



© 1999 Université de Liège
Section de Chimie
Groupe Transition
<http://www.ulg.ac.be/grptrans>

Conditions d'utilisation **des versions électroniques des modules de chimie**

Vous pouvez:

- consulter les versions électroniques sur un ou plusieurs ordinateurs
- imprimer un ou plusieurs modules pour une distribution en classe en mentionnant l'origine du didacticiel
- distribuer gratuitement un ou plusieurs fichiers PDF ou ZIP complets et sans modification à d'autres personnes

Vous ne pouvez pas:

- modifier ou traduire un module
- enlever ou modifier les logos ou les copyrights
- recopier entièrement ou partiellement un module pour l'inclure dans un autre projet
- mettre à disposition les versions électroniques des modules sur un autre site internet
- inclure les fichiers ZIP ou PDF dans un projet commercial (p.ex. un CD-ROM d'un périodique) sans autorisation écrite préalable du Groupe Transition

Responsable administratif:
André Cornélis
Université de Liège
Institut de Chimie B6
Sart-Tilman
B 4000 Liège (Belgique)
Fax: +32-4-3664738
Email: Andre.Cornelis@ulg.ac.be

Université de Liège
Section de Chimie

Le calcul des nombres d'oxydation

Une réalisation du groupe « TRANSITION »
édition 1999

Objectif

Etre capable de calculer les nombres d'oxydation des atomes constitutifs d'une molécule ou d'un ion dont on donne la formule de Lewis ou la formule moléculaire.

Prérequis

- Couches et sous-couches électroniques
- Principe d'Aufbau
- Configuration électronique fondamentale des atomes
- Electrons de cœur et de valence
- Liaisons covalente et ionique
- Savoir lire une table des électronégativités

Note préliminaire

Les formules de structure que nous utilisons dans ce module se limitent à l'indication de la connectivité¹, sans représentation stéréochimique.

¹ C'est-à-dire l'ordre dans lequel les atomes sont liés les uns aux autres.

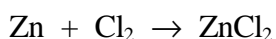
Les nombres d'oxydation

Vous rencontrerez très fréquemment la notion de nombre d'oxydation au cours de votre étude de la chimie. On y fait appel aussi bien pour caractériser les espèces chimiques (les règles de nomenclature inorganique y font souvent appel) que pour décrire leurs transformations dans les processus d'oxydoréduction. Il est donc important de bien la maîtriser.

Introduction à la notion de nombre d'oxydation

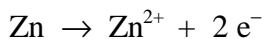
L'événement clef d'une importante catégorie de phénomènes chimiques, les réactions d'oxydoréduction, consiste en un échange d'électrons entre certains des partenaires réactionnels. Le partenaire perdant des électrons subit une oxydation, celui qui en reçoit subit une réduction.

Prenons la réaction entre le zinc métallique et le dichlore gazeux, qui s'écrit :

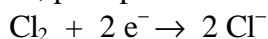


L'étude de la structure du sel solide obtenu (ZnCl_2) montre qu'il s'agit d'un assemblage tridimensionnel de cations Zn^{2+} et d'anions Cl^- .

Pour passer de Zn à Zn^{2+} , il y a eu perte d'électrons, ce que nous écrivons :



De même, pour passer de Cl_2 à Cl^- , il y a eu capture d'électrons, ce qui s'écrit

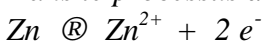


En écrivant ces deux processus, nous avons formellement divisé la réaction globale en deux demi-réactions, dont on vérifie aisément qu'elle est la somme.

Question 1

Choisissez la proposition correcte :

Dans le processus décrit par l'équation chimique



Le zinc subit

- a) une réaction d'oxydation
- b) une réaction de réduction
- c) une réaction isohypsique²

² Une transformation isohypsique est une transformation sans modification de l'état d'oxydation.

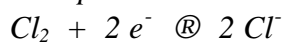
Réponse 1 :

Cette équation décrit une perte d'électrons par le zinc (ils apparaissent dans le membre de droite de l'équation chimique). Il s'agit d'une oxydation.

Question 2

Choisissez la proposition correcte :

Dans le processus décrit par l'équation chimique



Le chlore subit

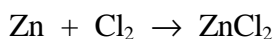
- a) une réaction d'oxydation*
- b) une réaction de réduction*
- c) une réaction isohypsique*

Réponse 2 :

Cette équation décrit un gain d'électrons par le chlore (ils apparaissent dans le membre de gauche de l'équation chimique). Il s'agit d'une réduction.

Dans la pratique, comme le montre l'exemple de la réaction entre le dichlore et le zinc, un processus d'oxydation est toujours couplé à un processus de réduction : les électrons libérés lors de l'oxydation sont consommés stoechiométriquement par la réduction, et vice versa.

L'échange d'électrons n'apparaît pas de façon explicite dans l'équation du processus global



alors qu'il apparaît de manière évidente quand on écrit la demi-réaction d'oxydation et la demi-réaction de réduction. De façon générale, les réactions d'échange électronique entraînent une modification de l'état d'oxydation de certains atomes constitutifs tant du partenaire oxydé que du partenaire réduit.

