



COURS PI

☆ *L'école sur-mesure* ☆

de la Maternelle au Bac, Établissement d'enseignement
privé à distance, déclaré auprès du Rectorat de Paris

Seconde - Module 1 - La matière

Physique-Chimie

v.5.1



- ✓ **Guide de méthodologie**
pour appréhender notre pédagogie
- ✓ **Leçons détaillées**
pour apprendre les notions en jeu
- ✓ **Exemples et illustrations**
pour comprendre par soi-même
- ✓ **Prolongement numérique**
pour être acteur et aller + loin
- ✓ **Exercices d'application**
pour s'entraîner encore et encore
- ✓ **Corrigés des exercices**
pour vérifier ses acquis

www.cours-pi.com

Paris & Montpellier



EN ROUTE VERS LE BACCALAURÉAT

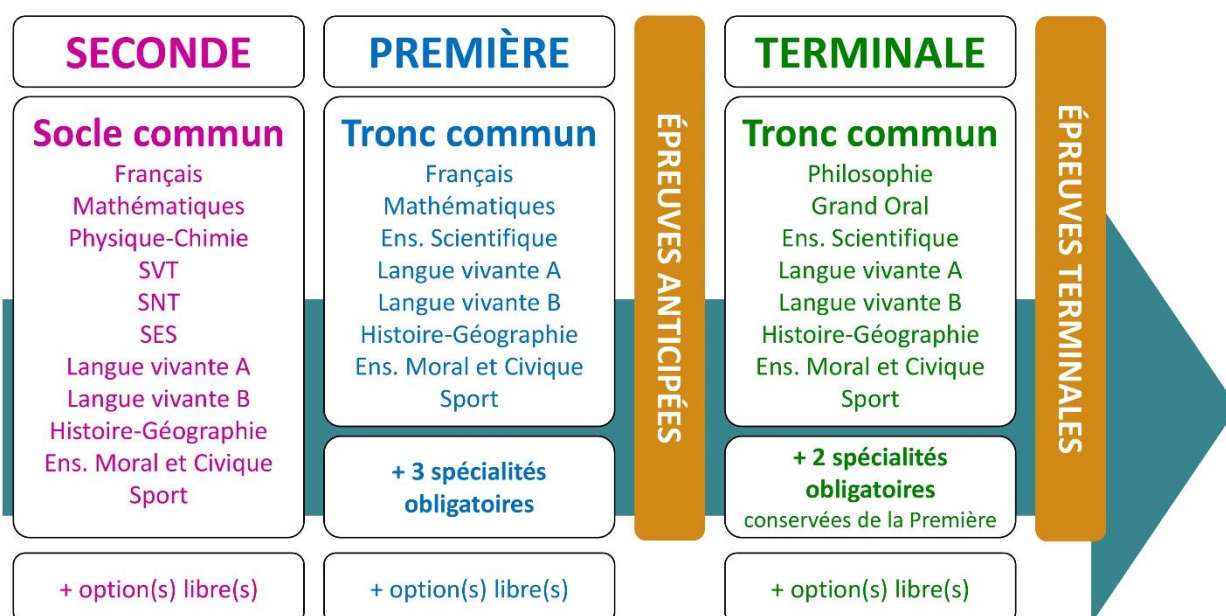
Comme vous le savez, la **réforme du Baccalauréat** est entrée en vigueur progressivement jusqu'à l'année 2021, date de délivrance des premiers diplômes de la nouvelle formule.

Dans le cadre de ce nouveau Baccalauréat, **notre Etablissement**, toujours attentif aux conséquences des réformes pour les élèves, s'est emparé de la question avec force **énergie** et **conviction** pendant plusieurs mois, animé par le souci constant de la réussite de nos lycéens dans leurs apprentissages d'une part, et par la **pérennité** de leur parcours d'autre part. Notre Etablissement a questionné la réforme, mobilisé l'ensemble de son atelier pédagogique, et déployé tout **son savoir-faire** afin de vous proposer un enseignement tourné continuellement vers l'**excellence**, ainsi qu'une scolarité tournée vers la **réussite**.

- Les **Cours Pi** s'engagent pour faire du parcours de chacun de ses élèves un **tremplin vers l'avenir**.
- Les **Cours Pi** s'engagent pour ne pas faire de ce nouveau Bac un diplôme au rabais.
- Les **Cours Pi** vous offrent **écoute** et **conseil** pour coconstruire une **scolarité sur-mesure**.

LE BAC DANS LES GRANDES LIGNES

Ce nouveau Lycée, c'est un enseignement à la carte organisé à partir d'un large tronc commun en classe de Seconde et évoluant vers un parcours des plus spécialisés année après année.



CE QUI A CHANGÉ

- Il n'y a plus de séries à proprement parler.
- Les élèves choisissent des spécialités : trois disciplines en classe de Première ; puis n'en conservent que deux en Terminale.
- Une nouvelle épreuve en fin de Terminale : le Grand Oral.
- Pour les lycéens en présentiel l'examen est un mix de contrôle continu et d'examen final laissant envisager un diplôme à plusieurs vitesses.
- Pour nos élèves, qui passeront les épreuves sur table, le Baccalauréat conserve sa valeur.

CE QUI N'A PAS CHANGÉ

- Le Bac reste un examen accessible aux candidats libres avec examen final.
- Le système actuel de mentions est maintenu.
- Les épreuves anticipées de français, écrit et oral, tout comme celle de spécialité abandonnée se dérouleront comme aujourd'hui en fin de Première.



A l'occasion de la réforme du Lycée, nos manuels ont été retravaillés dans notre atelier pédagogique pour un accompagnement optimal à la compréhension. Sur la base des programmes officiels, nous avons choisi de créer de nombreuses rubriques :

- **Suggestions de lecture** pour s'ouvrir à la découverte de livres de choix sur la matière ou le sujet.
- **L'essentiel** et **Le temps du bilan** pour souligner les points de cours à mémoriser au cours de l'année.
- **À vous de jouer** pour mettre en pratique le raisonnement vu dans le cours et s'accaparer les ressorts de l'analyse, de la logique, de l'argumentation, et de la justification.
- **Pour aller plus loin** pour visionner des sites ou des documentaires ludiques de qualité.
- Et enfin ... la rubrique **Les Clés du Bac by Cours Pi** qui vise à vous donner, et ce dès la seconde, toutes les cartes pour réussir votre examen : notions essentielles, méthodologie pas à pas, exercices types et fiches étape de résolution !

PHYSIQUE-CHIMIE SECONDE

Module 1 – La matière

L'AUTEURE



Sylvie LAMY

« Faire des maths c'est jouer aux legos. Il s'agit d'assembler des briques pour solutionner des problèmes ». Diplômée de l'Ecole Polytechnique et agrégée de Mathématiques, elle poursuit aujourd'hui son parcours professionnel à l'Institut Géographique National et au Ministère des Transports comme chargée de mission sur les projets spatiaux. Passionnée par les sciences physiques, son approche pédagogique réside dans la transmission du raisonnement scientifique. Elle attend de ses élèves de comprendre et d'explicitier leur démarche dans la résolution des problèmes.

PRÉSENTATION

Ce **cours** est divisé en chapitres, chacun comprenant :

- Le **cours**, conforme aux programmes de l'Education Nationale
- Des **exercices d'application et d'entraînement**
- Les **corrigés** de ces exercices
- Des **devoirs** soumis à correction (et **se trouvant hors manuel**). Votre professeur vous renverra le corrigé-type de chaque devoir après correction de ce dernier.

Pour une manipulation plus facile, les corrigés-types des exercices d'application et d'entraînement sont regroupés en fin de manuel.

CONSEILS À L'ÉLÈVE

Vous disposez d'un support de Cours complet : **prenez le temps** de bien le lire, de le comprendre mais surtout de **l'assimiler**. Vous disposez pour cela d'exemples donnés dans le cours et d'exercices types corrigés. Vous pouvez rester un peu plus longtemps sur une unité mais travaillez régulièrement.

LES FOURNITURES

Vous devez posséder :

- une **calculatrice graphique pour l'enseignement scientifique au Lycée comportant un mode examen (requis pour l'épreuve du baccalauréat)**.
- un **tableur** comme Excel de Microsoft (payant) ou Calc d'Open Office (gratuit et à télécharger sur <http://fr.openoffice.org/>). En effet, certains exercices seront faits de préférence en utilisant un de ces logiciels, mais vous pourrez également utiliser la calculatrice).

LES DEVOIRS

Les devoirs constituent le moyen d'évaluer l'acquisition de **vos savoirs** (« Ai-je assimilé les notions correspondantes ? ») et de **vos savoir-faire** (« Est-ce que je sais expliquer, justifier, conclure ? »). Placés à des endroits clés des apprentissages, ils permettent la vérification de la bonne assimilation des enseignements.

Aux *Cours Pi*, vous serez accompagnés par un **professeur selon chaque matière** tout au long de votre année d'étude. Référez-vous à votre « Carnet de Route » pour l'identifier et découvrir son parcours.

Avant de vous lancer dans un devoir, assurez-vous d'avoir **bien compris les consignes**.

Si vous repérez des difficultés lors de sa réalisation, n'hésitez pas à le mettre de côté et à revenir sur les leçons posant problème. **Le devoir n'est pas un examen**, il a pour objectif de s'assurer que, même quelques jours ou semaines après son étude, une notion est toujours comprise.

Aux Cours Pi, chaque élève travaille à son rythme, parce que chaque élève est différent et que ce mode d'enseignement permet le « sur-mesure ».

Nous vous engageons à respecter le moment indiqué pour faire les devoirs. Vous les identifierez par le bandeau suivant :



Vous pouvez maintenant
faire et envoyer le **devoir n°1**



Il est **important de tenir compte des remarques, appréciations et conseils du professeur-correcteur**. Pour cela, il est **très important d'envoyer les devoirs au fur et à mesure** et non groupés. **C'est ainsi que vous progresserez !**

Donc, dès qu'un devoir est rédigé, envoyez-le aux *Cours Pi* par le biais que vous avez choisi :

- 1) Par **soumission en ligne** via votre espace personnel sur **PoulPi**, pour un envoi **gratuit, sécurisé** et plus **rapide**.
- 2) Par **voie postale** à *Cours Pi*, 9 rue Rebuffy, 34 000 Montpellier
*Vous prendrez alors soin de joindre une **grande enveloppe libellée à vos nom et adresse**, et **affranchie au tarif en vigueur** pour qu'il vous soit retourné par votre professeur.*

N.B. : *quel que soit le mode d'envoi choisi, vous veillerez à **toujours joindre l'énoncé du devoir** ; plusieurs énoncés étant disponibles pour le même devoir.*

N.B. : *si vous avez opté pour un envoi par voie postale et que vous avez à disposition un scanner, nous vous engageons à conserver une copie numérique du devoir envoyé. Les pertes de courrier par la Poste française sont très rares, mais sont toujours source de grand mécontentement pour l'élève voulant constater les fruits de son travail.*

VOTRE RESPONSABLE PÉDAGOGIQUE

Professeur des écoles, professeur de français, professeur de maths, professeur de langues : notre Direction Pédagogique est constituée de spécialistes capables de dissiper toute incompréhension.

Au-delà de cet accompagnement ponctuel, notre Etablissement a positionné ses Responsables pédagogiques comme des « super profs » capables de co-construire avec vous une scolarité sur-mesure.

En somme, le Responsable pédagogique est votre premier point de contact identifié, à même de vous guider et de répondre à vos différents questionnements.

Votre Responsable pédagogique est la personne en charge du suivi de la scolarité des élèves.

Il est tout naturellement votre premier référent : une question, un doute, une incompréhension ? Votre Responsable pédagogique est là pour vous écouter et vous orienter. Autant que nécessaire et sans aucun surcoût.

QUAND
PUIS-JE
LE
JOINDRE ?

Du **lundi** au **vendredi** : horaires disponibles sur votre carnet de route et sur PoulPi.

QUEL
EST
SON
RÔLE ?

Orienter les parents et les élèves.

Proposer la mise en place d'un accompagnement individualisé de l'élève.

Faire évoluer les outils pédagogiques.

Encadrer et **coordonner** les différents professeurs.

VOS PROFESSEURS CORRECTEURS

Notre Etablissement a choisi de s'entourer de professeurs diplômés et expérimentés, parce qu'eux seuls ont une parfaite connaissance de ce qu'est un élève et parce qu'eux seuls maîtrisent les attendus de leur discipline. En lien direct avec votre Responsable pédagogique, ils prendront en compte les spécificités de l'élève dans leur correction. Volontairement bienveillants, leur correction sera néanmoins juste, pour mieux progresser.

QUAND
PUIS-JE
LE
JOINDRE ?

Une question sur sa correction ?

- faites un mail ou téléphonez à votre correcteur et demandez-lui d'être recontacté en lui laissant **un message avec votre nom, celui de votre enfant et votre numéro.**
- autrement pour une réponse en temps réel, appelez votre Responsable pédagogique.

LE BUREAU DE LA SCOLARITÉ

Placé sous la direction d'Elena COZZANI, le Bureau de la Scolarité vous orientera et vous guidera dans vos démarches administratives. En connaissance parfaite du fonctionnement de l'Etablissement, ces référents administratifs sauront solutionner vos problématiques et, au besoin, vous rediriger vers le bon interlocuteur.

QUAND
PUIS-JE
LE
JOINDRE ?

Du **lundi** au **vendredi** : horaires disponibles sur votre carnet de route et sur PoulPi.

04.67.34.03.00

scolarite@cours-pi.com



LE SOMMAIRE

Physique-Chimie – Module 1 – La matière

La verrerie de laboratoire	1
La mesure en chimie	3
La tableau périodique	5
Introduction	6

CHAPITRE 1. Structure de l'atome **7**

Q OBJECTIFS

- Rappeler la structure de l'atome et découvrir sa structure électronique.
- Comprendre les liens entre cortège électronique d'un atome et propriétés chimiques.

Q COMPÉTENCES VISÉES

- Citer l'ordre de grandeur de la valeur de la taille d'un atome.
- Comparer la taille et la masse d'un atome et de son noyau.
- Établir l'écriture conventionnelle d'un noyau à partir de sa composition et inversement.
- Déterminer la position de l'élément dans le tableau périodique à partir de la donnée de la configuration électronique de l'atome à l'état fondamental.
- Déterminer les électrons de valence d'un atome ($Z \leq 18$) à partir de sa configuration électronique à l'état fondamental ou de sa position dans le tableau périodique.
- Associer la notion de famille chimique à l'existence de propriétés communes et identifier la famille des gaz nobles.
- Identifier des isotopes.

1. L'atome	8
2. Le noyau	11
3. Structure électronique d'un atome	13
4. Classification périodique des éléments chimiques	16
5. Familles chimiques	17
Le temps du bilan	20
Exercices	21

CHAPITRE 2. Stabilisation de la matière **25**

Q OBJECTIFS

- Comprendre la stabilité des molécules, des ions et leur représentation.

Q COMPÉTENCES VISÉES

- Établir le lien entre stabilité chimique et configuration électronique de valence d'un gaz noble.
- Déterminer la charge électrique d'ions monoatomiques courants à partir du tableau périodique.
- Nommer les ions : H^+ , Na^+ , K^+ , Ca^{2+} , Mg^{2+} , Cl^- , F^- ; écrire leur formule à partir de leur nom.
- Décrire et exploiter le schéma de Lewis d'une molécule pour justifier la stabilisation de cette entité, en référence aux gaz nobles, par rapport aux atomes isolés ($Z \leq 18$).
- Associer qualitativement l'énergie d'une liaison entre deux atomes à l'énergie nécessaire pour rompre cette liaison.

