

8. Le tableau périodique des éléments.

Il existe actuellement 92 éléments naturels et une vingtaine d'éléments obtenus artificiellement. Tous ces éléments ont reçu un nom et un symbole pour en simplifier l'écriture.

FAMILLES

TABLEAU PÉRIODIQUE DES ÉLÉMENTS

Nombre atomique → Z
 ← e⁻ Électronégativité
 Couches → X ← Symbole
 ← A_r Masse atomique relative

PÉRIODES

PÉRIODES	I.		II. III. IV. V. VI. VII. VIII.										L.		II.				
	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18	
1	H	He																	
2	Li	Be	B	C	N	O	F	Ne											
3	Na	Mg	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	
6	Cs	Ba	La	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn	
7	Fr	Ra	Ac	Unq	Unp	Unh	Uns												

A) Classement des éléments.

Le tableau périodique est un ensemble de cases, chacune représentant un ÉLÉMENT CHIMIQUE. Le tableau peut être divisé en COLONNES appelées « FAMILLES » et en LIGNES appelées « PÉRIODES ».

Les familles sont symbolisées par un chiffre ROMAIN (de I à VIII) associé à une lettre minuscule a ou b.

Les périodes sont symbolisées par des chiffres ARABES (de 1 à 7). Le numéro de la période correspond au nombre de couches d'électrons des éléments de la période. Nous y reviendrons par la suite. Les éléments d'une même famille présentent des similitudes de PROPRIÉTÉS, tout comme les personnes d'une même famille se ressemblent.

Dans chaque période, les éléments sont placés par ORDRE CROISSANT de MASSE ATOMIQUE RELATIVE (Ar), d'où le nom de « tableau périodique ».

Le NUMÉRO ATOMIQUE (Z) permet de classer les éléments.

B. Analyse d'une case du tableau périodique.

6
C
12,011

Quel est le numéro indiqué dans le coin supérieur gauche ? 6

Que représente ce numéro ? le nombre atomique Z

Que signifie ce numéro pour l'élément carbone ? qu'il occupe la 6^{ème} position dans le TP; qu'il a 6 électrons et 6 protons

B. Analyse d'une case du tableau périodique.

6
C
12,011

Quel est le numéro indiqué dans le coin supérieur gauche ? 6
Que représente ce numéro ? LE NOMBRE ATOMIQUE Z
Que signifie ce numéro pour l'élément carbone ? IL A LA 6^{ème} POSITION DANS LE TABLEAU PÉRIODIQUE DONC IL POSSÈDE 6 ÉLECTRONS (e⁻) ET 6 PROTONS (p⁺)

En dessous du symbole de l'élément, on trouve un autre chiffre, lequel ? 12,011

Ce nombre possède-t-il une unité ? NON

Ce nombre représente la **masse atomique relative** de l'atome de carbone. On la symbolise par **A_r**

Que signifie « masse relative » ?

LE CHIFFRE 12,011 EST UN RAPPORT. POUR ÉTABLIR UN RAPPORT IL FAUT COMPARER 2 CHOSSES. ICI, CHAQUE ATOME EST COMPARÉ À L'ATOME H AU NIVEAU DE SA MASSE. H EST L'ÉLÉMENT LE + SIMPLE QUI SE sert DE RÉFÉRENCE.

Concrètement cela signifie que LA MASSE DE L'ATOME C EST ENVIRON 12 FOIS PLUS GRANDE QUE CELLE DE L'ATOME H.

Les scientifiques classent les éléments chimiques en colonnes appelées « **famille** » et en lignes appelées « **périodes** ».

Les éléments d'une même famille possèdent des propriétés communes telle que la réactivité avec d'autres corps, comme par exemple l'oxydation de l'air (ex : ternissement des métaux) ou leur réactivité avec l'eau.

Les familles Ia, IIa et IIIa comptent surtout des **métaux** ;

La famille des **alcalins** : Li, Na, K, Rb, Cs, Fr.

La famille des **alcalino-terreux** : Be, Mg, Ca, Sr, Ba, Ra (leurs propriétés se situent entre celles des alcalins et des terreux).

La famille des **terreux** : B, Al, Ga, In, Tl (l'aluminium est un des éléments les plus abondants dans la croûte terrestre).

Les familles IVA, Va, VIA, VIIa et VIIIa renferment surtout des **non-métaux** ;

C'est le cas, du moins, des premiers éléments de la famille.

La famille des **carbonides** (de la famille du carbone) : C, Si, Ge, Sn, Pb.

La famille des **azotides** (de la famille de l'azote) : N, P, As, Sb, Bi.

La famille des **sulfurides** (de la famille du soufre) : O, S, Se, Te, Po.

La famille des **halogènes** (qui engendrent des sels) : F, Cl, Br, I, At.

La famille des **gaz nobles** : He, Ne, Ar, Kr, Xe, Rn.

Ces gaz sont présents dans l'air à des pourcentages relativement faibles. On peut aussi les appeler **gaz inertes** car ils se distinguent par leur absence presque totale de réactivité.

Il existe actuellement sept périodes. Dans chaque période, les éléments sont classés par ordre croissant de **masse atomique relative**, de gauche à droite.

La période 1 ne comporte que deux éléments : l'hydrogène et l'hélium.

Les périodes 2 et 3 comptent chacune 8 éléments.

Les périodes 4 et 5 comptent chacune 18 éléments.

Les périodes 6 et 7 comptent 32 éléments.

Exercices

1) A l'aide du tableau périodique, complète le tableau ci-dessous.

Atome	Symbole	Z	A _r	Nom de la famille
Chlore	Cl	17	35,453	HALOGÈNES
Sodium	Na	11	22,989	ALCALINS
Hélium	He	2	4,003	GAZ NOBLES
Magnésium	Mg	12	24,312	ALCALINO-TERREUX
Tungstène	W	74	183,85	/
Or	Au	79	196,97	/

2) Complète le tableau pour chacun des éléments.

Atome	Symbole	Z	Nom de la famille	Période
Aluminium	Al	13	TERREUX	3
Fluor	F	9	HALOGÈNES	2
Calcium	Ca	20	ALCALINO-TERREUX	4
Phosphore	P	15	AZOTIDES	3
Potassium	K	19	ALCALINS	4

C. Elaboration du modèle atomique.

- Notion de modèle.

Dans les chapitres précédents, nous avons vu que les corps étaient composés de molécules elles-mêmes composés d'atomes. En décomposant la matière, les chercheurs ont pu découvrir l'existence sur la Terre de plusieurs sortes d'atomes naturels différents.

De tout temps, les scientifiques essaient de comprendre le monde qui les entoure. Leur curiosité, devant les phénomènes naturels au milieu desquels ils vivent, les a amenés à se représenter le contenu et le comportement de la matière : ils ont créé des modèles.

Un modèle est une représentation réalisée à partir d'un ensemble d'observations et d'hypothèses.