Le nombre d'oxydation (en abrégé N.O.) est le paramètre que les chimistes ont défini pour caractériser l'état d'oxydation d'un atome faisant partie d'une espèce chimique. Le nombre d'oxydation est un nombre pur. Sa valeur correspond à la différence entre le nombre d'électrons que possède un atome neutre isolé de même nature et le nombre d'électrons attribués à cet atome dans l'espèce chimique considérée. Il est essentiel de noter que ce " nombre d'électrons attribués " peut parfois être très différent de la manière dont les électrons sont effectivement répartis dans la molécule. Il n'est en fait déterminé que par l'application mécanique d'une convention comptable que nous détaillons plus loin.

Rappelons également que les réactions chimiques ne mettent pas en jeu les électrons de cœur. Les transferts électroniques dont il est question ici concernent uniquement les sous-couches de valence, c'est-à-dire celles dont le remplissage s'effectue dans la période du tableau de Mendeleïev à laquelle l'élément appartient.

Question 3

Quelles sont les sous-couches électroniques dont le remplissage s'effectue lorsqu'on applique le principe d'Aufbau à la quatrième période du tableau de Mendeleev ?

Réponse 3 :

Les sous couches 4s, 3d, 4p.

Si vous éprouvez des difficultés à ce niveau, retravaillez le module “ Les éléments chimiques et leur structure électronique ”.

Question 4

Sans toucher aux électrons de cœur, quel est le nombre maximum d'électrons que l'on peut retirer à un atome neutre de manganèse ? (la configuration électronique fondamentale du manganèse s'écrit $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^5 4s^2$).

Réponse 4 :

On peut retirer au maximum 7 électrons, correspondant aux électrons $3d^5 4s^2$.

Les notions d'électrons de cœur et de configuration électronique ont été revues dans le module " Les éléments chimiques et leur structure électronique "

Définition du nombre d'oxydation

Pour calculer le nombre d'oxydation, on attribue par convention tous les électrons assurant une liaison chimique à l'élément le plus électronégatif participant à cette liaison³ (un tableau périodique avec les électronégativités de Pauling se trouve à la fin du module). Si les deux partenaires sont de même électronégativité, chacun reçoit la moitié des électrons de la liaison. Ainsi, le nombre d'oxydation d'un atome engagé dans une entité chimique quelconque n'est rien d'autre que la valeur de la charge électrique calculée (exprimée en unités élémentaires de charge) qu'il porterait en application de ces conventions⁴.

On indique le nombre d'oxydation au moyen de chiffres romains (positifs ou négatifs) ou d'un zéro inscrits entre parenthèses, le cas échéant à côté du nom ou du symbole de l'élément considéré.

Algorithme de calcul des nombres d'oxydation

Comme les liaisons chimiques ne mettent en jeu que les électrons de valence, ceux-ci sont les seuls à prendre en compte dans le bilan fixant le nombre d'oxydation. On s'aidera d'une représentation de la structure de l'espèce chimique mettant en évidence les électrons de la couche de valence des différents atomes constitutifs, et les liaisons dans lesquelles ils sont éventuellement engagés. La formule de structure de Lewis est utilisée dans ce but.

La formule de structure de Lewis

Il s'agit d'une représentation des espèces chimiques faisant apparaître la connectivité de chaque atome constitutif de l'espèce considérée. Dans la formule de Lewis, on représente tous les électrons participant aux liaisons établies par chaque atome dans l'espèce chimique ainsi que tous les éventuels électrons de valence non engagés dans des liaisons.

Un électron non apparié est noté par un point, tandis qu'un doublet d'électrons est représenté soit par un ensemble de deux points groupés⁵ (chaque point valant un électron) pour les paires libres, soit par un trait unissant deux atomes (valant par

³ Remarquons que ceci conduit parfois à des situations ambiguës, qui ne seront pas abordées dans ce module, volontairement restreint aux cas simples.

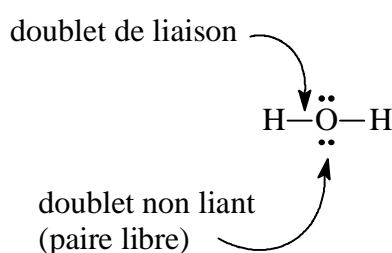
⁴ Ipso facto, il s'agit donc d'une valeur entière, puisque la charge élémentaire est indivisible. Nous reviendrons plus loin sur d'éventuels nombres d'oxydation fractionnaires.

⁵ Certains auteurs utilisent un trait (valant deux points).

convention deux électrons) pour les électrons participant aux liaisons covalentes. Une liaison simple est dès lors représentée par un seul trait, compté pour deux électrons, une liaison double par deux traits parallèles, comptés pour quatre électrons, une liaison triple par trois traits parallèles, comptés pour six électrons.⁶

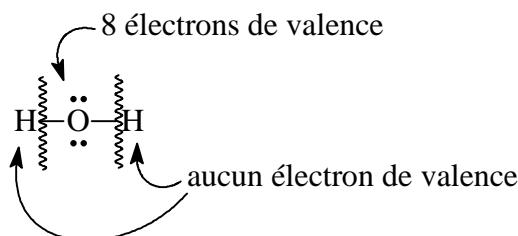
Exemple 1 : les N.O. de H et O dans la molécule d'eau

La formule de Lewis ci-dessous représente la molécule d'eau (H_2O) avec deux liaisons simples covalentes (une entre chaque atome d'hydrogène et l'atome d'oxygène), représentées chacune par un trait, et deux paires libres portées par l'atome d'oxygène



Les huit électrons de valence de l'ensemble H_2O se répartissent dans la molécule en deux doublets d'électrons liants et deux paires (doublets d'électrons) libres.

