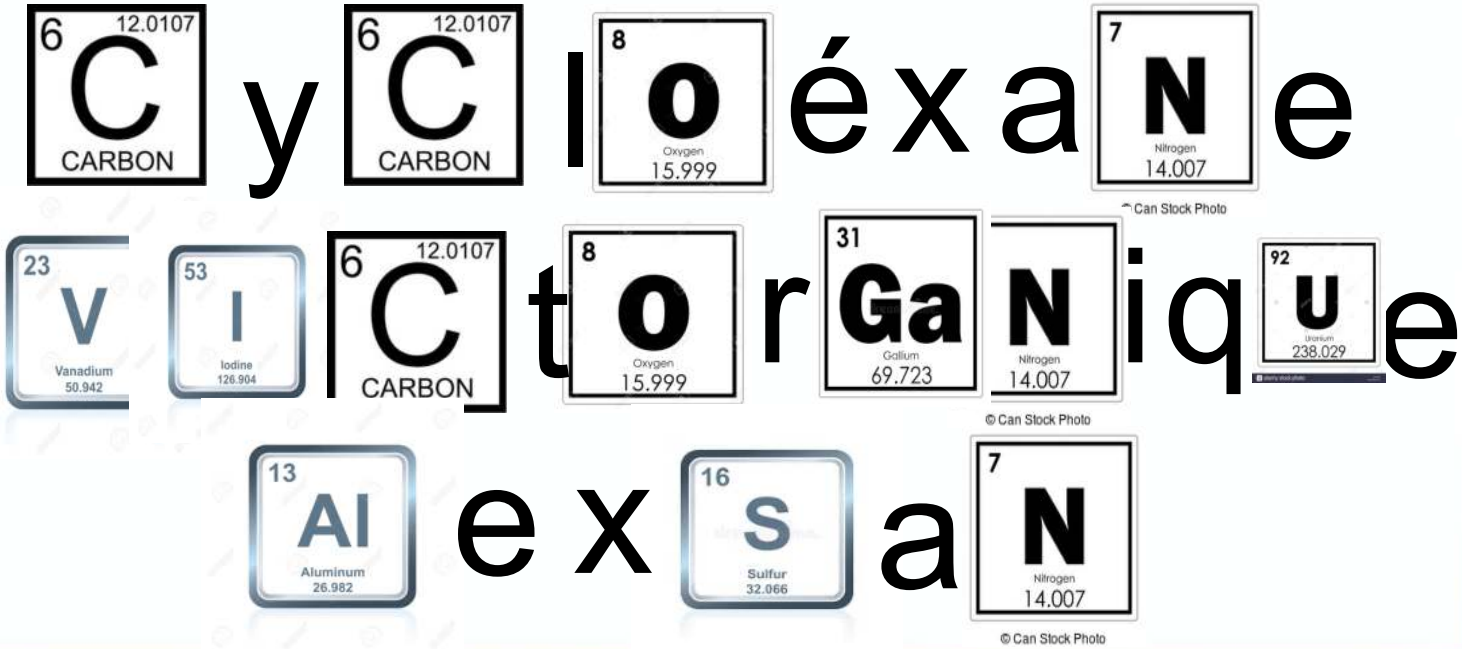
CHIMIE GENERALE

→ Tut' rentrée S1 2020-2021 en distanciel
(RIP les amphis)

CHIMIE GENERALE

→ **Tuteurs Chimie Générale/Organique :**



CHIMIE GENERALE

→ UE1 200points

→ 7qcm/40 au concours

→ Professeur Golebiowski

→ Livre : référence

CHIMIE GENERALE

Cours 1

Interactions rayonnement/matière 1h

I- Rappel sur l'atome

II- La lumière

III- Energie et matière

IV- Structure de l'atome : les électrons

Cours 1

Interactions rayonnement/matière 1h

V- Les anions et cations

VI- Couche de cœur et de valence

VII- Propriété magnétique des atomes

VIII- QCMs

I- Rappel sur l'atome

⟶ L'atome est centré sur son noyau qui est fixe

⟶ Autour du noyau gravite des électrons non fixes

⟶ Il contient des protons de charge q = +1, des électrons de charge q = -1 et des neutrons tel que q = 0

⟶ Lorsque l'on parlera de masse de l'atome, on négligera la masse des e- car celle-ci est minime comparée a celle du noyau

$^{A}_{Z}X$

A : nombre de masse (protons +neutrons)

