



simulationconcours.be



Chimie

Carnet d'entraînement



Le nombre d'oxydation

Réaction de transfert d'électrons et les piles · 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.

Une réaction d'oxydo-réduction est un **transfert d'électrons** : une espèce en cède, une autre en capte. Pour repérer qui perd et qui gagne des électrons, on utilise le **nombre d'oxydation** (n.o.).

À RETENIR *ce qu'est le nombre d'oxydation*

Le **nombre d'oxydation** d'un atome est la **charge fictive** qu'il porterait si chaque doublet de liaison était attribué *entièrement* à l'atome le plus **électronégatif**. On le note en **chiffres romains** (+I, −II, +VI...). C'est un nombre *formel* : il ne coïncide avec la charge réelle que pour un **ion monoatomique**.

À RETENIR *les règles d'attribution, à appliquer dans l'ordre*

- 1 **Corps simple** (O_2 , H_2 , Fe, Cl_2 , S...) : n.o. = 0.
- 2 **Ion monoatomique** : n.o. = sa charge ($Ca^{2+} \rightarrow +II$, $Cl^- \rightarrow -I$).
- 3 **Hydrogène** = +I, *sauf* dans les hydrures métalliques (NaH , CaH_2) où il vaut −I.
- 4 **Oxygène** = −II, *sauf* dans les peroxydes (H_2O_2 , Na_2O_2) où il vaut −I.
- 5 **Halogènes** (groupe 17) = −I (sauf combinés à O ou entre eux) ; **alcalins** (gr. 1) = +I ; **alcalino-terreux** (gr. 2) = +II.

À RETENIR *la règle-clé de calcul*

La **somme** des nombres d'oxydation de tous les atomes d'une espèce est égale à sa **charge globale** :

$$\sum_{\text{atomes}} \text{n.o.} = \text{charge globale} \quad (= 0 \text{ pour une molécule neutre}).$$

☞ **MÉTHODE** calculer le n.o. d'un atome X

- 1 Noter la **charge globale** de l'espèce (0 si neutre).
- 2 Placer les n.o. « évidents » ($O = -II$, $H = +I$, halogène = $-I...$).
- 3 Poser $x = \text{n.o.}(X)$ et écrire : $\sum \text{n.o.} = \text{charge globale}$.
- 4 **Résoudre** l'équation en x .

🔗 **EXEMPLE** le chrome dans le dichromate $K_2Cr_2O_7$

Molécule neutre. On a $\text{n.o.}(K) = +I$, $\text{n.o.}(O) = -II$. Soit $x = \text{n.o.}(Cr)$, avec 2 K, 2 Cr, 7 O :

$$\underbrace{2(+1)}_K + \underbrace{2x}_{Cr} + \underbrace{7(-2)}_O = 0 \implies 2x - 12 = 0 \implies x = +6.$$

Donc $\text{n.o.}(Cr) = +VI$.

🔗 **À RETENIR** oxydation, réduction, oxydant, réducteur

Au cours d'une réaction, pour un atome donné :

- son n.o. **augmente** $\implies$ il est **oxydé** : il **perd** des électrons. L'espèce qui le contient est le **réducteur**.
- son n.o. **diminue** $\implies$ il est **réduit** : il **capte** des électrons. L'espèce qui le contient est l'**oxydant**.

Les deux phénomènes sont toujours **simultanés**.

⚠ **PIÈGE** les trois erreurs classiques

- H n'est **pas toujours** $+I$ ($-I$ dans les hydrures, 0 dans H_2) ; O n'est **pas toujours** $-II$ ($-I$ dans les peroxydes).
- **L'oxydant est l'espèce qui est réduite** ; le réducteur est celui qui est oxydé.
(Retenir : « on réduit un oxydant, on oxyde un réducteur ».)
- Un élément qui s'oxyde **perd** des électrons (n.o. ↗) ; ne pas confondre avec « capter ».

Les exercices

FACILE 15 exercices**Exo 1** corps simples et ions monoatomiques

Donne le nombre d'oxydation de l'élément indiqué dans chaque cas.

a)

l'oxygène dans le dioxygène O_2

b)

le fer métallique Fe

c)

l'ion calcium Ca^{2+}

d)

l'ion chlorure Cl^-

e)

l'ion aluminium Al^{3+}

Exo 2 les exceptions de O et de H

Détermine le nombre d'oxydation de l'atome indiqué.

a)

l'oxygène dans l'eau H_2O

b)

l'oxygène dans le peroxyde d'hydrogène H_2O_2

c)

l'hydrogène dans le chlorure d'hydrogène HCl

d)

l'hydrogène dans l'hydruure de sodium NaH

Exo 3 atome central d'une molécule neutre

Détermine le nombre d'oxydation de l'atome indiqué.

a)

le soufre dans H_2S

b)

le soufre dans SO_2

c)

l'azote dans l'ammoniac NH_3

d)

le carbone dans le méthane CH_4

Exo 4 atome au sein d'un ion polyatomique

Détermine le nombre d'oxydation de l'atome indiqué.

a)

le soufre dans le sulfate SO_4^{2-}

b)

l'azote dans le nitrate NO_3^-

c)

le manganèse dans le permanganate MnO_4^-

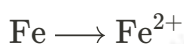
d)

le chrome dans le dichromate $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$

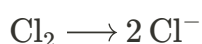
Exo 5 oxydation ou réduction ?

Pour chaque transformation d'un atome, calcule la variation de nombre d'oxydation, puis indique s'il s'agit d'une **oxydation** ou d'une **réduction**, et si l'atome **perd** ou **capte** des électrons.

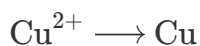
a)



b)



c)



d)

le soufre passant de H_2S à SO_2

Exo 6 d'autres corps simples

Donne le nombre d'oxydation de l'élément indiqué dans chaque corps simple.

a)

l'azote dans le diazote N_2

b)le soufre dans la molécule de soufre S_8 **c)**le cuivre métallique Cu **d)**l'oxygène dans l'ozone O_3 **e)**le brome dans le dibrome Br_2 **Exo 7****d'autres ions monoatomiques**

Donne le nombre d'oxydation de l'élément dans chaque ion monoatomique.

a)l'ion sodium Na^+ **b)**l'ion potassium K^+ **c)**l'ion oxyde O^{2-} **d)**l'ion sulfure S^{2-} **e)**l'ion fer(III) Fe^{3+} **Exo 8****l'oxygène : cas général et peroxydes**

Détermine le nombre d'oxydation de l'oxygène dans chaque espèce (attention aux peroxydes !).

a)le dioxyde de carbone CO_2 **b)**l'oxyde de sodium Na_2O **c)**le peroxyde de sodium Na_2O_2 **d)**le peroxyde de baryum BaO_2

Exo 9 l'hydrogène : cas général et hydrures

Détermine le nombre d'oxydation de l'hydrogène dans chaque espèce (attention aux hydrures !).

a)

le fluorure d'hydrogène HF

b)

l'hydruire de calcium CaH_2

c)

le sulfure d'hydrogène H_2S

d)

l'hydruire de lithium LiH

Exo 10 atome central d'une molécule neutre

Détermine le nombre d'oxydation de l'atome indiqué.

a)

le carbone dans le dioxyde de carbone CO_2

b)

le soufre dans le trioxyde de soufre SO_3

c)

le phosphore dans la phosphine PH_3

d)

le chlore dans le chlorure d'hydrogène HCl

Exo 11 atome au sein d'un oxoanion

Détermine le nombre d'oxydation de l'atome indiqué dans chaque ion.

a)

le carbone dans le carbonate CO_3^{2-}

b)

le phosphore dans le phosphate PO_4^{3-}

c)

le soufre dans le sulfite SO_3^{2-}

d)

le chlore dans le chlorate ClO_3^-

Exo 12 le n.o. dans un ion à plusieurs éléments

Détermine le nombre d'oxydation de l'atome indiqué.

a)

l'azote dans le nitrite NO_2^-

b)

le soufre dans l'hydrogénosulfate HSO_4^-

c)

le chlore dans l'hypochlorite ClO^-

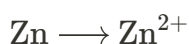
d)

le carbone dans l'hydrogénocarbonate HCO_3^-

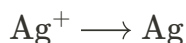
Exo 13 oxydation ou réduction ?

