

1/ Place dans la classification:

a) Le germanium appartient à la colonne de ${}_6\text{C}$ et à la période de ${}_{19}\text{K}$. Déterminer son numéro atomique.

b) Lesquels des atomes suivants, se trouvent dans une même colonne du tableau périodique:



c) Quel serait le numéro atomique de l'élément alcalinoterreux succédant au radium dont le numéro atomique est 88 ?

2/ Vrai – faux:

Si la configuration électronique $1s^2 2s^2 2p^5 3s^1$, est celle d'un atome neutre, les affirmations suivantes sont-elles exactes ?

- a) Le numéro atomique de cet atome est 10.
- b) L'atome n'est pas dans sa configuration la plus stable.
- c) L'atome doit recevoir de l'énergie pour passer à la configuration $1s^2 2s^2 2p^6$.
- d) L'atome contient deux électrons célibataires.

3/ Choix de réponses:

Associer à chacun des cas A, B et C une ou plusieurs caractéristiques 1, 2,....7.

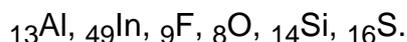
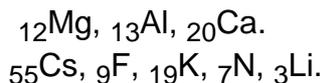
- A) Deux éléments ayant le même nombre d'électrons dans leur couche externe...
- B) Deux éléments dont les électrons externes appartiennent à la même couche...
- C) Deux nucléides ne différant que par le nombre de neutrons de leurs noyaux...

- 1) ont des propriétés identiques
- 2) ont des propriétés analogues
- 3) ont des propriétés différentes
- 4) sont dans le même bloc (s, p, d, f)
- 5) sont dans la même période
- 6) sont dans la même colonne
- 7) sont dans la même case

4/ Rayons atomiques et ioniques:

Classer par ordre croissant en justifiant votre réponse:

a) les rayons atomiques



b) les rayons ioniques ${}_{12}\text{Mg}^{2+}$, ${}_{20}\text{Ca}^{2+}$, ${}_{35}\text{Br}^-$.

5/ Énergie de première ionisation:

Classer par ordre croissant d'énergie de première ionisation en justifiant votre réponse:

- 1/ a) $_{11}\text{Na}$, $_{19}\text{K}$, $_{37}\text{Rb}$
b) $_{8}\text{O}$, $_{10}\text{Ne}$, $_{11}\text{Na}^+$, $_{11}\text{Na}$.

2/ Les énergies de première ionisation pour les éléments suivants de la colonne des alcalins sont:

Li $E_i = 5,4 \text{ eV}$ Na $E_i = 5,1 \text{ eV}$ K $E_i = 4,3 \text{ eV}$

a) Expliquer cette évolution.

b) En déduire un ordre pour le caractère réducteur des métaux correspondant à ces éléments.

c) La réaction des métaux lithium, sodium et potassium sur l'eau étant une réaction de réduction, quel est celui qui réagira le plus violemment avec l'eau ?

3/ Les énergies de première, deuxième et troisième ionisation pour l'élément sodium ($Z = 11$) sont respectivement :

$E_{i1} = 5,1 \text{ eV}$ $E_{i2} = 47,3 \text{ eV}$ $E_{i3} = 71,7 \text{ eV}$

Interpréter l'évolution de ces valeurs, ainsi que les ordres de grandeur respectifs.

6/ Affinité électronique:

Comparer l'affinité électronique de l'atome d'oxygène O et de l'anion O^- . Prévoir leur signe.

Comparer l'affinité électronique de l'atome de chlore ($Z = 17$) et de l'anion S^- ($Z = 16$).

7/ Électronégativité:

En utilisant le concept d'électronégativité, prévoir la partie négative de la molécule ICl.

8/ Électrons et nombres quantiques:

Dans un atome, combien d'électrons peuvent-ils être caractérisés par les valeurs suivantes d'un ou de plusieurs nombres quantiques ?

- a) $n = 4$ b) $n = 3, l = 2$ c) $n = 4, l = 0, s = +1/2$ d) $n = 3, s = -1/2$

9/ Configurations électroniques:

Donner les configurations électroniques des atomes ou ions suivants:



Y a-t-il des espèces isoélectroniques ?

10/ Élément inconnu

L'atome d'un élément Y comporte dans sa représentation de Lewis 2 électrons célibataires et deux doublets d'électrons. Son nombre quantique principal étant 3, déterminer la structure électronique complète de Y puis l'identifier.

11/ Configurations électroniques et représentations de Lewis:

Déterminer la configuration électronique des atomes ou ions suivants dans leur état fondamental puis en déduire la représentation de Lewis correspondante.