1. Règle du duet et de l'octet	27
2. Les ions	28
3. Les molécules	30

Le temps du bilan	35
Exercices.....	36

CHAPITRE 3. Quantité de matière et mesure en chimie..... 39

Q OBJECTIFS

- Déterminer la quantité de matière dans un échantillon.

Q COMPÉTENCES VISÉES

- Déterminer la masse d'une entité à partir de sa formule brute et de la masse des atomes qui la composent.
- Déterminer le nombre d'entités et la quantité de matière (en mol) d'une espèce dans une masse d'échantillon.

1. Nombre d'Avogadro et Mole.....	41
2. Masse molaire	43
3. Electronégativité, polarisation d'une liaison	44
4. Relation entre masse, volume et quantité de matière	45
Le temps du bilan	47
Exercices.....	48

CHAPITRE 4. Corps purs et mélanges..... 51

Q OBJECTIFS

- Comprendre les notions d'espèce chimique, de corps purs et de mélanges

Q COMPÉTENCES VISÉES

- Citer des exemples courants de corps purs et de mélanges homogènes et hétérogènes.
- Identifier, à partir de valeurs de référence, une espèce chimique par ses températures de changement d'état, sa masse volumique ou par des tests chimiques.
- Citer des tests chimiques courants de présence d'eau, de dihydrogène, de dioxygène, de dioxyde de carbone.
- Citer la valeur de la masse volumique de l'eau liquide et la comparer à celles d'autres corps purs et mélanges.
- Distinguer un mélange d'un corps pur à partir de données expérimentales.
- Citer la composition approchée de l'air et l'ordre de grandeur de la valeur de sa masse volumique.
- Établir la composition d'un échantillon à partir de données expérimentales.

1. Notion d'espèce chimique	53
2. Reconnaissance de certaines espèces	55
Le temps du bilan	59
Exercices.....	60

CHAPITRE 5. Solutions aqueuses..... 63

Q OBJECTIFS

- Définir les solutions aqueuses et les mesures associées.

Q COMPÉTENCES VISÉES

- Identifier le soluté et le solvant à partir de la composition ou du mode opératoire de préparation d'une solution.
- Distinguer la masse volumique d'un échantillon et la concentration en masse d'un soluté au sein d'une solution.
- Déterminer la valeur de la concentration en masse d'un soluté à partir du mode opératoire de préparation d'une solution par dissolution ou par dilution.
- Déterminer la valeur d'une concentration en masse et d'une concentration maximale à partir de résultats expérimentaux.

1. Solutions.....	64
2. Solutions ioniques et moléculaires	65
3. Concentrations molaires et massiques.....	66

4. Dilution d'une solution, dosage par étalonnage.....	68
Le temps du bilan	70
Exercices.....	71

CHAPITRE 6. Transformations de la matière..... 77

Q OBJECTIFS

- Comprendre et distinguer les différentes notions de transformations : physiques, chimiques et nucléaires.

Q COMPÉTENCES VISÉES

- Citer des exemples de changements d'état physique de la vie courante et dans l'environnement.
- Établir l'écriture d'une équation pour un changement d'état.
- Distinguer fusion et dissolution.
- Identifier le sens du transfert thermique lors d'un changement d'état et le relier au terme exothermique ou endothermique.
- Exploiter la relation entre l'énergie transférée lors d'un changement d'état et l'énergie massique de changement d'état de l'espèce.
- Modéliser, à partir de données expérimentales, une transformation par une réaction, établir l'équation de réaction associée et l'ajuster.
- Identifier le réactif limitant à partir des quantités de matière des réactifs et de l'équation de réaction.
- Modéliser, par l'écriture d'une équation de réaction, des réactions simples du quotidien.
- Relier l'énergie convertie dans le Soleil et dans une centrale nucléaire à des réactions nucléaires.
- Identifier la nature physique, chimique ou nucléaire d'une transformation à partir de sa description ou d'une écriture symbolique modélisant la transformation.

1. Les transformations physiques	79
2. Les transformations chimiques	82
3. Les transformations nucléaires	85
Le temps du bilan	89
Exercices.....	90

LES CLÉS DU BAC..... 95

CORRIGÉS à vous de jouer et exercices..... 107



ESSAIS

- **Une histoire de la physique et de la chimie** *Jean Rosmorduc*
- **Les forces de la nature** *Paul Davies*
- **Des chimistes de A à Z** *Eric Brown*
- **Une histoire de tout, ou presque...** *Bill Bryson*
- **Discours sur l'origine de l'univers** *Etienne Klein*

BANDES-DESSINÉES

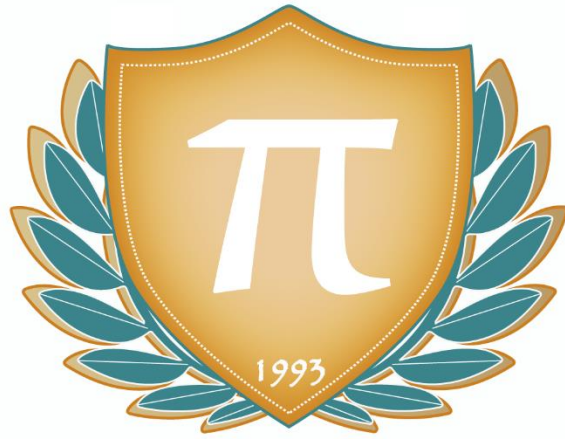
- **La physique en BD** *Larry Gonick*
- **La chimie en BD** *Larry Gonick*

DOCUMENTAIRES AUDIOVISUELS

- **Les secrets de la matière (3 épisodes)** *Jim Al-Khalili*
- **Cosmos : une odyssée à travers l'univers (13 épisodes)** *Neil deGrasse Tyson*
- **La fabuleuse histoire de la science (6 épisodes)**

PODCASTS

- **La physique des super-héros** www.cea.fr/multimedia/Pages/audio/physique-super-heros.aspx
- **La Méthode scientifique** *France Culture*

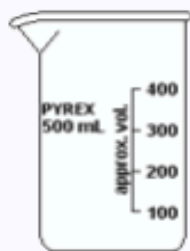


LA VERRERIE DE LABORATOIRE

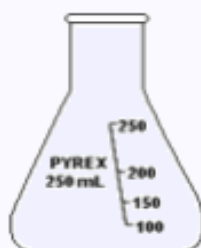
La **verrerie de laboratoire** désigne divers récipients, instruments et équipements en verre (verrerie) utilisés en laboratoire par les chimistes et les biologistes pour des expériences scientifiques ou des procédures à petite échelle. Par extension elle peut également désigner ces mêmes éléments lorsqu'ils sont fabriqués en matières plastiques, mais traditionnellement c'est le verre qui est utilisé, il convient à la plupart des situations. Transparent, non déformable et résistant à des températures élevées, il s'use peu et supporte la stérilisation en autoclave et le nettoyage en autolaveur. Il est chimiquement très résistant à l'eau, aux halogènes, aux solvants et composés organiques et aux acides.



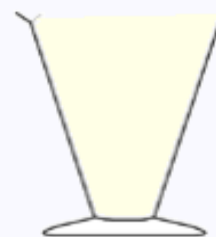
Tube à essais



Bêcher



Erlenmeyer



Verre à pied



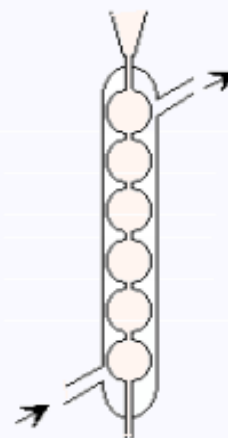
Pipette graduée



Eprouvette graduée



Burette graduée



Réfrigérant à boules



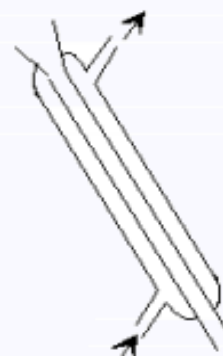
Pipette jaugée



Fiolle jaugée



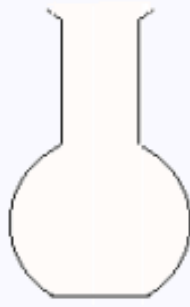
Ampoule à décanter



Réfrigérant droit



Agitateur en verre



Ballon à fond rond



Entonnoir



Colonne de Vigreux

(ou colonne à distiller)



Verre de montre
(ou coupelle)



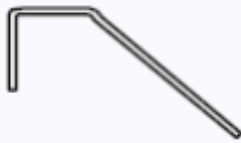
Fiole à vide



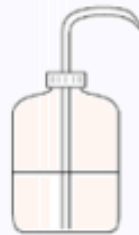
Cristallisateur



Spatule



Tube à dégagement



Pissette



Pince



Pince en bois



Ampoule de coulée



Propipette



Tête de colonne



Creuset



Bec Bunsen



Potence



Compte-gouttes

LA MESURE EN CHIMIE

Une unité de mesure est un étalon nécessaire pour la mesure d'une grandeur physique.

Les systèmes d'unités, définis en cherchant le plus large accord dans le domaine considéré, sont rendus nécessaires par la méthode scientifique dont un des fondements est la reproductibilité des expériences (donc des mesures), ainsi que par le développement des échanges d'informations commerciales ou industrielles.

NOMBRE D'AVOGADRO ET MOLE

Le **nombre d'Avogadro** a pour valeur $N_A = 6,02214076 \times 10^{23}$

- On retiendra généralement $N_A = 6,02 \times 10^{23}$

La mole (mol) est l'unité de quantité de matière.

- Comme pour ces unités, on peut utiliser les sous-unités comme la millimole ($1 \text{ mmol} = 10^{-3} \text{ mol}$)
- Il faut faire attention aux entités concernées : on parle de "*n* moles de..."

Exemples :

Une mole d'atome d'oxygène contient $6,02 \times 10^{23}$ atomes d'oxygène.

Une mole de dioxygène contient $6,02 \times 10^{23}$ de molécules de O_2 ,
donc $2 \times 6,02 \times 10^{23}$ atomes de O.

3 mmol de carbone contient $3 \times 10^{-3} \times 6,02 \times 10^{23} = 1,806 \times 10^{19}$ atomes de carbone.

MASSE MOLAIRE

La masse molaire atomique d'un élément est la masse d'une mole d'atomes de cet élément.

- La masse molaire s'exprime généralement en $\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$.

Exemple : $M(H) = 1 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$; $M(O) = 16 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$

La masse molaire moléculaire d'une espèce moléculaire est la masse d'une mole de ses molécules. Elle est la somme des masses molaires atomiques correspondant aux atomes constituant une molécule

Exemple : $M(H_2O) = 2 \times M(H) + M(O) = 2 \times 1 + 16 = 18 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$

Pour les ions, on procède comme pour les atomes et les molécules (on néglige les masses des électrons en excès ou en défaut).

VOLUME MOLAIRE

Le volume molaire d'un gaz est le volume occupé par 1 mole de ce gaz.

- Le volume molaire s'exprime généralement en $\text{L} \cdot \text{mol}^{-1}$.
Il dépend de la température, mais est identique en première approximation pour les gaz courants.

TITRE MOLAIRE ET MASSIQUE

Le titre (ou concentration) massique *t* est la masse de soluté par litre de solution.

- Le titre massique s'exprime généralement en $\text{g} \cdot \text{L}^{-1}$.

Le titre (ou concentration) molaire *c* est la quantité de matière de soluté par litre de solution.

- La concentration molaire s'exprime généralement en $\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$.

MASSE VOLUMIQUE ET DENSITE

Pour un même volume occupé, les espèces chimiques ne possèdent pas la même masse.

Si le volume V (en m^3) d'un corps homogène a une masse de m (en kg), on définit la **masse volumique** ρ (en $kg \cdot m^{-3}$) comme étant le rapport :

$$\rho = \frac{m}{V}$$

➤ La **masse volumique de l'eau** à température ambiante (20°C) est :

$$\rho(\text{eau}) = 1000 \text{ kg} \cdot m^{-3} = 1 \text{ kg} \cdot L^{-1} = 1 \text{ g} \cdot cm^{-3}$$

La **densité** d d'un liquide ou d'un solide de masse volumique ρ se définit généralement par rapport à l'eau.

$$d = \frac{\rho}{\rho(\text{eau})}$$

➤ La densité est **une grandeur sans unité**.

➤ La densité d'un gaz se définit généralement par rapport à l'air.

RELATIONS UTILES POUR LES SOLUTIONS

On appelle n la quantité de matière du soluté, M sa masse molaire, t le titre massique, c la concentration molaire, V le volume.

$$m = n \times M \quad \text{ou} \quad n = \frac{m}{M}$$
$$t = \frac{m}{V} \quad c = \frac{n}{V} \quad t = c \times M$$



LE TABLEAU PÉRIODIQUE

On dénombre aujourd'hui 118 éléments connus, répertoriés dans le tableau de Mendeleïev. Cette diversité d'éléments chimiques montre la richesse de la matière. Les êtres vivants, la Terre et l'Univers sont composés d'une multitude d'atomes différents et dans des proportions différentes.