Z = nombre de protons : numéro atomique

N = nombre de neutrons = A- Z

II- La lumière

→ c'est un rayonnement électromagnétique

→ c vaut 3.10^8 m.s^{-1} <u>dans le vide</u>

→ la lumière possède une dualité onde/particule avec un caractère ondulatoire (lorsque libre) et corpusculaire (particulaire)

→ ondulatoire : $\lambda = c / \nu$

→ corpusculaire : photons qui transportent une quantité d'énergie appelé « quantum »

Quantité d'énergie transportée par un photon :

$$E\ (J) = h.\nu = h.c / \lambda$$

$$h.c = 20.10^{-26}$$

III- Energie et matière

⟶ **L'énergie d'un électron est négative et discontinue (varie) mais quantifiée (on peut la calculer).**

Le niveau n = 1 est appelé fondamental

Le niveau n = 2 est le premier niveau excité

Les niveaux avec n = +∞ est le niveau ionisé

⟶ **Les hydrogénoïdes sont des ions avec un seul électron.**

Ex : $5B^{4+}$, He+ mais aussi H (exception car ce n'est pas un ion)

III- Energie et matière

⟶ ***Pour calculer l'énergie de ces hydrogénoïdes, on utilise la formule en eV :***

$$E(eV) = -13,6.Z^2 / n^2$$

⟶ $1eV = 1,6.10^{-19}$ J

→ Pour les hydrogénoïdes, n=1 donc simplification de la formule.

→ Lorsqu'on a un retour à l'état fondamental, on une désexcitation électronique accompagnée d'une émission de lumière

III- Energie et matière

→ *Absorption/Excitation :*

→ L'électron peut passer à un niveau énergétique plus élevé en absorbant un photon d'énergie quantifiée : c'est l'excitation électronique.

→ L'énergie du photon doit être égale à la différence d'énergie exacte entre deux « n » de l'électron.
Dans le cas contraire le photon, n'est pas absorbé par l'électron.

→ La transition électronique (différence d'énergie) entre deux niveaux s'exprime par (+++) :

$$\Delta E_{n->n'} = E_{n'} - E_n = 13{,}6.Z^2 . \left(\frac{1}{n^2} - \frac{1}{n'^2}\right)$$

La différence d'énergie pour passer à un niveau supérieur est donc égale à celle du photon absorbée (Ehv).

III- Energie et matière

→ *Emission/Désexcitation :*

L'électron va avoir tendance à minimiser son énergie en retournant à son niveau fondamental : désexcitation électronique.

L'électron perd (cède) donc de l'énergie sous la forme de photon qui n'est rien d'autre que de la lumière : émission lumineuse.

→ *Ionisation :*

Si l'E(photon) > E (électron), l'électron est éjecté de l'atome avec une énergie cinétique correspondant à la différence entre l'énergie du photon et l'énergie de l'électron qui possède initialement.

III- Energie et matière

Energie cinétique de l'électron éjecté :

$$E_c = E_{h\nu} - |\text{électron}|$$

Toi quand t'as mis E et que la réponse est ABCD

IV- Structure de l'atome : les électrons

→ *Dans l'atome* : on parlera d'onde avec une énergie et des variations d'énergie quantifiées

→ *Hors de l'atome* : on parlera de particule avec une énergie variable continue

Quand on parle d'énergie continue on veut dire qu'elle peut prendre toutes les valeurs possibles dans l'intervalle] -∞ ; +∞ [(cc les maths)

≠ d'une énergie quantifiées qui ne peut donc prendre que certaines valeures

IV- Structure de l'atome : les électrons

→ Afin de caractériser les électrons et de les distinguer les uns les autres dans un même atome, on utilise 4 nombres quantiques.

