

Louis-Kévan 17/14

Tableau périodique. On constate :

1. Les atomes d'une même colonne ont le même nombre d' e^- externes. Cela signifie qu'ils ont la même structure électronique externe, par conséquent la même notation de Lewis.

2. Le numéro de la colonne donne le nombre d' e^- externes. On les appelle e^- périphériques.

— $5 e^-$ périphériques répartis ainsi:
• N • $3 e^-$ chimiquement actifs = 3 •
1 paire d' e^- non-liants: ils ne participent pas aux réactions chimiques.

3. He a sa 1^{ère} couche complète, donc il est stable. Il a été placé dans la 8^{ème} colonne.

4. Les éléments de la 8^{ème} colonne ont leur dernière couche complète, donc ils sont stables.

Louis-Kwan Proulette 11/14

TP. Séparation du sable et du NaCl.

But.

Déterminer la masse en g de NaCl contenue dans un mélange constitué de sable et de NaCl.

Théorie.

Une ou des questions théoriques seront posées lors du test.

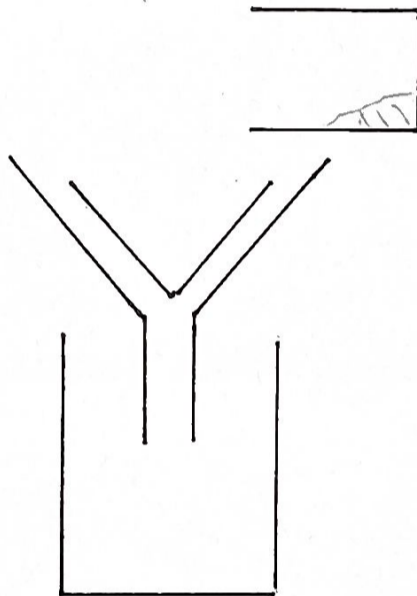
Pour choisir une méthode de séparation des constituants d'un mélange, on s'appuie sur les propriétés physico-chimiques des différents constituants. Dans la séparation des constituants du mélange sable / NaCl, on utilisera les propriétés suivantes :

- La solubilité du NaCl dans H₂O
- La non-solubilité du sable dans H₂O
- La solubilité est plus importante dans l'eau chaude que dans l'eau froide.

Technique :

La filtration.

Schéma de l'installation :



1. Le précipité
2. Le filtre
3. L'entonnoir
4. Le bécher
5. Le filtrat constitué de :
 - Le solvant : H₂O
 - Le soluté : NaCl

Protocole.

1. Peser le petit bécher vide. $40,05 \text{ g}$
2. Peser le petit bécher avec le mélange sable / NaCl $55,23 \text{ g}$
3. Calculer le poids du mélange. $55,23 - 40,05 = 15,18 \text{ g}$
4. Dans le petit bécher, ajouter H₂O chaude.
5. Sans rayer le fond, brasser délicatement durant 5 minutes minimum.
6. Filtrer en gardant le maximum de sable dans le petit bécher.
7. Répéter encore 2 fois les points 4 à 6. Au total donc 3 rinçages successifs.
8. Sécher le petit bécher contenant tout le sable propre au minimum 20 min. dans l'étuve.
9. Peser le petit bécher avec le sable. $52,22 - 40,05 = 12,17 \text{ g}$
10. Calculer le poids du NaCl. $15,18 - 12,17 = 3,01 \text{ g}$

Rangements.

- Filtre imprégné de NaCl → poubelle.
- Grand bécher contenant le filtrat → verser l'eau salée à la plonge.
- Sable → bécher de recyclage.
- Vaisselle, puis rincer à l'eau déminéralisée.

Louis-François 11/14

TP et cours : Eau de cristallisation. Mole.

Danger : ne pas se frotter les yeux !

Introduction.

Combien de molécules d'eau sont fixées par molécule de sulfate de cuivre ? Formulation mathématique : $1 \text{ CuSO}_4 \cdot \alpha \text{ H}_2\text{O}$ Que vaut le coefficient α ?

α = fixation

Pour répondre à cette question, définissons la mole.

Chaussettes : une paire = 2

Œufs : une douzaine = 12

Molécules : une mole = $6,02 \cdot 10^{23} = N_A$ = Nombre d'Avogadro. c.f. tab. pér.