Pour chaque transformation, calcule la variation de nombre d'oxydation, indique s'il s'agit d'une **oxydation** ou d'une **réduction**, et si l'atome **perd** ou **capte** des électrons.

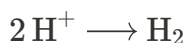
a)



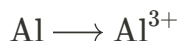
b)



c)



d)



Exo 14 les degrés d'oxydation du chlore

Détermine le nombre d'oxydation du chlore dans chaque espèce, puis classe-les du plus *réduit* au plus *oxydé*.

a)

l'ion chlorure Cl^-

b)

le dichlore Cl_2

c)

l'acide hypochloreux HClO

d)

le chlorate ClO_3^-

e)

le perchlorate ClO_4^-

Exo 15 combien d'électrons pour un couple simple ?

Le nombre d'électrons échangés vaut $n = |\Delta \text{n.o.}|$. Donne n pour chaque couple Ox/Red.

a)

Zn^{2+}/Zn

b)

Ag^+/Ag

c)

Al^{3+}/Al

d)

$\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}$

MOYEN 15 exercices

Exo 1 un même élément à plusieurs degrés : le manganèse

Détermine le nombre d'oxydation du manganèse dans chacune de ces espèces, puis range-les de la plus oxydée à la plus réduite.

a)

le permanganate MnO_4^-

b)

le dioxyde de manganèse MnO_2

c)

l'ion Mn^{2+}

d)

le manganèse métallique Mn

Exo 2 variation du n.o. entre deux formes

Pour chaque élément, calcule son n.o. dans les deux espèces, la variation Δ , et conclus **oxydation** ou **réduction**.

a)

le carbone : $\text{CH}_4 \longrightarrow \text{CO}_2$

b)

le soufre : $\text{SO}_2 \longrightarrow \text{SO}_4^{2-}$

c)

l'azote : $\text{NO} \longrightarrow \text{NO}_3^-$

d)

le chrome : $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} \longrightarrow \text{Cr}^{3+}$

Exo 3 lire une équation redox globale

Dans chaque équation, repère l'élément **oxydé** et l'élément **réduit**, puis nomme l'**oxydant** et le **réducteur**.

a)

$\text{Zn} + \text{Cu}^{2+} \longrightarrow \text{Zn}^{2+} + \text{Cu}$

b)

$\text{Fe} + 2\text{H}^+ \longrightarrow \text{Fe}^{2+} + \text{H}_2$

c)

$2\text{Al} + 3\text{Cl}_2 \longrightarrow 2\text{AlCl}_3$

Exo 4 cas piégeux : exceptions et n.o. moyens

Détermine le nombre d'oxydation de l'atome indiqué (attention aux exceptions !).

a)

l'oxygène dans le difluorure d'oxygène OF_2

b)

le fer dans la magnétite Fe_3O_4

c)

le soufre dans le thiosulfate $\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$

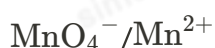
d)

l'azote dans l'ion ammonium NH_4^+

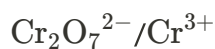
Exo 5 combien d'électrons échange un couple ?

Le nombre d'électrons d'une demi-équation vaut $n = \text{n.o.}(\text{oxydant}) - \text{n.o.}(\text{réducteur})$ (compté sur **tous** les atomes concernés). Donne n pour chaque couple.

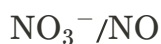
a)



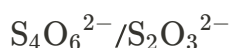
b)



c)



d)



Exo 6 nombres d'oxydation fractionnaires

Certaines espèces conduisent à un n.o. *moyen*, non entier. Détermine-le pour l'atome indiqué.

a)

le plomb dans le minium Pb_3O_4

b)

l'oxygène dans le superoxyde de potassium KO_2

c)

l'azote dans l'ion azoture N_3^-

d)

le carbone dans le propane C_3H_8

Exo 7 l'échelle d'oxydation du carbone

Détermine le nombre d'oxydation du carbone dans chaque molécule (à un seul atome de carbone), puis classe-les de la plus *réduite* à la plus *oxydée*.

a)

le méthanol CH_3OH

b)

le méthanal HCHO

c)

l'acide méthanoïque HCOOH

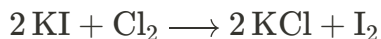
d)

le dioxyde de carbone CO_2

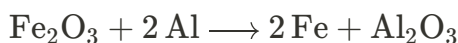
Exo 8 repérer l'oxydant et le réducteur

Dans chaque équation, repère les n.o. qui varient, puis nomme l'**oxydant** et le **réducteur**.

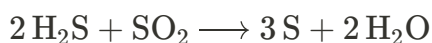
a)



b)



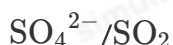
c)



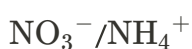
Exo 9 nombre d'électrons échangés par un couple

Donne le nombre total n d'électrons de la demi-équation associée à chaque couple (attention au nombre d'atomes concernés !).

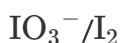
a)



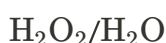
b)



c)



d)



Exo 10 l'eau oxygénée, à la fois oxydant et réducteur

On étudie le peroxyde d'hydrogène H_2O_2 .

a)

Détermine le nombre d'oxydation de l'oxygène dans H_2O_2 .

b)

Dans la transformation $\text{H}_2\text{O}_2 \longrightarrow \text{H}_2\text{O}$, l'oxygène est-il oxydé ou réduit ? H_2O_2 joue-t-il alors le rôle d'oxydant ou de réducteur ?

c)

Dans la transformation $\text{H}_2\text{O}_2 \longrightarrow \text{O}_2$, l'oxygène est-il oxydé ou réduit ? H_2O_2 joue-t-il alors le rôle d'oxydant ou de réducteur ?

d)

Que peut-on en conclure sur le caractère redox de H_2O_2 ?

Exo 11 une dismutation : le dichlore dans la soude

Le dichlore réagit avec la soude froide : $\text{Cl}_2 + 2 \text{NaOH} \longrightarrow \text{NaCl} + \text{NaClO} + \text{H}_2\text{O}$.

a)

Détermine le nombre d'oxydation du chlore dans Cl_2 , NaCl et NaClO .

b)

Un même élément est-il à la fois oxydé et réduit ? Précise dans quelle espèce.

c)

Comment nomme-t-on ce type de réaction ?

Exo 12 l'azote dans tous ses états

Détermine le nombre d'oxydation de l'azote dans chaque espèce, puis range-les par n.o. croissant.

a)

l'ion ammonium NH_4^+

b)

le diazote N_2

c)

le protoxyde d'azote N_2O

d)

le dioxyde d'azote NO_2

e)

l'ion nitrate NO_3^-

Exo 13 quand l'électronégativité décide

Détermine le nombre d'oxydation de l'atome indiqué (pense à comparer les électronégativités).

a)

le chlore dans l'heptoxyde de dichlore Cl_2O_7

b)

le chlore dans le monochlorure d'iode ICl

c)

le brome dans le pentafluorure de brome BrF_5

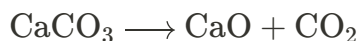
d)

l'iode dans le monochlorure d'iode ICl

Exo 14 réaction redox ou non ?

Pour chaque équation, dis s'il s'agit d'une réaction d'oxydo-réduction, en repérant les n.o. qui varient.

