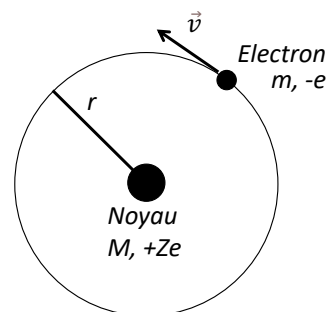


Exercice 1. Paradoxe de l'effondrement de l'atome d'hydrogène (4 pt)

On considère l'atome d'hydrogène constitué d'un noyau (de charge $+Ze$) et d'un électron (de charge $-e$), de masses respectives M et m . L'électron se déplace sur une orbite circulaire de rayon r avec une vitesse tangentielle \vec{v} constante. L'énergie potentielle coulombienne créée par le noyau sur l'électron est donnée par l'expression suivante :

$$V = -\frac{1}{4\pi\epsilon_0} \times \frac{Ze^2}{r}$$



1) Exprimer l'énergie cinétique de l'électron en fonction de sa quantité de mouvement $p = mv$. En déduire l'expression de son énergie totale E .

2) D'après le principe de Heisenberg, le rayon de l'orbite et la quantité de mouvement de l'électron sont chacun soumis à une indétermination dont le produit est supérieur à la constante de Planck réduite : $\Delta r \Delta p \approx h/2\pi$. En considérant $\Delta r \approx r$ et $\Delta p \approx p$, établir une nouvelle expression de l'énergie totale E de l'électron en fonction de r .

3) Etablir l'expression de la dérivée de E fonction de r . En déduire la valeur r_0 du rayon orbital correspondant à l'énergie minimale, E_0 .

4) Calculer r_0 .

5) Etablir l'expression de E_0 et calculer sa valeur en Joules et en eV.

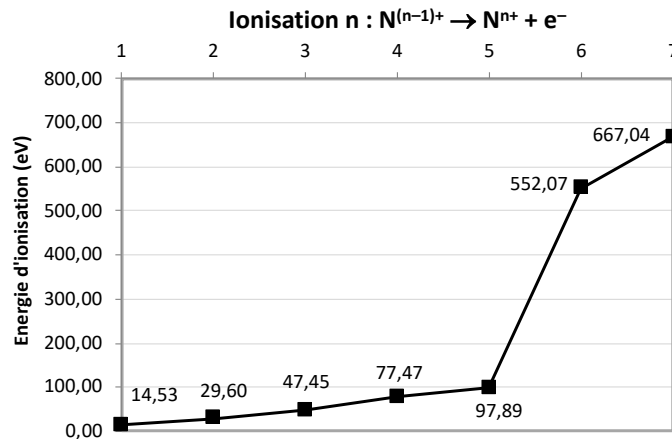
Exercice 2. Structure électronique et propriétés de l'azote (3 pt)

1) Etablir la configuration électronique de l'azote et illustrer l'occupation des orbitales atomiques (OA) à l'aide du formalisme des cases quantiques.

2) Déterminer le nombre d'OA et d'électrons de valence de l'azote.

3) Donner les valeurs des 4 nombres quantiques caractérisant l'état de chaque électron de valence.

4) Le graphique suivant reporte l'évolution des énergies d'ionisation successives de l'azote. Expliquer la brusque augmentation de EI_5 à EI_6 .

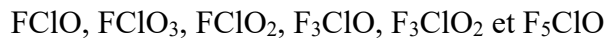


5) Ecrire la formule de l'ion hydrogénoïde dérivé de l'azote.

6) Suite à une irradiation lumineuse, on observe une transition électronique de l'OA 1s vers l'OA 3p dans cet ion hydrogénoïde. Calculer la longueur d'onde du rayonnement utilisé.