Tableau périodique des éléments chimiques

↓	IA	IIA	VIII										IB	II B	III B	IV B	V B	VI B	VII B	18
1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17				
↑	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18		
Hydrogène 1 1,00795	Lithium 3 6,9395	Béryllium 4 9,0121831	Scandium 21 44,955908	Titane 22 47,867	Vanadium 23 50,9415	Chrome 24 51,9961	Fer 26 55,845	Cobalt 27 58,933194	Nickel 28 58,6934	Cuivre 29 63,546	Zinc 30 65,38	Aluminium 13 26,9815385	Carbone 6 12,0106	Azote 7 14,00644	Oxygène 8 15,9994	Fluor 9 18,99840316	Helium 2 4,002602			
Li 3	Be 4	B 5	Sc 21	Ti 22	V 23	Cr 24	Fe 26	Co 27	Ni 28	Cu 29	Zn 30	Al 13	C 6	N 7	O 8	F 9	He 2			
Na 11	Mg 12	Scandium 21 44,955908	Yttrium 39 88,90584	Zirconium 40 91,224	Niobium 41 92,90637	Molybdène 42 95,95	Ruthénium 44 101,07	Rhodium 45 102,90550	Palladium 46 106,42	Argent 47 107,8682	Cadmium 48 112,414	Aluminium 13 26,9815385	Silicium 14 28,0855	Phosphore 15 30,97376200	Soufre 16 32,0675	Chlore 17 35,4515	Argon 18 39,948			
Na 11	Mg 12	Sc 21	Y 39	Zr 40	Nb 41	Mo 42	Ru 44	Rh 45	Pd 46	Ag 47	Cd 48	Al 13	Si 14	P 15	S 16	Cl 17	Ar 18			
K 19	Ca 20	Scandium 21 44,955908	Rubidium 37 85,4678	Hafnium 72 178,49	Tantale 73 180,94788	Tungstène 74 183,84	Osmium 76 190,23	Iridium 77 192,217	Platine 78 195,084	Or 79 196,966569	Mercure 80 200,592	Thallium 81 204,3835	Plomb 82 207,2	Bismuth 83 208,98040	Polonium 84 [209]	Astato 85 [210]	Xénon 54 131,293			
K 19	Ca 20	Sc 21	Rb 37	Hf 72	Ta 73	W 74	Os 76	Ir 77	Pt 78	Au 79	Hg 80	Tl 81	Pb 82	Bi 83	Po 84	At 85	Xe 54			
Rb 37	Sr 38	Scandium 21 44,955908	Rb 37	Hf 72	Ta 73	W 74	Os 76	Ir 77	Pt 78	Au 79	Hg 80	Tl 81	Pb 82	Bi 83	Po 84	At 85	Xe 54			
Cs 55	Ba 56	Scandium 21 44,955908	Cs 55	Hf 72	Ta 73	W 74	Os 76	Ir 77	Pt 78	Au 79	Hg 80	Tl 81	Pb 82	Bi 83	Po 84	At 85	Xe 54			
Cs 55	Ba 56	Sc 21	Ra 88	Hf 72	Ta 73	W 74	Os 76	Ir 77	Pt 78	Au 79	Hg 80	Tl 81	Pb 82	Bi 83	Po 84	At 85	Xe 54			
Fr 87	Ra 88	Scandium 21 44,955908	Fr 87	Hf 72	Ta 73	W 74	Os 76	Ir 77	Pt 78	Au 79	Hg 80	Tl 81	Pb 82	Bi 83	Po 84	At 85	Xe 54			
Fr 87	Ra 88	Sc 21	Ra 88	Hf 72	Ta 73	W 74	Os 76	Ir 77	Pt 78	Au 79	Hg 80	Tl 81	Pb 82	Bi 83	Po 84	At 85	Xe 54			
[223]	[226]	Scandium 21 44,955908	[223]	Hf 72	Ta 73	W 74	Os 76	Ir 77	Pt 78	Au 79	Hg 80	Tl 81	Pb 82	Bi 83	Po 84	At 85	Xe 54			
[223]	[226]	Sc 21	[223]	Hf 72	Ta 73	W 74	Os 76	Ir 77	Pt 78	Au 79	Hg 80	Tl 81	Pb 82	Bi 83	Po 84	At 85	Xe 54			
[223]	[226]	Sc 21	[223]	Hf 72	Ta 73	W 74	Os 76	Ir 77	Pt 78	Au 79	Hg 80	Tl 81	Pb 82	Bi 83	Po 84	At 85	Xe 54			
[223]	[226]	Sc 21	[223]	Hf 72	Ta 73	W 74	Os 76	Ir 77	Pt 78	Au 79	Hg 80	Tl 81	Pb 82	Bi 83	Po 84	At 85	Xe 54			
[223]	[226]	Sc 21	[223]	Hf 72	Ta 73	W 74	Os 76	Ir 77	Pt 78	Au 79	Hg 80	Tl 81	Pb 82	Bi 83	Po 84	At 85	Xe 54			
[223]	[226]	Sc 21	[223]	Hf 72	Ta 73	W 74	Os 76	Ir 77	Pt 78	Au 79	Hg 80	Tl 81	Pb 82	Bi 83	Po 84	At 85	Xe 54			
[223]	[226]	Sc 21	[223]	Hf 72	Ta 73	W 74	Os 76	Ir 77	Pt 78	Au 79	Hg 80	Tl 81	Pb 82	Bi 83	Po 84	At 85	Xe 54			
[223]	[226]	Sc 21	[223]	Hf 72	Ta 73	W 74	Os 76	Ir 77	Pt 78	Au 79	Hg 80	Tl 81	Pb 82	Bi 83	Po 84	At 85	Xe 54			
[223]	[226]	Sc 21	[223]	Hf 72	Ta 73	W 74	Os 76	Ir 77	Pt 78	Au 79	Hg 80	Tl 81	Pb 82	Bi 83	Po 84	At 85	Xe 54			
[223]	[226]	Sc 21	[223]	Hf 72	Ta 73	W 74	Os 76	Ir 77	Pt 78	Au 79	Hg 80	Tl 81	Pb 82	Bi 83	Po 84	At 85	Xe 54			
[223]	[226]	Sc 21	[223]	Hf 72	Ta 73	W 74	Os 76	Ir 77	Pt 78	Au 79	Hg 80	Tl 81	Pb 82	Bi 83	Po 84	At 85	Xe 54			
[223]	[226]	Sc 21	[223]	Hf 72	Ta 73	W 74	Os 76	Ir 77	Pt 78	Au 79	Hg 80	Tl 81	Pb 82	Bi 83	Po 84	At 85	Xe 54			
[223]	[226]	Sc 21	[223]	Hf 72	Ta 73	W 74	Os 76	Ir 77	Pt 78	Au 79	Hg 80	Tl 81	Pb 82	Bi 83	Po 84	At 85	Xe 54			
[223]	[226]	Sc 21	[223]	Hf 72	Ta 73	W 74	Os 76	Ir 77	Pt 78	Au 79	Hg 80	Tl 81	Pb 82	Bi 83	Po 84	At 85	Xe 54			
[223]	[226]	Sc 21	[223]	Hf 72	Ta 73	W 74	Os 76	Ir 77	Pt 78	Au 79	Hg 80	Tl 81	Pb 82	Bi 83	Po 84	At 85	Xe 54			
[223]	[226]	Sc 21	[223]	Hf 72	Ta 73	W 74	Os 76	Ir 77	Pt 78	Au 79	Hg 80	Tl 81	Pb 82	Bi 83	Po 84	At 85	Xe 54			
[223]	[226]	Sc 21	[223]	Hf 72	Ta 73	W 74	Os 76	Ir 77	Pt 78	Au 79	Hg 80	Tl 81	Pb 82	Bi 83	Po 84	At 85	Xe 54			
[223]	[226]	Sc 21	[223]	Hf 72	Ta 73	W 74	Os 76	Ir 77	Pt 78	Au 79	Hg 80	Tl 81	Pb 82	Bi 83	Po 84	At 85	Xe 54			
[223]	[226]	Sc 21	[223]	Hf 72	Ta 73	W 74	Os 76	Ir 77	Pt 78	Au 79	Hg 80	Tl 81	Pb 82	Bi 83	Po 84	At 85	Xe 54			
[223]	[226]	Sc 21	[223]	Hf 72	Ta 73	W 74	Os 76	Ir 77	Pt 78	Au 79	Hg 80	Tl 81	Pb 82	Bi 83	Po 84	At 85	Xe 54			
[223]	[226]	Sc 21	[223]	Hf 72	Ta 73	W 74	Os 76	Ir 77	Pt 78	Au 79	Hg 80	Tl 81	Pb 82	Bi 83	Po 84	At 85	Xe 54			
[223]	[226]	Sc 21	[223]	Hf 72	Ta 73	W 74	Os 76	Ir 77	Pt 78	Au 79	Hg 80	Tl 81	Pb 82	Bi 83	Po 84	At 85	Xe 54			
[223]	[226]	Sc 21	[223]	Hf 72	Ta 73	W 74	Os 76	Ir 77	Pt 78	Au 79	Hg 80	Tl 81	Pb 82	Bi 83	Po 84	At 85	Xe 54			
[223]	[226]	Sc 21	[223]	Hf 72	Ta 73	W 74	Os 76	Ir 77	Pt 78	Au 79	Hg 80	Tl 81	Pb 82	Bi 83	Po 84	At 85	Xe 54			
[223]	[226]	Sc 21	[223]	Hf 72	Ta 73	W 74	Os 76	Ir 77	Pt 78	Au 79	Hg 80	Tl 81	Pb 82	Bi 83	Po 84	At 85	Xe 54			
[223]	[226]	Sc 21	[223]	Hf 72	Ta 73	W 74	Os 76	Ir 77	Pt 78	Au 79	Hg 80	Tl 81	Pb 82	Bi 83	Po 84	At 85	Xe 54			
[223]	[226]	Sc 21	[223]	Hf 72	Ta 73	W 74	Os 76	Ir 77	Pt 78	Au 79	Hg 80	Tl 81	Pb 82	Bi 83	Po 84	At 85	Xe 54			
[223]	[226]	Sc 21	[223]	Hf 72	Ta 73	W 74	Os 76	Ir 77	Pt 78	Au 79	Hg 80	Tl 81	Pb 82	Bi 83	Po 84	At 85	Xe 54			
[223]	[226]	Sc 21	[223]	Hf 72	Ta 73	W 74	Os 76	Ir 77	Pt 78	Au 79	Hg 80	Tl 81	Pb 82	Bi 83	Po 84	At 85	Xe 54			
[223]	[226]	Sc 21	[223]	Hf 72	Ta 73	W 74	Os 76	Ir 77	Pt 78	Au 79	Hg 80	Tl 81	Pb 82	Bi 83	Po 84	At 85	Xe 54			
[223]	[226]	Sc 21	[223]	Hf 72	Ta 73	W 74	Os 76	Ir 77	Pt 78	Au 79	Hg 80	Tl 81	Pb 82	Bi 83	Po 84	At 85	Xe 54			
[223]	[226]	Sc 21	[223]	Hf 72	Ta 73	W 74	Os 76	Ir 77	Pt 78	Au 79	Hg 80	Tl 81	Pb 82	Bi 83	Po 84	At 85	Xe 54			
[223]	[226]	Sc 21	[223]	Hf 72	Ta 73	W 74	Os 76	Ir 77	Pt 78	Au 79	Hg 80	Tl 81	Pb 82	Bi 83	Po 84	At 85	Xe 54			
[223]	[226]	Sc 21	[223]	Hf 72	Ta 73	W 74	Os 76	Ir 77	Pt 78	Au 79	Hg 80	Tl 81	Pb 82	Bi 83	Po 84	At 85	Xe 54			
[223]	[226]	Sc 21	[223]	Hf 72	Ta 73	W 74	Os 76	Ir 77	Pt 78	Au 79	Hg 80	Tl 81	Pb 82	Bi 83	Po 84	At 85	Xe 54			
[223]	[226]	Sc 21	[223]	Hf 72	Ta 73	W 74	Os 76	Ir 77	Pt 78	Au 79	Hg 80	Tl 81	Pb 82	Bi 83	Po 84	At 85	Xe 54			
[223]	[226]	Sc 21	[223]	Hf 72	Ta 73	W 74	Os 76	Ir 77	Pt 78	Au 79	Hg 80	Tl 81	Pb 82	Bi 83	Po 84	At 85	Xe 54			
[223]	[226]	Sc 21	[223]	Hf 72	Ta 73	W 74	Os 76	Ir 77	Pt 78	Au 79	Hg 80	Tl 81	Pb 82	Bi 83	Po 84	At 85	Xe 54			
[223]	[226]	Sc 21	[223]	Hf 72	Ta 73	W 74	Os 76	Ir 77	Pt 78	Au 79	Hg 80	Tl 81	Pb 82	Bi 83	Po 84	At 85	Xe 54			
[223]	[226]	Sc 21	[223]	Hf 72	Ta 73	W 74	Os 76	Ir 77	Pt 78	Au 79	Hg 80	Tl 81	Pb 82	Bi 83	Po 84	At 85	Xe 54			
[223]	[226]	Sc 21	[223]	Hf 72	Ta 73	W 74	Os 76	Ir 77	Pt 78	Au 79	Hg 80	Tl 81	Pb 82	Bi 83	Po 84	At 85	Xe 54			
[223]	[226]	Sc 21	[223]	Hf 72	Ta 73	W 74	Os 76	Ir 77	Pt 78	Au 79	Hg 80	Tl 81	Pb 82	Bi 83	Po 84	At 85	Xe 54			
[223]	[226]	Sc 21	[223]	Hf 72	Ta 73	W 74	Os 76	Ir 77	Pt 78	Au 79	Hg 80	Tl 81	Pb 82	Bi 83	Po 84	At 85	Xe 54			
[223]	[226]	Sc 21	[223]	Hf 72	Ta 73	W 74	Os 76	Ir 77	Pt 78	Au 79	Hg 80	Tl 81	Pb 82	Bi 83	Po 84	At 85	Xe 54			
[223]	[226]	Sc 21	[223]	Hf 72	Ta 73	W 74	Os 76	Ir 77	Pt 78	Au 79	Hg 80	Tl 81	Pb 82	Bi 83	Po 84	At 85	Xe 54			
[223]																				

Quel est le point commun entre l'eau, l'Homme, le Soleil et une flatulence de vache ?
Tous ces éléments sont fabriqués à partir d'une même brique : l'hydrogène !

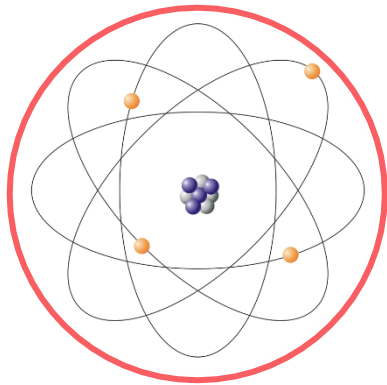


Dès la Grèce Antique, les savants proposent un modèle pour expliquer la constitution de la matière. Pour le scientifique grec Empédocle, la matière est constituée des quatre éléments que sont la Terre, l'Air, le Feu et l'Eau. Pour le philosophe grec Démocrite, elle est granulaire, composée de microscopiques entités qu'il nomme « atomos ». Pour Aristote, la matière est divisible à l'infini : si l'on prend un bout de bois, on peut le casser en deux bouts de bois que l'on peut eux-mêmes recasser en deux bouts de bois et continuer ainsi jusqu'à l'infini. C'est finalement la vision de Démocrite qui va l'emporter auprès de la communauté scientifique : la matière est constituée de « briques » fondamentales indivisibles, appelées atomes, dont le modèle utilisé aujourd'hui est celui proposé par le physicien Danois et prix Nobel Niels Bohr.

Dans ce module de chimie, nous définirons les concepts et les outils fondamentaux de la chimie. Dans les trois premiers chapitres, on posera le cadre conceptuel et calculatoire de la chimie : modèle atomique et cortège électronique, formation des molécules et ions et calculs de quantités de matières. Une fois ce cadre posé, nous découvrirons explicitement en quoi consiste la chimie : étude des corps chimiques, chimie des solutions et transformations de la matière.

CHAPITRE 1

STRUCTURE DE L'ATOME



Dans ce chapitre, nous rappelons la structure atomique déjà vue au collège en cherchant à comprendre plus précisément l'organisation des électrons.

Q OBJECTIFS

- Rappeler la structure de l'atome et découvrir sa structure électronique.
- Comprendre les liens entre cortège électronique d'un atome et propriétés chimiques.

Q COMPÉTENCES VISÉES

- Citer l'ordre de grandeur de la valeur de la taille d'un atome.
- Comparer la taille et la masse d'un atome et de son noyau.
- Établir l'écriture conventionnelle d'un noyau à partir de sa composition et inversement.
- Déterminer la position de l'élément dans le tableau périodique à partir de la donnée de la configuration électronique de l'atome à l'état fondamental.
- Déterminer les électrons de valence d'un atome ($Z \leq 18$) à partir de sa configuration électronique à l'état fondamental ou de sa position dans le tableau périodique.
- Associer la notion de famille chimique à l'existence de propriétés communes et identifier la famille des gaz nobles.
- Identifier des isotopes.

Q PRÉ-REQUIS

- Opérations sur les puissances de 10 et écriture scientifique.



STRUCTURE DE L'ATOME

L'atome

La notion d'atome apparaît entre -460 et -370 avant J.C. Démocrite le définit comme la plus petite partie insécable d'un corps simple. Le modèle d'atome tel que nous le connaissons a été élaboré par Bohr puis par Schrödinger dans la première moitié du XX^{ème} siècle.



