

Bienvenue à tous !





ThermoFischer et Julus présentent...

En partenariat avec...



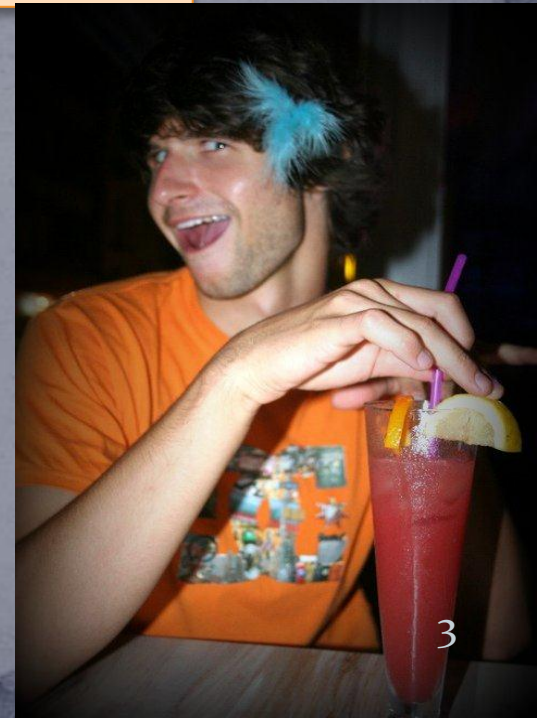
et



La Tut' Rentrée 2012



Introduction à la Chimie Générale



Présentation de la matière

- Fait partie du groupe UE1 (Biochimie, Chimie Orga, Biologie Moléculaire et Chimie G)
- Mais aussi du groupe UE3 ! (Biophysique/ Physique)
Etude des pH
- Programme:
 - Atomistique
 - Liaison chimique
 - Thermodynamique
 - Equilibres chimiques
 - PH (UE3)

I. L'Atome

- ✓ X = élément
- ✓ A = nombre de masse (=de nucléons)
- ✓ Z = n° atomique (=nombre de protons)
- ✓ q = nb de charges

De là, on peut déduire le nombre de neutron : $N = A - Z$

Remarque : *Isoto**P**es* → Z identique (même nombre de **Protons**) mais A et N différents.

CLASSIFICATION PÉRIODIQUE DES ÉLÉMENTS

	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
K 1	Hydrogène 1 H 1,0079 État physique, à 20 °C, de l'élément à l'état de corps pur : X : solide X : liquide X : gaz ⓧ : élément artificiel																	Hélium 2 He 4,0026
L 2	Lithium 3 Li 6,941	Beryllium 4 Be 9,0122	Colonne 1 (sauf l'hydrogène) : alcalins Colonne 2 : alcalinoterreux Colonne 16 : chalcogènes Colonne 17 : halogènes Colonne 18 : gaz nobles										Bore 5 B 10,811	Carbone 6 C 12,011	Azote 7 N 14,007	Oxygène 8 O 15,999	Fluor 9 F 18,998	Néon 10 Ne 20,180
M 3	Sodium 11 Na 22,990	Magnésium 12 Mg 24,305	Numéro atomique → Z X ← Symbole M ← Masse molaire atomique (en g.mol ⁻¹)										Aluminium 13 Al 26,982	Silicium 14 Si 28,086	Phosphore 15 P 30,974	Soufre 16 S 32,066	Chlore 17 Cl 35,453	Argon 18 Ar 39,948
N 4	Potassium 19 K 39,098	Calcium 20 Ca 40,078	Scandium 21 Sc 44,956	Titane 22 Ti 47,867	Vanadium 23 V 50,942	Chrome 24 Cr 51,996	Manganèse 25 Mn 54,938	Fer 26 Fe 55,845	Cobalt 27 Co 58,933	Nickel 28 Ni 58,693	Cuivre 29 Cu 63,546	Zinc 30 Zn 65,409	Gallium 31 Ga 69,723	Germanium 32 Ge 72,64	Arsenic 33 As 74,922	Sélénium 34 Se 78,96	Brome 35 Br 79,904	Krypton 36 Kr 83,798
O 5	Rubidium 37 Rb 85,468	Strontium 38 Sr 87,62	Yttrium 39 Y 88,906	Zirconium 40 Zr 91,224	Niobium 41 Nb 92,906	Molybdène 42 Mo 95,94	Technétium 43 Tc (97,9)	Ruthénium 44 Ru 101,07	Rhodium 45 Rh 102,91	Palladium 46 Pd 106,42	Argent 47 Ag 107,87	Cadmium 48 Cd 112,41	Indium 49 In 114,82	Étain 50 Sn 118,71	Antimoine 51 Sb 121,76	Tellure 52 Te 127,60	Iode 53 I 126,90	Xénon 54 Xe 131,29
P 6	Césium 55 Cs 132,91	Baryum 56 Ba 137,33	* La à Lu	Hafnium 72 Hf 178,49	Tantale 73 Ta 180,95	Tungstène 74 W 183,84	Rhénium 75 Re 186,21	Osmium 76 Os 190,23	Iridium 77 Ir 192,22	Platine 78 Pt 195,08	Or 79 Au 196,97	Mercure 80 Hg 200,59	Thallium 81 Tl 204,38	Plomb 82 Pb 207,2	Bismuth 83 Bi 208,98	Polonium 84 Po (209)	Astate 85 At (210)	Radon 86 Rn (222)
Q 7	Francium 87 Fr (223)	Radium 88 Ra (226)	** Ac à Lr	Rutherfordium 104 Rf (261)	Dubnium 105 Db (262)	Seaborgium 106 Sg (266)	Bohrium 107 Bh (264)	Hassium 108 Hs (277)	Meitnerium 109 Mt (268)	Darmstadtium 110 Ds (271)	Ununium 111 Uun (272)	Ununbium 112 Uub (285)	Ununquadium 114 Uuq (289)					