12/ Représentation de Lewis et charges formelles:

Indiquer les représentations de Lewis des molécules suivantes: H_2S , BeCl_2 , O_3 et CO en indiquant les charges formelles pour les 2 dernières.

13/ Représentations de Lewis:

Écrire les formules de Lewis des composés suivants et préciser si l'atome central respecte la règle de l'octet.



14/ Molécule de trioxyde de soufre:

Écrire 3 formules de Lewis possibles pour SO_3 (avec 0, 1 et 3 doubles liaisons). Calculer les charges formelles sur chaque atome et en déduire la formule la plus probable.

15/ Lewis - VSEPR:

Donner la notation de Lewis et prévoir la géométrie des édifices suivants:



16/ Géométrie et angle de liaison:

a/ Prévoir la géométrie et l'évolution des angles de liaison pour les molécules NH_3 , PH_3 et AsH_3 .

b/ Même question pour les molécules H₂O et H₂S.

c/ Comparer les angles de liaison pour les molécules CH₄, NH₃, H₂O et CCl₄.

d/ Comparer les angles de liaison pour les molécules H₂CO et Cl₂CO.

17/ Géométrie de molécules et d'ions:

Déterminer la géométrie des molécules et ions suivants (ion central en gras):



18/ Diagrammes d'orbitales moléculaires:

Construire le diagramme des orbitales moléculaires des molécules de type A₂ ou AB en considérant que les énergies des orbitales atomiques des éléments X et Y appartenant tous à la deuxième période de la classification sont identiques. A l'aide de ce diagramme:

1/ Comparer les structures électroniques et les propriétés magnétiques de N₂, F₂, CO et NO.

2/ Expliquer en les comparant les longueurs de liaison:

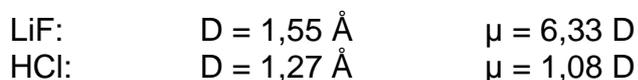
molécule	N ₂	F ₂	CO	NO
D (Å)	1,097	1,42	1,128	1,150

19/ Structure électronique moléculaire:

A partir des structures électroniques des atomes qui les constituent, préciser la structure électronique de Li₂, C₂ et B₂ et calculer l'indice de liaison. Cette dernière molécule est paramagnétique: proposer une explication.

20/ Caractère ionique d'une liaison:

Calculer le caractère ionique partiel pour le cas des molécules LiF et HCl.



21/ Molécule d'iodure d'hydrogène:

Sachant que la molécule d'iodure d'hydrogène est polaire avec un moment dipolaire de $1,27 \times 10^{-30}$ C.m, et que la longueur de liaison H-I est $1,61 \times 10^{-10}$ m, en déduire les valeurs des charges partielles situées sur les atomes H et I puis le caractère ionique partiel de la liaison.

22/ Molécule de trichlorobenzène:

Le moment dipolaire de la liaison C-Cl vaut 1,6 D.

a/ Un isomère du trichlorobenzène a un moment dipolaire nul. Préciser sa géométrie.

b/ Établir la géométrie de l'isomère ayant le plus fort moment dipolaire et calculer celui-ci.

23/ Aluminium – chlore – potassium et cobalt:

a/ Préciser la structure du noyau et la structure électronique de l'atome d'aluminium ($Z=13$, le nombre de masse = 27). Quelle est la structure électronique pour l'atome de chlore ($Z=17$) ?

b/ Quelles sont les structures électroniques pour les atomes de potassium ($Z=19$) et de cobalt ($Z=27$) ainsi que pour les ions K^+ et Co^{2+} ?

c/ Donner la structure géométrique du trichlorure d'aluminium.

24/ Molécule de chlorure d'hydrogène:

a/ Décrire la molécule de chlorure d'hydrogène.

b/ Calculer le moment dipolaire de cette molécule en admettant que la liaison est totalement ionique ($0,128\text{ nm}$, charge élémentaire de $1,6 \times 10^{-19}\text{ C}$). Le moment dipolaire s'exprime en Debye (D) et $1\text{ D} = 3,33 \times 10^{-30}\text{ C.m}$.

c/ Le moment dipolaire réel est de 1,03 D. Donner en pourcentage le caractère covalent de la liaison.

25/ Monoxyde et dioxyde de carbone:

Indiquer la géométrie de la molécule de dioxyde de carbone et comparer sa polarité avec la molécule de monoxyde de carbone.

26/ Molécules de diazote et d'ammoniac:

a/ Donner les représentations de Lewis des molécules de diazote et d'ammoniac.

b/ Réaliser le diagramme des orbitales moléculaires du diazote. En déduire l'indice de liaison et les propriétés magnétiques de la molécule.

c/ Définir une liaison polarisée, une molécule polaire. Pour les molécules précédentes indiquer si elles sont polaires et éventuellement représenter le moment dipolaire à partir d'une représentation VSEPR.

