▪ SM1 ▪ Classification périodique

I Atome et élement chimique

I.1 Constitution de l'atome

I.2 Élément chimique

I.3 Unités fondamentales

I.4 Masse molaire

II Structure de la classification périodique

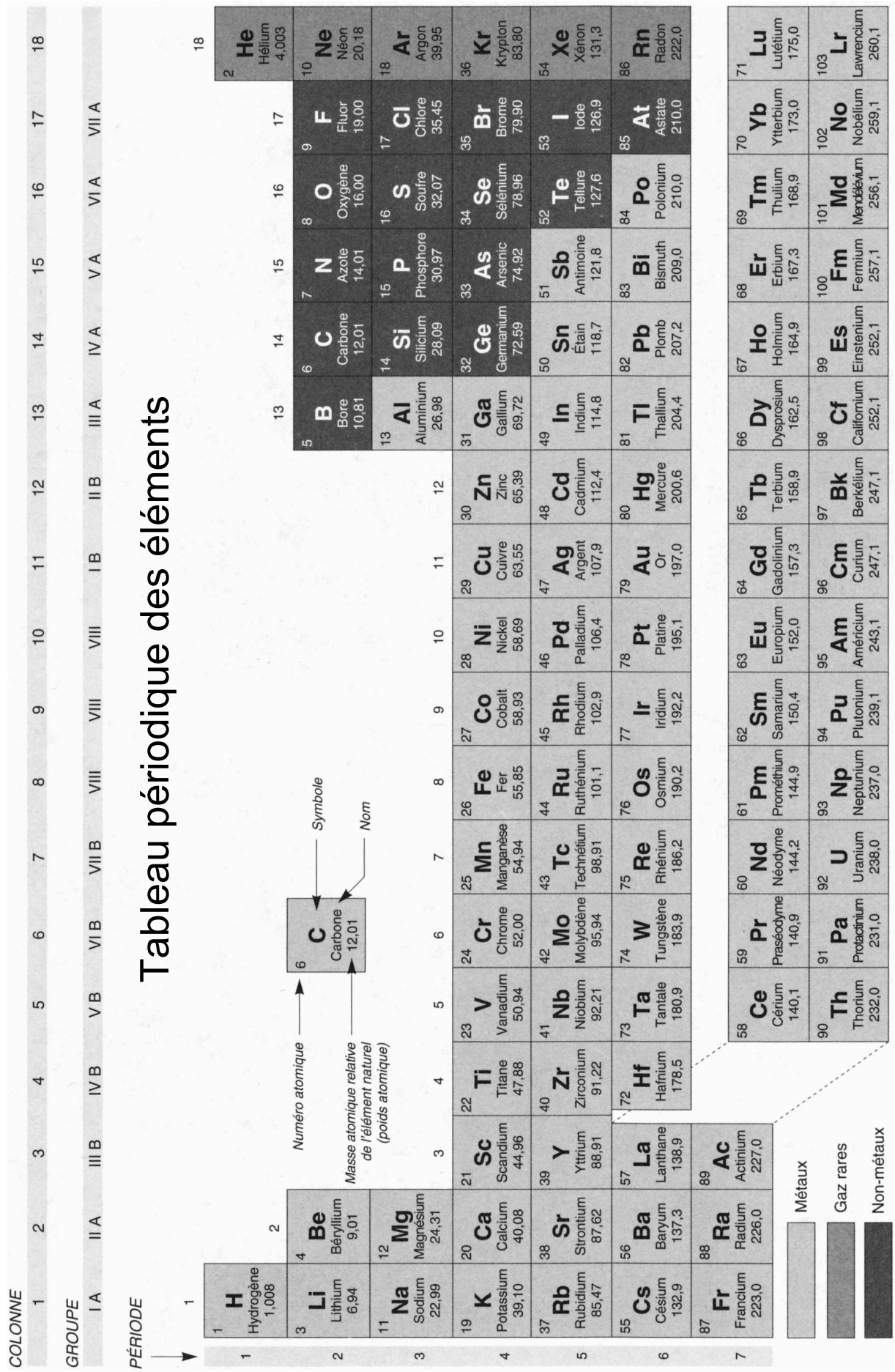
Tableau périodique des éléments
COLONNE
GROUPE
PÉRIODE
Numéro atomique
Masse atomique relative de l'élément naturel (poids atomique)
Symbole
Nom
Métaux
Gaz rares
Non-métaux

III Périodicité des propriétés atomiques

III.1 Énergie d'ionisation

◇ **Définition :** L'**énergie de première ionisation** $\mathcal{E}_{i,1}$ d'un atome X à l'état gazeux est l'énergie minimale à fournir pour lui arracher un électron de sa couche électronique la plus externe afin de donner un cation X^+ à l'état gazeux : $X_{(g)} \xrightarrow{\mathcal{E}_{i,1}} X^+_{(g)} + e^-$

Unités : en eV (échelle atomique) ou en $kJ.mol^{-1}$ (échelle macroscopique).

