Éléments chimiques

Chimie
Seconde générale et technologique

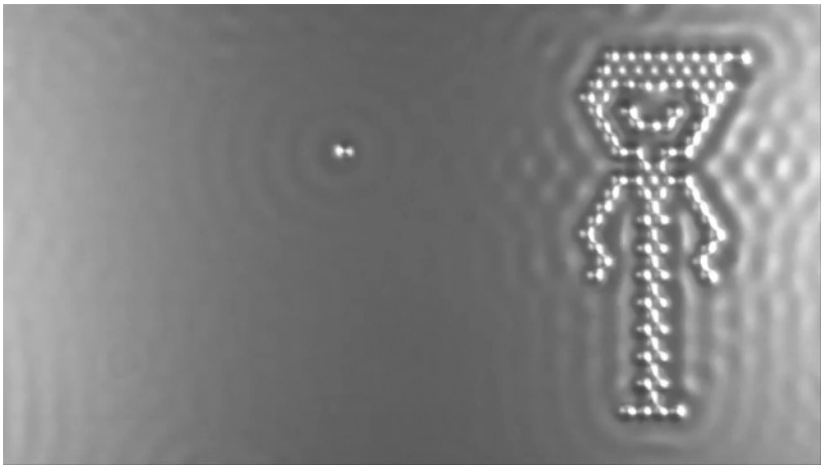


Figure 1: Une image du court-métrage *A Boy and His Atom*, certifié plus petit court-métrage au monde.

2026 – 2027

Scanne-moi ou clique sur moi pour travailler avec Socrate Strict 

Une nouvelle conversation pour chaque séance de travail,
en collant le texte de Socrate Strict au début.

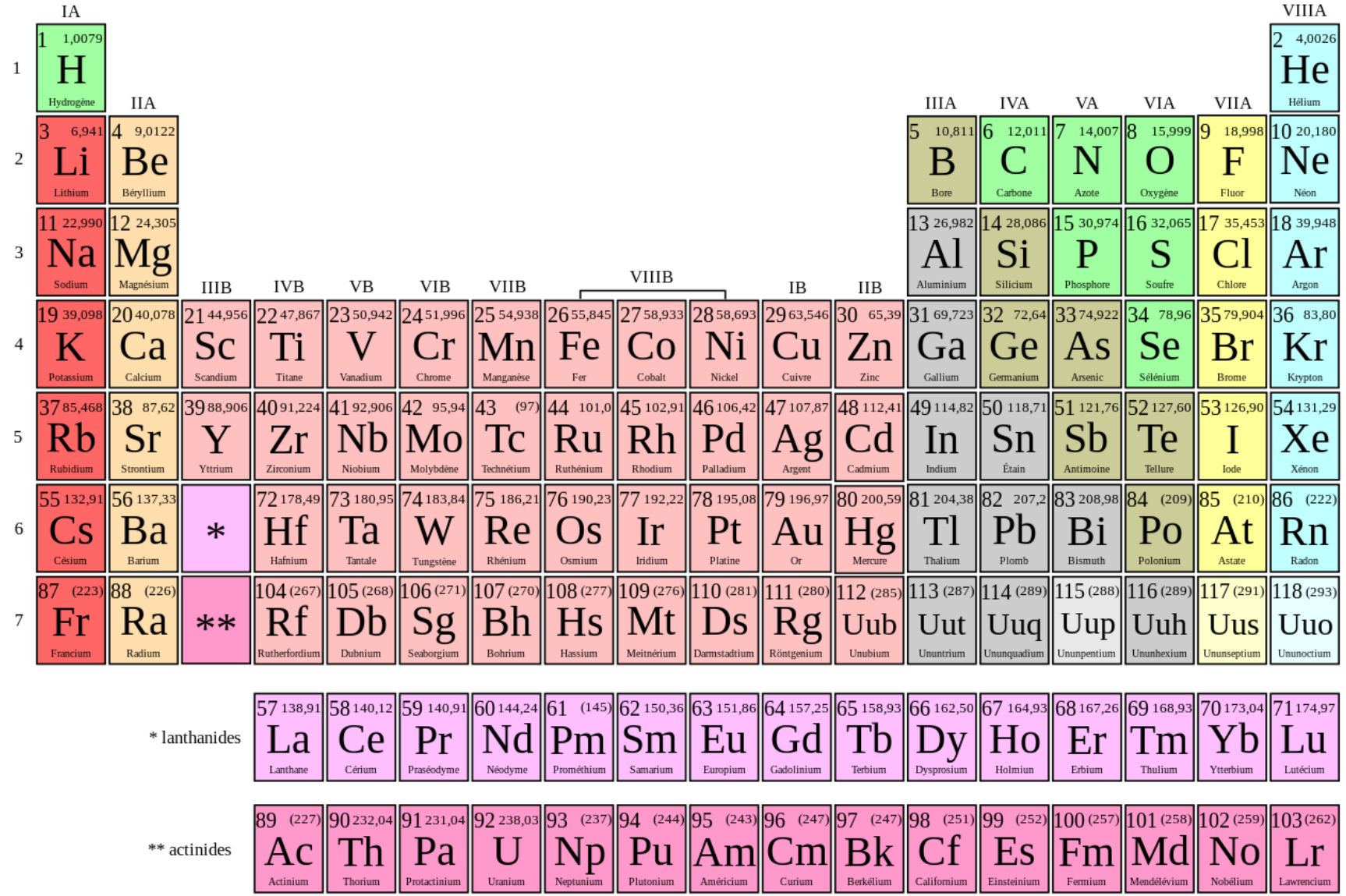
Table des matières

À l'échelle microscopique, des entités chimiques 7
Le noyau de l'atome 9
Modèle de Bohr de l'atome 11
Stabilisation chimique par formation d'ions monoatomiques 13
Stabilisation par formation de liaisons covalentes 15