Histoire des modèles atomiques.

• -500

Le mot « atome » vient du grec. Cette notion fut introduite par Leucippe.

Un de ses élèves, Démocrite, explique que la matière est constituée de corpuscules, en perpétuel mouvement, dotés de qualités idéales.

• -350

Aristote, philosophe grec, divise la matière en 4 éléments qu'il appelle « racines ». Ce sont l'air, la terre, l'eau et le feu. Les différentes matières résultent de ces 4 éléments.

A la même époque, en Inde, une philosophie enseigne déjà que la matière est formée d'atomes indestructibles. Leur assemblage en choses visibles est destructible.

- **500 - 1500**

Au moyen Âge, l'alchimie (du grec *khêmeia* : fondre du minéral) a pour but d'essayer de transformer les métaux « vils », comme le plomb, en métaux « nobles », comme l'or. Malgré leurs croyances particulières, les alchimistes développent l'observation, l'expérimentation, la mesure et une certaine classification des éléments.

- **Le modèle de Dalton (1808)**

Si les philosophes grecs de l'Antiquité eurent les premiers l'intuition de la constitution corpusculaire de la matière, il a fallu attendre 1808 pour que John Dalton reprenne l'hypothèse de Démocrite (la matière est constituée de particules infimes et indivisibles appelées atomes) et publie la première théorie de l'atome.

Certains historiens rapportent que Dalton s'interrogea sur le fait que les constituants d'un mélange de gaz ne se placent pas par ordre de densité, mais forment un ensemble homogène. Cela conduisit à imaginer que les gaz sont constitués de particules extrêmement petites animées d'un mouvement perpétuel qui les mélange.

A partir de là, il pouvait se faire un modèle corpusculaire des liquides et des solides constitués de même particules mais beaucoup plus proches et à agitation réduite.

Il compare ces particules à des boules de billard. Tous les atomes d'un même élément sont identiques et les atomes sont différents d'un élément à l'autre. Les atomes peuvent réaliser différentes combinaisons pour donner des molécules.

- **Le modèle de Thomson (1897)**

Le physicien britannique Sir Joseph Thomson (1856-1940) en effectuant des expériences sur la nature électrique de la matière, découvrit que l'atome que l'on pensait insécable et indivisible, libérait des particules chargées négativement d'une masse négligeable (9×10^{-31} kg)... Les ELECTRONS

En 1904, il imagina que cette masse avait une charge positive compensant la charge négative totale des électrons. Il rendait compte ainsi du fait que les atomes sont électriquement neutres.

A la même époque, l'allemand E. Goldstein (1850-1930) avait découvert, en 1886, l'existence de particules positives dans l'atome : les PROTONS (p+).

Cette découverte permit à Thomson de préciser son modèle atomique. Il imagina l'atome comme constitué d'autant d'électrons (e-) que de protons (p+), rendant compte ainsi du fait que la matière est électriquement neutre.

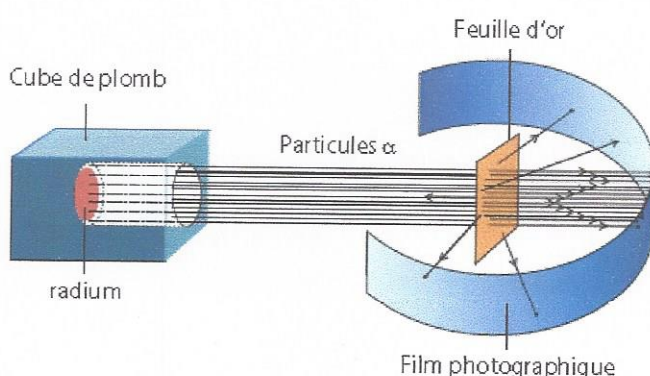
- **Le modèle de Rutherford (1911)**

Les scientifiques cherchèrent à vérifier le modèle de Thomson en bombardant la matière avec des particules émises par des corps radioactifs. Vers 1910, l'anglais Ernest Rutherford (1871 – 1937) aboutit avec ses collaborateurs à un résultat remarquable.

Comme projectile, ils utilisèrent des « particules alpha » positives, très énergétiques, produites par du radium.

Ce faisceau est dirigé vers un écran fluorescent circulaire sur lequel son impact est visible par une tache lumineuse.

Ensuite, ils interposèrent une mince feuille d'or (0,001 mm d'épaisseur) sur le trajet des particules alpha.



Ils furent très surpris d'observer que la grande majorité des particules, positives, traversaient la feuille d'or sans être divisées tandis qu'un petit nombre de ces particules voyaient leur trajectoire modifiée (comme si elles étaient « repoussées » par les atomes de la feuille d'or...)

Rutherford conclut que le modèle atomique de Thomson ne pouvait expliquer pourquoi la plupart des particules radioactives positives poursuivaient leur trajectoire rectiligne sans être déviées. Il comprit que les

Le modèle atomique de Rutherford ne permet pas d'expliquer d'où vient cette différence de masse. Pour expliquer le fait que la masse atomique relative de l'atome He est 4 et non 2, les scientifiques émirent, vers 1920, **l'hypothèse de l'existence de particules supplémentaires dans le noyau de l'atome**.



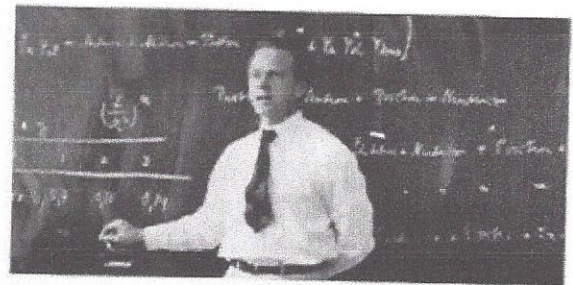
Comme les atomes sont électriquement neutres (ils sont constitués d'un même nombre de protons et d'électrons, de charge égale mais de signe contraire), ces particules supplémentaires doivent donc être électriquement neutres: **c'est pourquoi les scientifiques leur donnèrent le nom de neutrons**.

d) Le modèle atomique de Rutherford-Chadwick.

C'est seulement en 1932 que J. Chadwick' confirma expérimentalement l'existence du neutron et que sa masse fut mesurée comme étant pratiquement équivalente à celle du proton et donc de l'atome H.

« **W. Heisenberg** » vérifia ensuite que les neutrons faisaient partie intégrante du noyau, et proposa dès lors le terme nucléon pour désigner une particule du noyau atomique, qu'elle soit proton ou neutron.

Un **NEUTRON** (n^0) est un nucléon, particule du noyau atomique, de masse équivalente à celle d'un proton (ou d'un atome H) mais sans charge électrique.



W. Heisenberg

L'existence du neutron nous permet de lever l'incompréhension formulée plus haut.

