

Extrait de «Exercices de chimie générale» de Friedli

- 1.1.1 Quel est le symbole chimique de l'élément dont le noyau d'un isotope comprend 18 protons et 22 neutrons?

Méthodologie

Nous cherchons le symbole chimique d'un élément. Il nous faut donc:

- le tableau périodique,
- les relations qui lient les nombres de protons et de neutrons au nombre de masse A de l'isotope et au numéro atomique Z de l'élément, c'est-à-dire:
 Z = nombre de protons
 A = somme des nombres de protons et de neutrons
 $A - Z$ = nombre de neutrons

Le nombre de protons correspond au numéro atomique de l'élément, Z . À l'aide du tableau périodique, on cherche le symbole chimique X de l'élément.

La somme des protons et des neutrons donne le nombre de masse, A , et l'isotope est alors entièrement caractérisé par A_ZX .

Solution

L'élément pour lequel le numéro atomique $Z = 18$ est l'argon. Le symbole chimique associé au numéro atomique et au nombre de masse $A = 18 + 22 = 40$ correspond à l'isotope ${}^{40}_{18}\text{Ar}$.

- 1.1.2 Dans quel isotope le noyau a-t-il le nombre de masse 60 avec 33 neutrons?

Méthodologie

Comme dans l'exercice précédent, nous cherchons le symbole chimique complet d'un élément. Si les données sont différentes, les besoins sont identiques, à savoir le tableau périodique et les relations qui lient les nombres de protons et de neutrons au nombre de masse A de l'isotope et au numéro atomique Z de l'élément.

À l'aide du nombre de masse et du nombre de neutrons, on calcule le nombre de protons $[A - (A - Z) = Z]$, qui correspond au numéro atomique d'un élément donné. Connaissant A et Z , l'isotope est complètement défini.

Solution

On trouve le numéro atomique de l'élément $Z = 60 - 33 = 27$. Dans le tableau périodique il correspond au cobalt et le noyau étudié est celui de l'isotope ${}^{60}_{27}\text{Co}$.

- 1.1.3 Déterminer le nombre de protons, de neutrons et d'électrons dans chacun des atomes ou ions suivants:



Méthodologie

Ici, nous cherchons à caractériser un certain nombre d'atomes et d'ions par leurs particules élémentaires. À nouveau, il faut disposer du tableau périodique et des relations qui lient nombres de protons et de neutrons aux paramètres A et Z de la particule. Dans chaque cas:

- le nombre de protons est donné par le numéro atomique Z , trouvé dans le tableau périodique,
- le nombre de neutrons est donné par le terme $(A - Z)$ où A est le nombre de masse,
- pour les atomes, le nombre d'électrons est égal au nombre de protons Z ,
- pour les ions, le nombre d'électrons doit être corrigé par leur charge: Z - charge positive ou Z + charge négative.

Solution

Exemple

Le fer occupe la 26^e case du tableau périodique, son numéro atomique Z est donc 26 qui correspond au nombre de protons du fer. Puisque l'ion considéré est chargé positivement, il manque des électrons qui sont au nombre de $Z - 3 = 26 - 3 = 23$. Enfin, le nombre de neutrons est donné par $(A - Z) = 56 - 26 = 30$.

De même:

Espèce	Nbre de protons	Nbre d'électrons	Nbre de neutrons
${}^{14}_6\text{C}$	6	6	8
${}^{24}_{12}\text{Mg}$	12	12	12
${}^{195}_{78}\text{Pt}$	78	78	117
${}^{40}_{20}\text{Ca}^{2+}$	20	18	20
${}^{56}_{26}\text{Fe}^{3+}$	26	23	30
${}^{80}_{35}\text{Br}^-$	35	36	45
${}^{16}_8\text{O}^{2-}$	8	10	8

- 1.1.4 La masse de cuivre de la statue de la Liberté à New York est de $2,5 \cdot 10^5$ kg. Quelle est la masse totale des électrons de cette statue?

Méthodologie

Nous cherchons la masse totale d'un certain nombre de particules élémentaires. Nous devons donc trouver la masse unitaire de cette particule et nous souvenir qu'une mole de particules contient un nombre de particules équivalent à la constante d'Avogadro ($6,022 \cdot 10^{23}$ at mol^{-1}). Enfin, chaque atome de l'élément considéré comporte un certain nombre d'électrons.

