

## Chimie autoévaluation

### Chapitre 1 : structure de l'atome :

- La masse d'un proton est négligeable devant celle d'un neutron.
- La masse d'un proton est négligeable devant celle d'un électron.
- Un élément est défini par son nombre de protons  $N$
- La masse d'un élément est principalement apportée par les électrons et les protons
- Un élément est l'ensemble des atomes ou des ions ayant le même nombre de masse  $A$
- Un atome excité sous l'action d'un champ électrique émet une spectre continu
- L'état d'un électron est caractérisé par 4 chiffres  $n, l, m$  et  $s$
- Le spectre d'émission d'un atome est discontinu dans le visible, mais continu dans l'UV lointain
- $^{12}\text{C}$  et  $^{13}\text{C}$  sont deux isotopes de l'élément carbone ( $Z=6$ )
- Deux isotopes partagent le même nombre de neutrons et de protons
- Un atome est neutre si le nombre d'électron est égal à celui des neutrons.
- Le nombre quantique magnétique ( $m$ ) est compris entre  $0 \leq m \leq n-1$ .
- La couche de type  $d$  dispose de 5 cases quantiques
- Le spin est un nombre caractérisant le noyau de l'atome et pouvant prendre deux valeurs :  $+0,5$  ou  $-0,5$
- Le nombre quantique magnétique ( $m$ ) représente le type de sous-couche ( $s, p, d, \dots$ )
- Les atomes à l'état excité reviennent à leur état de plus forte énergie en émettant des photons
- Le nombre quantique principal est un nombre entier positif compris entre 0 inclus et l'infini.

- Le spectre d'émission est discontinu et est toujours spécifique de l'élément
- Le Chlore  ${}_{17}^{37}\text{Cl}$  a 17 protons et 20 neutrons
- L'énergie d'un photon absorbé par un atome correspond un saut de l'électron du niveau  $n_1$  à  $n_2$  ( $n_1 < n_2$ )
- Un atome de  ${}_{26}\text{Fe}$  possède 26 protons et 26 électrons
- Le nombre quantique secondaire définit la sous-couche.
- Le spectre d'émission d'un atome d'hydrogène est identique à celui de  $\text{He}^+$  ( $Z=2$ )
- La désexcitation d'un atome s'accompagne de l'émission d'un ou plusieurs électrons.
- Le nombre de spin « s » peut prendre les valeurs suivantes : -0,5 / 0 / +0,5
- L'électron dans un atome est défini par quatre valeurs : k, l, m, n.
- Le nombre quantique principal (n) peut prendre toutes les valeurs entières positives sauf 0.
- Lors d'une transition d'un électron d'un niveau excité vers le niveau fondamental on libère toujours un seul photon
- Le modèle de Slater permet de prendre en compte l'attraction des protons vis-à-vis des électrons
- Dans la configuration suivante :  $1s^2 2s^2$  chaque électron de valence est écranté de 0,7
- Dans la configuration suivante :  $1s^2$  chaque électron de valence est écranté de 0,35
- Dans la configuration suivante :  $1s^2 2s^2 2p^5$  la valeur de  $Z^*$  pour chaque électron de valence est de 4,85
- Le rayon atomique de Slater de l'atome  ${}_{12}\text{Mg}$  est égal à  $3,15 a_0$

## Chapitre 2 : configuration électronique :

- Les cases quantiques peuvent être remplies par 2 électrons de spin parallèle.
- Deux électrons peuvent avoir les quatre nombres quantiques identiques, à condition qu'ils soient de spin opposé.
- 4 électrons peuvent occuper la même case quantique
- La configuration électronique de  ${}_6\text{C}$  s'écrit :  $1s^2 2s^2 2p^2$
- La configuration électronique de  ${}_{14}\text{Si}$  s'écrit :  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^2$
- Les électrons tendent à avoir un spin antiparallèle dans une sous couche  $\frac{1}{2}$  pleine.
- Pour  ${}_7\text{N}$  la configuration  $1s^2 2s^2 2p^2 3s^1$  est possible
- La configuration électronique de l'ion Argent I ( $Z=47$ ) est :  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^8$
- La configuration électronique de l'ion  ${}_8\text{O}^{2-}$  est :  $1s^2 2s^2 2p^6$
- L'ion  ${}_8\text{O}^{2-}$  a le même nombre de proton que  ${}_{10}\text{Ne}$
- La configuration électronique de  ${}_{34}\text{Se}$  est  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^4$
- La configuration électronique de  ${}_{20}\text{Ca}$  est  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$
- La configuration électronique de  ${}_{20}\text{Ca}^{2+}$  est identique à celle de  ${}_{18}\text{Ar}$
- Le néon possède 6 électrons de valence et 4 électrons de cœur
- Le potassium  ${}_{19}\text{K}$  possède 1 électron de valence et 18 électrons de cœur
- L'ion  ${}_{11}\text{Na}^+$  possède autant d'électrons de valence et de cœur que le  ${}_{10}\text{Ne}$
- ${}_{12}\text{Mg}$  appartient au bloc s
- ${}_{23}\text{V}$  appartient au bloc p
- ${}_9\text{F}$  appartient au bloc p