Exercices 17
Corrigés des exercices 23

Comptes rendus des séances de travaux pratiques 25

Le tableau périodique des éléments



Puissances de 10 et préfixes d'unité

Puissance de 10	Multiplicateur décimal	Nom	Symbole	Origine
10^{24}	1 000 000 000 000 000 000 000 000	**yotta**	**Y**	Évoque 8 (10^3 puissance 8)
10^{23}	100 000 000 000 000 000 000 000			
10^{22}	10 000 000 000 000 000 000 000			
10^{21}	1 000 000 000 000 000 000 000	**zetta**	**Z**	Évoque 7 (10^3 puissance 7)
10^{20}	100 000 000 000 000 000 000			
10^{19}	10 000 000 000 000 000 000			
10^{18}	1 000 000 000 000 000 000	**exa**	**E**	Du grec *hexa*, 6
10^{17}	100 000 000 000 000 000			
10^{16}	10 000 000 000 000 000			
10^{15}	1 000 000 000 000 000	**péta**	**P**	Du grec *penta*, 5
10^{14}	100 000 000 000 000			
10^{13}	10 000 000 000 000			
10^{12}	1 000 000 000 000	**téra**	**T**	Du grec *teras*, monstre
10^{11}	100 000 000 000			
10^{10}	10 000 000 000			
10^{9}	1 000 000 000	**giga**	**G**	Du grec *gigas*, géant
10^{8}	100 000 000			
10^{7}	10 000 000			
10^{6}	1 000 000	**méga**	**M**	Du grec *megas*, grand
10^{5}	100 000			
10^{4}	10 000			
10^{3}	1 000	**kilo**	**k**	Du grec *khilioi*, mille
10^{2}	100	**hecto**	**h**	Du grec *hekaton*, cent
10^{1}	10	**déca**	**da**	Du grec *déka*, 10
10^{0}	1	**unité**		
10^{-1}	0,1	**déci**	**d**	Du latin *decimus*, dixième
10^{-2}	0,01	**centi**	**c**	(1783) du latin *centum*, cent
10^{-3}	0,001	**milli**	**m**	Du latin *mille*, mille
10^{-4}	0,000 1			
10^{-5}	0,000 01			
10^{-6}	0,000 001	**micro**	**µ**	Du grec *mikros*, petit
10^{-7}	0,000 000 1			
10^{-8}	0,000 000 01			
10^{-9}	0,000 000 001	**nano**	**n**	
10^{-10}	0,000 000 000 1			
10^{-11}	0,000 000 000 01			
10^{-12}	0,000 000 000 001	**pico**	**p**	De l'italien *piccolo*, petit
10^{-13}	0,000 000 000 000 1			
10^{-14}	0,000 000 000 000 01			
10^{-15}	0,000 000 000 000 001	**femto**	**f**	Du danois *femten*, 15
10^{-16}	0,000 000 000 000 000 1			
10^{-17}	0,000 000 000 000 000 01			
10^{-18}	0,000 000 000 000 000 001	**atto**	**a**	Adopté en 1964, du danois *atten*, 18
10^{-19}	0,000 000 000 000 000 000 1			
10^{-20}	0,000 000 000 000 000 000 01			
10^{-21}	0,000 000 000 000 000 000 001	**zepto**	**z**	Évoque 7 (10^{-3} puissance 7)
10^{-22}	0,000 000 000 000 000 000 000 1			
10^{-23}	0,000 000 000 000 000 000 000 01			
10^{-24}	0,000 000 000 000 000 000 000 001	**yocto**	**y**	Évoque 8 (10^{-3} puissance 8)

Leçon I : À l'échelle microscopique, des entités chimiques

❑ *Distinguer atome, molécule et ion.* ❑ *Établir la formule d'un composé ionique.*

Les entités chimiques vues au collège :

- **atomes** : entités chimiques constituées d'un noyau autour duquel gravitent des électrons. Un atome est électriquement neutre ;
- **molécules** : assemblages d'atomes reliés entre eux par des liaisons ;
- **ions** : atomes ou molécules chargés électriquement.

Exercice 1 : Indiquer la nature de l'entité des espèces suivantes, et justifier : H ; $\mathrm{H_3O^+}$; $\mathrm{O_2}$; $\mathrm{OH^-}$ (aq) ; le cuivre solide.
S'APP

Les **composés ioniques** sont des espèces chimiques électriquement neutres constituées d'ions :

- des ions positifs, qu'on appelle **cations** (par exemple : $\mathrm{Ca^{2+}}$, $\mathrm{H^+}$, $\mathrm{Na^+}\ldots$) ;
- des ions négatifs, qu'on appelle **anions** (par exemple : $\mathrm{Cl^-}$, $\mathrm{MnO_4^-}\ldots$).

Exercice 2 : Établir la formule du chlorure de calcium. **ANA**
Données : ion calcium $\mathrm{Ca^{2+}}$; ion chlorure $\mathrm{Cl^-}$.

Leçon II : Le noyau de l'atome

❑ *Décrire la composition d'un atome et de son noyau.* ❑ *Exploiter l'écriture conventionnelle* $^{A}_{Z}\mathrm{X}$ *d'un noyau.* ❑ *Calculer la masse d'un atome.* ❑ *Définir un élément chimique par son numéro atomique.*

Un **atome** est une entité électriquement neutre qui possède un noyau positif autour duquel tournent des électrons répartis sur des couches électroniques. Les électrons sont des particules de charge négative.

Exercice 3 : Un atome d'hydrogène a un rayon de 25 pm et son noyau un rayon de 1 fm. Si le noyau était aussi gros qu'une balle de tennis, déterminer à quelle distance du noyau se trouverait l'électron. **ANA**

Tous les noyaux sont symbolisés par : $^{A}_{Z}\mathrm{X}$, où :

- A est le **nombre de masse**, qui correspond au nombre de nucléons ;
- Z est le **numéro atomique**, qui est le nombre de protons ;
- le nombre de neutrons N est donc : $N = A - Z$.

Les protons et les neutrons sont de masse égale :

$$m_{\text{proton}} \approx m_{\text{neutron}} \approx 1{,}7 \times 10^{-27} \text{ kg}$$

Exercice 4 : Donner la composition de l'atome de carbone 13, de symbole $^{13}_{6}\mathrm{C}$, puis calculer la masse de son noyau. **S'APP**

Le noyau d'un atome est constitué de particules appelées les **nucléons**. Il existe deux types de nucléons, les neutrons et les protons :

- les neutrons sont non chargés ($Q_n = 0$ C) ;
- les protons sont chargés positivement ($Q_p = 1{,}6 \times 10^{-19}$ C).

Exercice 5 : Pour qu'un atome soit neutre, il doit avoir autant de protons que d'électrons. En déduire la valeur de la charge d'un électron. **ANA**

La masse des atomes provient de la masse de leur noyau : la masse des électrons est négligeable devant celle des nucléons. Pour calculer la masse d'un atome, on utilise donc :

$$m_{\text{atome}} = A \cdot m_{\text{nucléon}}$$

Exercice 6 : Sachant qu'un électron a une masse de l'ordre de 10^{-30} kg et un nucléon de l'ordre de 10^{-27} kg, établir l'expression approchée de la masse d'un atome de nombre de masse A et de numéro atomique Z.