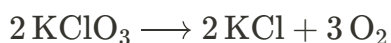
a)



b)



c)



d)



Exo 15 raisonner à l'envers : charge et formule

Utilise la règle de la somme des n.o. pour répondre.

a)

Dans l'ion XO_4^{n-} , l'élément X est au n.o. +VII. Quelle est la charge n de l'ion ?

b)

Un oxyde neutre a pour formule X_2O_3 . Quel est le n.o. de X ?

c)

Détermine le n.o. du manganèse dans l'ion manganate MnO_4^{2-} , puis compare-le à celui du permanganate MnO_4^- .

d)

Dans l'ion $\text{Cr}_2\text{O}_7^{n-}$, le chrome est au n.o. +VI. Détermine la charge n .

DIFFICILE 15 exercices

Exo 1 vrai ou faux : les définitions

Pour chaque proposition, indique si elle est **vraie** ou **fausse** (et corrige les fausses). Combien de propositions sont vraies ?

a)

Le nombre d'oxydation d'un ion monoatomique est égal à sa charge.

b)

Lorsqu'un élément s'oxyde, son nombre d'oxydation diminue.

c)

L'oxydant est l'espèce qui capte des électrons et qui est réduite au cours de la réaction.

d)

Le nombre d'oxydation de l'hydrogène vaut toujours +I.

e)

Dans un corps simple, le nombre d'oxydation d'un atome est nul.

Exo 2 tous les éléments d'un composé, et un piège

On s'intéresse au permanganate de potassium KMnO_4 .

a)

Détermine le nombre d'oxydation de **chaque** élément : K, Mn et O.

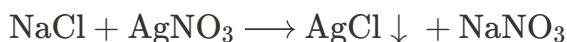
b)

Un étudiant écrit $\text{n.o.}(\text{Mn}) = +\text{VIII}$. Explique son erreur et donne la bonne valeur.

Exo 3 reconnaître une réaction d'oxydo-réduction

Parmi les réactions suivantes, lesquelles sont des réactions d'**oxydo-réduction** ? Justifie en repérant les atomes dont le nombre d'oxydation **varie**.

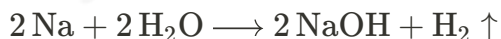
a)



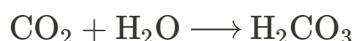
b)



c)

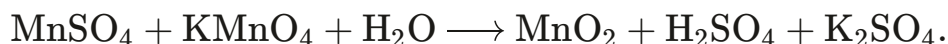


d)



Exo 4 un élément oxydé et réduit à la fois

On considère la réaction (non équilibrée)



a)

Détermine le nombre d'oxydation du manganèse dans MnSO_4 , KMnO_4 et MnO_2 .

b)

Quel manganèse est **oxydé** ? Lequel est **réduit** ?

c)

Le permanganate KMnO_4 joue-t-il le rôle d'oxydant ou de réducteur ?

Exo 5 relier n.o., formule et sens de la réaction

Les sels de fer usuels sont le sulfate de fer(II) FeSO_4 et le sulfate de fer(III) $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$ (l'ion sulfate est SO_4^{2-}).

a)

Quel est le nombre d'oxydation du fer dans FeSO_4 ?

b)

Quel est le nombre d'oxydation du fer dans $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$?

c)

Lorsqu'on transforme FeSO_4 en $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$, le fer est-il oxydé ou réduit ? Combien d'électrons chaque atome de fer échange-t-il ?

Exo 6 l'échelle des degrés d'oxydation de l'azote

On considère les espèces NH_3 , N_2 , N_2O , NO , NO_2 et HNO_3 .

a)

Détermine le nombre d'oxydation de l'azote dans chacune de ces six espèces et place-les sur une échelle allant de $-\text{III}$ à $+\text{V}$.

b)

Parmi elles, laquelle ne peut être qu'un **réducteur** ? Laquelle ne peut être qu'un **oxydant** ? Justifie à l'aide des n.o. extrêmes.

c)

L'azote de N_2 (degré 0) pourrait-il en principe subir une *dismutation* ? Explique ce que cela signifierait en termes de n.o.

Exo 7 oxydation d'un alcool : suivre le carbone

L'oxydation ménagée de l'éthanol conduit d'abord à l'éthanal, puis à l'acide éthanoïque (acétique) :



a)

Détermine le nombre d'oxydation *moyen* du carbone dans ces trois molécules (chacune a 2 atomes de carbone).

b)

À chaque étape, le carbone est-il globalement oxydé ou réduit ? Justifie par la variation du n.o. moyen.

c)

Ces transformations nécessitent un oxydant. L'éthanol y joue-t-il le rôle d'oxydant ou de réducteur ?

Exo 8 le dioxyde de soufre, oxydant ou réducteur selon le partenaire

a)

Détermine le nombre d'oxydation du soufre dans H_2S , SO_2 et l'ion sulfate SO_4^{2-} .

b)

Dans la réaction $2 \text{H}_2\text{S} + \text{SO}_2 \longrightarrow 3 \text{S} + 2 \text{H}_2\text{O}$, quel est le rôle (oxydant ou réducteur) de SO_2 ? Justifie par le n.o. du soufre.

c)

Dans la réaction $\text{SO}_2 + \text{Br}_2 + 2 \text{H}_2\text{O} \longrightarrow \text{SO}_4^{2-} + 2 \text{Br}^- + 4 \text{H}^+$, quel est le rôle de SO_2 ?

d)

Explique pourquoi SO_2 peut se comporter tantôt en oxydant, tantôt en réducteur.

Exo 9 une médiamutation : la décomposition du nitrate d'ammonium

Chauffé, le nitrate d'ammonium se décompose selon $\text{NH}_4\text{NO}_3 \longrightarrow \text{N}_2\text{O} + 2 \text{H}_2\text{O}$.

a)

Le solide NH_4NO_3 associe l'ion ammonium NH_4^+ et l'ion nitrate NO_3^- . Détermine le n.o. de l'azote dans chacun de ces deux ions.

b)

Détermine le n.o. de l'azote dans le produit N_2O .

c)

Lequel des deux azotes est **oxydé** ? Lequel est **réduit** ? Comment nomme-t-on ce phénomène où deux formes d'un même élément convergent vers un degré intermédiaire ?

d)

Combien d'électrons chaque azote échange-t-il ? Vérifie que l'échange est équilibré.

Exo 10 le piège de la liaison peroxo : l'ion peroxodisulfate

L'ion peroxodisulfate $\text{S}_2\text{O}_8^{2-}$, oxydant puissant, possède une liaison **peroxo** $\text{O}-\text{O}$: deux de ses huit oxygènes sont de type peroxyde.

a)

En appliquant *aveuglément* la règle $O = -II$ à tous les oxygènes, quel n.o. « apparent » du soufre obtient-on ? Pourquoi ce résultat est-il suspect ?

b)

Sachant que 2 oxygènes sont au n.o. $-I$ (peroxo) et 6 au n.o. $-II$, recalcule le **vrai** n.o. du soufre.

c)

Quelle leçon en tirer sur l'usage de la règle de la somme ?

Exo 11 les oxydes de fer : degrés multiples et n.o. moyen

Le fer forme trois oxydes courants : la wustite FeO , l'hématite Fe_2O_3 et la magnétite Fe_3O_4 .

a)

Détermine le n.o. du fer dans FeO et dans Fe_2O_3 .

b)

Détermine le n.o. *moyen* du fer dans Fe_3O_4 , et montre qu'il est cohérent avec une structure $FeO \cdot Fe_2O_3$ (un Fe^{2+} pour deux Fe^{3+}).

c)

Lors de l'oxydation $6 FeO + O_2 \longrightarrow 2 Fe_3O_4$, le fer est-il globalement oxydé ou réduit ? Que devient l'oxygène du O_2 ?