Ainsi, la masse atomique relative de He est 4 parce que son noyau est constitué de 2 protons et de 2 neutrons;

La masse atomique relative nous permet également de calculer le nombre de neutron(s) présent(s) dans noyau.

Pour cela, utilisons la relation suivante :

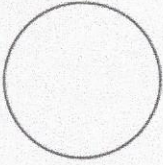
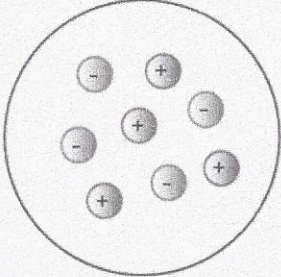


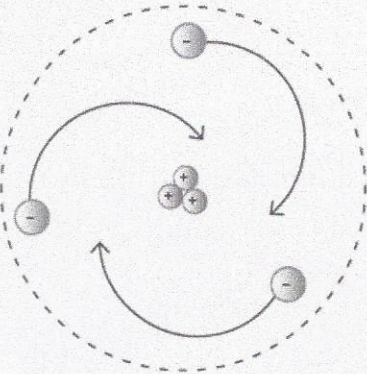
$$A_r - Z = n^0$$

La découverte du neutron par Chadwick obligea les scientifiques à revoir le modèle atomique de Rutherford. Quand un modèle scientifique ne permet plus de rendre compte des observations faites, les scientifiques élaborent d'autres modèles. La mise à l'épreuve de ceux-ci aboutit à l'émergence de l'un d'entre eux qui est alors retenu par la communauté scientifique jusqu'à ce qu'il devienne, à son tour, éventuellement insatisfaisant. C'est ainsi qu'après le modèle de Rutherford, émergea un nouveau modèle atomique que nous appellerons **« modèle de Rutherford-Chadwick »**.

rare obstacles rencontrés ne devaient occuper qu'un volume très réduit de l'espace atomique et que ces « obstacles » devaient être de charge positive puisqu'il repoussaient avec force les projectiles positifs qui les atteignaient (*En électricité, des charges de même signe se repoussent tandis que des charges de signes contraires + et - s'attirent*).

Le modèle de Rutherford montre donc que... :

- La charge élémentaire du noyau est positive ;
- L'essentiel de la masse de l'atome se trouve concentrée dans le noyau qui est de taille minuscule ;
- L'atome est composé essentiellement de vide ;
- Les électrons circulent autour du noyau à grande vitesse ; - La distance noyau-électrons est 100 000 fois plus grande que le rayon du noyau ;
- La somme des charges des électrons est égale à la charge du noyau ;
- L'atome est électriquement neutre.

L'atome de DALTON (chimiste anglais 1766 - 1844)	
	<p>Pour Dalton, un atome c'est:</p> <ul style="list-style-type: none"> • une sphère • minuscule • indivisible • indestructible
L'atome de THOMSON (physicien anglais 1856 - 1940)	
	<p>Pour Thomson, un atome c'est:</p> <ul style="list-style-type: none"> • une sphère • constituée d'un nombre égal de protons et d'électrons <p><u>Légende</u> p^+ = proton  e^- = électron </p>
L'atome de RUTHERFORD (physicien anglais 1871 - 1937)	
	<p>Pour Rutherford, un atome c'est:</p> <ul style="list-style-type: none"> • un très grand volume vide • un noyau central composé de protons • des électrons qui se déplacent autour du noyau • un même nombre de protons et d'électrons <p><u>Remarque:</u> Le schéma n'est pas à l'échelle. Les pointillés indiquent la limite de l'espace dans lequel évoluent les électrons.</p>

Du modèle de Rutherford à celui de Bohr.

a) Numéro ou nombre atomique Z.

Dans la case du lithium Li, le nombre entier « 3 » situé dans le coin supérieur gauche est appelé le **nombre atomique**. De façon plus générale, Z indique:

- l'**ordre** de classement d'un atome dans le tableau;
- le **nombre de protons (p+)** ainsi que le nombre **d'électrons (e-)** présents dans un atome électriquement neutre.

Ainsi l'atome lithium a comme numéro atomique $Z=3$.

C'est le 3e atome par ordre de complexité. Il possède 3 protons et 3 électrons.

	3
2	Li
1	
	6,94

b) Masse atomique relative Ar.

Attachons-nous maintenant à donner un sens au nombre situé sous le symbole de l'atome. Remarquons que ce nombre n'a pas d'unité. En effet, la masse de chaque atome est calculée en la comparant à la masse d'un atome étalon: l'atome H, le plus léger. C'est pourquoi, qu'elle soit effectuée par d'anciennes méthodes ou par des méthodes plus modernes (spectrométrie de masse), la mesure de la masse des atomes aboutit à une masse relative puisqu'elle résulte du rapport de deux masses.

La masse atomique relative indique également le nombre de particules dans le noyau de l'atome
(les nucléons)

Dans le cas du lithium, la masse atomique relative est de 6,94.

Dans l'atome de lithium, il y a 6,94 nucléons.

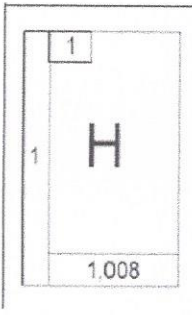
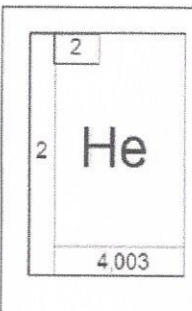
⇒ Dans la pratique, si tu veux connaître la masse atomique relative d'un atome, il faut consulter le tableau de Mendeleïev (TP). La masse atomique relative figure sous le symbole de chacun des atomes. Quand tu devras l'utiliser, tu l'arrondiras à l'unité la plus proche.

c) Découverte du neutron.

Les scientifiques ont établi que la masse du proton est pratiquement égale à la masse d'un atome H (soit $1,672 \cdot 10^{-27}$ kg) et que la masse de l'électron, environ 1836 fois plus petite, est négligeable par rapport à la masse du proton.

→ La masse d'un atome devrait donc être égale à la somme des masses des protons.