Le cuivre est caractérisé par sa masse atomique et son numéro atomique, correspondant aussi au nombre d'électrons qui gravitent autour de son noyau si l'atome est neutre.

À partir de ces données, on calcule le nombre d'atomes concerné à l'aide de la constante d'Avogadro, puis le nombre total d'électrons.

Connaissant la masse d'un électron, on détermine alors la masse totale des électrons.

Solution

La masse atomique du cuivre est de $63,5$ g mol^{-1} et son numéro atomique est 29. Le nombre d'atome de cuivre correspondant à une masse de $2,5 \cdot 10^5$ kg ($2,5 \cdot 10^8$ g) est:

$$2,5 \cdot 10^8 \text{ g} \cdot \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ atomes mol}^{-1}}{63,5 \text{ g mol}^{-1}} = 2,37 \cdot 10^{30} \text{ atomes}$$

C'est-à-dire:

$$2,37 \cdot 10^{30} \text{ at} \cdot 29 \text{ électrons at}^{-1} = 6,87 \cdot 10^{31} \text{ électrons}$$

Comme la masse d'un électron est de $9,109 \cdot 10^{-28}$ g, la masse totale des électrons de la statue est:

$$6,87 \cdot 10^{31} \text{ él} \cdot 9,109 \cdot 10^{-28} \text{ g él}^{-1} = 6,26 \cdot 10^4 \text{ g ou } 62,6 \text{ kg}$$

- 1.1.5 Les principaux isotopes du krypton, leurs abondances et leurs masses atomiques sont donnés ci-dessous. Combien y a-t-il d'atomes de krypton naturel dans 0,003 mg de ce gaz?

Isotope	Abondance relative [%]	Masse [u]
${}^{78}\text{Kr}$	0,3	77,92
${}^{80}\text{Kr}$	2,3	79,92
${}^{82}\text{Kr}$	11,6	81,91
${}^{83}\text{Kr}$	11,5	82,91
${}^{84}\text{Kr}$	56,9	83,91
${}^{86}\text{Kr}$	17,4	85,91

2.1.3 Calculer la masse de nickel contenu dans 2,5 g de sulfate de nickel hexahydraté, $\text{NiSO}_4 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$.

Méthodologie

Nous cherchons la masse d'un élément contenu dans une masse donnée d'un composé. Il nous faut donc connaître le nombre de moles $n_{\text{élément}}$ de cet élément dans la masse du composé $m_{\text{composé}}$ et, pour cela, calculer la masse molaire $M_{\text{composé}}$ de ce dernier à l'aide du tableau périodique.

$$n_{\text{élément}} = \frac{m_{\text{composé}}}{M_{\text{composé}}} \cdot c_n$$

où c_n est le coefficient numérique de l'élément dans la formule du composé. Puis on calcule la masse de l'élément $m_{\text{élément}}$:

$$m_{\text{élément}} = n_{\text{élément}} \cdot M_{\text{élément}}$$

$M_{\text{élément}}$ correspondant à la masse molaire de l'élément.

Solution

La masse molaire de $\text{NiSO}_4 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$:

$$M = 58,693 + 32,066 + 4 \cdot 15,999 + 6 \cdot 18,015 = 262,85 \text{ g mol}^{-1}$$

Le nombre de mole de Ni dans 2,5 g de $\text{NiSO}_4 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$:

$$n_{\text{Ni}} = \frac{2,5 \text{ g}}{262,85 \text{ g mol}^{-1}} = 9,51 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

Donc la masse de nickel est de:

$$m_{\text{Ni}} = 9,51 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot 58,69 \text{ g mol}^{-1} = 0,558 \text{ g}$$

2.1.4 Calculer le nombre de moles de dihydrogène contenues dans un volume de 15 litres de dihydrogène à 25°C et 1 atm.

Méthodologie

Nous cherchons un nombre de moles de gaz n , contenu dans un volume V donné à une température T et une pression P connues. Il suffit d'appliquer la loi des gaz parfaits:

$$PV = nRT$$

où R est la constante des gaz parfaits.

