sup>22</sup> : nous respirons de l'air à la pression atmosphérique. Imaginons maintenant que l'on descende à dix mètres : vingt tonnes de plus vont être ajoutées sur notre corps. Si nous ne prenons pas la précaution de rester en équi-pression, nous allons être écrasés par le milieu. C'est pour cette raison qu'il est nécessaire de respirer de l'air comprimé lorsque l'on plonge. La plongée sous-marine est donc une activité qui se pratique à pression variable et en atmosphère dite hyperbare.

## 2 Histoire de la plongée sous-marine

### 2.1. Les débuts de la plongée

Cette nécessité de respirer de l'air comprimé pour descendre sous l'eau a été comprise très tôt. Dès 1680, le physicien Denis Papin (Figure 6) proposa d'alimenter les cloches à plongeurs<sup>23</sup> avec de l'air comprimé

22. Deux corps sont en équi-pression s'il règne la même pression dans chacun d'eux.

23. La cloche à plongeur est un des premiers équipements qui a permis à l'homme d'effectuer des travaux, des expériences ou des explorations sous l'eau. Le dispositif consiste à descendre verticalement dans l'eau à l'aide d'un câble, une chambre sans



Figure 4

Les connaissances de physico-chimie et de chimie vont permettre d'expliquer et illustrer un certain nombre de situations, puis de s'interroger sur d'autres en suscitant notre curiosité.

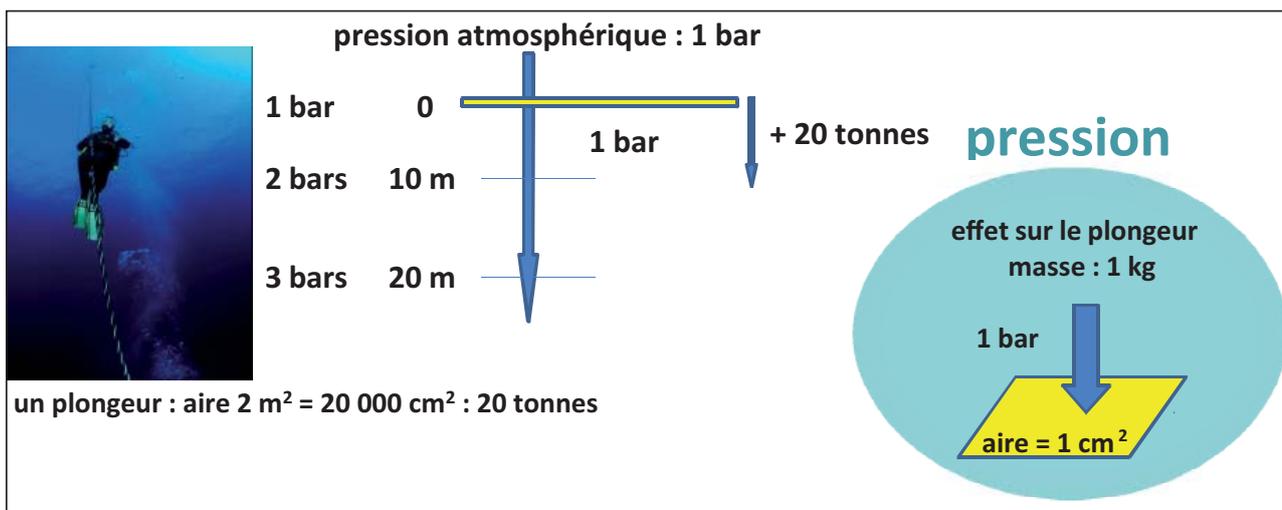


Figure 5

La plongée sous-marine est une activité sous contrainte. À mesure que l'on descend sous l'eau, la pression augmente d'environ 1 bar tous les dix mètres. Contrairement aux liquides et aux solides, les gaz sont compressibles. Il est nécessaire de respirer de l'air comprimé pour ne pas être écrasé par la pression exercée par le milieu.

provenant de pompes situées en surface. C'était une excellente idée, mais également un vœu pieux, car on ne disposait pas à l'époque de pompes capables d'effectuer efficacement ce type de

plancher, qui emprisonne un volume d'air suffisant à l'activité d'une ou plusieurs personnes ; celle-ci pouvant se prolonger si l'air peut être renouvelé.



Figure 6

Le mathématicien et physicien français Denis Papin (1647-1714), connu pour ses travaux sur la machine à vapeur, eut l'idée, en 1680, d'envoyer de l'air de la surface au plongeur.

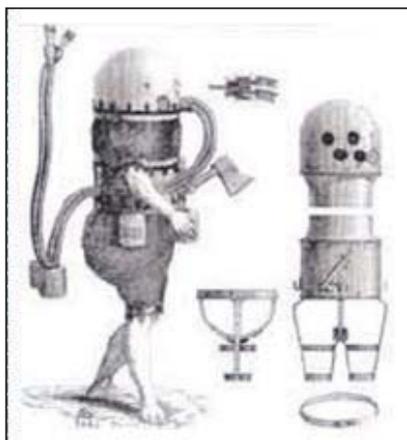


Figure 7

En 1797, le chercheur en mécanique allemand Karl Heinrich Klingert (1760-1828) mit au point un scaphandre dont le casque est métallique et comporte des hublots. La tunique est en peau imperméable, serrée fortement aux bras et aux cuisses. L'air est envoyé de la surface grâce à une pompe. Mais la flottabilité est difficilement contrôlable et les tuyaux et vêtements ne sont pas étanches.

Figure 8

Le chimiste Charles Goodyear (1800-1860) est célèbre pour l'invention de la vulcanisation, à la base de nombreuses applications industrielles du caoutchouc. En 1839, il découvrit qu'en chauffant du latex avec du soufre à 140 °C pendant 45 minutes, on stabilise le matériau. Il venait de créer le caoutchouc. En 1842, il améliora le procédé en chauffant le latex de quatre à six heures à 270 °C en présence de vapeur d'eau sous pression.



transfert de gaz comprimé. Dans les années qui suivirent, le matériel fut amélioré et, vers 1800, on vit apparaître les premiers scaphandres de plongée alimentés en air comprimé. Celui de la **Figure 7** a été proposé par Karl Heinrich Klingert. Il est associé à un système complexe de lest pour maintenir le plongeur au fond. On peut donc considérer qu'à partir de 1800, tous les éléments techniques sont réunis pour que la plongée sous-marine puisse se développer. Restait cependant une difficulté qui n'était pas résolue : celle de l'étanchéité. Il ne suffit pas de fabriquer des pompes performantes, encore faut-il disposer de tuyaux étanches, sans fuite, pour apporter l'air de la pompe au casque du plongeur. Or, à cette époque, les tuyaux n'étaient pas étanches.

L'autre point important concerne la protection du scaphandrier. Sous l'eau, la déperdition calorifique (perte de chaleur entraînant une baisse de température) est énorme. Il est absolument nécessaire de protéger le plongeur par un vêtement étanche. Vers 1800, l'écueil de l'étanchéité a été un véritable frein au développement de l'exploration sous-marine.

## 2.2. La vulcanisation, ou comment résoudre les problèmes d'étanchéité

### 2.2.1. La découverte

À cette époque, un produit nouveau intéressait les industriels et les scientifiques : le latex (voir l'**Encart : « Des polymères pour plonger en**

**sécurité** »). Dans les années 1800-1820, le latex était surtout utilisé pour confectionner des éléments d'habillement demandant une certaine élasticité tels que bretelles et jarretières. Son grand intérêt était également que, déposé sur une toile, il la rendait étanche. La limitation principale de son utilisation réside dans sa tenue en température : à froid il devient cassant et à chaud, il devient poisseux et collant. Son emploi ne pouvait donc convenir pour la plongée sous-marine.

La *première révolution de la plongée sous-marine* vient de la chimie. Elle est due au chimiste américain Charles Goodyear (**Figure 8**) qui, en 1839, découvrit tout à fait fortuitement qu'en chauffant du latex avec du soufre, il obtenait un matériau ressemblant à du cuir, qui restait quelque peu élastique et surtout qui était doté d'une tenue en température tout à fait remarquable. Il venait de découvrir le caoutchouc ! Charles Goodyear était un chercheur et un expérimentateur de génie, mais probablement un très mauvais homme d'affaire puisqu'il ne protégea pas immédiatement son invention... Le brevet sur la fabrication du caoutchouc fût déposé en 1843 par un anglais Thomas Hancock. Son procédé ressemblait à celui de Goodyear. Il l'appela : la vulcanisation.

### 2.2.2. Qu'est-ce que la vulcanisation ?

Le principe de la vulcanisation est simple : les chaînes constituées par les molécules

## DES POLYMÈRES POUR PLONGER EN SÉCURITÉ DU LATEX AU CAOUTCHOUC VULCANISÉ

### Du latex au caoutchouc

Le caoutchouc est un matériau élastique élaboré à partir du latex naturel extrait de l'hévéa (**Figure 9**) : il est récolté sous forme d'un coagulum dont on forme des granulés, que l'on chauffe à 120 °C ; au refroidissement, les granulés se collent entre eux et sont compactés pour donner des balles de caoutchouc.

En tant que polymère, le caoutchouc peut aussi être synthétisé artificiellement par polymérisation. Un polymère est une macromolécule constituée d'un enchaînement d'unités répétitives appelées monomères ; le monomère du caoutchouc est l'isoprène (**Figure 9**).