Vérifions cette hypothèse par deux exemples :

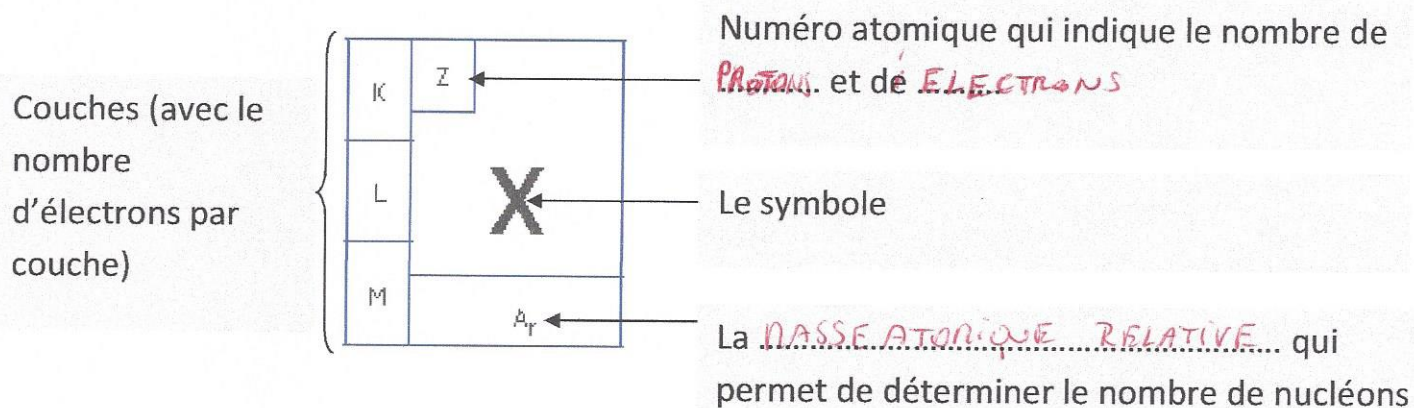
	Z	Nombre de protons	Nombre d'électrons	Ar
	1	1	1	1,008
	2	2	2	4,003

Synthèse :

Tout atome, électriquement neutre, est composé :

- d'un noyau qui comprend :
 - un ou plusieurs protons
 - zéro ou plusieurs neutrons
- d'électrons qui évoluent au tour du noyau en nombre égale à celui des protons.

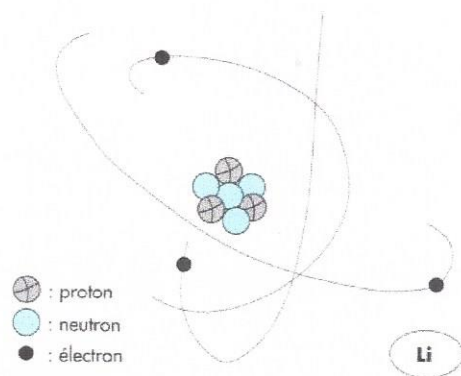
Comment décoder une case du tableau périodique ?



e) Un atome, qu'est-ce que c'est ?

Il est formé d'un noyau contenant deux types de charges différentes :

- des protons ou charges positives
- des neutrons qui sont neutres (*qui ne possèdent pas de charges électriques*)
- Autour de l'atome, gravitent en orbite les électrons ou charges négatives.



Tout atome, électriquement neutre, est composé :

- d'un noyau qui comprend :
 - ✓ un ou plusieurs **PROTONS**
 - ✓ zéro, un ou plusieurs **NEUTRONS**

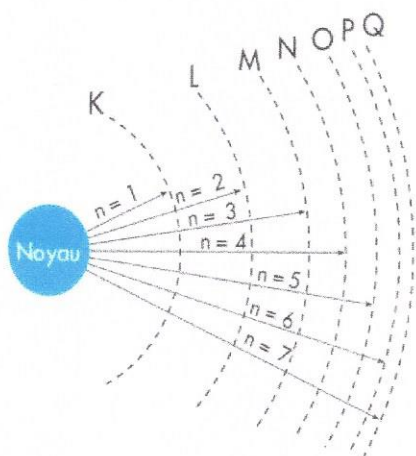
} Ce sont les nucléons
- d'**ELECTRON(S)** qui évolue(nt) autour du noyau, en nombre égal à celui des protons.

f) Les couches électroniques

En 1913, confrontés à de nouvelles observations, les scientifiques ont été amenés à préciser la structure électronique des atomes. C'est à partir de l'étude de la lumière émise par certains atomes chauffés, principalement l'hydrogène, que **Niels Bohr** et ses collaborateurs élaborèrent un nouveau modèle atomique. Le modèle de Rutherford a dû être modifié en imaginant que les électrons se situent sur des couches électroniques distinctes, K, L, M, N,... correspondant à différents niveaux d'énergie.

Ainsi,

- la couche K est une région autour du noyau où se situent les électrons de niveau d'énergie $n = 1$;
 - la couche L est une région autour du noyau où se situent les électrons de niveau d'énergie $n = 2$;
- et ainsi de suite comme le montre le schéma ci-dessous.

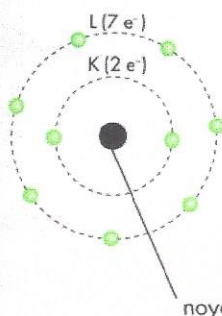


L'écart entre les différentes couches diminue au fur et à mesure qu'on s'éloigne du noyau. Grâce au modèle de Bohr, il devient possible de proposer une répartition des électrons par couche. De même que, pour remplir une salle de concert, les fans occupent d'abord la première rangée près de la scène, puis la seconde et ainsi de suite, de même les électrons d'un atome se répartissent d'abord en saturant la couche la plus proche du noyau, puis la seconde et ainsi de suite jusqu'à ce que tous les électrons soient distribués.

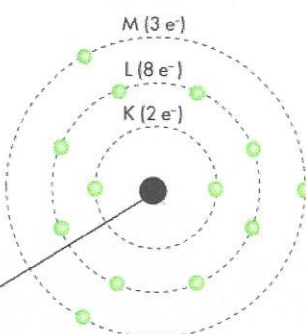
Rem : le nombre maximal d'électrons que l'on peut trouver sur une couche est égal à $2n^2$, n étant le niveau d'énergie de cette couche.

La répartition des électrons d'un atome peut être représentée de manière schématique :

pour l'atome F possédant un total de $9e^-$, on dessinera :



pour l'atome Al, possédant un total de $13e^-$, on dessinera :



Pour retrouver la répartition du nombre d'électrons sur les différentes couches de n'importe quel atome, il suffit de consulter le tableau de Mendelév.

Les périodes sont des lignes horizontales dans le tableau périodique. Il y en a 7. Elles correspondent aux nombres de couches électroniques des différents éléments.

On retrouve le nom de ces couches sur la gauche du tableau : K, L, M, N, O, P, Q.