III. Les électrons

- Les électrons sont sur des niveaux d'énergie quantifiés :
“ E_n ”
- L'atome est à l'état *fondamental* lorsque tous ses électrons sont au niveau le plus bas.
- Sinon, il y a eut *transition électronique* et l'atome est à l'état *excité*.

L'énergie nécessaire à une transition entre deux niveaux (par émission ou absorption) est quantifiée :

$$\Delta E = E_{\text{final}} - E_{\text{initial}} = h \cdot \nu$$

→ *spectre d'émission quantifié*

IV. L'électromagnétisme

$$\lambda = \frac{c}{\nu}$$

c = vitesse en m.s^{-1}

λ = longueur d'onde en m

ν = fréquence en $\text{s}^{-1} = \text{Hz}$

L'interaction rayonnement-matière peut se faire sous forme **d'émission** (= production d'énergie) ou **d'absorption** de photons d'énergies quantifiées. Elle entraîne donc un échange d'énergie par **quantité définies**, multiples de l'énergie d'un photon
→ L'énergie et la matière sont discontinues

Calcul de l'énergie des photons :

$$E = \frac{hc}{\lambda} = h\nu$$

E = énergie en J

h = Cte de Planck = $6,62 \cdot 10^{-34}$ J.s

$$E = \frac{1240}{\lambda}$$

λ = longueur d'onde en nm

E= énergie en eV (1 eV = $1,6 \cdot 10^{-19}$ J)

Dualité onde/ corpuscule :

- À toute particule (sauf photon) peut être associée une onde de longueur d'onde de De Broglie :

m = masse en kg

v = vitesse en m.s-1

$$\lambda = \frac{h}{mv}$$

V. Les hydrogénoïdes

= Systeme monoélectronique

Energie d'un niveau n

$$E_n = - \frac{K \cdot Z^2}{n^2}$$

Z = numéro atomique
n = niveau d'énergie de l'e⁻ dans l'atome
K = constante (13,6 eV)

/!\ L'énergie d'une couche est **toujours** négative

Transition électronique :

- E est l'énergie nécessaire pour qu'un électron passe du niveau n au niveau n'.

$$E_{n' \rightarrow n} = 13,6 \times Z^2 \left(\frac{1}{n^2} - \frac{1}{n'^2} \right)$$

VI . Systèmes polyélectroniques

- Les électrons sont définis comme des ondes, ils ne sont donc pas parfaitement localisables dans l'espace. Ils sont dans des orbitales atomiques .
- 4 paramètres : n, l, m, s (nombres quantiques)
- $n = \text{nb principal} = \text{niveau d'énergie} : n \geq 1$
- $l = \text{nb secondaire} = \text{sous niveau} : 0 \leq l \leq n-1$
- $m = \text{nb magnétique} = \text{direction} : -l \leq m \leq +l$
- $s = \text{spin} : +1/2 \text{ ou } -1/2$

VII . Remplissage des OA

Principe de Pauli

- Dans un atome, il ne peut y avoir qu'un seul e⁻ défini par un même ensemble de valeur de 4 nombres quantiques (**n, l, m et s**)
- Pour une case quantique donnée, on a n, l et m de fixés.
- Chaque case quantique comprend 2e⁻ au maximum (spin + $\frac{1}{2}$ et spin - $\frac{1}{2}$)

Configuration électronique

- On note le nombre d'e⁻ en exposant de l'OA : *si il y a 5 e⁻ dans une OA 3p on note 3p⁵*
- Pour les OA **s** : 1OA x 2 e⁻ = **2 e⁻ maxi**
- Pour les OA **p** : 3OA x 2 e⁻ = **6 e⁻ maxi**
- Pour les OA **d** : 5OA x 2 e⁻ = **10 e⁻ maxi**
- Pour les OA **f** : 7 OA x 2 e⁻ = **14 e⁻ maxi**

Quelques Règles

→ Règle du « $n+l$ minimal » : Pour les OA vides, le remplissage prioritaire se fait pour le type d'OA dont la somme des nombres quantiques $n+l$ est la **plus petite**.