Un **élément chimique** est l'ensemble des atomes dont le noyau compte un nombre donné de protons. Ce nombre, noté Z, est le numéro atomique de l'élément. Ces atomes peuvent en revanche compter un nombre variable de neutrons dans leur noyau.
Le numéro atomique caractérise l'élément chimique auquel appartient un atome.
Les éléments chimiques sont rassemblés dans un tableau qu'on appelle **tableau périodique des éléments**.

IA																	VIII
H 1	IIA											IIIB	IVB	VB	VIB		He 2
Li 3	Be 4											B 5	C 6	N 7	O 8	F 9	Ne 10
Na 11	Mg 12	IIIA	IVA	VA	VIA		VIIIA		IB			Al 13	Si 14	P 15	S 16	Cl 17	Ar 18
K 19	Ca 20	Sc 21	Ti 22	V 23	Cr 24	Mn 25	Fe 26	Co 27	Ni 28	Cu 29	Zn 30	Ga 31	Ge 32	As 33	Se 34	Br 35	Kr 36
Rb 37	Sr 38	Y 39	Zr 40	Nb 41	Mo 42	Tc 43	Ru 44	Rh 45	Pd 46	Ag 47	Cd 48	In 49	Sn 50	Sb 51	Te 52	I 53	Xe 54
Cs 55	Ba 56	La * 57	Hf 72	Ta 73	W 74	Re 75	Os 76	Ir 77	Pt 78	Au 79	Hg 80	Tl 81	Pb 82	Bi 83	Po 84	At 85	Rn 86
Fr 87	Ra 88	Ac** 89	Unq 104	Unp 105	Unh 106	Uns 107	Uno 108	Une 109									

Chaque élément chimique possède un symbole : une ou deux lettres, la première étant toujours en majuscule (et la deuxième en minuscule).

Exercice 7 : Indiquer s'il y a une différence entre Cl et Cl. **S'APP**

Exercice 8 : Indiquer si les noyaux $^{14}_{7}\mathrm{N}$ et $^{13}_{7}\mathrm{N}$ font partie du même élément chimique. Justifier. **S'APP**

Leçon III : Modèle de Bohr de l'atome

❑ *Établir la configuration électronique d'un atome.*

Un atome est électriquement neutre : il est constitué d'autant d'électrons que de protons.

Exercice 9 : Donner le nombre de protons et d'électrons des entités suivantes : H, H^+, H^-. ANA

Les **électrons** sont des particules chargées négativement :

$$Q_e = -e$$

et de masse négligeable devant celle du noyau :

$$m_e = 9{,}11 \times 10^{-31}\ \text{kg}$$

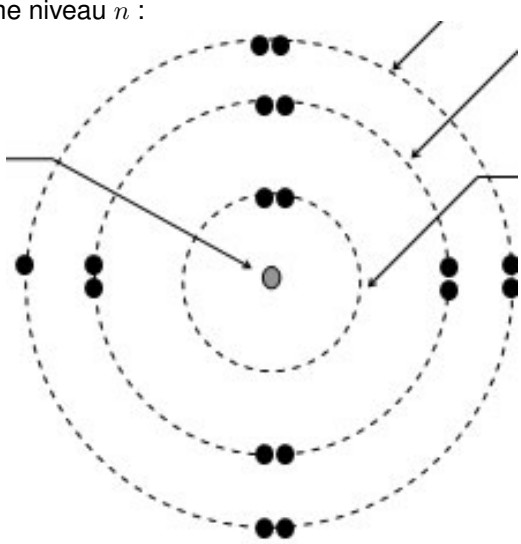
Exercice 10 : Donner l'ordre de grandeur de la masse d'un électron. REA

Exercice 11 : Comparer la masse d'un électron à celle d'un proton ($m_p \approx 10^{-27}$ kg). ANA

Les électrons tournent autour du noyau dans des **orbitales atomiques**, qui sont numérotées avec des numéros notés n :

- l'orbitale de numéro $n = 1$: orbitale de rang 1, appelée **1s**, qui peut contenir 2 électrons ;
- les orbitales $n = 2$: **2s** (pouvant contenir 2 électrons) et **2p** (pouvant en contenir 6) ;
- les orbitales $n = 3$: **3s**, **3p** et **3d** (pouvant contenir 10 électrons).

On peut schématiser ce modèle de la manière suivante, chaque cercle représentant une couche, c'est-à-dire un ensemble d'orbitales de même niveau n :



Exercice 12 : Identifier l'atome représenté ci-dessus. **S'APP**

Donner la **configuration électronique** d'un atome signifie donner la répartition des électrons sur chaque orbitale.
Pour les trois premières lignes de la classification, la configuration électronique se remplit dans l'ordre 1s, puis 2s, puis 2p, puis 3s, puis 3p, puis 3d (sauf exceptions, hors programme).

Exercice 13 : Donner la configuration électronique de l'aluminium ($Z = 13$). **S'APP**

Leçon IV : Stabilisation chimique par formation d'ions monoatomiques

❑ *Énoncer la règle de stabilité.* ❑ *Prévoir l'ion monoatomique formé par un atome.* ❑ *Situer un élément dans le tableau périodique.*

Tous les **gaz rares** (ou gaz nobles) sont inertes chimiquement, c'est-à-dire qu'ils ne participent à aucune réaction chimique.

Exercice 14 : Donner la configuration électronique des trois premiers gaz rares. **REA**

♡ Règle de stabilité

Au cours de leurs transformations chimiques, les atomes et les ions évoluent de façon à avoir une configuration électronique plus stable, similaire à celle du gaz rare le plus proche d'eux dans le tableau périodique des éléments.