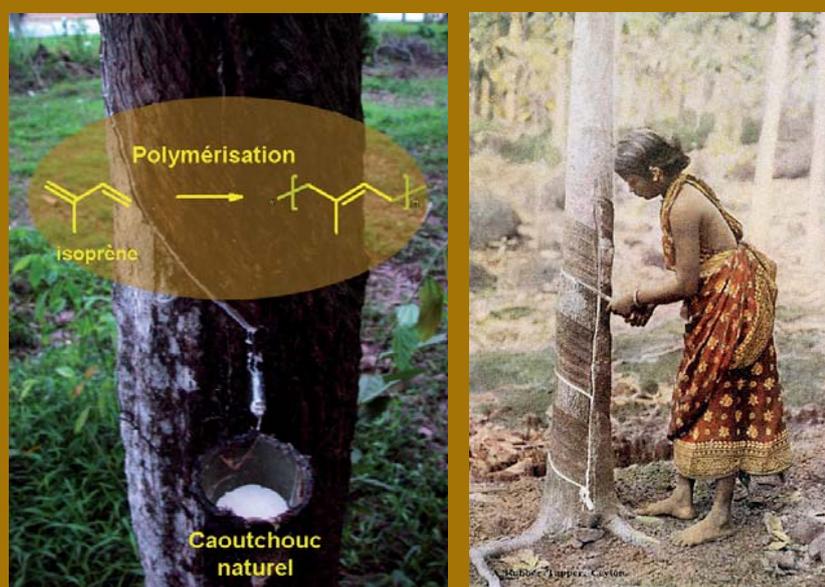


Figure 9

Le latex de l'hévéa se récolte en pratiquant une saignée, c'est-à-dire une incision dans l'écorce de l'arbre de façon à couper des vaisseaux spécifiques, les laticifères, dont le contenu est récolté dans un récipient. À droite, une récolte de latex à Ceylan.

### Le caoutchouc vulcanisé

La vulcanisation est le procédé chimique consistant à incorporer un agent comme le soufre à un élastomère brut comme le caoutchouc, pour former après cuisson des ponts entre les macromolécules. Cette opération rend le matériau moins plastique mais plus élastique (**Figure 10**).

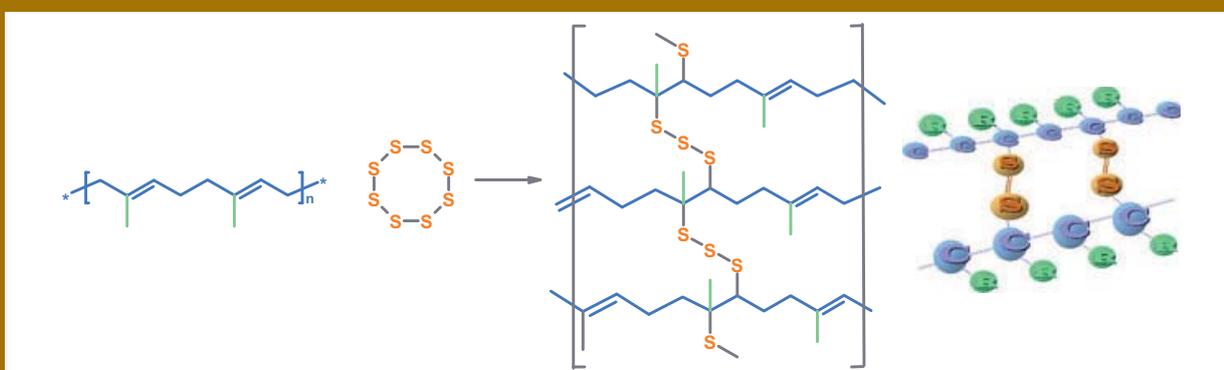


Figure 10

Après incorporation de soufre (en orange) dans le caoutchouc, on obtient un édifice tridimensionnel réticulé. Il est élastique car lorsqu'on exerce une contrainte, il se déforme, puis dès qu'on relâche cette contrainte, il revient à l'état initial, comme le ferait un ressort.

Figure 11

Le scaphandrier « moderne » du Trésor de Rackham le Rouge (A) comporte : une pompe à bras pour transférer l'air comprimé, un tuyau d'air comprimé, un casque en cuivre avec quatre hublots pesant environ vingt kilogrammes, une ligne de vie, un système de communication, un vêtement sec, du lest. Un matériel simple, très performant, mais l'habillement est parfois délicat (B) !

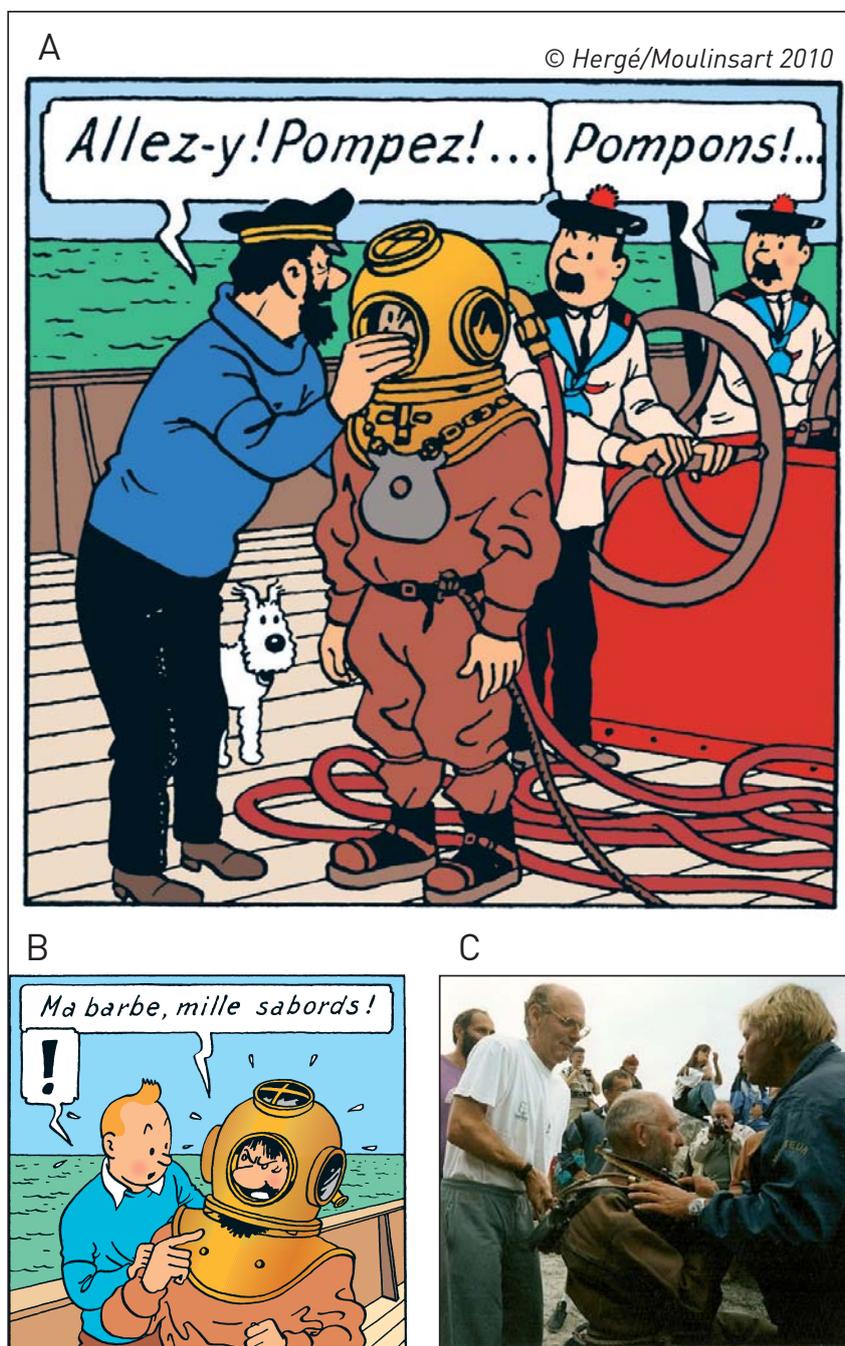
du latex sont labiles<sup>24</sup>, ce qui explique sa mauvaise tenue en température. Lorsque l'on chauffe du latex avec du soufre, on « maille » les chaînes du latex *via* des chaînes d'atomes de soufre. Le nouveau matériau, appelé caoutchouc, est

24. La labilité désigne ici la capacité des molécules à pouvoir se mouvoir les unes par rapport aux autres. Les chaînes linéaires du latex peuvent facilement glisser les unes le long des autres.

élastique et présente une très bonne tenue en température (voir l'*Encart : « Des polymères pour plonger en sécurité »*). Cette matière va permettre de fabriquer des tuyaux et des vêtements étanches pour les scaphandriers. Ainsi, à partir de 1843, grâce à la chimie, les techniques d'exploration sous-marines ont pu se développer.

### 2.3. Les scaphandres

À partir de cette époque, un grand nombre de scaphandres vont être inventés. Les français Rouquayrol et Denayrouze en proposent un en 1864, très performant, qui sera décrit dans le célèbre roman *Vingt mille lieues sous les mers* de Jules Verne. Très rapidement, on en vint au scaphandrier moderne qu'Hergé a immortalisé dans les albums de Tintin, en particulier dans *Le trésor de Rackham le Rouge* (Figure 11). Sur le dessin de la Figure 11A, on retrouve tout le matériel nécessaire « pied lourd ». D'abord une pompe délivrant de l'air comprimé : la pompe à bras sera plus tard remplacée par des pompes thermiques. Puis un tuyau qui amène l'air comprimé au casque du scaphandrier ; celui-ci est en cuivre (environ 20 kg) ; une ligne de vie (corde attachée à la ceinture du scaphandrier, permettant de le remonter en cas d'accident : elle est très rapidement associée à un système de communication). Et surtout, le scaphandrier dispose maintenant d'une combinaison sèche (que l'on continue d'appeler « peau de bouc », sous laquelle il peut enfiler des vêtements chauds afin



de ne pas se refroidir. Enfin, il faut ajouter du lest pour rester au fond : environ 15 kg par chaussure, un « plomb de poitrine » de 20 kg et un « plomb dorsal » également de 20 kg. On peut remarquer sur la **Figure 11A** que Tintin est un garçon robuste : il discute aimablement avec le capitaine Haddock et pourtant, il porte 60 kg sur les épaules ! Ce matériel est très robuste et performant (de nos jours, il est encore possible de l'essayer). Comme le fait remarquer le capitaine Haddock, l'habillement est parfois délicat (**Figure 11B**). Il va cependant permettre d'explorer les fonds marins et de travailler jusqu'à des profondeurs parfois supérieures à 60 mètres. Il sera utilisé jusqu'après la Seconde Guerre mondiale.