→ Règle d'exclusion de Pauli : Les électrons ne peuvent pas posséder 4 nombres quantiques identiques

- « n » le nombre quantique principal : donne le niveau d'énergie (couche principal)

→ c'est un entier tel que $n \geq 1$ (puisque $n=1$ correspond à la couche donc fondamentale)

IV- Structure de l'atome : les électrons

« l » : le nombre quantique secondaire / azimutal : donne le sous-niveau d'énergie = la sous-couche
→ détermine la forme de l'espace où se situe l'électron

Si l=0, on a une orbital de type s
Si l=1, on a une orbital de type p
Si l=2, on a une orbital de type d
Si l=3, on a une orbital de type f

→ c'est un entier tel que $0 \leq l \leq n-1$ (il n'est donc pas négatif)

IV- Structure de l'atome : les électrons

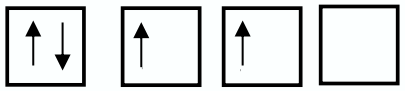
« m » : le nombre quantique magnétique
→ donne la direction dans l'espace de l'électron (ou de l'orbital atomique)
→ c'est un entier tel que $-l \leq m \leq +l$

« s » : c'est un nombre quantique de spin
→ renseigne sur les propriétés magnétiques de l'électron notamment sa rotation
→ $s = \pm 1/2$ (ce n'est pas un entier)

IV- Structure de l'atome : les électrons

Application avec le carbone :

→ Z=6 soit 1s2 2s2 2p2



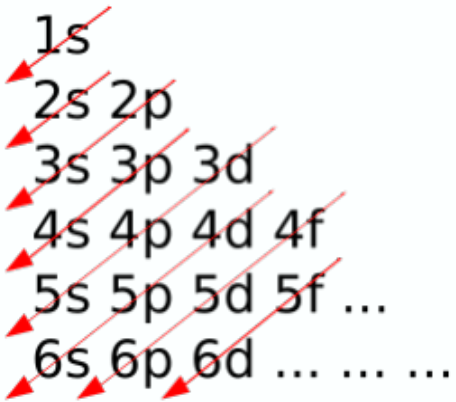
n = 2 l=1 (p) m=-1 s=+1/2

La configuration électronique

→ Au lycée, on a avait vu la disposition suivante :

$(K)_2\ (L)_8\ (M)_{18}$

Ici on va retrouver exactement la même chose mais sous une autre forme grâce au diagramme de Klechkowski :



Chaque lettre (s, p, d, f) correspond à une orbitale atomique c'est-à-dire une zone de l'espace où se situe l'électron.

Le chiffre devant l'orbitale atomique indique le nombre d'orbitale de chaque type.

Il représente aussi n le nombre quantique principal.

La configuration électronique

Dans une orbitale s, on pourra placer 2 e^- maximum.
Dans une orbitale p, on pourra placer 6 e^- maximum.
Dans une orbitale d, on pourra placer 10 e^- maximum.
Dans une orbitale f, on pourra placer 14 e^- maximum.

→ La couche K (la 1ère couche) correspond à 1s (2e-)
→ La couche L (la 2ème couche) correspond à 2s2p (8e-)
→ La couche M (la 3ème couche) correspond à 3s3p3d (18e-)

Ex Iode 53 : $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^{10}\ 4p^6\ 5s^2\ 4d^{10}\ 5p^5$

Les exceptions

→ Après avoir suivi l'ordre du diagramme de Klechkowski, si les orbitales sont et seulement pleines, il faut les remettre dans l'ordre croissant :

$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^{10}\ 4p^6\ 5s^2\ 4d^{10}\ 5p^5$
$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 3d^{10}\ 4s^2\ 4p^6\ 4d^{10}\ 5s^2\ 5p^5$

→ Les orbitales $3d^{10}$ et $4d^{10}$ (10e- chacune) sont pleines mais sont situées respectivement après une orbitale $4s^2$ et $5s^2$ → on les remets donc dans l'ordre croissant.

→ Les OA remplies à 50% ou 100% possèdent une stabilité particulière.
Toute autre configuration n'est donc pas possible pour l'atome.

Les exceptions

→ On aura donc jamais d'OA de type $4s^2\ 3d^4$ et $4s^2\ 3d^9$
MAIS toujours $4s^1\ 3d^5$ et $4s^1\ 3d^{10}$

→ On aura donc jamais d'OA de type $6s^2\ 4f^6$ et $6s^2\ 4f^{13}$
MAIS toujours $6s^1\ 4f^7$ et $6s^1\ 4f^{14}$

→ Les orbitales $3d^5$ et $4f^7$ sont donc remplies à 50 %.

→ Les orbitales $3d^{10}$ et $4f^{14}$ sont donc remplies à 100%.