Exercice 3. Oxydes de fluor et de chlore (4 pt)

Les oxydes de fluor et de chlore sont des composés de type F_xClO_y . Six espèces sont possibles, dans lesquelles le chlore est l'atome central :



1) Etablir pour chacun de ces composés :

- La structure de Lewis
- La structure de l'environnement électronique du chlore dans la nomenclature VSEPR
- La figure de répulsion associée
- La géométrie de la molécule
- L'état d'hybridation de l'atome de chlore
- Le degré d'oxydation de l'atome de chlore

2) On considère la molécule F_3ClO_2 .

- Schématiser la structure moléculaire dans laquelle les atomes d'oxygène occupent les positions équatoriales
- En supposant une structure régulière, établir l'expression de la norme du moment dipolaire de la molécule en fonction des dipôles des liaisons Cl-F (μ_{ClF}) et Cl-O (μ_{ClO})

Exercice 4. Interactions intermoléculaires (4 pt)

On donne ci-dessous les expressions de l'énergie potentielle d'interaction de Keesom (E_K), Debye (E_D) et London (E_L), entre deux molécules dans un milieu fluide soumis à l'agitation thermique. μ , α et E_I désignent respectivement le dipôle permanent, la polarisabilité et l'énergie d'ionisation des molécules. La température T est égale à 273 K et la pression est telle que la distance moyenne R entre les molécules est de 500 pm.

$$E_K = -\frac{2}{3} \frac{\mu^4}{(4\pi\epsilon_0)^2} \times \frac{1}{kT} \times \frac{1}{R^6} \quad E_D = -\frac{2\alpha\mu^2}{(4\pi\epsilon_0)^2} \times \frac{1}{R^6} \quad E_L = -\frac{3}{4} \frac{E_I\alpha^2}{(4\pi\epsilon_0)^2} \times \frac{1}{R^6}$$

Le tableau suivant reporte les valeurs des distances de liaison (d), des moments dipolaires (μ), des polarisabilités (α) et des énergies d'ionisation (E_I) pour deux halogénures d'hydrogène HX ($X = \text{Br}, \text{I}$).

Molécule	d (nm)	μ (D)	α (C.m ² . V ⁻¹)	E_I (kJ/mol)
HBr	0,141	0,80	$4,02 \cdot 10^{-40}$	1127
HI	0,160	0,42	$6,06 \cdot 10^{-40}$	1002

- 1) Calculer pour chaque espèce le pourcentage de caractère ionique de la liaison H-X.
- 2) Calculer (en kJ/mol) la valeur de E_K , E_D et E_L pour les deux molécules.
- 3) Commenter la variation de chacune de ces énergies entre HBr et HI.

Exercice 5. Combustion du propane (5 pt)

- 1) On considère une bouteille de 10 L contenant 7 kg de propane C₃H₈ sous forme liquide. En considérant que propane gazeux se comporte comme un gaz parfait, quel volume de gaz cette bouteille peut-elle libérer à 25°C sous une pression de 1 atm ?
- 2) Calculer (en g/L) la masse volumique du propane gazeux.
- 3) En considérant que l'air est composé à 80% de diazote et à 20% de dioxygène, le gaz de propane est-il plus ou moins dense que l'air ?
- 4) La combustion à 25°C et sous une pression de 1 atm du propane gazeux en présence de dioxygène produit du dioxyde de carbone et de l'eau. Ecrire et équilibrer la réaction de combustion.
- 5) Quel est le volume d'air nécessaire à la combustion totale du volume de propane contenu dans la bouteille ?
- 6) Quelle masse d'eau obtient-on en faisant brûler totalement 1 L de propane gazeux ?

Masses molaires : $M_H = 1,0$ g/mol, $M_C = 12,0$ g/mol, $M_N = 14,0$ g/mol, $M_O = 16,0$ g/mol

Exercice 6. Structure cristalline du molybdène (2 pt)

Le molybdène Mo ($M = 95,96$ g.mol⁻¹) cristallise dans un réseau cubique centré dont le paramètre maille a est égal à 314,7 pm.