27/ Solubilité du diiode:

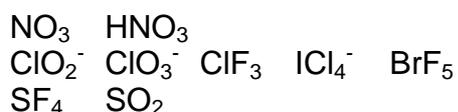
Expliquer pourquoi le diiode est très soluble dans le benzène mais très peu dans l'eau.

28/ Molécule de dibrome:

Donner le diagramme des orbitales moléculaires du dibrome. En déduire l'indice de liaison et les propriétés magnétiques de la molécule.

29/ Exemples de représentations VSEPR:

a/ Donner les représentations de Lewis et VSEPR pour les espèces suivantes:



b/ Indiquer la représentation de Lewis la plus probable pour NO, NO⁺ SO₃²⁻.

30/ Étude de différents éléments:

1/ Indiquer en la justifiant l'évolution des rayons atomiques du béryllium, du magnésium et du calcium.

2/ Même question pour le vanadium, le fer et le nickel. A quelle famille appartiennent ces trois éléments ? Quelle est la caractéristique de leur structure électronique ?

3/ Donner la structure électronique complète des atomes de magnésium et de nickel en précisant les orbitales de cœur et de valence.

Elément	Be	Mg	Ca	V	Fe	Ni
Nombre Z	4	12	20	23	26	28

31/ Molécule de disulfure de carbone et ion sulfate:

1/ Donner la structure de Lewis de la molécule CS₂ et de l'ion SO₄²⁻.

2/ Indiquer leur géométrie d'après la méthode VSEPR en précisant les angles.

Elément	C	O	S
Nombre Z	6	8	16

32/ Combinaisons de l'azote:

1/ Donner deux types de formules de Lewis envisageables pour NO_2 , l'électron célibataire étant placé soit sur l'atome d'azote soit sur un atome d'oxygène.

2/ La molécule N_2O_4 existe majoritairement avec une liaison azote – azote. Ecrire alors la formule de Lewis en la justifiant d'après le 1/.

3/ Ecrire la formule de Lewis de la molécule de N_2H_4 et comparer les longueurs des liaisons azote – azote pour les molécules de N_2H_4 et N_2O_4 .

Elément	N	O	H
Nombre Z	7	8	1

33/ Iode:

1/ Ecrire la configuration électronique de l'atome d'iode à l'état fondamental ($Z = 53$).

2/ Préciser la place de l'élément iode dans la classification périodique. A quelle colonne appartient-il ?

Donner dans l'ordre le nom des éléments de cette colonne ainsi que leur numéro atomique.

Citer une grandeur (caractéristique de cette famille) qui évolue régulièrement dans cette colonne en précisant son évolution.

3/ Tracer le diagramme des orbitales moléculaires pour la molécule de diiode I_2 . En déduire l'indice de liaison de cette molécule et ses propriétés magnétiques. Quel est le type de liaison entre les deux atomes ?

4/ La molécule d'iodure d'hydrogène HI présente un moment dipolaire de $1,27 \times 10^{-30}$ C.m et un caractère ionique partiel de 4,8 %. (charge élémentaire: $1,6 \times 10^{-19}$ C)

Expliquer qualitativement ce que cela signifie. En déduire en nm la longueur de la liaison iode – hydrogène.

5/ Peut-on envisager des liaisons hydrogènes pour les molécules de HI ?

6/ Tracer le diagramme des orbitales moléculaires pour la molécule Ne_2 (néon: $Z = 10$) en utilisant le diagramme du 3/. Qu'en déduisez-vous ?

34/ Miscibilité:

L'essence (mélange d'alcanes pour simplifier) et l'eau sont tous deux des liquides miscibles à l'éthanol liquide, alors qu'ils ne sont pratiquement pas miscibles entre eux. Interpréter.

35/ Difluoroéthène:

1/ Quelles sont toutes les structures moléculaires répondant à la formule $C_2H_2F_2$? Indiquer alors dans chaque cas quel est l'angle de liaison approximatif entre les liaisons C — F.

2/ Le moment dipolaire du fluoroéthène vaut $4,77 \times 10^{-30}$ C.m, et celui d'un difluoroéthène $4,60 \times 10^{-30}$ C.m.

Trouver l'angle que déterminent les directions des deux liaisons C — F présentes dans ce dernier en admettant qu'elles sont les seuls polaires et que leurs moments respectifs s'additionnent vectoriellement.

3/ En déduire l'isomère présentant un moment dipolaire de $4,60 \times 10^{-30}$ C.m.