V- Les anions et cations

→ **Anions** : on ajoute d'1 ou plusieurs électrons sur l'orbitale la plus éloignée

Ex: C : 1s2 2s2 2p2

C- : 1s2 2s2 2p3

→ **Cations** : on retire un ou plusieurs électrons sur l'orbitale la plus éloignée

Ex Ca : $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2$

Ca^+ : $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^1$

VI- Couche de cœur et de valence

2 types d'électrons :

→ Ceux de Valence : électrons avec le n le plus élevés et tout ceux qui se situent à droite (externe)

→ Ceux de Cœur : le reste des électrons (interne)

Ex : [$_{26}$Fe] : $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^6$

→ n le + élevé = 4

→ 8 électrons de valence et 18 de cœur

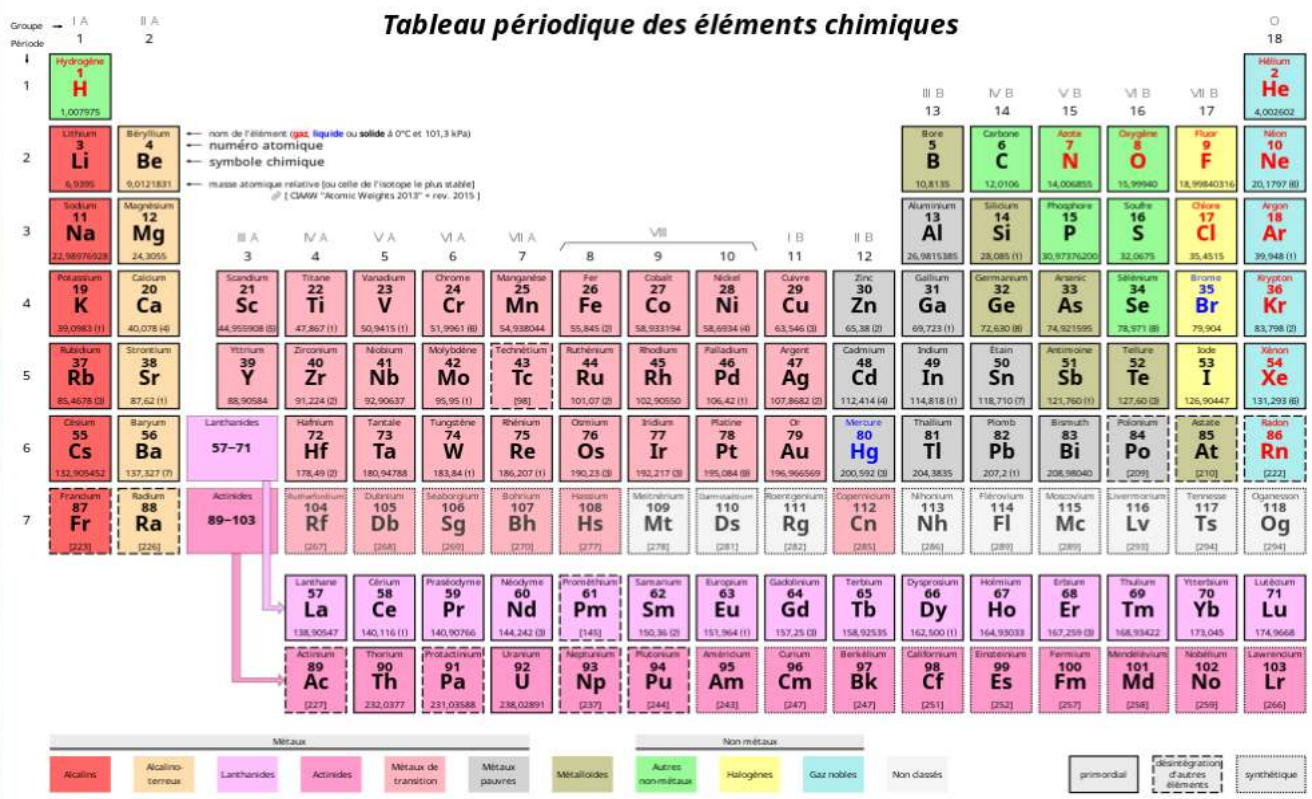
VI- Couche de cœur et de valence

→ on peut remplacer les électrons de cœur par le gaz noble avec un nombre d'électron le plus proche et inférieur à l'atome recherché

→ Les atomes de la colonne des gaz rares possèdent respectivement 2 [He], 10 [Ne], 18 [Ar], 36 [Kr], 54 [Xe], 86 [Rn] électrons