Exo 12 oxydo-réduction et respiration cellulaire

La respiration cellulaire oxyde le glucose : $C_6H_{12}O_6 + 6 O_2 \longrightarrow 6 CO_2 + 6 H_2O$.

a)

Détermine le n.o. *moyen* du carbone dans le glucose $C_6H_{12}O_6$.

b)

Détermine le n.o. du carbone dans CO_2 .

c)

Le carbone est-il oxydé ou réduit au cours de la respiration ? Combien d'électrons chaque atome de carbone échange-t-il ? Combien pour une molécule de glucose (6 carbones) ?

d)

Que devient l'oxygène du O_2 ? En déduire le rôle (oxydant / réducteur) du dioxygène.

Exo 13 vrai ou faux : subtilités du nombre d'oxydation

Indique si chaque proposition est **vraie** ou **fausse** (corrige les fausses). Combien sont vraies ?

a)

Un nombre d'oxydation peut être une fraction non entière.

b)

Pour les éléments des groupes principaux, le n.o. maximal ne peut pas dépasser le numéro de groupe.

c)

Dans une dismutation, un même élément est à la fois oxydé et réduit.

d)

Le n.o. de l'oxygène vaut $-II$ dans absolument tous ses composés.

e)

Le nombre d'électrons échangés par un couple est $|\Delta \text{n.o.}|$ multiplié par le nombre d'atomes concernés.

Exo 14 la dismutation de l'ion manganate

En milieu acide, l'ion manganate vert MnO_4^{2-} se dismute selon



a)

Vérifie que le n.o. du manganèse dans MnO_4^{2-} vaut $+VI$ (tu pourras t'aider du sel K_2MnO_4).

b)

Détermine le n.o. du manganèse dans les deux produits MnO_4^- et MnO_2 .

c)

Indique quel manganèse est **oxydé**, lequel est **réduit**, et combien d'électrons chacun échange.

d)

Vérifie la conservation des électrons à l'aide des coefficients de l'équation.

Exo 15 du nombre d'oxydation à la stœchiométrie : permanganate et oxalate

En milieu acide, l'ion permanganate MnO_4^- réagit avec l'ion oxalate $\text{C}_2\text{O}_4^{2-}$; il se forme Mn^{2+} et CO_2 .

a)

Détermine le n.o. du manganèse dans MnO_4^- et dans Mn^{2+} , puis le nombre d'électrons captés par un ion permanganate.

b)

Détermine le n.o. du carbone dans l'ion oxalate $\text{C}_2\text{O}_4^{2-}$ et dans CO_2 , puis le nombre d'électrons cédés par un ion oxalate (2 atomes de C).

c)

En écrivant la **conservation des électrons** (électrons captés = électrons cédés), détermine le rapport du nombre d'ions permanganate au nombre d'ions oxalate qui réagissent.



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 en 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 corps simples et ions monoatomiques

Corps simple $\Rightarrow$ n.o. = 0 ; ion monoatomique $\Rightarrow$ n.o. = charge.

a)

O₂ est un corps simple : n.o.(O) = 0.

b)

Fe métallique est un corps simple : n.o.(Fe) = 0.

c)

n.o.(Ca²⁺) = +II.

d)

n.o.(Cl⁻) = -I.

e)

n.o.(Al³⁺) = +III.

Exo 2 les exceptions de O et de H

a)

H₂O : $2(+1) + x = 0 \Rightarrow x = -2$, soit n.o.(O) = -II (cas général).

b)

H₂O₂ : *peroxyde* (liaison O—O) ; $2(+1) + 2x = 0 \Rightarrow x = -1$, soit n.o.(O) = -I.

c)

HCl : n.o.(H) = +I (cas général).

d)

NaH : *hydruide* d'un métal ; H y est plus électronégatif que Na, donc n.o.(H) = -I (et l'on vérifie $+I + (-I) = 0$).

Exo 3 atome central d'une molécule neutre

Molécule neutre : la somme des n.o. vaut 0 ; on pose $x =$ n.o. de l'atome cherché.

a)

H₂S : $2(+1) + x = 0 \Rightarrow x = -2$, soit n.o.(S) = -II.

b)

SO₂ : $x + 2(-2) = 0 \Rightarrow x = +4$, soit n.o.(S) = +IV.

c)

$$\text{NH}_3 : x + 3(+1) = 0 \Rightarrow x = -3, \text{ soit n.o.}(\text{N}) = -\text{III}.$$

d)

$$\text{CH}_4 : x + 4(+1) = 0 \Rightarrow x = -4, \text{ soit n.o.}(\text{C}) = -\text{IV}.$$

Exo 4 atome au sein d'un ion polyatomique

Ici la somme des n.o. vaut la **charge de l'ion**.

a)

$$\text{SO}_4^{2-} : x + 4(-2) = -2 \Rightarrow x = +6, \text{ soit n.o.}(\text{S}) = +\text{VI}.$$

b)

$$\text{NO}_3^- : x + 3(-2) = -1 \Rightarrow x = +5, \text{ soit n.o.}(\text{N}) = +\text{V}.$$

c)

$$\text{MnO}_4^- : x + 4(-2) = -1 \Rightarrow x = +7, \text{ soit n.o.}(\text{Mn}) = +\text{VII}.$$

d)

$$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} : 2x + 7(-2) = -2 \Rightarrow 2x = 12 \Rightarrow x = +6, \text{ soit n.o.}(\text{Cr}) = +\text{VI}.$$

Exo 5 oxydation ou réduction ?

n.o. qui **augmente** = oxydation (perte d'électrons) ; qui **diminue** = réduction (gain d'électrons).

a)

$$\text{Fe}(0) \rightarrow \text{Fe}^{2+} (+\text{II}) : \Delta = +2, \text{ oxydation, l'atome perd 2 électrons.}$$

b)

$$\text{Cl}_2(0) \rightarrow \text{Cl}^- (-\text{I}) : \Delta = -1 \text{ par atome, réduction, chaque atome capte 1 électron.}$$

c)

$$\text{Cu}^{2+} (+\text{II}) \rightarrow \text{Cu}(0) : \Delta = -2, \text{ réduction, l'ion capte 2 électrons.}$$

d)

$$\text{S} : \text{ de } -\text{II} (\text{dans } \text{H}_2\text{S}) \text{ à } +\text{IV} (\text{dans } \text{SO}_2) : \Delta = +6, \text{ oxydation, le soufre perd 6 électrons.}$$

Exo 6 d'autres corps simples

Tout corps simple a un nombre d'oxydation nul.

a)

$$\text{N}_2 : \text{ corps simple, n.o.}(\text{N}) = 0.$$

b)

$$\text{S}_8 : \text{ corps simple, n.o.}(\text{S}) = 0.$$

c)

Cu : corps simple, $n.o.(Cu) = 0$.

d)

O₃ : corps simple (variété allotropique de l'oxygène), $n.o.(O) = 0$.

e)

Br₂ : corps simple, $n.o.(Br) = 0$.

Exo 7 d'autres ions monoatomiques

Pour un ion monoatomique, $n.o.$ = charge de l'ion.

a)

$n.o.(Na^+) = +I$.

b)

$n.o.(K^+) = +I$.

c)

$n.o.(O^{2-}) = -II$.

d)

$n.o.(S^{2-}) = -II$.

e)

$n.o.(Fe^{3+}) = +III$.

Exo 8 l'oxygène : cas général et peroxydes

Rappel : O = -II en général, mais -I dans les **peroxydes** (liaison O—O).

a)

CO₂ : cas général, $n.o.(O) = -II$.

b)

Na₂O : oxyde ordinaire, $n.o.(O) = -II$.

c)

Na₂O₂ : *peroxyde* ; Na = +I donne $2(+1) + 2x = 0 \Rightarrow x = -1$, soit $n.o.(O) = -I$.

d)

BaO₂ : *peroxyde* ; Ba = +II donne $(+2) + 2x = 0 \Rightarrow x = -1$, soit $n.o.(O) = -I$.

