

Corrigé du Devoir Surveillé de chimie n°3

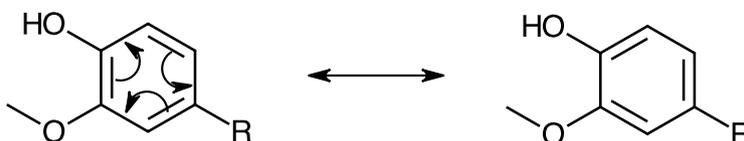
I) Propriétés de molécules organiques

1) La capsaïcine

a) La capsaïcine est nommée :

N-[(4-hydroxy-3-méthoxyphényl)méthyl]-8-méthylnon-6-énamide.

b) Les trois doublets pi du cycle sont délocalisés, comme le montrent les formules mésomères suivantes.



Cette délocalisation rend les liaisons C-C du cycle quasiment équivalentes.

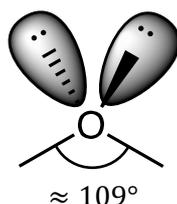
c) Le groupe méthoxy correspond à la

fonction éther-oxyde.

d) Les structures de Lewis du groupe hydroxyle et du groupe méthoxy sont respectivement :



Ainsi, le type VSPER est le même dans les deux cas : AX_2E_2 . La géométrie dérive du tétraèdre régulier, les angles ont donc une mesure voisine de 109° .

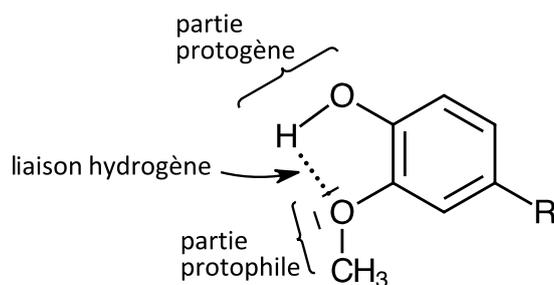


Les doublets non liants étant plus répulsifs que les doublets liants, on s'attend à un angle XOX' mesurant un peu moins de 109° . Ceci est vrai pour le groupe hydroxyle, mais pas pour le groupe méthoxy car, dans ce cas, la répulsion stérique entre les groupes carbonés l'emporte.

e) Le groupe hydroxyle est **protogène** (donneur de liaison hydrogène) car il possède un atome d'hydrogène fortement polarisé positivement car lié par liaison covalente à un atome d'oxygène.

Le groupe méthoxy est **protophile** (accepteur de liaison hydrogène) sur son atome d'oxygène, polarisé négativement et porteur de doublets non liants.

Étant donné la position relative de ces groupes, il peut ainsi s'établir une **liaison hydrogène intramoléculaire**, particulièrement favorable ici car les atomes peuvent se positionner pour former un cycle à 5 atomes :



e) La sensation de brûlure est due à la fixation de la capsaïcine sur les récepteurs sensoriels de la langue.

La capsaïcine est une molécule particulièrement hydrophobe. Elle comporte, certes, deux groupes protogènes (OH et NH), mais d'une part le groupe hydroxyle réalise déjà une liaison hydrogène intramoléculaire, et d'autre part ils sont de bien petite taille par rapport aux **importantes parties hydrophobes** : le cycle aromatique et la longue chaîne carbonée apolaire.

Par conséquent, la capsaïcine est très peu soluble dans l'eau. Ainsi, boire de l'eau a très peu d'effet sur la sensation de brûlure car l'eau n'entraîne pas la capsaïcine, qui stagne sur les récepteurs de la langue.

En revanche, la capsaïcine est très soluble dans les globules de matière grasse contenus dans le lait. En effet, les parties hydrophobes, qu'on qualifie aussi de lipophiles, ont beaucoup d'affinité, par forces de van der Waals de type London, avec les longues chaînes carbonées des molécules constituant la matière grasse du lait.