Si on recherche le nombre d'oxydation des atomes constitutifs de la molécule d'eau, on attribue conventionnellement les deux doublets de liaison à l'atome d'oxygène, plus électronégatif que les atomes d'hydrogène :



⁶ Un lien covalent entre deux atomes consiste en la présence de deux électrons dans l'espace situé entre ces atomes, ce qu'on appelle souvent un doublet d'électrons liants. Ces électrons ont pour effet de diminuer la répulsion entre les noyaux, qui portent, eux, une charge positive. Le bilan des différentes forces électrostatiques en présence (répulsion entre les noyaux, répulsion entre les électrons, attraction entre les noyaux et les électrons) est alors globalement favorable: les atomes sont liés entre eux pour former une molécule. Dans les formules de structure, on indique ce lien covalent en unissant les symboles respectifs de ces éléments par un certain nombre de traits, typiquement un (liaison simple : un doublet), deux (liaison double, deux doublets) ou trois (liaison triple, trois doublets). Cette représentation des molécules constitue sans aucun doute une vue très simplifiée de la réalité. Sa facilité d'utilisation la rend néanmoins extrêmement populaire, par exemple en chimie organique, domaine par excellence des composés à caractère covalent. Certains d'entre vous, notamment les futurs chimistes et les futurs physiciens, utiliseront par la suite des modèles plus élaborés, mais aussi, en corollaire, plus lourds à mettre en oeuvre.

Dans ce module, un trait ondulé ~~~~~ représente la “ frontière ” conventionnelle d’attribution des électrons liants aux différents atomes.

L’atome d’oxygène de la molécule d’eau, se voit conventionnellement attribuer huit électrons de valence, soit deux de plus que l’atome neutre. Son nombre d’oxydation est donc $6 - 8 = (- II)$. Les atomes d’hydrogène sont tous deux conventionnellement dépourvus d’électrons, ce qui correspond, pour chacun, à la perte d’un électron par rapport à l’atome neutre. Leur nombre d’oxydation est $1 - 0 = (I)$.

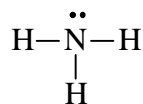
Constatons que la somme des nombres d’oxydation des atomes constitutifs de la molécule d’eau est nulle :

$$(I) + (I) + (- II) = 0$$

D’autre part, la molécule d’eau est globalement électriquement neutre : en appliquant le formalisme des nombres d’oxydation, on respecte bien entendu le principe de conservation des électrons.

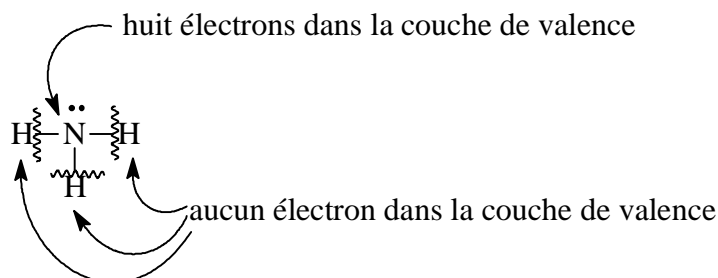
Question 5

Déterminez les *N.O.* des atomes constitutifs de l’ammoniac NH_3 , dont la structure de Lewis est :



Réponse 5 :

L'atome d'azote est plus électronégatif que les atomes d'hydrogène ; on a donc la répartition conventionnelle :

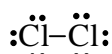


Avec huit électrons de valence, l'atome d'azote N de NH_3 en possède (conventionnellement) trois de plus que l'atome neutre. Son nombre d'oxydation vaut donc $5 - 8 = (-\text{III})$. Quant aux atomes d'hydrogène constitutifs de la molécule d'ammoniac, ils sont dépourvus d'électrons, alors que l'atome neutre en possède un. Leur nombre d'oxydation est $1 - 0 = (\text{I})$.

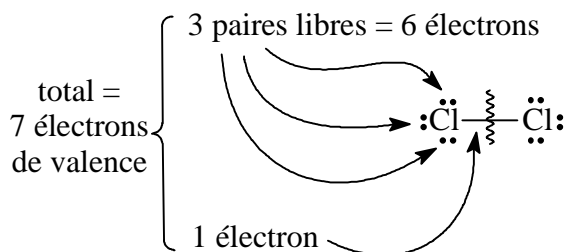
On vérifie que la charge (0) portée par la molécule (globalement électriquement neutre) a la même valeur que la somme des N.O. $(\text{I}) + (\text{I}) + (\text{I}) + (-\text{III}) = 0$.