Par définition :

1 mole de H_2O a une masse molaire de $2 \cdot 1\text{g} + 16\text{g} = 18\text{g}$

1 mole de CuSO_4 a une masse molaire de :

Cu 63,55
S 32,06
4 x O 16 = 159,61 g

Manipulation.

inutile

1. Peser le creuset en porcelaine vide. 15,325g
2. Peser 3,00 g de CuSO_4 hydraté = $\beta \text{ CuSO}_4 \cdot \gamma \text{ H}_2\text{O}$ (turquoise) dans le creuset.
3. Si nécessaire, broyer le CuSO_4 dans un mortier afin de casser les morceaux.
4. Si le point 3 à été fait, peser à nouveau les 3,00 g. La précision est importante.
5. Sécher le CuSO_4 sur le bec bunsen. Sa couleur change, il passe du turquoise \rightarrow blanc. (NON \rightarrow vert clair)
6. Peser. β mole de CuSO_4 anhydre pèse y g = ~~1,846g~~ 1,846g
7. Attention : DANGER : exothermique. Il faut réhydrater le CuSO_4 puis le recycler.
8. $\beta \text{ CuSO}_4 \cdot \gamma \text{ H}_2\text{O} \rightarrow y \text{ g CuSO}_4 \text{ anhydre} + z \text{ g H}_2\text{O (gaz)}$

Calculs.

H_2O

1 mole \rightarrow 18 g
 γ mole \rightarrow z g = 1,159 g
 γ mole = 0,0641

g | 18 | 1,159
mole | 1 | β

CuSO_4

1 mole \rightarrow 159,61 g
 β mole \rightarrow y g = 1,846 g
 β mole \approx 0,012

g | 159,61 | 1,846
mole | 1 | β

On constate que le rapport $\gamma/\beta = \alpha/1 \approx 5,54$

$\alpha \approx 5,54$

Donc la formule du CuSO_4 hydraté est $\text{CuSO}_4 \cdot 5,54 \text{ H}_2\text{O}$. Valeur théorique $\alpha = 5$

Louis-Kwan 11/14

Exercices. TP et cours : Eau de cristallisation. Mole.

Définition. En sciences, on définit une quantité d'objets par le terme de *mole*.

Chaussettes : une paire = 2
Œufs : une douzaine = 12
Molécules : une mole = $6,02 \times 10^{23} = N_A =$ Nombre d'Avogadro. c.f. tab. pér.

Par définition : 1 mole de H_2O a une masse molaire de $2 \times 1g + 16g = 18g$

Rappel : unités : u/atome et g/mole Ceci figure sur le tableau périodique.

Exercices.

1. Quelle est la masse d'un atome de : Ca ? de Ar ? de P ? de Au ?

1 atome \rightarrow unité, est une p unité masse ato.

2. Quelle est la masse d'une molécule de H_2SO_4 ? $Al_2(SO_4)_3$? $Mg(NO_3)_2$?

3. Quelle est la masse d'une mole de Hg ? O_2 ? $Ca(ClO_3)_2$?

4. Combien a-t-on d'atomes de H dans 1 mole : a) de H_3PO_4 ? b) $(NH_4)_2Cr_2O_7$?

5. Quelle est la masse et le nombre de particules : a) de 1 mole de Pb ? b) de $\frac{1}{2}$ mole de H_2O ? c) de 3 moles de Ca ? d) de 0,1 mole de $CaCO_3$?

6. Quelle masse contient le plus d'atomes (masses atomiques arrondies à l'unité) ? 195 g de Pt ou 238 g d'U ?

7. Quelle masse contient le plus d'atomes (masses atomiques arrondies à l'unité) ? 1g de Ca ou 1g de Mg ?

8. Quelle masse contient le plus d'atomes (masses atomiques arrondies à l'unité) ? 85g d'Os ou 25 g de Na ?

** de N_A \rightarrow Dans l'Os : 0,44** / Dans le Na : 1,08* \rightarrow Plus dans le Na 1,0870447*

9. Quelle masse de $CuSO_4$ contient autant de molécules qu'il y a d'atomes dans 39g de K ? *159,64 g de $CuSO_4$*

10. Combien a-t-on de moles dans les masses suivantes : a) 6g d'Ar ? b) 2,3 tonnes de O_2 ? c) 120g de $(NH_4)_2Cr_2O_7$? d) 3 kg de Ba ? e) 7mg de NaCl ? f) 2 μ g de KOH ?

