

Nom : _____ Groupe : _____

Date : _____

THÉORIE UNIVERS MATÉRIEL, ST-STE, 4^e secondaire

L'ORGANISATION DE LA MATIÈRE (Notation de Lewis-Masse atomique-Isotopes-Familles et périodes du tableau périodique-Périodicité des propriétés)

Notation de Lewis : C'est une façon de représenter un atome d'un élément en illustrant les électrons de sa couche périphérique (dernière couche) à l'aide de points disposés autour de son SYMBOLE chimique.

Rappel : Les électrons de valence sont les électrons qui se trouvent sur la dernière couche (couche périphérique). Le numéro de la famille ou du groupe (IA-IIA-IIIA-IVA-VA-VIA-VIIA-VIIIA) représente le nombre d'électrons de valence.

Exemples : Notation de Lewis des atomes d'azote, d'oxygène, de sodium, de calcium, d'aluminium, d'hélium et de chlore.

Les éléments d'une même famille ont des propriétés semblables car ils ont le même nombre d'électrons de valence.

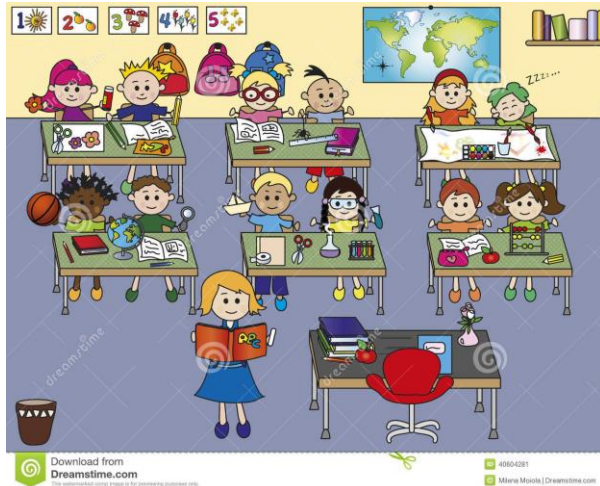
Cette notation nous permettra de trouver la formule moléculaire d'une molécule lors de sa formation.

La masse atomique relative et les isotopes : La masse atomique correspond à la masse atomique moyenne d'un élément et est exprimée en unité de masse atomique (u).

Rappel : La masse d'un atome est concentrée dans le noyau. Le noyau est composé de protons et de neutrons (les nucléons).

La masse atomique est une masse relative car elle est calculée par comparaison à la masse du carbone 12 prise comme référence.

Exemple : La masse de l'atome d'hélium est 4 u et celle de l'atome du carbone est 12 u. On peut dire que l'atome d'hélium est 3 fois plus léger que l'atome de carbone.



Les isotopes : Les isotopes sont les atomes d'un même élément dont le nombre de NEUTRONS est différent (par conséquent, la MASSE).

Notation des isotopes :

Exemple : L'oxygène possède trois isotopes ayant un nombre de masse 16, 17 et 18. On appelle donc ces isotopes **oxygène 16**, **oxygène 17** et **oxygène 18**. On les représente par :

Illustration :

La masse atomique moyenne : La masse atomique moyenne tient compte de la MASSE relative de chaque isotope d'un élément et de son ABONDANCE dans la nature.

Formule : masse atomique moyenne = (masse premier isotope x abondance (%)) + (masse deuxième isotope x abondance (%)) + (masse troisième isotope x abondance (%)) + ...

Exemple : Calculer la masse atomique moyenne du carbone. Carbone 12, abondance 98,9%; Carbone 13, abondance 1,1 %; Carbone 14, abondance $1 \times 10^{-10} \%$
 Masse atomique moyenne du carbone = $(12 \text{ u} \times 98,9 \%) + (13 \text{ u} \times 1,1 \%) + (14 \text{ u} \times 1 \times 10^{-10} \%) = 12,011 \text{ u}$

Les familles et les périodes du tableau périodique : Le tableau périodique regroupe les éléments en familles et en périodes selon qu'ils présentent des propriétés semblables.