Exercice 15 : Indiquer si le fluor peut gagner en stabilité ou s'il est inerte chimiquement. **S'APP**

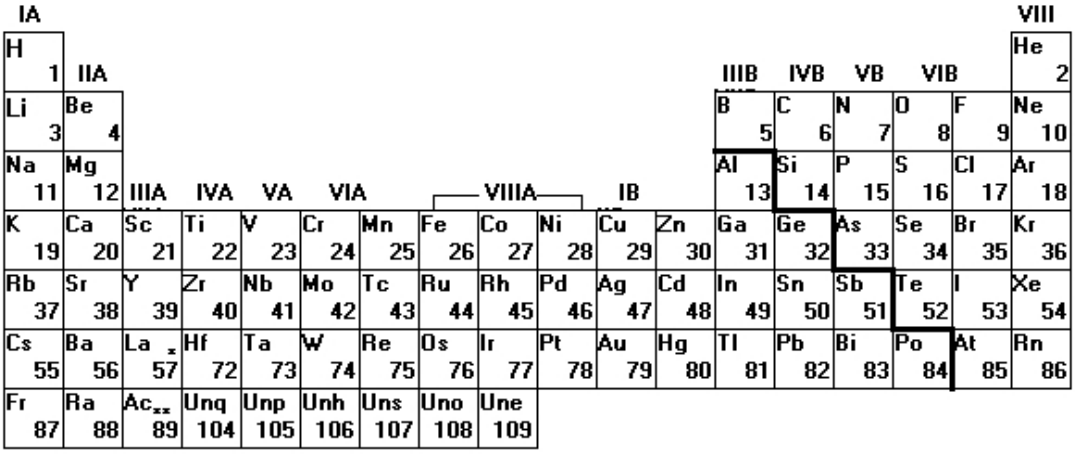
Un **ion monoatomique** est un ion qui ne contient qu'un atome.

Exercice 16 : Indiquer si Cl^- et NH_4^+ sont des ions monoatomiques.

Un ion monoatomique est un ion qui provient d'un atome qui a perdu ou gagné un ou plusieurs électrons (exemple : Cl^-). Au cours d'une transformation chimique, les atomes peuvent se transformer en ions monoatomiques afin de respecter la règle de stabilité.

Exercice 17 : Donner l'ion que forme le fluor pour devenir inerte chimiquement. **S'APP**

Toutes les entités chimiques qui possèdent le même numéro atomique Z font partie du même élément chimique. Un élément possède un symbole X, qui permet de l'identifier, et un numéro Z.
Dans la classification, les éléments chimiques sont classés par Z croissant. Chaque ligne est appelée **période**. Chaque colonne est appelée **famille chimique**.
Les éléments d'une même famille ont le même nombre d'électrons sur leur couche externe (appelée **couche de valence**). Les éléments d'une même période ont le même nombre de couches occupées.



Exercice 18 : Donner l'ion que forme le chlore pour devenir inerte chimiquement, puis ceux que forment le brome, l'iode et l'astate. **ANA**

Leçon V : Stabilisation par formation de liaisons covalentes

❑ *Décrire une liaison covalente.* ❑ *Repérer doublets liants et non liants dans un schéma de Lewis.*
❑ *Expliquer le gain de stabilité dû à une liaison covalente.*

Deux atomes peuvent se lier entre eux à l'aide d'une liaison que l'on appelle **liaison covalente**. Une liaison covalente met en commun deux électrons partagés par les deux atomes :

$$H — H$$

Exercice 19 : Indiquer le nombre d'électrons apporté par chaque atome d'hydrogène dans cette liaison. ANA

Dans une **représentation de Lewis**, on représente tous les atomes en écrivant leurs symboles, ainsi que tous les électrons de valence, appariés sous forme de doublets :

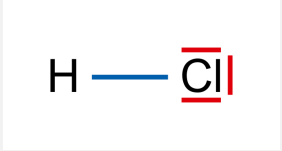
- des **doublets liants**, c'est-à-dire des liaisons covalentes ;
- des **doublets non liants**, c'est-à-dire des doublets qui ne participent pas à une liaison.

Exercice 20 : Légender le schéma de Lewis de l'eau. S'APP



Pour se stabiliser, deux atomes peuvent se lier en formant une liaison covalente. Les deux électrons qui forment la liaison complètent la couche de valence de chacun des deux atomes.

Exercice 21 : Dans le chlorure d'hydrogène, expliquer comment l'hydrogène gagne en stabilité lors de la formation de la liaison avec le chlore. Faire de même pour le chlore. ANA



Exercices

Exercice 22 : MOLÉCULE, ATOME, ANION ET CATION

Indiquer en justifiant la nature et la composition en termes d'atomes des entités chimiques suivantes : F ; $\mathrm{O_2}$; $\mathrm{H_2O}$; $\mathrm{H_3O^+}$; $\mathrm{CH_3CO_2H}$; $\mathrm{Cl^-}$; $\mathrm{K^+}$.

Exercice 23 : COMPOSÉS IONIQUES

On s'intéresse à la formule des composés ioniques formés à partir de l'anion chlorure : le chlorure d'ammonium, le chlorure de fer II, le chlorure de fer III, le chlorure de zinc et le chlorure d'aluminium.
Donner la formule de chacun de ces composés ioniques. Justifier une des réponses.
Donnée : formules des ions : ion sodium $\mathrm{Na^+}$; ion ammonium $\mathrm{NH_4^+}$; ion fer II $\mathrm{Fe^{2+}}$; ion fer III $\mathrm{Fe^{3+}}$; ion zinc $\mathrm{Zn^{2+}}$; ion aluminium $\mathrm{Al^{3+}}$.

Exercice 24 : ÉCRITURE CONVENTIONNELLE D'UN NOYAU

Donner la composition des noyaux suivants :

- noyau d'hélium 3 : $^{3}_{2}\mathrm{He}$;
- noyau de deutérium : $^{2}_{1}\mathrm{H}$;
- noyau d'uranium 235 : $^{235}_{92}\mathrm{U}$.

Exercice 25 : MASSE D'UN ATOME ET MASSE DE SON NOYAU

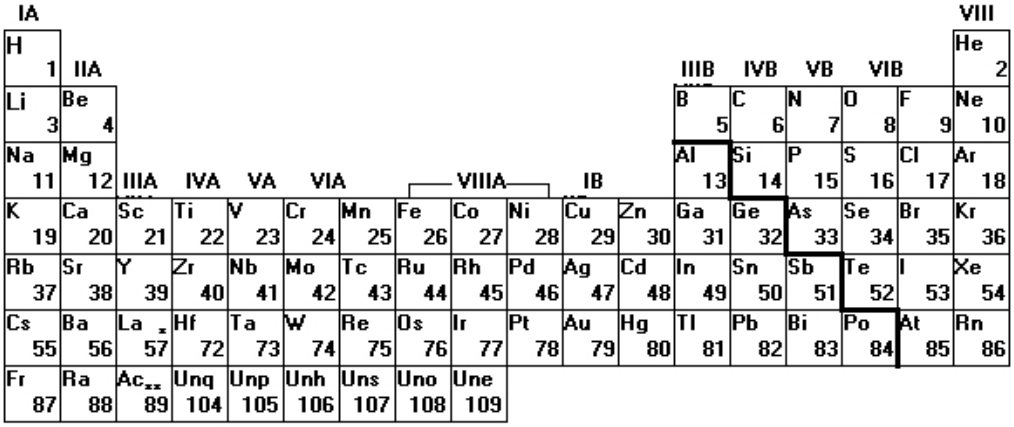
Donner le nom et la composition de l'atome dont le noyau a le symbole $^{16}_{8}\mathrm{O}$, puis calculer la masse de son noyau et celle de l'atome entier.