Exo 9 l'hydrogène : cas général et hydrures

Rappel : H = +I en général, mais -I dans les **hydrures métalliques**.

a)

HF : cas général, $\text{n.o.}(\text{H}) = +\text{I}$.

b)

CaH_2 : *hydrure* ; $\text{Ca} = +\text{II}$ donne $(+2) + 2x = 0 \Rightarrow x = -1$, soit $\text{n.o.}(\text{H}) = -\text{I}$.

c)

H_2S : cas général, $\text{n.o.}(\text{H}) = +\text{I}$.

d)

LiH : *hydrure* ; $\text{Li} = +\text{I}$ donne $(+1) + x = 0 \Rightarrow x = -1$, soit $\text{n.o.}(\text{H}) = -\text{I}$.

Exo 10 atome central d'une molécule neutre

Molécule neutre : la somme des n.o. vaut 0 ; $\text{O} = -\text{II}$, $\text{H} = +\text{I}$.

a)

CO_2 : $x + 2(-2) = 0 \Rightarrow x = +4$, soit $\text{n.o.}(\text{C}) = +\text{IV}$.

b)

SO_3 : $x + 3(-2) = 0 \Rightarrow x = +6$, soit $\text{n.o.}(\text{S}) = +\text{VI}$.

c)

PH_3 : $x + 3(+1) = 0 \Rightarrow x = -3$, soit $\text{n.o.}(\text{P}) = -\text{III}$.

d)

HCl : $\text{H} = +\text{I}$, donc $(+1) + x = 0 \Rightarrow x = -1$, soit $\text{n.o.}(\text{Cl}) = -\text{I}$.

Exo 11 atome au sein d'un oxoanion

La somme des n.o. vaut la **charge de l'ion** ; $\text{n.o.}(\text{O}) = -\text{II}$.

a)

CO_3^{2-} : $x + 3(-2) = -2 \Rightarrow x = +4$, soit $+\text{IV}$.

b)

PO_4^{3-} : $x + 4(-2) = -3 \Rightarrow x = +5$, soit $+\text{V}$.

c)

SO_3^{2-} : $x + 3(-2) = -2 \Rightarrow x = +4$, soit $+\text{IV}$.

d)

ClO_3^- : $x + 3(-2) = -1 \Rightarrow x = +5$, soit $+\text{V}$.

Exo 12 le n.o. dans un ion à plusieurs éléments

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

a)

$$\text{NO}_2^- : x + 2(-2) = -1 \Rightarrow x = +3, \text{ soit n.o.}(\text{N}) = +\text{III}.$$

b)

$$\text{HSO}_4^- : (+1) + x + 4(-2) = -1 \Rightarrow x = +6, \text{ soit n.o.}(\text{S}) = +\text{VI}.$$

c)

$$\text{ClO}^- : x + (-2) = -1 \Rightarrow x = +1, \text{ soit n.o.}(\text{Cl}) = +\text{I}.$$

d)

$$\text{HCO}_3^- : (+1) + x + 3(-2) = -1 \Rightarrow x = +4, \text{ soit n.o.}(\text{C}) = +\text{IV}.$$

Exo 13 oxydation ou réduction ?

n.o. qui augmente = oxydation (perte d'électrons) ; qui diminue = réduction (gain).

a)

$$\text{Zn}(0) \rightarrow \text{Zn}^{2+} (+\text{II}) : \Delta = +2, \text{ oxydation, l'atome perd 2 électrons.}$$

b)

$$\text{Ag}^+ (+\text{I}) \rightarrow \text{Ag}(0) : \Delta = -1, \text{ réduction, l'ion capte 1 électron.}$$

c)

$$\text{H}^+ (+\text{I}) \rightarrow \text{H}_2(0) : \Delta = -1 \text{ par atome, réduction, chaque } \text{H}^+ \text{ capte 1 électron.}$$

d)

$$\text{Al}(0) \rightarrow \text{Al}^{3+} (+\text{III}) : \Delta = +3, \text{ oxydation, l'atome perd 3 électrons.}$$

Exo 14 les degrés d'oxydation du chlore

n.o.(O) = -II ; on isole le chlore dans chaque espèce.

a)

$$\text{Cl}^- : \text{ion monoatomique, } -\text{I}.$$

b)

$$\text{Cl}_2 : \text{corps simple, } 0.$$

c)

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

d)

$$\text{ClO}_3^- : x + 3(-2) = -1 \Rightarrow x = +5, \text{ soit } +\text{V}.$$

e)

$$\text{ClO}_4^- : x + 4(-2) = -1 \Rightarrow x = +7, \text{ soit } +\text{VII}.$$

Du plus réduit au plus oxydé : $\text{Cl}^- (-\text{I}) < \text{Cl}_2 (0) < \text{HClO} (+\text{I}) < \text{ClO}_3^- (+\text{V}) < \text{ClO}_4^- (+\text{VII})$.

Exo 15 combien d'électrons pour un couple simple ?

$$n = |\text{n.o.}(\text{Ox}) - \text{n.o.}(\text{Red})|.$$

a)

$$\text{Zn}^{2+} (+\text{II}) / \text{Zn}(0) : n = 2.$$

b)

$$\text{Ag}^+ (+\text{I}) / \text{Ag}(0) : n = 1.$$

c)

$$\text{Al}^{3+} (+\text{III}) / \text{Al}(0) : n = 3.$$

d)

$$\text{Fe}^{3+} (+\text{III}) / \text{Fe}^{2+} (+\text{II}) : n = 1.$$

MOYEN 15 exercices

Exo 1 un même élément à plusieurs degrés : le manganèse

On isole $x = \text{n.o.}(\text{Mn})$ dans chaque espèce ($\text{n.o.}(\text{O}) = -\text{II}$).

a)

$$\text{MnO}_4^- : x + 4(-2) = -1 \Rightarrow x = +7, \text{ soit } +\text{VII}.$$

b)

$$\text{MnO}_2 : x + 2(-2) = 0 \Rightarrow x = +4, \text{ soit } +\text{IV}.$$

c)

$$\text{Mn}^{2+} : \text{ion monoatomique}, +\text{II}.$$

d)

$$\text{Mn} : \text{corps simple}, 0.$$

Classement du plus oxydé au plus réduit : $\text{MnO}_4^- (+\text{VII}) > \text{MnO}_2 (+\text{IV}) > \text{Mn}^{2+} (+\text{II}) > \text{Mn}(0)$.

Exo 2 variation du n.o. entre deux formes

a)

$$\text{C} : -\text{IV} (\text{CH}_4) \rightarrow +\text{IV} (\text{CO}_2), \Delta = +8 : \text{oxydation}.$$

b)

$$\text{S} : +\text{IV} (\text{SO}_2) \rightarrow +\text{VI} (\text{SO}_4^{2-}), \Delta = +2 : \text{oxydation}.$$

c)

$\text{N} : +\text{II}(\text{NO}) \rightarrow +\text{V}(\text{NO}_3^-), \Delta = +3 : \text{oxydation}.$

d)

$\text{Cr} : +\text{VI}(\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}) \rightarrow +\text{III}(\text{Cr}^{3+}), \Delta = -3 : \text{réduction}.$

Exo 3 lire une équation redox globale

On suit l'atome dont le n.o. varie. *Rappel : le réducteur est l'espèce oxydée, l'oxydant est l'espèce réduite.*

a)

$\text{Zn}(0) \rightarrow \text{Zn}^{2+}(+\text{II})$: Zn est **oxydé** (réducteur) ; $\text{Cu}^{2+}(+\text{II}) \rightarrow \text{Cu}(0)$ est **réduit**, donc Cu^{2+} est l'**oxydant**.

b)

$\text{Fe}(0) \rightarrow \text{Fe}^{2+}(+\text{II})$: Fe est **oxydé** (réducteur) ; $\text{H}^+(+\text{I}) \rightarrow \text{H}_2(0)$ est **réduit**, donc H^+ est l'**oxydant**.

c)

$\text{Al}(0) \rightarrow +\text{III}$: Al est **oxydé** (réducteur) ; $\text{Cl}(0) \rightarrow -\text{I}$ dans AlCl_3 est **réduit**, donc Cl_2 est l'**oxydant**.