Solution

Nous connaissons le volume $V = 15 \text{ L}$ et nous trouvons la valeur numérique de R dans les tables pour les unités choisies pour P et V . Alors:

$$n_{\text{H}_2} = \frac{PV}{RT} = \frac{1 \text{ atm} \cdot 15 \text{ L}}{0,082 \text{ L atm K}^{-1} \text{ mol}^{-1} \cdot 298 \text{ K}} = 0,61 \text{ mol}$$

3.1.1 Combien d'électrons une couche dont le nombre quantique principal vaut 3 peut-elle accueillir au maximum?

Méthodologie

Nous cherchons le nombre d'orbitales lié à un nombre quantique principal donné. Il faut donc se souvenir des relations qui lient le nombre quantique principal aux 3 autres nombres quantiques:

- ℓ est entier et compris entre 0 et $n - 1$,
- m_ℓ est entier et compris entre $-\ell$ et $+\ell$, le nombre d'orbitales d'une sous-couche est donc égal à $2\ell + 1$,
- m_s est égal à $+1/2$ et $-1/2$, c'est-à-dire qu'une orbitale peut être occupée par 2 électrons de spins opposés (appariés).

Pour un nombre quantique donné, le nombre d'orbitales est donc défini par la somme des orbitales des différentes sous-couches et le nombre d'électrons pour une couche donnée est le double de celui d'orbitales.

Solution

Comme la troisième couche ($n = 3$) consiste en 3 sous-couches, les valeurs permises de ℓ sont $\ell = 0$, 1 et 2, correspondant aux sous-couches s , p et d respectivement. Pour $\ell = 0$, il existe donc $2 \cdot 0 + 1 = 1$ orbitale (s), pour $\ell = 1$, il existe $2 \cdot 1 + 1 = 3$ orbitales (p) et pour $\ell = 2$, il existe $2 \cdot 2 + 1 = 5$ orbitales (d).

Le nombre total de ces orbitales est donc $1 + 3 + 5 = 9$ ($n = 3^2$) et ces dernières peuvent accueillir $9 \cdot 2 = 18$ électrons ($2 \cdot 3^2$).

3.1.2 Parmi les configurations électroniques ci-dessous, qui ne correspondent pas à un état fondamental, lesquelles représentent un état excité et lesquelles sont impossibles (c'est-à-dire contreviennent à une loi ou un principe fondamental)?

- $1s^2 2s^1 2p^1$
- $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^2 3d^2$
- $1s^2 2s^2 2p^6 3s^3$
- $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^1 4p^3$
- $1s^2 2s^2 2p^6 2d^2$

Méthodologie

Nous cherchons les configurations qui ne respectent pas les solutions de l'équation de Schrödinger et le principe d'exclusion de Pauli. Il est donc bon de se souvenir que les atomes ne sont pas nécessairement, à tout instant, dans un état fondamental. Un ou plusieurs de leurs électrons, ayant reçu un supplément d'énergie (chaleur, rayonnement...) peuvent se trouver à un niveau tel que l'énergie totale de l'atome n'est pas minimale. Cet état, dit *excité*, est toujours instable. Le retour à l'état fondamental s'accompagne de l'émission d'un photon.

Solution

- Etats excités
- l'état fondamental est $1s^2 2s^2$,
 - l'état fondamental est $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$,
 - l'état fondamental est $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^2$,
- Etats impossibles
- $3s^3$, 3 électrons ne peuvent occuper la même orbitale (principe d'exclusion de Pauli),
 - il n'existe pas de niveau $2d$.

3.1.3 Donner la configuration électronique des ions ci-dessous à l'état fondamental:



Combien d'électrons célibataires chacun d'eux contient-il?

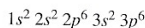
Méthodologie

On cherche une configuration électronique d'un ion. Il nous faut donc connaître tout d'abord le nombre d'électrons à placer dans la structure. Le numéro atomique Z de l'atome correspond au nombre d'électrons de celui-ci. Pour déterminer le nombre d'électrons d'un anion, on ajoute à Z le nombre de charges négatives de l'anion; pour les cations, on soustrait le nombre de charges positives à Z .

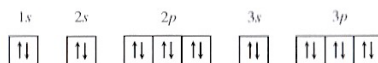
Il s'agit ensuite de remplir les sous-couches en respectant la règle d'exclusion de Pauli (une orbitale ne peut contenir au maximum que deux électrons, de spins opposés) et la règle de Hund (l'arrangement le plus stable est celui correspondant au maximum d'électrons de spins parallèles).

Solution

Le chlore correspond à $Z = 17$ et l'anion chlorure possède donc $17 + 1 = 18$ électrons qui, à l'état fondamental, se répartissent dans les orbitales



configuration électronique identique à celle, très stable, de l'argon.

