



© 2002 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

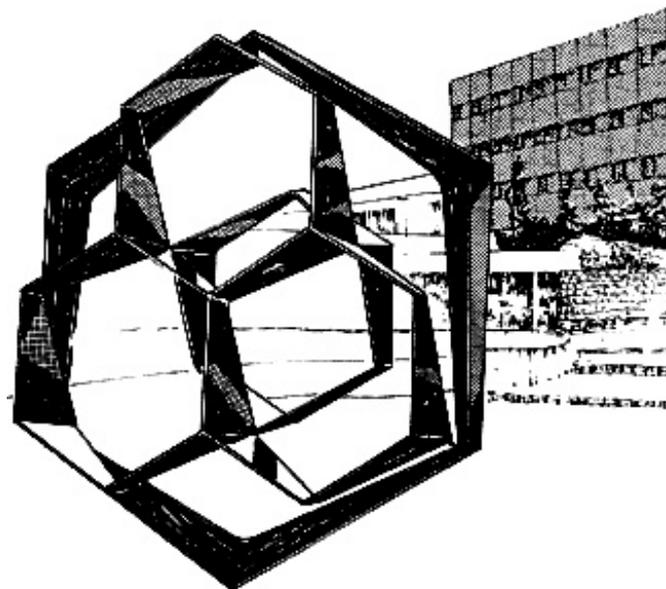
Responsable administratif:
André Cornélis
Université de Liège
Institut de Chimie B6
Sart-Tilman
B 4000 Liège (Belgique)
Fax: +32-4-3664738
Email: Andre.Cornelis@ulg.ac.be

Université de Liège

Section de Chimie

Remédiation chimie :

**A. CORNÉLIS
R. CAHAY
V. COLLIGNON
G. KROONEN
B. LEYH
H. MARTIAL
R. WUYTACK**



Les nombres d'oxydation

Une approche élémentaire

version simplifiée du module
« Le calcul des nombres d'oxydation »

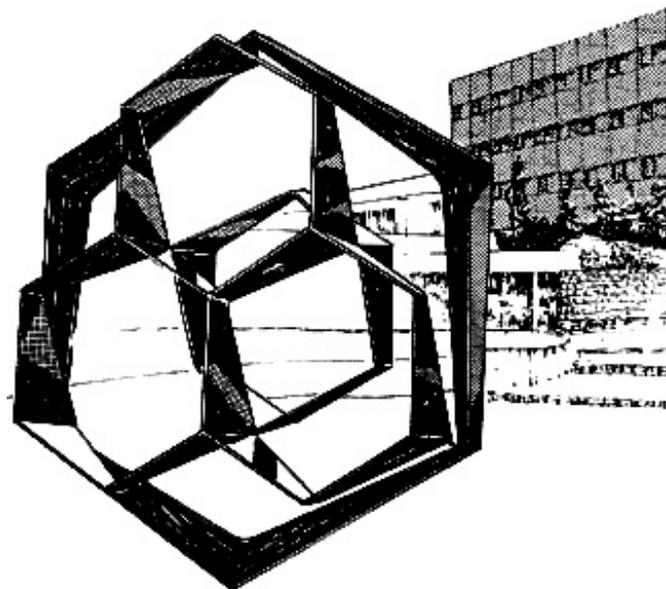
Année académique 2001-2002

Université de Liège

Section de Chimie

Remédiation chimie :

**A. CORNÉLIS
R. CAHAY
V. COLLIGNON
G. KROONEN
B. LEYH
H. MARTIAL
R. WUYTACK**



Les nombres d'oxydation

Une approche élémentaire

version simplifiée du module
« Le calcul des nombres d'oxydation »

Année académique 2001-2002

Dépôt légal : D/2002/0480/4

Objectif

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

- *soit la formule de structure avec indication des électrons de valence ;*
- *soit la formule moléculaire.*

Prérequis

- *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 ne prennent pas en compte la stéréochimie.

Ce module est une version simplifiée du module « Le calcul des nombres d'oxydation » qui reste disponible. Celui-ci élargit la discussion à des cas plus complexes que ceux abordés ici.

Consultez à cet effet notre site Internet :

<http://www.ulg.ac.be/grptrans/>

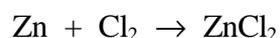
Pourquoi se préoccuper des nombres d'oxydation ?