Exemple 2 : les N.O. du chlore dans le dichlore

En utilisant les formules de Lewis, la molécule de dichlore Cl_2 est représentée par :

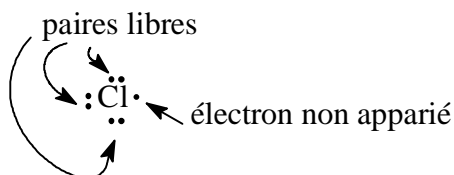


La liaison simple unit deux atomes parfaitement identiques. On attribue à chacun la moitié des électrons du doublet de liaison :



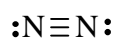
En appliquant notre convention comptable, on dénombre sept électrons de valence sur chacun des atomes de chlore, ce qui correspond au nombre d'électrons de valence de l'atome neutre. Dans le dichlore, chaque atome de chlore possède un N.O. donné par $7 - 7 = 0$.

L'atome neutre de chlore, quant à lui, est représenté entouré par trois paires libres (trois ensembles de deux points) et un seul point figurant un électron non apparié.



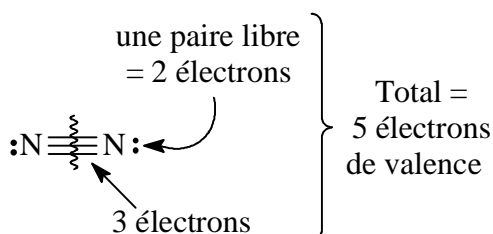
Question 6

Déterminez le nombre d'oxydation des atomes constitutifs du diazote, dont la structure de Lewis est :



Réponse 6 :

On effectue la répartition suivante :



En appliquant notre convention comptable, on dénombre cinq électrons de valence sur chacun des atomes d'azote, ce qui correspond au nombre d'électrons de valence de l'atome neutre. Dans le diazote, chaque atome d'azote possède un N.O. égal à 0.

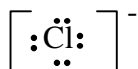
Tant le dichlore Cl_2 que le diazote N_2 sont des corps simples. Le nombre d'oxydation des éléments dans les corps simples est généralement (0).

Exemple 3 : NaCl, un composé ionique binaire⁷

Une liaison ionique résulte de l'interaction électrostatique entre un cation (espèce chargée positivement par manque d'un nombre entier d'électrons par rapport à l'espèce neutre) et un anion (espèce chargée négativement suite à un excès d'un nombre entier d'électrons par rapport à l'espèce neutre). Ainsi, le chlorure de sodium NaCl assemble des cations Na^+ et des anions Cl^- en nombres égaux. **Ici, comptage "conventionnel" et nombre réel d'électrons de valence coïncident.**

Le cation Na^+ a un électron de moins que l'atome de sodium ; il n'a plus d'électron dans sa couche de valence, alors que l'atome neutre en possède un. Son nombre d'oxydation vaut $1 - 0 = (\text{I})$. On constate l'égalité entre le nombre d'oxydation de l'espèce (I) et sa charge globale (+ 1).

L'anion Cl^- a un électron de plus que l'atome de chlore neutre. Son nombre d'oxydation est égal à (- I). On constate l'égalité entre le nombre d'oxydation de l'espèce (- I) et sa charge globale (-1). Remarquez que l'on représente couramment cet anion en formule de Lewis par son symbole entouré de quatre ensembles de deux points, figurant quatre paires libres :



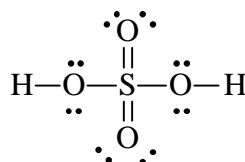
⁷ Des composés binaires comportent des atomes de deux éléments différents.

Si l'on considère l'ensemble correspondant à la formule Na^+Cl^- , on constate qu'il est globalement électriquement neutre (une charge positive et une charge négative) et que la somme des nombres d'oxydation des atomes entrant dans la formule est également nulle : $(\text{I}) + (-\text{I}) = 0$.

Exemple 4 :

H_2SO_4 , une molécule polyatomique ternaire électriquement neutre

Prenons l'exemple de la molécule d'acide sulfurique H_2SO_4 . Sa représentation en formule de Lewis s'écrit :



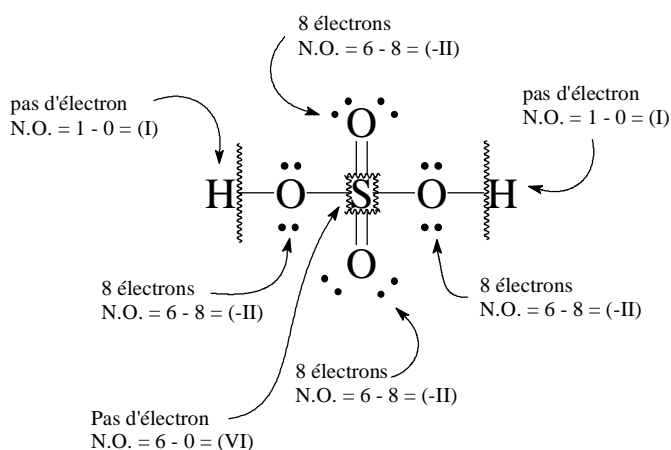
Question 7

Pour chaque atome constitutif de la molécule d'acide sulfurique, déterminez le nombre d'oxydation.

Réponse 7 :

Il faut comparer les électronégativités des atomes partenaires de chaque liaison. L'électronégativité de l'oxygène est supérieure à celle du soufre. Elle est également supérieure à celle de l'hydrogène.

