

Chimie

Carnet d'entraînement

nombre oxydation electrons

Notions de nomenclature chimique · Mécanique 1 — des exercices calibrés concours, du plus simple au plus retors.

45 exercices

3 niveaux

corrigés détaillés

Comment bosser ce carnet

- ✓ Lis d'abord le tutoriel : la mécanique y est expliquée pas à pas
- ✓ Fais chaque niveau en entier **avant** d'ouvrir les corrigés
- ✓ Note à côté de chaque exo : réussi, hésité ou raté — et rejoue les ratés 48 h plus tard



simulationconcours.be
scanne & continue en ligne

Sommaire

- 1 Le tutoriel — la mécanique expliquée
- 2 Les exercices Facile x15 · Moyen x15 · Difficile x15
- 3 Les corrigés détaillés exercice par exercice

Le tutoriel

Ce document est un **carnet d'exercices** : on t'explique d'abord la mécanique, puis tu la travailles sur 45 exercices classés en trois niveaux. Les corrigés détaillés t'attendent en deuxième partie, après la page « Corrigés » — pas avant de l'avoir mérité.

À RETENIR à quoi sert le nombre d'oxydation

Le **nombre d'oxydation** (n.o., noté en chiffres romains : +I, -II...) d'un élément dans une espèce est la charge *fictive* qu'il porterait si chaque liaison était attribuée à l'atome le plus électronégatif. Il est la clé de toute la nomenclature : c'est lui qui fixe la **valence** d'un métal à plusieurs états (fer(II) vs fer(III)) et qui permet de vérifier une formule. Pour un ion monoatomique, le n.o. est *égal à la charge réelle*.

MÉTHODE déterminer le n.o. d'un élément — les règles dans l'ordre

On applique les conventions suivantes, puis on résout l'équation de la charge :

- 1 **corps simple** (élément seul : O_2 , Fe, Cl_2) $\Rightarrow$ n.o. = 0 ;
- 2 **ion monoatomique** $\Rightarrow$ n.o. = charge (Cl^- : -I ; Ca^{2+} : +II) ;
- 3 **oxygène** $\Rightarrow$ -II (*exceptions* : peroxydes -I) ;
- 4 **hydrogène** $\Rightarrow$ +I (*exceptions* : hydrures métalliques -I) ;
- 5 alcalins (Na, K) +I ; alcalino-terreux (Ca, Mg) +II ; fluor -I ;
- 6 **équation de fermeture** : la *somme* de tous les n.o. (chacun multiplié par son indice) égale la **charge globale** de l'espèce (0 pour une molécule neutre).

On note x le n.o. inconnu, on écrit l'équation et on isole x .

🔗 **EXEMPLE** soufre dans SO_4^{2-} et chrome dans $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$

SO_4^{2-} : l'oxygène vaut $-II$, la charge globale est -2 . Avec x le n.o. du soufre :

$$x + 4 \times (-II) = -2 \Rightarrow x - 8 = -2 \Rightarrow \boxed{x = +VI}.$$

$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$: il y a deux atomes de chrome et sept d'oxygène :

$$2x + 7 \times (-II) = -2 \Rightarrow 2x = +12 \Rightarrow \boxed{x = +VI}.$$

🔗 **À RETENIR** du n.o. au nombre d'électrons d'un ion

Un atome neutre de numéro atomique Z possède Z électrons. Un ion de charge q (égale au n.o. pour un ion monoatomique) a gagné ou perdu des électrons :

$$\boxed{N_{\text{électrons}} = Z - q} \quad (q > 0 : \text{cation, a perdu} ; q < 0 : \text{anion, a gagné}).$$

Ainsi Cu^+ ($Z = 29$) possède $29 - 1 = 28$ électrons ; O^{2-} ($Z = 8$) en possède $8 - (-2) = 10$.

⚠️ **PIÈGE** les trois erreurs classiques

- un **métal** (cuivre, fer, sodium...) ne prend *jamais* de n.o. négatif à l'état naturel : on écarte d'office « cuivre $-I$ ».
- ne pas oublier l'**indice** : dans $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ il y a 2 chromes, donc c'est $2x$, pas x .
- le n.o. de O est $-II$ *sauf* dans les peroxydes (H_2O_2 , Na_2O_2 : $-I$), et celui de H est $+I$ *sauf* dans les hydrures (NaH , CaH_2 : $-I$).

📌 **REMARQUE** pourquoi c'est utile en nomenclature

Le n.o. tranche les cas de **valence variable** : dans FeO , le fer est $+II$ (oxyde de fer(II)) ; dans Fe_2O_3 , il est $+III$ (oxyde de fer(III)). Même couple d'éléments, mais un n.o. différent impose une formule et un nom différents.

Les exercices

FACILE 15 exercices

Exo 1 n.o. d'un ion monoatomique

Pour un ion monoatomique, le nombre d'oxydation est simplement égal à sa charge. Donne le n.o. (en chiffres romains) de l'élément dans chaque ion.

a)



b)



c)



d)



e)



Exo 2 le n.o. d'un corps simple

Un *corps simple* est un élément non combiné à un autre élément. Quel est le nombre d'oxydation de l'élément souligné dans chacune de ces espèces ?

a)



b)



c)



d)



Exo 3 appliquer « oxygène = $-II$ » dans un oxyde neutre

Dans ces oxydes, l'oxygène vaut $-II$ et la molécule est neutre. Détermine le n.o. du métal.

a)



b)



c)



d)



Exo 4 appliquer « hydrogène = +I »

Dans ces composés, l'hydrogène vaut +I et la molécule est neutre. Détermine le n.o. de l'autre élément (souligné).

a)



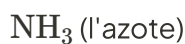
b)



c)



d)



Exo 5 n.o. d'un non-métal dans un oxyde

L'oxygène vaut –II et la molécule est neutre. Détermine le n.o. de l'élément associé.

a)



b)



c)



Exo 6 reconnaître le n.o. d'ions monoatomiques

Le n.o. d'un ion monoatomique est égal à sa charge. Donne-le (en chiffres romains) pour :

a)



b)**c)****d)****e)****f)****Exo 7****d'autres corps simples**

Un corps simple (élément non combiné) a un n.o. nul, quelle que soit son atomicité. Donne le n.o. de l'élément dans :

a)**b)****c)****d)****e)****Exo 8****n.o. du métal dans un oxyde neutre**

$\text{O} = -\text{II}$ et la molécule est neutre. Détermine le n.o. du métal.

a)**b)****c)**

d)

BaO

Exo 9 n.o. d'un non-métal dans un oxyde (un seul atome central)

O = -II et la molécule est neutre. Détermine le n.o. de l'élément central.

a)

SO₂ (le soufre)

b)

NO₂ (l'azote)

c)

