

LC 16- Classification périodique

Prérequis: Oxydo-réduction ; Atome et structure électronique

Niveau: CPGE

Programme:

PCSI

Programme PCSI :

Classification périodique des éléments	
Architecture et lecture du tableau périodique	Relier la position d'un élément dans le tableau périodique à la configuration électronique et au nombre d'électrons de valence de l'atome correspondant. Positionner dans le tableau périodique et reconnaître les métaux et non métaux. Situer dans le tableau les familles suivantes : métaux alcalins et alcalino-terreux, halogènes et gaz nobles. Citer les éléments des périodes 1 à 3 de la classification et de la colonne des halogènes (nom, symbole, numéro atomique). Mettre en œuvre des expériences illustrant le caractère oxydant ou réducteur de certains
Électronégativité	
	corps simples. Élaborer ou mettre en œuvre un protocole permettant de montrer qualitativement l'évolution du caractère oxydant dans une colonne. Relier le caractère oxydant ou réducteur d'un corps simple à l'électronégativité de l'élément. Comparer l'électronégativité de deux éléments selon leur position dans le tableau périodique.
Rayon atomique Rayon ionique	Interpréter l'évolution du rayon atomique dans la classification périodique en utilisant la notion qualitative de nombre de charge effectif. Interpréter la différence de valeur entre le rayon d'un atome et le rayon de ses ions.

Bibliographie :

- [1] Chimie, tout-en un PCSI, Schott, De Boeck
[2] Chimie, tout-en un PCSI, Fosset, Dunod
[3] <http://culturesciences.chimie.ens.fr/content/la-classification-periodique-de-lavoisier-a-mendeleiev-1229>
[4] Ptable !

Table des matières :

Introduction :	2
I-/ Construction et lecture du tableau périodique	2
1- Historique de la construction du tableau périodique	2
2- Structure du TP et lien avec la configuration électronique.	4
II-/ Réactivité chimique des alcalins et des halogènes.....	6
1-/ Propriétés réductrices des alcalins	6

2- Pouvoir oxydant des dihalogènes	7
III- Evolution de propriétés atomiques au sein du TP	8
1-/Energie d'ionisation	8
2-/ Affinité électronique :.....	9
3-/ Electronegativité	10
4-/ Évolution du rayon atomique	10
Conclusion :	11
Questions :	11

Les expériences sont dans le Dunod, aucune concentration n'est précisé, prendre des concentrations de l'ordre de 10^{-1} mol/L, ça fonctionne !

Introduction :

En chimie, jusqu'ici on a rencontré différents types de réactions chimiques. On a étudié l'oxydo-réduction et on a par exemple vu que le Sodium était réducteur.

En physique, on a vu que certains matériaux étaient conducteurs, d'autres non.

L'idée d'une classification périodique est de regrouper les éléments chimiques ayant les mêmes propriétés. A la vue du tableau périodique on peut prévoir la réactivité d'un élément, proposer un autre élément pour le remplacer.

Diapo : Première page

Voici à quoi ressemble le tableau périodique aujourd'hui. Comment se construit-il ?

Comment le lire ?

I- Construction et lecture du tableau périodique

Pour comprendre comment est construit le tableau périodique, commençons par un bref historique ...

1-/ Historique de la construction du tableau périodique

Réf [3]

Diapo : Historique de la construction du tableau périodique

Tout commence ...

- Guyton en 1782, propose un langage pour nomer les espèces chimiques, volonté de fixer un cadre.
- Lavoisier en 1789 (peu de temps avant de se faire zigouiller ...) : Classe les **substances simples** dans un tableau en regroupant selon différentes catégories. Les substances simples sont éloignés des éléments que l'on connaît ajd, cela regroupe des substances simples métalliques, mais aussi la lumière, le calorique ...

- Dalton-Avogadro : Dalton qui introduit la notion d'atome (particule d'un élément chimique qui forme la plus petite quantité capable de se combiner) et les travaux d'Avogadro (Loi d'Avogadro-Ampère : Des volumes égaux de gaz pris à même T°C et même pression, contiennent le même nombre de molécules) vont permettre d'introduire la notion de masse atomique.