Vous rencontrerez très fréquemment les nombres 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 utile de bien maîtriser cette notion.

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 :

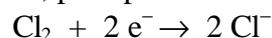


L'étude de la structure du sel solide obtenu (ZnCl_2) montre qu'il s'agit d'un assemblage tridimensionnel de cations Zn^{2+} et d'anions Cl^- .

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

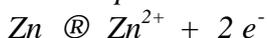


En écrivant ces deux processus, nous avons formellement divisé la réaction globale en deux demi-réactions, dont on vérifie aisément qu'elle est la somme.

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

Réponse 1 :

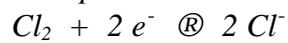
La réponse correcte est a).

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

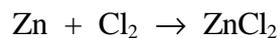
- a) une réaction d'oxydation*
- b) une réaction de réduction*

Réponse 2 :

La réponse correcte est b).

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.

Un processus d'oxydation est toujours couplé à un processus de réduction : les électrons libérés lors de l'oxydation sont consommés stœchiométriquement par la réduction, et vice versa. L'échange d'électrons n'est pas écrit de façon explicite dans l'équation du processus global



Le nombre d'oxydation (en abrégé N.O.) est le paramètre qui caractérise 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. Comme 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 (celles dont le remplissage s'effectue dans la période du tableau de Mendeleïev à laquelle l'élément appartient.)

Question 3

Quel est le nombre maximum d'électrons que l'on peut retirer de la couche de valence d'un atome neutre de manganèse ?

Réponse 3 :

On peut retirer au maximum 7 électrons. En effet, le manganèse est le 7ème élément de la quatrième période du tableau de Mendeleev. Il possède donc 7 électrons de plus que le gaz rare qui le précède dans ce tableau, l'argon.

Comment calculer un nombre d'oxydation ?

Pour calculer le nombre d'oxydation, on attribue tous les électrons assurant une liaison chimique à l'élément le plus électronégatif participant à cette liaison¹ (un tableau périodique avec les électronégativités de Pauling se trouve à la fin du module). Si deux atomes identiques sont liés, on attribue à chacun la moitié des électrons de la liaison. Le nombre d'oxydation d'un atome engagé dans une entité chimique est la valeur de la charge électrique (exprimée en unités élémentaires de charge) qu'il porterait en application de ces conventions². Insistons donc sur le fait qu'il ne s'agit pas obligatoirement d'une charge réelle, mais bien d'une charge attribuée selon des règles comptables.

Aussi, 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.

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 les individualise au moyen d'une formule de structure dans laquelle on représente tous les électrons participant aux liaisons établies par chaque atome ainsi que tous les éventuels électrons de valence non engagés dans des liaisons³. Un électron non apparié y est noté par un point, tandis qu'un doublet d'électrons y est représenté soit par un ensemble de deux points groupés⁴ (chaque point valant un électron) pour les paires libres, soit par un trait unissant deux atomes (valant par 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, (quatre électrons), une liaison triple par trois traits parallèles (six électrons).

¹ Remarquons que ceci conduit parfois à des situations ambiguës, qui ne seront pas abordées dans ce module, volontairement restreint aux cas simples.

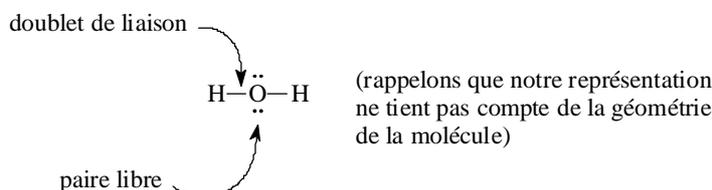
² Ipso facto, il s'agit donc d'une valeur entière, puisque la charge élémentaire est indivisible. Le calcul peut dans certains cas conduire à des nombres d'oxydation fractionnaires. De telles situations sont traitées dans la version plus complète du module.

³ Cette formule est la « formule de Lewis » de la molécule, à ne pas confondre avec les « symboles de Lewis » des éléments.

⁴ Certains auteurs utilisent un trait (valant deux points).

