

CHIMIE 1h/semaine

Exercices complémentaires

Bonjour mes chers élèves,

J'espère que vous allez tous bien et que vous prenez soin de vous et de vos proches. Pour cela on vous demande de rester chez vous, même si cela peut vous sembler long et difficile à vivre. Vous n'êtes pas les seuls à éprouver ces sentiments et c'est pour cela qu'il faut se soutenir les uns les autres.

Pour que le temps paraisse un peu moins long et pour que vous ne perdiez pas l'habitude de travailler 😊, je vous transmets quelques exercices complémentaires à ceux déjà réalisés en classe.

Si vous le pouvez, imprimez les différents documents et répondez aux questions sur les feuilles que vous aurez imprimées.

Si vous n'avez pas la possibilité d'imprimer, pas de panique, il vous suffit de prendre note des réponses sur une feuille annexe en n'omettant pas de noter le numéro de la question à laquelle vous répondez.

Si vous éprouvez des difficultés à répondre à certaines questions, n'hésitez pas à aller consulter votre cours afin d'y trouver des pistes pour résoudre vos exercices.

Nous corrigerons les exercices en classe.

J'espère vous revoir très vite !

Prenez soin de vous et de ceux que vous aimez !

À bientôt

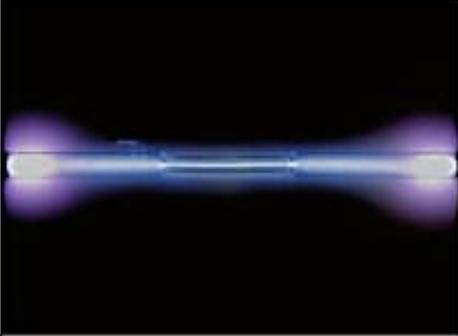
Mme Salmon

1. Relie

En t'appuyant sur l'information que tu viens de lire, relie les mots suivants aux définitions qui leur correspondent.

SOLVANT	•	Corps qui se dissout dans un solvant.
SOLUTÉ	•	Phénomène par lequel un soluté se dissout dans un solvant.
SOLUTION	•	Mélange homogène formé par un solvant contenant un ou plusieurs solutés.
DISSOLUTION	•	Corps qui dissout un soluté.

2. Nomme l'élément chimique représenté par :

		
Cl:	Au:	Xe:
		
Hg:	N:	C:

3. Donne le symbole chimique des éléments suivants:

• plomb:

• cobalt:

• sodium:

• magnésium:

• antimoine:

• potassium:

4. Nomme les éléments présents dans les substances suivantes:

• NaCl:

• KI:

• HBr:

5. Dans la liste suivante, souligne les éléments chimiques et donne leur symbole chimique:

eau distillée • air • citron • cuivre • étain • glucose • fer • nickel

.....

6. Une élève sépare en deux volumes égaux une solution salée de concentration 12 g/L. Quelle est la concentration massique de la solution dans chacun des deux récipients?

.....

.....

7. Pourquoi l'eau des rivières est-elle douce ? Comment peut-on l'expliquer ? Aide-toi des informations suivantes.

Principaux sels minéraux	La concentration massique en sels minéraux (g/L)	
	Eau de mer	Eau douce
Calcium	0,4	0,0070
Magnésium	1,27	0,0009
Sodium	10,56	0,0045
Potassium	0,4	0,0006
Chlorures	18,98	0,0080
Sulfates	2,65	0,0070
Carbonates	0,07	0,0120
TOTAL	34,33	0,0400

Source : L'Homme et la Nature, Éd. Fernand Nathan.

8. Documents :

Les modèles de l'atome à travers l'histoire

1. Démocrite

Démocrite, philosophe grec, fut un des premiers à proposer un modèle de la matière. Cet esprit très éclairé montra un grand sens critique, dénonçant toutes les superstitions de son époque, comme l'explication des phénomènes de la nature par le pouvoir des dieux.