Dalton : chimiste et physicien britannique, en 1804, mesure les masses des réactifs et des produits de réaction, et en déduit que les substances sont composées d'atomes sphériques, identiques pour un élément, mais différents d'un élément à l'autre, notamment par la masse de ces atomes. Il découvre également la notion de pression partielle (dans un mélange de gaz, la contribution d'un gaz donné à la pression totale)

Avogadro : En 1811, il énonce, sans preuve, que pour une température et une pression fixées, un volume donné de gaz contient toujours le même nombre de molécules, et ce quel que soit le gaz. Notion de masse atomique

- Dobereiner: En 1817, il développe le concept de Triades basé sur relation entre masses atomiques (demi-somme des poids équivalents) et propriétés chimiques

Diapo : Triades de Doberneier

Voici les trois triades que Doberneier a initialement trouvées. Par la suite, en 1850, il y en avait plus de 20 ...

Intéressons nous à la dernière triade des halogènes pour étudier leurs propriétés communes.

Expérience :
[2] p.133

J'ai ici trois tubes à essai, contenant respectivement des ions Cl⁻, Br⁻ et I⁻ et je vais introduire du nitrate d'argent. (Corrosif, inflammable et écotoxique)
Penser éventuellement à des tubes à essai témoins.

On note dans chacun des tubes à essai la formation d'un précipité !

Formation d'un précipité laiteux qui noircit à la lumière



Ecrivons au tableau :



Conclusion de l'expérience : On a illustré les propriétés communes de ces trois éléments

Diapo suivante = la propriété commune apparaît

- L'historique se poursuit avec Chancourtois en 1862, (*DIAPO SUIVANTE*) qui est le premier à remarquer la périodicité des propriétés chimiques, je m'explique :
-Il classe les éléments par masse atomique croissante sur cylindre divisé en 16 colonnes

-Et il remarque que les éléments qui sont donc les uns au dessus des autres (dans une colonne) ont les mêmes propriétés.

➤ Newlands et Olding progressent en conservant cette logique (mais absence de cases vides, manque des éléments)

➤ C'est Mendeleïev qui se distingue de ses prédécesseurs en 1869 (**DIAPHO SUIVANTE**) : Il propose toujours un classement basé sur la croissance de la masse atomique et la similarité des propriétés chimiques MAIS :

-Il émet une **Loi Générale** prévoyant les propriétés d'éléments n'ayant pas été encore découvert en se basant **sur la périodicité des propriétés chimiques**. Il laisse donc **des cases vides**.

-Il inverse le Tellure et l'Iode dans le classement par masse atomique à cause des propriétés de ces deux éléments.

- Entre Mendeleïev et aujourd'hui, les éléments qu'il avait été prévus, ont été découverts et le tableau s'est complété.

Sur Ptable, on fait défiler le tableau périodique entre 1870 et aujourd'hui.

Avoir une page internet ouverte avec le tableau prêt à être défilé !

Remarques :

- Les cases vides se sont complétées (éléments découverts, synthétisés + ceux dont on connaissait l'existence mais qui ont été isolés, **c'est le cas du Fluor découvert par Moisson**)

-Apparition d'une nouvelle colonne ! Les gaz nobles n'avaient pas été découverts, leur stabilité font que ce sont des espèces inertes, on comprend pourquoi ils n'avaient pas été découverts initialement, cette colonne s'est rajouté à droite du tableau sans changer en rien le reste de la classification

- On constate que le tableau n'est plus classé par masse atomique croissant mais par numéro atomique croissant. Ceci explique l'inversion Tellure et Iode qu'avait proposé Mendeleïev)

Diapo : Tableau périodique actuel, présentation des familles

On finit cette présentation historique en présentant les familles sur le tableau périodique actuel, il s'agit donc des colonnes (où les éléments ont donc mêmes propriétés).