Données :

- ordre de grandeur de la masse moyenne d'un nucléon : 10^{-27} kg ;
- ordre de grandeur de la masse d'un électron : 10^{-30} kg.

Exercice 26 : CONFIGURATION ÉLECTRONIQUE ET CLASSIFICATION

Un atome a pour configuration électronique $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^4$.
Donnée :



Q1. Justifier que cet atome est S (soufre).

Q2. Montrer que cet atome n'est pas inerte chimiquement.

Q3. Indiquer le nombre d'électrons de valence de cet atome. Justifier.

Q4. Montrer que le soufre peut former l'ion S^{2-}.

Q5. Montrer que le soufre peut former la molécule H_2S.

Exercice 27 : TABLEAU PÉRIODIQUE

Un atome fait partie de l'élément chimique situé dans la deuxième ligne et la troisième colonne du tableau périodique. Déterminer son nombre d'électrons de valence.

Exercice 28 : GAZ NOBLES

Indiquer, parmi les atomes suivants, ceux qui sont stables chimiquement. Justifier.

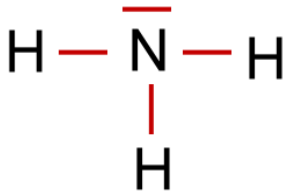
- Atome de chlore de configuration électronique $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^5$.
- Atome d'hydrogène de configuration électronique $1s^1$.
- Atome de krypton de configuration électronique [Ar] $4s^2\ 3d^{10}\ 4p^6$.
- Un atome situé dans la deuxième colonne du tableau périodique.

Exercice 29 : IONS MONOATOMIQUES COURANTS

En utilisant le tableau périodique, déterminer la formule des ions monoatomiques qui peuvent se former à partir des atomes suivants : H, Na, K, Ca, Mg, Cl, F.

Exercice 30 : SCHÉMA DE LEWIS DE L'AMMONIAC

Voici le schéma de Lewis de l'ammoniac :



Q1. Reproduire ce schéma de Lewis et repérer les doublets liants et les doublets non liants.

Q2. Donner la composition de la molécule en termes d'atomes.

Q3. Écrire la formule de la molécule.

La configuration électronique de l'azote est $1s^2\ 2s^2\ 2p^3$.

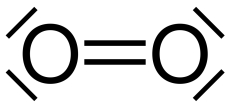
Q4. Indiquer le nombre d'électrons de valence de l'azote.

Q5. Indiquer si l'azote est inerte chimiquement. Justifier.

Q6. Expliquer comment l'azote a gagné en stabilité au sein de la molécule d'ammoniac.

Exercice 31 : SCHÉMA DE LEWIS DU DIOXYGÈNE

Voici le schéma de Lewis du dioxygène :

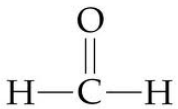


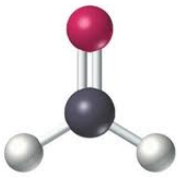
Q1. Donner la signification de chacun des traits.

Q2. À l'aide de la position de l'oxygène dans le tableau périodique, expliquer pourquoi la molécule de dioxygène est stable.

Exercice 32 : LE FORMALDÉHYDE

Le formaldéhyde est une molécule organique dont le schéma de Lewis est le suivant :





Q1. Donner la formule brute de cette molécule.

Q2. Vérifier que le carbone, de numéro atomique 6, a besoin de former 4 liaisons covalentes pour se stabiliser.

Q3. Montrer que l'oxygène, de numéro atomique 8, a deux doublets non liants.

Q4. Compléter le schéma de Lewis avec l'information manquante.

Corrigés des exercices

Ex. 1. H : atome ; $\mathrm{H_3O^+}$: ion (cation) ; $\mathrm{O_2}$: molécule ; $\mathrm{OH^-}$: ion (anion) ; cuivre solide : atomes de cuivre.

Ex. 2. $\mathrm{CaCl_2}$: deux ions chlorure pour un ion calcium (électroneutralité).

Ex. 3. À environ 800 m (rapport des rayons : 25 000 ; rayon d'une balle de tennis : environ 3,3 cm).

Ex. 4. 6 protons, 7 neutrons et 6 électrons ; $m_{\text{noyau}} = 13 \times 1{,}7 \times 10^{-27}$ kg $\approx 2{,}2 \times 10^{-26}$ kg.

Ex. 5. $Q_e = -1{,}6 \times 10^{-19}$ C.

Ex. 6. $m_{\text{atome}} = A \cdot m_{\text{nucléon}} + Z \cdot m_{\text{électron}} \approx A \cdot m_{\text{nucléon}}$, la masse d'un électron étant environ mille fois plus petite que celle d'un nucléon.

Ex. 7. Cl : un atome de chlore ; CI : un atome de carbone et un atome d'iode.

Ex. 8. Oui : même numéro atomique $Z = 7$ (azote).

Ex. 9. H : 1 proton, 1 électron ; $\mathrm{H^+}$: 1 proton, aucun électron ; $\mathrm{H^-}$: 1 proton, 2 électrons.

Ex. 10. 10^{-30} kg.

Ex. 11. $\dfrac{m_p}{m_e} \approx 10^3$: l'électron est environ mille fois plus léger que le proton.

Ex. 12. $2 + 8 + 7 = 17$ électrons : le chlore.

Ex. 13. $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^1$.

Ex. 14. He : $1s^2$; Ne : $1s^2\ 2s^2\ 2p^6$; Ar : $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6$.

Ex. 15. F : $1s^2\ 2s^2\ 2p^5$, configuration différente de celle d'un gaz rare : il peut gagner en stabilité (en gagnant un électron).

Ex. 16. $\mathrm{Cl^-}$: oui ; $\mathrm{NH_4^+}$: non (cinq atomes).