SiO₂ (le silicium)

Exo 10 appliquer « hydrogène = +I », suite

H = +I et la molécule est neutre. Détermine le n.o. de l'autre élément.

a)

HF (le fluor)

b)

HI (l'iode)

c)

H₂Se (le sélénium)

d)

CH₄ (le carbone)

Exo 11 du n.o. au nombre d'électrons : cations simples

Un ion de charge q possède $N_{e^-} = Z - q$ électrons. Calcule le nombre d'électrons de :

a)

Na⁺ ($Z = 11$)

b)

K⁺ ($Z = 19$)

c)

Ca²⁺ ($Z = 20$)

d)

Li⁺ ($Z = 3$)

Exo 12 les deux conventions de base

Sans calcul, donne le n.o. de l'élément indiqué en appliquant directement les conventions « oxygène = $-II$ » et « hydrogène = $+I$ ».

a)l'oxygène dans H_2O **b)**l'oxygène dans CaO **c)**l'hydrogène dans HCl **d)**l'hydrogène dans NH_3 **Exo 13** n.o. du chlore dans un chlorure métallique

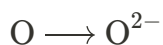
Le n.o. du métal est connu et la molécule est neutre. Détermine le n.o. du chlore.

a) KCl ($K = +I$)**b)** $MgCl_2$ ($Mg = +II$)**c)** $CaCl_2$ ($Ca = +II$)**d)** $AlCl_3$ ($Al = +III$)**Exo 14** gagner ou perdre des électrons

Quand un atome neutre devient un ion, il gagne ou perd des électrons. Indique, pour chaque transformation, s'il y a gain ou perte et combien d'électrons sont concernés.

a) $Mg \longrightarrow Mg^{2+}$ **b)** $Cl \longrightarrow Cl^{-}$ **c)** $Al \longrightarrow Al^{3+}$

d)



Exo 15

n.o. du métal dans un fluorure

Le fluor vaut toujours $-I$ et la molécule est neutre. Détermine le n.o. du métal.

a)



b)



c)



d)



MOYEN

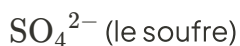
15 exercices

Exo 1

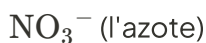
n.o. dans un ion polyatomique

Ici la somme des n.o. n'est plus nulle : elle égale la *charge de l'ion*. Avec $\text{O} = -II$, détermine le n.o. de l'atome central.

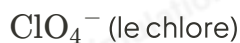
a)



b)



c)



d)

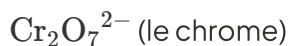


Exo 2

quand l'élément central est présent deux fois

Attention à l'indice de l'atome central : il apparaît deux fois. Avec $\text{O} = -II$, détermine son n.o.

a)



b)



c)

$\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$ (le soufre, valeur moyenne)

Exo 3 un même élément, plusieurs n.o.

Le manganèse prend plusieurs états d'oxydation. Avec $\text{O} = -\text{II}$, détermine son n.o. dans chaque espèce.

a)

MnO_2

b)

MnO_4^-

c)

MnO_4^{2-}

Exo 4 n.o. du métal à valence variable dans un oxyde

Ces métaux existent à plusieurs degrés d'oxydation. Détermine celui du métal dans l'oxyde donné ($\text{O} = -\text{II}$).

a)

Cu_2O (le cuivre)

b)

Fe_2O_3 (le fer)

c)

SnO_2 (l'étain)

Exo 5 n.o. dans un oxacide neutre

Il faut combiner deux règles : $\text{H} = +\text{I}$ et $\text{O} = -\text{II}$, la molécule étant neutre. Détermine le n.o. de l'atome central.

a)

H_2SO_4 (le soufre)

b)

HNO_2 (l'azote)

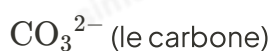
c)

H_3PO_4 (le phosphore)

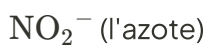
Exo 6 n.o. de l'atome central d'un ion polyatomique

La somme des n.o. égale la charge de l'ion ($\text{O} = -\text{II}$). Détermine le n.o. de l'atome central.

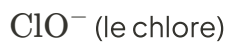
a)



b)



c)



d)



Exo 7 la famille des oxoanions du chlore

Détermine le n.o. du chlore dans chacun de ces ions ($\text{O} = -\text{II}$), puis observe la progression.

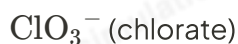
a)



b)



c)



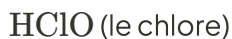
d)



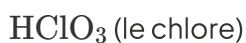
Exo 8 n.o. dans un oxacide neutre, suite

$\text{H} = +\text{I}$, $\text{O} = -\text{II}$, molécule neutre. Détermine le n.o. de l'atome central.

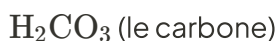
a)



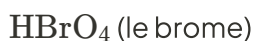
b)



c)



d)



Exo 9 métal à valence variable dans un oxyde, suite

$\text{O} = -\text{II}$, molécule neutre. Détermine le n.o. du métal.

a)

FeO (le fer)

b)

CuO (le cuivre)

c)

PbO₂ (le plomb)

d)

SnO (l'étain)

Exo 10 le n.o. de chaque élément d'un composé

Donne le n.o. de *tous* les éléments (y compris le cation « spectateur ») dans chaque espèce neutre (O = −II).

a)

KMnO₄ (potassium, manganèse, oxygène)

b)

Na₂Cr₂O₇ (sodium, chrome, oxygène)

c)

CaCO₃ (calcium, carbone, oxygène)

d)

KNO₃ (potassium, azote, oxygène)

Exo 11 les ions hydrogéné- : combiner trois règles

Ces anions contiennent un hydrogène acide. Avec H = +I, O = −II et la somme égale à la charge, détermine le n.o. de l'atome central.

a)

HCO₃[−] (le carbone)

b)

HSO₄[−] (le soufre)

c)

H₂PO₄[−] (le phosphore)

d)

HSO₃[−] (le soufre)

atome central dans un sel neutre

Exo 12

Le cation apporte son n.o. (connu) et la molécule est neutre ($O = -II$). Détermine le n.o. de l'atome central souligné.

a) $KClO_3$ (le chlore)**b)** Na_2SO_3 (le soufre)**c)** $Ca(NO_3)_2$ (l'azote)**d)** Na_3PO_4 (le phosphore)**Exo 13****la famille des oxydes d'azote**

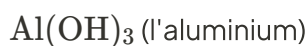
Attention aux indices : l'azote apparaît parfois deux fois ($O = -II$, molécules neutres). Détermine le n.o. de l'azote.

a) N_2O **b)** NO_2 **c)** N_2O_3 **d)** N_2O_5 **Exo 14****n.o. du métal dans un hydroxyde**