Quels sont les avantages et les inconvénients de cette technique d'exploration sous-marine ? L'avantage pour le plongeur est d'être relié à la surface par un tuyau qui lui apporte en permanence de l'air comprimé. Il peut ainsi rester au fond le temps nécessaire pour effectuer son travail. Le désagrément – qui est l'inconvénient de l'avantage – est qu'il est lié à la surface par un tuyau et par sa ligne de vie ; il a donc très peu de liberté pour se déplacer et surtout, il dépend, pour sa survie, totalement de l'équipe de surface (**Figure 12**). C'est pour cette raison qu'a été développée, dans les années 1945-1950, une autre forme de plongée : la plongée autonome. Le commandant J.-Y. Cousteau a été un pionnier en la matière.

## 2.4. La plongée autonome

Dans la plongée autonome, les conditions de plongée changent totalement. Le plongeur transporte sa réserve de gaz respiratoire sous la forme d'une bouteille d'air comprimé. Les avantages sont évidents : on passe d'un matériel qui pesait 90 kg à un matériel de 20 kg, ce qui permet de se déplacer avec aisance. Le plongeur n'est plus lié à la surface, il gagne en liberté. Cependant, l'inconvénient majeur de cette technique est qu'il emporte sa réserve d'air et qu'il doit savoir la gérer. Le risque est de se retrouver au fond à court d'air, ce qui est toujours un moment angoissant ! Cette contrainte implique que le plongeur connaisse les propriétés des gaz comprimés. Dans le cadre de la plongée sous-marine de loisir, on a choisi d'enseigner les propriétés du gaz parfait décrites par la loi :  $PV = nRT$ , où  $P$  est la pression,  $V$  le volume du gaz,  $n$  la quantité de gaz,  $T$  la température et  $R$  la constante universelle des gaz parfaits ( $R = 8,314 \text{ J}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$ ). Pour simplifier, comme la plongée se déroule généralement dans des milieux où la température varie peu, on considère que le produit  $PV$  reste constant. On utilise donc la relation des gaz parfaits sous la forme  $P_1V_1 = P_2V_2 = \text{Constante}$ , pour calculer la quantité de gaz dont le plongeur dispose. Par exemple, s'il emporte une bouteille de 12 litres d'air comprimé à 200 bars, on calcule que cet air, détendu à une pression de 1 bar (pression à la surface), occupe un volume de 2 400 litres. Cela donne une idée des



© Hergé/Moulinsart 2010

**Figure 12**

Dans la plongée avec scaphandre relié à la surface, la vie du plongeur dépend du matériel et surtout de l'équipe restée à la surface !

quantités de gaz emportées. Elles sont importantes : 2 400 litres d'air représentent environ le volume d'une cabine téléphonique. Durant son immersion, le plongeur va consommer son air de manière à peu près régulière : environ 20 litres de gaz par minute (cela dépend bien évidemment de la personne). S'il est près de la surface, ce gaz sera peu comprimé. En revanche, s'il est en profondeur, le gaz sera fortement comprimé. Le plongeur respire toujours le même volume de gaz par minute,

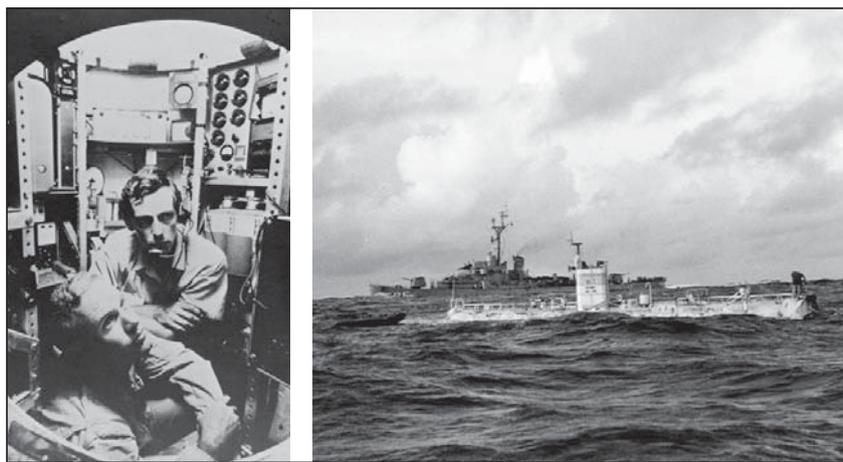
mais pas la même quantité d'air. Par exemple, on peut voir (en utilisant la relation  $PV = \text{Constante}$ ) qu'à 10 mètres, où la pression est égale à 2 bars, le plongeur respire l'équivalent de 40 litres d'air détendu à 1 bar à la minute. Il dispose alors d'une durée d'autonomie de  $2400/40$  soit 60 minutes. Le même calcul montre qu'à 20 mètres sous une pression de 3 bars, il respire l'équivalent de 60 litres d'air par minute, ce qui correspond à une autonomie de 40 minutes.

À 40 mètres, cette autonomie se réduit à 24 minutes.

### 3 La loi des gaz parfaits : son intérêt et ses limites pour la plongée

#### 3.1. En grande profondeur : tout change !

Cette loi des gaz parfaits est simple, facile à utiliser, mais on peut se demander si elle est bien applicable dans les situations rencontrées. Pour répondre à cette question, on peut se placer dans un autre contexte de l'exploration sous-marine : celui des plongées en grandes profondeurs. Rappelons que l'océanographe suisse Jacques Piccard (**Figure 13A**) à bord de son sous-marin *Trieste* lors de son exploration de la fosse des Mariannes (**Figure 13B**) en 1960 a atteint la profondeur de 11 000 mètres. La pression au fond était d'environ 1 100 bars. Empruntons le bathyscaphe du Professeur Piccard pour réaliser une expérience très simple : attachons aux superstructures du bathyscaphe, en surface, un ballon déformable contenant 1 litre d'air. À la pression de 1 bar, le ballon contient environ 1,3 grammes de gaz. Descendons à 10 000 mètres de profondeur. Dans cette opération, on est passé de 1 bar à environ 1 000 bars. Si on applique la loi des gaz parfaits, en supposant que la température est la même qu'en surface,  $P_1 V_1 = P_2 V_2$ , soit  $1 \times 1 = 1\,000 \times V_2$ , on calcule que le volume du ballon, initialement de 1 000 cm<sup>3</sup>, est réduit à 1 cm<sup>3</sup>. Comme la masse de l'air empiré-



sonné n'a pas changé (égale à 1,3 g), on en déduit que la masse volumique de l'air à cette profondeur est égale à 1,3 g/cm<sup>3</sup>. Cette valeur est très supérieure à celle de l'eau (la masse volumique de l'eau est environ de 1 g/cm<sup>3</sup>) (**Figure 14**). La logique du calcul voudrait donc que l'air coule dans l'eau ! La conséquence serait que si on lâchait une bulle d'air du sous-marin, on devrait la voir couler vers le fond et non pas remonter vers la surface !

Ce résultat inattendu est intuitivement dérangent. Sur ce point, il est intéressant de s'interroger : phénomène réel ? Calcul faux ? Raisonnement biaisé ? En fait, le raisonnement présenté n'est pas juste car il utilise une relation (la loi des gaz parfaits) en dehors de son domaine d'application. La loi des gaz parfaits est une loi limite caractéristique des gaz lorsque la pression tend vers zéro, ce qui n'est pas le cas ici. Il faut donc se rassurer, l'air ne coule pas ! On peut le constater sur la **Figure 15**, où la courbe du bas donne les variations expérimentales de la masse volumique de l'air en fonction de la pression (valeurs d'Amagat). On constate que la masse

**Figure 13**

A) Jacques Piccard (de face) et Don Walsh (en bas) à bord du bathyscaphe *Trieste* en 1960. B) Le *Trieste*, au-dessus de la fosse des Mariannes, le 23 janvier 1960. La fosse des Mariannes est la fosse océanique la plus profonde actuellement connue et l'endroit le plus profond de la croûte terrestre. Elle est située dans la partie nord-ouest de l'Océan Pacifique.