7 périodes

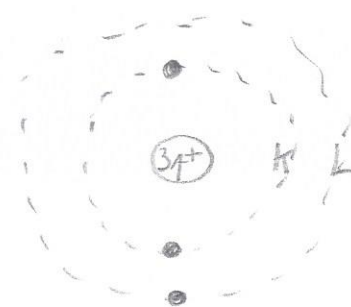
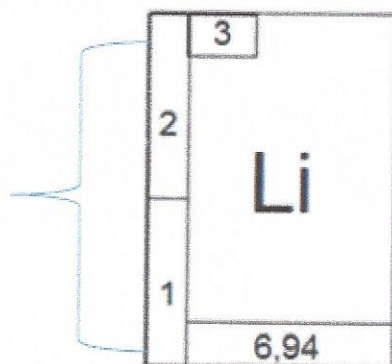
1 →	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18	19	20	21	22	23	24	25	26	27	28	29	30	31	32	33	34	35	36	37	38	39	40	41	42	43	44	45	46	47	48	49	50	51	52	53	54	55	56	57	58	59	60	61	62	63	64	65	66	67	68	69	70	71	72	73	74	75	76	77	78	79	80	81	82	83	84	85	86	87	88	89	90	91	92	93	94	95	96	97	98	99	100	101	102	103	104
2 →	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18	19	20	21	22	23	24	25	26	27	28	29	30	31	32	33	34	35	36	37	38	39	40	41	42	43	44	45	46	47	48	49	50	51	52	53	54	55	56	57	58	59	60	61	62	63	64	65	66	67	68	69	70	71	72	73	74	75	76	77	78	79	80	81	82	83	84	85	86	87	88	89	90	91	92	93	94	95	96	97	98	99	100	101	102	103	104
3 →	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18	19	20	21	22	23	24	25	26	27	28	29	30	31	32	33	34	35	36	37	38	39	40	41	42	43	44	45	46	47	48	49	50	51	52	53	54	55	56	57	58	59	60	61	62	63	64	65	66	67	68	69	70	71	72	73	74	75	76	77	78	79	80	81	82	83	84	85	86	87	88	89	90	91	92	93	94	95	96	97	98	99	100	101	102	103	104
4 →	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18	19	20	21	22	23	24	25	26	27	28	29	30	31	32	33	34	35	36	37	38	39	40	41	42	43	44	45	46	47	48	49	50	51	52	53	54	55	56	57	58	59	60	61	62	63	64	65	66	67	68	69	70	71	72	73	74	75	76	77	78	79	80	81	82	83	84	85	86	87	88	89	90	91	92	93	94	95	96	97	98	99	100	101	102	103	104
5 →	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18	19	20	21	22	23	24	25	26	27	28	29	30	31	32	33	34	35	36	37	38	39	40	41	42	43	44	45	46	47	48	49	50	51	52	53	54	55	56	57	58	59	60	61	62	63	64	65	66	67	68	69	70	71	72	73	74	75	76	77	78	79	80	81	82	83	84	85	86	87	88	89	90	91	92	93	94	95	96	97	98	99	100	101	102	103	104
6 →	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18	19	20	21	22	23	24	25	26	27	28	29	30	31	32	33	34	35	36	37	38	39	40	41	42	43	44	45	46	47	48	49	50	51	52	53	54	55	56	57	58	59	60	61	62	63	64	65	66	67	68	69	70	71	72	73	74	75	76	77	78	79	80	81	82	83	84	85	86	87	88	89	90	91	92	93	94	95	96	97	98	99	100	101	102	103	104
7 →	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18	19	20	21	22	23	24	25	26	27	28	29	30	31	32	33	34	35	36	37	38	39	40	41	42	43	44	45	46	47	48	49	50	51	52	53	54	55	56	57	58	59	60	61	62	63	64	65	66	67	68	69	70	71	72	73	74	75	76	77	78	79	80	81	82	83	84	85	86	87	88	89	90	91	92	93	94	95	96	97	98	99	100	101	102	103	104

- La période 1 possède 1 couche électronique : K
- La période 2 possède 2 couches électroniques : K et L
- La période 3 possède 3 couches électroniques : K, L et M
- La période 4 possède 4 couches électroniques : K, L, M et N
- La période 5 possède 5 couches électroniques : K, L, M, N et O
- La période 6 possède 6 couches électroniques : K, L, M, N, O et P
- La période 7 possède 7 couches électroniques : K, L, M, N, O, P et Q

Exemple : le lithium fait partie de la ...2...ème période, il possède donc ...2... couches électroniques.

La répartition des électrons sur les couches électroniques est indiquée dans la colonne de droite (ou gauche en fonction du tableau périodique).

Répartition des électrons sur les couches électroniques



Les électrons d'un atome se répartissent d'abord en saturant la couche la plus proche du noyau, puis la seconde et ainsi de suite jusqu'à ce que tous les électrons soient distribués. Suivant ce modèle:

- chacune de ces couches (selon le type d'atome) est occupée par un ou plusieurs électrons;
- les électrons, chargés négativement, exercent entre eux une force de répulsion: il ne peut donc y en avoir qu'un nombre limité sur chaque couche.

Le nombre maximal d'électrons que l'on peut trouver sur une couche est égal à $2n^2$, n étant le niveau d'énergie de cette couche.

Ainsi, on peut avoir au maximum:

- sur la couche K ($n = 1$) : $2 \times 1^2 = 2$ électrons;
- sur la couche L ($n = 2$) : $2 \times 2^2 = 8$ électrons;
- sur la couche M ($n = 3$) : $2 \times 3^2 = 18$ électrons;
- sur la couche N ($n = 4$) : $2 \times 4^2 = 32$ électrons.

Cette règle est sans doute utilisable pour les couches O, P, Q mais n'est pas vérifiable car ces couches ne sont jamais complètes dans les atomes existant dans la nature ou produits artificiellement.

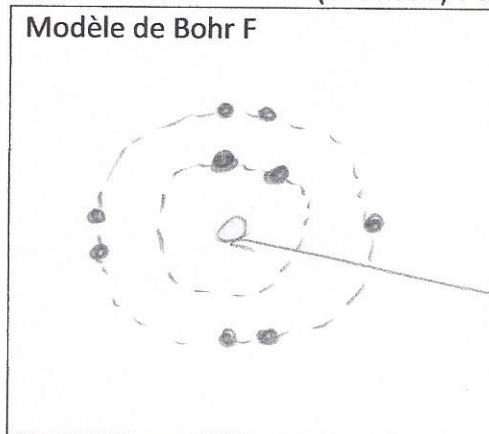
Exemples :

L'atome de fluor F

Combien y a-t-il d'électrons dans l'atome F ? 9

Combien y a-t-il d'électrons sur la 1ère couche (couche K) ? 2

Combien y a-t-il d'électrons sur la 2ème couche (couche L) ? 7



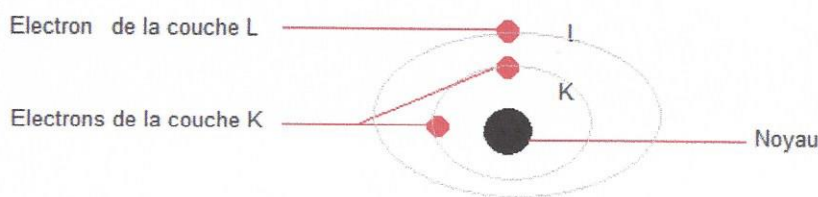
L'atome de fluor F

2	9	4,0
	F	
7		19,00

Synthèse :

Niels Bohr a complété le modèle de Rutherford-Chadwick en précisant que les électrons ne voyageaient pas de manière libre autour du noyau mais sur des couches précises. Les électrons occupent ces couches d'énergie en commençant par celle située près du NOYAU: la couche K. Lorsque cette couche est complète (2 électrons maximum), les électrons vont occuper la couche suivante en s'ÉLOIGNANT du noyau. Dans l'ordre, ces couches sont nommées : K, L, M, N, O, L'occupation maximale d'une couche est donnée par l'équation $2.n^2$ (n étant le niveau d'énergie de la couche).