Pour chaque atome d'hydrogène, N.O. = (I) ; pour chaque atome d'oxygène, N.O. = (- II), et pour l'atome de soufre, N.O. = (VI)



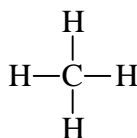
On remarque que la somme algébrique des N.O.

$(I) + (I) + (-II) + (-II) + (-II) + (-II) + (VI)$
est nulle, tout comme la charge globale de la molécule.

Les molécules organiques sont des molécules comme les autres. Le même algorithme de détermination des N.O. peut leur être appliqué.

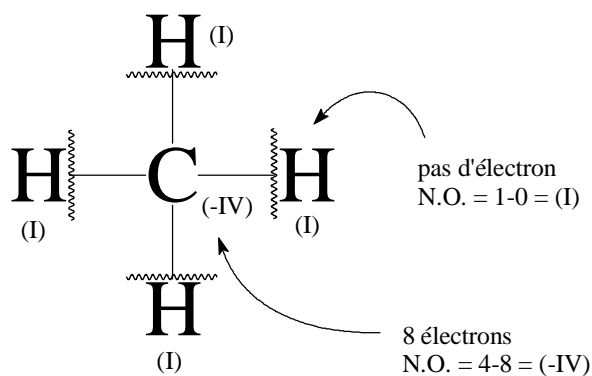
Question 8

Déterminez les N.O. des atomes constitutifs de la molécule de méthane CH_4 , dont la formule de Lewis est :



Réponse 8 :

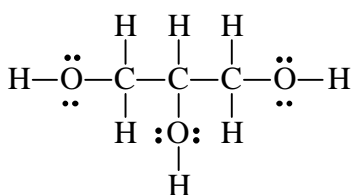
On applique simplement l'algorithme et on obtient :

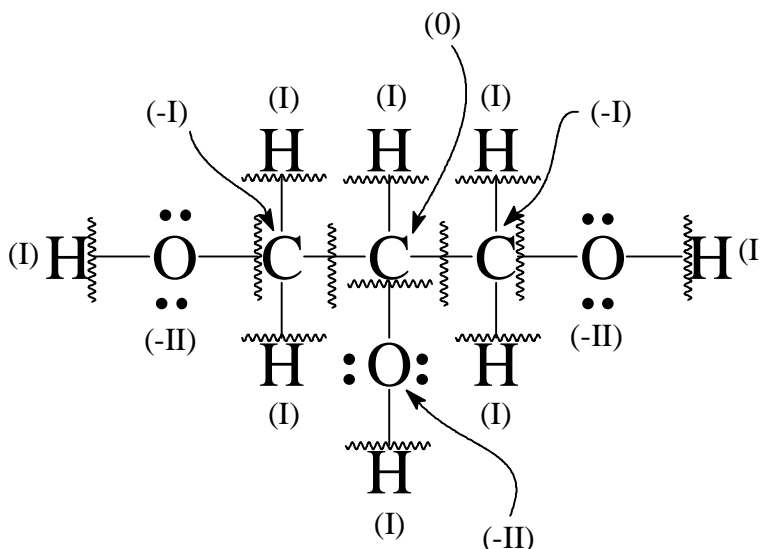


Tous les atomes d'un même élément entrant dans une molécule donnée n'ont pas nécessairement le même N.O.

Question 9

Déterminez les N.O. des différents atomes présents dans la molécule de glycérol de structure :



Réponse 9 :

On voit que le N.O. de l'atome de carbone central vaut (0), tandis que celui des deux autres atomes de carbone vaut (- I). Détaillons le cas du N.O. du carbone central.

On lui comptabilise :

- la totalité du doublet de la liaison C-H : $2 e^-$
- la moitié du doublet de chaque liaison C-C : $2 \times 1 e^-$ $2 e^-$
- aucun électron de la liaison C-O : $0 e^-$

soit un total conventionnel de 4 électrons dans la couche de valence de ce carbone.

Dès lors, N.O. = $4 - 4 = (0)$.

Constatons qu'une fois encore la somme algébrique des N.O. de cette molécule neutre est égale à zéro.

Dans les composés inorganiques aussi, il arrive que deux atomes d'un même élément possèdent des N.O. différents.

Exemple 5 : les ions polyatomiques

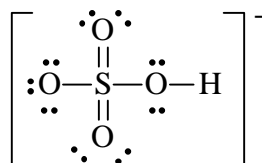
Ici aussi, il suffit d'appliquer notre algorithme. Nous remarquerons que la somme des électrons d'un ion polyatomique diffère de la somme des électrons des atomes neutres qui le composent. Il y en a davantage dans les anions, et moins dans les cations. Ces électrons en excès ou en défaut sont responsables de la charge de l'ion : négative (excès d'électrons) dans le cas des anions, positive (défaut d'électrons) dans le cas des cations.

