


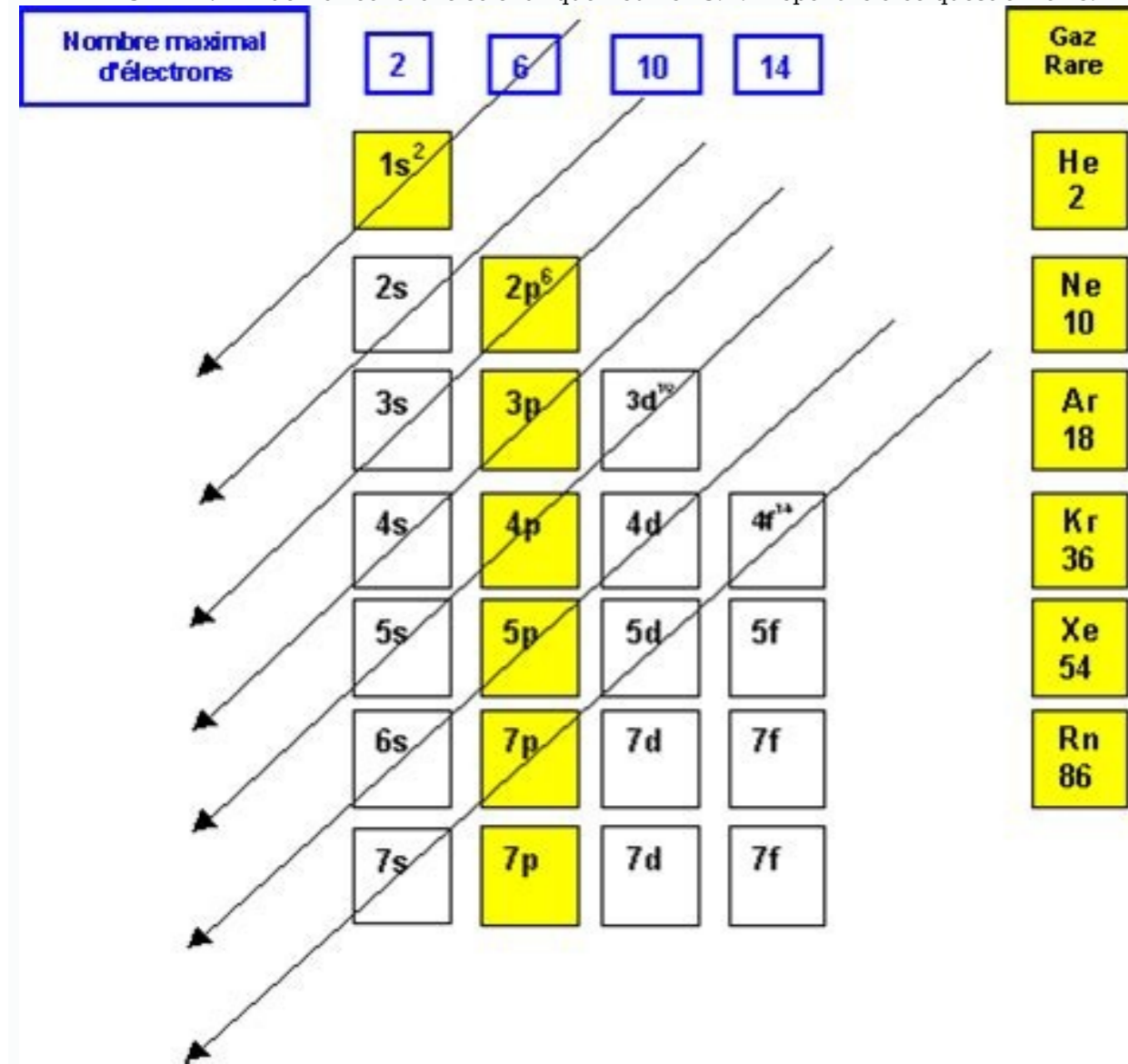
I'm not robot  reCAPTCHA

**Continue**

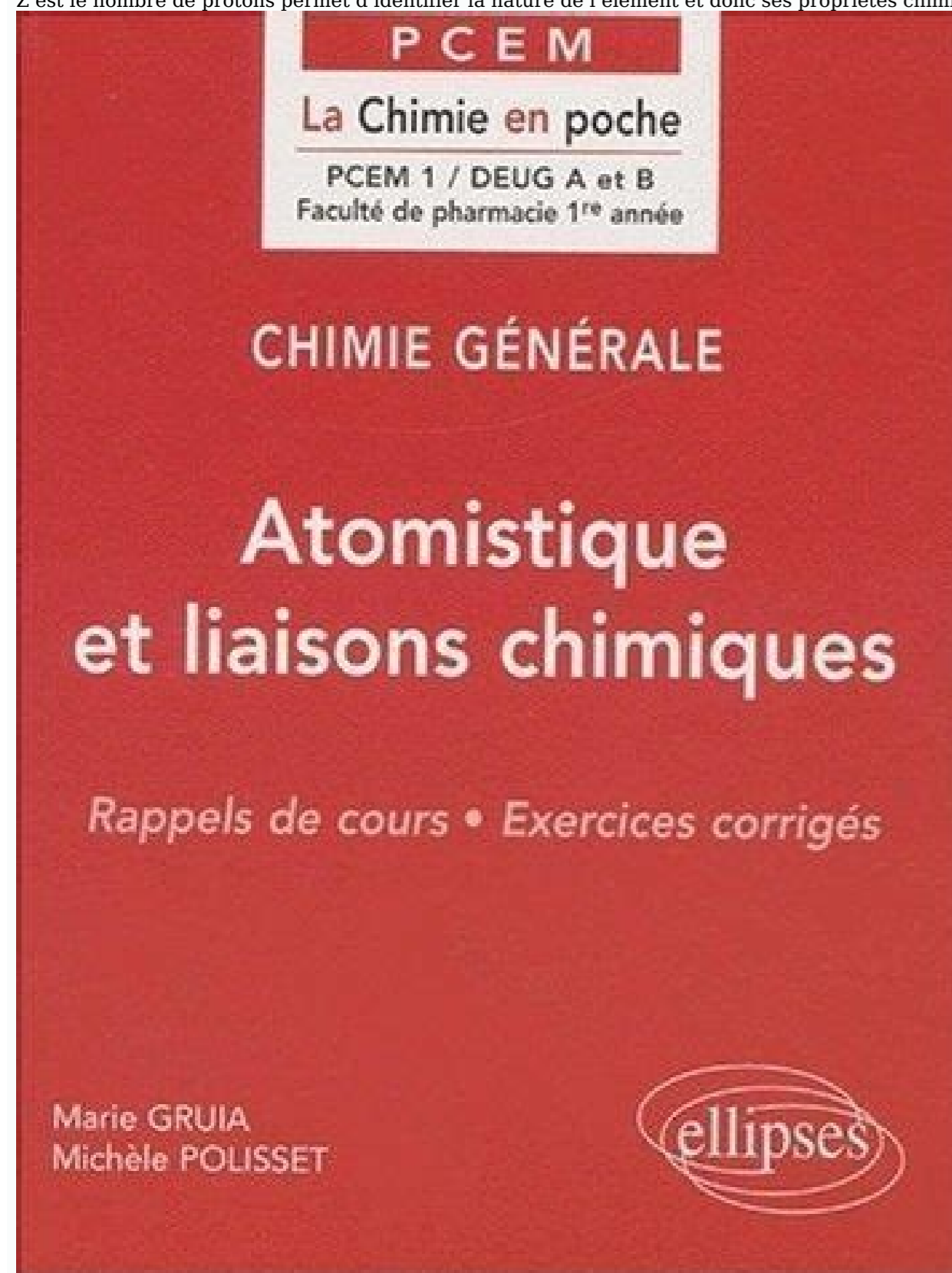
# Atomistique exercices et corrigés.pdf

Exercices corrigés d'atomistique et liaison chimique pdf.  
Atomistique cours et exercices corrigés pdf. Atomistique et liaison chimique exercices corrigés pdf.