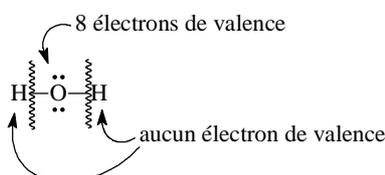
Exemple 1 : les N.O. de H et O dans la molécule d'eau

La formule 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 :



(Dans ce module, un trait ondulé $\sim\sim\sim$ représente la "frontière" conventionnelle d'attribution des électrons liants aux différents atomes).

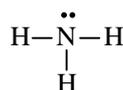
Dans la molécule d'eau, l'atome d'oxygène se voit conventionnellement attribuer huit électrons de valence, soit deux de plus que l'atome neutre. Son nombre d'oxydation est donc $6 - 8 = (-\text{II})$. Les atomes d'hydrogène sont tous deux conventionnellement dépourvus d'électrons, ce qui correspond,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

Constatons que la somme des nombres d'oxydation des atomes constitutifs de la molécule d'eau est nulle : $(\text{I}) + (\text{I}) + (-\text{II}) = 0$

Ceci reflète la neutralité électrique de la molécule d'eau : en appliquant le formalisme des nombres d'oxydation, on respecte bien entendu le principe de conservation des électrons.

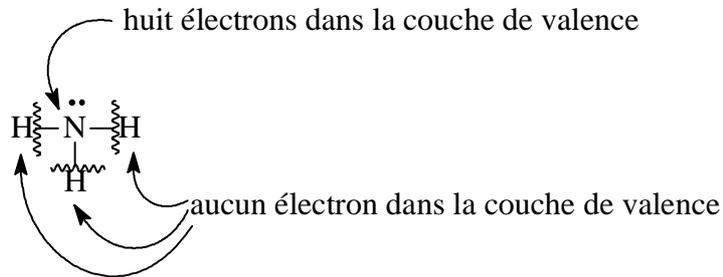
Question 4

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



Réponse 4 :

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 $1 - 0 = (\text{I})$.

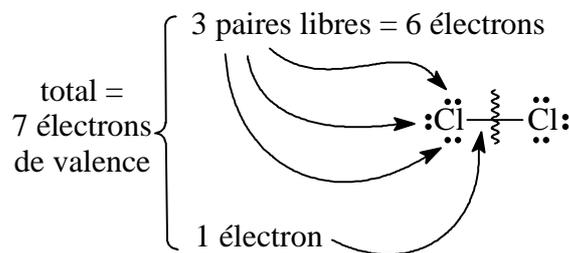
On vérifie que la charge (0) portée par la molécule (globalement électriquement neutre) a la même valeur que la somme des N.O. $(\text{I}) + (\text{I}) + (\text{I}) + (-\text{III}) = 0$.

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

La molécule de dichlore Cl_2 est représentée par :

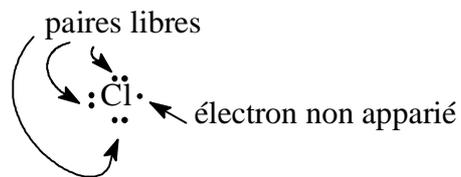


La liaison simple unit deux atomes parfaitement identiques. On attribue à chacun la moitié des électrons du doublet de liaison :



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.



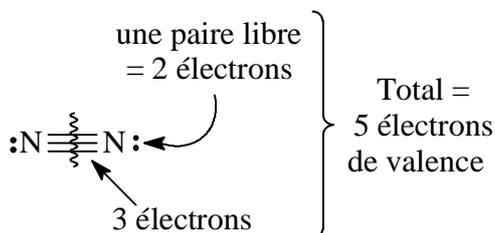
Question 5

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



Réponse 5 :

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).

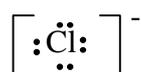
Tant le dichlore Cl_2 que le diazote N_2 sont des corps simples. Le nombre d'oxydation des éléments dans les corps simples est (0).

Exemple 3 : NaCl, un composé ionique binaire⁵

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 par le symbole Cl entouré de quatre groupes de deux points, figurant quatre paires libres, le tout étant porteur d'une charge électrique négative :



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

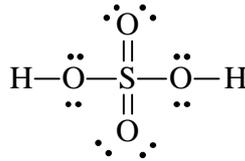
⁵ Des composés binaires comportent des atomes de deux éléments différents.

somme des nombres d'oxydation des atomes entrant dans la formule est également nulle : $(I) + (- I) = 0$.