Le groupe hydroxyde OH porte globalement la charge -1 ($O = -II$, $H = +I$). Détermine le n.o. du métal.

a) $Fe(OH)_3$ (le fer)**b)** $Fe(OH)_2$ (le fer)**c)** $Cu(OH)_2$ (le cuivre)

d)



Exo 15 le chrome à plusieurs degrés d'oxydation

Détermine le n.o. du chrome dans chaque espèce ($\text{O} = -\text{II}$, $\text{Cl} = -\text{I}$; charge indiquée par la formule).

a)



b)



c)



d)



DIFFICILE 15 exercices

Exo 1 les exceptions : peroxydes et hydrures

Les règles « $\text{O} = -\text{II}$ » et « $\text{H} = +\text{I}$ » souffrent deux exceptions. Détermine le n.o. demandé, en identifiant à chaque fois s'il s'agit d'un peroxyde ou d'un hydrure.

a)

le n.o. de l'oxygène dans le peroxyde d'hydrogène H_2O_2 (sachant $\text{H} = +\text{I}$);

b)

le n.o. de l'oxygène dans Na_2O_2 (sachant $\text{Na} = +\text{I}$);

c)

le n.o. de l'hydrogène dans l'hydrure de sodium NaH ;

d)

le n.o. de l'hydrogène dans l'hydrure de calcium CaH_2 (sachant $\text{Ca} = +\text{II}$).

Exo 2 étage d'oxydation et décompte des électrons

On étudie l'oxyde Cu_2O à l'état fondamental. **Données:** $^{63,54}_{29}\text{Cu}$, $^{15,99}_8\text{O}$.

a)

Détermine l'étage d'oxydation du cuivre dans Cu_2O .

b)

Combien d'électrons possède alors un atome de cuivre dans ce composé ?

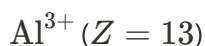
c)

Combien d'électrons possède l'atome d'oxygène dans ce composé ?

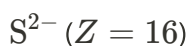
Exo 3 nombre d'électrons d'un ion monoatomique

Le nombre d'électrons d'un ion vaut $Z - q$, où q est sa charge. Calcule-le pour chaque ion.

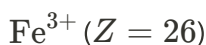
a)



b)



c)



d)



Exo 4 raisonnement inverse : du n.o. à la charge de l'oxoanion

Dans chaque cas, on donne le n.o. de l'atome central et le nombre d'atomes d'oxygène ($\text{O} = -\text{II}$). Détermine la grandeur manquante.

a)

Un oxoanion du soufre SO_3 où le soufre est au degré $+\text{IV}$: quelle est sa charge ?

b)

Un oxoanion du chlore contenant *un* oxygène, où le chlore est au degré $+\text{I}$: quelle est sa charge ?

c)

Un oxoanion de charge -1 où l'azote est au degré $+\text{V}$: combien d'atomes d'oxygène contient-il ?

Exo 5 synthèse : les deux oxydes du fer

Le fer forme deux oxydes courants : FeO et Fe_2O_3 ($\text{O} = -\text{II}$). **Donnée :** $Z(\text{Fe}) = 26$.

a)

Détermine le n.o. du fer dans FeO , puis dans Fe_2O_3 .

b)

En déduire lequel correspond au « fer(II) » et lequel au « fer(III) ».

c)

Combien d'électrons possède l'ion fer dans Fe_2O_3 ?

la magnétite Fe_3O_4 : un n.o. moyen

Exo 6

La magnétite Fe_3O_4 est un oxyde de fer neutre ($\text{O} = -\text{II}$, $Z(\text{Fe}) = 26$).

a)

Détermine le n.o. *moyen* du fer dans Fe_3O_4 .

b)

Ce résultat n'est pas un entier : explique pourquoi, sachant que Fe_3O_4 contient en réalité *deux* types d'ions fer.

c)

Montre que la formule est cohérente avec le mélange $\text{FeO} \cdot \text{Fe}_2\text{O}_3$, soit *union* Fe^{2+} pour *deux* ions Fe^{3+} .

d)

Combien d'électrons possèdent respectivement les ions Fe^{2+} et Fe^{3+} ?

Exo 7 thiosulfate et tétrathionate : deux n.o. moyens du soufre

On compare deux oxoanions du soufre ($\text{O} = -\text{II}$).

a)

Détermine le n.o. moyen du soufre dans le thiosulfate $\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$.

b)

Détermine le n.o. moyen du soufre dans le tétrathionate $\text{S}_4\text{O}_6^{2-}$.

c)

Le résultat de (b) est fractionnaire : que représente exactement ce n.o. « moyen » ?

Exo 8 réaction aluminothermique : suivre les n.o.

La réaction aluminothermique s'écrit $2 \text{Al} + \text{Fe}_2\text{O}_3 \longrightarrow \text{Al}_2\text{O}_3 + 2 \text{Fe}$ ($\text{O} = -\text{II}$).

a)

Donne le n.o. de l'aluminium et du fer *avant* puis *après* réaction.

b)

Quel élément est **oxydé** (réducteur) et quel élément est **réduit** (oxydant) ?

c)

Combien d'électrons chaque atome d'aluminium cède-t-il ?

d)

Vérifie que le nombre total d'électrons cédés par l'aluminium égale le nombre total d'électrons captés par le fer.

ions isoélectroniques du néon

Exo 9

On considère les ions Na^+ , Mg^{2+} , Al^{3+} , F^- , O^{2-} , N^{3-} . **Données :** $Z(\text{N}) = 7$, $Z(\text{O}) = 8$, $Z(\text{F}) = 9$, $Z(\text{Na}) = 11$, $Z(\text{Mg}) = 12$, $Z(\text{Al}) = 13$.

a)

Calcule le nombre d'électrons de chacun de ces ions.

b)

Lesquels sont *isoélectroniques* (même nombre d'électrons) ?

c)

À quel gaz noble correspond cette configuration électronique ?

Exo 10 les cas particuliers de l'oxygène

La règle « $\text{O} = -\text{II}$ » connaît plusieurs exceptions. Détermine le n.o. de l'oxygène dans chaque espèce ($\text{H} = +\text{I}$, $\text{F} = -\text{I}$, $\text{K} = +\text{I}$).

a)

dans le peroxyde d'hydrogène H_2O_2 , dont la structure est $\text{H} - \text{O} - \text{O} - \text{H}$;

b)

dans le difluorure d'oxygène OF_2 ;

c)

dans le superoxyde de potassium KO_2 .

Dans quel(s) cas l'oxygène porte-t-il, exceptionnellement, un n.o. *positif* ? Justifie.