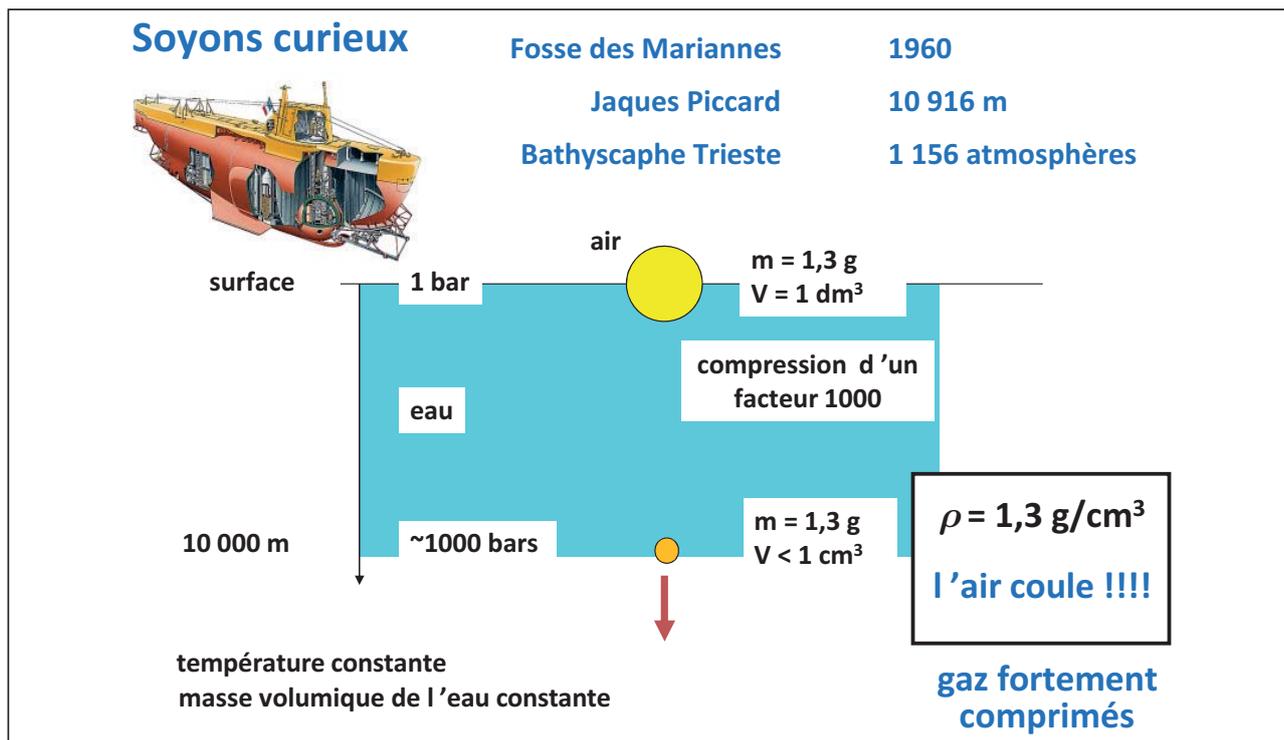
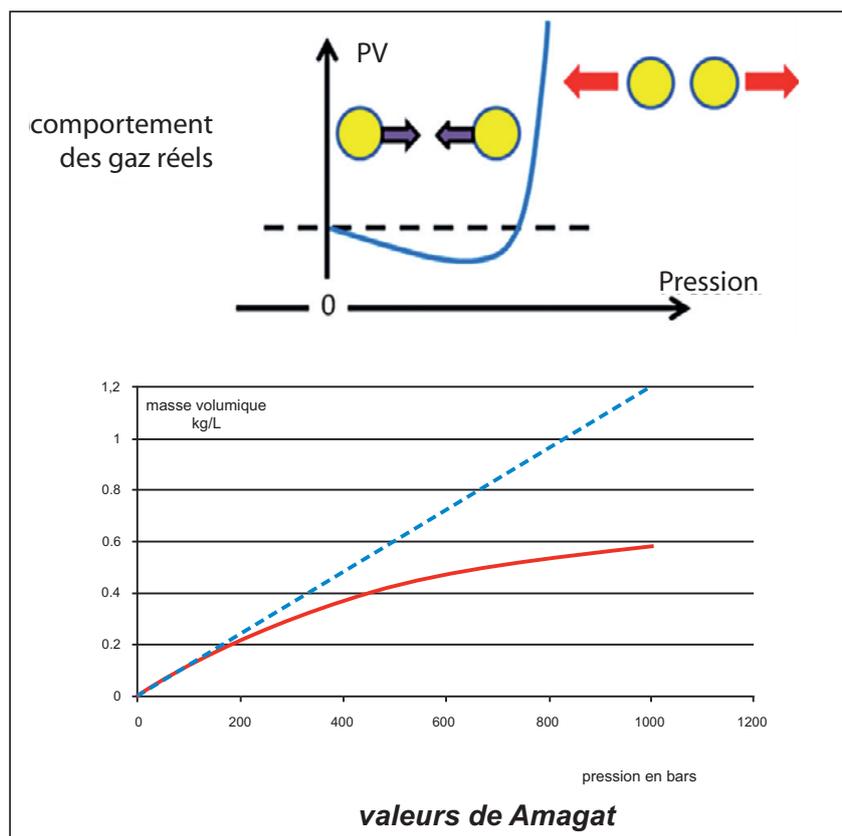


Figure 14

Un ballon d'un litre d'air, lâché à 10 000 mètres de profondeur... coule ! Tout s'explique par les propriétés des gaz à haute pression.

Figure 15

Les gaz ne sont parfaits que pour des pressions qui tendent vers zéro.



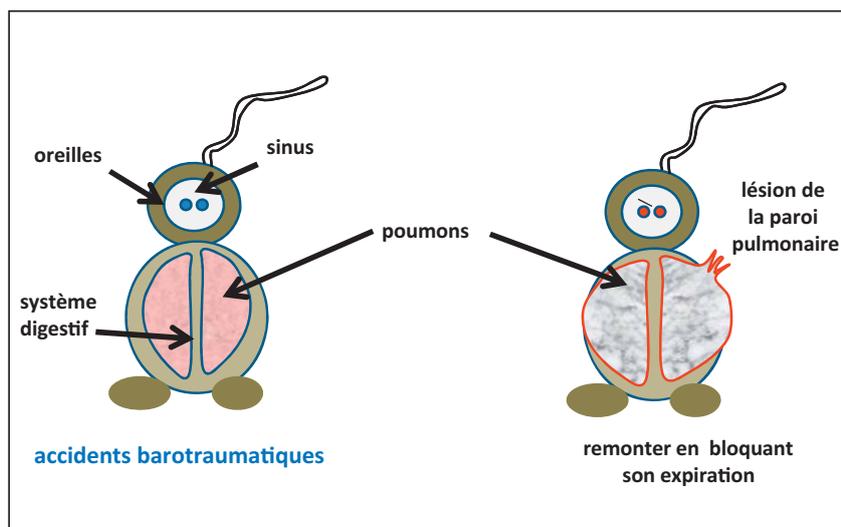
volumique de l'air (courbe en rouge) ne dépasse jamais  $0,6 \text{ kg/dm}^3$  ; on peut donc être certain qu'à 10 000 mètres de profondeur, la bulle d'air remonte. Les « gaz réels » ne se comportent pas comme les gaz parfaits. Pourquoi en est-il ainsi ? Tout simplement parce que les molécules de gaz interagissent entre elles lorsqu'on les rapproche. Si on part d'un gaz à très faible pression qui présente les propriétés d'un gaz parfait, les molécules sont éloignées les unes des autres et sans interaction. Si on comprime le gaz, on rapproche les molécules. Celles-ci, dans un premier temps, vont avoir tendance à s'attirer, puis ensuite, à se repousser, l'interpénétration des molécules de gaz n'étant pas possible ; aux très fortes pressions les gaz deviennent pratiquement incompressibles. Les relations qui décrivent les comportements des gaz comprimés sont donc différentes de celle du gaz parfait.

Il est intéressant d'envisager les conséquences de ces propriétés pour les plongeurs mais aussi pour les physico-chimistes et les chimistes.

### 3.2. La loi des gaz parfaits : quelle utilité pour les plongeurs ?

Il faut constater que la loi de comportement des gaz proposée aux plongeurs ( $PV = \text{Constante}$ ) ne s'applique pas vraiment dans les gammes de pression qu'ils utilisent, c'est-à-dire de 1 à 300 bars. Elle ne peut donc conduire à des calculs précis des volumes et des pressions. Son avantage est essentiellement informatif. Cette loi donne une bonne idée de l'importance des phénomènes mis en jeu et surtout illustre le fait que lorsque l'on augmente la pression, les volumes des gaz diminuent et à l'inverse, lorsqu'on diminue la pression, les volumes des gaz augmentent. Ceci est suffisant pour justifier un certain nombre de mesures sécuritaires dans la pratique de la plongée.

Pourquoi ces connaissances sont-elles importantes pour le plongeur ? Notre corps est constitué de liquides, de solides mais également de gaz contenus dans des cavités internes : les sinus, l'oreille moyenne, les poumons, le système digestif, etc. Or, en plongée, les variations de pression sont très importantes, donc les volumes occupés par les gaz corporels le sont également. Pour éviter tout accident, il faut que les gaz puissent circuler librement dans le corps du plongeur, faute de quoi les parois des cavités risquent d'être lésées.



Ces accidents sont appelés « barotraumatismes ». Ceux-ci peuvent être très graves comme par exemple la « surpression pulmonaire ». Imaginons un plongeur qui se situe à 10 mètres de profondeur, donc à la pression de 2 bars, et qui inspire 4 litres d'air. Supposons qu'il remonte en bloquant son expiration (il ne souffle pas). À la surface, où la pression est de 1 bar, les 4 litres d'air initiaux devraient occuper librement un volume de 8 litres, ce qui excède la capacité des poumons. L'air contenu dans les poumons va donc se trouver en surpression. Comme les parois pulmonaires sont très fragiles, elles risquent d'être endommagées et à la limite de céder. L'air passera alors dans le circuit sanguin avec, comme issue, un embolisme pouvant conduire au décès du plongeur. Pour éviter ce type d'évolution dramatique, il faut toujours souffler son air en remontant. Pour comprendre ces phénomènes, il est indispensable que les plongeurs aient une bonne connaissance de la compressibilité des gaz (Figure 16).

Figure 16

Notre corps recèle de nombreuses cavités remplies d'air : les sinus, l'oreille moyenne, les poumons, le système digestif. Or, en plongée, les variations de pression et de volume sont très fortes, et pour éviter tout accident, il faut que l'air puisse circuler librement dans le corps du plongeur, faute de quoi les parois de ces cavités risquent d'être endommagées.

