

Classification périodique des éléments

I - Approche expérimentale (TP)

Cette partie a été traitée en grande partie lors du TP n°5. Reprendre les notes que vous avez prises lors de cette séance. On rappelle ci-après les principales questions auxquelles vous devez savoir répondre...

I.1 Rappels sur la classification périodique

- Citer les 18 éléments contenus dans les trois premières périodes de la classification périodique (nom, symbole et numéro atomique Z)
- Citer les 4 premiers éléments de la famille des halogènes (avant-dernière colonne)
- Trouver le nombre d'électrons de valence des éléments cités ci-dessus, en lien avec la colonne à laquelle ils appartiennent.

I.2 Rappels et compléments sur l'électronégativité

a) Définition et échelle de Pauling

- Donner la définition du concept d'électronégativité
- Donner le nom du chimiste qui a donné son nom à la première échelle numérique d'électronégativité en 1932.

b) Évolution dans la classification périodique

- Donner l'évolution générale de l'électronégativité lorsqu'on parcourt de gauche à droite une ligne du tableau périodique
- Donner l'évolution générale de l'électronégativité lorsqu'on parcourt de bas en haut une colonne du tableau périodique

- Schématiser sommairement un tableau périodique et indiquer par des flèches ces évolutions de l'électronégativité.

- Citer l'élément qui (gaz nobles exceptés) a l'électronégativité la plus élevée et donner la valeur de son électronégativité de Pauling : 4,0.

- Que peut-on dire de l'électronégativité de l'hydrogène ?

On retiendra en particulier que H et C ont des électronégativités très voisines ($\chi(\text{C}) > \chi(\text{H})$), mais très légèrement).

Ceci implique que la liaison covalente C-H est très peu polarisée.

I.3 Corps simples : métaux et non métaux (et métalloïdes)

a) Reconnaître un métal d'un non-métal, propriétés macroscopiques

- Citer les propriétés macroscopiques principales des corps simples qui sont des métaux.

- Citer les propriétés macroscopiques principales des corps simples qui sont des non-métaux.

- Comment nomme-t-on quelques éléments, dont le silicium, qui ont des propriétés intermédiaires entre métaux et non-métaux ? En citer quelques caractéristiques.

b) Métaux, non-métaux et métalloïdes dans la classification

- Schématiser sommairement un tableau périodique et y placer approximativement la frontière entre métaux et non-métaux.

- Où se situent les métaux et les non-métaux par rapport à cette frontière ? Quel lien peut-on faire avec l'électronégativité des éléments ?

-Où sont situés les métalloïdes ?

c) Modélisation microscopique de la liaison métallique et de la liaison covalente

- La liaison métallique est l'une des trois liaisons dites *fortes* pouvant lier les atomes les uns aux autres dans la matière.

C'est cette liaison qui est responsable de la cohésion des atomes dans un métal, et des propriétés macroscopiques de ceux-ci.

Donner une description qualitative de la liaison métallique (modèle de la mer d'électrons libres).

On rappelle que l'entité pertinente pour décrire un corps simple métallique est l'atome, et que l'espèce chimique est notée par le symbole correspondant : Fe pour l'espèce chimique « fer ».

- Pour les non-métaux et les métalloïdes, la liaison n'est pas métallique. La plupart du temps, la liaison la plus forte qui unit les atomes est la **liaison covalente**, qui est une des trois liaisons interatomiques fortes (voir chapitre 3). Notons qu'il peut aussi intervenir des liaisons plus faibles, comme les forces de Van der Waals.

Dans certains cas, les atomes sont associés dans des molécules « infinies » comme le diamant ; l'entité pertinente est alors l'atome et l'espèce chimique est notée par le symbole correspondant : C pour l'espèce chimique « diamant » par exemple, Si pour le silicium...

Dans d'autres cas, les atomes sont associés dans des petites molécules individualisées ; l'entité pertinente est alors cette molécule et l'espèce chimique est notée par le symbole de cette molécule : O₂, N₂...

Les gaz nobles sont un cas particulier : ils restent sous forme atomique. La seule force qui attire ces atomes est la force très faible de Van der Waals. L'espèce chimique est donc naturellement notée par le symbole de l'atome : He, Ne, Ar...