11. Parmi les échantillons suivants, quel est celui qui contient le plus de chlore ? 15g de Cl_2 ? 20g de $KClO_3$? 10g de NaCl ? 0,1 mole de Cl_2 ? *0,42 Mole de Cl*

12. Quelle est la proportion de S, en % de la masse, dans le H_2SO_3 ?

$$\begin{array}{l} H_2 = 2 \cdot 1,008 = 2,016 \\ S = 32,06 \\ O_3 = 3 \cdot 16 = 48 \end{array} \quad \left| \quad \begin{array}{l} 82,076g \Rightarrow 39,06\% \end{array} \right.$$

5 STRUCTURE ATOMIQUE SIMPLE

5.1 Introduction

Toute matière est constituée de particules simples s'arrangeant les unes par rapport aux autres et formant tout le monde matériel qui nous entoure.

Pour constituer les millions de produits que nous connaissons il a fallu seulement 92 types d'atomes, 92 briques différentes qui peuvent se lier les unes aux autres. Toutefois elles ne se lient pas n'importe comment. Il a été primordial de les étudier longuement et individuellement afin d'expliquer théoriquement les substances existantes et de ce fait prévoir les nouvelles qui pourraient exister.

Les 106 types d'atomes existants sont répertoriés dans le tableau périodique. Ils y sont classés par ordre de grandeur, du plus petit l'hydrogène (le n° 1) au plus grand l'unnilhexium (le n° 106). → classés par masse molaire

5.2 Particules élémentaires.

Il serait possible de considérer l'atome comme une petite boule indivisible, et de ce fait nous pourrions les différencier par leur taille. Hélas ce modèle reste insuffisant pour comprendre pourquoi les atomes se lient entre eux. Afin de trouver un modèle de l'atome concluant, il a fallu entreprendre des investigations pour sonder ces atomes dans leurs plus petits recoins, tâche ardue et loin d'être évidente.

De multiples expériences (le but de ce cours n'est pas de les décrire) ont amené les conclusions suivantes qui seront acceptées telles quelles.

Tout atome est constitué de trois particules.

L'électron (e^-)

La mise en évidence de l'existence des électrons ne date que du XIX^{ème} siècle.

L'électron a une masse et une charge électrique négative (charge élémentaire).

La masse de l'électron est de $9,110 \cdot 10^{-31}$ kg

La charge de l'électron est de $-1,602 \cdot 10^{-19}$ C. → unité de mesure de l'électricité

Le proton (p)

Le proton fut observé en 1886 par E. Goldstein; J.J. Thomson confirma l'existence du proton en tant que particule en 1906. E_p

Le proton a une masse de $1,672 \cdot 10^{-27}$ kg (environ 1850 fois celle de l'électron).

La charge du proton est positive et vaut $1,602 \cdot 10^{-19}$ C, elle est donc opposée à celle de l'électron.

Le neutron (n)

Le neutron a été découvert par J. Chadwick en 1932.

Le neutron a une masse de $1,675 \cdot 10^{-27}$ kg

Le neutron est électriquement neutre.

Ces trois particules fondamentales, le proton, le neutron et l'électron peuvent être représentées par des petites boules

Trois particules différentes, donc trois comportements différents. Le comportement le plus visible est celui de l'attraction et de la répulsion de ces particules.

Des expériences d'électricité statique mettent en évidence que :

Deux corps chargés d'électricité de même signe se repoussent.

Deux corps chargés d'électricité de signes contraires s'attirent.

Exercice 1 : décrivez toutes les interactions existant entre les particules p, n, e⁻

*e⁻/e⁻ = répulsion e⁻/n = aucune réaction
e⁻/p⁺ = attraction*

Exercice 2 : pourquoi le neutron a-t-il été découvert seulement en 1932 ?

Parce qu'il est neutre électriquement.



*Noyau : p⁺ et n = nucléons
charges +*

5.3 L'atome

charge - masse presque totale de l'atome

Electrons : masse presque nulle

L'atome se compose d'un noyau positif, dense, constitué de protons et de neutrons (nucléons), qui concentre pratiquement la totalité de la masse de l'atome et d'électrons qui évoluent autour du noyau dans un espace très grand par rapport au diamètre de ce dernier (un peu comme les planètes autour du soleil).