Exemple 4 :

H₂SO₄, une molécule polyatomique ternaire électriquement neutre

Prenons l'exemple de la molécule d'acide sulfurique H₂SO₄. Sa représentation s'écrit :



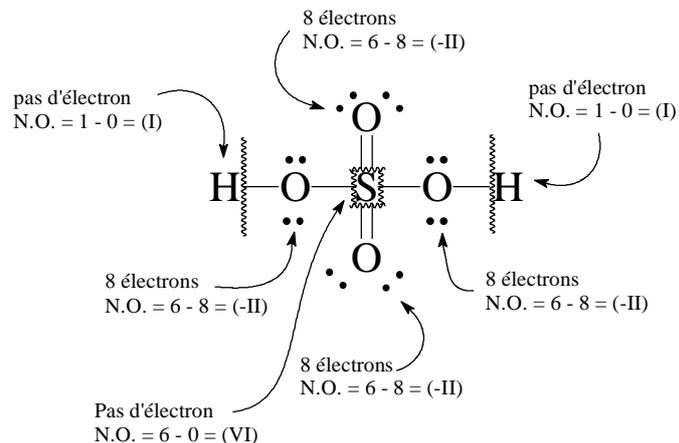
Question 6

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

Réponse 6 :

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)



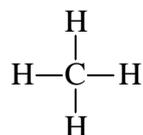
On remarque que la somme algébrique des N.O.

(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 mode de détermination des N.O. peut leur être appliqué.

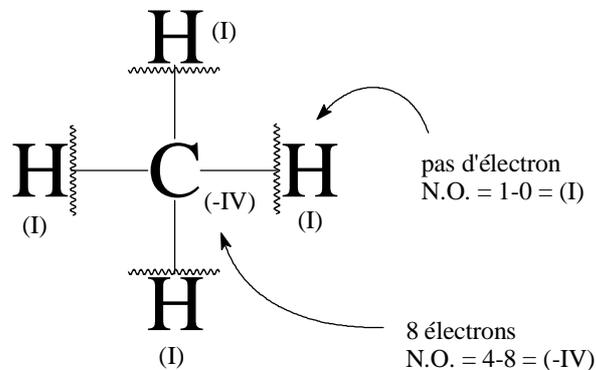
Question 7

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



Réponse 7 :

On applique simplement les règles décrites plus haut.

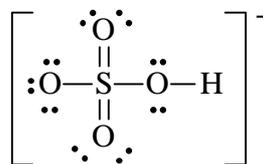
**Exemple 5 : les ions polyatomiques**

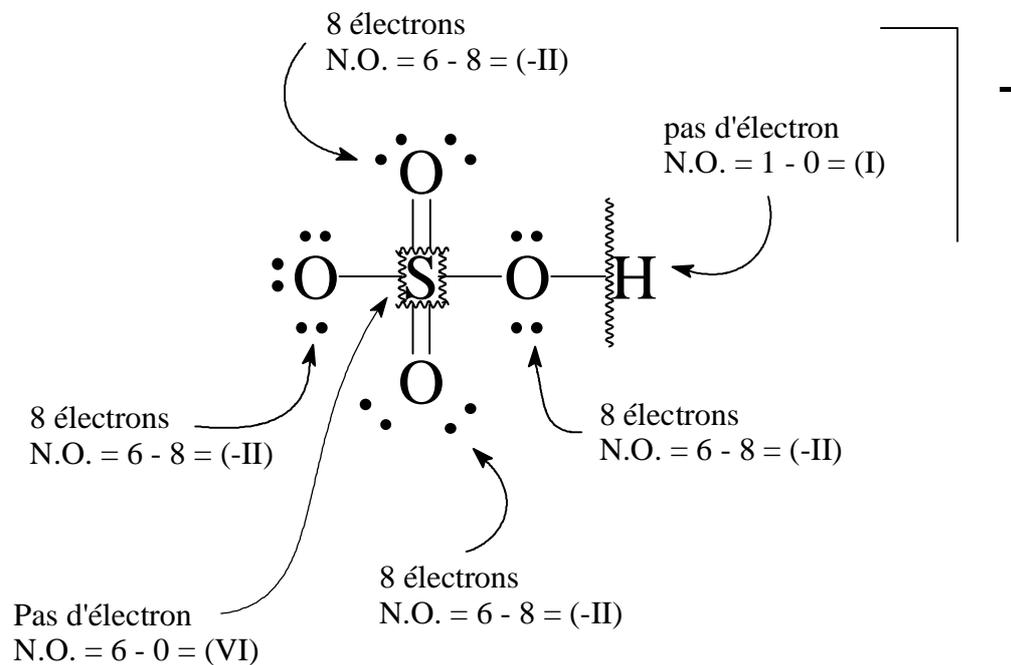
Le nombre des électrons d'un ion polyatomique diffère de la somme des nombres d'électrons des atomes neutres qui le composent. Il est supérieur dans les anions, et inférieur dans les cations. Les électrons en excès ou en défaut sont responsables de la charge de l'ion : négative (excès d'électrons) dans le cas des anions, positive (déficit d'électrons) dans le cas des cations. Puisque nous ne faisons 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 8