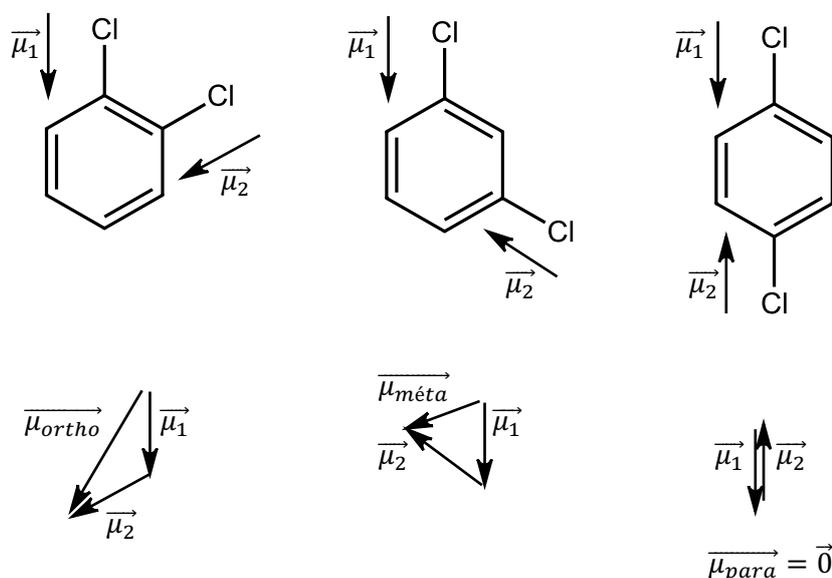
Lorsqu'on boit du lait, des molécules de capsaïcine se détachent des récepteurs de la langue pour se dissoudre dans les globules de gras et la sensation de brûlure diminue.

2) Dichlorobenzènes

a) Le chlore est nettement plus électronégatif que le carbone : chaque liaison C-Cl est donc polarisée et on peut lui attribuer un vecteur moment dipolaire de liaison $\vec{\mu}_i$ dirigé du pôle négatif, le chlore, vers le pôle positif, le carbone.

On peut négliger les moments dipolaires des liaisons C-C et C-H car H et C ont des électronégativités très proches.

Chacun des trois isomères du dichlorobenzène possède deux liaisons C-Cl. Le moment dipolaire de chaque molécule est la **somme des vecteurs moment dipolaire de ces deux liaisons**. On représente donc graphiquement ces trois sommes vectorielles pour pouvoir comparer la norme des moments dipolaires résultants :

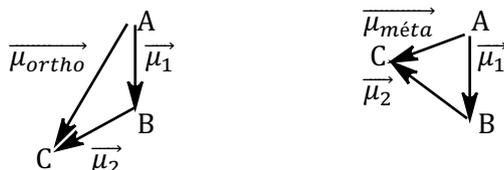


La molécule para est parfaitement symétrique (même si on ne néglige pas les moments dipolaires des liaisons C-H, ils s'annulent deux à deux) : elle est donc **apolaire**.

On voit sur les schémas que $\|\vec{\mu}_{ortho}\| > \|\vec{\mu}_{méta}\|$: la valeur 2,56 D est donc à attribuer au moment dipolaire de l'isomère ortho et la valeur 1,48 D à celui de l'isomère para.

| |
|--|
| $\begin{aligned}\mu_{ortho} &= 2,56 \text{ D} \\ \mu_{méta} &= 1,48 \text{ D} \\ \mu_{para} &= 0\end{aligned}$ |
|--|

b) Les liaisons C-Cl étant disposées sur un hexagone régulier, on en déduit les angles que font les vecteurs $\vec{\mu}_1$ et $\vec{\mu}_2$ (vecteurs ayant tous les deux la même norme, μ_{C-Cl} , qui est la valeur que l'on recherche).



Pour l'isomère *ortho*, le triangle ABC est isocèle en B, avec un angle mesurant 120° . Les angles en A et C mesurent donc 30° et on a :

$$\mu_{ortho} = 2\mu_{C-Cl} \cos 30^\circ = 2\mu_{C-Cl} \left(\frac{\sqrt{3}}{2} \right) = \sqrt{3} \cdot \mu_{C-Cl}$$

On peut donc en déduire :

$$\mu_{C-Cl} = \frac{\mu_{ortho}}{\sqrt{3}} \approx \frac{2,56 \text{ D}}{1,73}$$

Pour l'isomère *méta*, le triangle ABC est isocèle en B, avec un angle mesurant 60° . Les angles en A et C mesurent donc aussi 60° , ce qui montre que le triangle est équilatéral. On a donc directement :

$$\mu_{C-Cl} = \mu_{méta} = 1,48 \text{ D}$$

Ces deux résultats sont cohérents, puisque $\frac{2,56}{1,73} \approx 1,48$.

| |
|---|
| La liaison C-Cl a un moment dipolaire $\mu_{C-Cl} = 1,48 \text{ D}$. |
|---|

c) La liaison polarisée C-Cl peut être modélisée comme un dipôle où l'atome de chlore porterait, au niveau de son noyau, une charge partielle $-\delta e$ et l'atome de carbone une charge partielle $+\delta e$.