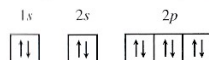


Le chlorure, n'ayant pas de sous-couche incomplète, n'a pas d'électron célibataire dans sa configuration fondamentale.

Le sodium correspond à $Z = 11$ et le cation Na^+ possède donc $11 - 1 = 10$ électrons qui, à l'état fondamental, se répartissent dans les orbitales

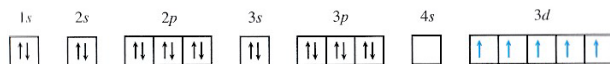
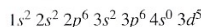


configuration électronique identique à celle, très stable, du néon.



Ici encore, Na^+ n'ayant pas de sous-couche incomplète, il n'a pas d'électron célibataire.

Le manganèse correspond à $Z = 25$ et son cation Mn^{2+} possède donc $25 - 2 = 23$ électrons qui, à l'état fondamental, prennent place sur les orbitales

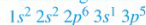


Cette configuration présente une stabilité remarquable parce que la sous-couche $3d$ est à demi complète (règle de Hund). Ce cation possède ainsi 5 électrons célibataires.

Bien que $4s$ présente une énergie inférieure à $3d$, l'atome perd préférentiellement les électrons qui possèdent le plus grand nombre quantique principal.

REMARQUE. Exceptionnellement dans cette présentation, les types d'orbitales sont disposés selon l'ordre dans lequel elles sont occupées.

3.1.4 La configuration électronique d'un atome neutre est la suivante:



- Quel est son numéro atomique?
- Dans quel état de configuration cet atome se trouve-t-il?
- Combien d'électrons célibataires contient-il dans cette configuration?
- Quelles valeurs les nombres quantiques n et ℓ prennent-ils pour les électrons $3p^5$?

Méthodologie

Nous cherchons le numéro atomique d'un atome neutre pour lesquels le nombre de protons, Z , est égal au nombre total d'électrons. Connaissant ce nombre, la

configuration électronique à l'état fondamental se détermine en suivant les règles de Pauli et de Hund. La comparaison de cette configuration avec celle proposée nous indique l'état de l'atome. La configuration électronique donnée permet également de faire le compte des électrons célibataires. Enfin, la notation des orbitales nous donne directement les valeurs des nombres quantiques n et ℓ .

Solution

a) Le nombre total d'électrons est:

$$2 \text{ (de } 1s^2) + 2 \text{ (de } 2s^2) + 6 \text{ (de } 2p^6) + 1 \text{ (de } 3s^1) + 5 \text{ (de } 3p^5) = 16$$

L'atome est neutre et $Z = 16$, qui correspond au soufre dont la configuration électronique à l'état fondamental est $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$.

- La configuration électronique donnée correspond donc à un état excité de l'atome; un électron de l'orbitale $3s$ a passé sur une orbitale $3p$.
- L'orbitale $3s$ et l'une des 3 orbitales $3p$ sont occupées par un seul électron. La configuration électronique donnée contient ainsi 2 électrons célibataires.
- Les orbitales $3p$ correspondent au nombre principal $n = 3$ et sont de type p , c'est-à-dire $\ell = 1$.

3.1.5 Quelle est la longueur d'onde de la quatrième ligne de la série de Balmer du spectre de l'hydrogène? Dans quelle région du spectre se trouve-t-elle?

Méthodologie

Les raies visibles de la série de Balmer pour l'hydrogène correspondent à la transition de l'électron du niveau $n = 3, 4, 5$ ou 6 à $n = 2$. Nous pouvons donc calculer la fréquence ν d'une raie visible de la série de Balmer par la relation:

$$\nu = R_{\infty} c \left(\frac{1}{2^2} - \frac{1}{n^2} \right)$$

où R_{∞} est la constante de Rydberg ($R_{\infty} = 1,097 \cdot 10^7 \text{ m}^{-1}$) qui, multipliée par la vitesse de la lumière dans le vide $c = 3 \cdot 10^8 \text{ m s}^{-1}$, donne $3,29 \cdot 10^{15} \text{ s}^{-1}$, n est le niveau haut d'énergie de l'électron.