Exo 11 le dichromate d'ammonium $(\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_7$

On étudie le sel neutre $(\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ ($\text{H} = +\text{I}$, $\text{O} = -\text{II}$, $Z(\text{Cr}) = 24$).

a)

Dans l'ion ammonium NH_4^+ , détermine le n.o. de l'azote.

b)

Détermine le n.o. du chrome dans l'ion dichromate $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$.

c)

Vérifie la neutralité globale du sel à partir des charges des deux ions.

d)

Combien d'électrons possède l'ion chrome au degré trouvé en (b) ?

Exo 12 du n.o. à la formule : croiser les valences

On veut écrire la formule brute *neutre* d'un composé à partir du n.o. (valence) de ses ions.

a)

Le fer(III) Fe^{3+} se combine à l'ion sulfate SO_4^{2-} : écris la formule brute.

b)

Le cuivre(II) Cu^{2+} se combine à l'ion nitrate NO_3^- : écris la formule brute.

c)

L'aluminium Al^{3+} se combine à l'ion oxyde O^{2-} : écris la formule brute de l'oxyde.

d)

Pour chaque formule obtenue, vérifie que la somme de tous les n.o. est bien nulle.

Exo 13 retrouver un ion à partir de son décompte électronique

On donne le nombre d'électrons d'un ion monoatomique et sa charge. Retrouve son numéro atomique Z (on rappelle $N_e = Z - q$), puis identifie l'élément.

a)

un cation de charge $+2$ possédant 18 électrons ;

b)

un anion de charge -1 possédant 18 électrons ;

c)

un cation de charge $+3$ possédant 10 électrons ;

d)

un anion de charge -2 possédant 10 électrons.

Aide (numéros atomiques) : O(8), Al(13), Cl(17), Ca(20).

Exo 14 placer le soufre sur l'échelle des n.o.

Le soufre prend de nombreux degrés d'oxydation. Pour chaque espèce, calcule le n.o. (moyen) du soufre ($\text{O} = -\text{II}$, $\text{H} = +\text{I}$), puis situe-la sur l'échelle ci-dessous.



a)

H_2S

b)

S_8

c)



d)



e)



Exo 15

le manganèse, du permanganate à l'ion Mn^{2+}

En milieu acide, l'ion permanganate MnO_4^- est réduit en ion Mn^{2+} ($\text{O} = -\text{II}$, $Z(\text{Mn}) = 25$).

a)

Détermine le n.o. du manganèse dans MnO_4^- , puis dans Mn^{2+} .

b)

De combien varie ce n.o. ? Combien d'électrons chaque ion MnO_4^- capte-t-il ?

c)

Combien d'électrons possède l'ion Mn^{2+} ?

d)

Quel est le n.o. du manganèse dans MnO_2 ? Ce degré est-il bien intermédiaire entre les deux précédents ?



DEUXIÈME PARTIE

Corrigés

Chaque exercice repris pas à pas, niveau par niveau.
Compare ta démarche, pas seulement ton résultat.





Une seconde – avant d'ouvrir le corrigé...



Si ce carnet t'aide, rends-nous la pareille : parle de simulationconcours.be à quelqu'un qui prépare le concours. C'est comme ça qu'on peut continuer.

Ce qu'on a préparé pour toi

- ✓ Ce carnet interactif, avec correction en un clic
- ✓ Les cours complets, chapitre par chapitre – gratuits
- ✓ 3100 QCM type concours, corrigés et expliqués
- ✓ Des fiches de révision à imprimer

Tous les jeudis : simulation du concours en ligne

En conditions réelles – chrono, QCM type concours et score immédiat.



Rejoins-nous sur simulationconcours.be

scanne le QR ou tape l'adresse – puis reviens vérifier tes réponses

Les corrigés

FACILE 15 exercices

Exo 1 n.o. d'un ion monoatomique

Le n.o. d'un ion monoatomique est *égal à sa charge*.

a)

$\text{Na}^+ : +\text{I}.$

b)

$\text{Cl}^- : -\text{I}.$

c)

$\text{Ca}^{2+} : +\text{II}.$

d)

$\text{Al}^{3+} : +\text{III}.$

e)

$\text{S}^{2-} : -\text{II}.$

Exo 2 le n.o. d'un corps simple

Un corps simple (élément non combiné) a toujours un n.o. **nul**, quelle que soit son atomicité.

a)

$\text{Fe} : 0.$

b)

$\text{O}_2 : 0.$

c)

$\text{Cl}_2 : 0.$

d)

$\text{N}_2 : 0.$

Exo 3 appliquer « oxygène = $-\text{II}$ » dans un oxyde neutre

On pose x le n.o. du métal, $\text{O} = -\text{II}$, et somme des n.o. = 0.

a)

$\text{CaO} : x + (-2) = 0 \Rightarrow x = +\text{II}.$

b)

$\text{MgO} : x + (-2) = 0 \Rightarrow x = +\text{II}.$

c)

$$\text{K}_2\text{O} : 2x + (-2) = 0 \Rightarrow 2x = +2 \Rightarrow x = +\text{I}.$$

d)

$$\text{Al}_2\text{O}_3 : 2x + 3(-2) = 0 \Rightarrow 2x = +6 \Rightarrow x = +\text{III}.$$

Exo 4 appliquer « hydrogène = +I »

On pose x le n.o. de l'élément souligné, $\text{H} = +\text{I}$, somme = 0.

a)

$$\text{HCl} : (+1) + x = 0 \Rightarrow x = -\text{I} (\text{le chlore}).$$

b)

$$\text{H}_2\text{S} : 2(+1) + x = 0 \Rightarrow x = -\text{II} (\text{le soufre}).$$

c)

$$\text{HBr} : (+1) + x = 0 \Rightarrow x = -\text{I} (\text{le brome}).$$

d)

$$\text{NH}_3 : x + 3(+1) = 0 \Rightarrow x = -\text{III} (\text{l'azote}).$$

Exo 5 n.o. d'un non-métal dans un oxyde

On pose x le n.o. du non-métal, $\text{O} = -\text{II}$, somme = 0.

a)

$$\text{CO}_2 : x + 2(-2) = 0 \Rightarrow x = +\text{IV}.$$

b)

$$\text{SO}_3 : x + 3(-2) = 0 \Rightarrow x = +\text{VI}.$$

c)

$$\text{CO} : x + (-2) = 0 \Rightarrow x = +\text{II}.$$

Exo 6 reconnaître le n.o. d'ions monoatomiques

Le n.o. d'un ion monoatomique est égal à sa charge.

a)

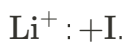
$$\text{K}^+ : +\text{I}.$$

b)

$$\text{Mg}^{2+} : +\text{II}.$$

c)