Exo 4 cas piégeux : exceptions et n.o. moyens

a)

OF_2 : le fluor est *plus électronégatif* que l'oxygène, donc $\text{n.o.}(\text{F}) = -\text{I}$. Alors $x + 2(-1) = 0 \Rightarrow x = +2$: $\text{n.o.}(\text{O}) = +\text{II}$ (rare exception où O est positif).

b)

Fe_3O_4 : $3x + 4(-2) = 0 \Rightarrow 3x = 8 \Rightarrow x = +\frac{8}{3} \approx +2,67$. C'est un **n.o. moyen** : la magnétite contient en réalité un mélange de Fe^{2+} et de Fe^{3+} (un Fe^{2+} pour deux Fe^{3+}).

c)

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

d)

NH_4^+ : $x + 4(+1) = +1 \Rightarrow x = -3$: $\text{n.o.}(\text{N}) = -\text{III}$.

Exo 5 combien d'électrons échange un couple ?

a)

$\text{MnO}_4^-/\text{Mn}^{2+}$: Mn passe de $+\text{VII}$ à $+\text{II}$, $n = 7 - 2 = 5$ électrons.

b)

$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}/\text{Cr}^{3+}$: Cr passe de $+\text{VI}$ à $+\text{III}$, soit 3 par atome ; mais il y a **2** atomes de Cr, donc $n = 2 \times 3 = 6$ électrons. (Piège classique !)

c)

NO_3^-/NO : N passe de +V à +II, $n = 5 - 2 = 3$ électrons.

d)

$\text{S}_4\text{O}_6^{2-}/\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$: le soufre passe d'un n.o. moyen de +2,5 (dans $\text{S}_4\text{O}_6^{2-}$) à +II (dans $\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$), soit 0,5 par atome ; sur les 4 atomes de soufre, $n = 4 \times 0,5 = 2$ électrons. La demi-équation est donc $\text{S}_4\text{O}_6^{2-} + 2\text{e}^- \rightleftharpoons 2\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$.

Exo 6 nombres d'oxydation fractionnaires

Un n.o. non entier est une *moyenne* sur les atomes concernés (ou traduit une exception).

a)

Pb_3O_4 : $3x + 4(-2) = 0 \Rightarrow 3x = 8 \Rightarrow x = +\frac{8}{3} \approx +2,67$. Le minium contient en réalité un mélange de Pb^{2+} et de Pb^{4+} (deux Pb^{2+} pour un Pb^{4+}).

b)

KO_2 : *superoxyde* ; K = +I donne $(+1) + 2x = 0 \Rightarrow x = -\frac{1}{2}$. L'oxygène y est au n.o. $-\frac{1}{2}$ (exception distincte du peroxyde).

c)

N_3^- : $3x = -1 \Rightarrow x = -\frac{1}{3}$.

d)

C_3H_8 : $3x + 8(+1) = 0 \Rightarrow 3x = -8 \Rightarrow x = -\frac{8}{3} \approx -2,67$.

Exo 7 l'échelle d'oxydation du carbone

Molécule neutre à un seul carbone : $x = \text{n.o.}(\text{C})$, avec H = +I et O = -II.

a)

CH_3OH : $x + 4(+1) + (-2) = 0 \Rightarrow x = -2$, soit -II.

b)

HCHO : $x + 2(+1) + (-2) = 0 \Rightarrow x = 0$.

c)

HCOOH : $x + 2(+1) + 2(-2) = 0 \Rightarrow x = +2$, soit +II.

d)

CO_2 : $x + 2(-2) = 0 \Rightarrow x = +4$, soit +IV.

Du plus réduit au plus oxydé : $\text{CH}_3\text{OH} (-\text{II}) < \text{HCHO} (0) < \text{HCOOH} (+\text{II}) < \text{CO}_2 (+\text{IV})$: c'est l'oxydation progressive du carbone.

Exo 8 repérer l'oxydant et le réducteur

On suit l'atome dont le n.o. varie ; l'oxydant est réduit, le réducteur est oxydé.

a)

$I(-I \rightarrow 0)$ est oxydé : KI (via I^-) est le **réducteur** ; $Cl(0 \rightarrow -I)$ est réduit : Cl_2 est l'**oxydant**.

b)

$Al(0 \rightarrow +III)$ est oxydé : Al est le **réducteur** ; $Fe(+III \rightarrow 0)$ est réduit : Fe_2O_3 est l'**oxydant** (réaction aluminothermique).

c)

Le soufre de $H_2S(-II \rightarrow 0)$ est oxydé : H_2S est le **réducteur** ; le soufre de $SO_2(+IV \rightarrow 0)$ est réduit : SO_2 est l'**oxydant** (les deux soufres se rejoignent à 0 : médimutation).

Exo 9 nombre d'électrons échangés par un couple

$n = |\Delta \text{n.o.}|$ compté sur **tous** les atomes qui changent de n.o.

a)

SO_4^{2-}/SO_2 : S de +VI à +IV, $n = 2$.

b)

NO_3^-/NH_4^+ : N de +V à -III, $n = 5 - (-3) = 8$.

c)

IO_3^-/I_2 : I de +V à 0, mais I_2 compte **2** atomes ($2 IO_3^- \rightleftharpoons I_2$), d'où $n = 2 \times 5 = 10$.

d)

H_2O_2/H_2O : O de -I à -II, et H_2O_2 compte **2** O, d'où $n = 2 \times 1 = 2$.

Exo 10 l'eau oxygénée, à la fois oxydant et réducteur

a)

H_2O_2 : $2(+1) + 2x = 0 \Rightarrow x = -1$, soit n.o.(O) = -I.

b)

$H_2O_2 \rightarrow H_2O$: O passe de -I à -II (n.o. diminue) : **réduction**. H_2O_2 capte des électrons : il joue le rôle d'**oxydant**.

c)

$H_2O_2 \rightarrow O_2$: O passe de -I à 0 (n.o. augmente) : **oxydation**. H_2O_2 cède des électrons : il joue le rôle de **réducteur**.

d)

Son oxygène occupe un n.o. *intermédiaire* ($-I$, entre $-II$ et 0) : H_2O_2 peut donc être **oxydant ou réducteur**, et même se **dismuter** ($2 H_2O_2 \rightarrow 2 H_2O + O_2$).

Exo 11 une dismutation : le dichlore dans la soude

a)

Cl_2 : corps simple, 0 . $NaCl$: $Na = +I$ donne n.o. (Cl) = $-I$. $NaClO$: $Na = +I$, $O = -II$ donnent $(+1) + x + (-2) = 0 \Rightarrow x = +1$, soit $+I$.

b)

Oui : le chlore de $Cl_2(0)$ est à la fois **réduit** en $Cl^-(-I)$ et **oxydé** en $ClO^-(+I)$.

c)

Un même élément joue le rôle d'oxydant et de réducteur : c'est une **dismutation** (ou disproportionation).

Exo 12 l'azote dans tous ses états

$O = -II$, $H = +I$; on isole l'azote.

a)

NH_4^+ : $x + 4(+1) = +1 \Rightarrow x = -3$, soit $-III$.

b)

N_2 : corps simple, 0 .

c)

N_2O : $2x + (-2) = 0 \Rightarrow x = +1$, soit $+I$.

d)

NO_2 : $x + 2(-2) = 0 \Rightarrow x = +4$, soit $+IV$.

e)

NO_3^- : $x + 3(-2) = -1 \Rightarrow x = +5$, soit $+V$.

Par n.o. croissant : $NH_4^+(-III) < N_2(0) < N_2O(+I) < NO_2(+IV) < NO_3^-(+V)$.