Les métaux, les non-métaux et les métalloïdes :

TABLEAU PÉRIODIQUE DES ÉLÉMENTS

PÉRIODE	GROUPE																18		
	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16		17	VIIIA
1	1 IA H 1,0079 HYDROGÈNE																	2 VIIIA He 4,0026 HELIUM	
2	3 6,941 Li LITHIUM	4 9,0122 Be BÉRYLLIUM																	10 20,180 Ne NEON
3	11 22,990 Na SODIUM	12 24,305 Mg MAGNÉSIIUM																	18 39,948 Ar ARGON
4	19 39,098 K POTASSIUM	20 40,078 Ca CALCIUM	21 44,956 Sc SCANDIUM	22 47,867 Ti TITANE	23 50,942 V VANADIUM	24 51,996 Cr CHROME	25 54,938 Mn MANGANÈSE	26 55,845 Fe FER	27 58,933 Co COBALT	28 58,693 Ni NICKEL	29 63,546 Cu CUIVRE	30 65,39 Zn ZINC	31 69,723 Ga GALLIUM	32 72,64 Ge GERMANIUM	33 74,922 As ARSENIC	34 78,96 Se SÉLÉNIUM	35 79,904 Br BROME	36 83,80 Kr KRYPTON	
5	37 85,468 Rb RUBIDIUM	38 87,62 Sr STRONTIUM	39 88,906 Y YTTRIUM	40 91,224 Zr ZIRCONIUM	41 92,906 Nb NIObIUM	42 95,94 Mo MOLYBDÈNE	43 (98) Tc TECHNÉTIUM	44 101,07 Ru RUTHÉNIUM	45 102,91 Rh RHODIUM	46 106,42 Pd PALLADIUM	47 107,87 Ag ARGENT	48 112,41 Cd CADMIUM	49 114,82 In INDIUM	50 118,71 Sn ÉTAIN	51 121,76 Sb ANTIMOINE	52 127,60 Te TELLOURE	53 126,90 I IODE	54 131,29 Xe XÉNON	
6	55 132,91 Cs CÉSIIUM	56 137,33 Ba BARYUM	57-71 La-Lu Lanthanides	72 178,49 Hf HAFNIUM	73 180,95 Ta TANTALE	74 183,84 W TUNGSTÈNE	75 186,21 Re RHÉNIUM	76 190,23 Os OSMIUM	77 192,22 Ir IRIDIUM	78 195,08 Pt PLATINE	79 196,97 Au OR	80 200,59 Hg MERCURE	81 204,38 Tl THALLIUM	82 207,2 Pb PLOMB	83 208,98 Bi BISMUTH	84 (209) Po POLONIUM	85 (210) At ASTATE	86 (222) Rn RADON	
7	87 (223) Fr FRANCIUM	88 (226) Ra RADIUM	89-103 Ac-Lr Actinides	104 (261) Rf RUTHERFORDIUM	105 (262) Db DUBNIUM	106 (266) Sg SEABORGIUM	107 (264) Bh BOHRIIUM	108 (277) Hs HASSIUM	109 (268) Mt MEITNERIUM	110 (281) Uu UNUNIUM	111 (272) Uu UNUNIUM	112 (285) Uu UNUNBIUM	114 (289) Uu UNUNQUADIUM						

NUMÉRO DU GROUPE RECOMMANDATIONS DE L'IUPAC (1985)

NUMÉRO DU GROUPE CHEMICAL ABSTRACT SERVICE (1986)

SYMBÔLE — B

NOM DE L'ÉLÉMENT — BORE

NUMÉRO ATOMIQUE — 5

MASSE ATOMIQUE RELATIVE (1) — 10,811

Copyright © 1998-2002 EniG. (eni@kf-split.hr)

(1) Pure Appl. Chem., 73, No. 4, 887-883 (2001)
La masse atomique relative est donnée avec cinq chiffres significatifs. Pour les éléments qui n'ont pas de nucléides stables, la valeur entre parenthèses indique le nombre de masse de l'isotope de l'élément ayant la durée de vie la plus grande.
Toujours, pour les trois éléments Th, Pa et U qui ont une composition isotopique terrestre connue, une masse atomique est indiquée.

Editor: Michel Ditra

Les métaux : Les métaux sont situés à gauche de l'escalier. Tous les métaux sont solides à la température de la pièce sauf le mercure (Hg), il est liquide. Les métaux sont brillants (éclat métallique). Ils sont bons conducteurs d'électricité et de chaleur (thermique). Ils sont malléables (on peut les déformer sans provoquer de rupture). Ils sont ductiles (on peut les étirer en forme de fils). Plusieurs métaux réagissent avec des acides. Les métaux ont tendance à s'unir à des non-métaux pour former des composés. Les métaux sont généralement des donneurs d'électrons.

Les non-métaux : Les non-métaux sont situés à droite de l'escalier (sauf l'hydrogène). Les non-métaux ont un aspect terne (sans éclat). Ils sont mauvais conducteurs de chaleur (thermique) et d'électricité. Ils ne peuvent être ni laminés ni étirés en fils. Ils sont généralement de bons isolants. Les non-métaux ont tendance à s'unir aux métaux pour former des composés. Les non-métaux sont des receveurs d'électrons.

