

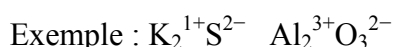
Réactions d'oxydo réduction

Notions de base dans les réactions d'oxydo – réductions

1. Le réducteur, c'est le composé qui **cède** des électrons, augmente son nombre d'oxydation et est oxydé.
L'oxydant, c'est le composé qui **accepte** des électrons, diminue son nombre d'oxydation et est réduit.

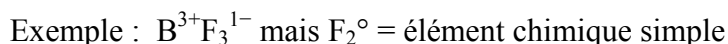
Règles :

La somme des nombres d'oxydation (N.O.) des éléments dans un composé chimique est égale à zéro.



L'oxygène possède N.O. -2 à l'exception : $O^{2+}F_2^{1-}$ et $H_2^{1+}O_2^{1-}$

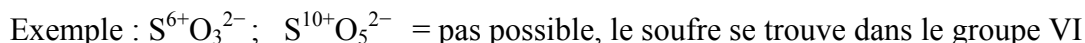
L'hydrogène a un nombre d'oxydation 1+, à l'exception des hydrures des éléments du IA et IIA groupes.
Le Fluor (F) a toujours un nombre d'oxydation 1-.



Les métaux possèdent un nombre d'oxydation positif qui correspond très souvent au numéro du groupe.



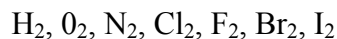
Les non-métaux manifestent un nombre d'oxydation positif maximal qui est égal au numéro du groupe.



Les substances simples possèdent un numéro d'oxydation égal à zéro.



Des substances simples qui se présentent le plus souvent sous forme de dimères (liaison covalente) :



Cl_2 , F_2 , Br_2 , I_2 = les halogènes

Rappels des ions « complexes » :

1. Sulfates : $(S^{6+}O_4^{2-})^{2-}$

Exemple : K_2SO_4
 $Al_2(SO_4)_3$

2. Nitrates : $(N^{5+}O_3^{2-})^-$

Exemple : $Ca(NO_3)_2$

3. Phosphates : $(P^{5+}O_4^{2-})^{3-}$

Exemple : K_3PO_4

4. Carbonates : $(C^{4+}O_3^{2-})^{2-}$

Exemple : $CaCO_3$, Li_2CO_3

5. Hydroxyde $(O^{2-}H^+)^{1-}$

Exemple : $NaOH$, $Al(OH)_3$

Acides correspondants : H_2SO_4 = acide sulfurique
 HNO_3 = acide nitrique
 H_3PO_4 = acide phosphorique
 H_2CO_3 = acide carbonique

- Uma = gramme x Na
- Gramme = $1,6605 \times 10^{-24}$ x uma

- 1 mole correspond à $6,023 \times 10^{23}$ (Nombre d'Avogadro)
- Masse molaire : g/mol
- Masse moléculaire : uma

➤ Molarité = $\frac{\text{mole.d'l.soluté}}{\text{litre.de.solution}}$

➤ Molalité = $\frac{\text{nombre.de.moles.d'un.soluté}}{\text{1kg.de.solvant}}$

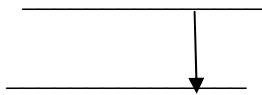
➤ Masse volumique = $\frac{\text{Masse}}{\text{unité.de.volume}}$ Dimension : **g / ml**

➤ Densité = la même chose que la masse volumique mais pas de dimension

- $\frac{J}{1,6 \times 10^{-19}} \rightarrow \text{ev}$
- $\text{ev} \times 1,6 \times 10^{-19} \rightarrow J$
- $E (J) \text{ pour } 1 \text{ mole} \rightarrow E (J) \times N_A \left[\frac{J}{\text{mol}} \right]$
- $E \left(\frac{\text{kJ}}{\text{mol}} \right) = J \times 10^{-3} \times N_A$
- $E (J) = \frac{E(\text{kJ}) \times 10^3}{N_A}$