→ Ex : [$_{20}$Ca] possède 20 électrons
Les électrons de cœurs du calcium sont remplacés par l'argon [$_{18}$Ar] : le calcium a 18 électrons de cœur
20 -18 = 2 électrons de valence
On dit que le calcium a un cœur Argon
Cela nous donne donc : [$_{18}$Ar] $4s^2$

VI- Couche de cœur et de valence



2s2

3s2

4s2

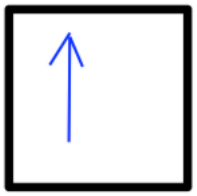
5s2

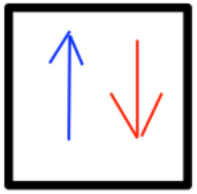
6s2

VII- Propriété magnétique des atomes

→ **Atome paramagnétique : possède un ou plusieurs électrons de valence célibataires**

→ Atome diamagnétique : ne possède aucun électron célibataire
ex : tous les gaz rares





VIII- Propriété magnétique des atomes

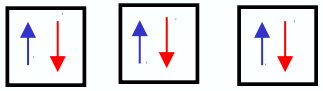
L'orbital « s » contient 2e⁻ maxi :

⟶ 1 case

S = ±1/2

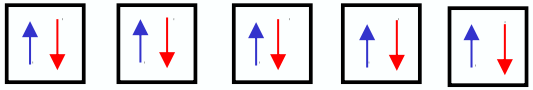
L'orbital « p » contient 6e⁻ maxi :

⟶ 2 cases



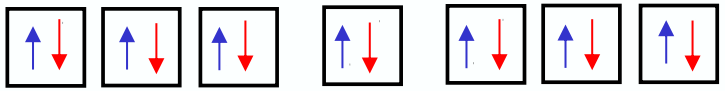
L'orbital « d » contient 10e⁻ maxi :

⟶ 3 cases



L'orbital f contient 14 e⁻maxi :

⟶ 4 cases



m=0

VIII- Propriété magnétique des atomes

→ La règle de Hund permet le remplissage des électrons.

VIII- QCMs

QCM 1 : Donnez la configuration électronique du Cuivre (Cu ; Z = 29)

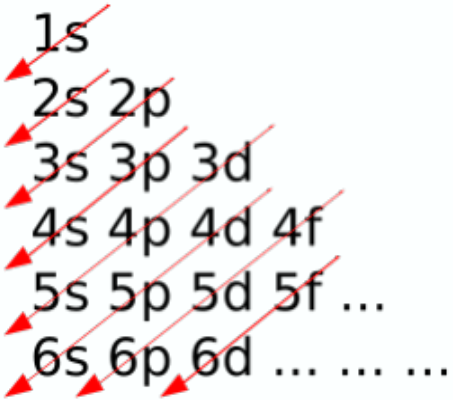
A) [Ar] 3d10 4s1
B) 1s2 2s2 2p6 3s2 3d10 4s1
C) 1s2 2s2 2p6 3s2 3p6 4s2 3d9
D) 1s2 2s2 2p6 3s2 3p6 3d10 4s1
E) Les réponses A,B,C,D sont fausses

VIII- QCMs

QCM 1 : Donnez la configuration électronique du Cuivre (Cu ; Z = 29)

A) [Ar] 3d10 4s1
B) 1s2 2s2 2p6 3s2 3d10 4s1
C) 1s2 2s2 2p6 3s2 3p6 4s2 3d9
D) 1s2 2s2 2p6 3s2 3p6 3d10 4s1
E) Les réponses A,B,C,D sont fausses

AD



VIII- QCMs

QCM 2 : A propos de l'atome de Carbone (Z = 6), on peut dire que :

A) L'atome de Carbone (Z = 6) possède 4 électrons de valence
B) L'atome de Carbone (Z = 6) possède une valence primaire de 4
C) L'atome de Carbone (Z = 6) possède une valence secondaire de 4
D) L'atome de Carbone (Z = 6) ne possède aucun électron de nombre magnétique m = 3
E) Les réponses A,B,C,D sont fausses

VIII- QCMs

QCM 2 :

A) Vrai, sa configuration électronique est $1s^2\ 2s^2\ 2p^2$, donc bien 4 électrons de valence
B) Faux
C) Vrai, il passe en $1s^2\ 2s^1\ 2p^3$
D) Vrai, m=3 signifie des orbitales atomiques f au minimum alors que l'atome de Carbone a seulement des « s » et « p »
E) Faux

ACD