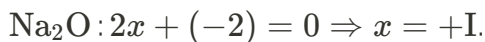
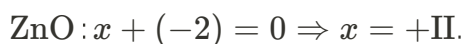
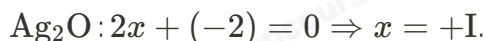
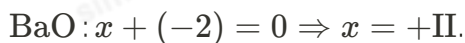
$$\text{F}^- : -\text{I}.$$

d)**e)****f)****Exo 7** d'autres corps simples

Un corps simple a toujours un n.o. nul.

a)**b)****c)****d)****e)****Exo 8** n.o. du métal dans un oxyde neutre

On pose x le n.o. du métal, $\text{O} = -\text{II}$, somme = 0.

a)**b)****c)****d)****Exo 9** n.o. d'un non-métal dans un oxyde (un seul atome central)

On pose x le n.o. du non-métal, $\text{O} = -\text{II}$, somme = 0.

a)

$$\text{SO}_2 : x + 2(-2) = 0 \Rightarrow x = +\text{IV}.$$

b)

$$\text{NO}_2 : x + 2(-2) = 0 \Rightarrow x = +\text{IV}.$$

c)

$$\text{SiO}_2 : x + 2(-2) = 0 \Rightarrow x = +\text{IV}.$$

Exo 10 appliquer « hydrogène = +I », suite

On pose x le n.o. de l'autre élément, $\text{H} = +\text{I}$, somme = 0.

a)

$$\text{HF} : (+1) + x = 0 \Rightarrow x = -\text{I} \text{ (le fluor)}.$$

b)

$$\text{HI} : (+1) + x = 0 \Rightarrow x = -\text{I} \text{ (l'iode)}.$$

c)

$$\text{H}_2\text{Se} : 2(+1) + x = 0 \Rightarrow x = -\text{II} \text{ (le sélénium)}.$$

d)

$$\text{CH}_4 : x + 4(+1) = 0 \Rightarrow x = -\text{IV} \text{ (le carbone)}.$$

Exo 11 du n.o. au nombre d'électrons : cations simples

On applique $N_{e^-} = Z - q$ (le cation a *perdu* des électrons).

a)

$$\text{Na}^+ : 11 - 1 = 10 \text{ électrons}.$$

b)

$$\text{K}^+ : 19 - 1 = 18 \text{ électrons}.$$

c)

$$\text{Ca}^{2+} : 20 - 2 = 18 \text{ électrons}.$$

d)

$$\text{Li}^+ : 3 - 1 = 2 \text{ électrons}.$$

Exo 12 les deux conventions de base

Application directe des deux conventions, sans calcul.

a)

$$\text{H}_2\text{O} : \text{l'oxygène vaut } -\text{II}.$$

b) CaO : l'oxygène vaut $-II$.**c)** HCl : l'hydrogène vaut $+I$.**d)** NH_3 : l'hydrogène vaut $+I$.**Exo 13****n.o. du chlore dans un chlorure métallique**

On pose x le n.o. du chlore ; le métal est connu, somme = 0.

a) KCl : $(+1) + x = 0 \Rightarrow x = -I$.**b)** MgCl_2 : $(+2) + 2x = 0 \Rightarrow x = -I$.**c)** CaCl_2 : $(+2) + 2x = 0 \Rightarrow x = -I$.**d)** AlCl_3 : $(+3) + 3x = 0 \Rightarrow x = -I$.**Exo 14****gagner ou perdre des électrons**

Un cation a *perdu* des électrons, un anion en a *gagné* ; le nombre égale la valeur de la charge.

a) $\text{Mg} \longrightarrow \text{Mg}^{2+}$: perte de 2 électrons.**b)** $\text{Cl} \longrightarrow \text{Cl}^-$: gain de 1 électron.**c)** $\text{Al} \longrightarrow \text{Al}^{3+}$: perte de 3 électrons.**d)** $\text{O} \longrightarrow \text{O}^{2-}$: gain de 2 électrons.**Exo 15****n.o. du métal dans un fluorure**

$\text{F} = -I$, somme = 0, x = n.o. du métal.

a) NaF : $x + (-1) = 0 \Rightarrow x = +I$.

b)

$$\text{CaF}_2 : x + 2(-1) = 0 \Rightarrow x = +\text{II}.$$

c)

$$\text{AlF}_3 : x + 3(-1) = 0 \Rightarrow x = +\text{III}.$$

d)

$$\text{MgF}_2 : x + 2(-1) = 0 \Rightarrow x = +\text{II}.$$

MOYEN

15 exercices

Exo 1

n.o. dans un ion polyatomique

On pose $x = \text{n.o.}$ de l'atome central, $\text{O} = -\text{II}$, et somme = charge de l'ion.

a)

$$\text{SO}_4^{2-} : x + 4(-2) = -2 \Rightarrow x = +\text{VI}.$$

b)

$$\text{NO}_3^- : x + 3(-2) = -1 \Rightarrow x = +\text{V}.$$

c)

$$\text{ClO}_4^- : x + 4(-2) = -1 \Rightarrow x = +\text{VII}.$$

d)

$$\text{PO}_4^{3-} : x + 4(-2) = -3 \Rightarrow x = +\text{V}.$$

Exo 2

quand l'élément central est présent deux fois

On n'oublie pas le coefficient 2 devant x .

a)

$$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} : 2x + 7(-2) = -2 \Rightarrow 2x = +12 \Rightarrow x = +\text{VI}.$$

b)

$$\text{CrO}_4^{2-} : x + 4(-2) = -2 \Rightarrow x = +\text{VI} \text{ (même degré que le dichromate).}$$

c)

$$\text{S}_2\text{O}_3^{2-} : 2x + 3(-2) = -2 \Rightarrow 2x = +4 \Rightarrow x = +\text{II} \text{ (n.o. moyen du soufre).}$$

Exo 3

un même élément, plusieurs n.o.

$\text{O} = -\text{II}$ à chaque fois ; on ajuste selon la charge globale.

a)

$$\text{MnO}_2 \text{ (neutre)} : x + 2(-2) = 0 \Rightarrow x = +\text{IV}.$$

b)

$$\text{MnO}_4^- : x + 4(-2) = -1 \Rightarrow x = +\text{VII}.$$

c)

$$\text{MnO}_4^{2-} : x + 4(-2) = -2 \Rightarrow x = +\text{VI}.$$

Exo 4 n.o. du métal à valence variable dans un oxyde

Molécules neutres, $\text{O} = -\text{II}$.

a)

$$\text{Cu}_2\text{O} : 2x + (-2) = 0 \Rightarrow 2x = +2 \Rightarrow x = +\text{I}(\text{cuivre(I)}).$$

b)

$$\text{Fe}_2\text{O}_3 : 2x + 3(-2) = 0 \Rightarrow 2x = +6 \Rightarrow x = +\text{III}(\text{fer(III)}).$$

c)

$$\text{SnO}_2 : x + 2(-2) = 0 \Rightarrow x = +\text{IV}(\text{étain(IV)}).$$

Exo 5 n.o. dans un oxacide neutre

On combine $\text{H} = +\text{I}$, $\text{O} = -\text{II}$, molécule neutre. On note x le n.o. central.