Formule de Rydberg

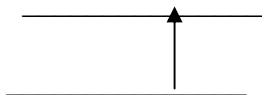
1. Pour passage de n supérieur à n inférieur :



$$v = R \left(\frac{1}{n^2 f} - \frac{1}{n^2 i} \right)$$

$$\Delta E = E_i - E_f$$

2. Pour passage de n inférieur à n supérieur :



$$v = R \left(\frac{1}{n^2 i} - \frac{1}{n^2 f} \right)$$

$$\Delta E = E_f - E_i$$

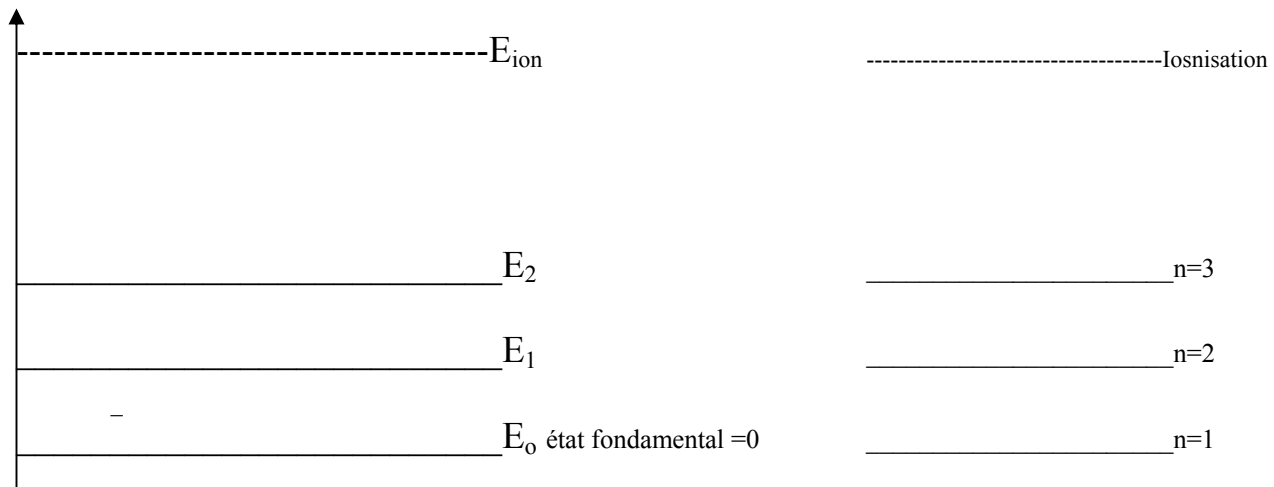


Diagramme d'énergie

(E que l'atome est susceptible d'absorber)

Niveaux d'Energie

Les valeurs indiquées concernent le lithium :