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



Réponse 8 :

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

Question 9

En fonction des réponses aux questions 6 et 8, on peut conclure que la réaction



est :

- une réaction d'oxydation
- une réaction de réduction
- une réaction d'oxydoréduction
- une réaction sans modification des nombres d'oxydation.

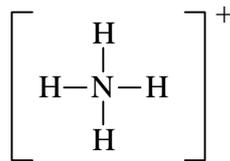
Réponse 9 :

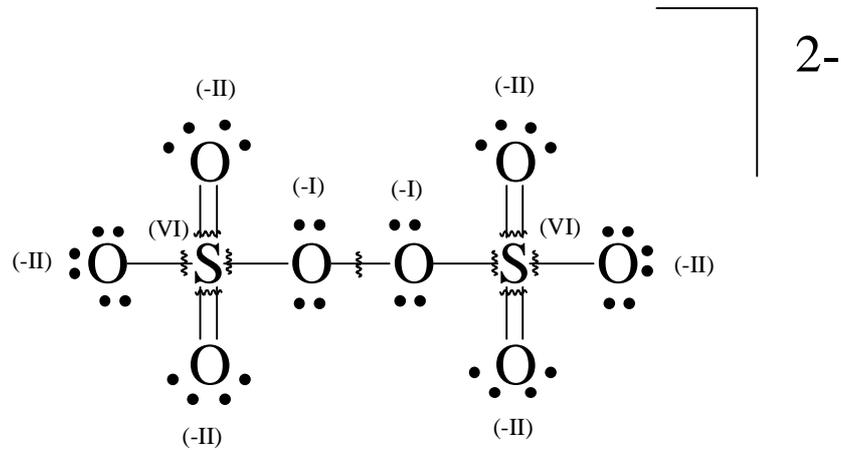
La réponse correcte est d) : une réaction sans modification des nombres d'oxydation.

En comparant les nombres d'oxydation déterminés dans les questions 6 et 8, 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. Notez que les réactions de dissociation ionique n'impliquent pas de changement de nombre d'oxydation.

Question 10

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



Réponse 11 :

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-).

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

Lorsqu'on ne dispose pas de la formule de structure 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'inférer⁶ la plupart de ces valeurs.

⁶ Inférer : tirer une conclusion d'un fait, d'un principe.

Ainsi :

- a) 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 (I), tandis que celui des éléments alcalino-terreux est (II).

En tenant compte de ce qui précède, l'équation

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

ne possède souvent plus qu'une seule inconnue.

Question 12

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

Réponse 12 :

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 13

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

Réponse 13 :

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

Charge globale = 0

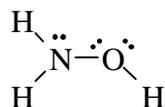
N.O. de l'oxygène : (- II)

N.O. des atomes d'hydrogène : (I)

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

(N.O. de N) = (- I)

La structure de cette molécule est :



Nous vous suggérons de comparer les valeurs des N.O. obtenues ci-dessus à celles que vous pouvez déterminer à partir de cette structure.