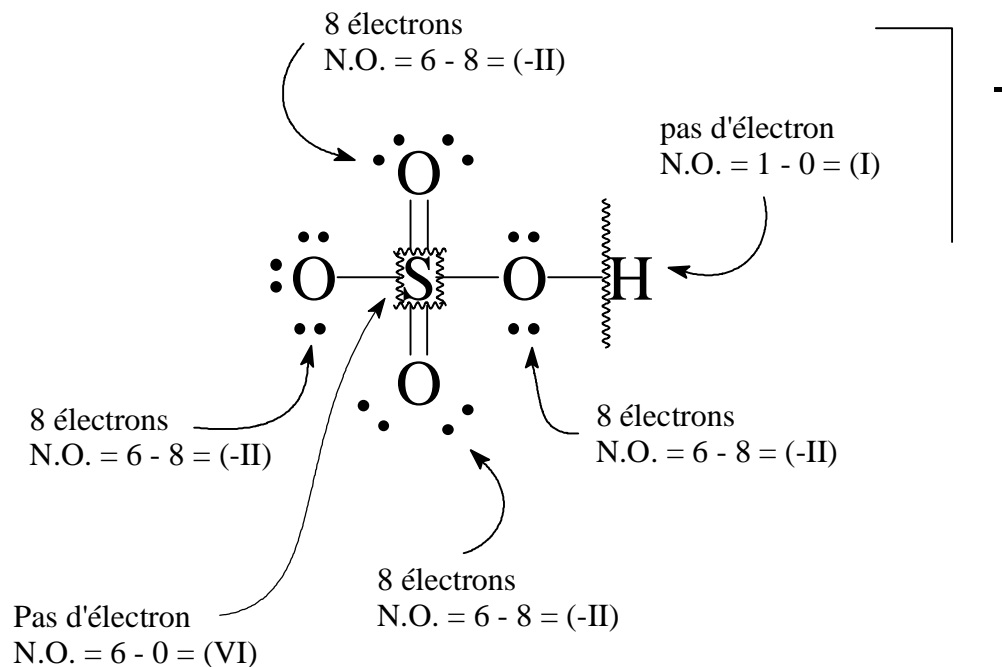
Puisque notre algorithme ne fait rien d'autre que de répartir les électrons, la somme algébrique des N.O. d'un ion sera égale à la charge de cet ion.

Illustrons cette notion par un exemple :

Question 10

Calculez les N.O. des différents atomes de l'ion hydrogénosulfate HSO_4^- , dont la formule de Lewis est :



Réponse 10 :

On vérifie que la somme algébrique des N.O. est bien -1 , égale à la charge négative de l'anion hydrogénosulfate.

Question 11

En fonction des réponses aux questions 7 et 10, on peut conclure que la réaction



est :

- a) une réaction d'oxydation
- b) une réaction de réduction
- c) une réaction d'oxydoréduction
- d) une réaction isohypsique.

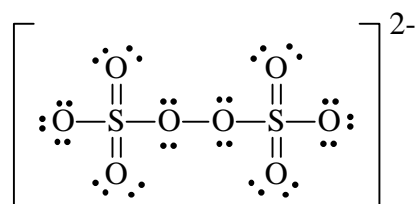
Réponse 11 :

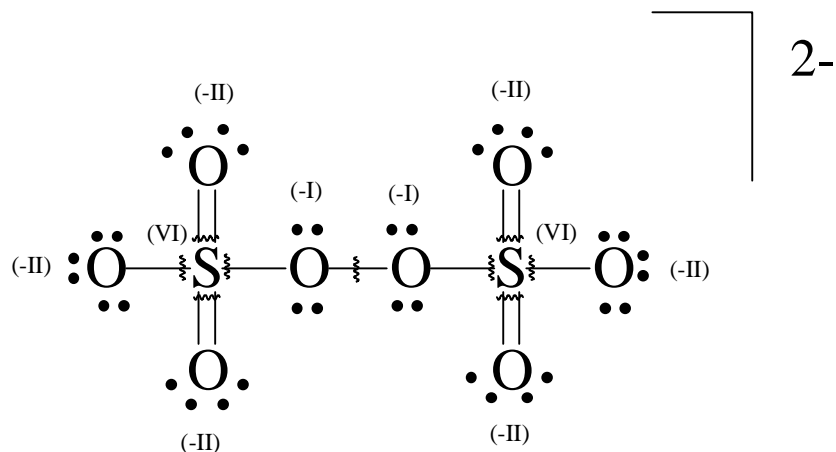
Une réaction isohypsique.

En comparant les nombres d'oxydation déterminés dans les questions 7 et 10, vous pouvez en effet constater que les différents éléments ont les mêmes nombres d'oxydation dans le membre de gauche et dans le membre de droite de l'équation chimique.

Question 12

Déterminez les N.O. des différents atomes constitutifs de l'anion peroxodisulfate (ou persulfate) $S_2O_8^{2-}$ dont la formule de Lewis est :

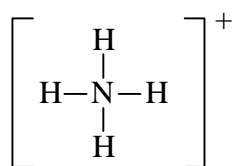


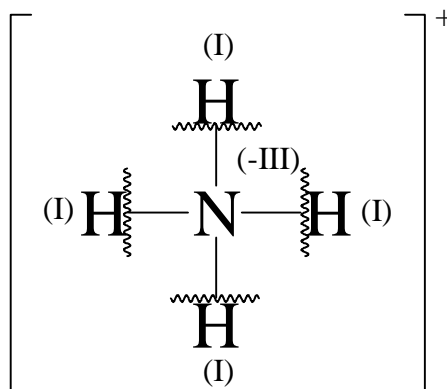
Réponse 12 :

On remarquera dans cet exemple la coexistence d'atomes d'oxygène possédant des N.O. différents, respectivement (- II) et (- I). On constatera également que la somme algébrique des N.O. est égale en grandeur et en signe à la charge de l'ion (2-).