Ex. 17. $\mathrm{F^-}$.

Ex. 18. $\mathrm{Cl^-}$, $\mathrm{Br^-}$, $\mathrm{I^-}$, $\mathrm{At^-}$.

Ex. 19. Un électron chacun.

Ex. 20. Deux doublets liants (liaisons O–H) et deux doublets non liants sur l'oxygène.

Ex. 21. L'hydrogène a alors 2 électrons, comme l'hélium ; le chlore a 8 électrons sur sa couche externe, comme l'argon.

Ex. 22. F : atome ; $\mathrm{O_2}$: molécule (2 O) ; $\mathrm{H_2O}$: molécule (2 H, 1 O) ; $\mathrm{H_3O^+}$: cation (3 H, 1 O) ; $\mathrm{CH_3CO_2H}$: molécule (2 C, 4 H, 2 O) ; $\mathrm{Cl^-}$: anion ; $\mathrm{K^+}$: cation.

Ex. 23. $\mathrm{NH_4Cl}$; $\mathrm{FeCl_2}$; $\mathrm{FeCl_3}$; $\mathrm{ZnCl_2}$; $\mathrm{AlCl_3}$ (électroneutralité).

Ex. 24. Hélium 3 : 2 protons, 1 neutron ; deutérium : 1 proton, 1 neutron ; uranium 235 : 92 protons, 143 neutrons.

Ex. 25. Oxygène 16 : 8 protons, 8 neutrons, 8 électrons ; $m_{\text{noyau}} \approx 1{,}6 \times 10^{-26}$ kg ; $m_{\text{atome}} \approx 1{,}6 \times 10^{-26}$ kg.

Ex. 26. Q1 : 16 électrons, donc $Z = 16$. Q2 : sa configuration n'est pas celle d'un gaz rare. Q3 : 6 ($3s^2\ 3p^4$). Q4 : en gagnant 2 électrons, il prend la configuration de l'argon. Q5 : deux liaisons covalentes avec deux atomes d'hydrogène portent à 8 le nombre d'électrons de sa couche externe.

Ex. 27. Le bore (tableau simplifié à huit colonnes) : 3 électrons de valence.

Ex. 28. Seul le krypton (configuration de gaz rare).

Ex. 29. $\mathrm{H^+}$, $\mathrm{Na^+}$, $\mathrm{K^+}$, $\mathrm{Ca^{2+}}$, $\mathrm{Mg^{2+}}$, $\mathrm{Cl^-}$, $\mathrm{F^-}$.

Ex. 30. Q1 : 3 doublets liants (N–H), 1 doublet non liant (sur N). Q2 : 1 atome d'azote, 3 atomes d'hydrogène. Q3 : $\mathrm{NH_3}$. Q4 : 5. Q5 : non, sa configuration n'est pas celle d'un gaz rare. Q6 : en formant 3 liaisons covalentes, il est entouré de 8 électrons, comme le néon.

Ex. 31. Q1 : les deux traits entre les atomes forment une double liaison (doublets liants) ; les traits autour des atomes sont des doublets non liants. Q2 : colonne 16, 6 électrons de valence ; avec la double liaison, chaque atome d'oxygène est entouré de 8 électrons, comme le néon.

Ex. 32. Q1 : $\mathrm{CH_2O}$. Q2 : $1s^2\ 2s^2\ 2p^2$, 4 électrons de valence ; il lui en manque 4 pour avoir la configuration du néon. Q3 : $1s^2\ 2s^2\ 2p^4$, 6 électrons de valence ; 2 sont engagés dans la double liaison, les 4 autres forment 2 doublets non liants. Q4 : ajouter les deux doublets non liants de l'oxygène.

Comptes rendus des séances de travaux pratiques

Les pages qui suivent sont les fiches-réponses des trois séances de travaux pratiques du thème. Chaque fiche occupe deux pages en vis-à-vis : le travail préparatoire, à préparer avant la séance, et le compte rendu, rédigé pendant la séance.

Les activités expérimentales se trouvent dans un document annexe, disponible sur Pronote.

- TP 1 : La fabrique d'atomes
- TP 2 : Comment relier les caractéristiques microscopiques des entités chimiques aux propriétés macroscopiques des espèces chimiques correspondantes ?
- TP 3 : Comment relier la structure d'une molécule à l'énergie libérée lors de sa combustion ?

TP 1 : La fabrique d'atomes

Depuis le Big Bang, les premiers atomes sont apparus progressivement, les plus légers d'abord (comme l'hydrogène), puis des atomes plus lourds formés dans les étoiles ou les supernovae.
Les atomes sont partout : ils constituent aussi bien la matière inanimée (roches, air, eau) que la matière vivante — y compris nous-mêmes. Ils sont les briques fondamentales de tout ce qui existe.
Mais comment différencier les atomes ? Comment les classer ?

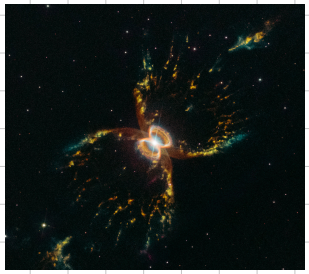


FIGURE 1 – La nébuleuse du Crabe (vue par Hubble) est le reste d'une explosion de supernova.

Objectifs

- **Établir l'écriture conventionnelle d'un noyau à partir de sa composition et inversement.**
- **Déterminer la position de l'élément dans le tableau périodique.**

Démarche

1. L'atome le plus simple de l'Univers
2. Classer des atomes
3. Isotopes
4. Constitution des ions
5. Bilan

Travail préparatoire

Q1. Donner les deux manières de fabriquer des atomes décrites dans l'introduction de ce TP.

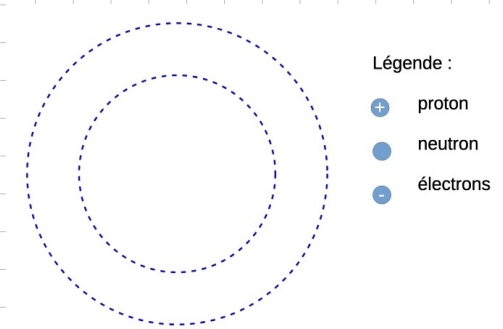
Q2. Lire les activités et lister ici les atomes utilisés comme support d'apprentissage dans le TP.

Q3. Trouver dans le cours et recopier ici la définition d'un atome.