Les métalloïdes : Les métalloïdes sont situés le long de l'escalier. Ils ressemblent aux non-métaux, mais conduisent le courant électrique. Ils ne sont pas de bons conducteurs thermiques. (B, Si, Ge, As, Sb, Te, Po, At).

Les familles chimiques : Les familles chimiques sont des groupes d'éléments qui présentent des propriétés chimiques et physiques similaires parce qu'ils possèdent le même nombre d'électrons de valence.

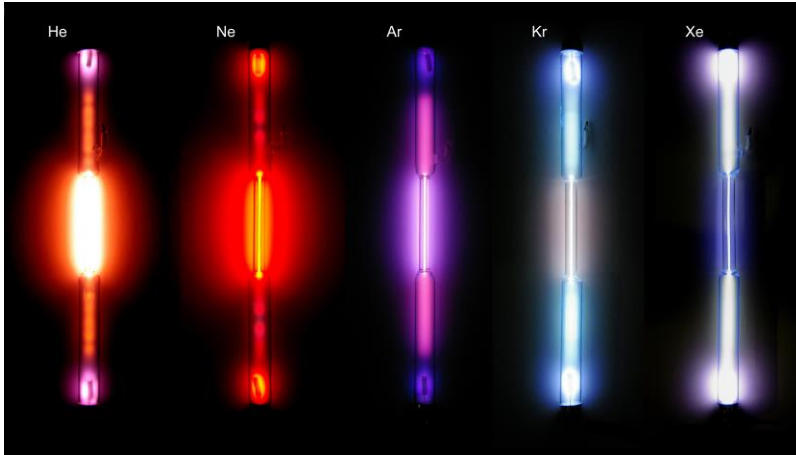
La famille IA : Les alcalins. Li, Na, K, Rb, Cs et Fr. Ce sont des métaux mous. Ils sont légers. Ils ont un point de fusion bas (ils fondent à des températures peu élevées). Ils réagissent fortement avec l'eau pour ensuite former une base (un alcali). Ils existent sous forme de composés, car ils sont trop réactifs. Le plus réactif est le francium. Le lithium sert au traitement des états dépressifs. Les vapeurs de sodium sont parfois utilisées dans les lampes pour donner une lumière intense et jaune qui n'éblouit pas. Le rubidium, légèrement radioactif, sert en médecine à localiser les tumeurs cérébrales, car il se fixe dans les tumeurs mais non dans les tissus sains.

La famille IIA : Les alcalino-terreux. Be, Mg, Ca, Sr, Ba et Ra. Ce sont des métaux plus durs que les alcalins. Le point de fusion est plus élevé que celui des alcalins. Ils sont moins réactifs que les alcalins. Ils sont présents en grande quantité dans la croûte terrestre. Le béryllium entre dans la composition d'alliages légers et résistants aux températures élevées. Le magnésium est utilisé pour les feux d'artifice et les éclairs en photographie. Les sels de calcium servent à fondre la glace sur la chaussée. Le sulfate de baryum est employé en radioscopie pour délimiter les contours de l'estomac et de l'intestin.

La famille VIIA : Les halogènes. F, Cl, Br, I et At. À la température de la pièce F et Cl sont gazeux, Br est liquide, I et At sont solides. Ils sont très réactifs. Ils se lient avec les métaux pour former un sel. Halogène veut dire générateur de sels. Ils forment des acides forts avec l'hydrogène. Ils sont toxiques, corrosifs et bactéricides. Le plus réactif est le fluor. On utilise le chlore pour la désinfection de l'eau et l'iode comme antiseptique. La lampe à halogène est une lampe à incandescence dans laquelle un halogène (iode, brome) est ajouté. Le sel de table est iodé. Le fluor est utilisé pour dépolir la vitre et la céramique. Le brome est employé comme désinfectant.

La famille VIIIA : Les gaz inertes (stables-rares,nobles). He, Ne, Ar, Kr, Xe et Rn. Ils ont une grande stabilité chimique, ils ne se lient pas avec d'autres éléments pour former un composé. Ils sont à l'état gazeux. Ils sont utilisés dans les enseignes lumineuses.

L'hélium est utilisé dans les ballons-sondes et ballons-jouets. L'argon est utilisé dans les ampoules incandescentes et dans les fenêtres pour l'isolation. Soumis à une tension électrique, les gaz inertes brillent d'un éclat particulier.



La périodicité des propriétés (propriétés périodiques) : La périodicité des propriétés des éléments dans le tableau périodique correspond à la façon dont les propriétés physiques et chimiques des éléments se répètent de façon régulière d'une période à l'autre.

Exemple : Le rayon atomique (propriété périodique)