Le moment dipolaire s'écrit alors :

$$\mu_{C-Cl} = \delta e \cdot \ell$$

On en déduit la valeur de la charge partielle :

$$\delta = \frac{\mu_{C-Cl}}{e\ell} = 0,17$$

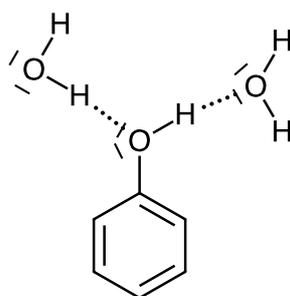
N.B. Pour cette application numérique, le moment dipolaire est converti en C·m par :

$$\mu_{C-Cl} = 1,48 \text{ D} = (1,48 \times 0,33 \cdot 10^{-29}) \text{ C}\cdot\text{m} = 4,88 \cdot 10^{-30} \text{ C}\cdot\text{m}$$

Le pourcentage d'ionicité correspond à la valeur de δ exprimée en % :

| |
|---|
| La liaison C-Cl a un pourcentage d'ionicité de 17%. |
|---|

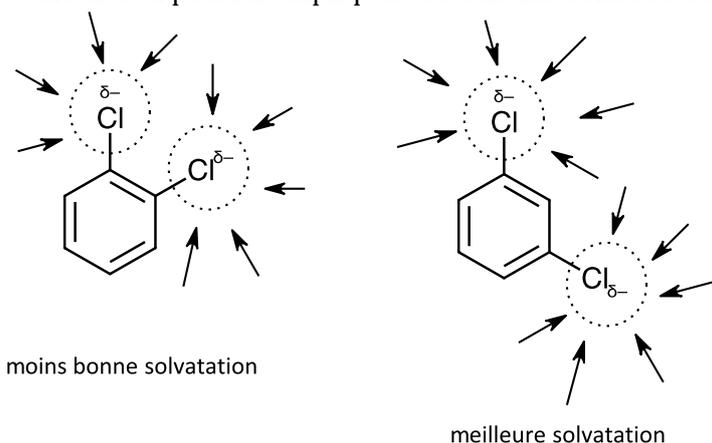
d) On constate tout d'abord que le phénol est beaucoup plus soluble dans l'eau que tous les dichlorobenzènes. En effet, cette molécule possède une **partie hydrophile OH**, qui est à la fois protogène et protophile. Elle peut donc donner et accepter des liaisons hydrogène avec l'eau :



Les dichlorobenzènes ne sont pas protogènes et ont donc des solubilités bien inférieures à celles du phénol. Leurs structures étant proches, leurs solubilités dans l'eau sont proches également et il est délicat d'interpréter de si faibles différences.

Toutefois, on peut remarquer que, l'isomère para est **apolaire**, alors que les isomères ortho et méta sont **polaires** : ces derniers pourront donc, en plus des forces de London et Debye, établir avec l'eau des **interactions de Keesom**. Cela pourrait expliquer leur meilleure solubilité ($5,4$ et $7,5 \cdot 10^{-4} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$), contre seulement $3,3 \cdot 10^{-4} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ pour l'isomère para.

La différence de solubilité entre les isomères ortho et méta est la plus difficile à interpréter. En effet, le moment dipolaire de l'isomère ortho étant supérieur à celui de l'isomère méta, on s'attend à ce que les forces de Keesom avec l'eau soient plus intenses dans le premier cas... et pourtant la solubilité de l'ortho est inférieure. On peut alors suggérer que, en raison de la proximité des atomes de chlore, le nombre de molécules d'eau qui pourront les solvater est a priori plus faible pour l'isomère ortho que pour l'isomère méta. Ceci pourrait expliquer cette moins bonne solubilité...



3) Polarité de composés fluorés

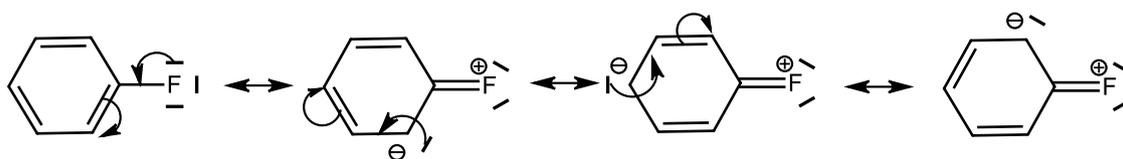
a) Le carbone et le fluor sont deux éléments de la **deuxième période** de la classification périodique. Le carbone a un numéro atomique $Z_C = 6$, une configuration électronique $1s^2 2s^2 2p^2$ et est donc situé en **colonne n°14** ; le fluor a pour numéro atomique $Z_F = 9$, une configuration électronique $1s^2 2s^2 2p^5$ et est situé en **colonne n°17** (c'est un halogène).