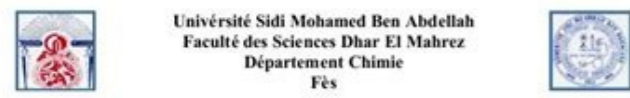
ADVERTISEMENT Aidez la recherche scientifique Veuillez S.V.P répondre à ce questionnaire. 2 min QUESTIONNAIRE Télécharger gratuitement TD, QCM, exercices et examens corrigés de Atomistique PDF S1. Bachelor / Licence Chimie SMPC SMIA (1ère année L1).



Pour les cours, résumé, livres... vous trouverez les liens au bout de cette page. Tout en PDF/PPT, Tout est gratuit. atomistique exercices corrigés NOTE: N'oubliez pas de voir le cours d'atomistique. Liens dans la section ci-dessous. Pour télécharger le cours complet d'Atomistique, Cliquez sur le/les liens ci-dessous. Cours complet d'Atomistique NOTE: N'oubliez pas de voir les autres Unités d'enseignements (matières/modules) de chimie. Liens dans la section ci-dessous. Tourner à la page principale de chimie pour voir la totalité des modules (cours, résumés, formation, exercices, td, examens, qcm, livres). Ou visiter directement les exercices des autres modules de la filière chimie à partir de ces liens ci-dessous: Atomistique: cours, Résumés, Exercices et examens corrigés L'atome est l'élément fondamental de la matière, à cause de sa grande réactivité, n'existe pratiquement pas à l'état libre dans les conditions expérimentales ordinaires sauf pour les gaz parfaits. L'atome est composé d'un noyau, lui-même constitué de protons et de neutrons ainsi que d'un cortège d'électrons qui évoluent autour de ce noyau (les protons et les neutrons sont des nucléons). Un atome est électriquement neutre. L'atome est caractérisé par son symbole : AZX Un élément chimique est caractérisé par son numéro atomique Z. En perdant des électrons, les atomes se transforment en entités chargées positivement : on les appelle des cations et on les symbolise par la notation X<sup>n+</sup> où n est le nombre d'électrons perdus. En gagnant des électrons, les atomes se transforment en entités chargées négativement : on les appelle des anions et on les symbolise par la notation X<sup>n-</sup> où n est le nombre d'électrons perdus. L'unité de masse atomique (u) est l'unité pratique de mesure du poids d'un atome, la référence est l'atome <sup>12</sup>C qui pèse 12u. On estime ainsi que 1u ~ mproton ~ mneutron. On peut ainsi définir le nombre d'Avogadro qui est le nombre d'atomes de <sup>12</sup>C contenus dans 12 grammes de <sup>12</sup>C: NA = 6,022.10<sup>23</sup> mol<sup>-1</sup>. Une mole est composée de 6,022.10<sup>23</sup> entités (molécules, atomes etc...) La masse molaire M d'une entité est la masse d'une mole de cette entité : pour une mole d'atome AZX M ~ A g.mol<sup>-1</sup>. Par exemple : M (<sup>12</sup>C) = 12 g.mol<sup>-1</sup> ; M (<sup>14</sup>N) = 14 g.mol<sup>-1</sup>. Les isotopes d'un élément sont des nucléides qui ont le même numéro atomique (Z), mais des nombres de masse (A) différents. Z est le nombre de protons permet d'identifier la nature de l'élément et donc ses propriétés chimiques.



Des isotopes ont donc un même nombre de protons mais un nombre différent de neutrons. Par exemple : <sup>12</sup>C, <sup>13</sup>C, <sup>14</sup>C. Le <sup>12</sup>C a 6 neutrons, <sup>13</sup>C a 7 neutrons et <sup>14</sup>C a 8 neutrons. De nombreuses modélisations de la structure électronique des atomes ont été proposées au cours de l'histoire, nous ne verrons que les deux plus récentes qu'il faut absolument connaître. Ce modèle ne s'applique qu'aux atomes mono électroniques, donc l'atome d'hydrogène et les hydrogénoïdes, c'est-à-dire les ions qui n'ont qu'un seul électron (He<sup>+</sup>, Li<sup>2+</sup> ...).