→ Règle de Hund : on dispose d'abord des électrons célibataires ayant des **spins parallèles** avant de les mettre par paire

Ordre de remplissage des OA :



mémo : ss / ps ps / dps dps / fdps fdps

$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6 6s^2 4f^{14} 5d^{10} 6p^6 7s^2$

...

!! Exceptions !! : Elles concernent surtout les OA de type d :

- ✓ $(n+1)s^2nd^{10} \rightarrow nd^{10}(n+1)s^2 \rightarrow$ *La couche d passe avant la s*
- ✓ $(n+1)s^2nd^4 \rightarrow (n+1)s^1nd^5 \rightarrow$ *On remplit d'abord la couche ayant le plus petit n.*
- ✓ $(n+1)s^2nd^9 \rightarrow (n+1)s^1nd^{10}$

Propriétés magnétiques :

Un atome ou ion est dit **paramagnétique** si il possède 1 ou plusieurs e^- célibataire.

Un atome ou ion est dit **diamagnétique** si il ne possède aucun électron célibataire

II. Le tableau périodique

Alcalino - terreux

${}^1_1\text{H}$ $1s^1$	S	${}_Z\text{X}$ Couche de valence										P	${}^2_2\text{He}$ $1s^2$				
${}^3_3\text{Li}$ $2s^1$	${}^4_4\text{Be}$ $2s^2$											P : 3 cases quantiques donc 6 électrons					
${}^{11}_{11}\text{Na}$ $3s^1$	${}^{12}_{12}\text{Mg}$ $3s^2$	D : 5 cases quantiques donc 10 électrons															
${}^{19}_{19}\text{K}$ $4s^1$	${}^{20}_{20}\text{Ca}$ $4s^2$	$4s^2 3d^1$	$4s^2 3d^2$	$4s^2 3d^3$	$4s^1 3d^5$	$4s^2 3d^5$	$4s^2 3d^6$	$4s^2 3d^7$	$4s^2 3d^8$	$4s^1 3d^{10}$	$4s^2$	$4s^2 4p^1$	$4s^2 4p^2$	$4s^2 4p^3$	$4s^2 4p^4$	${}^{35}_{35}\text{Br}$ $4s^2 4p^5$	${}^{36}_{36}\text{Kr}$ $4s^2 4p^6$
$5s^1$	$5s^2$	$5s^2 4d^1$	$5s^2 4d^2$	$5s^2 4d^3$	$5s^1 4d^5$	$5s^2 4d^5$	$5s^2 4d^6$	$5s^2 4d^7$	$5s^2 4d^8$	$5s^1 4d^{10}$	$5s^2$	$5s^2 5p^1$	$5s^2 5p^2$	$5s^2 5p^3$	$5s^2 5p^4$	${}^{53}_{53}\text{I}$ $5s^2 5p^5$	${}^{54}_{54}\text{Xe}$ $5s^2 5p^6$

Bloc S : 1 case quantique, donc 2 électrons

Bloc F : 7 cases quantiques donc 14 électrons (plus rare)

VIII . Ionisation

- La configuration électronique d'un cation est comme celle de l'atome mais il faut enlever le nombre d'électron en moins indiqué en commençant par les **couches les plus externes**
pour un anion, on ajoute un/des électrons.

Exemples : Na (Z=11) : $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1 \rightarrow Na^+ : 1s^2 2s^2 2p^6$

Fe (Z=26) : $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^6 \rightarrow Fe^{2+} : 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^6$.

IX . Valence

- Couche de valence: contient les électrons avec le **n le plus élevé**
- Valence: **nombre d'électrons célibataires** d'un atome à l'état fondamental (électrons participant aux liaisons chimiques)
- Electrons de valence: nombres d'électrons sur la **couche la plus externe**

Chez certains atomes, on peut passer en **valence secondaire**, (ou tertiaire) si ils possèdent :

- des **doublets non liants**
- des **OA vides** ou une sous couche différente susceptible d'accueillir un électron

Les hypervalences permettent d'augmenter le nombre de liaisons possibles par l'atome. Elles sont possibles sur les **lignes 3 et 4 du tableau** périodique des éléments.

En espérant avoir été à
la hauteur...

À vous tous, futurs médecins,
dentistes, kinés, sage femme, et
pharmaciens :

Accrochez vous, jusqu'au bout parce
que le travail paye toujours !!!

COURAGE.