Philosophiquement, Démocrite propose deux principes de la formation de l'univers : **le Plein et le Vide**. Il précise que le Plein est constitué par les plus petites particules de matière et que le Vide peut être considéré comme étant l'espace dans lequel se déplacent ces minuscules particules.

Il propose que les particules de matière soient invisibles, indestructibles et infinies en nombre. Il nomme ces particules (c'est-à-dire le Plein) *atomos*, qui signifie en grec « indivisible ». Bien que précurseur de la théorie atomique, Démocrite fut traité toute sa vie avec mépris, contrairement à Socrate, homme d'influence.



Démocrite,
460-370 av. J.-C.

2. John Dalton

John Dalton, physicien et chimiste anglais, rassembla toutes les connaissances scientifiques existantes concernant le modèle corpusculaire de la matière, et il réalisa de nombreuses expériences avec les gaz. Il énonça la loi des proportions définies et publia sa théorie sur les atomes dans son célèbre ouvrage « *A new System of Chemical Philosophy (Nouveau système de philosophie chimique)* », entre 1808 et 1827.



John Dalton (1766-1844)

Dalton décrit les particules constituant la matière comme de **minuscules sphères indestructibles et indivisibles** qu'il appela « **atomes** », en référence au nom donné par Démocrite. Très controversée au début, sa théorie atomique finit par s'imposer. John Dalton est considéré comme le père de la chimie.

3. Joseph John Thomson

Le physicien anglais, **Joseph John Thomson** étudia le comportement des rayons cathodiques en présence d'aimants et de charges électriques. Il découvrit que ces rayons sont déviés par des champs électriques et magnétiques.

En 1897, Thomson, fin expérimentateur doué pour interpréter des résultats, conclut que ces rayons cathodiques étaient en réalité de très petites particules chargées négativement qu'il appela « corpuscules ». Plus tard, il les appela « **électrons** ». Il démontra aussi qu'un électron était beaucoup plus petit qu'un atome. Si les électrons étaient plus petits que les atomes, le raisonnement de Thomson le conduisit à supposer qu'ils pourraient constituer des parties d'atomes.

Partant de cette idée, il conclut que l'atome était une sphère comportant des électrons, particules négatives dispersés au sein d'une masse de charges positives compensant la charge négative totale des électrons, étant entendu que l'atome est électriquement neutre.

Le modèle atomique proposé par Thomson est nommé *Plum-Pudding*. Ce terme illustre parfaitement l'atome comme le modèle d'une enveloppe au sein de laquelle la matière positive serait la mie et les électrons négatifs les raisins d'un cramois.



Joseph John Thomson
(1856-1940)

4. Ernest Rutherford

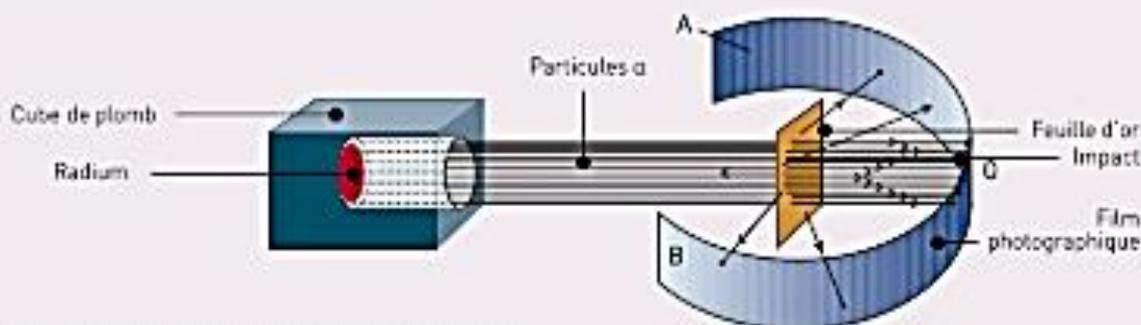
À Cambridge, **Ernest Rutherford**, physicien anglais, rencontra Joseph John Thomson qui l'encouragea à effectuer des recherches sur les rayons émis par les corps radioactifs. Ce fut pour Rutherford le début d'un intérêt permanent pour l'étude de la radioactivité et de la structure des atomes. En 1908, il reçut le prix Nobel de chimie pour l'identification des particules «alpha». Soucieux de préciser le modèle atomique de J. J. Thomson, Rutherford et ses assistants réalisèrent l'expérience suivante.