a)

$$\text{H}_2\text{SO}_4 : 2(+1) + x + 4(-2) = 0 \Rightarrow x - 6 = 0 \Rightarrow x = +\text{VI}.$$

b)

$$\text{HNO}_2 : (+1) + x + 2(-2) = 0 \Rightarrow x - 3 = 0 \Rightarrow x = +\text{III}.$$

c)

$$\text{H}_3\text{PO}_4 : 3(+1) + x + 4(-2) = 0 \Rightarrow x - 5 = 0 \Rightarrow x = +\text{V}.$$

Exo 6 n.o. de l'atome central d'un ion polyatomique

On pose $x = \text{n.o. central}$, $\text{O} = -\text{II}$, somme = charge de l'ion.

a)

$$\text{CO}_3^{2-} : x + 3(-2) = -2 \Rightarrow x = +\text{IV}.$$

b)

$$\text{NO}_2^- : x + 2(-2) = -1 \Rightarrow x = +\text{III}.$$

c)

$$\text{ClO}^- : x + (-2) = -1 \Rightarrow x = +\text{I}.$$

d)

$$\text{BrO}_3^- : x + 3(-2) = -1 \Rightarrow x = +\text{V}.$$

Exo 7 la famille des oxoanions du chlore

On écrit $x + n(-2) = -1$ (n = nombre d'oxygènes) : le n.o. croît de deux en deux.

a)

$$\text{ClO}^- : x - 2 = -1 \Rightarrow x = +\text{I}.$$

b)

$$\text{ClO}_2^- : x - 4 = -1 \Rightarrow x = +\text{III}.$$

c)

$$\text{ClO}_3^- : x - 6 = -1 \Rightarrow x = +\text{V}.$$

d)

$$\text{ClO}_4^- : x - 8 = -1 \Rightarrow x = +\text{VII}.$$

Exo 8 n.o. dans un oxacide neutre, suite

On combine $\text{H} = +\text{I}$, $\text{O} = -\text{II}$, somme = 0.

a)

$$\text{HClO} : (+1) + x + (-2) = 0 \Rightarrow x = +\text{I}.$$

b)

$$\text{HClO}_3 : (+1) + x + 3(-2) = 0 \Rightarrow x = +\text{V}.$$

c)

$$\text{H}_2\text{CO}_3 : 2(+1) + x + 3(-2) = 0 \Rightarrow x = +\text{IV}.$$

d)

$$\text{HBrO}_4 : (+1) + x + 4(-2) = 0 \Rightarrow x = +\text{VII}.$$

Exo 9 métal à valence variable dans un oxyde, suite

Molécules neutres, $\text{O} = -\text{II}$.

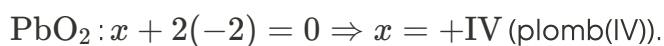
a)

$$\text{FeO} : x + (-2) = 0 \Rightarrow x = +\text{II} (\text{fer(II)}).$$

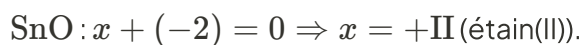
b)

$$\text{CuO} : x + (-2) = 0 \Rightarrow x = +\text{II} (\text{cuivre(II)}).$$

c)



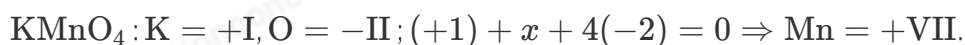
d)



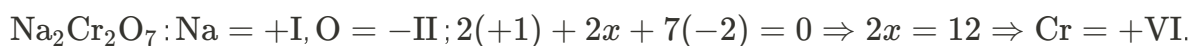
Exo 10 le n.o. de chaque élément d'un composé

On fixe d'abord les éléments à n.o. connu (cation, oxygène), puis on ferme sur l'atome central.

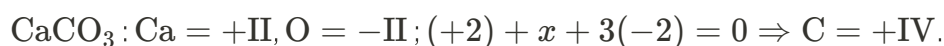
a)



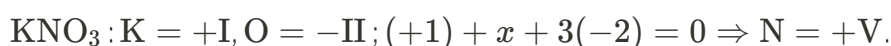
b)



c)



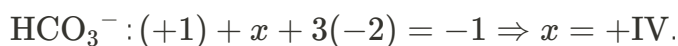
d)



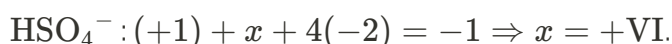
Exo 11 les ions hydrogéné- : combiner trois règles

$\text{H} = +\text{I}, \text{O} = -\text{II}$, somme = charge de l'ion.

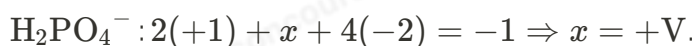
a)



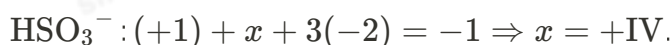
b)



c)



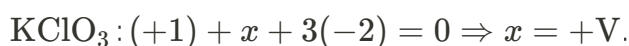
d)



Exo 12 atome central dans un sel neutre

Le cation apporte son n.o., $\text{O} = -\text{II}$, somme = 0.

a)



b)

$$\text{Na}_2\text{SO}_3 : 2(+1) + x + 3(-2) = 0 \Rightarrow x = +\text{IV}.$$

c)

$$\text{Ca}(\text{NO}_3)_2 : \text{chaque } \text{NO}_3^- \text{ porte } -1, \text{ donc } x + 3(-2) = -1 \Rightarrow x = +\text{V}.$$

d)

$$\text{Na}_3\text{PO}_4 : 3(+1) + x + 4(-2) = 0 \Rightarrow x = +\text{V}.$$

Exo 13

la famille des oxydes d'azote

O = -II, molécules neutres ; on n'oublie pas l'indice de l'azote.

a)

$$\text{N}_2\text{O} : 2x + (-2) = 0 \Rightarrow 2x = 2 \Rightarrow x = +\text{I}.$$

b)

$$\text{NO}_2 : x + 2(-2) = 0 \Rightarrow x = +\text{IV}.$$

c)

$$\text{N}_2\text{O}_3 : 2x + 3(-2) = 0 \Rightarrow 2x = 6 \Rightarrow x = +\text{III}.$$

d)

$$\text{N}_2\text{O}_5 : 2x + 5(-2) = 0 \Rightarrow 2x = 10 \Rightarrow x = +\text{V}.$$

Exo 14

n.o. du métal dans un hydroxyde

Chaque OH compte pour -1 ; molécule neutre, $x = \text{n.o. du métal}$.