Question 13

Déterminez la valeur des N.O. des atomes constitutifs de l'ion ammonium NH_4^+ , dont la structure de Lewis est :



Réponse 13 :

On remarquera que la somme algébrique des N.O. est égale en grandeur et en signe à la charge (+ 1) de l'ion.

Déterminer les nombres d'oxydation quand on ne dispose pas de la formule de Lewis de l'espèce chimique concernée.

Lorsqu'on ne dispose pas de la formule de Lewis d'un composé, il est néanmoins souvent possible de déterminer les nombres d'oxydation de ses éléments constitutifs, en s'appuyant sur un certain nombre de constatations et de règles simples.

La règle de base nous est déjà familière :

la somme algébrique des nombres d'oxydation des éléments constitutifs d'une espèce chimique est égale à sa charge électrique nette (exprimée en unités élémentaires de charge).

$$\text{Charge} = \sum_i (\text{N.O.})_i$$

En général, puisqu'on connaît l'espèce chimique, on connaît la valeur du membre de gauche. Par contre, le membre de droite peut contenir plusieurs inconnues.

Heureusement, les données disponibles sur un grand nombre de composés permettent d'inférer⁸ la plupart de ces valeurs.

⁸ Inférer : tirer une conclusion d'un fait, d'un principe.

Ainsi :

- a) Par convention, le nombre d'oxydation d'un élément dans un corps simple est égal à (0).
- b) Le fluor F est le plus électronégatif des éléments. Son N.O. vaut (- I) dans toutes ses combinaisons avec d'autres éléments.
- c) L'oxygène est l'élément le plus électronégatif à l'exception de F. Son N.O. vaut le plus souvent (- II), sauf dans quelques espèces particulières. Il vaut (- I) dans les peroxydes (comme l'eau oxygénée H_2O_2) et (II) s'il est lié à deux atomes de fluor comme dans OF_2 .
- d) L'hydrogène H a (I) pour N.O. dans toutes ses combinaisons avec un élément plus électronégatif que lui (ce qui est le plus souvent le cas). Son N.O. vaut (- I) lorsqu'il est en combinaison avec un métal de plus faible électronégativité, comme dans les hydrures, par exemple NaH.
- e) Les halogènes Cl, Br et I ont souvent un nombre d'oxydation égal à (- I). Ils peuvent cependant être caractérisés par des N.O. positifs (de I à VII) s'ils sont en combinaison avec des éléments plus électronégatifs qu'eux (typiquement l'oxygène ou un autre halogène), les valeurs positives impaires étant plus fréquentes que les paires.
- f) Dans les composés, le nombre d'oxydation des éléments alcalins est généralement (I), tandis que celui des éléments alcalino-terreux est généralement (II).

En tenant compte de ce qui précède, on peut souvent réduire à une seule le nombre d'inconnues dans l'équation

$$\text{Charge} = \sum_i (\text{N.O.})_i$$

Question 14

Quel est le N.O. de Mn dans l'anion permanganate MnO_4^- ?

Réponse 14 :

Dans MnO_4^- , le N.O. de Mn vaut (VII)

Charge globale = - 1

N.O. des atomes d'oxygène : (- II)

$$- 1 = 4 \times (- \text{II}) + (\text{N.O. de Mn})$$

$$(\text{N.O. de Mn}) = - [4 \times (- \text{II})] - 1 = (\text{VII})$$

Question 15

Quel est le N.O. de l'azote dans l'hydroxylamine H_3NO ?

Réponse 15 :

Dans l'hydroxylamine H_3NO le N.O. de l'azote vaut (- I)

Charge globale = 0

N.O. de l'oxygène : (- II)

N.O. des atomes d'hydrogène : (I)

$$0 = (- \text{II}) + 3 \times (\text{I}) + (\text{N.O. de N})$$

$$(\text{N.O. de N}) = (- \text{I})$$

Evidemment, quand plusieurs N.O. restent inconnus, cette façon de procéder permet au mieux d'en déterminer une valeur moyenne. Reprenons l'exemple du glycérol, déjà traité plus haut sur la base de sa formule de Lewis, et traitons maintenant le problème à partir de sa seule formule moléculaire $\text{C}_3\text{H}_8\text{O}_3$.

Question 16

Recherchez le N.O. du carbone dans le glycérol $\text{C}_3\text{H}_8\text{O}_3$.