Comme l'électronégativité augmente de gauche à droite dans une ligne de la classification, on en déduit :

Le fluor est plus électronégatif que le carbone.

b) Dans le fluoroéthane, l'atome de fluor porte trois doublets non liants non délocalisables. La liaison C-F est très polarisée en raison de la différence d'électronégativité entre C et F, d'où le moment dipolaire élevée de la molécule, $\mu_1 = 1,92 \text{ D}$.

Pour le fluorobenzène, le moment dipolaire est plus faible ($\mu_2 = 1,57 \text{ D}$). Ceci est dû au fait que les doublets non liants du fluor sont **conjugués** avec les liaisons pi du cycle, ce que l'on montre dans les formules mésomères suivantes :

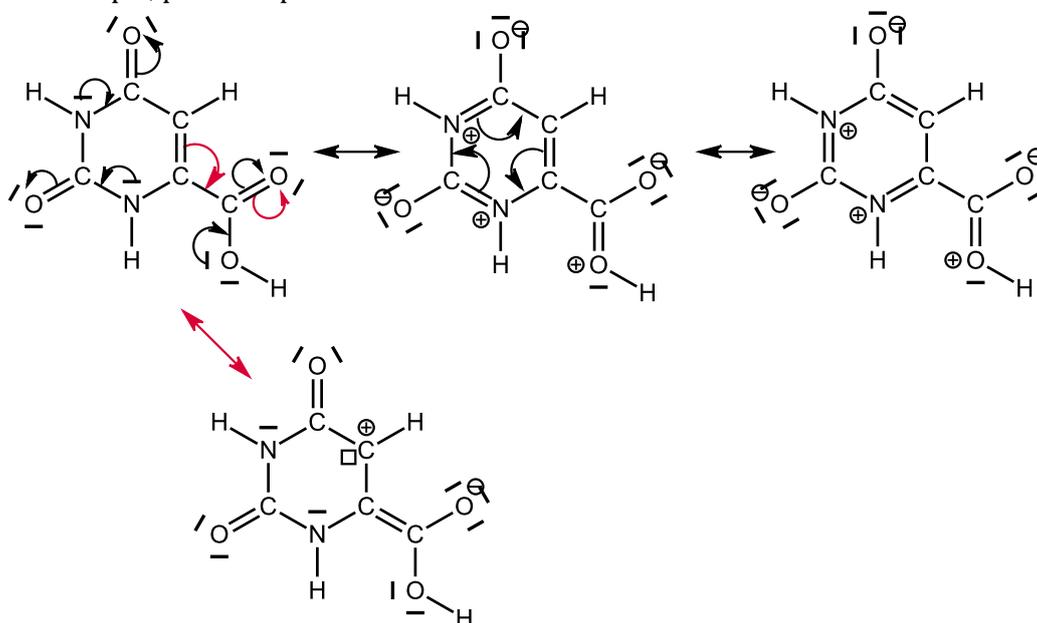


La première écriture est beaucoup plus représentative de la molécule et l'atome de fluor est bien polarisé négativement dans le fluorobenzène. Cependant, les trois autres formules mésomères ont aussi une petite contribution à la description : or elles font apparaître une charge positive sur le fluor. Ceci rend compte de l'**effet mésomère donneur** du fluor vis-à-vis du cycle, qui atténue le moment dipolaire de la liaison C-F.

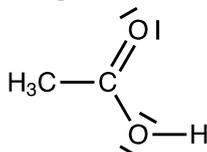
4) L'acide orotique

a) Les doublets pi des liaisons doubles et les doublets non liants portés par les atomes d'azote et l'atome d'oxygène du groupe OH sont tous conjugués entre eux. On peut en rendre compte en écrivant de nombreuses formules mésomères.