*Note : la troisième liaison interatomique forte est la **liaison ionique**. Elle ne peut pas intervenir dans les corps simples. On la rencontre dans les corps composés, voir paragraphe suivant.*

I.4 Illustration expérimentale, réactions d'oxydoréduction

a) Quelques rappels sur l'oxydoréduction

- Donner la définition d'une réaction d'oxydoréduction

- Donner la définition d'un oxydant et d'un réducteur
- Si on met en présence un corps simple situé en haut à droite du tableau périodique avec un autre situé plus bas et/ou plus à gauche, pourquoi peut-on a priori s'attendre à ce qu'une réaction d'oxydo-réduction ait lieu ? Quel devrait être l'oxydant ? le réducteur ?

b) Expériences de combustion

- Donner la définition d'une réaction de combustion. Quels sont les trois « composants » à réunir pour réaliser une combustion ?
- Que signifient les pictogrammes suivants ?



Réaction de combustion du fusain (carbone) dans le dioxygène

- Donner le protocole de cette combustion, y compris les règles de sécurité
- Qu'observe-t-on ? Le produit est-il gazeux ou solide (fumées) ? Comment le caractériser ?
- Trouver la formule de l'oxyde de carbone formé par un raisonnement sur les ions monoatomiques attendus.

En réalité, la liaison est plutôt covalente dans cet oxyde : écrire la structure de Lewis de cette molécule.

- Écrire l'équation de la réaction de combustion réalisée.

Réaction de combustion du sodium dans le dioxygène

- Donner le protocole de cette combustion, y compris les règles de sécurité (attention à la manipulation du sodium)
- Qu'observe-t-on ? Le produit est-il gazeux ou solide (fumées) ? Comment le caractériser ?
- Trouver la formule de l'oxyde de sodium formé par un raisonnement sur les ions monoatomiques attendus.

- Écrire l'équation de la réaction de combustion réalisée.
- Écrire l'équation de la réaction de dissolution dans l'eau de l'oxyde obtenu. En quoi cette expérience montre bien que l'oxyde de sodium est un solide ionique ?

Pourquoi la liaison forte qui unit les entités de l'oxyde de sodium est-elle majoritairement la **liaison ionique**, alors que dans le cas de l'oxyde de carbone, c'était plutôt la liaison covalente ?

Réaction de combustion du magnésium dans le dioxygène

- Donner le protocole de cette combustion, y compris les règles de sécurité
- Qu'observe-t-on ? Le produit est-il gazeux ou solide (fumées) ? Comment le caractériser ?
- Trouver la formule de l'oxyde de magnésium formé par un raisonnement sur les ions monoatomiques attendus.
- Écrire l'équation de la réaction de combustion réalisée.
- Écrire l'équation de la réaction de dissolution dans l'eau de l'oxyde obtenu. En quoi cette expérience montre bien que l'oxyde de magnésium est un solide ionique ?

Pourquoi la liaison forte qui unit les entités de l'oxyde de magnésium est-elle majoritairement la **liaison ionique** ? Toutefois, la liaison est sans doute un peu moins ionique et un peu plus covalente que dans le cas de l'oxyde de sodium : à quoi le voit-on et quelle en est la raison ?

Tentative de combustion de l'aluminium dans le dioxygène

- Donner le protocole de cette combustion : à partir d'un papier d'aluminium froissé ; à partir de poudre d'aluminium
- Lorsqu'on utilise la poudre d'aluminium, on voit des étincelles, qui montrent la combustion de Al dans l'air. Trouver la formule de l'oxyde d'aluminium formé et écrire l'équation de cette réaction de combustion.
- Lorsqu'on utilise le papier d'aluminium froissé, qu'observe-t-on ? Interpréter les observations. Pourquoi n'arrive-t-on pas à enflammer l'aluminium ?

Bien retenir que l'aluminium est un très bon réducteur thermodynamiquement, mais que son inertie est due à sa couche de passivation remarquablement étanche.

Combustion de l'aluminium dans le dibrome

- Donner le protocole de cette réaction, en insistant sur les règles de sécurité drastiques à mettre en œuvre, en raison de la très haute dangerosité du corps simple Br₂
- Qu'observe-t-on lors de cette expérience ?
- Trouver la formule brute du produit... et écrire l'équation de la réaction observée.