En principe, un atome est électriquement neutre, ce qui implique que le nombre de protons du noyau est égal au nombre d'électrons gravitant autour de ce dernier.

Les différents atomes sont donc formés de plus ou moins de protons neutrons et électrons, mais le nombre d'électrons est égal à celui des protons.

Réactions dépendent des e⁻ :

- e⁻ chargés*
- e⁻ sont à l'extérieur*

5.4 Numéro atomique Z

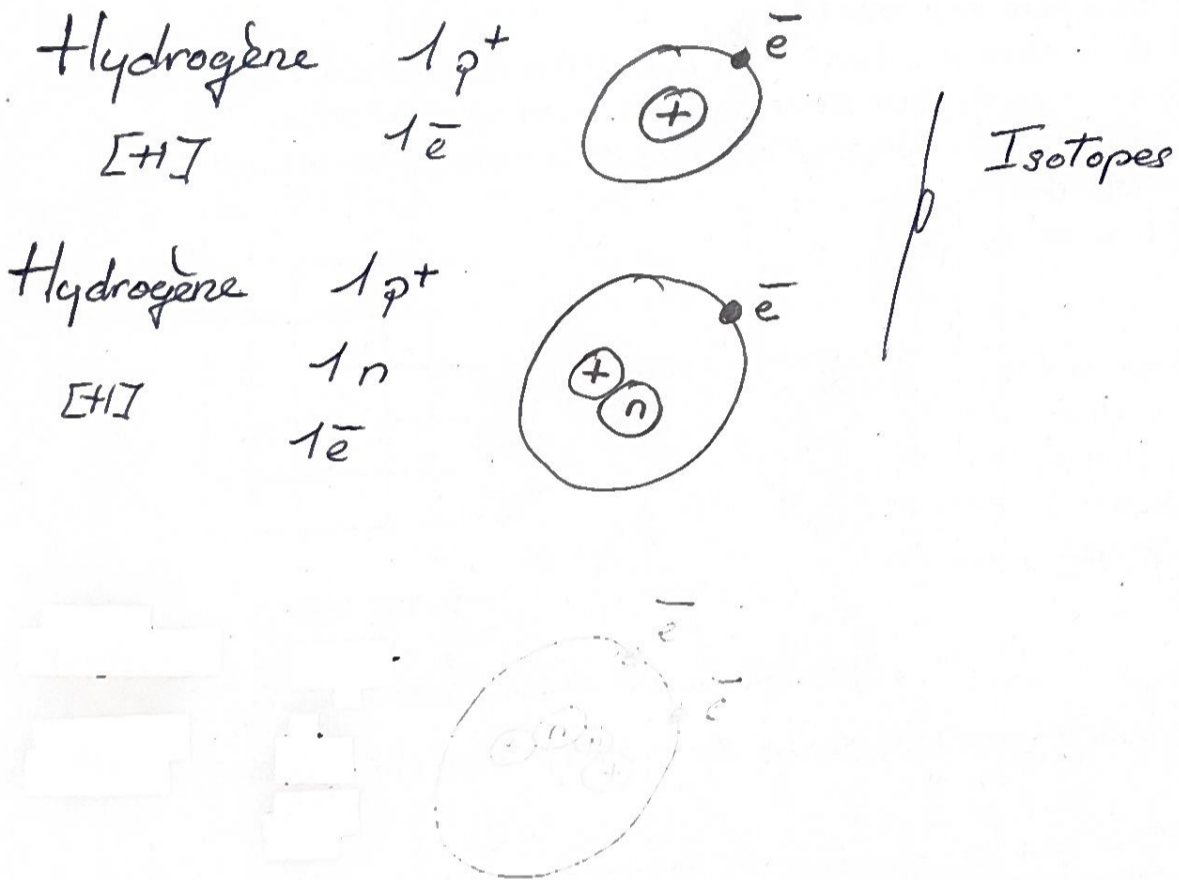
Les atomes sont classés normalement par taille. En réalité ils sont classés en fonction du nombre de protons que contient le noyau. Ce nombre s'appelle le numéro atomique et son symbole est Z.

nb e⁻ = nb p⁺ (tjrs)