Première approche

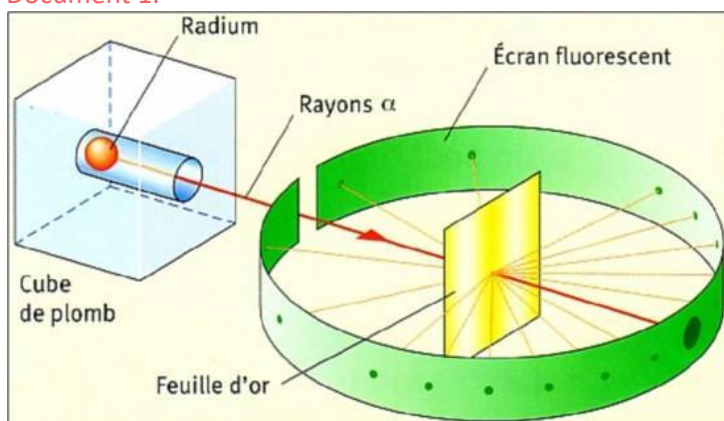
L'expérience de Rutherford

ACTIVITÉ 1.1

L'expérience de Rutherford, également connue sous le nom d'expérience de la feuille d'or, menée en 1909 par Hans Geiger et Ernest Marsden sous la direction d'Ernest Rutherford, montra que la partie chargée positivement de la matière est concentrée en un espace de petit volume (maintenant appelé noyau atomique).

Antérieurement à cette expérience, la matière était vue comme constituée d'atomes eux-mêmes faits de deux parties chargées électriquement de façons opposées, la partie chargée négativement pouvant être arrachée à l'atome (rayons cathodiques). Ainsi, l'atome était représenté comme un « pudding aux prunes » plum pudding : une « pâte » positive avec des inclusions négatives (modèle de Thomson).

Document 1.

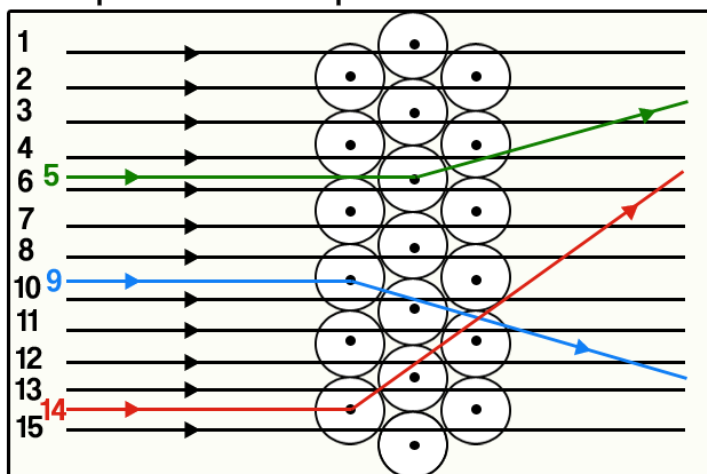


Une feuille d'or est bombardée par des particules α . On encercle cette feuille d'un écran fluorescent, permettant de visualiser les impacts de ces particules après qu'elles ont rencontré la feuille d'or.

On observe que la grande majorité des particules α ne sont pas déviées et qu'environ 1 sur 8000 est déviée avec un angle supérieur à 90° .

Document 2.

Interprétation de l'expérience de Rutherford



On considère le schéma ci-contre :

1, 2, 3, 4, ...13, 14, 15 représentent les traces des particules α lorsqu'elles traversent la feuille d'or.

1) Que représentent les cercles en contact les uns avec les autres (document 2).

.....

2) Que représente le point au milieu de chaque cercle.

.....

3) Quel est le nombre de couches d'atomes, empilées les unes sur les autres pour obtenir une feuille d'or de $0,5 \mu\text{m}$ d'épaisseur ? On supposera que la distance entre 2 couches vaut $0,124 \text{ nm}$.

Indication : $1 \mu\text{m} = 10^{-6} \text{ m}$ $1 \text{ nm} = 10^{-9} \text{ m}$

.....

.....

4) La masse d'un électron vaut $m_e = 9,1 \times 10^{-31} \text{ kg}$, celle d'une particule α vaut $m_\alpha = 6,68 \times 10^{-27} \text{ kg}$. Pourquoi les particules α ne sont-elles pas déviées par les électrons ?

.....

.....

5) La masse d'un noyau d'or vaut $m_{Au} = 3,29 \times 10^{-26} \text{ kg}$. Pourquoi les particules α sont-elles déviées par les noyaux d'or ?

.....

.....

6) Quelle propriété de la matière Rutherford a-t-il déduit de cette expérience ?

.....

.....

SOLUTIONS DE L'ACTIVITÉ 1.1

1) Ils représentent les limites des atomes d'or.

2) Ils représentent les noyaux des atomes.

3) $1 \mu\text{m} = 10^3 \text{ nm}$ $\frac{500}{0,124} = 4032$ Cela correspond à **4032 couches**.

4) Les électrons ont une masse environ 10000 fois plus faible que les particules α qui ont en plus une grande vitesse. Ils ne peuvent pas agir sur la trajectoire des particules α .

5) Les noyaux d'or sont environ 50 fois plus lourds que les particules α . Cela va faire comme un cochonnet percutant une boule. La boule bougera un peu, mais le cochonnet sera dévié.

6) Il en a déduit que la matière était en grande partie faite de vide, toute la masse étant concentrée dans le noyau.

STRUCTURE DES ATOMES

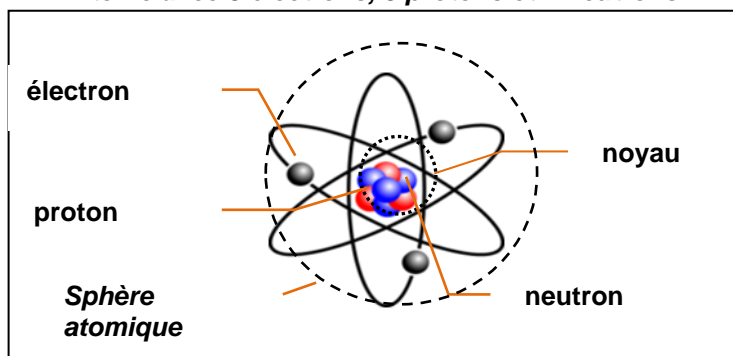


L'ESSENTIEL

Un atome est formé :

- d'un noyau contenant des **nucléons**. Il existe deux sortes de nucléons : les **protons** et les **neutrons**
- d'**électrons** qui se déplacent autour de ce noyau

Atome avec 3 électrons, 3 protons et 4 neutrons



- Les électrons, protons et neutrons sont donc les particules qui constituent un atome. Ces particules sont identiques pour tous les atomes. Seuls leurs nombres varient.
- Le rayon moyen d'un atome est d'environ 10^{-10} m, celui du noyau de 10^{-15} m, soit 100 000 plus petit. Conséquence : la matière est essentiellement faite de vide. **On parle de structure lacunaire.**

Le plus petit et le plus léger des atomes existant dans la nature possèdent un proton et un électron (atome d'hydrogène). **Plus un noyau atomique comporte de nucléons, plus cet atome est lourd et son rayon atomique important.**



À VOUS DE JOUER 1

Complétez.

Citer les 2 types de nucléons :

Le rayon d'un atome vaut environ (10/100/1 000/100 000/1 000 000) fois celui de son noyau.

PRINCIPALES PROPRIÉTÉS

Les masses des protons et des neutrons sont comparables. Un proton est environ 2000 fois plus lourd qu'un électron. **La masse d'un atome est donc concentrée dans son noyau.**

Il y a autant d'électrons que de protons. Le nombre de neutrons est généralement supérieur au nombre de protons.

- Chaque électron porte une **charge électrique** négative de valeur **-e**. Chaque proton porte une charge électrique positive de valeur **+e**. Les neutrons ne portent pas de charge électrique. La valeur de la charge s'exprime en **coulomb** (C).

Données atomiques :

	Masse	Charge
neutron	$1,6749 \times 10^{-27}$ kg	0
proton	$1,6726 \times 10^{-27}$ kg	$+e = 1,6 \times 10^{-19}$ C
électron	$9,1 \times 10^{-31}$ kg	$-e = 1,6 \times 10^{-19}$ C

➤ **Le noyau est donc chargé positivement.** Le nombre d'électrons étant égal au nombre de protons présents dans le noyau, **un atome est électriquement neutre** bien qu'il existe en son sein des particules chargées.



À VOUS DE JOUER 2

Complétez.

- 1) L'unité de charge électrique est le (symbole).
- 2) Vrai /faux ?
 - a. Le noyau est électriquement neutre.
 - b. L'atome est électriquement neutre.
 - c. Le neutron est chargé positivement.
 - d. Le proton est chargé positivement.
- 3) La charge d'un noyau avec 18 neutrons et 17 protons est :
..... $\times 1,6 \times 10^{-19}$ = $\times 10^{-.....}$



STRUCTURE DE L'ATOME

Le noyau

NOMBRE DE CHARGE ET NOMBRE DE MASSE



L'ESSENTIEL

- Le nombre de protons d'un atome est appelé **numéro atomique** ou **nombre de charge**. Il est noté **Z**.
- Le **nombre de nucléons** (protons et neutrons) est le **nombre de masse**. Il est noté **A**.



À VOUS DE JOUER 3

Complétez.

- 1) Pourquoi Z est-il appelé nombre de charge ?

.....
.....

- 2) Pourquoi A est-il appelé nombre de masse ?

.....
.....

Exemple : noyau de lithium (3 électrons, 3 protons, 4 neutrons)



À VOUS DE JOUER 4

Complétez.

- 1) noyau de fer (26 protons, 28 neutrons) : $A = \dots\dots\dots$ $Z = \dots\dots\dots$
- 2) noyau de titane ($A = 48$ $Z = 22$) . Ce noyau est composé de protons et neutrons.

$Z=3$; $A=7$

ÉLÉMENT CHIMIQUE ET REPRÉSENTATION D'UN NOYAU



L'ESSENTIEL

- Un élément chimique correspond aux atomes dont ayant le même nombre de protons.
- Chaque élément chimique possède un nom et un symbole.

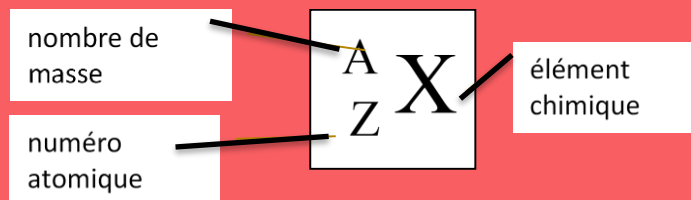
- A ce jour, **118 éléments chimiques ont été observés** (dont 94 existent à l'état naturel).
- Le symbole est constitué d'une ou deux lettres (quelques symboles comportent plus de 2 lettres). Il commence toujours par une lettre majuscule, les autres étant minuscules.

Exemples : l'hydrogène (symbole H), le fer (symbole Fe)



L'ESSENTIEL

Un noyau est caractérisé par l'élément chimique X auquel il appartient (donc par son numéro atomique Z) et son nombre de masse A (nombre de nucléons). Il est noté :



Exemple (noyau de chlore) : ${}_{17}^{35}\text{Cl}$: tous les noyaux de chlore auront 17 protons.

Les noyaux de ${}_{17}^{35}\text{Cl}$ ont 35 nucléons.



À VOUS DE JOUER 5

Complétez.

- 1) Représentation du noyau de fer de symbole Fe ($A=48$ $Z=22$) :
 - 2) ${}_{12}^{24}\text{Mg}$ représente un noyau de
- Son nombre de charge donc son nombre de vaut
- Son nombre de masse donc son nombre de vaut

- Les atomes d'un même élément chimique ont le même numéro atomique Z. Il y a donc redondance entre élément chimique et numéro atomique. On l'indique afin d'avoir la composition du noyau.
- En chimie on s'intéresse essentiellement au numéro atomique (car cela correspond au nombre d'électrons seuls sont impliqués dans les réactions chimiques). On ne mentionne généralement que l'élément chimique.

Exemple

En chimie, on utilisera seulement Cl, sans préciser la structure du noyau (donc le nombre de nucléons).

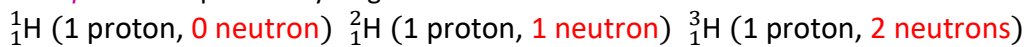
ISOTOPIE



L'ESSENTIEL

2 noyaux d'un même élément chimique ont le même nombre de protons, mais leurs nombres de neutrons peuvent être différents. On dit que ces noyaux sont isotopes.

Exemples : isotopes de l'hydrogène



À VOUS DE JOUER 6

Complétez.

1) ${}^{12}_6\text{C}$ (..... protons, neutrons)

${}^{13}_6\text{C}$ (..... protons, neutrons)

${}^{14}_6\text{C}$ (..... protons, neutrons)

Ces noyaux sont

2) L'hélium (He) a pour numéro atomique 2 possède 2 isotopes stable ayant respectivement 1 et 2 neutrons.

Représenter les noyaux :



STRUCTURE DE L'ATOME

Structure électronique d'un atome

La structure électronique des atomes est fondamentale pour comprendre la chimie. Elle a évolué au cours du XX^{ème} siècle avec l'apport de la mécanique quantique. Dans le modèle classique (modèle de Bohr), les électrons gravitent autour du noyau comme des planètes autour de Soleil. Dans le modèle de Schrödinger, on abandonne cette modélisation pour une modélisation probabiliste. Les électrons ont un mouvement désordonné : on ne peut jamais savoir où un électron se trouve, mais on a sa probabilité de présence !

COUCHES ET SOUS-COUCHES ÉLECTRONIQUES



L'ESSENTIEL

Les électrons des atomes se répartissent sur des **couches électroniques** particulières numérotées 1,2,..... La couche 1 est la plus proche du noyau.

Chacune des couches est composée de **sous-couches** nommées pour les 4 premières dans l'ordre **s, p, d, f**.

- Les couches 1, 2,.... étaient appelés appelées K, L, M,..... dans le modèle de Bohr.
- Les couches correspondent à un maximum de probabilité de présence.
- Pour une couche donnée, on n'a qu'une seule sous-couche d'un type donné.

couche	sous-couches
$n=1$	1 couche <i>s</i>
$n=2$	1 couche <i>s</i> , 1 couche <i>p</i>
$n=3$	1 couche <i>s</i> , 1 couche <i>p</i> , 1 couche <i>d</i>



L'ESSENTIEL

Les sous-couches peuvent contenir un nombre maximal d'électrons :
2 pour la sous-couche *s*, 6 pour la sous-couche *p* et 10 pour la sous-couche *d*.

Nombre maximal d'électrons par couche

couche	sous-couches	nombre maximal d'électrons
$n=1$	1 couche <i>s</i>	2
$n=2$	1 couche <i>s</i> , 1 couche <i>p</i>	$2 + 6 = 8$
$n=3$	1 couche <i>s</i> , 1 couche <i>p</i> , 1 couche <i>d</i>	$2 + 6 + 10 = 18$

Couche	Nombre maximal d'électrons
1	2 électrons
2	8 électrons
3	18 électrons
4	32 électrons
5	50 électrons

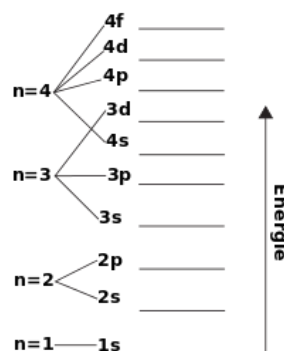
- Le nombre maximal d'électrons par couche est croissant au fur et à mesure que l'on s'éloigne du noyau. La couche d rang n contient au maximum $2n^2$ électrons (principe de Pauli).

