

TD1 : De l'échelle microscopique à l'échelle macroscopique

1 Questions de cours

QC1 : Notation conventionnelle d'un noyau atomique, isotopes

QC2 : Entités chimiques

QC3 : Solutions aqueuses

QC4 : États de la matière

QC5 : Schémas de Lewis

2 Tester les bases

TLB1 : L'air

1. Rappeler la composition approchée de l'air. Indiquer alors s'il s'agit d'un corps pur ou d'un mélange, en justifiant.
2. Rappeler l'ordre de grandeur de la valeur de sa masse volumique ρ_{air} .

TLB2 : Entités chimiques

Pour chacune des formules suivantes, indiquer si elle représente un atome, une molécule ou un ion. Si c'est un ion, indiquer s'il s'agit d'un anion ou d'un cation, d'un ion monoatomique ou d'un ion polyatomique.

Cu^{2+} , CO, F, HO^- , Fe^{2+} , H^+ , F^- , Cl_2 , $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$, NH_3 , SO_4^{2-} , Co, Fe^{3+} , B, Au, NO_3^- .

TLB3 : Isotopes de l'uranium

Les notations conventionnelles des noyaux d'uranium 235 et 238 sont ${}^{235}_{92}\text{U}$ et ${}^{238}_{92}\text{U}$.

1. En déduire la composition de ces noyaux.
2. Justifier que ces deux noyaux sont des isotopes de l'uranium.

TLB4 : Ions monoatomiques

1. En vous appuyant sur le tableau périodique, déterminer la configuration électronique de chacun des atomes suivants dans leur état fondamental : H, O, F, Cl, Na, Mg.
2. Déterminer les formules des ions monoatomiques qu'ils ont tendance à former.

TLB5 : Schémas de Lewis classiques

Donner les schémas de Lewis :

- de l'eau (CCINP16,17,24, CCS24) ;
- du dioxyde de carbone (CCINP17,22,24,26, CCS25) ;
- du dioxygène (CCINP16) ;
- du diazote (CCS25) ;
- du méthane (CH_4) (CCS25, CCINP26) ;
- du chlorure d'hydrogène (HCl) ;
- du méthanol (CH_3OH) ;
- du peroxyde d'hydrogène (H_2O_2) (CCINP16,25) ;
- du cyanure d'hydrogène (HCN) (CCS24) ;
- de l'ion hydrogénocarbonate (HCO_3^-) (CCINP21) ;
- de l'acide méthanoïque (HCOOH) (CCINP18).

TLB6 : Masse volumique et concentration en masse

Sur une bouteille d'eau purifiée vendue en pharmacie, on lit l'indication $1000 \text{ g}\cdot\text{L}^{-1}$.

Sur une bouteille de sérum physiologique (gouttes d'eau salée à mettre dans les yeux), on lit l'indication $9 \text{ g}\cdot\text{L}^{-1}$.

Déterminer la grandeur à laquelle correspond chacune des valeurs lues sur les étiquettes.

TLB7 : Glycémie à jeun

La concentration en glucose ($C_6H_{12}O_6$) dans le sang, appelée glycémie, permet de diagnostiquer ou de surveiller un diabète.

Une glycémie normale est comprise entre 3,5 et 6,1 $\text{mmol}\cdot\text{L}^{-1}$ à jeun. Une personne est diabétique si sa glycémie est supérieure à 7,0 $\text{mmol}\cdot\text{L}^{-1}$ à jeun.

On rappelle les valeurs de certaines masses molaires atomiques :

$M_H = 1,0 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$; $M_C = 12,0 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$; $M_O = 16,0 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$.

1. Calculer la masse molaire M du glucose.

2. Établir la relation entre les concentrations en masse C_m et en quantité de matière C :

$$C = \frac{C_m}{M}.$$

3. L'analyse de sang d'un patient indique une glycémie à jeun $C_m = 0,96 \text{ g}\cdot\text{L}^{-1}$. Déterminer si ce patient est diabétique.