La longueur d'onde correspondant à cette fréquence se calcule par la relation:

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

Solution

La quatrième ligne de la série de Balmer correspond au passage de l'électron de l'atome d'hydrogène du niveau $n = 6$ à $n = 2$. La fréquence de cette quatrième raie est donc:

$$\nu = 3,29 \cdot 10^{15} \left(\frac{1}{2^2} - \frac{1}{6^2} \right) = 7,311 \cdot 10^{14} \text{ s}^{-1}$$

et la longueur d'onde correspondant à cette fréquence est:

$$\lambda = \frac{3 \cdot 10^8 \text{ m s}^{-1}}{7,311 \cdot 10^{14} \text{ s}^{-1}} = 4,103 \cdot 10^{-7} \text{ m} = 410,3 \text{ nm}$$

La raie se situe dans la région visible du spectre; sa couleur est violette.

3.1.6 L'énergie nécessaire pour arracher l'électron 3s du sodium correspond à 5,14 eV. Calculer la longueur d'onde du rayonnement qui permet d'ioniser le sodium

Méthodologie

L'énergie E nécessaire pour arracher un électron à un atome est liée à la fréquence ν du rayonnement par la relation:

$$E = h\nu$$

où h est la constante de Planck ($h = 6,6261 \cdot 10^{-34} \text{ J s}$). La fréquence est elle-même liée à la longueur d'onde λ par la relation:

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

où c est la vitesse de la lumière dans le vide ($c = 3 \cdot 10^8 \text{ m s}^{-1}$). En combinant ces deux relations, il vient:

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

Solution

Pour respecter les unités, E doit être exprimée en joules:

$$E = 5,14 \text{ eV} \cdot 1,6 \cdot 10^{-19} \text{ J eV}^{-1} = 8,224 \cdot 10^{-19} \text{ J}$$

et

$$\lambda = \frac{hc}{E} = \frac{6,63 \cdot 10^{-34} \text{ J s} \cdot 3 \cdot 10^8 \text{ m s}^{-1}}{8,224 \cdot 10^{-19} \text{ J}} = 2,42 \cdot 10^{-7} \text{ m} = 242 \text{ nm}$$

3.1.7 Parmi les ions suivants, certains ont-ils le même nombre d'électrons que l'atome Ar?

Ca^{2+} , Cl^{-} , K^{+} , S^{2-} , Br^{-} , N^{3-}

4.1.1 L'addition d'un électron à un atome de brome est accompagnée d'une émission d'énergie alors que pour le krypton, ce procédé nécessite un apport d'énergie externe. Utiliser les configurations électroniques de ces éléments pour expliquer le phénomène.

Méthodologie

Nous cherchons les critères de stabilité des éléments et des ions. Celle d'un atome à l'état fondamental est essentiellement liée à son cortège électronique. Ainsi, les gaz rares, extrêmement stables, possèdent des orbitales de valence s et p remplies.

Dans le cas de la formation d'un ion, positif ou négatif, la structure électronique est modifiée. L'ion sera d'autant plus stable que sa configuration électronique se rapproche de celle d'un gaz rare.

Solution

Le brome est un halogène dont le numéro atomique est $Z = 35$, correspondant à la configuration électronique $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^5$. Sa couche de valence contient 7 électrons ($4s^2 4p^5$). L'addition d'un électron à l'atome complète sa couche externe ($4s^2 4p^6$) et s'effectue avec un dégagement d'énergie, produisant l'ion Br^{-} dont la configuration électronique est identique à celle du Kr, gaz rare.

Le krypton est un gaz rare de numéro atomique $Z = 36$ présentant une configuration électronique stable: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6$. Sa couche de valence ($4s^2 4p^6$) est complète. L'addition d'un électron constitue alors une déstabilisation; elle doit nécessairement s'accompagner d'un apport d'énergie externe.

4.1.2 Expliquer pourquoi l'énergie d'ionisation des éléments de la colonne 16 est plus faible que celle des éléments correspondants de la colonne 15.

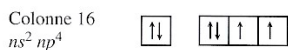
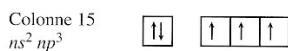
Méthodologie

L'ionisation d'un élément consiste à soustraire un électron de son cortège électronique. Pour répondre à la question, nous devons estimer la stabilité de la nouvelle

configuration électronique de l'ion formé à l'aide du principe de Pauli et de la règle de Hund. Nous utiliserons de préférence un diagramme orbital qui permet de mieux différencier les électrons d'une même orbitale. Si la configuration devient plus stable, l'ionisation est facilitée. Dans le cas contraire, l'ionisation nécessite une énergie supérieure.