Comment expliquer ce nombre d'électrons ? les électrons sont attirés par le noyau (des charges électriques opposées s'attirent) donc ont tendance à en être proches. Mais, en même temps, les électrons se repoussent entre eux. Une couche donnée ne peut donc contenir qu'un nombre limité d'électrons, d'autant plus important que la distance au noyau est grande, donc que le rayon de la couche augmente.

REMPLISSAGE DES COUCHES ET CONFIGURATION ÉLECTRONIQUE

Principe d'occupation : les électrons essaient de remplir les sous-couches de plus faible énergie.

Regardons les premiers niveaux d'énergie :



Les électrons se placent d'abord sur la couche *1s*, puis *2s*, *2p*, *3s*, *3p*, *4s*, *3d*,...

- A partir de la couche 3, un atome peut donc commencer à remplir une nouvelle couche avant que la couche inférieure ne soit saturée. Ainsi, la couche 4 commencera ainsi à être occupée dès que la couche 3 aura 8 électrons.
- Quand les électrons occupent les plus bas niveaux d'énergie possibles, on dit que l'atome est dans son état fondamental.



L'ESSENTIEL

La formule électronique d'un atome donne la répartition des électrons sur les différentes sous-couches.

On indique pour un atome les sous-couches occupées et on met en exposant le nombre d'électrons présents.

Exemples :

Hydrogène (1 électron): $1s^1$

Carbone (6 électrons) : $1s^2 2s^2 2p^2$

- Pour connaître le nombre d'électrons, il suffit d'additionner les exposants.

Exemples :

Carbone : $1s^2 2s^2 2p^2$ $2 + 2 + 2 = 6$ donc 6 électrons



À VOUS DE JOUER 7

Complétez.

Donnez la configuration électronique du magnésium Mg (12 électrons)

ÉLECTRONS DE VALENCE ET COUCHE DE VALENCE

Seuls les électrons périphériques participent aux transformations chimiques. Leur connaissance est fondamentale pour expliquer la chimie.



L'ESSENTIEL

Les électrons peuplant la couche externe sont appelés électrons périphériques ou électrons de valence.

La dernière couche occupée (la plus éloignée du noyau) est la couche de valence.

Exemple :

Carbone (6 électrons) : $1s^2 2s^2 2p^2$

La dernière couche occupée est la couche 2; il y a 4 électrons de valence (2 sur la sous-couche 2s et 2 sur la sous-couche 2p).



À VOUS DE JOUER 8

Complétez.

- 1) Donner la configuration électronique du chlore Cl (17 électrons)

On mettra en rouge ce qui correspond à la couche de valence.

- 2) Quelle est la couche de valence ?.....
- 3) Combien y a-t-il d'électrons de valence ?

04

STRUCTURE DE L'ATOME

Classification périodique des éléments chimiques

L'idée de Mendeleïev a été de ranger les éléments de manière à ce que les colonnes correspondent aux éléments ayant des comportements chimiques voisins (réactivité, formation d'ions...). Cette classification a par ailleurs permis de supposer l'existence d'éléments qu'on n'avait pas encore isolés.



L'ESSENTIEL

Les éléments chimiques ont été rangés par **numéro atomique croissant** dans un tableau appelé **tableau périodique des éléments** (appelé également **tableau de Mendeleïev**).

Principes :

- Les lignes sont appelées **périodes**. On passe à la ligne suivante quand une nouvelle **couche électronique commence à être occupée**.

Ce tableau se présente généralement avec 18 colonnes. Les atomes ayant le même nombre d'électrons sur leur sous-couche externe se situent dans la même colonne (sauf l'hélium He dans la première ligne)

Tableau périodique des éléments chimiques

Groupe → I A II A III B IV B V B VI B VII B O
 Période 1 2 13 14 15 16 17 18

← nom de l'élément (gaz, liquide ou solide à 0°C et 101,3 kPa)
 ← numéro atomique
 ← symbole chimique
 ← masse atomique relative (ou celle de l'isotope le plus stable)
 ⚠ (CIAAW "Atomic Weights 2013" + rev. 2015)

Métaux : Alcalins, Alcalino-terreux, Lanthanides, Actinides, Métaux de transition, Métaux pauvres, Métalloïdes
Non métaux : Autres non-métaux, Halogènes, Gaz nobles, Non classés
 primordiale, désintégration d'autres éléments, synthétique

Vous pouvez retrouver ce tableau en plein page en introduction de ce manuel.

Voici le tableau simplifié des 3 premières périodes (on ne met pas les colonnes 3 à 12).

H $1s^1$							He $1s^2$
Li $1s^2 2s^1$	Be $1s^2 2s^2$	B $1s^2 2s^2 2p^1$	C $1s^2 2s^2 2p^2$	N $1s^2 2s^2 2p^3$	O $1s^2 2s^2 2p^4$	F $1s^2 2s^2 2p^5$	Ne $1s^2 2s^2 2p^6$
Na $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$	Mg $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$	Al $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$	Si $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^2$	P $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$	S $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$	Cl $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$	Ar $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$



À VOUS DE JOUER 9

Complétez le tableau en ne mettant que la configuration de dernière couche et le nombre d'électrons de valence. (On n'a pas mis les colonnes 3 à 12).

H $1s^1$ 1							He $1s^2$ 2
Li $2s^1$ 1	Be $2s^2$ 2	B $2s^2 2p^1$ 3	C	N	O	F	Ne $2s^2 2p^6$ 8
Na $3s^1$ 1	Mg	Al	Si	P	S	Cl	Ar

- Tous les éléments de la dernière colonne possèdent 8 électrons sur leur couche de valence (sauf pour la première période : l'hélium en possède 2).
- Les éléments d'une même colonne possèdent le même nombre d'électrons sur leur couche de valence.

Exemple :

On voit par exemple que les atomes de la 13^{ème} colonne (B et Al) possèdent 3 électrons de valence.



STRUCTURE DE L'ATOME

Familles chimiques

On a vu que les éléments d'une même colonne avaient le même nombre d'électrons sur leur couche de valence. Ce sont ces électrons qui vont influencer le comportement chimique d'un élément.



L'ESSENTIEL

Les familles d'éléments regroupent les éléments qui ont des comportements chimiques similaires. Elles sont essentiellement liées aux colonnes de la classification périodique.

Les familles d'éléments (5 premières périodes)

1	1A	2											13	14	15	16	17	18
1	H	IIA											IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA	He
2	Li	Be											B	C	N	O	F	Ne
3	Na	Mg	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	Al	Si	P	S	Cl	Ar
4	K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
5	Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe

X Solides	☐ Métaux alcalins	☐ Autres métaux
X Liquides	☐ Métaux alcalino-terreux	☐ Non métaux
X Gaz	☐ Eléments de transition	☐ Halogènes
X Eléments de synthèse		☐ Gaz rares

LES GAZ RARES



L'ESSENTIEL

On appelle gaz rares, parfois appelés gaz nobles, les éléments chimiques de la dernière colonne (18^{ème} colonne) de la classification périodique :

- hélium (He), néon (Ne), argon (Ar), krypton (Kr), xénon (Xe), radon (Rn)

La couche externe de ces gaz possède donc 2 électrons pour l'hélium et 8 pour les autres. Cela confère à ces gaz une très grande stabilité : les gaz rares ne sont donc pas réactifs.

H 1s¹									He 1s²
Li 2s¹	Be 2s²		B 2s²2p¹	C 2s²2p²	N 2s²2p³	O 2s²2p⁴	F 2s²2p⁵		Ne 2s²2p⁶
Na 3s¹	Mg 3s²		Al 3s²3p¹	Si 3s²3p²	P 3s²3p³	S 3s²3p⁴	Cl 3s²3p⁵		Ar 3s²3p⁶

- Ils sont parfois appelés **gaz rares** car, comme on les décelait difficilement, on pensait qu'il y en avait très peu ! Mais l'hélium constitue plus 20 % de la matière de l'Univers ! Ils étaient également appelés **gaz inertes**. C'est impropre car les gaz rares les plus lourds peuvent former des molécules



À VOUS DE JOUER 10

Répondez aux questions suivantes.

- 1) Citez les 3 premiers gaz rares.

.....

- 2) Pourquoi a-t-on mis l'hélium dans la dernière colonne et non dans la colonne 2 ?

.....

LES ALCALINS



L'ESSENTIEL

On appelle alcalins les éléments chimiques de la première colonne de la classification périodique (sauf l'hydrogène) :

- Lithium (Li), sodium (Na), potassium (K)

La couche de valence ces éléments possède donc 1 électron. Ces éléments sont très réactifs.

H 1s¹									He 1s²
Li 2s¹	Be 2s²		B 2s²2p¹	C 2s²2p²	N 2s²2p³	O 2s²2p⁴	F 2s²2p⁵		Ne 2s²2p⁶
Na 3s¹	Mg 3s²		Al 3s²3p¹	Si 3s²3p²	P 3s²3p³	S 3s²3p⁴	Cl 3s²3p⁵		Ar 3s²3p⁶

- L'hydrogène devrait normalement appartenir à ce groupe. Mais, la perte de son électron demande davantage d'énergie que pour les autres éléments de la première colonne (l'hydrogène forme facilement des molécules).
- Ils se caractérisent par une couleur blanche ou argentée, une grande malléabilité, une température de fusion basse. Les vapeurs de métaux alcalins (ou de leurs ions) excités par la chaleur ou l'électricité émettent des couleurs caractéristiques (les lampes au sodium produisent une couleur jaune).

LES HALOGÈNES



L'ESSENTIEL

On appelle halogènes les éléments chimiques de l'avant-dernière colonne (17^{ème} colonne) de la classification périodique :

- fluor (F), chlore (Cl), brome (Br)...

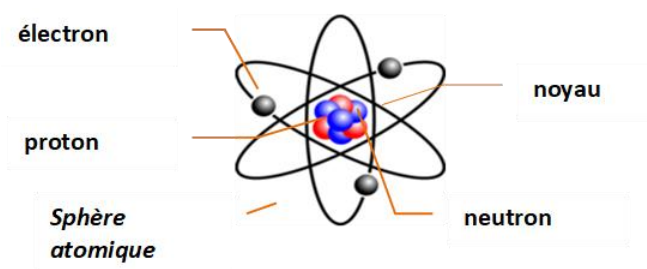
La couche de valence de ces éléments possède donc 7 électrons. Ces éléments sont très réactifs.

H 1s¹								He 1s²
Li 2s¹	Be 2s²		B 2s²2p¹	C 2s²2p²	N 2s²2p³	O 2s²2p⁴	F 2s²2p⁵	Ne 2s²2p⁶
Na 3s¹	Mg 3s²		Al 3s²3p¹	Si 3s²3p²	P 3s²3p³	S 3s²3p⁴	Cl 3s²3p⁵	Ar 3s²3p⁶

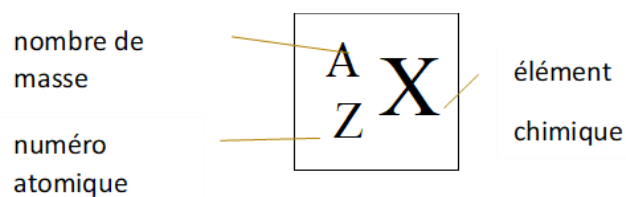
- Le mot « halogène » signifie « engendre des sels »
- A 0 °C sous la pression atmosphérique, le fluor et le chlore sont gazeux, le brome est liquide.

LE TEMPS DU BILAN

- Un atome est formé :
 - d'un noyau contenant des nucléons. Il existe deux sortes de nucléons : les protons et les neutrons
 - d'électrons qui gravitent autour de ce noyau.



- L'atome est neutre électriquement, c'est-à-dire que son nombre d'électrons est égal au nombre de protons.
- Les atomes sont classés par numéro atomique croissant dans un tableau appelé tableau périodique des éléments (appelé également tableau de Mendeleïev) dont les lignes sont appelées périodes et les colonnes des familles.



- Les électrons des atomes se répartissent sur des couches électroniques particulières numérotées 1,2, etc
- La couche 1 est la plus proche du noyau.
- Chacune des couches est composée de sous-couches nommées pour les 4 premières dans l'ordre s, p et d contenant respectivement 2,6 et 10 électrons.

Abordons maintenant une série d'exercices, afin de vérifier vos connaissances.
Les exercices ont été classés dans un ordre d'approfondissement croissant.
Les réponses aux exercices se trouvent en fin de manuel.

EXERCICE

01

Cochez les phrases exactes.

Deux atomes isotopes ont :

- Le même nombre d'électrons
- La même masse
- Le même numéro atomique
- Le même nombre de protons
- Le même nombre de nucléons
- La même charge

EXERCICE

02

Calculez les ordres de grandeur des mesures suivantes, puis placez-les sur une échelle appropriée.

Rayon d'un globule rouge	0,014 mm
Rayon d'un atome d'hydrogène	0,025 nm
Taille d'un acarien	400 μm

EXERCICE

03

Un atome possède 8 électrons et 6 neutrons.

1) Combien possède-t-il de protons ? Quel est son numéro atomique ?

2) Combien possède-t-il de nucléons ? Quel est son nombre de masse ?

3) En vous reportant au tableau de classification périodique, quel est le nom de cet élément ?

4) Représenter cet atome en sous la forme ${}^A_Z\text{X}$.

EXERCICE

04

1) Donnez la structure électronique du calcium (Ca : Z=20) et de l'azote (N : Z=7).

.....

2) Les formules électroniques ci-dessous sont-elles possibles ?

- $1s^2 2s^2 2p^4 3s^2 3p^1$
 - $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$
 - $1s^2 2s^2 2p^6 3p^6 4s^2$
-

EXERCICE

05

On donne les formules électroniques d'atomes à l'état fondamental.

- $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$
- $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$
- $1s^2 2s^2 2p^6$

1) Pour chacun d'eux, déterminez :

- son numéro atomique
- le nombre d'électrons de valence.
- sa période dans le tableau périodique.
- sa colonne dans le tableau périodique.

	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$	$1s^2 2s^2 2p^6$
<i>numéro atomique</i>			
<i>nombre d'électrons de valence.</i>			
<i>période</i>			
<i>colonne</i>			

2) Quelle formule correspond à un gaz noble ?

.....

EXERCICE

06

La charge totale d'un noyau atomique est de $+4,16 \cdot 10^{-18}$ C.

1) Combien de protons sont présents dans le noyau de cet élément ?

.....

2) Peut-on déterminer précisément le nombre des particules constituant l'atome ?

.....

3) A l'aide du tableau de classification périodique des éléments, déterminez le nom et le symbole de cet atome.

.....

4) Quelle est la charge globale de cet atome ?

.....

EXERCICE

07

Le tungstène (symbole W) existe sous la forme de 3 isotopes stables de nombre de masse respectifs A, A+1 et A+2. Le plus léger des isotopes a 108 neutrons. Le nombre de charge vaut 74.

Donnez les représentations des 3 noyaux.

EXERCICE

08

L'aluminium (Z=13) existe essentiellement sous la forme d'isotope ^{27}Al .