3 Exercices

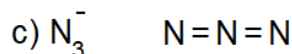
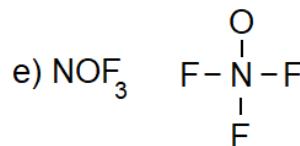
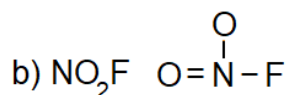
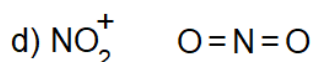
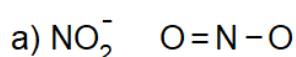
CAPACITÉ TRAVAILLÉE :

Établir un ou des schémas de Lewis pertinent(s) pour une molécule ou un ion constitué des éléments C, H, O et N.

Exercice 1 : Schémas de Lewis incomplets

L'énoncé donne la formule brute et un schéma de Lewis incomplet de cinq entités.

Recopier puis compléter les schémas de Lewis en faisant apparaître les doublets non liants et les charges formelles. Indication : un atome de fluor (F) isolé possède 7 électrons de valence.



Exercice 2 : Chimie de l'azote

Proposer un schéma de Lewis pertinent pour :

- le diazote N_2 ;
- le protoxyde d'azote N_2O (l'atome central est un atome d'azote) (CCINP26) ;
- le dioxyde d'azote NO_2 (c'est un **radical libre**, un des électrons reste célibataire) ;
- le peroxyde d'azote N_2O_4 ;
- l'ion amidure NH_2^- ;
- l'ion nitrosonium NO^+ ;
- l'ion nitronium NO_2^+ ;
- l'ion nitrite NO_2^- ;
- l'ion nitrate NO_3^- ;
- l'ammoniac NH_3 ;
- l'ion ammonium NH_4^+ ;
- l'acide nitrique HNO_3 .

Exercice 3 : Limite du modèle de Lewis : les radicaux libres

Le monoxyde d'azote a pour formule NO.

1. Justifier que l'oxygène et l'azote ne peuvent pas respecter simultanément la règle de l'octet dans cette molécule. Indication : déterminer le nombre total d'électrons de valence.

Il doit rester un électron célibataire dans le schéma de Lewis du monoxyde d'azote, ce qui le rend extrêmement réactif chimiquement. On dit qu'il s'agit d'un **radical libre**.

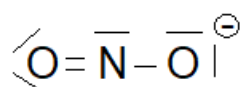
2. Déterminer le schéma de Lewis du monoxyde d'azote.

3. Le monoxyde d'azote peut réagir suivant la réaction de dimérisation : $2\text{NO} = \text{N}_2\text{O}_2$. En déduire le schéma de Lewis du dioxyde de diazote N_2O_2 .

Exercice 4 : Limite du modèle de Lewis : formes mésomères

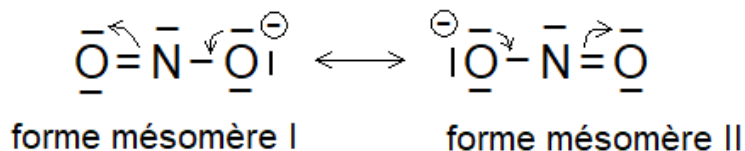
Une des limites (au sens de défaut) de la théorie de Lewis est qu'elle ne permet pas de rendre compte avec une formule unique des propriétés d'un certain nombre d'entités.

Considérons par exemple l'ion nitrite NO_2^- :



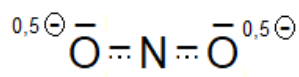
Le schéma de Lewis ci-dessus différencie les deux atomes d'oxygène : l'un est doublement lié à l'azote et l'autre simplement lié. Si deux atomes sont reliés par une double liaison, l'interaction étant plus forte, ces deux atomes sont plus rapprochés que dans le cas d'une liaison simple. Or, l'étude expérimentale de l'ion nitrite montre que les deux distances azote-oxygène sont égales. Cet exemple nous montre l'insuffisance d'une formule unique de Lewis.

On peut, en fait, écrire deux formules de Lewis, notées I et II, pour l'ion nitrite :



Les flèches courbes indiquent un transfert d'électrons permettant de passer d'une forme **mésomère** à l'autre. La théorie de la mésomérie précise que la formule de l'ion nitrite n'est ni I, ni II, mais un compromis entre I et II traduit ici par le symbole $\longleftrightarrow$.

Dans cet exemple, les deux formes mésomères I et II ont le même poids, c'est-à-dire que la réalité se situe pile à mi-chemin entre I et II. Cela peut se traduire par :



La délocalisation des électrons des doubles liaisons entraîne une répartition équitable de la charge formelle sur les deux atomes d'oxygène, ce qui rend la formule ci-dessus symétrique.

