

## DM6 : Ondes et chimie

*Vous devez rendre une copie par groupe de 3 (ou 2, mais je préfère 3). Attention, tous les membres du groupe doivent avoir fait tout le DM ! Il ne s'agit pas de partager le travail.*

### Exercice 1 : RÉFLEXION D'UNE ONDE SUR UN MUR

- C'est une onde sinusoïdale de pulsation  $\omega$  se propageant vers la droite, la surpression est :

$$p_i(x, t) = P_0 \cos(k_i x - \omega t) \quad (1)$$

(Que l'on peut aussi écrire avec  $\sin(k_i x - \omega t)$ )

- Les plans d'onde sont les plans pour lesquels on a  $k_i x \equiv 0[2\pi]$  qui sont des plans perpendiculaires à l'axe  $x$  passant par les abscisses  $x_n$  tels que  $k_i x_n = 2n\pi$  ou  $x_n = 2\pi n \frac{c}{\omega}$ . Ils sont donc séparés d'une distance  $d = 2\pi \frac{c}{\omega}$ .

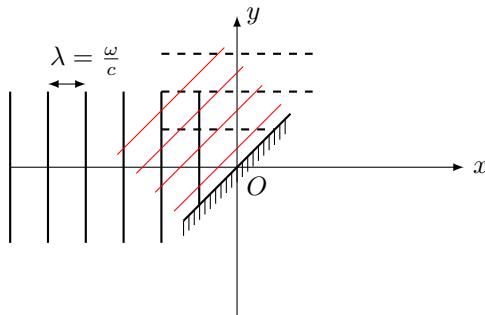


FIGURE 1 – Représentation des plans d'onde.

- Comme la phase est nulle à l'origine, l'onde réfléchie est de la forme  $p_r(y, t) = P_0 \cos(k_i y - \omega t)$ .
- Les plans d'onde sont représentés sur la figure 1 en pointillés.
- On calcule la somme de l'onde incidente et de l'onde réfléchie, on a

$$p(x, y, t) = p_i(x, t) + p_r(y, t) = P_0 (\cos(k_i x - \omega t) + \cos(k_i y - \omega t)) \quad (2)$$

Soit en utilisant le fait que  $\cos(a) + \cos(b) = 2 \cos\left(\frac{a+b}{2}\right) \cos\left(\frac{a-b}{2}\right)$  :

$$p(x, y, t) = 2P_0 \cos\left(k_i \frac{x+y}{2} - \omega t\right) \cos\left(k_i \frac{x-y}{2}\right) \quad (3)$$

- On n'entend aucun son lorsque  $p(x, y, t) = 0$  quelque soit le temps. C'est le cas lorsque

$$k_i \frac{x-y}{2} = \left(n + \frac{1}{2}\right)\pi \quad (4)$$

en notant  $k_i = \frac{2\pi}{\lambda}$ , on obtient la condition  $x-y = (n + \frac{1}{2})\lambda$  ou  $y = x - (n + \frac{1}{2})\lambda$ . Les surfaces où l'on n'entend aucun son sont des plans que l'on a représentés en rouge sur la figure 1

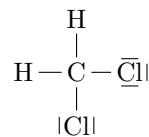
- D'après les équations des plans obtenues à la question précédente, on voit qu'ils sont espacés sur l'axe  $y$  de  $\lambda$ . Comme ces plans forment un angle de  $\frac{\pi}{4}$  avec l'axe  $y$ , la distance entre deux plans est  $d = \lambda \cos(\pi/4) = \frac{\lambda}{\sqrt{2}}$ .
- Numériquement, on trouve  $d = \frac{\lambda}{\sqrt{2}} = \frac{c}{\sqrt{2}f} = 54,64$  cm. C'est une distance suffisamment petite pour être dérangeante. En se déplacement légèrement, l'auditeur pourra percevoir les interférences. En réalité les plans où les interférences sont destructives ne seront pas les mêmes pour toutes les fréquences. Donc un spectateur pourra percevoir des différences de volume sonore en fonction des notes jouées.

**Exercice 2 : EXTRACTION DE LA CAFÉINE**

1. On commence par déterminer les électrons de valence des différents éléments du dichlorométhane :

- Le carbone possède 4 électrons de valence ( $2s^22p^2$ ) ;
- L'hydrogène possède 1 électron de valence ( $1s^1$ ) ;
- Le chlore possède 7 électrons de valence ( $3s^23p^5$ ).

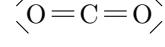
Donc la molécule de  $\text{CH}_2\text{Cl}_2$  possède 20 électrons de valence donc 10 doublets. On a la structure de Lewis suivante :



2. La géométrie la plus raisonnable est la géométrie (a) car les atomes liés au carbone ont tendance à se repousser les uns des autres et dans la géométrie tétraédrique (b) ils sont plus éloignés que dans une géométrie plane (b).

3. Explorons les différentes interactions qui peuvent expliquer cette différence :

- Aucune des deux molécules ne peut former de liaison hydrogène car les atomes d'hydrogène sont liés au carbone.
- Le Fluor est plus électronégatif que le chlore. Les molécules de difluorométhane sont donc plus polaires que celles de dichlorométhane. Ça ne va pas dans le bon sens pour expliquer la différence entre les températures de vaporisation.
- Le chlore est plus gros que le fluor. Donc la molécules de dichlorométhane est plus polarisable que celle de difluorométhane. On en conclut que la différence due à la polarisabilité des molécules domine largement celle due à la polarité et ce sont elles qui expliquent la différence de température de vaporisation.
- 4. L'oxygène possède 6 électrons de valence ( $2s^22p^4$ ) et donc la molécule de  $\text{CO}_2$  en possède 16, soit 8 doublets. On obtient la structure de Lewis suivante :



5. Comme la molécule est linéaire, les moments dipolaires des deux liaisons CO s'annulent et la molécule n'est pas polaire.

6. Il est difficile de comprendre pourquoi la caféine serait très soluble dans le  $\text{CO}_2$  supercritique car :

- Ni le  $\text{CO}_2$ , ni la caféine ne peuvent former de liaisons hydrogène. (ça va plutôt dans le bon sens pour expliquer la solubilité)
- La caféine est une molécule polaire alors que le  $\text{CO}_2$  est apolaire.
- La caféine est une grosse molécule, a priori beaucoup plus polarisable que le  $\text{CO}_2$ . Ça ne va pas dans le sens d'une bonne solubilité.