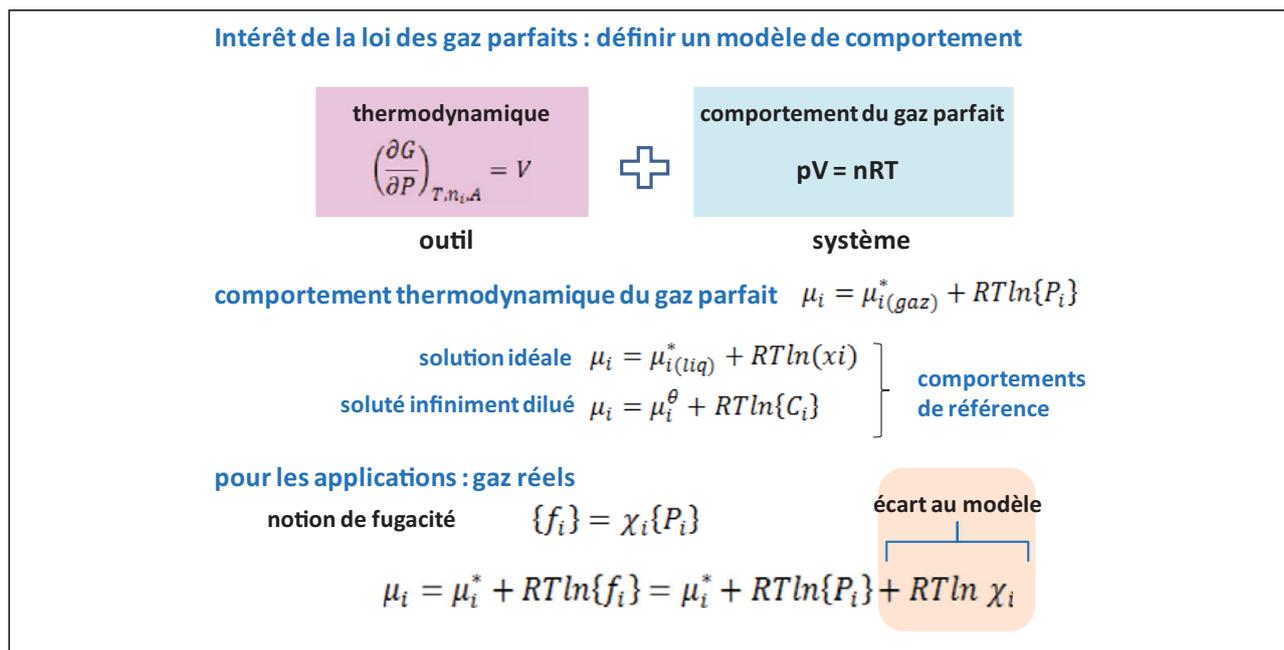


Figure 17

Le gaz parfait est un modèle qui va permettre de donner une forme littérale aux grandeurs thermodynamiques. Celles-ci serviront à caractériser les systèmes chimiques et à prévoir leur évolution.

### 3.3. La loi des gaz parfaits pour les chimistes

Qu'en est-il pour les chimistes ? Dans l'industrie, il est rare que des procédés impliquent des gaz dont la pression est proche de zéro. La loi des gaz parfaits n'est donc généralement pas utilisable dans ce secteur d'activités. Alors à quoi sert cette loi des gaz parfaits pour nous chimistes ? Elle nous permet de franchir une étape conceptuelle très importante. La thermodynamique est un outil conventionnel créé pour décrire le comportement de systèmes quelconques à partir de fonctions de variables d'état (énergie interne, entropie, enthalpie, etc.) et de fonctions de transfert (chaleur et travail). Cet outil ne prend de l'intérêt que si l'on dispose de systèmes réels, ou modèles, suffisamment simples pour pouvoir l'utiliser. Le gaz parfait en est un. L'outil thermodynamique appliqué au comportement du gaz parfait conduit à une « thermodynamique du

gaz parfait » dans laquelle on établit des formes littérales des fonctions d'état et de leurs variables dérivées. Il en est ainsi du potentiel chimique d'un gaz parfait (Figure 17) que l'on exprime en fonction de la valeur de sa pression partielle. Dès lors, on est capable de caractériser un système constitué de gaz parfaits et son évolution. La connaissance et la compréhension du « modèle du gaz parfait » permet de généraliser les formalismes à d'autres systèmes impliquant des solides, des liquides et des solutés. On proposera ainsi un modèle des « solutions idéales » pour les mélanges de solvants ou encore un modèle de « solution infiniment diluée » pour les solutés. Le recours aux propriétés du gaz parfait permet donc de progresser dans la formalisation des grandeurs thermodynamiques. En revanche, au niveau des applications, on ne pourra pas utiliser les relations établies pour les gaz parfaits dans le cas

d'un système constitué de gaz réels. Usuellement, on remplacera la notion de pression par celle de fugacité dans l'expression du potentiel chimique du gaz (Figure 17).

## 4 Les risques liés à la décompression : procédures de remontée

### 4.1. Origine des accidents de décompression

Revenons à la plongée sous-marine. Comme nous l'avons vu, c'est grâce aux connaissances en chimie et en physico-chimie que la plongée sous-marine a pu se développer, avec la possibilité, depuis 1843, de fabriquer du matériel étanche (para-

graphe 2.2.1). L'homme allait ainsi pouvoir travailler sous l'eau. Mais ce périple dans les profondeurs n'est pas sans danger. On constate en effet qu'un grand nombre de scaphandriers ne remontent pas indemnes de leur immersion : douleurs et blocage des articulations, paralysies, vieillissement prématuré, etc., et parfois décès. À cette époque, l'origine de ces accidents restait mystérieuse. On l'appelait pudiquement le « mal des scaphandriers ». C'est en 1878 que le physiologiste français Paul Bert (Figure 18) proposa une explication logique à ces accidents. Il les attribua au fait que, sous pression, les liquides du corps dissolvent les gaz. Il signa

