

TD : Molécules et Solvants

1 Applications directes du cours

App1 : À propos de l'azote

1. Préciser la structure électronique de l'azote
2. Écrire les structure de Lewis de l'ammoniac NH_3 , hydroxylamine NH_2OH , chlorure de nitrosyle ClNO et acide nitrique HNO_3 .

Indication : Dans tous ces édifices, l'azote est l'atome central. Préciser s'il y a lieu les charges formelles.

App2 : Synthèse d'engrais

La chimie des engrais correspond à la chimie de l'azote. L'engrais le plus utilisé, le nitrate d'ammonium, est préparé par action de l'acide nitrique HNO_3 sur l'ammoniac NH_3 . En outre, au cours de la synthèse de l'acide nitrique apparaissent à des étapes différentes monoxyde d'azote NO , dioxyde d'azote NO_2 , tétraoxyde d'azote N_2O_4 et acide nitreux HNO_2 .

1. Donner les structures de Lewis de tous ces composés (sachant qu'il n'y a pas de liaisons O-O).
2. NO et NO_2 présente une propriété particulière. Laquelle ?

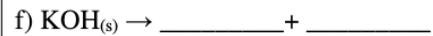
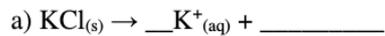
App3 : Moments dipolaires des molécules



1. Comment appelle t-on ces différentes molécules ?
2. Calculer le moment dipolaire des molécules ci-dessous en supposant $\mu_{\text{CH}} \approx 0\text{D}$ et $\mu_{\text{CCl}} \approx 1,6\text{D}$,

App4 : Dissolution

a. Complétez les équations de dissolution suivantes



b. Associez chaque les noms de solides ioniques suivants aux solides ioniques de la question précédente.

Carbonate de sodium : _____

Trichlorure de fer : _____

Chlorure de potassium : _____

Sulfate de cuivre : _____

Carbonate de potassium : _____

Trichlorure d'aluminium : _____

Dibromure de cuivre : _____

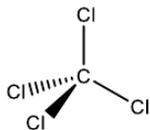
Diiodure de plomb : _____

Trichlorure d'aluminium : _____

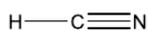
Chlorure de sodium : _____

App5 : Polarité des molécules

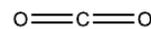
Placer les charges partielles si elles existent sur chaque atome, dessiner le centre des charges partielles et conclure quant à la polarité des molécules suivantes.



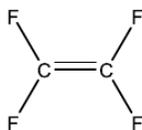
tétrachlorure de carbone



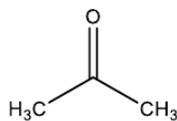
cyanure d'hydrogène



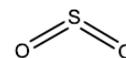
dioxyde de carbone



tétrafluoroéthène



propanone (acétone)



dioxyde de soufre

Données :

On considère que H et C ont des électronégativités similaires, inférieures à celles de N, O, F et Cl.

O est plus électronégatif que S

2 Exercices

EX1 : La chromatographie sur couche mince CCM

CCM

La chromatographie sur couche mince est une méthode d'analyse qui se base sur les différences d'interaction d'une espèce chimique avec d'une part une phase stationnaire (gel de silice) et d'autre part une phase mobile appelée éluant. La silice est très propice à l'établissement de liaison H.

Les espèces chimiques à comparer sont déposées sur une ligne de dépôt tracée au crayon gris sur la plaque de silice. La plaque est ensuite déposée verticalement dans une cuve qui contient un fond d'éluant. L'éluant va alors monter le long de la plaque de silice par capillarité. Les espèces chimiques déposées sur la plaque de silice vont alors migrer vers le haut. Leur vitesse de migration dépend de leur affinité avec l'éluant et la phase solide : plus une espèce a d'affinité avec la phase solide, plus sa migration est lente et inversement. Lorsque l'éluant arrive à 1cm du bord en haut de la plaque, l'expérience est arrêtée et un trait est tracé au niveau de la ligne d'éluant.

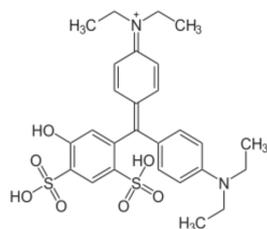
Le rapport frontal (R_f) d'un composé est le rapport de la distance ligne de dépôt-composé sur la distance ligne de dépôt-front de l'éluant. Il est compris entre 0 et 1, et est caractéristique du composé, du matériau de la plaque et du système d'éluant.

Le but d'une chromatographie est de comparer des composés chimiques ou de les identifier. Pour être efficace, une chromatographie doit faire en sorte que les espèces les plus mobiles soient proches mais en dessous de la ligne de front, et les espèces les moins mobiles soient proches mais au dessus de la ligne de dépôt.

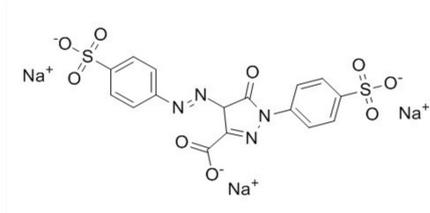
Question 1 : Faire un schéma du dispositif ainsi que du résultat obtenu.

Le sirop de menthe industriel contient les composés suivant : colorant alimentaire E102 (tartrazine) (jaune); colorant alimentaire E131 (bleu patenté V). Ces produits sont disponibles séparément en laboratoire.

Question 2 : Comment vérifier la présence de tartrazine et de bleu patenté dans un sirop de menthe ?