Solution

Les configurations électroniques de la couche externe des éléments des colonnes 15 et 16 sont respectivement $ns^2 np^3$ et $ns^2 np^4$. Elles correspondent aux diagrammes orbitaux suivants :



L'arrachement d'un électron nécessite de l'énergie mais cette énergie d'ionisation est plus élevée pour les éléments de la colonne 15 que pour ceux de la colonne 16. En effet, les orbitales p de la couche externe à demi remplies des éléments de la colonne 15 (chacune des trois orbitales p est occupée par un électron célibataire) contribue à une plus grande stabilité de la structure atomique de ces éléments (règle de Hund).

4.1.3 Quels sont les éléments dont les ions chargés 3+ présentant les configurations électroniques suivantes ?

- $[Ar]3d^3$
- $[Xe]4f^4 5d^6$
- $[Ne]$
- $[Kr]$

Méthodologie

Connaissant les *empreintes* de leur ion, nous cherchons à déterminer l'identité de quatre éléments.

Ce sont des cations formés par perte de trois électrons de valence. Les couches externes indiquent leurs appartenances à des métaux représentatifs ou de transition.

Pour trouver leur symbole chimique, il suffit de déterminer leur numéro atomique Z en dénombrant les électrons des ions proposés, additionnés des trois électrons perdus lors de l'ionisation.

Solution

Les ions (a) et (b) proviennent de métaux de transition, les orbitales d et f étant occupées. Les ions (c) et (d) présentent la même configuration électronique qu'un

gaz rare ; ce sont donc des métaux représentatifs appartenant à la même colonne puisque leur charge est la même.

L'atome (a) possède $18 (Ar) + 3 (3d^3) + 3 (ion) = 24$ électrons. Donc $Z = 24$ et l'élément correspondant est le chrome (Cr, colonne 6).

L'atome (b) dispose de $54 (Xe) + 14 (4f^{14}) + 6 (5d^6) + 3 (ion) = 77$ électrons. $Z = 77$ et l'élément est l'iridium (Ir, colonne 9).

L'atome (c) contient $10 (Ne) + 3 (ion) = 13$ électrons ; il occupe la 13^e case du tableau périodique est correspond à l'aluminium (Al, colonne 13).

Enfin, l'atome (d) a $36 (Kr) + 3 (ion) = 39$ électrons ; ce 39^e élément est l'yttrium (Y, colonne 3).

4.1.4 Les deux familles d'éléments les plus réactifs sont les halogènes et les métaux alcalins. En quoi leur réactivité diffère-t-elle ?

Méthodologie

Lorsque nous nous intéressons à la réactivité d'un atome, le tableau périodique est la première source de renseignements. L'aptitude des éléments pour attirer et retenir un ou plusieurs électrons est d'autant plus forte que l'énergie d'ionisation est plus grande. Nous savons par ailleurs que l'électronégativité d'un élément augmente qualitativement de gauche à droite et de bas en haut du tableau périodique.

Avec ces notions simples, nous pouvons comparer les éléments et en tirer leur réactivité respective.

Solution

Les deux familles concernées occupent respectivement les colonnes 1 et 17 du tableau périodique et font donc partie des éléments représentatifs. Leur position excentrée dans le tableau leur confère aussi des caractères très marqués.

Les halogènes (colonne 17) présentent une électronégativité importante parce que leur cortège électronique est presque celui d'un gaz rare (colonne 18). Pour obtenir cette configuration très stable, il leur manque un seul électron. La réaction principale que l'on attend donc des membres de cette famille est de former un anion monochargé.

Les métaux alcalins (colonne 1) présentent eux aussi un cortège électronique proche de celui des gaz rares. Mais contrairement aux halogènes, leur couche externe ne comporte qu'un électron. Pour acquérir la configuration très stable des gaz rares, ils doivent donc perdre cet électron et former un cation monochargé.

4.1.5 Trouver les ions dont la configuration électronique à l'état fondamental est la suivante :



5.1.1 Citer des propriétés physiques et des propriétés chimiques qui permettent de distinguer un métal d'un non-métal.

Méthodologie

Les propriétés physiques sont observables par des moyens non destructifs. Ils comprennent notamment les techniques électriques (p. ex. conductivité), thermiques (p. ex. points de fusion et d'ébullition) et mécaniques (p. ex. dureté). Nous allons donc comparer les métaux et les non-métaux selon ces critères.