a)

$$\text{Fe}(\text{OH})_3 : x + 3(-1) = 0 \Rightarrow x = +\text{III}.$$

b)

$$\text{Fe}(\text{OH})_2 : x + 2(-1) = 0 \Rightarrow x = +\text{II}.$$

c)

$$\text{Cu}(\text{OH})_2 : x + 2(-1) = 0 \Rightarrow x = +\text{II}.$$

d)

$$\text{Al}(\text{OH})_3 : x + 3(-1) = 0 \Rightarrow x = +\text{III}.$$

Exo 15

le chrome à plusieurs degrés d'oxydation

On adapte l'équation de fermeture aux ligands et à la charge.

a)

$$\text{CrO}_3 : x + 3(-2) = 0 \Rightarrow x = +\text{VI}.$$

b)

$$\text{Cr}_2\text{O}_3 : 2x + 3(-2) = 0 \Rightarrow 2x = 6 \Rightarrow x = +\text{III}.$$

c)

$$\text{K}_2\text{CrO}_4 : 2(+1) + x + 4(-2) = 0 \Rightarrow x = +\text{VI}.$$

d)

$$\text{CrCl}_2 : x + 2(-1) = 0 \Rightarrow x = +\text{II}.$$

DIFFICILE

15 exercices

Exo 1 les exceptions : peroxydes et hydrures

Dans un *peroxyde* l'oxygène est $-I$; dans un *hydrure* l'hydrogène est $-I$. On le retrouve par l'équation de fermeture.

a)

$$\text{H}_2\text{O}_2 : 2(+1) + 2x = 0 \Rightarrow 2x = -2 \Rightarrow x = -I (\text{peroxyde}).$$

b)

$$\text{Na}_2\text{O}_2 : 2(+1) + 2x = 0 \Rightarrow x = -I (\text{peroxyde de sodium}) - \text{et non } -II.$$

c)

$$\text{NaH} : (+1)_{\text{Na}} + x = 0 \Rightarrow x = -I (\text{hydrure : l'hydrogène joue le rôle de } H^-).$$

d)

$$\text{CaH}_2 : (+2) + 2x = 0 \Rightarrow 2x = -2 \Rightarrow x = -I (\text{hydrure}).$$

Exo 2 étage d'oxydation et décompte des électrons

a)

$$\text{Cu}_2\text{O} \text{ est neutre, } O = -II : 2x + (-2) = 0 \Rightarrow 2x = +2 \Rightarrow x = +I. \text{ Le cuivre est au degré } +I.$$

b)

$$\text{Le cuivre neutre a } Z = 29 \text{ électrons ; au degré } +I \text{ il a cédé un électron : } 29 - 1 = \boxed{28} \text{ électrons.}$$

c)

$$\text{L'oxygène } (Z = 8) \text{ au degré } -II \text{ a gagné deux électrons : } 8 - (-2) = 8 + 2 = \boxed{10} \text{ électrons.}$$

Rappel du piège : le cuivre étant un métal, son n.o. ne peut pas être négatif — on écarte « $-I$ ».

Exo 3 nombre d'électrons d'un ion monoatomique

$$\text{On applique } N_{e^-} = Z - q.$$

a)

$$\text{Al}^{3+} : 13 - (+3) = 10 \text{ électrons.}$$

b)

$$\text{S}^{2-} : 16 - (-2) = 18 \text{ électrons.}$$

c)

$$\text{Fe}^{3+} : 26 - (+3) = 23 \text{ électrons.}$$

d)

$$\text{N}^{3-} : 7 - (-3) = 10 \text{ électrons.}$$

Remarque : Al^{3+} , N^{3-} et O^{2-} ont tous 10 électrons (configuration du néon).

Exo 4 raisonnement inverse : du n.o. à la charge de l'oxoanion

On écrit toujours : (n.o. central) + (nombre de O) $\times$ (-2) = charge.

a)

SO_3 avec S = +IV : $(+4) + 3(-2) = -2$. La charge est -2 : c'est SO_3^{2-} (sulfite).

b)

Un oxygène, Cl = +I : $(+1) + (-2) = -1$. La charge est -1 : c'est ClO^- (hypochlorite).

c)

Charge -1, N = +V : $(+5) + x(-2) = -1 \Rightarrow -2x = -6 \Rightarrow x = 3$. L'ion contient 3 oxygènes : c'est NO_3^- (nitrate).

Exo 5 synthèse : les deux oxydes du fer

a)

$$\text{FeO} : x + (-2) = 0 \Rightarrow x = +\text{II}. \text{Fe}_2\text{O}_3 : 2x + 3(-2) = 0 \Rightarrow 2x = +6 \Rightarrow x = +\text{III}.$$

b)

FeO contient du **fer(II)** (oxyde de fer(II), ferreux) ; Fe_2O_3 contient du **fer(III)** (oxyde de fer(III), ferrique).

c)

Dans Fe_2O_3 , le fer est l'ion Fe^{3+} : $N_{e^-} = 26 - 3 = 23$ électrons.

Exo 6 la magnétite Fe_3O_4 : un n.o. moyen

a)

$$\text{Molécule neutre, O} = -\text{II} : 3x + 4(-2) = 0 \Rightarrow 3x = 8 \Rightarrow x = +\frac{8}{3} \approx +2,67.$$

b)

Ce n'est pas un entier car les trois atomes de fer ne sont pas tous au même degré : $+\frac{8}{3}$ est une *moyenne*.

c)

Un Fe^{2+} et deux Fe^{3+} donnent une charge cationique totale $(+2) + 2(+3) = +8$, exactement compensée par 4 ions O^{2-} ($4 \times (-2) = -8$) : la formule Fe_3O_4 est neutre. La moyenne vaut bien $\frac{(+2)+2(+3)}{3} = +\frac{8}{3}$.

d)

Fe^{2+} : $26 - 2 = 24$ électrons. Fe^{3+} : $26 - 3 = 23$ électrons.

Exo 7 thiosulfate et tétrathionate : deux n.o. moyens du soufre

On pose x le n.o. moyen du soufre, $\text{O} = -\text{II}$, somme = charge.

a)

$\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$: $2x + 3(-2) = -2 \Rightarrow 2x = 4 \Rightarrow x = +\text{II}$.

b)

$\text{S}_4\text{O}_6^{2-}$: $4x + 6(-2) = -2 \Rightarrow 4x = 10 \Rightarrow x = +\frac{5}{2} = +2,5$.

c)

C'est la *moyenne* des n.o. des quatre atomes de soufre, qui ne sont pas tous équivalents dans l'ion ; le n.o. « par atome » n'a donc pas à être entier.

Exo 8 réaction aluminothermique : suivre les n.o.

a)

Aluminium : 0 (corps simple Al) $\rightarrow +\text{III}$ (dans Al_2O_3).