Support de Cours : Chimie Générale I

## Atomistique et Liaison chimique

Filières : SMC, SMP, SVI et STU

Z. Rais  
M. Mcharfi  
M. Benzakour  
M. Chausch  
M. Taleb  
F. Mahjoubi

Année 2005/2006

Dans ce modèle, Bohr postule que l'électron ne peut se situer que sur certaines orbites autour de l'atome dans lesquelles l'électron a une énergie précise. L'électron ne peut passer d'une orbite à une autre qu'en absorbant de l'énergie (absorption ou excitation) ou en émettant de l'énergie (émission ou désexcitation). [vocal warm ups pdf](#) On numérote les couches grâce au nombre quantique n qui permet de déterminer sur quelle couche l'électron se trouve. [83881438292.pdf](#) La couche la plus proche du noyau, et donc la plus stable énergétiquement, est la couche numéro 1 (n = 1), lorsqu'il est sur cette couche l'électron est dans son état fondamental. Le nombre quantique n est un entier naturel, n = 1, 2, 3, ... 1. le nombre quantique secondaire qui définit la sous-couche électronique et décrit la forme de l'orbitale dans laquelle se trouve l'électron : 0 ≤ l ≤ n-1 ; ml, le nombre quantique magnétique qui définit l'orientation de l'orbitale dans le champ magnétique : -l ≤ ml ≤ +l, il permet de trouver le nombre d'orbitales par sous-couche : ms, le nombre quantique de spin qui décrit la rotation de l'électron sur lui-même : s = + 1/2 ; - 1/2 Les trois premiers nombres définissent une orbitale atomique (n, l, m), et cette fonction d'onde (n, l, m) permet de définir la probabilité de présence de l'électron : 2 = P(présence). C'est le volume dans lequel on aura 95% de chances de trouver l'électron, selon le nombre l ces orbitales auront des formes différentes. A partir de ces nombres quantiques, on peut énoncer la configuration électronique des atomes en utilisant 2 principes : Dans un atome, il ne peut y avoir deux électrons avec les 4 mêmes nombres quantiques. Ainsi, dans une orbitale définie par les trois mêmes nombres quantiques, il ne peut y avoir au maximum que deux électrons, donc par sous-couche, on a au maximum : Nombre maximum d'électrons par couches = 2n<sup>2</sup> L'ordre de remplissage des sous-couches se fait à partir de la moins énergétique vers la plus énergétique, l'énergie des sous-couches est définie à partir du (n + l) minimal et en cas d'égalité le n le plus petit l'emporte : Les éléments sont disposés dans le tableau et classés par Z croissant : Dans le tableau périodique une ligne s'appelle période, tous les éléments de la même période ont le même n terminal. Une colonne s'appelle famille, tous les éléments de la même famille ont la même configuration électronique externe, donc le même nombre d'électrons de valence et ont par conséquent des propriétés chimiques voisines. Il est nécessaire de retenir les éléments des 3 premières lignes ainsi que les noms et caractéristiques des familles suivantes : Les alcalins, configuration externe en ns<sup>1</sup> auront tendance à perdre un électron. [adivina quien soy juego para niños](#) Les alcalino-terreux, configuration externe en ns<sup>2</sup> auront tendance à perdre deux électrons. Les halogènes, configuration externe en ns<sup>2</sup>np<sup>5</sup> auront tendance à gagner un électron.