Exo 13 quand l'électronégativité décide

On attribue $-I$ (ou $-II$ pour O) à l'élément le *plus* électronégatif de la liaison.

a)

Cl_2O_7 : $O(-II)$ est plus électronégatif que Cl ; $2x + 7(-2) = 0 \Rightarrow 2x = 14 \Rightarrow x = +7$, soit n.o. (Cl) = $+VII$.

b)

ICl : Cl est plus électronégatif que I, donc $\text{n.o.}(\text{Cl}) = -\text{I}$.

c)

BrF_5 : F est le plus électronégatif ($-\text{I}$) ; $x + 5(-1) = 0 \Rightarrow x = +5$, soit $\text{n.o.}(\text{Br}) = +\text{V}$.

d)

ICl : puisque $\text{Cl} = -\text{I}$ et la molécule est neutre, $\text{n.o.}(\text{I}) = +\text{I}$.

Exo 14 réaction redox ou non ?

Une réaction est redox *si et seulement si* au moins un n.o. varie.

a)

$\text{CaCO}_3 \longrightarrow \text{CaO} + \text{CO}_2$: Ca($+\text{II}$), C($+\text{IV}$), O($-\text{II}$) inchangés. **Non redox** (décomposition).

b)

$4\text{Fe}(\text{OH})_2 + \text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{O} \longrightarrow 4\text{Fe}(\text{OH})_3$: Fe($+\text{II} \rightarrow +\text{III}$) oxydé, O de O_2 ($0 \rightarrow -\text{II}$) réduit. **Redox**.

c)

$2\text{KClO}_3 \longrightarrow 2\text{KCl} + 3\text{O}_2$: Cl($+\text{V} \rightarrow -\text{I}$) réduit, O($-\text{II} \rightarrow 0$) oxydé. **Redox** (interne).

d)

$2\text{CrO}_4^{2-} + 2\text{H}^+ \longrightarrow \text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + \text{H}_2\text{O}$: Cr reste à $+\text{VI}$ des deux côtés. **Non redox** (condensation acido-basique). Piège classique !

Exo 15 raisonner à l'envers : charge et formule

a)

XO_4^{n-} : $(+7) + 4(-2) = -n \Rightarrow -1 = -n \Rightarrow n = 1$. L'ion porte la charge -1 (comme MnO_4^-).

b)

X_2O_3 : $2x + 3(-2) = 0 \Rightarrow 2x = 6 \Rightarrow x = +3$, soit $\text{n.o.}(\text{X}) = +\text{III}$.

c)

MnO_4^{2-} : $x + 4(-2) = -2 \Rightarrow x = +6$, soit $+\text{VI}$; c'est un degré *de moins* que le permanganate MnO_4^- ($+\text{VII}$).

d)

$\text{Cr}_2\text{O}_7^{n-}$: $2(+6) + 7(-2) = -n \Rightarrow 12 - 14 = -n \Rightarrow n = 2$. La charge est -2 .

DIFFICILE 15 exercices

Exo 1 vrai ou faux : les définitions

a)

Vrai : par définition, n.o. = charge pour un ion monoatomique (ex. $\text{Fe}^{3+} \rightarrow +\text{III}$).

b)

Faux : s'oxyder, c'est *perdre* des électrons, donc le n.o. **augmente**.

c)

Vrai : l'oxydant capte les électrons ; il est donc réduit.

d)

Faux : n.o.(H) = +I *sauf* dans les hydrures métalliques (−I) et dans H_2 (0).

e)

Vrai : dans un corps simple, n.o. = 0.

Bilan : 3 propositions vraies (a, c, e).

Exo 2 tous les éléments d'un composé, et un piège

a)

K est un alcalin : +I ; O : −II. Pour Mn, la molécule est neutre : $(+1) + x + 4(-2) = 0 \Rightarrow x = +7$, soit n.o.(Mn) = +VII.

b)

L'étudiant a **oublié le potassium** : en écrivant $x + 4(-2) = 0$ il trouve +8. Il faut inclure n.o.(K) = +I. De plus, le manganèse (groupe 7) ne peut pas dépasser +VII : +VIII est impossible. La bonne valeur est +VII.

Exo 3 reconnaître une réaction d'oxydo-réduction

Une réaction est redox *si et seulement si* au moins un atome change de n.o.

a)

$\text{NaCl} + \text{AgNO}_3 \rightarrow \text{AgCl} + \text{NaNO}_3$: Na(+I), Cl(−I), Ag(+I), N(+V) inchangés. **Non redox** (précipitation).

b)

$\text{Cu} + 4\text{HNO}_3 \rightarrow \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{NO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$: Cu: 0 $\rightarrow$ +II (oxydé) et une partie de l'azote : +V $\rightarrow$ +IV (réduit en NO_2). **Redox**.

c)

$2\text{Na} + 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{NaOH} + \text{H}_2$: Na: 0 $\rightarrow$ +I (oxydé), H: +I $\rightarrow$ 0 (réduit en H_2). **Redox**.

d)

$\text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow \text{H}_2\text{CO}_3$: C(+IV), O(−II), H(+I) inchangés. **Non redox** (hydratation acido-basique).

Réactions redox : b) et c).

Exo 4 un élément oxydé et réduit à la fois

a)

MnSO_4 : l'ion sulfate est SO_4^{2-} , donc n.o.(Mn) = +II. KMnO_4 : +VII. MnO_2 : $x + 2(-2) = 0 \Rightarrow +\text{IV}$.

b)

Le manganèse de MnSO_4 passe de +II à +IV : il est **oxydé**. Celui de KMnO_4 passe de +VII à +IV : il est **réduit**. Les deux « se rejoignent » à +IV (MnO_2) : c'est une **médiamutation**.

c)

KMnO_4 est **réduit** : c'est donc l'**oxydant** (et MnSO_4 , oxydé, est le réducteur).

Exo 5 relier n.o., formule et sens de la réaction

a)

FeSO_4 : avec SO_4^{2-} , on a n.o.(Fe) = +II.

b)

$\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$: trois sulfates apportent $3 \times (-2) = -6$, donc $2 \text{ n.o.}(\text{Fe}) = +6$, soit n.o.(Fe) = +III.

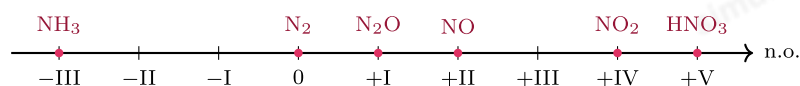
c)

Le fer passe de +II à +III : il est **oxydé**, et chaque atome de fer **perd 1 électron**.

Exo 6 l'échelle des degrés d'oxydation de l'azote

a)

NH_3 : −III ; N_2 : 0 ; N_2O : $2x + (-2) = 0 \Rightarrow +\text{I}$; NO : +II ; NO_2 : +IV ; HNO_3 : +V.



b)

NH_3 est au n.o. *le plus bas* (−III) : l'azote ne peut plus y descendre, donc NH_3 ne peut être qu'**oxydé** $\Rightarrow$ **réducteur** seulement. HNO_3 est au n.o. *le plus haut* (+V, degré maximal de l'azote) : il ne peut qu'être **réduit** $\Rightarrow$ **oxydant** seulement.

c)

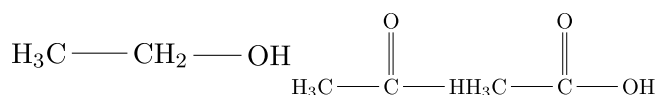
Oui : à un degré *intermédiaire* (0), N_2 pourrait a priori se dismuter, c'est-à-dire donner simultanément une espèce où N *descend* (par ex. $-III$) et une où N *monte* (par ex. $+II$) — un même élément à la fois oxydé et réduit.