1) Déterminez la composition d'un atome d'aluminium.

.....

2) Calculez la masse d'un noyau ^{27}Al et celle d'un atome ^{27}Al (on gardera 3 chiffres significatifs). Pourquoi peut-on négliger la masse des électrons ?

.....

.....

.....

3) Combien d'atomes contient 20 g d'aluminium ?

.....

.....

EXERCICE

09

Dans leur état fondamental, les atomes d'un élément chimique ont pour formule électronique $1s^2 2s^2 2p^1$.

1) A quelle période appartient cet élément ?

.....

2) A quelle colonne appartient cet élément ?

.....

3) Quelle est la configuration de l'élément chimique qui se situe juste avant lui dans la classification périodique ?

.....

4) Quelle est la configuration de l'élément chimique qui se situe sous lui dans la classification périodique ?

.....

.....

EXERCICE

10

Un atome X de numéro atomique inférieur à 18 possède 5 électrons sur sa couche de valence.

1) Déterminez les structures électroniques possibles pour l'atome X.

.....

2) La masse de cet atome est de $5,18 \times 10^{-26}$ kg. Combien de nucléons comporte-t-il ?

.....

3) Déterminez le nombre de chaque particule constitutive de l'atome sachant que dans un petit atome, le nombre de neutrons est très proche du nombre de protons.

.....

4) En déduire le nom et le symbole chimique de cet atome. *masse d'un nucléon* : $1,67 \times 10^{-27}$ kg

.....

.....

EXERCICE

11

Répondez aux questions ci-dessous. Les réponses seront justifiées le plus précisément possible.

Deux atomes différents sont dits isobares s'ils ont le même nombre de masse.

Des atomes isobares peuvent-ils :

1. Appartenir à un même élément chimique ?

.....

.....

.....

2. Être des isotopes ?

.....

.....

.....

3. Avoir le même nombre de neutrons ?

.....

.....

.....



Pourquoi a-t-on du dioxygène et non des atomes d'oxygène simples dans l'air ? Pourquoi les ions Mg^{3+} n'existent-ils pas ?

Nous allons pouvoir dans cette partie répondre à ces questions.

Q OBJECTIFS

- Comprendre la stabilité des molécules, des ions et leur représentation

Q COMPÉTENCES VISÉES

- Établir le lien entre stabilité chimique et configuration électronique de valence d'un gaz noble.
- Déterminer la charge électrique d'ions monoatomiques courants à partir du tableau périodique.
- Nommer les ions : H^+ , Na^+ , K^+ , Ca^{2+} , Mg^{2+} , Cl^- , F^- ; écrire leur formule à partir de leur nom.
- Décrire et exploiter le schéma de Lewis d'une molécule pour justifier la stabilisation de cette entité, en référence aux gaz nobles, par rapport aux atomes isolés ($Z \leq 18$).
- Associer qualitativement l'énergie d'une liaison entre deux atomes à l'énergie nécessaire pour rompre cette liaison.

ACTIVITÉ 2.1

1) Donnez ici la définition des ions, des anions et des cations.

.....

.....

.....

2) Voici l'étiquette d'une eau minérale. Citez les ions monoatomiques (ions constitués d'un seul atome).

COMPOSITION MOYENNE EN mg/l			
Calcium (Ca²⁺)	579	Sulfates (SO ₄ ²⁻)	1447
Magnésium (Mg²⁺)	59	Bicarbonates (HCO ₃ ⁻)	180
Potassium (K ⁺)	2,5	Nitrates (NO ₃ ⁻)	<2
Sodium (Na ⁺)	0,7	Fluorures (F ⁻)	<1
		Chlorures (Cl ⁻)	0,4
Résidu sec à / Residuo fisso 180°C : 2287 mg/l		pH : 7,1	

.....

.....

3) Voici la structure électronique des 20 premiers éléments.

H 1s ¹							He 1s ²
Li 1s ² 2s ¹	Be 1s ² 2s ²	B 1s ² 2s ² 2p ¹	C 1s ² 2s ² 2p ²	N 1s ² 2s ² 2p ³	O 1s ² 2s ² 2p ⁴	F 1s ² 2s ² 2p ⁵	Ne 1s ² 2s ² 2p ⁶
Na 1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ¹	Mg 1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ²	Al 1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ¹	Si 1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ²	P 1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ³	S 1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ⁴	Cl 1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ⁵	Ar 1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ⁶
K 1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ⁶ 4s ¹	Ca 1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ⁶ 4s ²						

a. Donnez la formule électronique de Ca²⁺. A quel élément correspond-elle ?

.....

.....

b. Faites la même chose pour les autres ions monoatomiques.

.....

.....

4) Commentez.

.....

.....

.....

SOLUTIONS DE L'ACTIVITÉ 2.1

- 1) Un ion est un atome ayant perdu ou gagné un ou plusieurs électrons. Un anion est un ion négatif (il a gagné un ou plusieurs électrons). Un cation est un ion positif (il a perdu un ou plusieurs électrons).
- 2) Ca^{2+} , Mg^{2+} , K^+ , Na^+ , Mg^{2+} , F^- et Cl^- .
- 3) a. Ca^{2+} : $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$ - Cela correspond à l'argon
 Mg^{2+} : $1s^2 2s^2 2p^6$ → néon
 Na^+ : $1s^2 2s^2 2p^6$ → néon
- 3) b. K^+ : $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$ → argon
 F^- : $1s^2 2s^2 2p^6$ → néon
 Cl^- : $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$ → argon
- 4) On obtient la structure électronique d'un gaz noble.



STABILISATION DE LA MATIÈRE

Règle du duet et de l'octet

Les gaz nobles (rappel : ce sont les éléments de la dernière colonne du tableau périodique) sont stables. Ces gaz ont pour point commun d'avoir 8 électrons (sauf l'hélium qui en a 2) sur leur couche de valence. **La stabilité d'un atome est liée à sa structure électronique.**



L'ESSENTIEL

Un atome d'un élément chimique cherche à acquérir la structure électronique du gaz noble de numéro atomique le plus proche du sien.

Règle du duet : un atome d'un élément chimique de numéro atomique proche de celui de l'hélium cherche à acquérir 2 électrons sur sa couche 1.

Règle de l'octet : les autres atomes cherchent à acquérir 8 électrons sur leur couche de valence.

- **La conséquence de ces règles est la formation des ions (un atome cède ou capte des électrons) et des molécules (un atome met en commun avec d'autres atomes un ou plusieurs électrons).**

Exemples :

Un atome de lithium (Li) cherche à acquérir la configuration électronique de l'hélium (He)

Un atome de chlore cherche à acquérir la structure du néon (Ne).

Cela peut se faire avec la formation d'ions.

Li ($1s^2 2s^1$) → Li^+ ($1s^2$) configuration de He

F ($1s^2 2s^2 2p^5$) → F^- ($1s^2 2s^2 2p^6$) configuration de Ne



À VOUS DE JOUER 11

Répondez à la question puis complétez le tableau.

- 1) Pourquoi les gaz nobles sont-ils en grande majorité inertes ?

2)

Les atomes de...	cherchent à acquérir la structure électronique de
S	Ar
Mg
O
Be

Vous pouvez vous aider du tableau donné dans l'activité.



STABILISATION DE LA MATIÈRE

Les ions

FORMATION DES IONS

Les gaz nobles (rappel : ce sont les éléments de la dernière colonne du tableau périodique) sont stables à l'état d'atomes isolés. Ces gaz ont pour point commun d'avoir 8 électrons (sauf l'hélium qui en a 2) sur leur couche de valence. **La stabilité d'un atome est liée à sa structure électronique.**



L'ESSENTIEL

Afin de satisfaire aux règles du duet et de l'octet, un atome peut perdre ou gagner un ou plusieurs électrons au profit ou au détriment d'un autre atome.

Il devient alors un ion. Contrairement à un atome qui est électriquement neutre, un ion est chargé. La charge est liée au nombre d'électrons perdus ou gagnés.

- Si un atome (ou une molécule) capte un ou plusieurs électrons, il devient un ion négatif (c'est-à-dire chargé négativement) ou anion.
- Si un atome (ou une molécule) perd un ou plusieurs électrons, il devient un ion positif (c'est-à-dire chargé positivement) ou cation.

- Dans un anion monoatomique (constitué d'un unique atome), le nombre d'électrons est supérieur à son numéro atomique Z donc à son nombre de protons.
- Dans un cation monoatomique, le nombre d'électrons est inférieur à son numéro atomique Z.

Prévoir la formation d'un ion (pour les éléments de numéro atomique inférieur à 20)

- Les atomes ayant 1, 2 ou 3 électrons de valence (couche de valence ns^1, ns^2 ou ns^2np^1) vont se débarrasser de leurs électrons de valence. Ils deviendront des cations.
- Les atomes ayant 5, 6 ou 7 électrons de valence (couche de valence ns^2np^3, ns^2np^4 ou ns^2np^5) vont compléter leur couche externe à 8. Ils deviendront des anions.
- Les éléments dont la structure de la couche de valence est ns^2np^2 ne vont pas former d'ions (il leur est trop difficile de céder ou capter 4 électrons !). C'est le cas du carbone et du silicium.

Cations et anions monoatomiques formés suivant les colonnes

Colonne	1	2	...	13	14	15	16	17	18
Cation C/Anion A	C^+	C^{2+}		C^{3+}	\times	A^{3-}	A^{2-}	A^-	\times
<i>Exemple</i>	Na^+	Mg^{2+}		Al^{3+}	\times	P^{3-}	S^{2-}	Cl^-	\times

Cas particulier : l'hydrogène se stabilise en formant le cation H^+ .

- Les éléments de numéro atomique inférieur 20 ne forment au plus qu'un seul type d'ion monoatomique. Pour les numéros atomiques supérieurs à 20, on peut avoir plusieurs ions.

Exemples :

Le fer (Fe) peut former des ions Fe^{2+} (ions de couleur verte) et Fe^{3+} (ions de couleur orange).



À VOUS DE JOUER 12

Complétez le tableau.

Atomes de...	structure électronique initiale	structure électronique finale	ion
S	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$	S^{2-}
Mg	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$		
O			
Li			

NOM DES CATIONS ET ANIONS MONOATOMIQUES

o Cations monoatomiques

Le nom des **cations** monoatomiques est : **ion + nom de l'élément**

- Comme dans le cas du fer, si un atome peut donner plusieurs ions, on ajoute la charge en chiffres romains.

Exemples :

Ca^{2+} : ion Calcium

Fe^{2+} : ion Fer (II)

Fe^{3+} : ion Fer (III)

o Anions monoatomiques

Le nom des **anions** monoatomiques est : **nom de l'élément +ure**

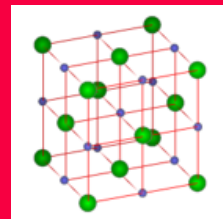
- Les ions formés par des halogènes sont appelés ions **halogénures**.

ELECTRONEUTRALITE DE LA MATIERE, SOLIDE IONIQUE



L'ESSENTIEL

Un solide ionique ou cristal ionique est un empilement régulier de cations et d'anions (la cohésion étant assurée par l'attraction mutuelle des anions sur les cations).



Exemples :

Le sel de cuisine est un cristal ionique formé d'ions Na^+ et d'anions Cl^- . Le sel va se dissoudre dans l'eau en donnant des ions Na^+ et Cl^- .

Pour équilibrer les charges, on doit avoir autant d'ions Na^+ que d'ion Cl^- . La formule va donc être NaCl. On l'écrit cependant comme une molécule (voir ci-dessous).

Le chlorure de magnésium est formé d'ions Mg^{2+} et d'anions Cl^- . Pour équilibrer les charges, on doit avoir 2 fois plus d'ions Cl^- que d'ions Mg^{2+} . La formule va donc être $MgCl_2$.



À VOUS DE JOUER 13

Complétez.

Le magnésium donne des ions ; le fluor donne des ions Donc la formule du fluorure de magnésium est

On a vu que les atomes pouvaient acquérir une structure stable en formant des ions. Mais ils ont également la possibilité de mettre en commun un ou plusieurs électrons. Ils forment alors des molécules.



L'ESSENTIEL

Lorsque plusieurs atomes se regroupent en mettant en commun un ou plusieurs électrons, ils forment une molécule. C'est un édifice stable électriquement neutre.

LIAISONS DE COVALENCE, DOUBLETS LIANTS ET NON LIANTS

Prenons l'exemple de l'hydrogène

2 atomes d'hydrogène (Atomes non liés)	Molécule de dihydrogène (Atomes liés)
$\text{H} \cdot \quad \cdot \text{H}$	$\text{H} : \text{H}$
Chaque électron appartient à un seul atome H. Mais cette configuration n'est pas stable.	Les deux électrons appelés doublet liant sont mis en commun. Ils appartiennent alors aux deux atomes. Chaque atome de H est alors entouré de deux électrons (configuration stable de l'hélium)

- Un doublet liant forme une **liaison covalente**.
- Une liaison covalente est représentée par un trait entre les deux atomes.



L'ESSENTIEL

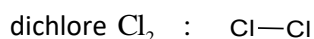
- Une liaison est simple si chaque atome fournit 1 électron. Elle est représentée par un trait simple.
- Une liaison est double si chaque atome fournit 2 électrons. Elle est représentée par un trait double.
- Une liaison est triple si chaque atome fournit 3 électrons. Elle est représentée par un trait triple.

Exemples :

○ La structure électronique du chlore $_{17}\text{Cl}$ est $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$.

Formation du dichlore :

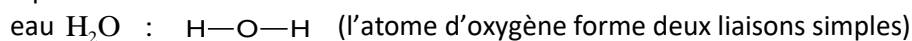
Un atome de Cl doit gagner un seul électron. Donc dans une molécule, il ne peut former qu'une seule liaison covalente (simple).



Chaque atome met en commun 1 électron.

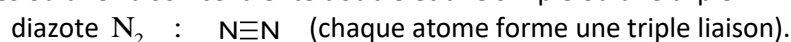
○ La structure électronique de l'oxygène $_8\text{O}$ est $1s^2 2s^2 2p^4$

Un atome de O doit gagner 2 électrons. Donc dans une molécule, il peut former deux liaisons covalentes simples ou une liaison covalente double.



○ La structure électronique de l'azote $_7\text{N}$ est $1s^2 2s^2 2p^3$

Un atome de N doit gagner 3 électrons. Donc dans une molécule, il peut former trois liaisons covalentes simples ou une liaison covalente double et une simple ou une triple.



- **Un atome ne peut former au plus que 4 liaisons covalentes (une liaison double compte pour 2 liaisons, une liaison triple pour 3).**

Conséquence :

- ✓ les atomes ayant 1, 2 et 3 électrons de valence ne peuvent former que des ions (sauf l'hydrogène).
- ✓ les atomes ayant 4 électrons de valence ne peuvent former que des molécules.
- ✓ les atomes ayant 5, 6 ou 7 électrons de valence peuvent former des ions ou des molécules.
- ✓ les atomes ayant 8 électrons de valence ne forment ni ions ni molécules



À VOUS DE JOUER 14

Complétez.

Le phosphore (Z=15) a électrons de valence. Il peut former l'ion ou former liaisons covalentes.

Le magnésium (Z=12) a électrons de valence. Il ne peut former que

Le carbone (Z=6) a électrons de valence. Il ne peut former que



L'ESSENTIEL

Les électrons engagés dans une liaison de covalence forment des doublets liants.
Les autres électrons se regroupent par paires pour former des doublets non liants.