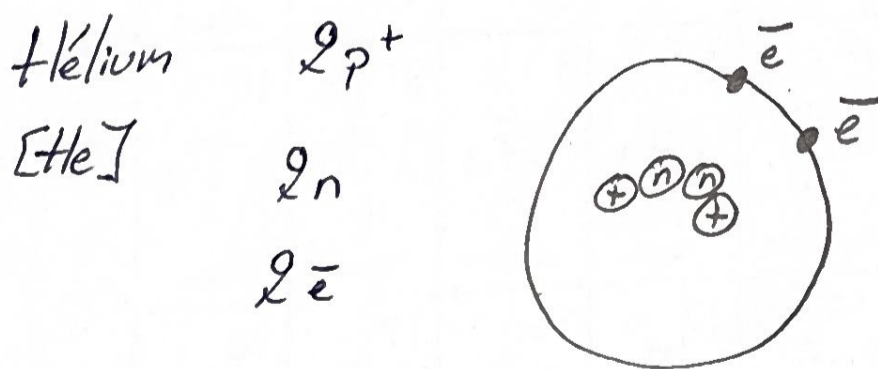
Le plus petit atome est celui d'hydrogène formé d'1 proton ($Z=1$) et d'1 électron. C'est pourquoi l'élément hydrogène est classé numéro 1 du tableau périodique des éléments.

Le nb de p^+ caractérise toujours un atome

Le nombre de protons caractérise toujours un atome. Il peut toutefois exister une certaine variabilité du nombre de neutron sans que les différences chimiques soient importantes. Ainsi, il existe aussi des atomes d'hydrogène avec 1 p 1 n et un e^- . Deux atomes ayant le même nombre de protons peuvent avoir un nombre différent de neutrons, ils sont alors isotopes. = ils sont au même endroit sur le Tableau périodique



Les atomes d'hélium, (deuxième élément) sont formés d'un noyau (2 protons et quelques neutrons), ainsi que de deux électrons gravitant.



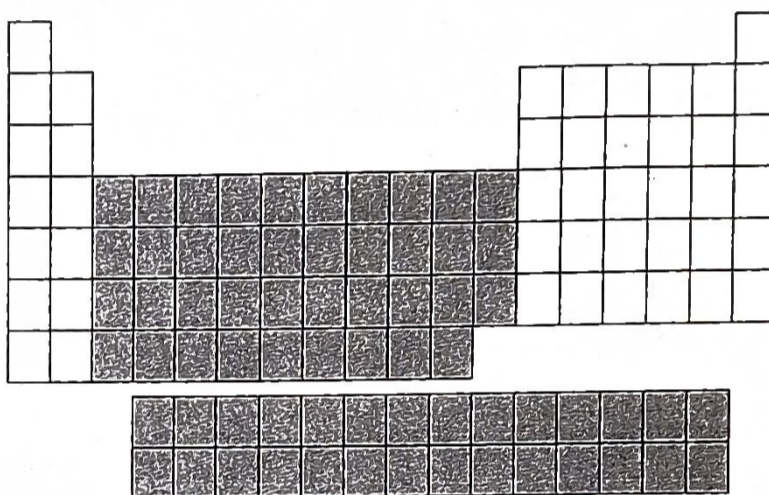
5.5 Structure électronique de l'atome

Comme il a été déjà mentionné, les électrons évoluent autour du noyau selon une orbite. Toutefois, l'atome possède des orbites sur lesquelles plusieurs électrons peuvent circuler. Ce nombre maximum d'électron est défini pour chaque orbite. Ainsi il est de 2 pour la première, puis de 8 pour la seconde et la troisième de 18 pour la quatrième et cinquième et de 32 pour les autres. Ces couches sont numérotées respectivement 1, 2, 3, 4, 5, 6, 7.

A partir de l'orbite 4 qui peut contenir 18 électrons, l'orbite est surchargée, afin que les électrons circulent plus librement, cette dernière se subdivise et crée plusieurs pistes (sous-couches) un peu comme une autoroute à deux voies.

Ce sont les électrons de la dernière sous-couche qui nous intéressent lors des réactions chimiques et il nous suffit de savoir combien d'électrons cette sous couche contient. Le nombre maximal peut être de 8 électrons. Le nombre d'électrons de la dernière sous-couche est déterminé selon la position de l'élément concerné dans le tableau périodique.