Bleu patenté



Tartrazine

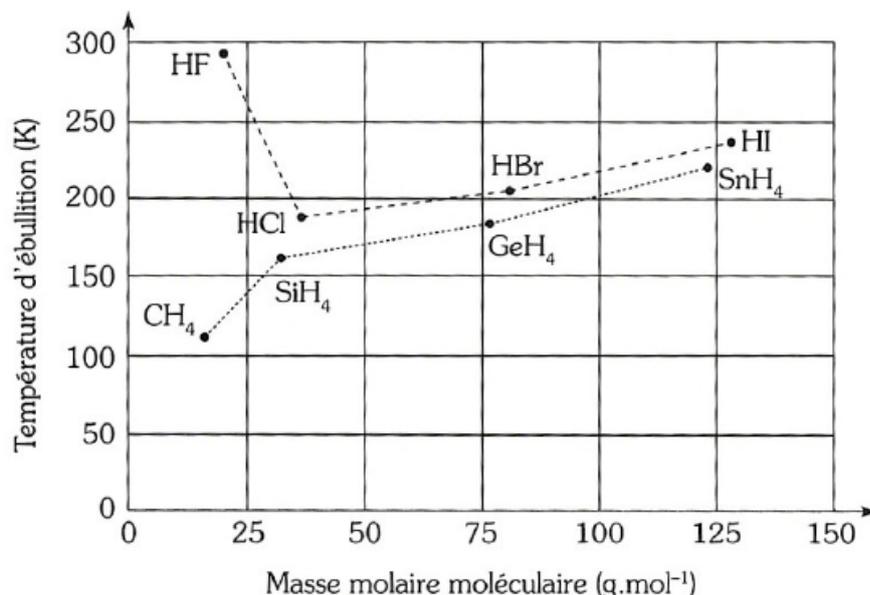
Question 3 : Quelles types d'interaction peut-il exister entre d'une part : l'éluant et les deux molécules, et d'autre part entre la silice et les molécules ? Les molécules sont-elles polaires ?

Question 4 : L'éluant utilisé est une solution de chlorure de sodium faiblement concentrée, justifier l'emploi de cet éluant et dessiner le résultat attendu

L'eau salée est un solvant polaire protique tartrazine solubilité faible, importante pour le bleu.

EX2 : Interactions

La figure ci-dessous représente l'évolution des températures d'ébullition sous une pression de 1 bar, des composés hydrogénés des éléments des colonnes 14 et 17 de la classification périodique en fonction de la masse molaire moléculaire du composé.



- Rappeler le nom de la famille chimique contenue dans la 17e colonne.
- Pourquoi les composés hydrogénés des éléments de la colonne 14 ont-ils des températures d'ébullition plus basse que celles des composés hydrogénés des éléments de la colonne 17 ?
- Pourquoi la température d'ébullition augmente-t-elle de HCl à HI ?
- Interpréter l'anomalie apparente observée par HF .
Des expériences de diffraction électronique mettent en évidence le fait que le fluorure d'hydrogène peut s'associer en polymère $(HF)_n$. À l'état solide, le fluorure d'hydrogène se présente sous formes de longues chaînes en "zig-zag". À l'état gazeux, on observe principalement les formes suivantes : le monomère HF , le dimère $(HF)_2$ et l'hexamère $(HF)_6$.
- Justifier l'existence de structure polymériques $(HF)_n$, issues de l'association de plusieurs molécules de fluorure d'hydrogène.
- Dans le dimère $(HF)_2$, les deux liaisons FH ont-elles la même longueur ? Proposer une représentation schématique, en justifiant si HFH est linéaire ou coudée (l'expérience donne un angle inférieur à 120°).

EX3 : Dissolution du sel de Mohr

Le sel de Mohr est un solide ionique verdâtre vendu sous forme hexahydraté de formule brute $(NH_4)_2Fe(SO_4)_2 \cdot 6H_2O(s)$.

- Quels sont les ions constituant ce solide ? Vérifier que parmi ces ions, on trouve les ions fer (II) Fe^{2+} .
- Écrire l'équation de dissolution de ce solide dans l'eau.
- Quelle est la masse molaire M du sel de Mohr ?
- On désire préparer une solution de concentration molaire en ions ferreux $[Fe^{2+}] = 3,0 \cdot 10^{-2} mol.L^{-1}$ et de volume 50 mL. Quelle masse de sel de Mohr doit-on dissoudre ?
- Quelles seront alors les concentrations molaires en ion ammonium et en ion sulfate de la solution ainsi obtenue ?

EX4 : Extraction du diiode

On appelle solubilité massique, notée s , la masse maximale de soluté qu'on peut dissoudre dans 1 litre de solvant. Le diiode a une solubilité massique dans l'eau de $s = 0,33g.L^{-1}$. La masse molaire de l'iode est $M(I) = 126,9g/mol$.

- Calculer la solubilité molaire S du diiode dans l'eau.
- Comment peut-on expliquer cette faible solubilité ?

3. On se propose d'extraire le diiode par un solvant organique, l'hexane. Comparer la polarité de ce solvant à celle de l'eau et conclure.
4. Proposer un mode opératoire.
5. La constante de partage mesure le rapport des concentrations d'un soluté A donné entre deux solvants non miscibles, en général l'eau et un solvant organique (S). Cette constante est la constante d'équilibre de la réaction : $A(\text{sol.aqueuse}) = A(\text{sol.org.})$. $K = \frac{[A]_{\text{orga}}}{[A]_{\text{eau}}}$. La constante de partage entre l'eau et l'hexane est de l'ordre de 10^{-3} . Quel volume d'hexane faut-il ajouter à 100mL d'eau pour extraire 99% du diiode ?