36/ Soufre et carbone:

a/ Donner la structure électronique de l'atome de soufre dans l'état fondamental.

b/ Dans tous les composés envisagés, l'atome de soufre est l'élément central. Pour chacune des espèces suivantes :



Indiquer :

- la structure de Lewis
- la géométrie d'après la méthode VSEPR : on fera une représentation de cette géométrie

c/ Indiquer la structure de Lewis de la molécule de monoxyde de carbone en précisant sa polarité.

d/ Tracer le diagramme des orbitales moléculaires du monoxyde de carbone. Calculer l'indice de liaison; que peut-on prévoir pour la stabilité de la molécule ? Que conclure sur les propriétés magnétiques de la molécule ?

e/ Comparer la structure des oxydes Li_2O et CO_2 . Comparer leur caractère acido-basique en justifiant par un exemple.

Numéros atomiques :

Élément	Li	C	O	S	Cl
Z(numéro atomique)	3	6	8	16	17

37/ Lewis – VSEPR et liaison:

1/ Donner une structure de Lewis vraisemblable pour l'ion SCN^- .

2/ Indiquer la géométrie de la molécule NF_3 d'après la méthode VSEPR en indiquant un ordre de grandeur de l'angle de liaison.

3/ Tracer le diagramme des orbitales moléculaires pour la molécule de dioxygène.

En déduire le nombre de liaison(s) et examiner si ce diagramme est compatible avec le modèle de Lewis pour les propriétés magnétiques.

Elément	C	N	F	O	S
Nombre Z	6	7	9	8	16

38/ Carbone et silicium:

1/ Donner les structures électroniques des atomes de carbone et de silicium dans l'état fondamental.

2/ On considère les espèces suivantes



- Préciser la structure de Lewis de chacune de ces espèces.
- Indiquer leur géométrie d'après la méthode VSEPR, sachant que
 - l'atome de carbone est l'atome central des deux espèces a et b,
 - l'atome d'azote est l'atome central de l'espèce c.

Données

élément	H	C	N	O	Si
Numéro atomique	1	6	7	8	14

39/ Propriétés de composés organiques:

a/ Pourquoi la solubilité des alcools linéaires $\text{CH}_3 - (\text{CH}_2)_n - \text{OH}$ diminue lorsque n augmente ?

b/ Classer par température d'ébullition croissante les composés suivants en justifiant: propane, butane et pentane.

c/ Classer par température d'ébullition croissante les composés suivants en justifiant: propane, 1-chloropropane et propan-1-ol.

40/ Liaisons hydrogène:

a/ Pourquoi H_2O est-il un liquide associé par liaison hydrogène contrairement à H_2S , H_2Se et H_2Te .

b/ Pourquoi CH_4 ne présente-t-il pas de liaison hydrogène ?

c/ Pourquoi HF présente-t-il des liaisons hydrogènes contrairement à HCl ?

/ Pourquoi des assemblages d'un même type $\text{O}-\text{H} - - - - \text{O}$ ne présentent pas les mêmes caractéristiques ?

O—H - - - - - O (eau)	280 pm	25 kJ.mol ⁻¹
O—H - - - - - O (acide carboxylique)	250 pm	30 kJ.mol ⁻¹

e/ Comment peut-on expliquer l'évolution des longueurs de liaison :

NH ₃ / HF	N—H - - - - - F	260 pm
NH ₃ / H ₂ O	N—H - - - - - O	270 pm
NH ₃ / NH ₃	N—H - - - - - N	290 pm

41/ Champ cristallin

a/ Comparer les énergies de stabilisation du champ cristallin des ions V²⁺ et V³⁺ en solution aqueuse.

On donne les éclatements de champ cristallin pour V²⁺ (149 kJ.mol⁻¹) et V³⁺ (214 kJ.mol⁻¹).

b/ Les ions du cobalt (II) forment dans l'eau des ions [Co(H₂O)₆]²⁺ et les ions du cobalt (III) forment dans l'ammoniaque des ions [Co(NH₃)₆]³⁺.

On mesure des éclatements de champ cristallin de 287 kJ.mol⁻¹ et 111 kJ.mol⁻¹. Attribuer à chaque complexe la valeur qui lui correspond.

c/ Déterminer l'état de spin du cobalt (II) dans son complexe sachant que l'énergie d'appariement est de 200 kJ.mol⁻¹.

42/ Ammoniac:

Expliquer l'évolution des températures d'ébullition sous le pression atmosphérique normale:

NH₃ : - 33,1 °C PH₃ : - 87,7 °C AsH₃ : - 55 °C SbH₃ : - 17 °C

Expliquer pourquoi l'ammoniac est une base