- 1) Calculer le nombre d'atomes Z par maille.
- 2) Calculer la masse volumique ρ du molybdène en g.cm⁻³.
- 3) Déterminer la relation liant le rayon de l'atome R et le paramètre maille a . En déduire la valeur de R .
- 4) Donner l'expression et calculer la compacité de la structure cubique centrée.

GRANDEURS PHYSIQUES (Unités du Système International ou dérivées)

Grandeur	Symbol	Valeur	Unité
vitesse de la lumière	c	$2,9979 \cdot 10^8$	$\text{m} \cdot \text{s}^{-1}$
permittivité du vide	ϵ_0	$8,8542 \cdot 10^{-12}$	$\text{F} \cdot \text{m}^{-1} (= \text{m}^{-3} \cdot \text{kg}^{-1} \cdot \text{s}^4 \cdot \text{A}^2)$
constante de Planck	h	$6,6261 \cdot 10^{-34}$	J.s
charge élémentaire	e	$1,6022 \cdot 10^{-19}$	C (= s.A)
masse de l'électron	m_e	$9,1094 \cdot 10^{-31}$	kg
masse du proton	m_p	$1,6726 \cdot 10^{-27}$	kg
rayon de Bohr	a_0	$0,5292 \cdot 10^{-10}$	m
constante de Rydberg	R_H	$1,0974 \cdot 10^7$	m^{-1}
constante d'Avogadro	N_A	$6,0221 \cdot 10^{23}$	mol^{-1}
constante de Faraday	F	96485	$\text{C} \cdot \text{mol}^{-1}$
constante de Boltzmann	k	$1,3806 \cdot 10^{-23}$	$\text{m}^2 \text{kg s}^{-2} \text{K}^{-1}$
constante des gaz parfaits	R	8,3145	$\text{J} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$

UNITÉS DU SYSTÈME INTERNATIONAL

Grandeur	[Symbol]	Unité	Nom
longueur	[L]	m	mètre
masse	[M]	kg	kilogramme
temps	[T]	s	seconde
température	[Θ]	K	Kelvin
intensité électrique	[I]	A	Ampère
quantité de matière	[N]	mol	mole
intensité lumineuse	[J]	candela	candela

PRINCIPALES UNITÉS DÉRIVÉES

Grandeur	Unité	Nom	Correspondance
force	N	Newton	$1 \text{ N} = 1 \text{ kg} \cdot \text{m} \cdot \text{s}^{-2}$
énergie	J	Joule	$1 \text{ J} = 1 \text{ N} \cdot \text{m}$
	cal	calorie	$1 \text{ cal} = 4,184 \text{ J}$
	eV	electron-Volt	$1 \text{ eV} = 1,6022 \cdot 10^{-19} \text{ J}$
pression	Pa	Pascal	$1 \text{ Pa} = 1 \text{ N} \cdot \text{m}^{-2}$
	atm	atmosphère	$1 \text{ atm} = 1,013 \cdot 10^5 \text{ Pa}$
	bar	bar	$1 \text{ bar} = 10^5 \text{ Pa}$
	mmHg	mm de mercure	$760 \text{ mmHg} = 1 \text{ atm}$
charge électrique	C	Coulomb	$1 \text{ C} = 1 \text{ A} \cdot \text{s}$
	F	Faraday	$1 \text{ F} = 96485 \text{ C} \cdot \text{mol}^{-1}$
potentiel électrique	V	Volt	$1 \text{ V} = 1 \text{ N} \cdot \text{m} \cdot \text{C}^{-1}$
capacité électrique	F	Farad	$1 \text{ F} = 1 \text{ C} \cdot \text{V}^{-1}$
moment dipolaire	D	Debye	$1 \text{ D} = 3,335 \cdot 10^{-30} \text{ C} \cdot \text{m}$
volume	l	litre	$1 \text{ L} = 10^{-3} \text{ m}^3$
température	°C	degré Celsius	$T [^\circ\text{C}] = (T[\text{K}] - 273,15)$