Comme on veut ici montrer que toutes les liaisons ont un caractère intermédiaire entre liaison simple et liaison double, il faut écrire des formules mésomères où chaque liaison peut apparaître tantôt double, tantôt simple, par exemple :

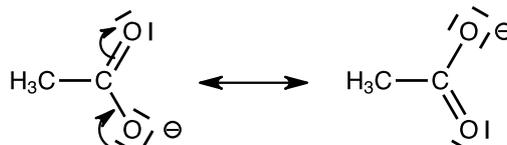


b) Il n'existe qu'une seule formule de Lewis sans séparation de charges pour écrire la fonction acide carboxylique. Par exemple pour l'acide éthanoïque :



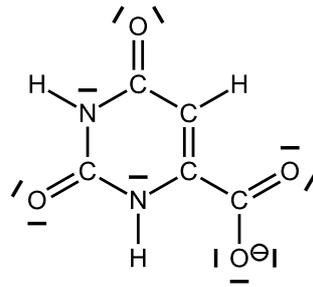
Ainsi, l'atome de carbone est lié à l'un des atomes d'oxygène par une liaison double et à l'autre par une liaison simple, la liaison double étant plus courte que la liaison simple.

En revanche, le groupe carboxylate s'écrit au moyen de deux formules mésomères équivalentes :



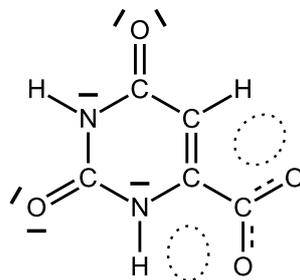
Les deux liaisons C-O sont donc parfaitement indiscernables, d'égales longueurs. Ce sont des liaisons hybrides entre liaison simple et liaison double. La charge négative est équitablement répartie sur les deux atomes d'oxygène.

c) Après déprotonation de la fonction acide carboxylique de l'acide orotique, on obtient l'ion orotate :

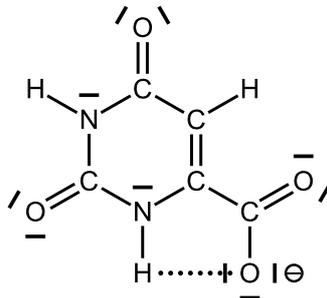


ion orotate

Comme on l'a expliqué à la question précédente, les deux liaisons C-O du groupe carboxylate sont hybrides entre liaison simple et liaison double et on pourrait s'attendre à des longueurs de liaison égales. Toutefois, à la différence de l'ion éthanoate, les deux atomes d'oxygène du groupe carboxylate n'ont ici pas exactement le même environnement : l'un est plus près d'un atome d'azote du cycle, d'autre d'un atome de carbone :



On peut même suggérer qu'il s'établisse une liaison hydrogène intramoléculaire avec l'atome d'hydrogène porté par l'atome d'azote (la liaison N-H est protogène) :



Par conséquent, les deux atomes d'oxygène ne sont pas équivalents et les liaisons C-O ne sont pas rigoureusement égales.

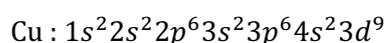
II) Radiosondes pour la détection du cancer

A- Généralités sur l'élément cuivre

1) Le cuivre étant dans la 4^{ème} période, on en déduit que son nombre quantique principal le plus grand est $n_{max} = 4$. Autrement dit, la configuration électronique contient 4s mais ne contient pas 5s.

La colonne n°11 est la 9^{ème} colonne du bloc *d*. On en déduit que la configuration électronique se termine, dans l'ordre de la règle de Klechkowski, par d^9 .

On applique donc la règle de Klechkowski compte tenu de ces deux informations et on obtient la configuration électronique du cuivre :



Le numéro atomique est égal au nombre d'électrons dans l'atome neutre. On compte les électrons de la configuration électronique précédente et on obtient :

Le numéro atomique du cuivre est : $Z = 29$.

2) La masse molaire d'un élément est la moyenne de la masse molaire de ses isotopes, pondérée par l'abondance naturelle.
Soit x l'abondance de l'isotope 63. Celle de l'isotope 65 est alors $(1 - x)$ et la masse molaire du cuivre s'exprime par :

$$M(\text{Cu}) = x \times M(^{63}\text{Cu}) + (1 - x) \times M(^{65}\text{Cu})$$

On en déduit :

$$x = \frac{M(\text{Cu}) - M(^{65}\text{Cu})}{M(^{63}\text{Cu}) - M(^{65}\text{Cu})}$$

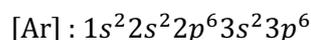
On sait, de plus, que $M(^{63}\text{Cu}) \approx 63,0 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$ et $M(^{65}\text{Cu}) \approx 65,0 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$, d'où l'application numérique :

$$x \approx 0,75$$

Les abondances naturelles sont de 75% pour ^{63}Cu et 25% pour ^{65}Cu .