Exemples :

La structure électronique du chlore $_{17}\text{Cl}$ est $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$.

On a 7 électrons de valence (couche 3). On doit donc créer 1 liaison de covalence. L'un des électrons de la couche va être engagé dans cette liaison pour former un doublet liant. Il va rester non engagés 6 électrons (3 doublets non liants).

La structure électronique du carbone ${}_6\text{C}$ est $1s^2 2s^2 2p^2$.

On a 4 électrons de valence (couche 2). On doit donc créer 4 liaisons de covalence. Les 4 électrons de la couche vont être engagés dans ces liaisons pour former 4 doublets liants. Tous les électrons étant engagés, il n'y a pas de doublets non liants

	nombre d'électrons de valence	nombre de liaisons covalentes	nombre d'électrons non engagés	nombre de doublets liants	nombre de doublets non liants
Cl	7	1	$7-1=6$	1	3
C	4	4	$4-4=0$	4	0



À VOUS DE JOUER 15

Complétez le tableau.

	nombre d'électrons de valence	nombre de liaisons covalentes	nombre d'électrons non engagés	nombre de doublets liants	nombre de doublets non liants
P ($3s^2 3p^3$)					
F ($2s^2 2p^5$)					

SCHÉMA DE LEWIS



L'ESSENTIEL

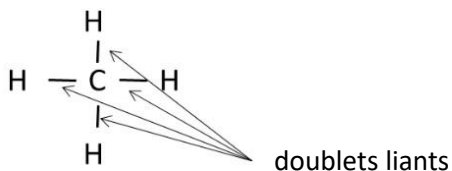
Dans un schéma de Lewis d'une molécule, on représente les doublets liants et les doublets non liants par des tirets.

Dans un schéma de Lewis, chaque atome est entouré de 4 tirets sauf l'hydrogène (1 tiret).

- Les liaisons simples sont représentées par un trait, les liaisons doubles par un double trait, les liaisons triples par un triple trait.

Exemples :

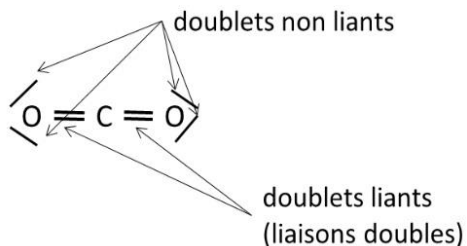
- ① Molécule de méthane CH_4



L'atome de carbone est entouré de 4 doublets liants (pas de doublet non liant).

Chaque atome d'hydrogène est entouré d'un doublet liant.

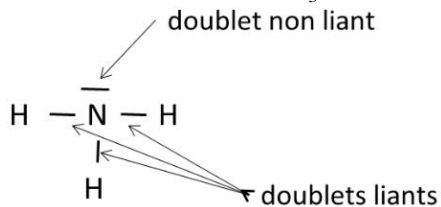
- ② Molécule de dioxyde de carbone CO_2



L'atome de carbone doit créer 4 liaisons covalente (il n'a pas de doublet non liant). Les atomes d'oxygène doivent créer 2 doublets liants ; ils possèdent 2 doublets non liants.

Tous les atomes sont entourés donc de 4 doublets.

3 Molécule d'ammoniac NH_3



L'atome d'azote est entouré de 3 doublets liants et d'un doublet non liant.

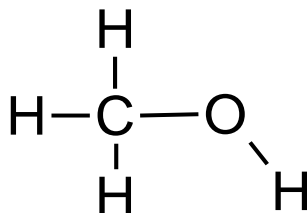
Chaque atome d'hydrogène est entouré d'un doublet liant.



À VOUS DE JOUER 16

Complétez.

- 1) Ajouter les doublets manquants pour avoir un schéma de Lewis.



- 2) Les doublets manquants sont (liants / non liants)

ÉNERGIE DE LIAISON

L'énergie d'une molécule est plus faible que la somme des énergies des atomes qui la constituent (ce qui lui confère sa stabilité) ; pour dissocier une molécule, il faut casser les liaisons covalentes, donc fournir de l'énergie.



L'ESSENTIEL

L'énergie de liaison entre 2 atomes liés par une liaison covalente est l'énergie nécessaire pour casser cette liaison.

- Comme toute énergie, l'énergie de liaison s'exprime en joules.

Exemples :

C=C	1,02E-18
C=N	1,26E-18
C=O	1,23E-18
Cl—Cl	4,04E-19
C—Br	4,78E-19
C—C	5,78E-19
C—Cl	5,48E-19
C—H	6,86E-19
C—I	3,59E-19
C—N	5,12E-19
C—O	5,98E-19
C—S	4,52E-19
C≡C	1,39E-18
C≡N	1,42E-18
F—F	2,62E-19

H—Br	6,08E-19
H—Cl	7,18E-19
H—H	7,24E-19
I—I	2,51E-19
N=N	6,79E-19
N—H	6,50E-19
N—N	2,82E-19
N≡N	1,57E-18
O=O	8,27E-19
O—H	6,08E-19
O—O	2,41E-19
P—O	9,87E-19
Si—F	1,01E-18
Si—N	5,90E-19
Si—O	6,61E-19

La liaison peut être simple, double ou triple. L'énergie de liaison d'une liaison triple est plus grande que celle d'une liaison double, elle-même plus grande que celle d'une liaison simple.



L'ESSENTIEL

L'énergie de liaison pour une molécule est la somme des énergies de liaison entre les atomes de la molécule.

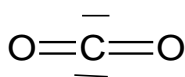
Exemples : énergie de liaison de la molécule de méthane CH_4

Il y a 4 liaisons C-H à rompre soit : $4 \times 6,86 \times 10^{-19} = 2,74 \times 10^{-18} \text{ J}$



À VOUS DE JOUER 17

Calculez l'énergie de liaison de la molécule de dioxyde de carbone CO_2 .



Complétez

Il y a liaisons à rompre soit : = J

LE TEMPS DU BILAN

- Un atome d'un élément chimique cherche à acquérir la structure électronique du gaz noble de numéro atomique le plus proche du sien.

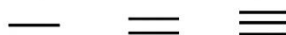
Règle du duet : un atome d'un élément chimique de numéro atomique proche de celui de l'hélium cherche à acquérir 2 électrons sur sa couche 1.	Règle de l'octet : les autres atomes cherchent à acquérir 8 électrons sur leur couche de valence.
-----------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------	---------------------------------------------------------------------------------------------------

- Si un atome (ou une molécule) capte un ou plusieurs électrons, il devient un ion négatif (c'est-à-dire chargé négativement) ou anion.
- Si un atome (ou une molécule) perd un ou plusieurs électrons, il devient un ion positif (c'est-à-dire chargé positivement) ou cation.
- Bien que les atomes puissent être chargés électriquement, la matière est électriquement neutre.
- La mise en commun d'électrons par les atomes permet la formation de molécules par l'intermédiaire de liaisons covalentes.

Mise en commun de :	1 électron par atome	2 électrons par atome	3 électrons par atome
Type de liaison	Liaison simple	Liaison double	Liaison triple

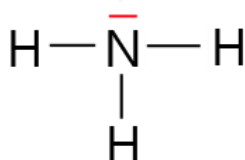
LES DIFFERENTES LIAISONS

simple - double - triple

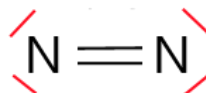


- Le schéma de Lewis représente une molécule avec ses doublets liants (liaisons covalentes) et doublets non-liants (électrons non-engagés dans une liaison covalente).

Doublet non liant



Doublets non liants



- L'énergie de liaison (en joules) entre 2 atomes liés par une liaison covalente est l'énergie nécessaire pour casser cette liaison. L'énergie de liaison d'une molécule est la somme des énergies de liaison entre les atomes de la molécule.

Abordons maintenant une série d'exercices, afin de vérifier vos connaissances.
Les réponses aux exercices se trouvent en fin de manuel.

EXERCICE

12

On donne les formules électroniques d'atomes à l'état fondamental :

- a) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$
- b) $1s^2 2s^2 2p^4$
- c) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$
- d) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$
- e) $1s^2 2s^1$

Donnez pour chacun des atomes la configuration du gaz rare le plus proche.

Déduisez si ces atomes auront tendance à former des anions, des cations, des molécules ou à rester en l'état.

	Gaz noble le plus proche	
$1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$		
$1s^2 2s^2 2p^4$		
$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$		
$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$		
$1s^2 2s^1$		

EXERCICE

13

Complétez.

« La formation d'une liaison covalente simple entre deux atomes A et B donne, à chaque atome,
électron(s) supplémentaire(s) sur sa couche externe.

Le nombre de liaisons covalentes établies par un atome est égal au nombre
sur sa couche externe pour satisfaire aux règles du ou de

EXERCICE

14

Donnez les schémas de Lewis des molécules suivantes et remplissez leurs tableaux correspondants.

- a) PH_3

	Nombre d'électrons de valence	Nombre de liaisons covalentes	Nombre d'électrons non engagés	Nombre de doublets liants	Nombre de doublets non-liants
P					
H					

b) COH_2

	Nombre d'électrons de valence	Nombre de liaisons covalentes	Nombre d'électrons non engagés	Nombre de doublets liants	Nombre de doublets non-liants
C					
H					
O					

EXERCICE

15

Le **fluorure de calcium** est un composé inorganique de formule CaF_2 . Ce composé constitué de calcium ($Z=20$) et de fluor ($Z=9$) est présent naturellement dans la nature sous la forme de fluorine (appelée aussi fluorite).

Est-il un composé ionique ou une molécule ? Justifiez à partir de leurs structures électroniques.

.....

.....

.....

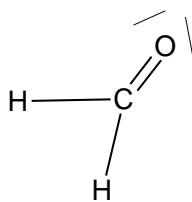
Donnez la formule du fluorure de calcium.

.....

EXERCICE

16

Voici la molécule de méthanol.



- 1) Quelle est l'énergie de liaison d'une molécule de méthanol ?
On prendra les énergies de liaison entre atomes données dans le cours.

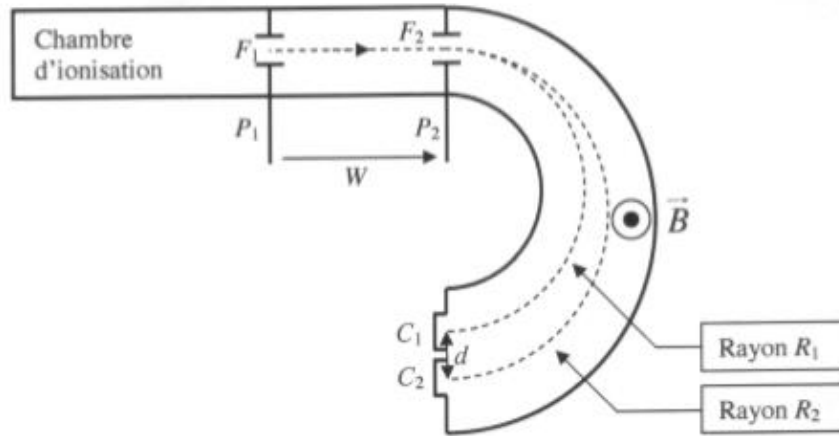
.....

.....

- 2) L'électron-volt eV est une unité d'énergie adaptée au monde microscopique. $1 \text{ eV} = 1,60 \times 10^{-19} \text{ J}$
Convertissez l'énergie d'une molécule de méthanol en eV.

.....

La **spectrométrie de masse** est une technique physique permettant de détecter et d'identifier des atomes ou des molécules par mesure de leur masse. Son principe est la séparation en phase gazeuse d'ions en fonction de leur rapport masse/charge $\frac{m}{|q|}$.



Les rayons sont proportionnels à $\frac{m}{|q|}$.

Données :

masse d'un atome Li : $1,16 \times 10^{-26}$ kg

masse d'un atome Na : $3,82 \times 10^{-26}$ kg

masse d'un atome Mg : $3,99 \times 10^{-26}$ kg

C2 correspond au point de sortie des ions Mg^{2+} .

En appliquant le calcul $\frac{m}{|q|}$ déterminez l'ion en sortie au point C1.



Dans ce chapitre, nous allons mettre en place les grandeurs et les outils de calcul qui vont nous permettre de manipuler les quantités de matière.

Q OBJECTIFS

- Déterminer la quantité de matière dans un échantillon.

Q COMPÉTENCES VISÉES

- Déterminer la masse d'une entité à partir de sa formule brute et de la masse des atomes qui la composent.
- Déterminer le nombre d'entités et la quantité de matière (en mol) d'une espèce dans une masse d'échantillon.

Q PRÉ-REQUIS

- Calculs de fractions et pourcentages.

ACTIVITÉ 3.1

On a une solution de sulfate de cuivre sans indication de concentration.

1) Déterminez la masse d'un atome de carbone (on négligera la masse des électrons).

.....

2) Combien y-a-t-il d'atomes dans 1 g de carbone ? dans 12 g de carbone (on appellera N ce nombre) ?

.....

.....

3) Quelle est la masse de N atomes d'hydrogène ${}^1_1\text{H}$? de N atomes de d'oxygène ${}^{16}_8\text{O}$? de silicium ${}^{28}_{14}\text{Si}$?
Que constatez-vous ?

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

4) Peut-on sans calcul déterminer la masse de N atomes de cuivre ?

.....

.....

SOLUTIONS DE L'ACTIVITÉ 3.1

1) $m = 12 \times 1,67 \times 10^{-27} = 2,0 \times 10^{-26}$ kg

2)

dans 1 g : $\frac{10^{-3}}{2,0 \times 10^{-26}} = 5,0 \times 10^{24}$ atomes

dans 12 g : $N = 12 \times 5,0 \times 10^{24} = 6,0 \times 10^{25}$

3)

N atomes d'hydrogène : $6,0 \times 10^{25} \times 1,67 \times 10^{-27} = 1,0 \times 10^{-3}$ kg = 1,0 g

N atomes d'oxygène : $6,0 \times 10^{25} \times 16 \times 1,67 \times 10^{-27} = 16 \times 10^{-3}$ kg = 16 g

On constate que la masse en grammes est égale au nombre de nucléons.

4) ${}^{63}_{29}\text{Cu}$ est composé 63 nucléons. La masse de N atomes est donc 63 g.

Nombre d'Avogadro et Mole

Les chimistes travaillent sur un grand nombre d'atomes, de composés ioniques ou de molécules. Par exemple, 1 g de fer contient environ 10^{20} atomes de fer. Il faut passer à une autre échelle et définir un nouveau système de dénombrement. On a ainsi choisi un nombre référence accepté par la communauté internationale : N_A , le nombre d'Avogadro et on a défini une nouvelle unité : la mole.



L'ESSENTIEL

Le nombre d'Avogadro a pour valeur

$$N_A = 6,02214076 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$$

- Le nombre d'Avogadro était défini jusqu'en 2018 comme le nombre d'atomes contenus dans 12 g de carbone $^{12}_6\text{C}$.
- On retiendra généralement $N_A = 6,02 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$.



L'ESSENTIEL

Une mole d'une entité (atome, ion, molécule) renferme N_A exemplaires de cette entité. La mole (mol) est l'unité de quantité de matière.

- La mole fait partie des unités fondamentales du système international au même titre que le mètre, le kilogramme, la seconde, l'intensité électrique.
- Le nombre d'Avogadro a comme unité mol^{-1} ! $N_A = 6,02214076 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$
- Il faut toujours mentionner les entités comptées concernées : on parle de 3 moles de molécules d'eau, 3 moles d'ions Na^+ ,



L'ESSENTIEL

La quantité de matière d'un échantillon d'une entité est le nombre de moles que contient cet échantillon.