Transition : Classement par numéro atomique (nb de protons et de nb d'e-) nous permet de faire le lien avec la configuration électronique des atomes. Voyons le tableau périodique sous ce nouvel angle.

2-/ Structure du TP et lien avec la configuration électronique.

[1] p.145

Deux définitions de vocabulaire à connaître :

- Période n : - il s'agit de la n-ième ligne du tableau
- elle est associée au nombre quantique principal n

Utiliser Ptable pour montrer que :

- elle débute par le remplissage de l'OA ns et finit par le remplissage de l'OA np.

- Famille : on a déjà rencontré, il s'agit des colonnes, que pouvons-nous dire d'un point de vue de la configuration électronique :
 - Les éléments d'une famille ont même structure de valence :

Prenons l'exemple de la familles des métaux alcalins (la première colonne) :

Ecrire les trois premières configuration électronique :

-H(Z=1): $1s^1$

-Li(Z=3): $1s^2 2s^1$

-Na(Z=11) : $1s^2 2s^1 2p^6 3s^1$

Ils ont tous une électrons de valence, de plus en voit via le nombre quantique principal l'influence de la ligne/période sur la config élec (cf bleu)

Montrer l'évolution du nb d'électrons de valence sur Ptable :

Conclure que :

Colonne i = i électrons de valence !

Petit rappel sur la définition d'électrons de valence: Electrons de la dernière couche occupée (nmax) + dernière sous-couche en cours de remplissage

Remarques pour conclure cette partie:

1) Le tableau périodique permet donc de prévoir la structure électronique des atomes par sa lecture.

Prouvons le ! Prenons par exemple l'atome de Silicium, il est situé à la troisième ligne et à la 14ième colonne, on ommet les 10 colones intermédiaires, il a donc 4 électrons de valence et son nmax = 3 d'où

Si : $1s^2 2s^1 2p^6 3s^2 3p^2$

2) Retour sur l'expérience de la triade. Cl, Br et I appartiennent à la même famille/colonne ils ont donc la même structure de valence, or les électrons de valence sont les électrons liés à la réactivité chimique. Ceci explique pourquoi ces éléments ont des réactivités chimiques identiques

3) De manière ceci explique pourquoi les familles ont les mêmes réactivités. On peut donc proposer des éléments pour en remplacer un

4) On peut présenter une classification par blocs en lien avec la config élec que l'on vient de voir.

Diapo : classification par blocs.

Transition : En étudiant la construction du tableau périodique, on a vu que les éléments d'une famille avaient les mêmes propriétés, notamment la même réactivité chimique.

Intéressons nous à deux familles et à des propriétés les concernant pour nous poser la question suivante :

Comment évoluent les propriétés communes au sein d'une colonne ?

II- Réactivité chimique des alcalins et des halogènes

1-/ Propriétés réductrices des alcalins

Intéressons nous au Lithium et au Sodium.

On va réaliser une expérience, dans deux cristallisoirs contenant de l'eau et quelques gouttes de phénolphtaléine. Et on va déposer respectivement du Lithium et du Sodium.

Faire un schéma pour expliquer cela !

Réaliser l'expérience :

[2] p.131

-Commencer par ajouter quelques gouttes de phénolphtaléine, prévoir une baguette pour homogénéiser rapidement.

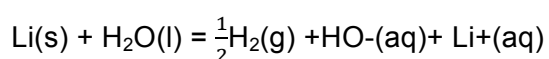
- Prévoir deux petits béchers, avec les morceaux déjà coupés (petits morceaux), on ajoute dans ces béchers de l'huile que l'on prélève des pots...

- Prévoir un petit bécher intermédiaire rempli de cyclohexane et un petit morceau de papier à côté : Enlever l'oxyde et l'huile présents autour des alcalins. Pour cela, avant de mettre le morceau dans l'eau, le tremper dans une solution de cyclohexane puis le sécher. Puis le déposer dans l'eau.