Les propriétés chimiques sont des comportements d'un élément par rapport à d'autres éléments : leur réactivité. Ces paramètres sont liés directement à la configuration électronique des éléments.

Solution

Propriétés physiques

- Les métaux sont de bons conducteurs de la chaleur et de l'électricité, contrairement aux non-métaux.
- Les métaux sont le plus souvent des solides aux conditions standard (sauf le mercure), alors que les non-métaux peuvent être solides, liquides ou gazeux dans ces mêmes conditions.
- Les métaux sont le plus souvent malléables et ductiles, contrairement aux non-métaux.

Propriétés chimiques

- Les métaux possèdent peu d'électrons de valence et, en les perdant, forment des cations ; ce sont des réducteurs et, par conséquent, ils s'oxydent. Les non-métaux forment en général des anions par le gain d'électrons ; ce sont des oxydants qui de ce fait, se réduisent.
- Les métaux forment des oxydes à caractère basique alors que les oxydes de non-métaux présentent un caractère acide.
- Les métaux réagissent en général avec les acides, contrairement aux non-métaux.

5.1.2 Pourquoi l'oxygène réagit-il très facilement avec les éléments de la deuxième colonne du tableau périodique?

Méthodologie

La question est de prévoir la réactivité d'un élément. Nous savons d'une part que les électrons de valence représentent le vecteur fondamental de toute réaction chimique. D'autre part, la stabilité d'un atome ou d'un ion est d'autant plus grande que sa configuration électronique est semblable à celle d'un élément de la 18^e colonne (les orbitales s et p sont complètes). Ce sont donc ces deux critères que nous allons examiner.

Solution

Il s'agit d'une réaction entre un métal électropositif dont la structure électronique de la couche de valence est ns^2 et l'oxygène, un non-métal, donc électronégatif, possédant six électrons de valence $2s^2 2p^4$. Le transfert d'électrons s'effectue du métal vers l'oxygène. Les deux atomes acquièrent ainsi la configuration stable d'un gaz rare en formant respectivement un cation et un anion.

Les métaux alcalino-terreux (2^e colonne du tableau périodique) forment effectivement des oxydes de formule générale MO ($M^{2+}O^{2-}$) par une réaction facile et le plus souvent rapide.

5.1.3 En se basant sur sa connaissance du tableau périodique, décrire les propriétés des éléments suivants: césium (Cs), chlore (Cl) et xénon (Xe).

Méthodologie

En ayant le tableau périodique sous les yeux, nous nous souvenons que les éléments les plus électropositifs se situent dans l'angle gauche en bas et les éléments les plus électronégatifs dans l'angle opposé (à droite en haut). En repérant l'élément concerné sur le tableau, il nous est dès lors possible de prédire ses propriétés principales.

Solution

Le césium se trouve dans la première colonne (groupe I A). Il possède donc un seul électron sur sa couche de valence ($6s^1$) qu'il aura tendance à perdre pour se stabiliser sous forme de cation Cs^+ . C'est donc un métal alcalin, électropositif, donc réducteur présentant une faible énergie d'ionisation.

Le chlore occupe la deuxième case de la colonne 17 (groupe VII A). La configuration de sa couche de valence est donc $3s^2 3p^5$ et il aura tendance à la capture d'un électron pour compléter l'orbitale $3p$ pour se stabiliser en anion Cl^- . C'est un non-métal caractéristique de la famille des halogènes. C'est un oxydant fort présentant une grande électronégativité et une énergie d'ionisation élevée.

Le xénon est situé dans la colonne 18 (groupe VIII A). Il possède huit électrons de valence ($5s^2 5p^6$). Sa couche électronique externe est donc complète et sa

configuration électronique est stable. C'est un gaz rare dont l'énergie d'ionisation est relativement élevée.

5.1.4 Un certain élément, X, donne lieu à la formation des composés suivants: X_2O_3 , XH_3 et XF_3 . A quel groupe cet élément pourrait-il appartenir?

Méthodologie

Les composés formés par les éléments sont révélateurs de leurs propriétés chimiques et par conséquent, de leur configuration électronique externe. Nous devons découvrir cette dernière en nous référant aux éléments fixés à notre inconnu.

Les éléments comme le fluor ou l'oxygène sont de bons indicateurs: tous deux sont électronégatifs, les premiers ont tendance à capturer un électron, le second est un des oxydants les plus forts. Leur partenaire doit donc être moins électronégatif qu'eux.