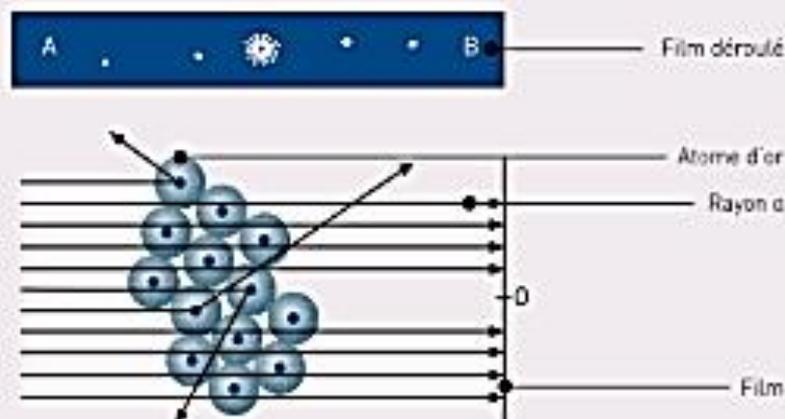
Ernest Rutherford
(1831-1937)

Hans Geiger et Ernest Marsden, alors étudiants de Rutherford, bombardèrent de très fines feuilles d'or par des particules «alpha» positives produites par du radium. Un mince faisceau de particules «alpha» émergea de la boîte de plomb.

Ils observèrent que la grande majorité des particules «alpha» traversaient la feuille d'or sans déviation et qu'une fraction minime (1 sur 8 000) de ces particules «alpha» étaient déviées à grand angle comme si elles rebondissaient sur un obstacle massif.



Résultat obtenu par l'expérience de Rutherford :



Rutherford proposa son modèle en 1911, en interprétant ses observations de la manière suivante.

L'atome contient un cœur massif, de charge électrique positive, capable de repousser les particules «alpha» positives. Il l'appelle le «noyau», et prouva expérimentalement plus tard, qu'il est occupé par les **protons**. Le noyau de l'atome ne doit occuper qu'un volume très réduit de l'espace atomique, en raison du rebond d'une fraction minime de particules «alpha», la majorité d'entre elles ne rencontrant aucun obstacle sur leur trajectoire.

Puisque l'atome est électriquement neutre, les charges négatives portées par les électrons doivent être compensées par les charges positives des protons.

Comme les protons sont concentrés dans le noyau, il propose également que les électrons gravitent dans le vide, autour du noyau. Dans ce modèle, appelé « **modèle planétaire** » de Rutherford, le volume vide de l'atome présente un diamètre approximativement 100 000 fois plus grand que celui du noyau. Cela revient à dire que si l'atome était représenté par un terrain de football dans sa plus grande longueur, soit 105 m, le noyau de l'atome, se trouvant au centre, aurait les dimensions d'une tête d'épingle (1,05 mm), et les électrons seraient les joueurs ayant un espace de jeu égal à la sphère, dont le diamètre serait la longueur du terrain.

5. Niels Bohr

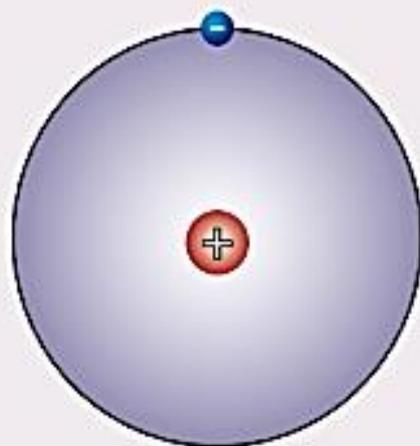
Niels Bohr, chimiste danois, va s'intéresser à la façon dont les électrons circulent autour du noyau.