Aucune des formes mésomères n'a de réalité physique en soi. La moyenne dite **hybride de résonance** traduit mieux la réalité de la molécule. L'existence de la mésomérie entraîne une stabilisation de la structure correspondante, c'est-à-dire un abaissement de l'énergie : plus il existe de formes mésomères, plus une molécule est stable.

1. L'ozone (O_3) est une molécule non cyclique. Préciser ses formes mésomères.

2. Expérimentalement, quand on mesure les longueurs de liaisons simples et doubles entre atomes d'oxygène et la longueur des liaisons dans la molécule d'ozone, on trouve :

$d_{O-O} = 148 \text{ pm}$; $d_{O=O} = 121 \text{ pm}$; $d_{OO}(O_3) = 128 \text{ pm}$. Expliquer qualitativement ces résultats.

3. L'ion nitrate a pour formule NO_3^- . Préciser ses diverses formes mésomères et l'hybride de résonance associé à la molécule réelle.

Exercice 5 : Limite du modèle de Lewis : hypervalence et extension de l'octet

1. Le soufre appartient à la même colonne du tableau périodique que l'oxygène. En déduire son nombre d'électrons de valence. Par analogie avec la molécule d'eau H_2O , proposer un schéma de Lewis pour H_2S .

2. Proposer une formule de Lewis pour le dioxyde de soufre SO_2 , sous l'hypothèse que le soufre (S) vérifie la règle de l'octet.

Le soufre n'est en fait pas soumis à la règle de l'octet. Il peut être **hypervalent**, c'est-à-dire former plus de 4 liaisons covalentes. Cette règle s'appelle l'**extension de l'octet**.

3. Déterminer une autre formule de Lewis du dioxyde de soufre, en utilisant l'extension de l'octet. Indiquer de combien d'électrons l'atome de soufre est entouré dans cette molécule.

On appelle oxoacides des composés dont les atomes d'hydrogène mobiles sont portés par des oxygènes. Le soufre présente plusieurs oxoacides dont H_2SO_3 (acide sulfureux) et H_2SO_4 (acide sulfurique).

4. Donner les formules de Lewis de l'acide sulfureux et de l'acide sulfurique, en utilisant l'extension de l'octet pour l'atome de soufre.

4 Résolution de problèmes

RP1 : Nombre de molécules dans un verre d'eau

Évaluer l'ordre de grandeur du nombre de molécules d'eau dans un verre. Commenter.

Données :

- constante d'Avogadro : $N_A = 6,02 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$;
- masses molaires : $M_H = 1,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$; $M_O = 16,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$;
- contenance d'un verre : 25 cL.

RP2 : L'eau de la mer Morte

La mer Morte est très salée, à tel point qu'aucun poisson ne peut y vivre : on n'y fera pas de plongée pour les voir. En revanche, cette forte salinité (près de 10 fois supérieure à celle des autres mers) permet de flotter plus facilement qu'ailleurs.

On effectue les deux expériences suivantes :

▷ On prélève un échantillon de 100 mL d'eau de la mer Morte. On le chauffe afin de vaporiser l'eau et de ne conserver que le sel. On pèse le résidu solide : la balance affiche 27,5 g.

▷ On verse 200 mL d'eau distillée dans un erlenmeyer. On pèse 100 g de sel, qu'on verse progressivement dans l'erlenmeyer. À chaque ajout, on agite pour dissoudre le sel. On s'arrête de verser du sel lorsqu'on constate qu'il ne peut plus être dissous complètement : l'eau salée est saturée en sel. On pèse alors le sel restant, on trouve une masse de 30 g environ.

L'eau de la mer Morte est-elle saturée en sel ?

RP3 : Nombre d'ions dans un échantillon de sel (CCS26)

Calculer le nombre N d'ions présents dans $m_{\text{sel}} = 5,0 \text{ g}$ de sel.

Données :

- le sel est un solide ionique de formule $NaCl_{(s)}$, il contient des ions sodium et des ions chlorure ;
- masses molaires atomiques : $M(Na) = 23,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$, $M(Cl) = 35,5 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$;
- constante d'Avogadro : $N_A = 6,02 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$.