

Exercice 1. Extraction du diiode

1. Il faut deux conditions chimiques :

- que le soluté soit plus soluble dans ce solvant que dans l'eau ;
- que ce solvant soit non-miscible avec l'eau.

L'eau étant un solvant un protique, on choisira un solvant aprotique.

De plus I_2 est un soluté moléculaire apolaire, on choisit donc un solvant apolaire (qui est du coup forcément aprotique).

Une condition supplémentaire est que ce solvant ne soit pas nocif.

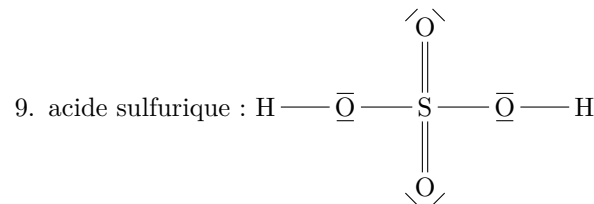
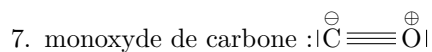
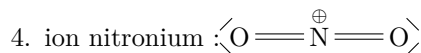
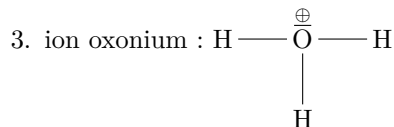
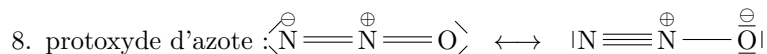
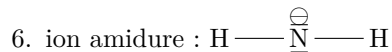
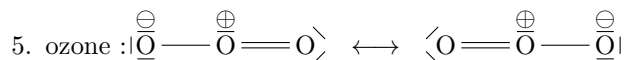
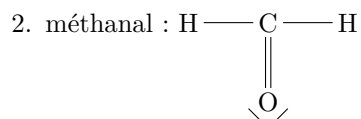
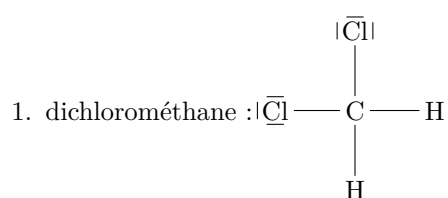
Si on veut récupérer le soluté pur, il faut également pouvoir évaporer facilement ce solvant.

2. On peut choisir le pentane ou le benzène (mais ce dernier est cancérigène).

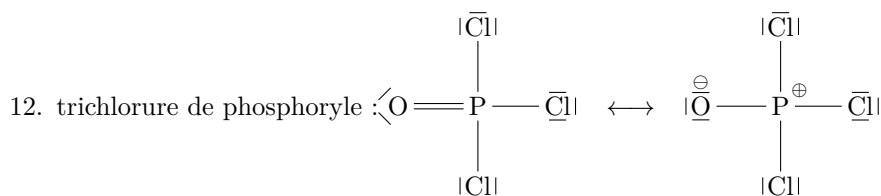
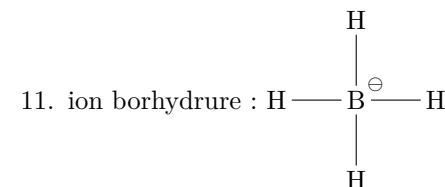
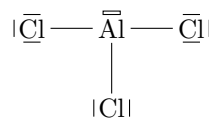
3. Le sulfate de cuivre est un soluté ionique, il préfère rester dans l'eau qui est polaire. Le pentane ne pourra pas l'extraire.

Dans ce cas le seul moyen est de faire bouillir l'eau pour récupérer le sel.

Exercice 2. Représentation de Lewis de molécules ou d'ions polyatomiques



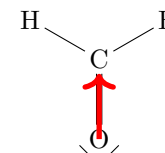
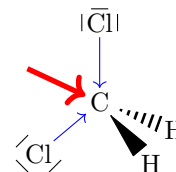
10. trichlorure d'aluminium :



Exercice 3. Géométrie et polarité de molécules

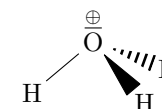
Les flèches fines et bleues représentent les moments dipolaires des liaisons covalentes, les flèches épaisses et rouges, ceux des molécules.

1. dichlorométhane (gauche ci-dessous) : AX_4 (tétraédrique). Les liaisons C-Cl sont polarisées ; ces deux liaisons n'étant pas colinéaires, la somme des moments dipolaires est non nulle : la molécule est **polaire**.