Combustion du phosphore dans le dioxygène

En raison de la très haute toxicité du phosphore blanc, on ne réalise pas cette expérience en TP. On visualise la vidéo suivante :

<https://youtu.be/LSYLUat03A4>

- Trouver la formule brute du produit. La liaison y est-elle plutôt ionique ou covalente ?
- Écrire l'équation de la réaction observée.

c) Réaction avec l'eau

Préliminaires :

- On rappelle que l'ion H_(aq)⁺ possède un certain caractère oxydant (mais c'est un oxydant moins fort que O₂ ou un dihalogène).

Écrire la « demi-équation électronique » montrant ce caractère oxydant :

Citer une solution courante du laboratoire dans laquelle on trouve cet ion $H_{(aq)}^+$:

- L'eau elle-même est légèrement acide (elle peut « céder » un ion H^+). Elle est donc elle-même oxydante (mais moins que l'ion $H_{(aq)}^+$ « libre »).

Écrire la « demi-équation électronique » montrant le caractère oxydant de l'eau.

Application : illustration du caractère réducteur de certains métaux par leur réaction avec l'eau.

La plupart des métaux sont oxydés par l'eau, mais la réaction est souvent lente. L'oxydation lente des métaux sous l'effet de l'environnement (dioxygène de l'air, eau...) est appelée la corrosion.

Les **métaux alcalins** réagissent quant à eux particulièrement violemment avec l'eau.

- Décrire l'expérience du sodium sur l'eau, en rappelant les règles de sécurité (expérience réalisée dans le chapitre 1 de la partie « Transformation de la matière).

- Cas du lithium et comparaison avec le sodium, visualiser la vidéo suivante :

<https://youtu.be/LfS10ArXTBA>

- Cas du potassium

Visualiser la vidéo suivante :

<https://youtu.be/pPdevJTGAYY>

Conclusion :

Réactions avec le magnésium :

On place un petit ruban de magnésium dans de l'eau additionnée d'un peu de phénolphtaléine : qu'observe-t-on ? écrire l'équation de la réaction.

On place un petit ruban de magnésium dans une solution d'acide chlorhydrique $2 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$: qu'observe-t-on ? écrire l'équation de la réaction.

On recueille le gaz dégagé dans un tube à essais. De quel gaz s'agit-il et comment peut-on le caractériser ?

d) Conclusion : pouvoir réducteur des métaux, passivation, métaux nobles...

Quelle propriété chimique générale des métaux a été mise en évidence dans toutes les réactions de ce paragraphe ?

Comment peut-on interpréter cette propriété des métaux ?

Quelles sont les expériences les plus démonstratives pour cette illustration ?

Pourquoi de nombreuses de ces réactions, pourtant thermodynamiquement possibles, sont en réalité très lentes ?

Exception : Il existe un métal du tableau périodique qui n'est oxydable ni par l'eau, même acide, ni même par le dioxygène, pour une raison thermodynamique. Quel est ce métal ? Quel est son symbole chimique ?

Ce métal étant inerte dans l'environnement, on le qualifie de **métal noble**.

Dans la même zone du tableau périodique que l'or, on trouve d'autres métaux quasi-nobles (extrêmement peu réducteurs thermodynamiquement). En citer un en particulier :

e) Pouvoir oxydant des halogènes

Rappeler dans quelle colonne du tableau périodique se trouvent les halogènes, et rappeler le nom des quatre halogènes courants, dans l'ordre croissant de numéro atomique.

Combien d'électrons de valence possèdent les halogènes ?

Comment se présentent les corps simples ? Quelles précautions doit-on prendre quand on les utilise dans une expérience ?

Quelles sont les entités constitutives des corps simples ?

Les halogènes sont des oxydants relativement puissants : pour quelle raison ?
Écrire une demi-équation électronique en solution aqueuse pour en rendre compte.

Le pouvoir oxydant des dihalogènes n'est cependant pas le même suivant l'élément considéré.

Le but de ce paragraphe est de mettre au point et réaliser un protocole simple, en tubes à essais, pour pouvoir classer les dihalogènes par pouvoir oxydant croissant en solution aqueuse.

On dispose pour cela :

- de solutions aqueuses de dihalogènes : Cl_2 (quasi-incolore), Br_2 (jaune-orange), I_2 (jaune-brun)
- de solutions aqueuses de KCl , KBr et KI , toutes incolores...