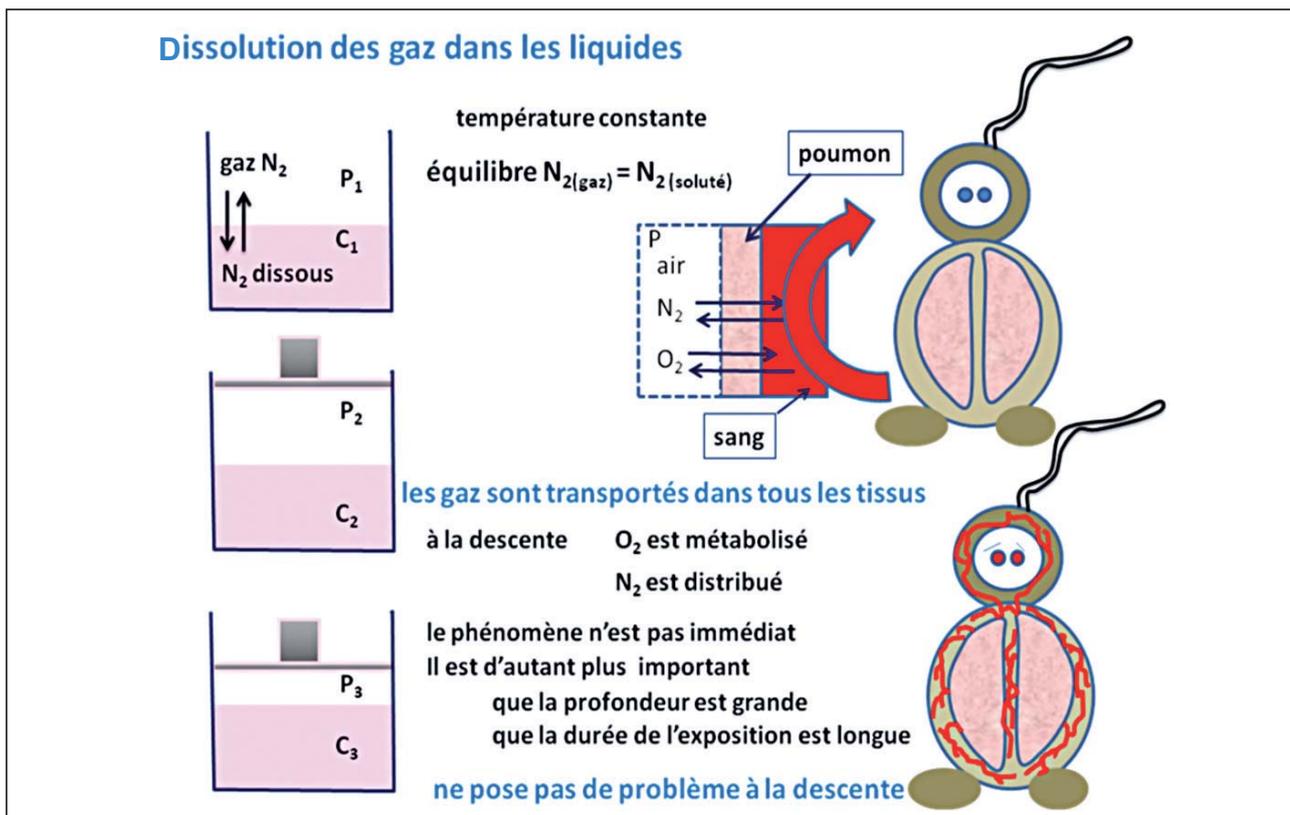


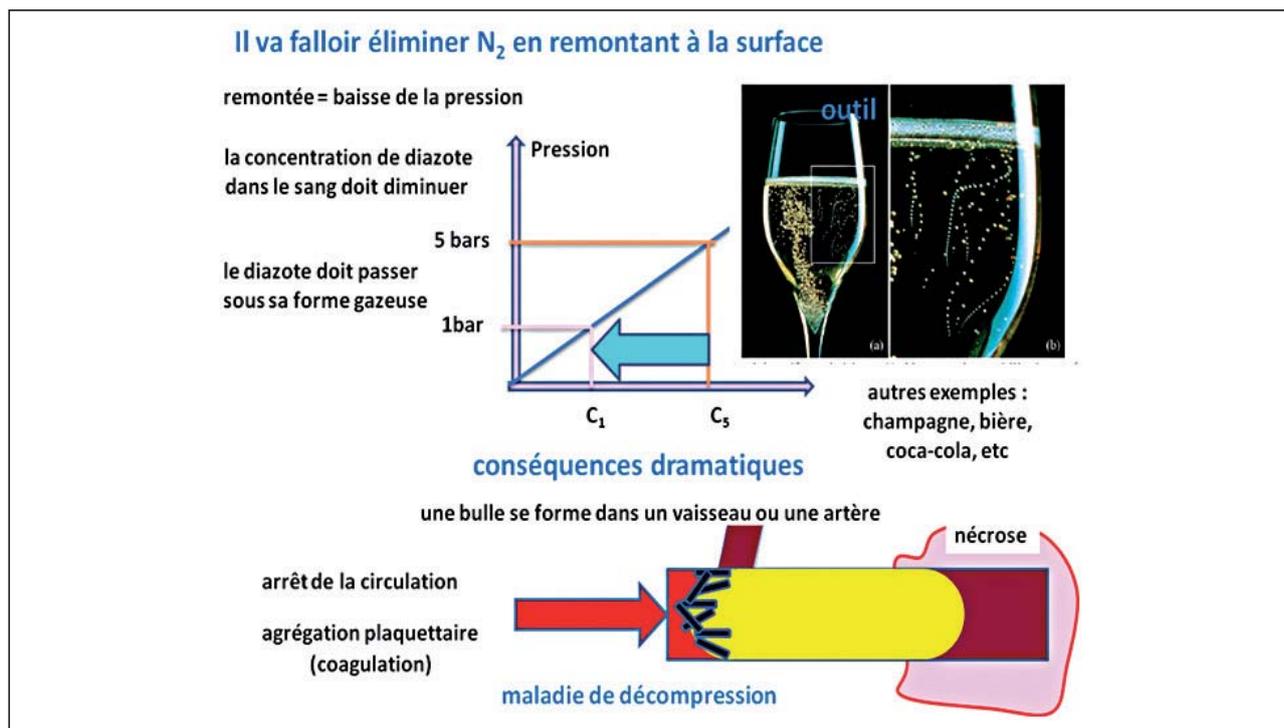
Figure 18

Paul Bert (1833-1886) est un physiologiste spécialiste de la respiration des gaz. Il est le premier à avoir décrit de façon systématique l'état de convulsion lié à la toxicité du dioxygène sous forte pression partielle pour le système nerveux central, dit « Effet Paul Bert ». Il publie un ouvrage récapitulatif en 1878, La Pression barométrique, où il décrit les effets du manque (hypoxie) ou du trop plein (hyperoxie) d'oxygène.

Figure 19

Lorsque l'on place un gaz en présence d'un liquide, il se dissout jusqu'à atteindre un état d'équilibre.





**Figure 20**

En remontant à la surface, la pression diminue. Ceci peut provoquer un dégazage de diazote dans l'organisme du plongeur. Les bulles entravent alors la circulation sanguine. C'est l'origine des « accidents et maladies de décompression ».

ainsi la *deuxième révolution de la plongée sous-marine*, qui relève cette fois de la physico-chimie.

Que se passe-t-il dans le phénomène de dissolution des gaz dans l'organisme ? Lorsque l'on met un gaz en présence d'un liquide, à une température donnée, il se dissout jusqu'à atteindre un état d'équilibre (Figure 19). Si l'on augmente la pression du gaz, sa concentration à l'équilibre en solution croît, et ce de manière sensiblement linéaire (tout au moins pour des variations peu importantes de pression de quelques bars). Si l'on reporte sur un graphe, les variations de la pression en fonction de la concentration, on obtient quasiment une droite (Figure 20). Ceci signifie que si l'on double la pression, on double également la concentration de gaz dissous à l'équilibre. C'est ce qui va se passer dans l'organisme du plongeur. Celui-ci descend sous l'eau et respire de l'air

comprimé. Les deux composants de l'air, le dioxygène  $O_2$  et le diazote gazeux  $N_2$ , passent, à travers la paroi pulmonaire, dans le sang où ils se dissolvent. Les gaz sont ensuite distribués dans tout le corps du plongeur par la circulation sanguine. Le dioxygène est supposé être consommé par l'organisme. Il n'est généralement pas pris en considération. Ce n'est pas le cas du diazote, qui est un gaz inerte. Ce phénomène de dissolution est d'autant plus important, que l'on descend plus profond, et que l'on y reste plus longtemps (Figure 20). On dit qu'un plongeur qui descend se sature. Cette solubilisation du diazote pose-t-elle un problème ? Pas à la descente, qui correspond à une phase pendant laquelle le plongeur emmagasine le gaz. Le problème survient à la remontée, lorsque la pression ambiante diminue. Dans ces conditions, les valeurs des concentrations à saturation

des gaz dans les liquides et tissus de l'organisme diminuent. Il en résulte la présence d'un excès de diazote dans l'organisme du plongeur. Que devient ce gaz ? Le phénomène est identique à celui que l'on observe lorsqu'on débouche une bouteille de boisson gazeuse. En ouvrant la bouteille, on fait chuter la pression et une partie du gaz dissous se trouve alors en excès. Celui-ci se dégage sous la forme de petites bulles. Imaginons qu'un phénomène identique se produise dans le circuit sanguin du plongeur. Les bulles qui se forment vont entraver la libre circulation du sang jusqu'à l'arrêt. La conséquence est que les tissus situés en aval de la bulle, dans le sens de la circulation, ne seront plus alimentés en dioxygène. C'est l'accident de décompression. Si l'on n'agit pas très rapidement pour éliminer la bulle, l'organisme va réagir à l'intrusion de ce corps étranger dans le circuit sanguin en provoquant, entre autres, une agrégation plaquettaire à l'interface liquide/gaz. « L'accident de décompression » évolue alors vers la « maladie de décompression » avec une possible nécrose des tissus placés

en aval de la bulle. Selon la position de celle-ci, les symptômes peuvent être très différents. Imaginons une bulle qui se forme au niveau d'un coude ou d'une hanche. Il en résultera de fortes douleurs et éventuellement un blocage de l'articulation ; mais si la bulle se place au niveau de la moelle épinière ou du cerveau, cela peut aller jusqu'à la paralysie (Figure 20). Certaines sont irréversibles. D'après ce qui vient d'être dit, on sait comment descendre le plongeur, mais on voit assez mal comment on peut le remonter sans accident.

#### 4.2. La thermodynamique au secours du plongeur

Comment éviter les accidents de décompression (Figure 21) ? C'est la thermodynamique qui va donner une réponse et venir au secours du plongeur. Sur la Figure 22 est schématisé un milieu dans lequel on suppose une sursaturation de gaz (les petites particules qui sont entourées de rouge). Comment évolue ce milieu ? En essayant de faire des bulles ! Pour cela, un certain nombre de molécules vont s'agréger. Ces petits édifices vont essayer de grossir pour

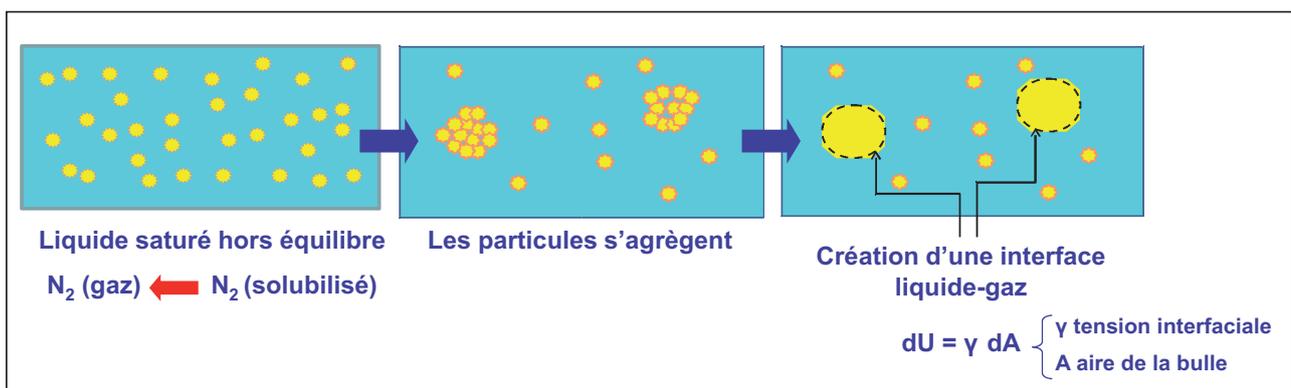


Figure 21

Le plongeur peut-il remonter sans accident ? La thermodynamique vient au secours du plongeur.

Figure 22

La création d'une phase (comme une bulle) au sein d'un liquide est une opération thermodynamiquement défavorable : elle requiert un apport d'énergie ( $dU$ ) au système. Or, pour qu'une évolution soit spontanée, l'énergie du système doit diminuer !