Filières SMPC  
 Module : Chimie générale I  
 Élément 2 : Liaison chimique  
 Contrôle final (Durée 1 h 30 mn)

**Exercice I**

- 1°) En généralisant la méthode LCAO-MO aux éléments de la deuxième période, préciser le type de liaison que peut donner le recouvrement des orbitales atomiques  $O.A. 2p_x, 2p_y$ .  
*NB : l'axe z z' est pris comme axe internucléaire.*
- 2°) Donner le schéma correspondant à la formation de l'orbitale moléculaire (O.M) liante provenant du recouvrement des  $O.A. 2p_x$  et  $2p_y$ .
- 3°) Donner l'expression mathématique de cette orbitale moléculaire liante.
- 4°) Construire le diagramme énergétique des O.M de la molécule  $CN$ .
- 5°) En déduire les structures électroniques de  $CN$  et  $CN^-$  et préciser leurs propriétés magnétiques.
- 6°) Comparer la stabilité de  $CN$  et  $CN^-$ . Justifier votre réponse.

**Exercice II**

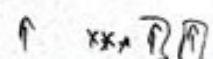
- 1°) A l'aide de la théorie de Gillespie, représenter la géométrie des molécules suivantes :  
 $CO_2; H_2O; H_2CO; PH_3; AsH_3$
- 2°) Que peut on dire des moments dipolaires résultants de  $CO_2$  et  $H_2O$ . Justifier votre réponse.
- 3°) Comparer les angles de liaison dans  $PH_3$  et  $AsH_3$ . Justifier votre réponse.
- 4°) Préciser l'état d'hybridation de l'atome d'oxygène dans  $H_2O$  et donner son diagramme énergétique des orbitales moléculaires.

**Exercice III**

- On considère la molécule organique  $NC-CF=CF-CN$ .
- 1°) Préciser les états d'hybridation des atomes du carbone et de l'azote.
  - 2°) représenter les formes géométriques possibles de cette molécule en précisant les valeurs des angles de liaison.
  - 3°) Indiquer les liaisons  $\sigma$ ,  $\pi$  et  $m$  (paire non liante) dans cette molécule.
  - 4°) Parmi les formes géométriques possibles, préciser celle qui possède le moment dipolaire résultant nul. Justifier votre réponse.

On donne :

Élément	H	C	N	O	P	As
Z	1	6	7	8	15	33



Les gaz rares, configuration externe en  $ns^2np^6$  ne se lient pas et ne perdent ni ne gagnent d'électrons. Les atomes ont 4 caractéristiques qui varient selon leur emplacement dans le tableau périodique : Le rayon atomique L'énergie d'ionisation L'affinité électronique L'électronégativité Le rayon atomique augmente de haut en bas dans une famille. Plus il y a de couches électroniques, plus le rayon atomique est élevé.  $r(Br) > r(F)$  Le rayon atomique augmente de droite à gauche dans une période. Plus le noyau est chargé, plus il attire les électrons périphériques et plus il sera compact donc petit.  $r(F) < r(Li)$  Le rayon d'un anion est supérieur à celui d'un atome neutre qui est lui-même supérieur à celui d'un cation :  $r(A^-) > r(A) > r(A^+)$  Pour plus de détails télécharger les documents ci-dessous: Liens de téléchargement des cours sur l'Atomistique Cours sur l'Atomistique N°1 Cours sur l'Atomistique N°2 Cours sur l'Atomistique N°3 Cours sur l'Atomistique N°4 Cours sur l'Atomistique N°5 Cours sur l'Atomistique N°6 Cours sur l'Atomistique N°7 Liens de téléchargement des Résumés sur l'Atomistique Résumé sur l'Atomistique N°1 Résumé sur l'Atomistique N°2 Résumé sur l'Atomistique N°3 Résumé sur l'Atomistique N°4 Liens de téléchargement des exercices corrigés sur l'Atomistique Exercices corrigés sur l'Atomistique N°1 Exercices corrigés sur l'Atomistique N°2 Exercices corrigés sur l'Atomistique N°3 Exercices corrigés sur l'Atomistique N°4 Exercices corrigés sur l'Atomistique N°5 Exercices corrigés sur l'Atomistique N°6 Liens de téléchargement des examens corrigés sur l'Atomistique Examens corrigés sur l'Atomistique N°1 Examens corrigés sur l'Atomistique N°2 Examens corrigés sur l'Atomistique N°3 Examens corrigés sur l'Atomistique N°4 Voir aussi : Partagez au maximum pour que tout le monde puisse en profiter