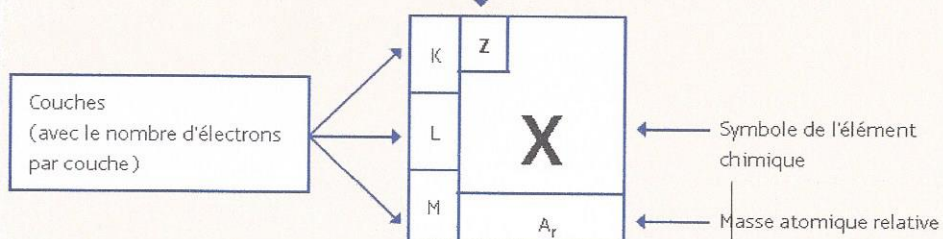
Modèle de Bohr



Pour nous aider à élaborer le modèle de Bohr, nous devons utiliser le tableau périodique et être capable de décoder une case de celui-ci.

Carte d'identité d'un atome

Nombre atomique (= Nombre d'électrons ou de protons)



g) **Résumons nos connaissances sur l'atome**

1. Un atome, assimilé à une sphère, est constitué
 - a. d'un **noyau**, contenant un ou des **proton(s) (p^+)** et 0, 1 plusieurs **neutron(s) (n^0)** ;
 - b. **d'électrons (e^-)** qui gravitent autour du noyau sur des couches électroniques appelées, en partant du noyau, **K, L, M, N,...** et pouvant contenir respectivement un maximum d'électrons égal à $2n^2$.
2. A l'état isolé, les atomes sont électriquement **neutres** car ils contiennent le même nombre de **protons** et **d'électrons** ;
3. Les protons et les neutrons ont approximativement la même **masse** ($1,67 \cdot 10^{-27}$ kg) et l'électron est environ 1836 fois plus léger que le proton ou le neutron : sa masse ($9,1 \cdot 10^{-31}$ kg) est donc négligeable par rapport à celle du noyau.
4. Le diamètre d'un atome est de l'ordre de 10^{-10} m et le diamètre du noyau est 10^5 fois plus petit, il y a donc beaucoup de **vide** dans un atome.

Remarque : les isotopes d'un élément sont des atomes qui ont le même nombre de protons et d'électrons mais qui se distinguent par leur nombre de neutrons et donc par leur masse : exemple le ^{12}C et le ^{14}C .

h) **Exercices**

1. Utilise le tableau pour caractériser l'électron, le proton et le neutron selon 3 critères : la position dans l'atome, la charge électrique et la masse de la particule.

	Electron	Proton	Neutron
Position dans l'atome	Gravite autour du noyau	Dans le noyau	Dans le noyau
Charge	-	+	Nulle
Masse	$9,1 \cdot 10^{-31}$ kg	$1,67 \cdot 10^{-27}$ kg	$1,67 \cdot 10^{-27}$ kg

2. Complète le tableau suivant :

Symbole atomique	Numéro atomique (Z)	Masse atomique relative arrondie (A_r)	Nombre de protons (p^+)	Nombre d'électrons (e^-)	Nombre de neutrons (n^0)
S	16	32	16	16	16
I	53	127	53	53	74
Pb	82	207	82	82	125
Br	35	80	35	35	45
Na	11	23	11	11	12

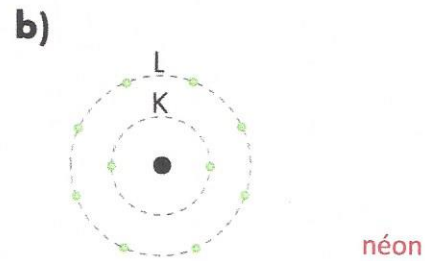
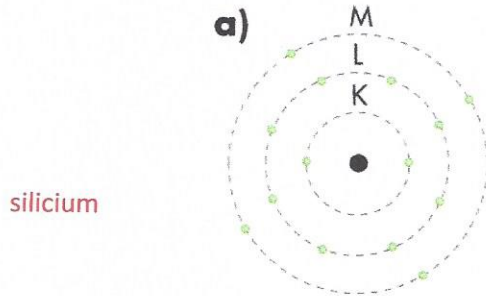
3. Donne les atomes possédant la répartition électronique suivante :

a. 2; 8; 8 : **Ar (argon)**

b. 2; 8; 8 ;2 : **Ca (calcium)**

c. 2; 8; 18; 5 : **As (arsenic)**

4. Quel est le nom des atomes représentés ci-après ?



9. Etablissement de la composition d'une eau minérale.

- Goûte 3 eaux minérales différentes.
- **Observations** : « Quelles sont les différences observées ? »
Elles n'ont pas toutes le même goût.
- **Hypothèse** :
La composition en sels minéraux est différente pour chacune.
- Vérifie ton hypothèse en analysant les étiquettes ci-dessous.

Romy
Eau de source
bronwater
365
2L

HÉPAR
EAU MINÉRALE NATURELLE
NATUURLIJK MINERAALWATER
MAGNESIUM AAN DE BRON

Ca	104 mg/l
Mg	3.7 mg/l
Cl	280 mg/l
SO ₄	4 mg/l
NO ₃	4 mg/l
SiO ₂	4 mg/l
Extrait sec à / Abdampdrukstand bij / Droogresten op / Dry extract at 180°C	274 mg/l

Extrait sec à / Abdampdrukstand bij / Droogresten op / Dry extract at 180°C : 274 mg/l

MAGNESIUM A SA

Magnesium	119
Sulfate SO ₄ ²⁻	1530
Hydrogencarbonate HCO ₃ ⁻	383.7
Nitrate NO ₃ ⁻	4.3
Calcium	549
Sodium Na ⁺	14.2
Résidu sec à / Droogrest op 180°C	2513

Plus de 75% des femmes ont un déficit en magnésium*. Boire 1 litre d'Hépar vous apporte également 68% des AJR** en calcium. Hépar est riche en magnésium et calcium.

ANALYSE-ANALYSIS (mg/l)
Ca: 4,5 | Mg: 1,3 | Na: 3 | K: 0,5 | Cl: 5 | SO₄: 4 | NO₃: 1,9 | HCO₃: 15 | SiO₂: 7 | pH: 6

Résidu sec-Droogrest-Dry Residue-Trockenrückstand: 33mg/l

CONT: 1,5 l e

514100131100003

➤ Complète le tableau ci-dessous et compare les étiquettes des 3 eaux minérales.