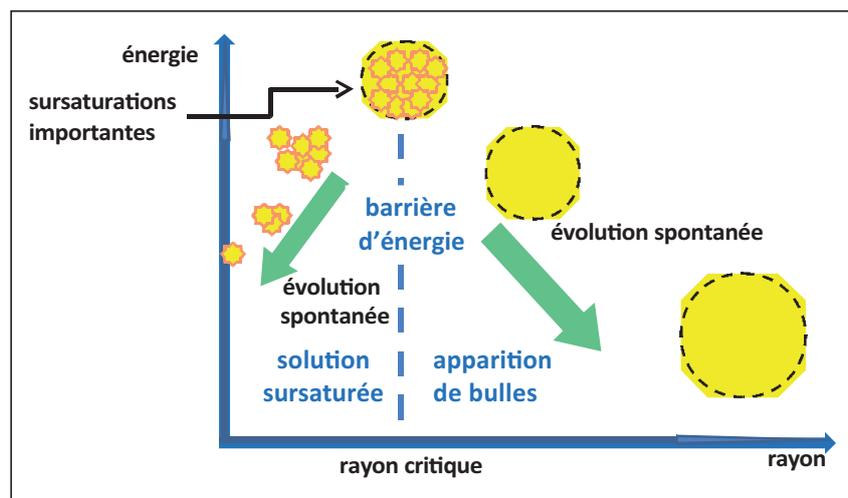


Figure 23

Dans du sang sursaturé en diazote, pour que le gaz crée des bulles, il lui faut s'agréger jusqu'à atteindre et dépasser un rayon critique  $r_c$ . Cette agrégation est thermodynamiquement défavorable. Si  $r > r_c$ , les bulles pourront apparaître et grossir.

créer des bulles. C'est à ce niveau que se pose un problème énergétique car, pour faire naître une bulle, il faut créer une interface gaz/liquide ; et la création de cette interface demande que l'on apporte de l'énergie au système. Or, on sait qu'un système qui évolue spontanément ne peut le faire qu'avec une diminution d'énergie ! On constate donc que la création de bulles au sein d'un liquide est une opération thermodynamiquement défavorable. En théorie, elle ne peut donc être spontanée. La création de bulles dans un liquide sursaturé ne devrait donc pas pouvoir se faire.

On peut avoir une approche différente du phénomène en examinant la courbe d'énergie calculée à partir du rayon des agrégats. Elle présente une forme de cloche avec un maximum pour un rayon critique  $r_c$  (Figure 23). La partie gauche ( $r < r_c$ ) correspond au domaine des solutions sursaturées. Imaginons que dans cette situation le système évolue. Les particules s'agrégent ce qui a pour conséquence de former des édifices dont le rayon augmente.

L'énergie du système va également augmenter, ce qui est contraire au sens d'une évolution spontanée. Par conséquent, ces entités vont se désagréger pour diminuer l'énergie du système. La solution sursaturée n'évoluera pas. Elle ne pourrait le faire que si le rayon des agrégats atteignait le rayon critique  $r_c$  et le dépassait. On se placerait alors du côté droit de la courbe ( $r > r_c$ ). Dans ces conditions, le système peut évoluer spontanément en faisant apparaître des bulles. On montre ainsi que, tant que les agrégats se situent dans un domaine où leur rayon est inférieur au rayon critique, ils n'évolueront pas vers la formation de bulles. D'une certaine manière, les solutions sursaturées peuvent être considérées comme des systèmes relativement stables (pour aller plus loin sur les propriétés de ce type de système, voir l'**Encart** : « **Des systèmes en sursaturation, en surchauffe, en surfusion, ...** »).

Revenons au cas du plongeur : la solution pour le remonter sans accident de décompression, est de le maintenir dans la partie gauche de la courbe (Figure 23), avec des agrégats de gaz, dans son organisme, de taille inférieure à celle des agrégats critiques. C'est l'objet des procédures de décompression...

#### 4.3. L'invention des paliers de décompression

Depuis les études de Paul Bert en 1878, on connaissait l'origine des accidents de plongée, mais on ne savait pas de quelle manière ramener les plongeurs à la surface pour les éviter. Le

## DES SYSTÈMES EN SURSATURATION, EN SURCHAUFFE, EN SURFUSION...

Quels sont donc ces états peu usuels dans la vie quotidienne ?

Nous savons tous que l'eau bout à 100 °C et qu'elle gèle à 0 °C à la pression atmosphérique. Pourtant, il est possible d'observer de l'eau liquide, à la pression atmosphérique, au-dessus de 100 °C et en dessous de 0 °C ! On sait effectivement obtenir de l'eau liquide jusqu'à environ 170 °C et à -40 °C. Dans le premier cas, l'eau est dans un état de surchauffe, dans le deuxième cas, elle est en surfusion. Ce sont des états qui peuvent évoluer très rapidement sous l'effet d'un choc, de la présence d'une poussière, etc. Dans l'industrie, le phénomène de surchauffe a été responsable de nombreux accidents.

Prenons également l'exemple de la purification par recristallisation, technique usuellement utilisée par les chimistes : un produit à purifier est dissous à chaud dans un solvant dit de recristallisation. Après agitation et chauffage, ce produit se dissout peu à peu totalement. On arrête le chauffage, on laisse le mélange reprendre la température ambiante et on attend que se forment des cristaux (si les impuretés ont bien été solubilisées à chaud, le produit attendu devrait pouvoir cristalliser pur). Or, il arrive que les cristaux n'apparaissent pas ! On a affaire à un liquide sursaturé. Que fait-on alors ? On gratte énergiquement le récipient à l'aide d'une spatule... et, si l'on n'est pas malchanceux et surtout bon manipulateur, on voit enfin apparaître des cristaux qui grossissent. Quel est donc ce « tour de passe-passe » ? Avons-nous donné l'énergie suffisante pour passer la barrière énergétique (représentée sur la [Figure 23](#)) ? Pas du tout. Nous avons simplement fait intervenir la paroi du récipient : au départ, les agrégats formés par le produit à purifier au sein de la solution ont un rayon inférieur au rayon critique  $r_c$  : ils ne peuvent donc pas évoluer sous forme de cristaux. Mais si l'agrégat se place sur la paroi du récipient, pour une même masse, son rayon de courbure augmente et peut alors dépasser  $r_c$  et faire basculer le système vers le côté droit de la courbe. Celui-ci évolue alors spontanément vers la formation de cristaux de plus en plus gros et importants ([Figure 24](#)). Cette évolution est facilitée lorsque l'on crée des anfractuosités sur la paroi (c'est-à-dire des défauts à la verrerie, des rayures, etc.) en la frottant avec une spatule. Le rayon de courbure d'un agrégat placé dans une anfruosité devient encore plus grand.

C'est le même phénomène qui se déroule dans nos flûtes de champagne, où l'on observe des bulles de gaz carbonique prendre naissance et croître en certains points de la paroi du verre (voir la [Figure 20](#)).



**Figure 24**

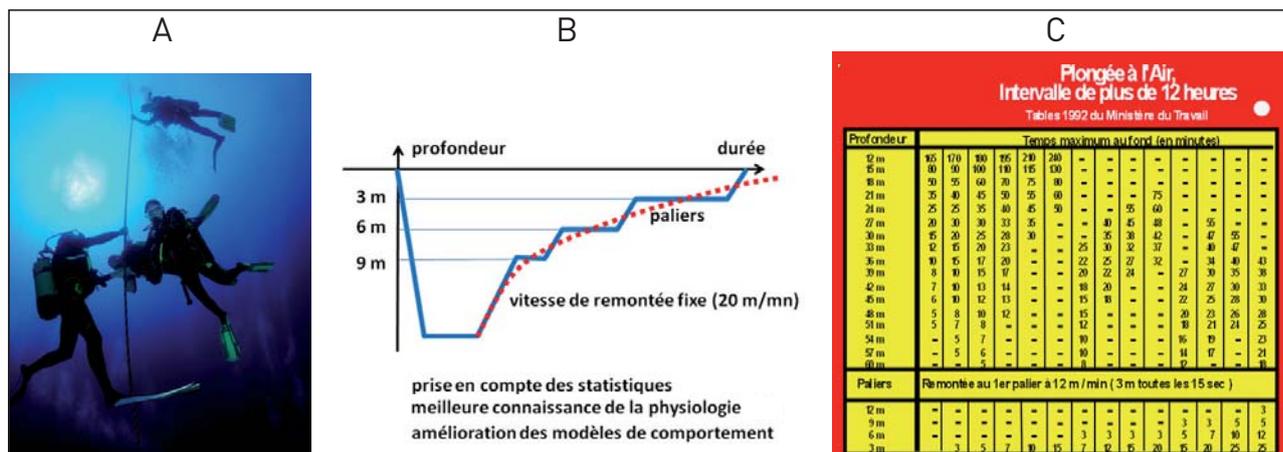
*Le contact d'un agrégat (d'azote dissous ou de produit à cristalliser) avec une anfruosité du récipient augmente son rayon de courbure, pouvant atteindre le rayon critique.*

plus souvent, les scaphandriers étaient remontés très doucement et linéairement, à raison d'un mètre par minute. Mais cela ne diminuait pas sensiblement le nombre d'accidents. C'est en 1896 que la marine anglaise demanda au physiologiste John Scott Haldane d'établir des procédures pour ses personnels en intervention. De manière très intuitive Haldane va suivre la démarche thermodynamique que nous venons d'exposer (paragraphe 4.2). Il propose que, pour décompresser un plongeur, il faut d'abord le placer en situation de déséquilibre pour provoquer les échanges gazeux et l'élimination du diazote. Mais ce déséquilibre doit être savamment contrôlé pour éviter de passer dans les domaines où il y a risque d'apparition des bulles. Il imagine donc des phases de remontée relativement rapide suivies d'arrêts (les paliers). À partir de cette hypothèse, il effectua de nombreuses expérimentations animales, principalement sur des chèvres. Il réussit à mettre au point des « tables de plongée » très efficaces pour les remonter en sécurité. J.C Haldane formalisa les vitesses des échanges gazeux et décida d'extrapoler

les résultats à l'homme : il testa lui-même, avec deux de ses collaborateurs, les procédures de décompression ainsi calculées. Ces tables donnèrent des résultats satisfaisants. Dès 1907, elles furent adoptées par la marine anglaise et la marine américaine. J.C. Haldane signa ainsi la *troisième révolution de la plongée sous-marine*, avec de la physico-chimie appliquée. La procédure de remontée proposée n'est plus linéaire. Sur la **Figure 25** est schématisé un diagramme de la profondeur de plongée en fonction de la durée qui résume les procédures à respecter. Le plongeur descend, reste au fond un certain temps, puis commence son retour vers la surface. Quand il remonte, il s'écarte des conditions d'équilibre (schématisées par la courbe pointillé rouge) pour déclencher les processus d'échange gazeux. Il doit ensuite effectuer des paliers durant lesquels le gaz en excès s'élimine partiellement (les paliers sont les domaines horizontaux de la courbe en bleu, **Figure 25**). Une fois le palier effectué à une profondeur, il passe à la suivante (de 3 m en 3 m), et ce jusqu'à la surface. La photo représente

Figure 25

A et B) En effectuant une remontée, non plus linéaire, mais par paliers, les plongeurs évitent les accidents de décompression. C) Les tables de plongée sont utilisées par les plongeurs professionnels et pour la plongée de loisir. Ici, une table de plongée proposée par le Ministère du Travail en 1992.



des plongeurs situés à deux niveaux de palier.