### Chapitre 3 : classification périodique :

- Il y a 82 éléments dans le tableau périodique.
- Les métaux ont une électronégativité supérieure à 2 et conduisent généralement à des cations
- Dans le tableau périodique, les éléments sont rangés par numéro atomique croissant
- L'électronégativité augmente régulièrement dans une période de l'alcalin vers l'halogène
- Tout atome ayant une configuration électronique sur sa couche de valence en  $s^2 p^5$  est un halogène
- L'énergie d'ionisation augmente régulièrement dans une période de l'alcalin vers l'halogène
- L'échelle d'électronégativité de Pauling est peu fiable
- Le fluor ( $Z=9$ ) est l'élément le plus électronégatif du tableau périodique
- L'énergie d'ionisation augmente de façon régulière dans la colonne  
le tableau)
- Les métaux de transition ont une électronégativité toujours inférieure à 3
- Le rayon atomique augmente avec la période
- Les halogènes sont des éléments très électronégatifs
- Le rayon atomique augmente dans la période  
donc rayons + contractés = + petits
- La CNE augmente avec les périodes donc le rayon atomique diminue avec les périodes  
donc avec les périodes (très légères augmentation CNE avec périodes
- Un élément métalloïde appartient au bloc d du tableau périodique
- Un élément de type métalloïde a une électronégativité à peu près égale à 3

- L'énergie d'ionisation du Néon ( $Z=10$ ) est plus forte que celle du Sodium ( $Z=11$ )
- Un métal a une électronégativité à peu près égale à 2
- Trois électrons dans la même case quantique sont de spin opposé.
- Les métaux de transition ont leur couche p de valence partiellement occupée.
- Le tableau périodique est constitué de 8 colonnes
- Un gaz rare a une faible énergie d'ionisation ( $E_i$ )
- Un halogène a un petit rayon atomique
- L'électron de valence d'un alcalin a une faible CNE
- Un non métal peut donner des cations monoatomiques
- Selon le modèle de Slater : un électron dans une orbitale s perçoit mieux la charge du noyau (CNE) qu'un électron dans une orbitale p sur la même période
- Le bloc d est appelé le bloc des métaux de transition.
- Il y a un effet de stabilisation pour tous les types de sous-couches lorsqu'elles sont à demi remplies.

## **Chapitre 4 : orbitales atomiques**

- Les orbitales atomiques sont définies par les 4 nombres quantiques  $n$ ,  $m$ ,  $l$  et  $s$   
La fonction d'onde  $\Psi$  correspond à la probabilité de présence de l'électron  
qui a une signification physique et représente la probabilité de présence de l'électron
- L'équation de Schrödinger est résolue en coordonnées sphériques en séparant les parties radiales et angulaires
- $\Psi^2 dV$  est la probabilité de trouver une particule en un point précis
- Les orbitales de type  $s$  sont présentes quelle que soit la valeur de  $n$
- Les orbitales de type  $s$  sont représentées par 2 lobes de signes opposés
- Les orbitales de type  $p$  présentent 2 plans nodaux

## **Chapitre 5 : liaison faible, liaison forte :**

- Les liaisons covalentes impliquent les électrons de cœur
- La géométrie des molécules est due aux liaisons de Van der Waals
- Les liaisons faibles influencent les 3 états de la matière
- Les liaisons ioniques se forment entre un atome peu et deux atomes peu électronégatifs
- Les liaisons faibles hydrogène ont une énergie de l'ordre de 150 kJ/mol
- Les forces de London peuvent être retrouvées dans toutes les molécules
- Il n'existe jamais de moment dipolaire sur une molécule constituée de 2 atomes identiques.
- Seuls les liaisons hydrogènes et les liaisons covalentes interviennent dans la structuration de l'ADN double brin
- Une liaison covalente polaire correspond au transfert d'un électron d'un atome vers un autre
- La température d'ébullition de  $C_2H_6$  est supérieure à celle de  $CH_4$

## **Chapitre 6 : Thermodynamique et équilibres chimiques**

- Une transformation isobare est une transformation à pression constante.
- Une transformation isochore est une transformation à pression constante
- Une transformation réversible est dite quasi-statique
- Une fonction d'état est une fonction des variables d'état, qui est indépendante du chemin suivi au cours de la transformation
- Un système fermé en thermodynamique est un système qui ne peut exclusivement échanger que de l'énergie
- Un système est isolé thermodynamiquement s'il n'échange pas d'énergie avec l'extérieur
- La variation d'enthalpie libre  $\Delta G$  permet de prédire si une réaction est thermodynamiquement favorisée
- L'enthalpie de la réaction dépend de la température du système
- Si  $\Delta H > 0$  la réaction est exothermique et absorbe de la chaleur