Les atomes les plus intéressants pour la plupart des réactions chimiques, font partie des huit colonnes principales du tableau périodique représentées en blanc dans le schéma ci-contre.



La structure électronique pour les plus intéressants de ces atomes peut être représentée par les schémas suivants.

	groupe 1	groupe 2	groupe 3	groupe 4	groupe 5	groupe 6	groupe 7	groupe 8
1 ^{ère} période	1 hydrogène							2 Hélium
2 ^{ème} période	3 Lithium	4 Béryllium	5 Bore	6 Carbone	7 Azote	8 Oxygène	9 Fluor	10 Néon
3 ^{ème} période	11 Sodium	12 Magnésium	13 Aluminium	14 Silicium	15 Phosphore	16 Soufre	17 Chlore	18 Argon

Comme nous pouvons le constater, la notation ci-dessus est simplifiée. Le noyau n'est pas détaillé. Les p et n ne sont pas reproduits bien qu'ils soient très importants, car ils confèrent toutes les propriétés à l'atome mais du point de vue chimique les atomes vont pouvoir se lier les uns aux autres grâce à leurs électrons. C'est pourquoi la structure électronique nous intéresse particulièrement.

En réalité pour pouvoir prévoir comment les atomes vont se lier les uns aux autres il suffit de déterminer les électrons se trouvant sur la dernière sous couche. Nous pouvons alors encore simplifier la représentation des atomes grâce à la notation de Lewis.

5.6 Notation de Lewis

Lewis a proposé une notation simple qui représente les électrons de la couche externe, appelée aussi couche périphérique ou de valence. Cette couche de huit électrons au maximum est importante car ses électrons participent aux liaisons chimiques. Pour les éléments des colonnes longues, Lewis indique les électrons de la couche externe par des points entourant le symbole chimique qui représente alors le noyau et les électrons non externes.

Exercice 3 : Compléter les parties blanches du tableau suivant avec les notations de Lewis.

Remplissage de la 1 ^{ère} couche e	I																	VII	
	H	II																He	
2 ^e couche	Li	Be																	
3 ^e couche	Na	Mg																	
4 ^e couche	K	Ca																	
= 4 e ⁻ externes																			

Exemple

Que constate-t-on ?

1 paire d'e⁻ non-liants, ils ne participent pas aux réactions chimiques

5e périphériques répartis ainsi :
 3e chimiquement actifs
 1 paire d'e⁻ non-liants : ils ne participent pas aux réactions

5.7 Le tableau périodique

La forme du tableau périodique n'est pas fortuite. Il est composé de lignes, que l'on appelle périodes et de colonnes que l'on appelle familles.

Les atomes d'une même famille possèdent la même structure électronique externe, d'où une ressemblance très forte dans leur réactivité chimique. Ce qui veut dire que le sodium réagit de manière semblable au potassium. Il aura même beaucoup plus de points communs avec le potassium qu'avec le magnésium se trouvant à côté de lui dans le tableau périodique. Il est possible de comparer les propriétés de chaque élément en fonction du Z de cet élément.

Z nb de protons

Exercice 4 : établir le graphique du point de fusion des 22 premiers éléments en fonction de leur Z .

Exercice 5 : Même question pour la masse volumique.

5.8 Comment lire un tableau périodique ?

Les renseignements fournis par le tableau périodique sont nombreux.

Le **Z ou numéro atomique** indique le nombre de protons que contient chaque élément.

Le **symbole chimique** correspond en général aux « initiales » du **nom**. Attention chaque initiale ne contient qu'une majuscule s'il n'y a qu'une lettre et une majuscule + une minuscule s'il y a deux lettres.

Exemples :

Cuivre	Cu
Fer	Fe
Zinc	Zn
Soufre	S

$Co \neq CO \Rightarrow$ différent

Toutefois la recherche étant mondiale, les initiales ne correspondent pas toujours aux noms français :

Or	Au	vient du latin aurum
Tungstène	W	vient de l'allemand Wolfram
Sodium	Na	vient du latin natrium

Exercice 6 : Les symboles suivants correspondent-ils à des éléments. Si oui lesquels, si non pourquoi ?