	« Hépar »	« Romy »	« Spa »
Formulation des solutés	Noms + formules chimiques	Formules chimiques	Formules chimiques
Nombre d'éléments chimiques différents	8	10	11
Présence de charge ?	Oui	Oui	Non
Résidu sec	2513 mg/L	274 mg/L	33 mg/L

➤ Conclusion

La quantité et les composants de chaque eau sont différents. Les eaux contiennent des sels minéraux différents en fonction des roches traversées et de la durée du voyage souterrain.



Expérience

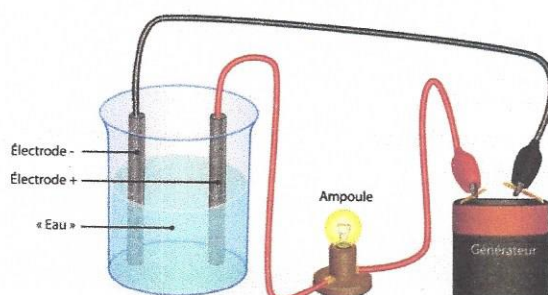
Conductibilité de l'eau distillée et d'une eau fortement minéralisée

➤ Matériel et produits

- Berlin
- Electrodes (2)
- Ampoule et soquet
- Pile
- Fil électrique
- Eau distillée
- Eaux minérales

➤ Schéma expérimental

Schéma du montage expérimental:



	Eau distillée	Eau fortement minéralisée
➤ Observations	L'ampoule ne s'allume pas	L'ampoule s'allume
➤ Interprétation	L'eau est pure	Quelque chose dans l'eau fait passer le courant

Sachant que le courant électrique est un flux de charges et compte tenu de tes observations, formule une hypothèse quant à la nature des entités présentes dans l'eau minérale.

➤ Hypothèse	Il n'y a pas d'entités chargées	Il y a des entités chargées
-------------	---------------------------------	-----------------------------

Conclusion :

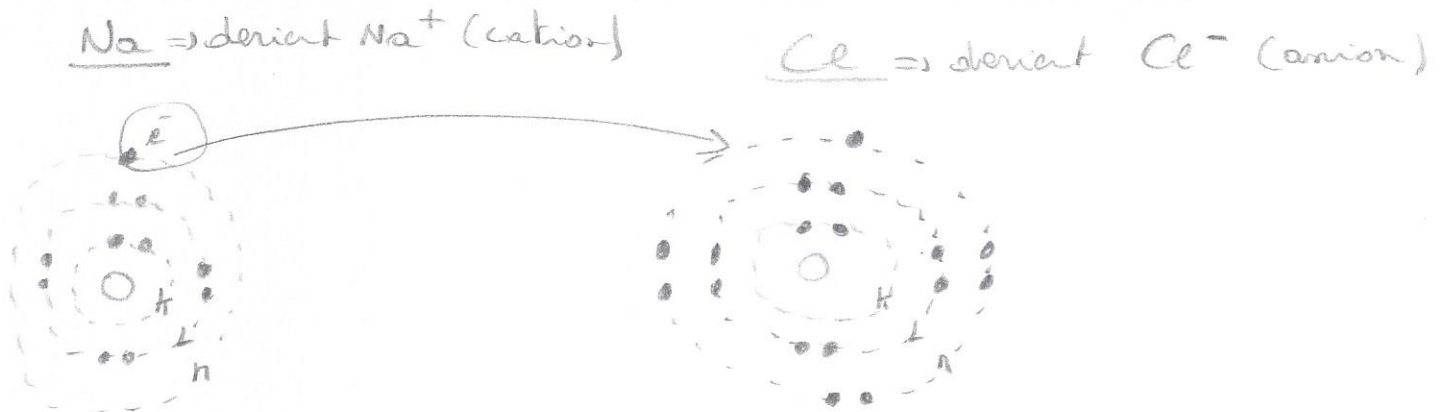
Ces entités chargées positivement ou négativement sont appelées **ions** .
Les ions peuvent être mono-atomiques (Cl^-) ou poly-atomiques (HCO_3^-).

C) Formation des ions monoatomiques

L'origine de ces charges électriques ne peut être attribuée qu'à des modifications du nombre de protons ou d'électrons présents dans l'atome initialement neutre. Or la variation du nombre de protons des noyaux atomiques ne se réalise que dans les phénomènes nucléaires (ceux-ci libèrent une énergie considérable sans commune mesure avec l'énergie en jeu dans les phénomènes habituels).

L'obtention d'une charge électrique par l'atome ne peut, dès lors, s'expliquer que par le gain ou la perte d'électrons.

Sur l'étiquette des eaux, on lit que Cl est présent dans l'eau sous la forme Cl^- et Na sous la forme de Na^+ . Grâce au modèle de Bohr, on peut visualiser la transformation de Cl et Na en atome électrisé Cl^- et Na^+ :



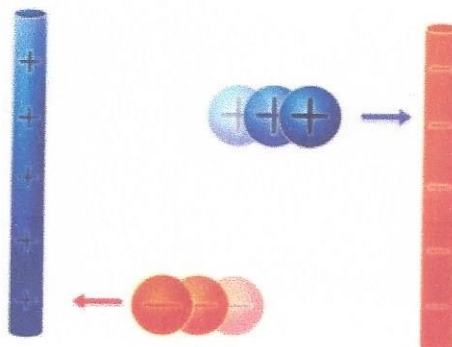
Conclusion :

Un ion monoatomique est un atome chargé électriquement par le **gain** ou la **perte** d'électrons.

Un atome qui perd un électron est un ion **positif** ou **cation** .

Un atome qui gagne un électron est un ion **négatif** ou **anion** .

Remarque : le mot « ion » signifie en grec « allant, qui va ». Ce mot fut judicieusement choisi car il traduit bien la migration des atomes chargés vers les électrodes, lors d'une électrolyse.



D) L'électronégativité des atomes.

Lis le texte suivant et définis « électronégativité »

Nous venons de voir que les atomes tendent à capter ou à donner des électrons pour se retrouver dans la configuration des gaz nobles. En adoptant cette configuration, ils prennent une configuration stable. Ils répondent à une règle appelée règle de l'octet c'est-à-dire 8 électrons sur la couche périphérique, ou du duet pour l'hélium (c'est-à-dire 2 électrons sur la couche périphérique).

Les chimistes ont pu quantifier cette tendance à capter ou à donner des électrons et c'est **Linus Carl Pauling** (chimiste américain, 1901-1994) qui a proposé le terme d'électronégativité (noté χ , khi) pour rendre compte de cette quantification. Les chimistes mesurent l'électronégativité relative des éléments sur une échelle arbitraire (sans unité car relative) allant de 0 à 4,0 (dite échelle de Pauling). Plus l'électronégativité d'un élément est élevée, plus il a tendance à capter un électron.