#### 4.4. Les procédures de décompression ne résolvent pas tous les problèmes

Les tables de décompression ne résolvent, hélas, pas tous les problèmes, tout simplement parce que les plongeurs sont extrêmement divers dans leur morphologie au niveau de la taille, du poids, du sexe, de l'âge, etc. Ils ont des physiologies différentes donc des comportements différents vis-à-vis de la dissolution des gaz et de leur élimination. Les tables proposées sont généralement mises au point et validées pour certains types de population de plongeurs. Il faut être certain d'en faire partie (plongeurs de la Marine Nationale, travailleurs sous-marins, plongeurs de loisir, etc.). Et même si cela est, cette condition n'est pas une garantie suffisante, car selon la nature de la plongée (froid, courant, mer mauvaise, obscurité, stress, fatigue, etc.), le comportement du plongeur peut être profondément modifié. Il est donc totalement illusoire de penser qu'il existe des tables de décompression qui peuvent s'appliquer à tous et à tous les instants. On peut très bien, même en respectant les procédures, risquer des accidents de plongée parce que l'on est en dehors de la norme qui a été adoptée pour établir la table.

Actuellement, il existe une multitude de procédures de décompression différentes dont l'emploi est facilité par l'utilisation d'ordinateurs immergeables. Le plongeur, étant une personne libre,

adopte celle qui lui semble la mieux adaptée à sa physiologie, son état de santé et les conditions de l'immersion.

L'accident de décompression est un risque récurrent dans la pratique de la plongée. Ceci est d'autant plus vrai que l'on sait maintenant que toute remontée va s'effectuer avec la création de microbulles que l'on peut repérer par des examens doppler<sup>25</sup>. Lors de la décompression, on met en évidence des « trains de bulles » dans la circulation dont l'importance et la fréquence sont directement liées à l'état de sursaturation. Bien que ces microbulles ne soient pas des « petits agrégats », toute l'analyse précédente s'applique raisonnablement. Elles ne grossiront que si leur rayon dépasse un rayon critique. Si la sursaturation n'est pas trop importante, ces petites « bulles circulantes » vont s'éliminer au niveau des poumons. C'est pour cette raison que la tendance actuelle pour la plongée de loisir est d'une part de limiter les profondeurs pour éviter les états de sursaturation risqués, et d'autre part de respirer de l'air dans lequel on aura diminué la proportion de diazote, en rajoutant du dioxygène. On plonge maintenant le plus souvent avec des mélanges suroxygénés (NITROX), ce qui pose d'autres problèmes. Si ces mélanges diminuent les

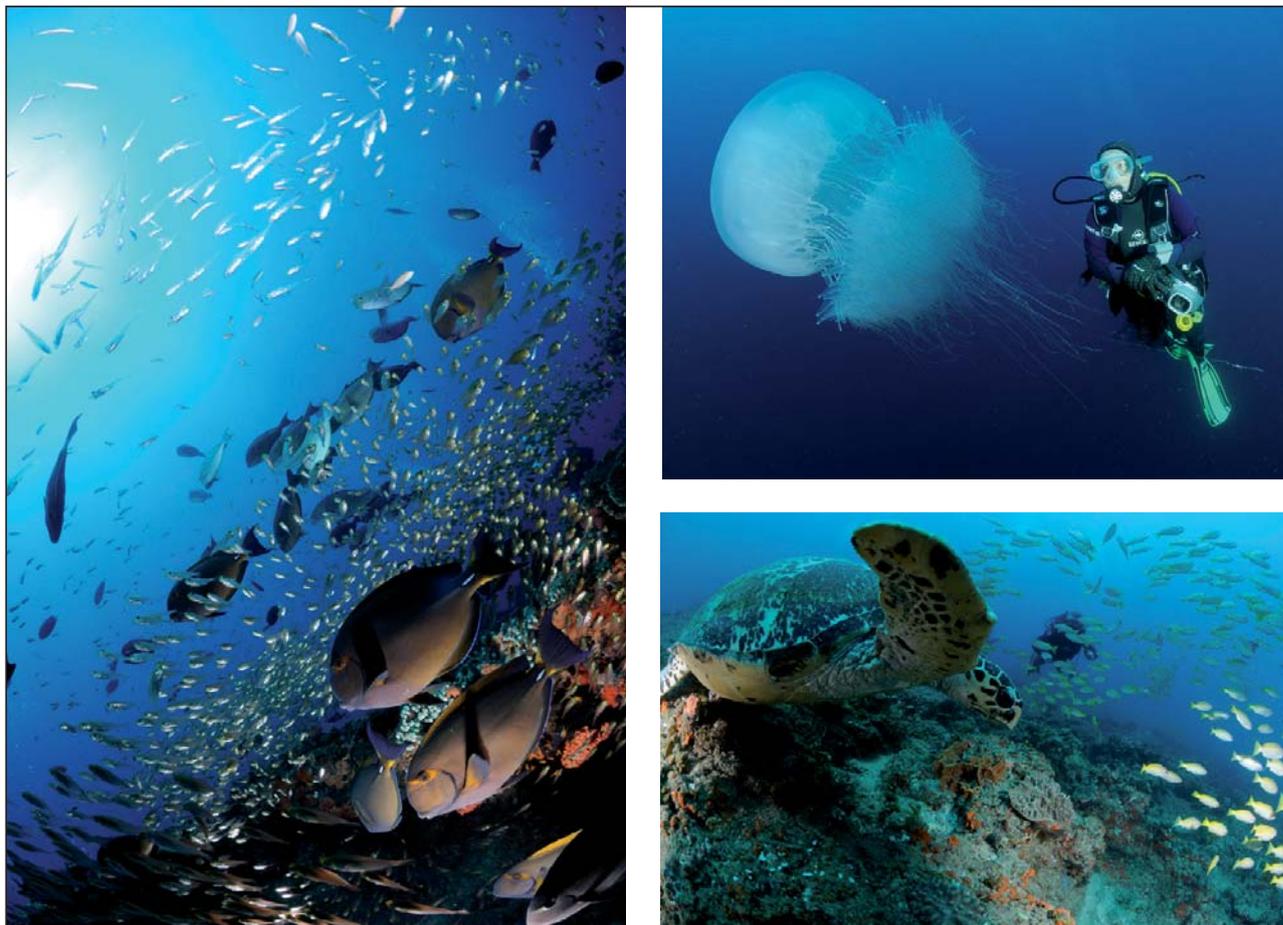
25. Ces examens utilisent l'effet Doppler, qui désigne le décalage de fréquence d'une onde acoustique ou électromagnétique entre la mesure à l'émission et la mesure à la réception lorsque la distance entre l'émetteur et le récepteur varie au cours du temps.

accidents de décompression, on sait que le dioxygène peut devenir toxique à partir d'une certaine pression partielle. Il faut donc connaître, pour une composition de gaz respiratoire donnée, la profondeur limite à ne pas dépasser. On peut également s'interroger sur les effets, à longs termes, de la respiration de mélanges suroxygénés, liés au stress oxydatif (formation de radicaux), entraînant une dégradation du fonctionnement des cellules et leur vieillissement prématuré. Le temps d'exposition aux mélanges suroxygénés est limité. Actuellement, une autre forme d'incursion sous-marine se développe : la plongée

en apnée. Cette discipline comporte un certain nombre de risques que connaissent bien les pratiquants. Pour ce qui est des accidents de décompression, ils sont très rares parce que la durée d'immersion en eau profonde est courte. Généralement la dissolution des gaz est peu importante, ce qui implique que leur élimination entraîne peu de risque. Toutefois, pour des plongées profondes et rapprochées, ces accidents peuvent survenir (connus sous le nom de Taravana). Ainsi, ils ont été constatés sur les pêcheurs de perle au Japon, ou aux Iles Tuamotu. Ce sont des cas exceptionnels. Mais il ne faut pas les ignorer.

Figure 26

*La plongée sous-marine s'intègre dans un processus de respect de l'environnement.*



## La plongée et la chimie, dans le respect de l'environnement

Actuellement, on conçoit la plongée sous marine dans un contexte de respect de l'environnement : lorsque l'on descend sous l'eau, on essaie de ne pas intervenir sur le milieu, d'être le plus discret possible, de ne rien toucher (**Figure 26**) (voir l'ouvrage *La chimie et la mer, ensemble au service de l'homme*<sup>26</sup>).

On considère que l'on est invité et que la mer constitue en elle-même un patrimoine que l'on se doit de transmettre intact aux générations futures. On ne peut qu'espérer qu'il en ira de même de la chimie, de l'industrie, de toutes les activités humaines. C'est un véritable pari pour l'avenir.

---

26. *La Chimie et la mer, ensemble au service de l'homme*, coordonné par Minh-Thu Dinh-Audouin, EDP Sciences, 2009.

# Crédits photographiques

Fig. 1, 3A, 3B, 4, 5 (photo),  
21, 25A, 26 : Jerome Clabé et  
Laurence Saulnier.

Fig. 3C, 11C, 12B et 12D :  
photos prises au cours

d'activités organisées dans la  
section plongée du Paris Sud  
Université Club (Paris XI).

Fig. 11A, 11B, 12A et 12C :  
Hergé/Moulinsart 2010.