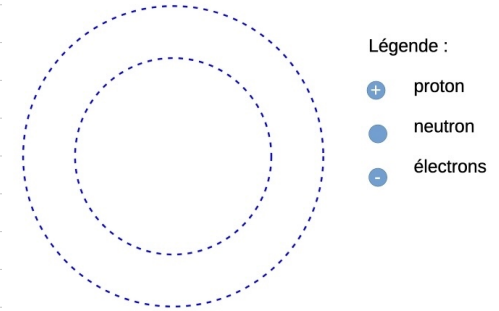
Q4. Donner un exemple de symbole d'atome, et l'expliciter.

Annexes

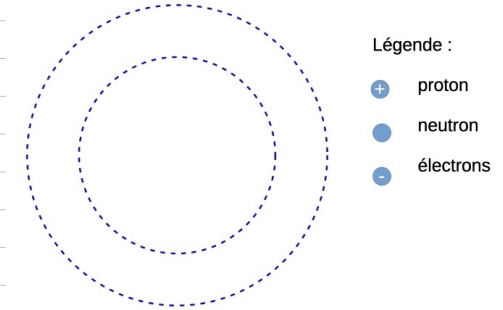
ANNEXE I: Schéma de l'atome d'hydrogène



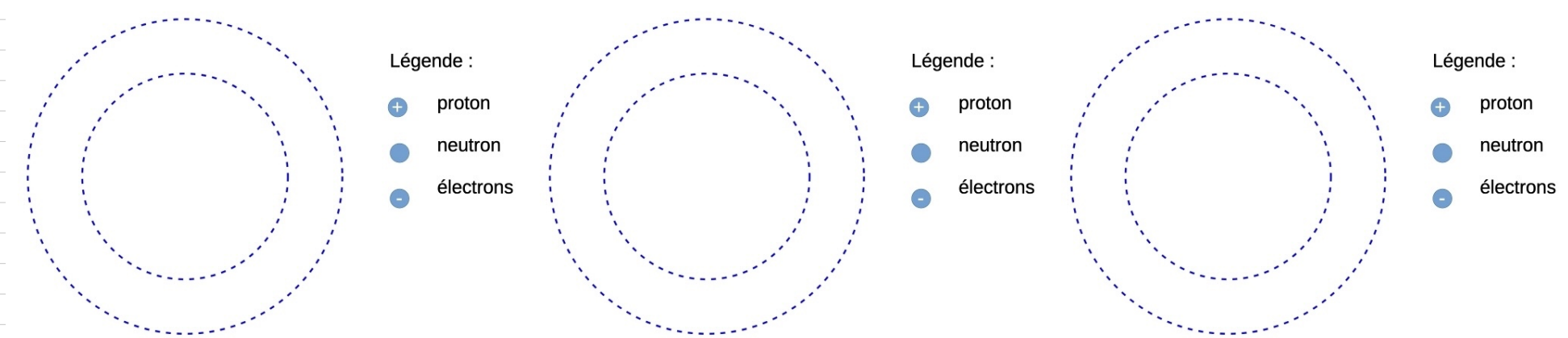
ANNEXE II: Schéma de l'atome d'hélium



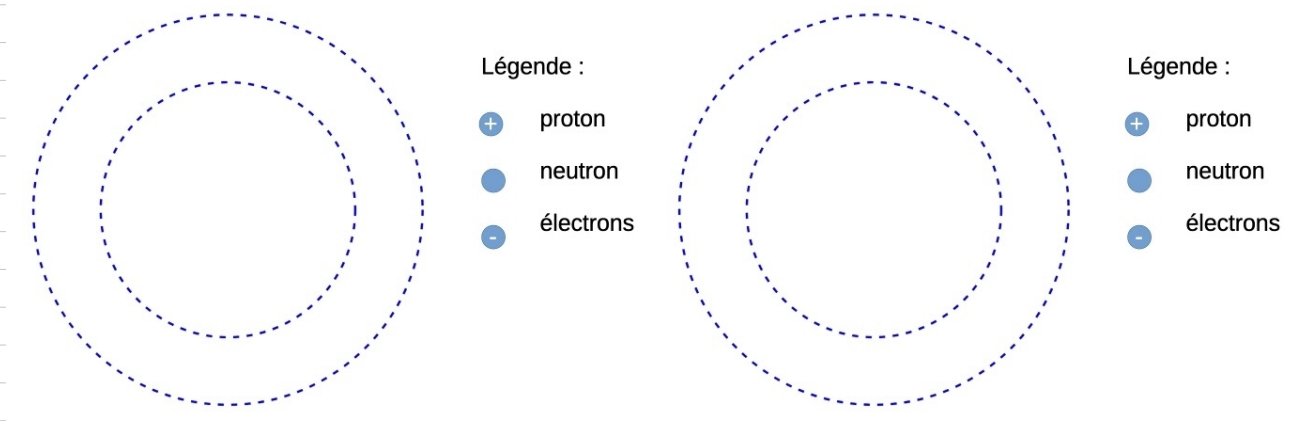
ANNEXE III: Schéma de l'atome de lithium



ANNEXE IV: Les isotopes de l'hydrogène



ANNEXE V: Les ions formés à partir de l'hydrogène



TP 2 : Comment relier les caractéristiques microscopiques des entités chimiques aux propriétés macroscopiques des espèces chimiques correspondantes ?

Une boisson isotonique, comme celle préparée dans le thème « Mélanges et corps purs », contient des sels minéraux (par exemple du chlorure de sodium) et un sucre (le glucose) : l'un est un composé ionique, l'autre un composé moléculaire.
Entités et espèces sont deux concepts qui renvoient à des échelles de description différentes : on parle d'une espèce chimique à l'échelle macroscopique (par exemple, le glucose), à laquelle on associe une entité chimique microscopique (la molécule de glucose $C_6H_{12}O_6$). De nombreux liens existent entre la nature microscopique de l'entité et les propriétés de l'espèce à l'échelle macroscopique. Dans le TP qui suit, on s'attache à déterminer le caractère ionique ou moléculaire d'un composé à partir des propriétés macroscopiques des composés correspondants. **Parmi le sucre et le sel, lequel est un composé ionique ? Un composé moléculaire ?**



FIGURE 1 – Des cristaux de saccharose

Objectifs

- **Exploiter l'électroneutralité de la matière pour associer des espèces ioniques et citer des formules de composés ioniques.**
- **Utiliser le terme adapté parmi molécule, atome, anion et cation pour qualifier une entité chimique à partir d'une formule chimique donnée.**