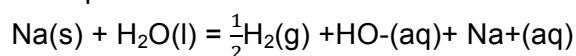
-On dépose le sodium puis le lithium (ou inversement bien sûr), mais je veux dire on fait les deux expériences en même temps.

L'eau devient rose, signe que la solution est devenue basique (pK_A phénolphtaléine = 9,4)
Dégagement gazeux : Dihydrogène !

Ecrire donc la réaction du Lithium avec l'eau :



Idem pour le Sodium



Attention, on pourrait penser que la réaction du sodium avec l'eau étant plus violente, le Sodium est davantage réducteur. Il n'en est rien ! En fait cela vient du fait que le Sodium fond mieux, donc la surface entre le sodium et l'eau est plus grande [une fois qu'il a fondu en gros], donc la réaction se fait mieux, c'est un raisonnement en cercle ... C'est ce que JB Baudin m'a dit ...

On a donc mis en lumière la propriété réductrice des alcalins. Nous allons désormais nous intéresser au pouvoir oxydant des dihalogènes, de l'autre côté du tableau !

2-/ Pouvoir oxydant des dihalogènes

Pour cela, mettons nous à la place d'un scientifique du XIX^{ème} siècle.

Et posons nous d'abord la question de savoir si les dihalogènes sont des oxydants ?

Bon scientifique que nous sommes nous allons réaliser des expériences ...

Expérience :

[2] p.132

Diapo Pouvoir oxydant de Cl₂

1) Nous avons une solution de sulfate de fer Fe²⁺(aq) et nous allons verser une solution de chlore Cl₂(aq) dedans.

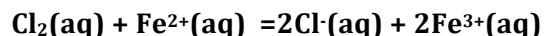
2) Au tableau : **Ecrire le début de la réaction (les réactifs) : Cl₂(aq) + Fe²⁺(aq)**

3) **Réaliser l'expérience et caractériser les ions Fe³⁺ formés.**

On ajoute des ions thiocyanate qui vont former un complexe rouge sang : [FeSCN]²⁺

Il faut faire des tubes témoins !!

4) On peut donc compléter l'équation de réaction :



Fe²⁺ est donc oxydé par Cl₂ en Fe³⁺

Fe²⁺ = ions ferreux et Fe³⁺ = ions ferriques

On vient donc de démontrer le pouvoir oxydant du dichlore. Intéressons nous désormais Au diiode.

Expérience :

[2] p.132

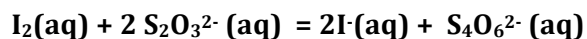
Diapo Pouvoir oxydant de I₂

1) Nous avons des ions thiosulfates S₂O₃²⁻ (aq) et nous allons les verser dans une solution brune de I₂(aq). (Solution de I₂ dans KI ; la couleur brune provient de [I₃]⁻)

2) Au tableau : **Ecrire le début de la réaction (les réactifs) : I₂(aq) + S₂O₃²⁻ (aq)**

3) **Réaliser l'expérience : On constate la disparition de la couleur brune, I₂ est donc réduit en I⁻ par le thiosulfate !**

4) On peut donc compléter l'équation de réaction :



Cette équation met en lumière les couples Ox/réd suivants : I₂/I⁻ et S₄O₆²⁻ / S₂O₃²⁻

S₄O₆²⁻ : tétrathionate

On vient donc de démontrer le pouvoir oxydant du diiode. Généralisons ce caractère oxydant à toute la famille, au dibrome etc ...

Maintenant que nous avons prouvé le caractère oxydant du dichlore et du diiode (ils sont capables d'oxyder une autre espèce) nous voulons comparer leurs pouvoirs oxydants.

Comparaison du pouvoir oxydant :

On va s'intéresser au dichlore, dibrome et diiode qui appartiennent aux couples : Cl_2/Cl^- ; Br_2/Br^- et I_2/I^-

Il faut tout d'abord préciser que :

- Les dihalogènes sont solubles en solvant apolaire

Et que

- Br_2 est orange dans l'Heptane / I_2 est violet dans l'heptane

- Les ions halogénures sont solubles en solution aqueuse.