3) Ar est le symbole de l'**argon**.

[Ar] désigne la configuration électronique de l'argon, c'est-à-dire :



La configuration électronique de l'argon se terminant par p^6 , cet élément est dans la 6^{ème} colonne du bloc p , c'est-à-dire la colonne n°18 du tableau périodique : l'argon est un **gaz noble**.

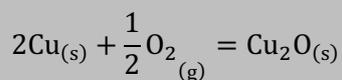
4) La configuration électronique fondamentale d'un atome de cuivre est $[\text{Ar}]3d^{10}4s^1$. Dans la question 1, on avait établi la configuration : $[\text{Ar}]3d^9 4s^2$ en appliquant la **règle de Klechkowski**. C'est donc cette règle qui n'est pas respectée (c'est-à-dire qu'elle ne donne pas, dans ce cas, la configuration électronique la plus stable de l'atome...), mais elle permet tout de même de déterminer le nombre d'électrons de valence (11) et de localiser l'élément dans le tableau périodique.

5) Dans le solide ionique Cu_2O :

L'oxygène étant beaucoup plus électronégatif que le cuivre, on le trouve sous forme d'anion dans Cu_2O . Comme la configuration électronique d'un atome d'oxygène est $1s^2 2s^2 2p^4$, il lui manque deux électrons pour compléter sa couche de valence. L'anion est donc : O^{2-} .

Par électroneutralité de Cu_2O , on déduit que les ions du cuivre sont : Cu^+ .

La combustion du cuivre dans le dioxygène a pour équation :

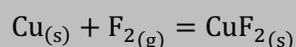


Dans le solide ionique CuF_2 :

Le fluor étant beaucoup plus électronégatif que le cuivre, on le trouve sous forme d'anion dans CuF_2 . Comme la configuration électronique d'un atome de fluor est $1s^2 2s^2 2p^5$, il lui manque un électron pour compléter sa couche de valence. L'anion est donc : F^- .

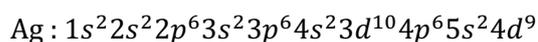
Par électroneutralité de CuF_2 , on déduit que les ions du cuivre sont : Cu^{2+} .

La combustion du cuivre dans le difluor a pour équation :



6) Étant dans la même colonne que le cuivre, on sait que les configurations électroniques de l'argent et de l'or selon la règle de Klechkowski se termineront aussi par d^9 .

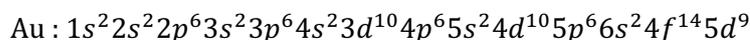
L'argent étant dans la période 5, on sait que $n_{max} = 5$... on recherche donc la configuration électronique se terminant par d^9 et contenant 5s et non pas 6s... ce qui donne :



D'où, en comptant les électrons :

$$Z(\text{Ag}) = 47$$

L'or étant dans la période 6, on sait que $n_{max} = 6...$ on recherche donc la configuration électronique se terminant par d^9 et contenant $6s$ et non pas $7s...$ ce qui donne :



D'où, en comptant les électrons :

$$Z(\text{Au}) = 79$$

7) Cuivre, argent et or sont des métaux d'électronégativité moyenne, car ils sont situés au centre du tableau périodique. C'est pourquoi ils sont a priori moins réducteurs (moins aptes à céder leurs électrons) que des métaux situés plus à gauche dans la classification comme les alcalins, les alcalino-terreux... qui sont bien moins électronégatifs.

Remarque : pour l'or, des effets plus complexes liés à la forte charge nucléaire, qui rendent les électrons $1s$ « relativistes », ont pour conséquence de rendre ce métal particulièrement noble (très difficilement oxydable).

B- Radioactivité du cuivre 64 et radioétiquetage

8) La valeur $A = 64$ désigne le nombre de masse, c'est-à-dire le nombre total de nucléons (protons et neutrons) dans le noyau. Or un noyau d'atome ou ion de l'élément cuivre possède $Z = 29$ protons. Le noyau de l'isotope 64 contient donc : $N = A - Z = 35$ neutrons.

Le noyau d'un atome ${}^{64}\text{Cu}$ (ou d'un ion ${}^{64}\text{Cu}^{2+}$) renferme $Z = 29$ protons et $N = 35$ neutrons.

9) En lisant les informations fournies, on voit que le noyau ${}^{64}_{29}\text{Cu}$ se transforme spontanément en un noyau ${}^{64}_{28}\text{Ni}$. On constate que le nombre de masse, donc le nombre total de nucléons, est conservé mais que le numéro atomique, donc le nombre de protons, a baissé d'une unité : on en déduit que le processus qui a eu lieu a consisté en la **transformation d'un proton en neutron** au sein du noyau.