Question 14

A partir des formules moléculaires et des nombres d'oxydation habituels des éléments courants, déterminez le NO de l'élément indiqué dans chacun des composés ci-après :

- 1) C dans CO_2
- 2) C dans $\text{C}_2\text{O}_4^{2-}$
- 3) V dans V_2O_5
- 4) V dans NaVO_3
- 5) V dans VOCl_2
- 6) S dans SO_2
- 7) S dans HSO_3^-
- 8) S dans SO_3^{2-}
- 9) S dans SOCl_2
- 10) S dans SO_2Cl_2

Réponse 14 :

En prenant le N.O. de l'oxygène O égal à (-II), celui de l'alcalin Na égal à (I) et celui de l'halogène Cl égal à (-I), on trouve que :

- 1) le N.O. de C dans CO_2 est (IV)
- 2) le N.O. de C dans $\text{C}_2\text{O}_4^{2-}$ est (III)
- 3) le N.O. de V dans V_2O_5 est (V)
- 4) le N.O. de V dans NaVO_3 est (V)
- 5) le N.O. de V dans VOCl_2 est (IV)
- 6) le N.O. de S dans SO_2 est (IV)
- 7) le N.O. de S dans HSO_3^- est (IV)
- 8) le N.O. de S dans SO_3^{2-} est (IV)
- 9) le N.O. de S dans SOCl_2 est (IV)
- 10) le N.O. de S dans SO_2Cl_2 est (VI)

Le plus bel atome du monde ne peut perdre que ce qu'il a ...

Pour terminer, insistons par un exemple sur les limites de cette façon de procéder.

Recherchons le nombre d'oxydation du soufre dans l'anion peroxodisulfate, déjà étudié dans ce module à partir de sa formule de structure. Rappelons que nous avons ainsi montré que le N.O. de chaque atome de soufre y est de (VI).

Nous nous imposerons maintenant de raisonner sur la seule base de sa formule moléculaire, c'est-à-dire $\text{S}_2\text{O}_8^{2-}$, en attribuant à l'oxygène son nombre d'oxydation habituel, égal à (-II).

Pour cet anion de charge -2, nous écrivons l'égalité entre la charge et la somme algébrique des N.O. :

$$(-2) = (-\text{II}) \times 8 + 2 \times (\text{N.O. de S})$$

ce qui donne

$$(\text{N.O. de S}) = (\text{VII}).$$

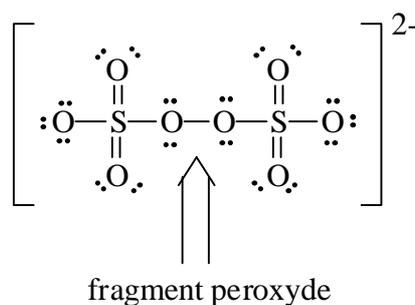
Pour le soufre, un N.O. égal à (VII) est évidemment une réponse aberrante : cela correspond formellement à la perte de 7 électrons par l'atome neutre. Or cet élément de la famille des sulfures ne possède que six électrons de valence.

Incontestablement ici, il est indispensable de posséder une connaissance minimale de la structure de l'espèce étudiée. Pour éliminer la difficulté il faut au minimum savoir que le peroxodisulfate contient – comme son nom l'indique d'ailleurs – un fragment structurel peroxyde



dans lequel l'oxygène est à l'état (-I), comme nous l'avons rappelé dans les considérations qui précèdent.

Ce fragment peroxyde apparaît clairement dans la formule de structure indiquée lors de notre premier contact avec cet ion :



Si on applique la relation

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

on obtient maintenant

$$-2 = 6 \times (-\text{II}) + 2 \times (-\text{I}) + 2 \times (\text{N.O. de S})$$

d'où on tire

$$(\text{N.O. de S}) = (\text{VI})$$

c'est à dire la même valeur du N.O. du soufre que celle déterminée à la question 11.

Restez donc vigilant : obtenir une valeur c'est bien. La passer au crible de votre esprit critique, c'est mieux.

Enfin, comme nous l'indiquons en tête de ce module, vous pouvez approfondir certaines de ces questions dans le module « Le calcul des nombres d'oxydation ». Les pages qui précèdent en constituent une version simplifiée. Consultez à cet effet notre site Internet <http://www.ulg.ac.be/grprtrans/>