Expérience :

[2] p.132

Diapo : Comparaison des pouvoirs oxydants des dihalogènes (4 diapos se succèdent, les dévoiler après chaque observation)

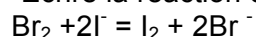
• Dans un premier tube on verse une solution de KI(aq) dans une solution d'Heptane contenant Br_2 . Cf diapo en même temps

-Agitons !

- Observations: La phase organique qui est au dessus devient violette ! Et la phase aqueuse ne change pas de couleur

- A l'aide du diapo : Expliquer ce que l'on a dans chacune des phases.

-Ecrire la réaction qui a lieu :



Sur un axe de Potentiel standard E° montrer que si Br_2 a réagit sur I^- c'est PARCE QU' il est plus oxydant que I_2 ! On trace le Gamma !

• Dans un second tube on verse une solution de KCl(aq) dans une solution d'Heptane contenant Br_2

-Agitons !

-Observations : Il ne se passe rien ...

-Reprendre un axe potentiel standard E° .

-Si il ne s'est rien passé c'est parce que le couple Cl_2/Cl^- a un potentiel plus élevé que celui du couple Br_2/Br^- , en d'autres termes, Cl_2 est plus oxydant que Br_2 !

Finalement, on peut reprendre un axe potentiel.

On a dit que Cl_2 était plus oxydant que Br_2 et que Br_2 était plus oxydant que I_2 .

On a donc classé le pouvoir oxydant de ces trois espèces. On en conclut que le pouvoir oxydant décroît en descendant la famille des halogènes.

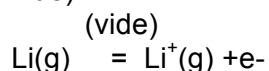
On voit qu'au sein de la famille des halogènes, l'ordre des atomes n'est donc pas établi au hasard : L'ordre que l'on a établi en comparant certaines propriétés est le même que celui du Tableau périodique. Peut-on expliquer cela en ayant recurs à une analyse des propriétés atomiques des éléments ?

III- Evolution de propriétés atomiques au sein du TP

1-/ Energie d'ionisation

[2] p.119

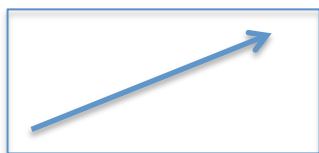
= Il s'agit de l'énergie à fournir pour arracher un électron à un atome (à l'état gazeux sous vide)



Ptable : Evolution dans le tableau !

Une tendance semble se dégager :

Au tableau :



L'EI augmente sur une ligne.

Explications :

Sur une ligne, on est à n fixé (nb qtq ppl). Lorsque l'on va de gauche à droite, le numéro atomique augmente.

-On ajoute donc des électrons à même distance du noyau (puisque n reste le même, n caractérisant la distance avec le noyau), l'écrantage est donc le même.

-On ajoute des protons dans le noyau (neutralité atomique), L'interaction coulombienne entre le noyau et les électrons de valence augmente donc ! Ces électrons de valence sont donc plus dur à arracher ! Ceci correspond à une EI qui est plus grande. CQFD

-De plus ce résultat est logique, faible EI à gauche du tableau périodique, il est facile d'arracher un électron, en effet ces éléments veulent acquérir la configuration élec des gaz nobles les précédents, il est donc facile, car favorable, d'arracher un électron.

Ceci nous permet de faire un retour sur le caractère des Alcalins, on le comprend désormais. En effet, on peut leur arracher des électrons facilement (à gauche du tableau), c'est donc de bons réducteurs.

L'EI diminue en descendant une famille.

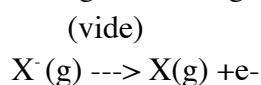
Explications :

D'une ligne à l'autre, on passe d'un nombre quantique principal au suivant, l'électron oté est donc de plus en plus loin il est donc de plus en plus facile de l'arracher. EI baisse ! CQFD

2-/ Affinité électronique :

[2] p.120

Il s'agit de l'énergie à fournir pour réaliser :



C'est aussi l'énergie dégagée suite la capture d'un électron par un atome isolé ! (Contraposé de ce qu'on a dit)

Ptable : Evolution dans le tableau !