À partir d'expériences de spectroscopie atomique, établies sur l'absorption ou l'émission de lumière (photon ou grain d'énergie, dont la valeur dépend directement de la couleur de la lumière émise) par l'atome, Niels Bohr propose en 1913 un **modèle atomique où les électrons gravitent sur des orbites bien précises autour du noyau**, organisées selon différentes couches électroniques d'énergie croissante.



Niels Bohr (1885-1962)

Il y a sept couches électroniques, représentées par un nombre entier n (allant de 1 à 7) ou par une lettre majuscule (K, L, M, N, O, P et Q). Les électrons doivent occuper les couches électroniques de numéros croissants, car le nombre d'électrons par couche est limité. Il est de deux maximum pour la couche K, huit pour la couche L, dix-huit pour la couche M... soit au nombre de $2n^2$ électrons pour la couche n .



H

Représentation de l'atome d'hydrogène
selon le modèle de Bohr

Le modèle de Bohr n'est pas encore le dernier à avoir été proposé. À partir d'autres expériences et de développements théoriques s'appuyant sur la mécanique quantique, les scientifiques (Erwin Schrödinger, Paul Dirac...) développent « le modèle atomique moderne » qui, à ce jour, n'a pas été remis en question. À l'orbite de l'électron se substitue la notion probabiliste d'orbitale électronique.

6. James Chadwick

James Chadwick, physicien britannique, prix Nobel de physique en 1935, met expérimentalement en évidence en 1932 la présence d'une deuxième particule dans le noyau de l'atome. Le bombardement d'atomes de béryllium avec des particules « alpha » provoque une réaction nucléaire qui libère une nouvelle particule. Comme elle est neutre, elle va s'appeler le **neutron**. Elle a une masse très proche de celle du proton.



James Chadwick
(1891-1974)

En première approximation, on peut considérer que le rôle des neutrons est d'assurer la cohésion entre tous les nucléons (ensemble des protons et des neutrons) au sein du noyau, au moyen d'interactions nucléaires fortes.

La découverte du neutron par James Chadwick est à l'origine de la fission nucléaire et de la production d'énergie dans les centrales nucléaires, mais aussi de la construction de la bombe atomique.

Grâce aux documents ci-dessus, complète le tableau suivant en représentant par un schéma chaque modèle en respectant l'ordre chronologique.

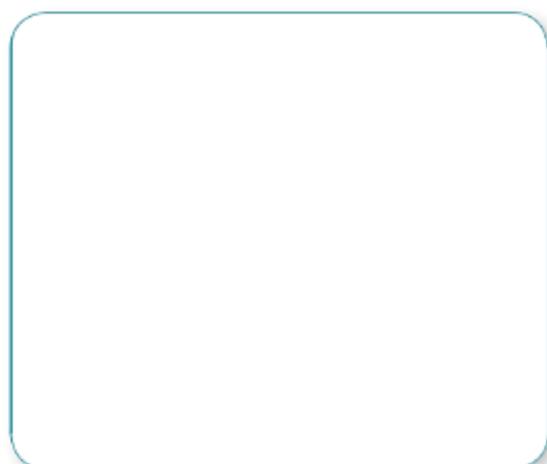
Prends-en connaissance au travers du **CHIM DOC 12 « Les modèles de l'atome à travers l'histoire »**, et représente par un dessin chaque modèle en respectant l'ordre chronologique.

1 ^{er} modèle:	2 ^e modèle:

3 ^e modèle:	4 ^e modèle:
5 ^e modèle:	6 ^e modèle:

9. Les documents **CHIM DOC 13 «Composition de l'atome»** et **CHIM DOC 14 «Une case du tableau périodique»** vont te permettre de trouver dans le tableau périodique, la composition de l'atome de n'importe quel élément, et même de préciser sa configuration électronique, c'est-à-dire dans quelle couche se trouvent les électrons.

