

5 - Corrigé des Exercices

Exercice 1 : Quizz

Google te donnera les informations

Exercice 2 : Configuration électronique et Lewis (Facile)

1. Nombre d'électrons par couche ($n = 1, 2, 3$)

Pour un atome neutre de Phosphore ($Z = 15$), il y a **15 protons** et donc **15 électrons**. En utilisant la formule $2n^2$:

- **Couche 1** ($n = 1$) : $2 \times 1^2 = 2$ électrons.
- **Couche 2** ($n = 2$) : $2 \times 2^2 = 8$ électrons.
- **Couche 3** ($n = 3$) : Il reste $15 - (2 + 8) = 5$ électrons

Note : Sa configuration électronique complète est $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$.

2. Nombre d'électrons de valence

La couche de valence est la dernière couche occupée. Comme établi précédemment, le Phosphore possède **5 électrons de valence**.

- **Vérification avec le tableau** : Le Phosphore est dans la colonne V (ou 15), ce qui confirme directement la présence de 5 électrons sur sa dernière couche.

3. Représentation de Lewis

Pour dessiner le schéma de Lewis, on place les 5 électrons de valence autour du symbole P :

1. On place 4 électrons un par un aux points cardinaux (haut, bas, gauche, droite).
2. Le 5ème électron vient s'apparier avec l'un des premiers pour former un **doublet non-liant**.
3. **Résultat** : Le symbole P avec **un trait** (le doublet) et **trois points** (les électrons célibataires).



4. Charge de l'ion stable (Règle de l'octet)

Pour être chimiquement stable, un atome cherche à acquérir la structure électronique du gaz rare le plus proche, soit **8 électrons** sur sa couche périphérique (colonne VIII).

- Le Phosphore possède 5 électrons de valence.
- Il lui manque **3 électrons** pour atteindre 8 ($5 + 3 = 8$).
- En gagnant 3 électrons (charges négatives), il devient un **anion**.
- **Ion stable** : L'ion phosphure P^{3-} .

Voici la correction détaillée de l'**Exercice 2** portant sur les isotopes du Magnésium. Ce type de calcul est un classique de début d'année en Première Spécialité pour comprendre d'où viennent les chiffres "à virgule" dans le tableau périodique.

Exercice 2 : Masse atomique du Magnésium

1. Calcul de la masse atomique moyenne

La masse atomique d'un élément présente dans la table de Mendeleïev est la **moyenne pondérée** des masses de ses isotopes naturels en fonction de leur abondance.

On utilise la formule suivante :

$$M = \frac{(M_1 \times \%_1) + (M_2 \times \%_2) + (M_3 \times \%_3)}{100}$$

Application numérique :

- Isotope 24 : $23,985 \times 78,99 = 1894,575$
- Isotope 25 : $24,986 \times 10,00 = 249,860$
- Isotope 26 : $25,983 \times 11,01 = 286,073$

$$M = \frac{1894,575 + 249,860 + 286,073}{100}$$

$$M = \frac{2430,508}{100}$$

$$M \approx 24,31 \text{ g.mol}^{-1} \text{ (ou u)}$$

2. Pourquoi cette valeur n'est-elle pas un nombre entier ?

Même si chaque proton et chaque neutron ont une masse proche de 1 u, la valeur du tableau n'est pas entière pour deux raisons :

- **Le mélange isotopique** : Comme démontré par le calcul, la masse finale est une moyenne de plusieurs atomes ayant des nombres de neutrons différents (12, 13 ou 14 neutrons pour le Mg).
- **Le défaut de masse** : Une petite partie de la masse des nucléons est convertie en énergie pour maintenir la cohésion du noyau (liaison nucléaire).

C'est parti pour la correction de l'**Exercice 3**, qui fait le pont entre votre document et les exigences de la classe de Première.

Exercice 3 : L'atome "mystère" et stabilité

1. Nombre total d'électrons de l'ion X^{2-}

On additionne les exposants de la configuration électronique $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$:

- $2 + 2 + 6 + 2 + 6 = 18$ électrons.

2. Numéro atomique Z et identification

- L'énoncé indique que c'est un ion X^{2-} , ce qui signifie qu'il a **gagné 2 électrons** par rapport à son état neutre.
- À l'état neutre, l'atome possédait donc $18 - 2 = 16$ électrons.
- Puisque le nombre d'électrons égale le nombre de protons à l'état neutre, on a $Z = 16$.
- Dans la table de Mendeleïev, l'élément $Z = 16$ est le **Soufre (S)**.

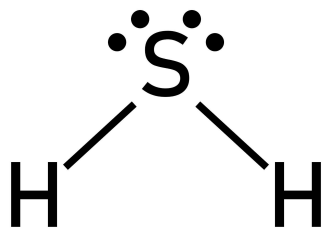
3. Notation symbolique ${}^A_Z X$

- Nous avons $Z = 16$ protons.
- Le noyau contient 18 neutrons.
- Le nombre de masse A est la somme des protons et des neutrons : $A = 16 + 18 = 34$.
- **Notation** : ${}^{34}_{16}\text{S}$.

4. Molécule avec l'Hydrogène ($H, Z = 1$)

- Le Soufre ($Z = 16$) a 6 électrons de valence (car il finit en $3s^2 3p^4$, ou appartient à la colonne VI).
- Son schéma de Lewis présente **2 doublets non-liants** et **2 électrons célibataires**.
- L'Hydrogène ($Z = 1$) possède **1 électron célibataire**.
- Pour être stable, le Soufre doit former 2 liaisons (pour atteindre l'octet).
- Il s'associe donc à 2 atomes d'Hydrogène.
- **Formule brute** : H_2S (le sulfure d'hydrogène).

Lewis Structure of Hydrogen Sulfide



5. Question Bonus : Comparaison du rayon

Le rayon de l'ion S^{2-} est **plus grand** que celui de l'atome neutre S .

- **Justification** : L'ion possède 2 électrons de plus sur sa couche de valence alors que le nombre de protons dans le noyau reste le même.
- L'augmentation du nombre d'électrons accroît la **répulsion électrostatique** entre eux.
- Le "nuage" électronique se dilate donc, rendant l'ion plus volumineux que l'atome d'origine.