Exo 7 oxydation d'un alcool : suivre le carbone

Molécule neutre à 2 carbones : $2x + (\text{apport des H}) + (\text{apport des O}) = 0$.

a)

$CH_3CH_2OH (C_2H_6O) : 2x + 6(+1) + (-2) = 0 \Rightarrow 2x = -4 \Rightarrow x = -2$ (n.o. moyen $-II$). $CH_3CHO (C_2H_4O) : 2x + 4(+1) + (-2) = 0 \Rightarrow x = -1$ ($-I$). $CH_3COOH (C_2H_4O_2) : 2x + 4(+1) + 2(-2) = 0 \Rightarrow x = 0$.



b)

À chaque étape le n.o. moyen augmente de $+1$ ($-II \rightarrow -I \rightarrow 0$) : le carbone est **oxydé** à chaque fois.

c)

Le carbone perd des électrons (n.o. qui monte) : l'éthanol est **oxydé**, il joue donc le rôle de **réducteur**.

Exo 8 le dioxyde de soufre, oxydant ou réducteur selon le partenaire

a)

$H_2S : -II ; SO_2 : x + 2(-2) = 0 \Rightarrow +IV ; SO_4^{2-} : x + 4(-2) = -2 \Rightarrow +VI$.

b)

Dans $2H_2S + SO_2 \rightarrow 3S + 2H_2O$, le soufre de SO_2 passe de $+IV$ à 0 : il est **réduit**, donc SO_2 est l'**oxydant**.

c)

Dans $SO_2 + Br_2 + 2H_2O \rightarrow SO_4^{2-} + 2Br^- + 4H^+$, le soufre passe de $+IV$ à $+VI$: il est **oxydé**, donc SO_2 est le **réducteur**.

d)

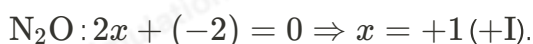
Le soufre de SO_2 occupe un degré *intermédiaire* ($+IV$, entre $-II$ et $+VI$) : il peut aussi bien monter que descendre, d'où son double comportement.

Exo 9 une médimutation : la décomposition du nitrate d'ammonium

a)

$NH_4^+ : x + 4(+1) = +1 \Rightarrow x = -3$ ($-III$). $NO_3^- : x + 3(-2) = -1 \Rightarrow x = +5$ ($+V$).

b)



c)

L'azote de NH_4^+ passe de $-\text{III}$ à $+\text{I}$: il est **oxydé**. Celui de NO_3^- passe de $+\text{V}$ à $+\text{I}$: il est **réduit**. Deux formes d'un même élément qui convergent vers un degré intermédiaire : c'est une **médiamutation** (comproportionation).

d)

L'azote oxydé cède $1 - (-3) = 4$ électrons ; l'azote réduit capte $5 - 1 = 4$ électrons. L'échange est **équilibré** ($4 = 4$).

Exo 10 le piège de la liaison peroxo : l'ion peroxodisulfate

a)

En posant $\text{O} = -\text{II}$ partout : $2x + 8(-2) = -2 \Rightarrow 2x = 14 \Rightarrow x = +7$. Or le soufre (groupe 16) ne peut dépasser $+\text{VI}$: la valeur $+\text{VII}$ est **impossible**, signe qu'une hypothèse est fausse.

b)

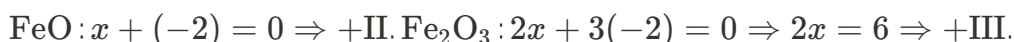
Avec 2 oxygènes peroxo à $-\text{I}$ et 6 oxygènes à $-\text{II}$: $2x + 2(-1) + 6(-2) = -2 \Rightarrow 2x - 14 = -2 \Rightarrow 2x = 12 \Rightarrow x = +6$, soit $\text{n.o.}(\text{S}) = +\text{VI}$.

c)

La règle de la somme suppose des n.o. « standard » pour les oxygènes ; il faut d'abord **repérer les liaisons inhabituelles** (peroxo, superoxo...) sous peine d'obtenir un n.o. aberrant.

Exo 11 les oxydes de fer : degrés multiples et n.o. moyen

a)



b)

$\text{Fe}_3\text{O}_4 : 3x + 4(-2) = 0 \Rightarrow 3x = 8 \Rightarrow x = +\frac{8}{3} \approx +2,67$. Avec un Fe^{2+} et deux Fe^{3+} : $\frac{(+2)+2(+3)}{3} = \frac{8}{3}$: la magnétite est bien $\text{FeO} \cdot \text{Fe}_2\text{O}_3$.

c)

Le fer passe d'un n.o. moyen de $+\text{II}$ (FeO) à $+\frac{8}{3}$ (Fe_3O_4) : il est **oxydé** (partiellement). L'oxygène de O_2 passe de 0 à $-\text{II}$: il est **réduit**.

Exo 12 oxydo-réduction et respiration cellulaire

a)



b)

$$\text{CO}_2 : x + 2(-2) = 0 \Rightarrow x = +4(+\text{IV}).$$

c)

Le carbone passe de 0 à +IV : il est **oxydé**. Chaque atome cède 4 électrons ; pour une molécule de glucose (6 C), cela fait $6 \times 4 = 24$ électrons.

d)

L'oxygène de O_2 passe de 0 à -II : il est **réduit**. Le dioxygène est donc l'**oxydant** (accepteur final d'électrons de la respiration).

Exo 13 vrai ou faux : subtilités du nombre d'oxydation

a)

Vrai : un n.o. *moyen* peut être fractionnaire (ex. $\text{Fe}_3\text{O}_4 : +\frac{8}{3}$).

b)

Vrai pour les groupes principaux : le n.o. maximal égale le numéro de groupe (ex. S, groupe 16 $\rightarrow$ max +VI).

c)

Vrai : c'est la définition même de la dismutation.

d)

Faux : O vaut -I dans les peroxydes, $-\frac{1}{2}$ dans les superoxydes, et même +II dans OF_2 .

e)

Vrai : $n = |\Delta \text{n.o.}| \times (\text{nombre d'atomes concernés})$.

Bilan : 4 propositions vraies (a, b, c, e).

Exo 14 la dismutation de l'ion manganate

a)

$$\text{MnO}_4^{2-} : x + 4(-2) = -2 \Rightarrow x = +6. \text{ Contrôle avec } \text{K}_2\text{MnO}_4 : 2(+1) + x + 4(-2) = 0 \Rightarrow x = +6(+\text{VI}).$$

b)

$$\text{MnO}_4^- : x + 4(-2) = -1 \Rightarrow +\text{VII}. \text{ MnO}_2 : x + 2(-2) = 0 \Rightarrow +\text{IV}.$$

c)

Le manganèse qui devient MnO_4^- passe de +VI à +VII : **oxydé** (1 électron cédé par atome). Celui qui devient MnO_2 passe de +VI à +IV : **réduit** (2 électrons captés par atome). Un même élément oxydé et réduit : dismutation.

d)

Les coefficients donnent 2MnO_4^- (soit $2 \times 1 = 2$ électrons cédés) et 1MnO_2 (soit $1 \times 2 = 2$ électrons captés) : $2 = 2$, les électrons sont conservés.

Exo 15

du nombre d'oxydation à la stœchiométrie : permanganate et oxalate

a)

MnO_4^- : +VII ; Mn^{2+} : +II. Le manganèse passe de +VII à +II : un permanganate **capte** $7 - 2 = 5$ électrons.

b)

$\text{C}_2\text{O}_4^{2-}$: $2x + 4(-2) = -2 \Rightarrow 2x = 6 \Rightarrow x = +3$ (+III). CO_2 : +IV. Chaque carbone **cède** 1 électron ; un oxalate (2 C) cède donc 2 électrons.

c)

Conservation des électrons : si a permanganates et b oxalates réagissent, $5a = 2b$, soit $\frac{a}{b} = \frac{2}{5}$. Il faut donc 2MnO_4^- pour $5\text{C}_2\text{O}_4^{2-}$.



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