Représente par un dessin, l'atome de l'élément magnésium selon le modèle de Bohr :



Composition de l'atome

L'atome est formé d'un noyau atomique, cent mille fois plus petit que la taille de l'atome et d'un nuage électronique, essentiellement constitué de vide.

1. Le noyau atomique

Le **noyau atomique** est formé de **nucléons** qui peuvent être des protons ou des neutrons.

Carte d'identité
Nom : Proton
Représentation : p^+
Adresse : noyau atomique
Masse (en valeur relative) : 1
Charge électrique (en valeur relative) : +1

Carte d'identité
Nom : Neutron
Représentation : n^0
Adresse : noyau atomique
Masse (en valeur relative) : 1
Charge électrique (en valeur relative) : 0

Une masse en valeur relative de 1 correspond dans le Système international (SI) à $1,66 \cdot 10^{-27}$ kg.

Une charge électrique en valeur relative de +1 correspond dans le Système international (SI) à $+1,60 \cdot 10^{-19}$ C.

Le nombre de nucléons dans un atome est donné par le **nombre de masse A**.

Le nombre de protons est donné par le **nombre atomique Z**.

2. Le nuage électronique

Le **nuage électronique** est formé par l'**ensemble des électrons qui gravitent autour du noyau**. Le nombre d'électrons dans le nuage d'un atome est également donné par le nombre atomique Z (puisque l'atome est neutre).

Carte d'identité
Nom : Électron
Représentation : e^-
Adresse : en orbite autour du noyau
Masse (en valeur relative) : $\frac{1}{1840}$
Charge électrique (en valeur relative) : -1

La masse des électrons du nuage est négligeable. La masse de l'atome est donc très proche du nombre de masse A.

Le nombre atomique Z et le symbole chimique sont étroitement liés : la nature chimique d'un élément dépend uniquement du nombre atomique. En effet, les atomes de même nombre atomique Z sont chimiquement **indiscernables** : ils appartiennent au même **élément chimique**.

Des atomes du même élément, donc ayant le **même nombre atomique Z**, mais ayant des nombres de masse A différents, sont appelés **isotopes** de l'élément.

Une case du tableau périodique

Nombre atomique Z

Indique le nombre de protons dans le noyau et d'électrons présents dans le nuage de l'atome neutre.

Symbole chimique

Nom de l'élément chimique

51	1,9	2
		8
	Sb	18
		18
	Antimoine	5
	121,75	

Configuration électronique

Répartition des électrons dans les différentes couches (modèle de Bohr), 7 couches au maximum, identifiées par les lettres K, L, M, N, O, P, Q, avec K la plus proche du noyau ou identifiées par un nombre n prenant les valeurs de 1 à 7.

Exemple :

Élément: Antimoine
Symbole: Sb

possède: $\left[\begin{array}{l} 51 p^+ \\ 71 n^0 (122 - 51) \\ 51 e^- \end{array} \right.$

répartis de la manière suivante: deux dans la couche K, huit dans la couche L, dix-huit dans la couche M, dix-huit dans la couche N et cinq dans la couche O. Nous écrivons en raccourci que la configuration électronique de l'antimoine est $2 + 8 + 18 + 18 + 5$.

Masse atomique relative A_r

- En première approximation, on peut considérer que la valeur de la masse relative de l'élément affichée dans le tableau périodique, arrondie à l'unité, correspond au nombre de masse A de l'isotope le plus abondant. En effet, chaque élément possède parfois plusieurs isotopes. La masse atomique moyenne relative A_r tient compte de l'abondance relative de ces isotopes.
- Le nombre de n^0 dans le noyau = $A - Z$.

En t'aidant des documents ci-dessus et de ton tableau périodique, complète le tableau suivant :

Nom de l'élément	Symbole de l'élément	Nombre de protons	Nombre de neutrons	Nombre d'électrons	Configuration électronique
azote					
fluor					
chlore					
mercure					
hydrogène					