Rédiger un protocole de tests permettant de classer les dihalogènes par pouvoir oxydant croissant.

Réalisation des expériences :

Voir fichier annexe :

http://www.chimie-pcsi-jds.net/tp5-tests_halogenes_photos.pdf

Remplir le tableau suivant, en indiquant dans chaque case la couleur observée (remarque : quand une solution est jaunâtre, cela pourrait être dû à Br_2 ou I_2 ; pour trancher, on ajoute un peu de cyclohexane, solvant dans lequel les dihalogènes sont très solubles : Br_2 est orange et I_2 est rose dans le cyclohexane).

Quand une réaction a eu lieu, en écrire l'équation.

	Cl^-	Br^-	I^-
Cl_2			
Br_2			
I_2			

Conclure : classer les dihalogènes par pouvoir oxydant croissant, et interpréter avec l'électronégativité.

II - Structure de la classification périodique

On étudiera avec soin le **document 14**

Les deux principes fondateurs :

- 1)** Les éléments sont classés par numéro atomique **Z** croissant.
- 2)** On place dans une même colonne les éléments de propriétés chimiques semblables (constitution de familles), ayant **le même nombre d'électrons de valence** et une **configuration électronique externe** (prévue par la règle de Klechkowski appliquée strictement) **identique**.

Fondamental : Le tableau est périodique parce que la règle de Klechkowski montre une périodicité dans le remplissage des OA.

Pour bien comprendre (et savoir expliquer !) la construction du tableau périodique, il est primordial de commencer par retrouver l'ordre de remplissage des OA prévu par la règle de Klechkowski (méthode diagonale conseillée) :

Parcourir alors le tableau périodique...

Retrouver l'alternance périodique des blocs :

- pourquoi le bloc p est le plus à droite (les 6 dernières colonnes) ?

- à partir de quelle période commence le bloc p ? le bloc d ? le bloc f ?

Déterminer la configuration électronique caractéristique de chaque colonne...

	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
1																		
2																		
3																		
4																		
5																		
6																		
7																		

Écrire sous le tableau le nombre d'électrons de valence de chaque colonne...

Cas du bloc f : où est sa position théorique ?

N.B Le bloc f étant rejeté à part, les autres colonnes sont officiellement numérotées de 1 à 18 : Bloc s : - ; bloc d : - ; bloc p : -

Donner le nom des principales familles :

Colonne 1 (sauf H) :

Colonne 2 :

Colonne 17 :

Colonne 18 :

Application

Ce que vous devez impérativement savoir faire et savoir justifier :

- Trouver les coordonnées d'un élément dans le tableau périodique (numéro de période, numéro de colonne) à partir de la donnée de son numéro atomique Z ;
- Faire l'inverse... Trouver le numéro atomique d'un élément connaissant sa position dans le tableau périodique.

Pour faire cela, il faut passer dans tous les cas par l'écriture de la configuration électronique de l'atome, en appliquant scrupuleusement la règle de Klechkowski :

$$Z \Leftrightarrow \text{cfg } e \Leftrightarrow \text{position tableau}$$

Exemples :

- Le sélénium (Se) est l'élément $Z = 34$. En déduire ses coordonnées dans le tableau périodique et justifier la réponse.

- Déterminer le numéro atomique du nickel (Ni), sachant qu'il est situé dans la 4^{ème} période, colonne n°10. Justifier la réponse.

Quelques remarques et compléments...

1) Lorsqu'on a beaucoup de configurations électroniques à écrire, on utilise parfois une notation abrégée, qui consiste à repartir du gaz noble précédent (noté entre crochets) et à n'écrire que les électrons externes qui suivent (voir document 14 en bas).

Exemples :

Se :

Ni :

2) Les éléments sont toujours placés dans le tableau périodique **conformément à la règle de Klechkowski**. En général, cette règle donne la configuration électronique fondamentale de l'atome, mais il existe quelques exceptions, qui sont rassemblées dans le document 15 (*pour information*). Pour ces exceptions, la configuration électronique que donne la règle de Klechkowski est un état excité... mais cela ne change rien à la position des éléments dans le tableau périodique !

Autrement dit, il ne faut tenir aucun compte de ces exceptions pour positionner un élément dans le tableau !