Démarche

1. Distinction entre composé moléculaire et composé ionique à l'aide de la conduction électrique de leur solution
2. Distinction entre composé moléculaire et composé ionique à l'aide de leur point de fusion
3. Distinction entre composé moléculaire et composé ionique à l'aide de la nature des éléments qui les constituent
4. Détermination de la formule des ions monoatomiques du composé ionique
5. Détermination de la formule du composé ionique
6. Mise en évidence de la présence des ions chlorure à l'aide de tests chimiques

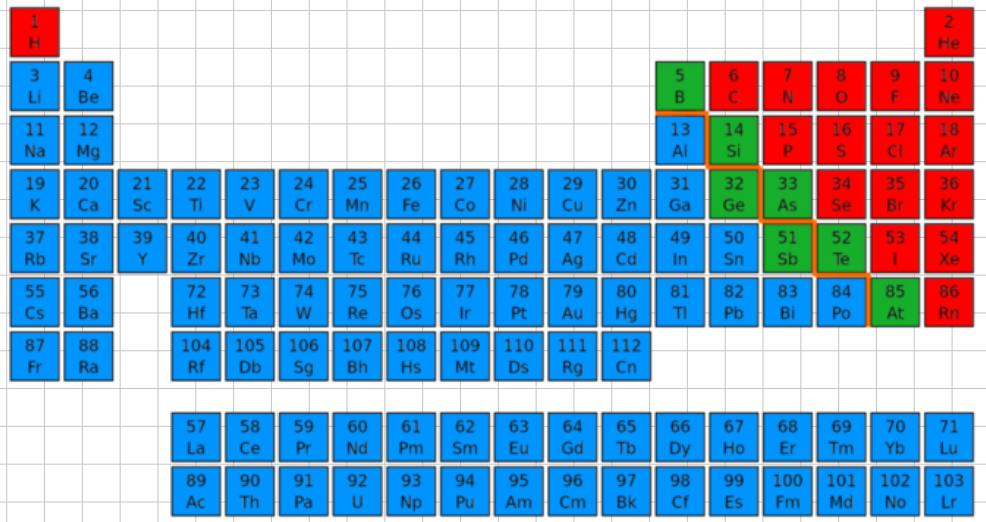
Travail préparatoire

Q1. La molécule de glucose a pour formule $C_6H_{12}O_6$. Donner la composition de cette molécule en indiquant le nom des atomes qui la constituent, et leur nombre.

Q2. Indiquer comment distinguer la formule d'un cation de celle d'un anion.

Annexes

ANNEXE I: Tableau périodique des éléments et nature métallique



- En bleu (Li, Be, Na...) : les éléments métalliques ;
- En rouge (H, He, C...) : les éléments non métalliques ;
- En vert (B, Si, Ge...) : les éléments semi-conducteurs.

Compte rendu

TP 3 : Comment relier la structure d'une molécule à l'énergie libérée lors de sa combustion ?

Les lampes à acétylène, ou lampes au carbure, étaient utilisées autrefois pour éclairer les mines et les grottes. Elles fonctionnent en brûlant de l'éthyne gazeux (C_2H_2), produisant une flamme brillante et intense, idéale pour éclairer des environnements sombres. L'éthyne est préféré à d'autres gaz comme l'éthane en raison de sa combustion très exothermique et de sa capacité à générer une lumière plus vive. On se propose d'expliquer ces propriétés en analysant la structure de la molécule d'éthyne, et en la comparant à celles de l'éthane (C_2H_6) et de l'éthène (C_2H_4).



FIGURE 1 – Lampe à acétylène, modèle français de marque Arras, type T3 (par Didiphor, travail personnel, CC BY-SA 4.0).

Objectifs

- **Décrire et exploiter le schéma de Lewis d'une molécule pour justifier la stabilisation de cette entité.**
- **Associer qualitativement l'énergie d'une liaison entre deux atomes à l'énergie nécessaire pour rompre cette liaison.**

Démarche

1. Étude de la stabilité des atomes de carbone et d'hydrogène
2. Stabilisation des atomes de carbone et d'hydrogène à l'aide de liaisons covalentes
3. Étude du schéma de Lewis de l'éthane, de l'éthène et de l'éthyne
4. Comparaison des énergies de liaison entre les atomes de carbone dans l'éthane, dans l'éthène et dans l'éthyne

Travail préparatoire

Q1. Indiquer les deux produits obtenus lors de la combustion de molécules organiques.

Q2. Indiquer le gaz qui, dans l'air, joue le rôle de comburant.

Q3. Écrire l'équation de la réaction modélisant la combustion du méthane (formule brute CH_4(g)) dans l'air.

Q4. Indiquer les indices qui, dans sa configuration électronique, montrent qu'un atome peut gagner en stabilité.

Q5. Citer les atomes qui sont chimiquement inertes.

Annexes

ANNEXE I: Tableau périodique des éléments

IA												IIIB	IVB	VB	VIB		VIII
H 1	IIA																He 2
Li 3	Be 4											B 5	C 6	N 7	O 8	F 9	Ne 10
Na 11	Mg 12	IIIA	IVA	VA	VIA		VIIIA		IB			Al 13	Si 14	P 15	S 16	Cl 17	Ar 18
K 19	Ca 20	Sc 21	Ti 22	V 23	Cr 24	Mn 25	Fe 26	Co 27	Ni 28	Cu 29	Zn 30	Ga 31	Ge 32	As 33	Se 34	Br 35	Kr 36
Rb 37	Sr 38	Y 39	Zr 40	Nb 41	Mo 42	Tc 43	Ru 44	Rh 45	Pd 46	Ag 47	Cd 48	In 49	Sn 50	Sb 51	Te 52	I 53	Xe 54
Cs 55	Ba 56	La * 57	Hf 72	Ta 73	W 74	Re 75	Os 76	Ir 77	Pt 78	Au 79	Hg 80	Tl 81	Pb 82	Bi 83	Po 84	At 85	Rn 86
Fr 87	Ra 88	Ac** 89	Unq 104	Unp 105	Unh 106	Uns 107	Uno 108	Une 109									

ANNEXE II: Caractéristiques des molécules d'éthane, d'éthène et d'éthyne

Molécule	Schéma de Lewis de la molécule	Multiplicité de la liaison entre les atomes de carbone	Énergie de la liaison entre les atomes de carbone (J)
Éthane C_2H_6			
Éthène C_2H_4			
Éthyne C_2H_2			

Compte rendu