Fer : $+\text{III}$ (dans Fe_2O_3) $\rightarrow 0$ (corps simple Fe).

b)

L'aluminium voit son n.o. *augmenter* : il est **oxydé**, c'est le **réducteur**. Le fer voit son n.o. *diminuer* : il est **réduit** ; Fe_2O_3 est l'**oxydant**.

c)

Chaque atome d'aluminium passe de 0 à $+\text{III}$: il cède **3** électrons.

d)

Électrons cédés : $2\text{Al} \times 3 = 6$. Électrons captés : $2\text{Fe} \times 3 = 6$ (chaque Fe passe de $+\text{III}$ à 0). Le bilan est équilibré : $6 = 6$.

Exo 9 ions isoélectroniques du néon

On applique $N_{e^-} = Z - q$.

a)

Na^+ : $11 - 1 = 10$; Mg^{2+} : $12 - 2 = 10$; Al^{3+} : $13 - 3 = 10$; F^- : $9 - (-1) = 10$; O^{2-} : $8 - (-2) = 10$; N^{3-} : $7 - (-3) = 10$.

b)

Les six ions possèdent 10 électrons : ils sont tous isoélectroniques.

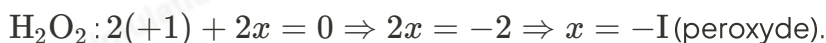
c)

C'est la configuration du **néon** ($Z = 10$).

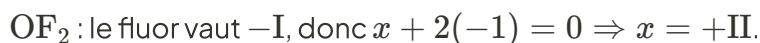
Exo 10 les cas particuliers de l'oxygène

On applique l'équation de fermeture avec l'exception indiquée.

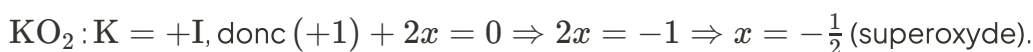
a)



b)



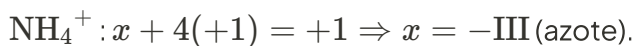
c)



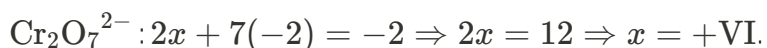
L'oxygène est *positif* uniquement dans OF_2 (cas b) : le fluor étant le *seul* élément plus électronégatif que l'oxygène, c'est lui qui « capte » les liaisons, ce qui inverse le signe du n.o. de O.

Exo 11 le dichromate d'ammonium $(\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_7$

a)



b)



c)

Deux NH_4^+ apportent $2(+1) = +2$; l'ion $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ apporte -2 ; total = 0 : le sel est neutre.

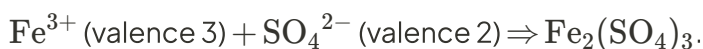
d)

Le chrome au degré +VI est l'ion $\text{Cr}^{6+} : N_{e^-} = 24 - 6 = 18$ électrons.

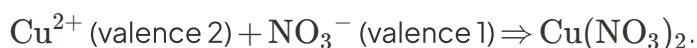
Exo 12 du n.o. à la formule : croiser les valences

On croise les valences (la valence de l'un devient l'indice de l'autre), puis on simplifie.

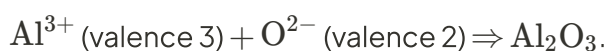
a)



b)

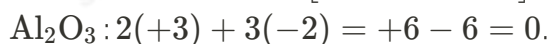
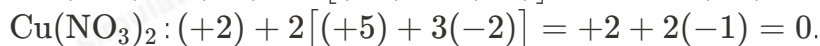
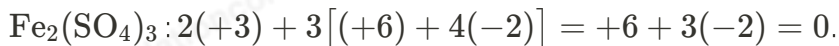


c)



d)

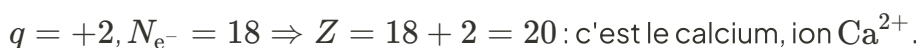
Vérifications (somme des n.o. = 0) :



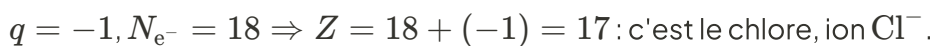
Exo 13 retrouver un ion à partir de son décompte électronique

De $N_{e^-} = Z - q$ on tire $Z = N_{e^-} + q$.

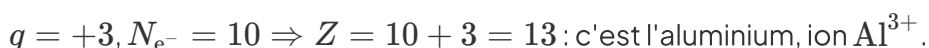
a)



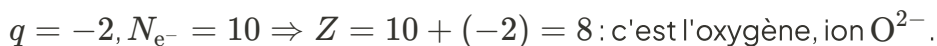
b)



c)



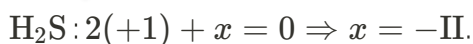
d)



Exo 14 placer le soufre sur l'échelle des n.o.

On pose x le n.o. du soufre ($\text{O} = -\text{II}$, $\text{H} = +\text{I}$).

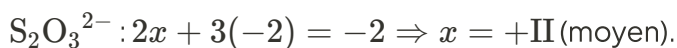
a)



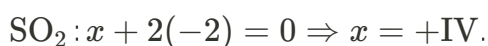
b)



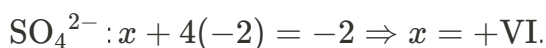
c)



d)



e)

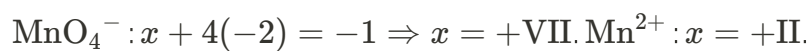


Ordre croissant sur l'échelle : $\text{H}_2\text{S}(-\text{II}) < \text{S}_8(0) < \text{S}_2\text{O}_3^{2-}(+\text{II}) < \text{SO}_2(+\text{IV}) < \text{SO}_4^{2-}(+\text{VI})$.

Exo 15

le manganèse, du permanganate à l'ion Mn^{2+}

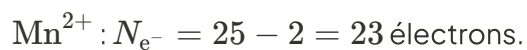
a)



b)

Le n.o. passe de +VII à +II : il *diminue* de 5. Chaque MnO_4^- capte donc 5 électrons.

c)



d)





Tous les exos cochés ? Passe au niveau réel.

+

Ce carnet est un extrait de notre bibliothèque d'entraînement — la suite se joue en ligne.

Sur simulationconcours.be

- ✓ Le même carnet en interactif, avec correction en un clic
- ✓ Les autres mécaniques de la fiche, niveau par niveau
- ✓ 3100 QCM type concours, corrigés et expliqués
- ✓ Les cours complets — gratuits — et les fiches de révision

Tous les jeudis : simulation du concours en ligne

En conditions réelles — chrono, QCM type concours et score immédiat.



Rejoins-nous sur simulationconcours.be

scanne le QR ou tape l'adresse — les cours complets sont gratuits