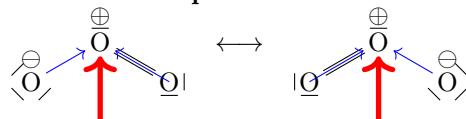
2. méthanal (droite ci-dessus) : AX_3 (trigonale). La liaison C=O est polarisée donc la molécule est **polaire**.

3. ion oxonium : AX_3E_1 (pyramidale)



4. ion nitronium : AX_2 (linéaire) $\langle O \equiv N^+ \equiv O \rangle$

5. ozone : AX_2E_1 (coudée). Les deux liaisons sont polarisées dû à la présence des charges formelles sur les deux formes mésomères limites. En moyenne le moment dipolaire de la molécule est-nul : elle est **polaire**.

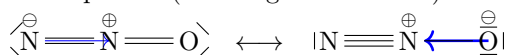


6. ion amidure : coudée (AX_2E_1) $H-\overset{\ominus}{N}-H$

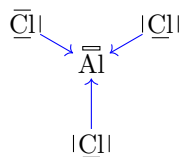
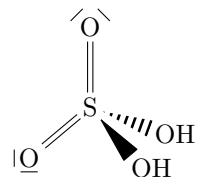
7. monoxyde de carbone : pas de géométrie (2 atomes). Étant donnée la présence des charges formelles la molécule a un moment dipolaire non-nul : elle est **polaire**.



8. protoxyde d'azote : linéaire (AX_2). Les deux formes mésomères ont des moments dipolaires opposés mais pas forcément de même amplitude. De plus les deux formes ne sont pas symétriques et n'ont pas la même stabilité : la forme de droite est plus stable car c'est l'atome le plus électronégatif qui porte la charge formelle négative. On peut en conclure que son moment dipolaire domine en moyenne. La molécule est donc polaire (non exigible en MPSI).

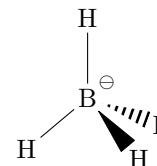


9. acide sulfurique (gauche ci-dessous) : tétraédrique autour de S (AX_4). La structure est trop complexe pour étudier la polarité.

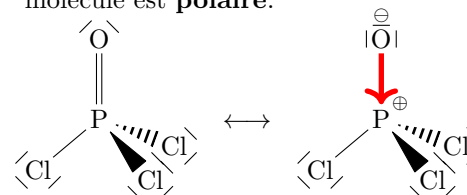


10. trichlorure d'aluminium (droite ci-dessus) : trigonale (AX_3). Les liaisons Al-Cl sont polarisées. La somme des moments dipolaires est nulle par symétrie : la molécule est **apolaire**.

11. ion borhydure : tétraédrique (AX_4)



12. trichlorure de phosphore : tétraédrique (AX_4). Toutes les liaisons sont polarisées mais de façon inégale pour C-Cl et C-O. La deuxième forme mésomère indique que la liaison C-O est davantage polarisée, donc que son moment dipolaire l'emporte : la molécule est **polaire**.



Exercice 4. Température d'ébullition des composés hydrogénés

1. Les liaisons C-H sont non polarisées. On peut supposer qu'il en est de même pour tous les éléments du même groupe. De plus la géométrie tétraédrique de ces composés conduit nécessairement à des molécules apolaires. Ainsi les composés hydrogénés de ce groupe sont faiblement liés entre eux par des liaisons de type London.

En revanche, les éléments des autres groupes sont bien plus électronégatifs (l'électronégativité augmente le long d'une période), et conduisent à des liaisons polarisées avec H. De plus, la présence de doublets non-liants donne des géométries qui empêchent l'annulation des moments dipolaires. Par conséquent les composés hydrogénés sont polaires, bien plus fortement liés entre eux par des liaisons de type Keesom. Ceci explique pourquoi les températures d'ébullition de ces composés sont plus élevées que leurs équivalents du groupe du carbone.

2. On observe que la température d'ébullition augmente quand on passe, dans un même groupe, de la troisième à la cinquième période. Or ces éléments ont la même structure électronique donc les composés hydrogénés ont la même géométrie.

Quand on passe de la troisième à la cinquième période, les atomes sont de plus en plus volumineux, donc de plus en plus polarisables. Ceci augmente le moment dipolaire des dipôles induits, donc l'intensité des liaisons intermoléculaires de van der Waals (type Debye ou London), et par conséquent la stabilité de ces composés. C'est pourquoi leur température d'ébullition augmente.

3. Selon cet argument, les éléments de la deuxième période devraient avoir une température d'ébullition plus basse, or c'est l'inverse qui est observé (sauf pour CH_4). Ceci vient du fait que ces composés sont les seuls capables de former des liaisons hydrogènes, ce qui augmente énormément leur stabilité donc leur température d'ébullition.