Une tendance semble se dégager :

On observe, à l'exception des gaz rares, que la tendance est une augmentation de l'AE dans la partie supérieure droite du TP. AE max pour la famille des halogènes: fort pouvoir oxydant. Tendance à capter un e⁻. Il est facile de fixer un e⁻ à un atome de Fluor = AE élevée.

Qq exceptions ... Notamment l'azote. Moins clair que pour l'EI ... cf [2] p122

Au tableau :



Energie d'ionisation et affinité électronique nous permettent de construire une grandeur ...

3-/ Electronégativité

[2] p.122

Cette grandeur (définie arbitrairement) traduit la capacité d'un atome à attirer les électrons vers lui. Plusieurs échelles existent, notamment celles de Mulliken :

$$\chi_M = k \cdot (EI + AE) / 2$$

Avoir en tête les autres échelles, notamment celle de Pauling, qui est la plus utilisée, (introduite en 1932) elle utilise les données sur les énergies de liaisons. Dans l'échelle de Pauling, la différence d'électronégativité (c'est ce qui nous intéresse ...) entre les atomes A et B suit la relation :

$$|\chi_{P,A} - \chi_{P,B}|^2 = k' \cdot (D_{AB} - \sqrt{D_{AA} \cdot D_{BB}})$$

où D_{AA} est l'énergie de liaison A-A, il s'agit de l'énergie à fournir à l'état gazeux pour rompre la liaison, etc

Vu ce qu'on a vu auparavant, cette grandeur croît de bas en haut et de gauche à droite sur le tableau périodique (en omettant la dernière colonne...)

Ceci signifie que le Fluor a une grande capacité à attirer les électrons vers lui.

Cela va être très utile chimie organique pour étudier les sites électrophiles et nucléophiles.

4-/ Évolution du rayon atomique

Si on a le temps, cette année j'avais pas eu le temps. Quoi qu'il arrive, être calé dessus

Au programme de CPGE, l'évolution du rayon atomique est à connaître :

$$r(n) = n^2 \frac{a_0}{Z^*} \text{ où } a_0 = 53 \text{ pm (rayon de Bohr) et } Z^* \text{ est la charge écrantée}$$

Ptbase Ce rayon diminue de bas en haut : ceci est lié à la taille de l'orbitale qui dépend du nombre quantique principal et qui augmente quand on descend dans la classification périodique.

Ce rayon diminue de gauche à droite : deux effets antagonistes ont lieu :

Ajout d'un proton dans le noyau : contraction des orbitales

Ajout d'un électron dans le cortège : répulsion électron-électron plus forte

Cependant c'est la contraction des orbitales qui l'emporte car les électrons d'une même couche ne s'écrantent pas beaucoup.

Conclusion :

On vient de voir que le tableau périodique avait été introduit via l'expérience, en observant les propriétés des éléments. Ceci a permis à Mendeleïev de prévoir, et c'est ça qui est fabuleux, la forme du tableau périodique que l'on a aujourd'hui.

Aujourd'hui, notamment avec la configuration électronique de l'atome, on comprend pourquoi des atomes ont les mêmes propriétés.

On comprend la puissance de cet outil pour le chimiste. Prévoir des réactions, étudier un mécanisme, proposer des éléments pour en remplacer un autre !

Questions :

❖ Quels sont les points principaux que les élèves doivent retenir de cette leçon ?

❖ Quelle est la condition pour qu'une réaction redox ait lieu ? Ordre de grandeur des potentiels standards des halogènes Cl, Br, I ?

$E^\circ(I_2/I^-) = 0,54V$; $E^\circ(Br_2/Br^-) = 1,07V$; $E^\circ(Cl_2/Cl^-) = 1,36V$

❖ Exemples de réactions où on a un blocage cinétique ?

Pourquoi le tube à essai ne ressemble pas à ce qu'on voit sur le diapo ? Il faut faire des schémas qui ressemblent aux expériences.