Comme il y a toujours conservation de la charge, on en déduit qu'il y a eu nécessairement émission d'une particule de charge positive et de masse très inférieure à un nucléon : c'est un **positron** (anti-particule de l'électron).

Ainsi, en se désintégrant par radioactivité β^+ , le ${}^{64}\text{Cu}$ émet des positrons, il est donc détectable par la TEP.

Remarque :

Il y a aussi émission d'un neutrino électronique, l'équation est : ${}^{64}_{29}\text{Cu} \rightarrow {}^{64}_{28}\text{Ni} + e^+ + \nu_e$.

10) On indique que « le temps de demi-vie du cuivre-64 est égal à 12 heures », sans préciser le nombre de noyaux dont on est parti... On en déduit que ce temps de demi-vie doit être indépendant du nombre de noyaux initial, ce qui permet d'en déduire que **la réaction de désintégration est d'ordre 1**.

Par conséquent, l'activité d'un échantillon (nombre de noyaux qui se désintègrent par unité de temps) et **proportionnel au nombre de noyaux qu'il contient**. On établit donc l'équation différentielle régissant la population des noyaux :

$$A = -\frac{dN_{\text{Cu}}}{dt} = \lambda \cdot N_{\text{Cu}}$$

On résout cette équation en l'écrivant :

$$\frac{dN_{\text{Cu}}}{N_{\text{Cu}}} = -\lambda \cdot dt$$

... et en intégrant entre l'instant initial et un instant t quelconque :

$$\int_{N_0}^{N_{\text{Cu}}} \frac{dN'_{\text{Cu}}}{N'_{\text{Cu}}} = -\lambda \cdot \int_0^t dt'$$

$$[\ln N'_{\text{Cu}}]_{N_0}^{N_{\text{Cu}}} = -\lambda \cdot t$$

$$\ln N_{\text{Cu}} - \ln N_0 = -\lambda \cdot t$$

D'où l'équation temporelle de la quantité de noyaux, appelée « loi de décroissance radioactive » :

$$N_{\text{Cu}} = N_0 \cdot \exp(-\lambda \cdot t)$$

À $t = t_{\frac{1}{2}}$, la quantité de noyaux a été divisée par 2, donc :

$$\frac{N_0}{2} = N_0 \cdot \exp\left(-\lambda \cdot t_{\frac{1}{2}}\right)$$

$$\frac{1}{2} = \exp\left(-\lambda \cdot t_{\frac{1}{2}}\right)$$

En passant au logarithme :

$$-\ln 2 = -\lambda \cdot t_{\frac{1}{2}}$$

D'où la relation demandée entre λ et $t_{\frac{1}{2}}$:

$$\lambda = \frac{\ln 2}{t_{\frac{1}{2}}}$$

11) Comme expliqué à la question précédente, l'activité initiale $A_0 = 3,7 \cdot 10^{10}$ Bq est proportionnelle au nombre de noyaux apportés initialement selon :

$$A_0 = \lambda \cdot N_0$$

La quantité de matière en mol est le nombre de noyaux divisé par la constante d'Avogadro, donc :

$$n_0 = \frac{N_0}{N_a} = \frac{A_0}{\lambda \cdot N_a} = \frac{A_0 \cdot t_{\frac{1}{2}}}{N_a \cdot \ln 2} = 3,8 \cdot 10^{-9} \text{ mol}$$

La quantité de matière d'ions $^{64}\text{Cu}^{2+}$ apportés initialement est de : $n_0 = 3,8 \cdot 10^{-9}$ mol.

12) Comme la quantité apportée d'ions $^{64}\text{Cu}^{2+}$ est plus de 100 fois inférieure à celle du précurseur **PPC-DOTA** ($n_0 \ll 1,0 \cdot 10^{-6}$ mol), on en déduit que $^{64}\text{Cu}^{2+}$ est le réactif limitant, mais aussi que la quantité de **PPC-DOTA** reste quasiment inchangée pendant la transformation.