Rq : D'autres électrons peuvent ensuite être arrachés définissant les énergies de deuxième ($\mathcal{E}_{i,2}$) puis troisième ionisation ($\mathcal{E}_{i,3}$), etc.
Q : Pourquoi, pour X donné, l'énergie de k^e d'ionisation $\mathcal{E}_{i,k}$ augmente avec la valeur de k ?

Prop : $\mathcal{E}_{i,1}$ augmente lorsqu'on se déplace vers la droite sur une période.

Rq : deux exceptions dans cette évolution :
- lors du passage de la colonne 2 à 13
- lors du passage de la colonne 15 à 16.

Propriétés : $\mathcal{E}_{i,1}$ diminue de haut en bas selon une colonne / famille chimique.

Rq : On remarque :
- l'énergie d'ionisation relativement faible des alcalins (première colonne)
- et la stabilité (énergie d'ionisation élevée) des gaz nobles.

H 13,6							**He** 24,6
Li 5,4	**Be** 9,3	**B** 8,3	**C** 11,3	**N** 14,5	**O** 13,6	**F** 17,4	**Ne** 21,6
Na 5,1	**Mg** 7,6	**Al** 6,0	**Si** 8,2	**P** 10,5	**S** 10,4	**Cl** 13,0	**Ar** 15,8
K 4,3	**Ca** 6,1	**Ga** 6,0	**Ge** 7,9	**As** 9,8	**Se** 9,8	**Br** 11,8	**Kr** 14,0
Rb 4,2	**Sr** 5,7	**In** 5,8	**Sn** 7,3	**Sb** 8,6	**Te** 9,0	**I** 10,5	**Xe** 12,1

$\mathcal{E}_{i,1}$ des éléments des blocs s et p en eV

III.2 Affinité électronique

◇ **Définition :** L'**affinité électronique** AE est l'énergie minimale qu'il faut fournir à un anion X^- dans l'état gazeux pour arracher un électron de sa couche la plus externe : $X^-_{(g)} \xrightarrow{AE} X_{(g)} + e^-$

L'**énergie de premier attachement électronique** $\mathcal{E}_{att,1}$ est l'énergie à fournir lorsqu'on fixe un électron sur un atome X à l'état gazeux : $X_{(g)} + e^- \xrightarrow{\mathcal{E}_{att,1}} X^-_{(g)}$

On a donc : $AE = -\mathcal{E}_{att,1}$

La périodicité est beaucoup moins évidente que celle de l'énergie d'ionisation mais on peut cependant noter que :

Prop : AE augmente de la première colonne à l'avant dernière sur une période.

Rq : deux exceptions dans cette évolution :
- lors du passage de la colonne 1 à 2
- lors du passage de la colonne 14 à 15.

Rq : AE peut être positive ou négative. Lorsqu'elle est négative, l'anion $X^-_{(g)}$ se forme (selon la réaction inverse) très difficilement (il est alors moins stable que $X_{(g)}$, voire pas du tout.

H 0,75							**He** $\leqslant 0$
Li 0,62	**Be** $\leqslant 0$	**B** 0,28	**C** 1,26	**N** $\leqslant 0$	**O** 1,46	**F** 3,40	**Ne** $\leqslant 0$
Na 0,55	**Mg** $\leqslant 0$	**Al** 0,44	**Si** 1,39	**P** 0,75	**S** 2,08	**Cl** 3,62	**Ar** $\leqslant 0$
K 0,50	**Ca** $\leqslant 0$	**Ga** 0,30	**Ge** 1,23	**As** 0,81	**Se** 2,02	**Br** 3,37	**Kr** $\leqslant 0$
Rb 0,49	**Sr** $\leqslant 0$	**In** 0,30	**Sn** 1,2	**Sb** 1,07	**Te** 1,97	**I** 3,06	**Xe** $\leqslant 0$

AE des éléments des blocs s et p en eV