❖ Est-ce normal qu'une partie du diiode soit en phase organique et en phase aqueuse ?

Il y a l'équilibre suivant : $I_2(\text{phase aq}) = I_2(\text{phase orga})$. La constante de cet équilibre est la constante de partage.

❖ Pourquoi on ne fait pas les expériences avec le fluor ? F_2 est toxique.

❖ Les expériences peuvent-elles se faire hors de la hotte ?

Oui, car il y a dégagement de $H_2(g)$, si ce gaz remplace l'air, il y a un risque d'asphyxie.

❖ Quel complexe se forme entre SCN^- et Fe^{2+} ?

Il n'y a pas de formation de complexe. La couleur orange est dû au fait que les ions Fe^{2+} s'oxyde en ions Fe^{3+} qui forment un complexe avec SCN^- .

❖ Pour l'expérience entre X^- et Ag^+ : observe-t-on la même chose ?

AgCl(s) précipité blanc qui noircit à la lumière

AgBr(s) précipité

blanc AgI(s)

précipité jaune

❖ Qu'a fait précisément Döbereiner ?

1817-1850 : Döbereiner remarque que le poids atomique du strontium est la moyenne de ceux du calcium et du baryum, des éléments qui ont les mêmes propriétés chimiques. Il regroupe des trois éléments dans une **triade** : les alcalino-terreux. En 1829 : triades d'alcalins et triade d'halogènes.

En oxydo-réduction, s'il n'y a pas de réaction, est-ce qu'il y a uniquement E° qui le justifie ?

Non il peut y avoir un blocage cinétique. Cela arrive par exemple pour l'eau (clou dans l'eau)

Comment définit-on une famille ?

Par des propriétés chimiques semblables

Pourquoi il n'y a pas de Fe^{3+} dans Fe^{2+} ?

En fait il peut y en avoir

Pourquoi la couche 4s est remplie avant la 3d ?

Règle de Klechkowski

Comment peut-on démontrer cette règle ?

À partir de la mécanique quantique

Que s'est-il passé en 1863 ?

Octave de Newlands mais peu accepté par ses pairs

Est-ce que l'ordre $E(4s) < E(3d)$ est toujours vérifié ?

Non car la règle de Klechkowski est vraie pour lorsqu'il n'y a pas d'électrons, il peut y avoir des hybridations voire des changements dans l'ordre des niveaux d'énergie.

Découverte des gaz rares : difficultés d'observation et comment on les a observés ?

La majorité de ces gaz ont été découverts par Ramsay et Travers. Ramsay a notamment extrait avec son équipe de l'Argon de l'air. Par utilisation de la distillation fractionnée, Ramsay a cherché d'autres gaz rares après émis théoriquement leur existence. En 1898, il découvre le Xénon, le Néon et le Krypton. Le Radon est découvert la même année par un autre scientifique.

Quelle est la référence pour la masse atomique ?

Celle du carbone : la masse du carbone 12 est égale à 12 unités de masse atomique

À quoi correspond une orbitale ?

Représente la densité de probabilité de présence de l'électron (potentiellement au carré)

Comment on trouve le 13.6 eV dans l'expression de l'énergie pour l'atome d'hydrogène ?

La résolution de l'équation de Schrödinger amène cette valeur :

$$E_I = \frac{\mu e^4}{32\pi^2 \epsilon_0^2 \hbar^2}$$

Dans cette expression, μ est la masse réduite entre masse du proton et celle de l'électron, e est la charge élémentaire, ϵ_0 est la permittivité diélectrique du vide, et \hbar est la constante de Planck réduite.

Quels sont les nombres quantiques et quelles sont les relations entre eux (pour un atome d'hydrogène) ?

n : nombre quantique principal est un entier naturel non nul

l : nombre quantique azimutal est compris entre 0 et $n-1$

m : nombre quantique magnétique est compris entre $-l$ et l

m_s : nombre quantique magnétique de spin qui vaut plus ou moins $\frac{1}{2}$