Quant à l'hydrogène, il peut soit perdre son électron, soit en accepter un. Il faut donc considérer les deux cas.

Solution

Dans X_2O_3 , chaque atome d'oxygène a capturé deux électrons à l'élément X. Celui-ci a donc perdu trois électrons par atome.

Dans XF_3 , chaque atome de fluor a capturé un électron à l'élément X, confirmant ainsi une valence de 3 pour cet élément.

Enfin, la molécule XH_3 est un hydruide et son existence confirme la valence 3 de l'élément X.

Cet élément possède donc 3 électrons de valence. Il appartient au groupe IIIA (13^e colonne): B, Al, Ga, In, Tl.

6.1.1 Qualifier la nature et la polarité des liaisons chimiques (ionique, covalente non polaire, covalente polaire) dans les corps suivants:

HCl, NaF, C-C dans H_3C-CH_3 , CsCl, CO_2 et N_2 .

Méthodologie

Nous devons estimer la différence d'électronégativité des deux partenaires de la liaison. Pour cela, un bon tableau périodique des éléments est généralement suffisant.

Une différence d'électronégativité supérieure à 2 conduit, en général, à une liaison de caractère ionique prédominant. Dans le cas contraire, le caractère covalent l'emporte. Si les atomes sont différents ($\Delta\chi \neq 0$) et que la liaison est covalente, un dipôle est induit.

Solution

Pour HCl, la différence d'électronégativité entre Cl et H est de $3,0 - 2,1 = 0,9$. La liaison est covalente et, les atomes étant différents, elle est aussi polaire.

La différence d'électronégativité entre F et Na, dans NaF, est de $4,0 - 0,9 = 3,1$. La liaison est donc nettement ionique comme le laisse prévoir la réaction entre un élément de la 1^{re} colonne et un élément de la 17^e.

La liaison entre carbone de l'éthane est parfaitement symétrique et la différence d'électronégativité est nulle: chaque atome de carbone est lié à trois atomes d'hydrogène et la liaison est donc covalente et non polaire.

Comme pour NaF, la liaison entre Cs et Cl dans CsCl est nettement ionique.

La différence d'électronégativité entre O et C dans CO_2 est de $3,5 - 2,5 = 1,0$. La liaison est donc covalente et polaire puisque les atomes sont différents. Cependant, le composé CO_2 est non polaire. En effet, la molécule est linéaire et les moments dipolaires des deux liaisons C-O s'annulent.

La molécule d'azote est apolaire. La liaison $N \equiv N$ est covalente et non polaire puisque les deux partenaires sont identiques.

6.1.2 Classer les corps $CaCl_2$, CO , H_2 , NH_3 et He par ordre croissant de leur point d'ébullition.

Méthodologie

Nous devons nous souvenir que les points d'ébullition des substances chimiques dépendent le plus souvent des forces attractives intra- ou intermoléculaires. Elles sont plus fortes pour les composés ioniques que pour les molécules. Dans ce dernier cas, les forces intermoléculaires dépendent de la masse moléculaire, de la polarité et des liaisons quasi chimiques possibles telles que les ponts hydrogène. Ces forces, et par conséquent le point d'ébullition, augmentent avec la masse moléculaire, l'importance du moment dipolaire et le nombre de ponts hydrogène.

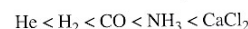
Solution

$CaCl_2$ est le seul composé ionique de la série et présente certainement le point d'ébullition le plus élevé.

Les masses moléculaires des autres corps sont H_2 (2), He (4), NH_3 (17) et CO (28). H_2 devrait être l'élément dont le point d'ébullition est le plus bas. Cependant, He est monoatomique et les forces d'attraction sont moins fortes: il doit donc présenter un point d'ébullition très bas.

Les deux composés restants, NH_3 et CO , sont deux composés polaires. La différence d'électronégativité entre N et H d'une part et entre C et O d'autre part est respectivement 0,9 et 1,0. La liaison CO est donc la plus polaire et son point d'ébullition devrait être plus élevé que celui de NH_3 . Pourtant des ponts hydrogène se créent entre molécules d'ammoniac qui augmentent les forces de cohésion du liquide.

L'ordre croissant des points d'ébullition est donc:



En fait, les points d'ébullition de ces corps sont:

Corps	He	H_2	CO	NH_3	$CaCl_2$
PE [K]	4,2	19,2	81,7	239,9	> 1900