Définition :

L'électronégativité d'un élément est la tendance de cet élément à attirer un électron (de liaison). L'électronégativité se note χ (khi) et se trouve tout en haut à droite dans le tableau périodique.

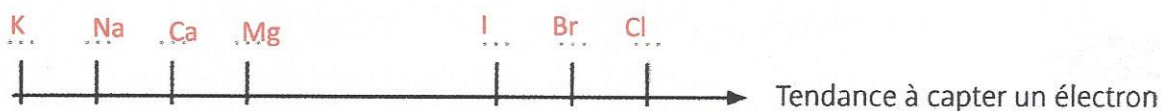
Les valeurs d'électronégativité sont données dans le tableau périodique en haut à droite.

Electronégativité et ions

Dans le tableau périodique des éléments, les ions sont placés de façon ordonnée d'après leur charge. Cherche le lien entre ces ions et l'électronégativité en complétant le tableau.

Famille Ia			Famille IIa			Famille VIA			Famille VIIa		
symboles	χ	ions	symboles	χ	ions	symboles	χ	ions	symboles	χ	ions
Li	1,0	Li ⁺	Be	1,5	Be ²⁺	O	3,5	O ²⁻	F	4,0	F ⁻
Na	0,9	Na ⁺	Mg	1,2	Mg ²⁺	S	2,5	S ²⁻	Cl	3,0	Cl ⁻
K	0,8	K ⁺	Ca	1,0	Ca ²⁺	Se	2,4	Se ²⁻	Br	2,8	Br ⁻
Rb	0,8	Rb ⁺	Sr	1,0	Sr ²⁺	Te	2,4	Te ²⁻	I	2,5	I ⁻

➤ Place Cl, Ca, I, K, Mg, Br et Na sur une échelle d'électronégativité :



➤ A l'aide de 2 flèches, montre l'augmentation de χ dans le tableau périodique ci-dessous.

	Ia	IIa	IIIa	IVa	Va	VIA	VIIa	VIIIa
1 ^{re} période	H							He
2 ^e période	Li	Be	B	C	N	O	F	Ne
3 ^e période	Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	Ar
4 ^e période	K	Ca	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
5 ^e période	Rb	Sr	In	Sn	Sb	Te	I	Xe
6 ^e période	Cs	Ba	Tl	Pb	Bi	Po	A	Rn

Au sein d'une famille, l'électronégativité **augmente de bas en haut**.

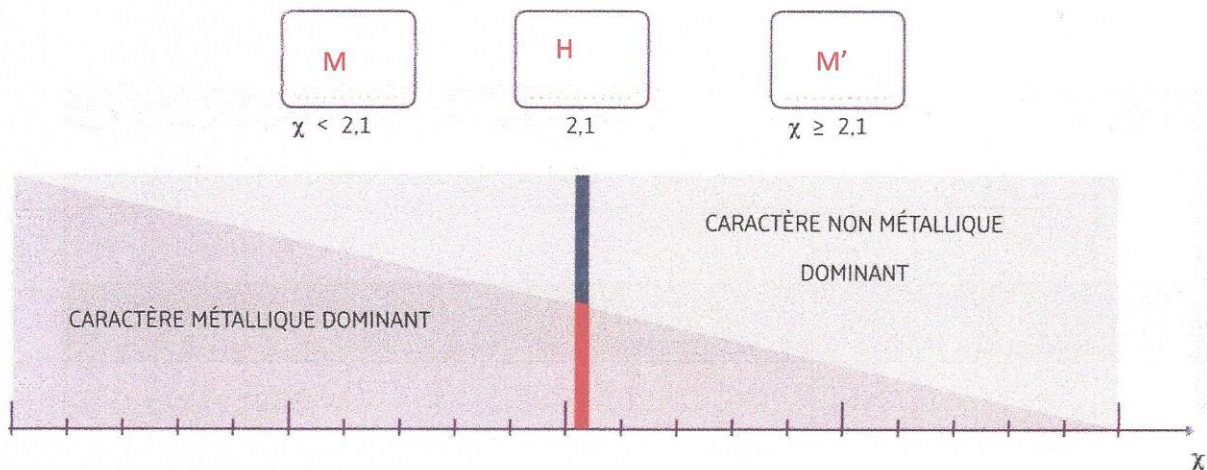
Au sein d'une période, l'électronégativité **augmente de gauche à droite**.

L'élément dont l'électronégativité est la plus faible est **Cs** dont $\chi = 0,7$, ce qui signifie que **Cs** est le moins bon **capteur d'électrons** et donc le meilleur **donneur d'électrons**.

L'élément dont l'électronégativité est la plus élevée est **F** dont $\chi = 4$, ce qui signifie que **F** est le meilleur **capteur d'électrons**.

Electronégativité, métaux et non-métaux

Place les différents éléments : Ca, Na, K, Mg, Cs, I, Cl, O, F, Br, S, H, sur l'axe de l'électronégativité et légende les cases avec métaux (M), non métaux (M') et H.



Quel est l'élément frontière entre métaux et non-métaux ? **L'hydrogène**

Distingue les métaux et non-métaux dans ton TPE (p55)

A partir de l'électronégativité des éléments, établis une limite entre les métaux et les non-métaux dans le TPE ci-après. N'oublie pas que les gaz nobles ne sont ni des métaux ni des non-métaux.

Colorie en :

- bleu, les cases pour les éléments dont χ est $\geq 2,1$ (**non métaux M'**);
- rouge, les cases pour les éléments dont χ est $< 1,8$ (**métaux M**);
- mauve, les cases pour les éléments dont $2,1 > \chi \geq 1,8$ (**métalloïdes**).

FAMILLES

	Alcalins	Alcalino-terreux	Terreux	Carbonides	Azotides	Sulfurides	Halogènes	Gaz nobles
	Ia	IIa	IIIa	IVa	Va	VIa	VIIa	VIIIa
1 ^{re} période	1 H 2,1							2 He
2 ^e période	2 Li 1,0	2 Be 1,5	2 B 1,9	2 C 2,5	2 N 3,0	2 O 3,5	2 F 4,0	2 Ne 8
3 ^e période	2 Na 0,9	2 Mg 1,2	2 Al 1,5	2 Si 1,8	2 P 2,1	2 S 2,5	2 Cl 3,0	2 Ar 8
4 ^e période	2 K 0,8	2 Ca 1,0	2 Ga 1,6	2 Ge 1,8	2 As 2,0	2 Se 2,4	2 Br 2,8	2 Kr 8
5 ^e période	2 Rb 0,8	2 Sr 1,0	2 In 1,7	2 Sn 1,8	2 Sb 1,9	2 Te 2,1	2 I 2,5	2 Xe 8
6 ^e période	2 Cs 0,7	2 Ba 0,9	2 Tl 1,8	2 Pb 1,8	2 Bi 1,9	2 Po 2,0	2 At 2,2	2 Rn 8

PÉRIODES