F	Fe	FC	Fr	Fm	Fi	FE
<i>Fleur</i>	<i>Fer</i>					

Les symboles apparaissent en quatre **couleurs**, Le noir pour les solides à 30 °C, le bleu pour les liquides et le rouge pour les gaz. La couleur blanche est gardée pour les éléments synthétiques, qui n'existent pas naturellement sur terre mais sont formés dans des réacteurs nucléaires.

Louis - Kerwan 17-14

L'escalier à droite du tableau sépare en gros les **métaux** (bons conducteurs thermiques et électriques, ductiles, malléables et dont la tendance est à perdre des électrons) des **non-métaux** dont les caractéristiques sont en général en opposition à celles des métaux.

En réalité il existe de part et d'autre de l'escalier un petit nombre d'éléments appelés semi métaux, dont les propriétés sont intermédiaires à celle des deux groupes mentionnés, mais qui ne seront pas pris en compte dans ce cours.

Le chiffre en rouge est la **masse atomique relative** moyenne de l'atome. Comme à une convention $\Rightarrow H = 1$ l'hydrogène a une valeur de 1,0079, et le platine une valeur de 195,09, nous pouvons affirmer que l'atome de platine est environ 195 fois plus lourd que l'atome d'hydrogène.

L'état d'oxydation (ou degré d'oxydation ou encore nombre d'oxydation) est un chiffre très important, il nous indique le nombre d'électrons que l'atome peut perdre ou gagner. (cf. le paragraphe « ions »)

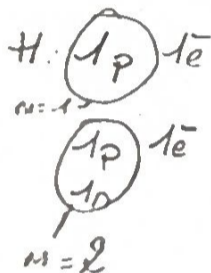
Exemples : L'atome de lithium a tendance à perdre un électron car son nombre d'oxydation vaut 1

L'atome d'osmium (dont le $Z=76$) peut perdre, suivant les cas, 2, 3, 4, 6 ou 8 électrons

L'atome de soufre dont les nombres d'oxydation sont $\pm 2, 4, 6$ peut suivant les cas gagner 2 électrons (-2) ou perdre 2, 4 ou 6 électrons.

On peut encore voir la valeur du **point de fusion, d'ébullition** et la **densité** de l'élément.

En un coup d'œil il est possible de savoir que le magnésium est un métal donc conducteur de chaleur et d'électricité, il est aussi malléable et ductile. Cet atome est 24 fois plus lourd que celui d'hydrogène et c'est un solide à température ambiante. Entre autre son noyau renferme 12 protons et sa structure électronique contient donc 12 électrons. Comme il appartient à la deuxième colonne du tableau périodique sa notation de Lewis est de deux électrons périphériques (dernière couche). Il a la tendance de perdre deux électrons car son nombre d'oxydation vaut deux. De plus nous pouvons savoir qu'il fond à 922 K et bout à 1363 K. Sa densité est de 1,74 g/cm³. Il est donc 1,74 fois plus dense que l'eau.



5.9 Les ions

Nous avons vu dans ce module que l'atome possède le même nombre d'électrons que de protons, mais nous avons aussi vu que des atomes ont tendance à perdre ou gagner des électrons.

Il n'y a pas de contradiction. Un atome tel que le fer contient 26 protons et 26 électrons. Par frottement, par exemple, les électrons qui sont en périphérie peuvent être arrachés, ceci donne un « atome » de 26 protons et 24 électrons, ce qui s'appelle en réalité un ion positif ou cation.

Un atome peut aussi gagner des électrons, le ion est alors négatif. C'est un anion.

Comme nous le verrons dans le module suivant, il existe des ions complexes, c'est-à-dire des molécules avec un excès ou un défaut d'électron(s).

structure électronique => noyau est •

Exercice 7 a : Dessinez la structure électronique complète des cations et anions suivants :

*Ca: Z=20
p⁺=20
e⁻=20*

Ca²⁺=p⁺=20

e⁻=18

Ca²⁺

Mg²⁺

Cl⁻

S²⁻

C⁴⁺

C⁴⁻

Argon

Néon

Argon

Argon

Néon

Hélium

Exercice 7 b : Même question, mais dessinez les structures de Lewis ?

Exercice 7 c : Les structures électroniques des ions ci-dessus correspondent aux structures électroniques de quels atomes ?

Exercice 7 d : Quel est le point commun de toutes ces structures ?

Exercice 7 e : Retrouvez sur le tableau périodique les atomes qui ne se transforment pas en ions.