Ainsi, si on fait l'hypothèse d'une réaction quasi-totale, le bilan de matière est le suivant :

| | PPC-DOTA | $^{64}\text{Cu}^{2+}$ | $[^{64}\text{Cu} - \text{PPC-DOTA}]$ |
|--|---------------------------------|-------------------------------|---------------------------------------|
| quantités apportées | $1,0 \cdot 10^{-6}$ mol | $n_0 = 3,8 \cdot 10^{-9}$ mol | 0 |
| état final hypothèse réaction quasi-totale | $\approx 1,0 \cdot 10^{-6}$ mol | ϵ (traces) | $\approx n_0 = 3,8 \cdot 10^{-9}$ mol |

Notons que le réactif limitant étant un soluté, la rupture d'équilibre est impossible, d'où l'hypothèse de la réaction **quasi**-totale. L'état final est donc un état d'équilibre et la loi de Guldberg et Waage est applicable :

$$K^{\circ} = Q_{eq} = \frac{[{}^{64}\text{Cu} - \text{PPC-DOTA}]_{eq} \cdot c^{\circ}}{[\text{PPC} - \text{DOTA}]_{eq} \cdot [{}^{64}\text{Cu}^{2+}]_{eq}} = \frac{3,8 \cdot 10^{-9} \cdot c^{\circ}}{1,0 \cdot 10^{-6} \cdot [{}^{64}\text{Cu}^{2+}]_{eq}}$$

Dans le cadre de l'hypothèse, on trouve donc :

$$[{}^{64}\text{Cu}^{2+}]_{eq} = \frac{3,8 \cdot 10^{-9} \cdot c^{\circ}}{1,0 \cdot 10^{-6} \cdot K^{\circ}} = 1,2 \cdot 10^{-25} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

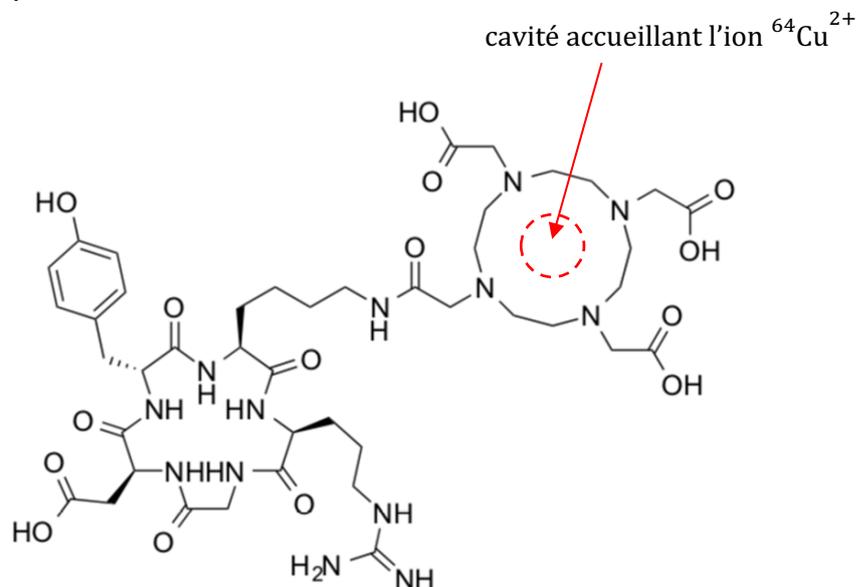
En multipliant par le volume de la solution $V_s = 300 \mu\text{L}$, on trouve :

$$\epsilon = [{}^{64}\text{Cu}^{2+}]_{eq} \cdot V_s = 3,6 \cdot 10^{-29} \text{ mol}$$

Cette quantité est bien absolument négligeable devant la quantité apportée n_0 , ce qui valide l'hypothèse.

La réaction de radioétiquetage est quasi-totale.

13) En comparant la structure du **PPC-DOTA** et celle de la radiosonde, il est aisé de repérer la cavité où se loge l'ion ${}^{64}\text{Cu}^{2+}$:



En observant la structure de la sonde, on voit que des « traits » ont été dessinés entre l'ion ${}^{64}\text{Cu}^{2+}$ et les quatre atomes d'azote de la cavité, ainsi que deux atomes d'oxygène des groupes carboxylate voisins (probablement un au-dessus et un en-dessous du plan moyen de la cavité).

Ces traits représentent des liaisons de type acide-base de Lewis. En effet, l'ion ${}^{64}\text{Cu}^{2+}$ est un acide de Lewis, car c'est une entité très déficitaire en électrons (chargée positivement et possédant de nombreuses lacunes électroniques). Les atomes d'azote des groupes amine tertiaire et les atomes d'oxygène des groupes carboxylate sont, en revanche, des bases de Lewis, car ces sites sont porteurs de doublets non liants sur des atomes chargés partiellement négativement :