- Si on a N exemplaires, alors la quantité de matière vaut : $n = \frac{N}{N_A}$

Exemples :

Quelle est la quantité de matière d'atomes de carbone dans un échantillon de 1 milliard d'atomes ?

$$n = \frac{N}{N_A} = \frac{10^9}{6,02 \times 10^{23}} = 1,7 \times 10^{-15} \text{ mol}$$

- Comme pour d'autres unités, on peut utiliser les sous-unités comme la millimole.
 $1 \text{ mmol} = 10^{-3} \text{ mol}$

Exemples :

Une mole d'atomes d'oxygène contient $6,02 \times 10^{23}$ atomes d'oxygène.

Une mole de dioxygène contient $6,02 \times 10^{23}$ de molécules de O_2 ,

donc $2 \times 6,02 \times 10^{23} = 1,20 \times 10^{24}$ atomes de O.

3 mmol de carbone contient $3 \times 10^{-3} \times 6,02 \times 10^{23} = 1,806 \times 10^{19}$ atomes de carbone.



À VOUS DE JOUER 18

Complétez

- 1) Compléter avec N_A ou $2 N_A$

Une mole d'eau (H_2O) contient molécules d'eau, donc atomes d'oxygène et atomes d'hydrogène.

- 2) La quantité de matière d'eau correspondant à 100 milliards de molécules est :

$$n = \frac{\dots\dots}{\dots\dots} = \frac{\dots\dots\dots}{\dots\dots\dots} = \dots\dots\dots \text{ mol}$$





QUANTITÉ DE MATIÈRE ET MESURE EN CHIMIE

Masse molaire

En chimie, on calcule rarement un nombre d'entités, qui font manipuler de très grands nombres, et on utilise rarement les masses des atomes et des molécules qui font manipuler de très petits nombres. On passe généralement par les masses molaires.

MASSE MOLAIRE ATOMIQUE ET D'UN ÉLÉMENT CHIMIQUE



L'ESSENTIEL

La masse molaire atomique d'un isotope d'un élément est la masse d'une mole de ses atomes.

- Remarque : cette masse (en grammes) correspond approximativement au nombre de nucléons de cet atome. La masse molaire s'exprime généralement en $\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$.

Exemples : $M(^1\text{H})=1 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$; $M(^{16}\text{O})=16 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$

- Dans les tableaux de classification périodiques, la masse molaire est souvent indiquée. Cette masse tient compte de l'abondance des isotopes éventuels.

Exemples :

Le chlore possède 2 isotopes : l'isotope $35 \text{ }^{35}_{17}\text{Cl}$ (abondance 75%) et l'isotope $37 \text{ }^{37}_{17}\text{Cl}$ (abondance 25%).

L'isotope 35 a une masse molaire de 35 g, et l'isotope 37 a une masse molaire de 37 g.

La masse atomique du chlore dans le tableau périodique vaut :

$$M(\text{Cl})=0,75\times 35+0,25\times 37=35,5 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$$



À VOUS DE JOUER 19

Complétez

- 1) La masse molaire est généralement donnée en
- 2) Le bore possède 2 isotopes : l'isotope 10 (abondance 20%) et l'isotope 11 (abondance 80%).
L'isotope 10 a une masse molaire de, et l'isotope 11 une masse molaire de
La masse atomique du bore dans le tableau périodique vaut :
 $M(\text{B}) = \dots\dots\dots = \dots\dots\dots \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$
- 3) L'ancienne définition du nombre d'Avogadro nous dit qu'une mole de $^{12}_6\text{C}$ a une masse de g.
Dans un noyau de $^{12}_6\text{C}$, il y a nucléons. Donc une mole de nucléons a une masse de g.
Dans ^A_ZX on a nucléons. Donc la masse d'une mole de ^A_ZX vaut g

- La masse molaire d'un ion monoatomique est la masse molaire atomique de l'atome correspondant (on néglige la masse des électrons).

MASSE MOLAIRE D'UN COMPOSÉ MOLÉCULAIRE OU IONIQUE



L'ESSENTIEL

La masse molaire d'un composé moléculaire ou ionique est la masse d'une mole de ce composé.

Elle est la somme des masses molaires atomiques correspondant aux atomes constituant ce composé.

Exemples :

$$M(\text{H}_2\text{O})=2\times M(\text{H})+M(\text{O})=2\times 1+16=18 \text{ g/mol}$$

$$M(\text{NaCl})=M(\text{Na})+M(\text{Cl})=23+35,5=58,5 \text{ g/mol}$$



À VOUS DE JOUER 20

A partir des masses molaires ci-dessous calculez les masses molaires du méthane et du fluorure de calcium.

$$M(\text{H})=1 \text{ g/mol} \quad M(\text{C})=12 \text{ g/mol} \quad M(\text{F})=19 \text{ g/mol} \quad M(\text{Ca})=40 \text{ g/mol}$$

Masse molaire du méthane : $M(\text{CH}_4)=\dots\times M(\text{H})+M(\text{C})=\dots=\dots \text{ g/mol}$

Masse molaire du fluorure de calcium : $M(\text{CaF}_2)=\dots=\dots=\dots \text{ g/mol}$

03

QUANTITÉ DE MATIÈRE ET MESURE EN CHIMIE

Volume molaire



L'ESSENTIEL

Le volume molaire est le volume occupé par 1 mole d'un gaz. Il dépend en particulier de la température et de la pression.

On prend en général pour valeurs :

- 22,4 L/mol (température de 0°C, pression 1 atm)
- 24 L/mol (température de 20°C, pression 1 atm)

➤ Ces valeurs sont valables pour des gaz parfaits, où les molécules sont suffisamment éloignées pour ne pas interagir. On considérera que tous les gaz sont parfaits.

En chimie, on calcule rarement un nombre d'entités, qui font manipuler de très grands nombres, et on utilise rarement les masses des atomes et des molécules qui font manipuler de très petits nombres. On passe généralement par les masses molaires.

Exemples :

Quelle est la quantité de dioxygène contenue dans 3 L (à 20°C, pression 1 atm)?

quantité de matière	1	?
v	24	3

$$n(\text{O}_2)=\frac{3}{24}=0,125 \text{ mol}$$



À VOUS DE JOUER 21

Combien y-t-il de molécules de dioxygène dans 2 L (à 0°C, pression 1 atm) ?
Complétez.

nombre de molécules	?
V	2

$$N(\text{O}_2) = \frac{\dots\dots\dots}{\dots\dots\dots} = \dots\dots\dots$$



QUANTITÉ DE MATIÈRE ET MESURE EN CHIMIE

Relation entre masse, volume et quantité de matière

MASSE ET QUANTITÉ DE MATIÈRE



L'ESSENTIEL

On considère un échantillon de masse m d'une espèce chimique de masse molaire M . On appelle n la quantité de matière de l'espèce chimique contenue dans l'échantillon. On a les relations suivantes :

$$m = n \times M \quad \text{ou} \quad n = \frac{m}{M}$$

➤ Les masses s'expriment généralement en g, les quantités de matière en mol et les masses molaires en $\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$

Exemple 1 : on considère un échantillon de 3g de sel (chlorure de sodium : formule NaCl).

Quelle est la quantité de matière de sel contenue dans l'échantillon ?

On donne $M(\text{Na})=23 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$ $M(\text{Cl})=35,5 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$

On calcule la masse molaire de NaCl : $M(\text{NaCl})=23+35,5=58,5 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$

On en déduit la quantité de NaCl : $n(\text{NaCl}) = \frac{3}{58,5} \approx 0,05 \text{ mol}$



À VOUS DE JOUER 22

A partir des masses volumiques suivante $M(\text{H}) = 1 \text{ g/mol}$ $M(\text{C}) = 12 \text{ g/mol}$ $M(\text{O}) = 16 \text{ g/mol}$
Complétez le raisonnement et calcul ci-dessous.

Quelle est la quantité de matière de glucose $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ contenue dans 4 g ?

On doit d'abord déterminer la de $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$.

$M(\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6) = \dots\dots\dots = \dots\dots\dots \text{ g/mol}$

$n(\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6) = \frac{\dots\dots\dots}{M(\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6)} = \dots\dots\dots \text{ mol}$

MASSE VOLUMIQUE ET DENSITÉ



L'ESSENTIEL

Pour un même volume occupé, les espèces chimiques ne possèdent pas la même masse. Si le volume V (en m^3) d'un corps homogène a une masse de m (en kg), on définit la **masse volumique** ρ (en $\text{kg}\cdot\text{m}^{-3}$) comme étant le rapport :

$$\rho = \frac{m}{V}$$

La masse volumique est une constante pour une espèce chimique donnée à une température donnée

- Il faut faire attention aux unités de masse et de volume ! En particulier, on utilise souvent les g/cm^3 .
- La **masse volumique de l'eau** à température ambiante (20°C) est :

$$\rho(\text{eau})=1000 \text{ kg} \cdot \text{m}^{-3}=1 \text{ kg} \cdot \text{L}^{-1}=1 \text{ g} \cdot \text{cm}^{-3}$$
- La **masse volumique de l'air à 0° et 1 atm** :

$$\rho(\text{air})=1,3 \text{ kg} \cdot \text{m}^{-3}=1,3 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}$$



À VOUS DE JOUER 23

Complétez le raisonnement et calcul ci-dessous.

La masse volumique de l'or est $\rho(\text{or})=19300 \text{ kg} \cdot \text{m}^{-3}$.

Convertir cette masse volumique en $\text{g} \cdot \text{cm}^{-3}$: $\rho(\text{or})=\dots\dots\dots \text{g} \cdot \text{cm}^{-3}$.

Un lingot de 81mm x 40 mmx 8mm a un volume de $\dots\dots \times \dots\dots \times \dots\dots = \dots\dots\dots \text{mm}^3 = \dots\dots\dots \text{cm}^3$

Sa masse vaut : $\dots\dots\dots \times \dots\dots\dots = \dots\dots\dots \text{g} = \dots\dots\dots \text{kg} \dots\dots\dots$



L'ESSENTIEL

La densité d'une espèce chimique par rapport à une autre est le rapport de leur masse volumique. Il s'agit d'une valeur relative.

La densité d d'un liquide ou d'un solide de masse volumique ρ se définit par rapport à celle de l'eau.

$$d = \frac{\rho}{\rho(\text{eau})}$$

La densité d d'un gaz ρ se définit généralement par rapport à l'air à 0° et 1 atm.

$$d = \frac{\rho}{\rho(\text{air})}$$

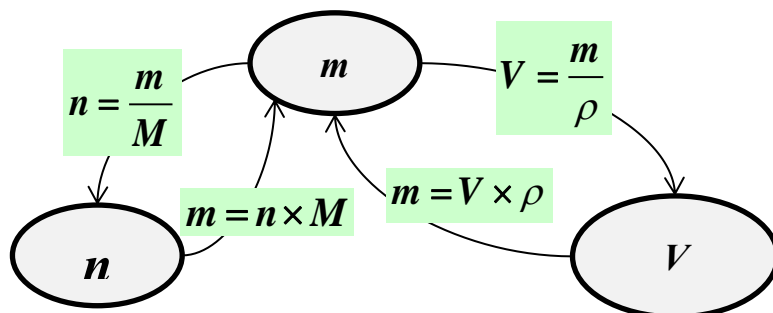
- La densité est une grandeur sans unité.

Exemple :

- Densité de l'or (solide) : 19,3
- Densité du méthanol (liquide): 0,79
- Densité du dioxyde de carbone (gaz): 1,5

RELATION ENTRE QUANTITÉ DE MATIÈRE, MASSE ET VOLUME

On considère un échantillon de masse m , de volume V et de quantité de matière n d'une espèce chimique ayant M pour masse molaire et ρ pour masse volumique.



LE TEMPS DU BILAN

- Une mole d'une entité (atome, ion, molécule) renfermant N_A exemplaires de cette entité ($N_A = 6,02 \times 10^{23}$). La mole (mol) est l'unité de quantité de matière.

Quantité de matière n :	Masse molaire d'un composé moléculaire :
Il s'agit du nombre de moles que contient cet échantillon	Il s'agit de la masse d'une mole de ce composé.
$n = \frac{N}{N_A} \text{ et}$ $n = \frac{m}{M}$	$M(\text{H}_2\text{O}) = 2 \times M(\text{H}) + 1 \times M(\text{O})$
Masse volumique ρ :	Densité d'un liquide :
Il s'agit de la masse occupée par un certain volume de liquide.	Il s'agit du rapport entre la masse volumique de ce liquide sur la masse volumique de l'eau
$\rho = \frac{m}{V}$	$d = \frac{\rho_{\text{liquide}}}{\rho_{\text{eau}}}$

Abordons maintenant une série d'exercices, afin de vérifier vos connaissances.
Les exercices ont été classés dans un ordre d'approfondissement croissant.
Les réponses aux exercices se trouvent en fin de manuel.

EXERCICE

18

Complétez.

$$125 \text{ g}\cdot\text{L}^{-1} = \dots \text{ g}/\text{cm}^3$$

$$32 \mu\text{mol}/\text{cm}^3 = \dots \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$$

$$857 \text{ kg}/\text{m}^3 = \dots \text{ g}/\text{cm}^3$$

EXERCICE

19

En vous reportant au tableau périodique des éléments, calculez la masse molaire (en $\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$) :

- de l'ammoniac NH_3
- du dioxyde de carbone CO_2
- du permanganate MnO_4^-

EXERCICE

20

La masse volumique de l'éthanol $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$ est $\rho=780 \text{ g}\cdot\text{L}^{-1}$.

$$M(\text{H}) = 1 \text{ g}/\text{mol} \quad M(\text{C}) = 12 \text{ g}/\text{mol} \quad M(\text{O}) = 16 \text{ g}/\text{mol}$$

Quelle est la quantité de matière d'éthanol contenue dans 250 ml ?

EXERCICE

21

Le fer a une densité de 7,8.

$$M(\text{Fe})=55,8 \text{ g}/\text{mol}$$

Déterminer le nombre d'atomes présents dans un cube de 0,5 cm de côté.

EXERCICE

22

Soit le volume molaire à 0°C et 1 atm : 22,4 L.

1) Déterminez la masse volumique de l'air à 0° et 1 atm.

.....

.....

2) Le volume molaire d'un gaz à 60°C et 1 atm est 27,3 L, celui à -10°C est 21,6 L. Déterminer la densité de l'air à 60°C et à -10°C.

.....

.....

.....

EXERCICE

23

Données

$M(\text{Cu})=63,5 \text{ g/mol}$ $M(\text{Pb})=207 \text{ g/mol}$ $M(\text{Zn})=65,4 \text{ g/mol}$ $M(\text{Ti})=47,9 \text{ g/mol}$ $M(\text{Ni})=58,7 \text{ g/mol}$

Densité du cuivre : 8,92

Densité du plomb : 11,35

Densité du zinc : 7,15

Densité du titane : 5

Densité du nickel : 8,9

1) Loa affirme que plus la masse molaire d'un gaz est élevée, plus sa densité est élevée. A-t-elle raison ?

.....

.....

.....

2) Noé affirme que plus la masse molaire d'un métal est élevée, plus sa densité est élevée. A-t-il raison ?

.....

.....

.....



Vous pouvez maintenant
faire et envoyer le **devoir n°1**