Réponse 16 :

Le nombre d'oxydation moyen des carbones du glycérol est (- 2/3)

Charge globale = 0

N.O. des atomes d'hydrogène : (I)

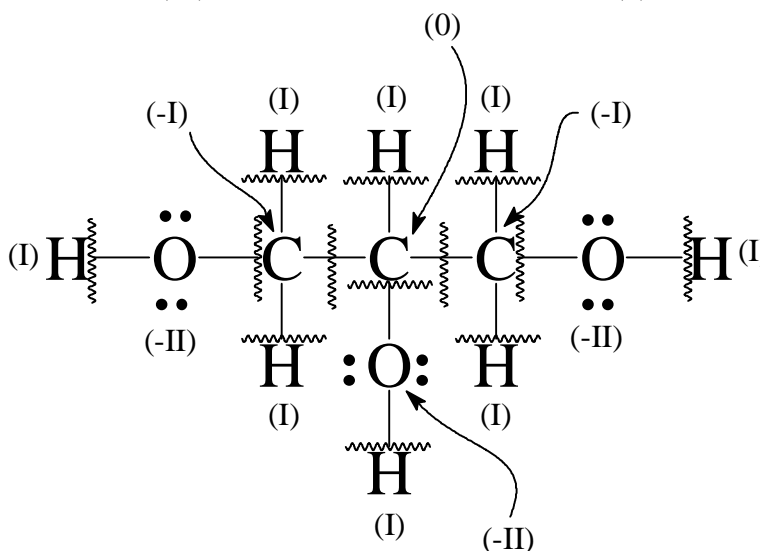
N.O. des atomes d'oxygène : (- II)

$$0 = 8 \times (I) + 3 \times (- II) + 3 \times (\text{N.O. de C})$$

$$3 \times (\text{N.O. de C}) = (- II)$$

$$(\text{N.O. de C}) = (- 2/3)$$

Rappelons que le traitement à partir de la formule de Lewis faisait apparaître deux carbones avec un N.O. de (- I) et un carbone avec un N.O. de (0) :



La moyenne $\frac{(-I) + (-I) + (0)}{3}$ est bien égale à (- 2/3).

Le plus souvent, des nombres d'oxydation fractionnaires résultent de tels calculs de valeur moyenne.



© Université de Liège

Groupe Transition (1999)

Electronégativités de Pauling

Electronégativité																		Symbole de l'élément																	
1 (Ia)																		13 (IIIa)		14 (IVa)		15 (Va)		16 (VIa)		17 (VIIa)		18 (VIIIa)							
2,1 1	H	2 (IIa)																2,0 5	B	2,5 6	C	3,0 7	N	3,5 8	O	4,0 9	F	He							
1,0 3	Li	4																1,5 13	Al	1,8 14	Si	2,1 15	P	2,5 16	S	3,0 17	Cl	Ar							
0,9 11	Na	12																1,5 13	Al	1,8 14	Si	2,1 15	P	2,5 16	S	3,0 17	Cl	Ar							
0,8 19	K	20																1,6 31	Ga	1,8 32	Ge	2,0 33	As	2,4 34	Se	2,8 35	Br	Kr							
0,8 37	Rb	38																1,7 49	In	1,8 50	Sn	1,9 51	Sb	2,1 52	Te	2,5 53	I	Xe							
0,7 55	Cs	56																1,8 81	Tl	1,9 82	Pb	1,9 83	Bi	2,0 84	Po	2,2 85	At	Rn							
0,7 87	Fr	88																																	
0,9 88	Ra	89-102																																	
		3 (IIIb)		4 (IVb)		5 (Vb)		6 (VIb)		7 (VIIb)		8 (VIIIb)			9 (IXb)		10 (Xb)		11 (Ib)		12 (IIb)														
		1,3 21		1,5 22		1,6 23		1,6 24		1,5 25		1,8 26			1,9 27		1,9 28		1,9 29		1,6 30														
		Sc		Ti		V		Cr		Mn		Fe			Co		Ni		Cu		Zn														
		21		22		23		24		25		26			27		28		29		30														
		Y		Zr		Nb		Mo		Tc		Ru			Rh		Pd		Ag		Cd														
		39		40		41		42		43		44			45		46		47		48														
		1,2 71		1,3 72		1,5 73		1,7 74		1,9 75		2,2 76			2,2 77		2,2 78		2,4 79		1,9 80														
		Lu		Hf		Ta		W		Re		Os			Ir		Pt		Au		Hg														
		71		72		73		74		75		76			77		78		79		80														
		Lr		Rf		Db		Sg		Bh		Hs			Mt		Uun		Uuu		Uub														
		103		104		105		106		107		108			109		110		111		112														

Electronégativité → E
 ← Symbole de l'élément X
 Nombre atomique → Z

1,0 57	1,1 \$ 58	1,1 \$ 59	1,1 \$ 60	Pm 61	1,2 \$ 62	Eu 63	1,2 \$ 64	Tb 65	1,2 \$ 66	1,2 \$ 67	1,2 \$ 68	1,3 \$ 69	Yb 70
1,1 89	1,3 90	1,4 91	1,4 92	1,4 93	1,3 \$ 94	1,3 \$ 95	1,3 \$ 96	1,3 \$ 97	1,3 \$ 98	1,3 \$ 99	1,3 \$ 100	1,3 \$ 101	1,3 102

* Source : données de P. ANGENDAULT « La Chimie, dictionnaire encyclopédique Dunod, 1995 », sauf \$: John EMSLEY « The Elements, Clarendon Press - Oxford, 1989 ».