5.10 Stabilité

A Part les gaz rares, tous les atomes peuvent se transformer en ions ; ce gain ou cette perte d'électron(s) leur permet de stabiliser leur structure électronique. La stabilité est obtenue lorsqu'une couche est complète, l'ion possède alors la structure d'un des gaz rares qui le précède ou le suit.

Exemple : l'ion lithium Li⁺ a la même structure électronique que l'hélium He, le gaz rare qui le précède, soit la couche 1 contenant 2 électrons est complète. Y aurait-il possibilité d'avoir du Li²⁺ ? Dans ce cas, l'atome de lithium devrait réunir 7 électrons ce qui s'avère mission impossible.

Les concepts que nous venons de voir, nous permettent d'aborder la réaction chimique (spontanée) dont le moteur principal est la stabilisation de la structure électronique de chaque atome.

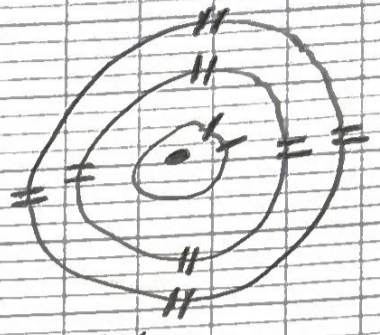
Chimie - Structure atomique

Exemple de dessin de structure électronique

cf. ex 7
p. 49

noyau = •
1^{er} c. e = 2 e⁻ max
2^{ème} c. e = 8 e⁻ max
3^{ème} c. e = 8 e⁻ max
Total = 18 e⁻

Ca Z = 20 Ca²⁺
=> p⁺ = 20 => p⁺ = 20
z = 20 e⁻ = 18



Structure de Lewis

les gaz rares
ne se transfo. pas
en ions

Ca²⁺ a la structure électronique de l'Argon

→ Dessin de la structure de l'Argon

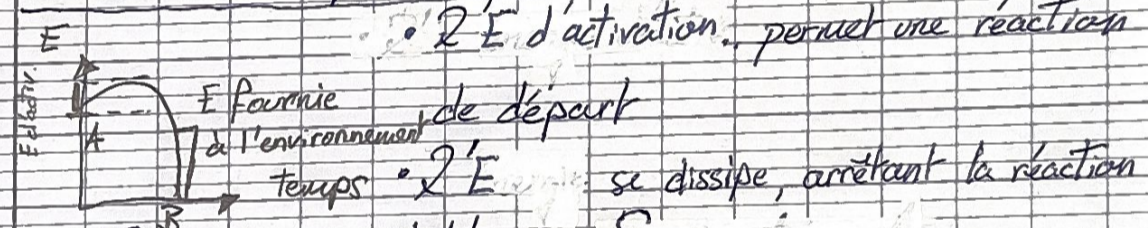
Points communs des structures

atome → ion
stabilisation structure électro

- Dernière couche complète
- Donc la règle de l'octet est satisfaite
- Donc le Ca²⁺ est stable

Réaction chimique spontanée (allumer une allumette)

2 cas au total



S = Situation

→ SB est plus stable que SA
Durant la SB, les ions C⁴⁺ apparaissent dans le CO₂

Chimie - Structure atomique

BA-BA

émergence
= somme des

objets méc/bio

ex $\frac{1}{2} + \frac{1}{2} = 1$

$\frac{1}{0.01} = 100$

sélection nat

= être le menu

ou être dans son

garde-manger

ex manger vs se faire

manger par un tigre

3 particules

- électrons (e)
- protons (p⁺)
- neutrons (n)

chimie

• règle de l'octet

(oxydation)

Electron (e)

- Charge élémentaire = la plus petite qté

d'électricité possible

- Objet riche en e est « négatif »

- Objet pauvre en e est « positif »

- Electricité statique: les e se déplacent depuis l'endroit où ils sont nbx vers ceux où ils le sont moins.

	Charge	masse
e	-	nulle
	exactement	
	opposée	2K x plus => les réactions
p ⁺	+	grande que chimiques dépendent des e
		cette de La masse dépend des
n	nulle	l'électron p ⁺ et n

physique

2 types de forces

- forces électrostatiques

=> charges (+) ou (-)

- forces gravitationnelles

=> masse

biologie

émergence

• évolution due au hasard

• sélection naturelle