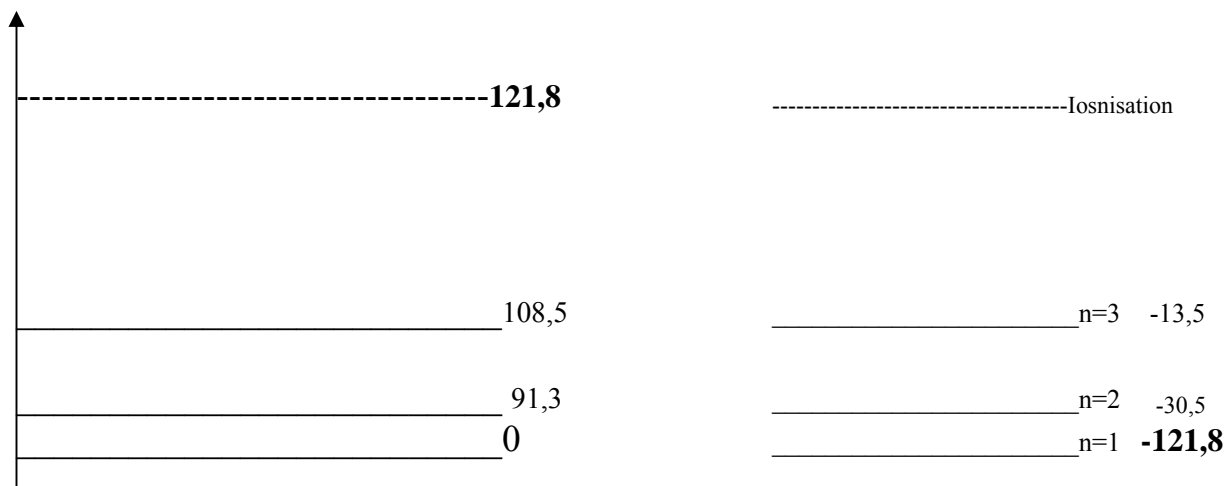


Diagramme d'énergie

(E que l'atome est susceptible d'absorber)

Niveaux d'Energie

❖ Effet photoélectrique

- Affecte la couche périphérique
- Les électrons acquièrent de l'énergie et peuvent passer d'une couche à une autre mais sont arrachés **uniquement** de la couche périphérique

❖ Spectromètre photo électronique

- $E_{ion} = E_{arrachement}$
- E_{ion} bcp plus grande
- Des électrons peuvent être arrachés de n'importe quelle couche

Règles

1. Trouver le nombre de moles des réactifs (c'est possible d'avoir dans les énoncés la masse des réactifs ou le nombre d'atomes)
2. Trouver dans quel rapport de nombre de moles se trouvent les réactifs dans **l'équation équilibrée** (rapport théorique)
3. Comparer le rapport théorique et le rapport de nombres de moles **calculés dans 1)**
4. Déterminer le réactif limitant
5. Trouver le nombre de moles de produit obtenu en se basant sur le réactif limitant = c'est celui qui va disparaître en premier et c'est lui qui va déterminer la quantité de produit formée
6. Retrouver la masse de produit formé si nécessaire avec la formule classique

$$n = m / M$$



$$n_A/n_B = 1/1$$



$$n_A/n_B = 2/1$$



$$n_A/n_C = 2/3$$

Structure chimique

Règles

1. Calculer le nombre de doublets à placer = la moitié du nombre total des électrons de valence présents dans la molécules

Electrons de valences = électrons qui se trouvent dans la couche périphérique

Ex. Oxygène $1s^2 2s^2 2p^4$ couche périphérique, 6 électrons de valence

Brome (Ar) $4s^2 3d^{10} 4p^5$ couche périphérique, 7 électrons de valence

2. Placer les symboles

L'atome central est en général le moins électronégatif

3. Relier les atomes par des liaisons simples.
4. Compléter les octets des atomes périphériques (liés aux atomes centraux) avec des DL
5. Placer le reste des doublets sous formes de paires libres sur les atomes centraux (compléter leurs octets ou former des octets étendus *si permis* : A la 3ème période du tableau périodique octets étendus permis, nécessité d'avoir commencé remplir la couche **3d** pour pouvoir former ces octets.)
6. S'il ne reste pas assez de doublets, réarranger les doublets libres des atomes périphériques pour former des liaisons doubles ou triples avec des atomes centraux afin de compléter leurs octets (ou laisser des octets incomplets *si permis* : Be et B lacunes, octets incomplets).
7. Calculer les charges formelles pour estimer la probabilité d'existence des structures établies.

CF = Nombre des é de valence - Nombre des é de DL - ½ Nombre des é des PL

Somme des charges formelles = 0 sauf au cas des ions

NO = Nombre des é de valence - Nombre des é de DL - Nombre des é des PL attribués à l'atome

Ordre des E des orbitales moléculaires :

Pour $Z < 7$ $2s\sigma < 2s\sigma^* < 2p\pi < 2p\sigma < 2p\pi^* < 2p\sigma^*$

Pour $Z > 8$ $2s\sigma < 2s\sigma^* < 2p\sigma < 2p\pi < 2p\pi^* < 2p\sigma^*$

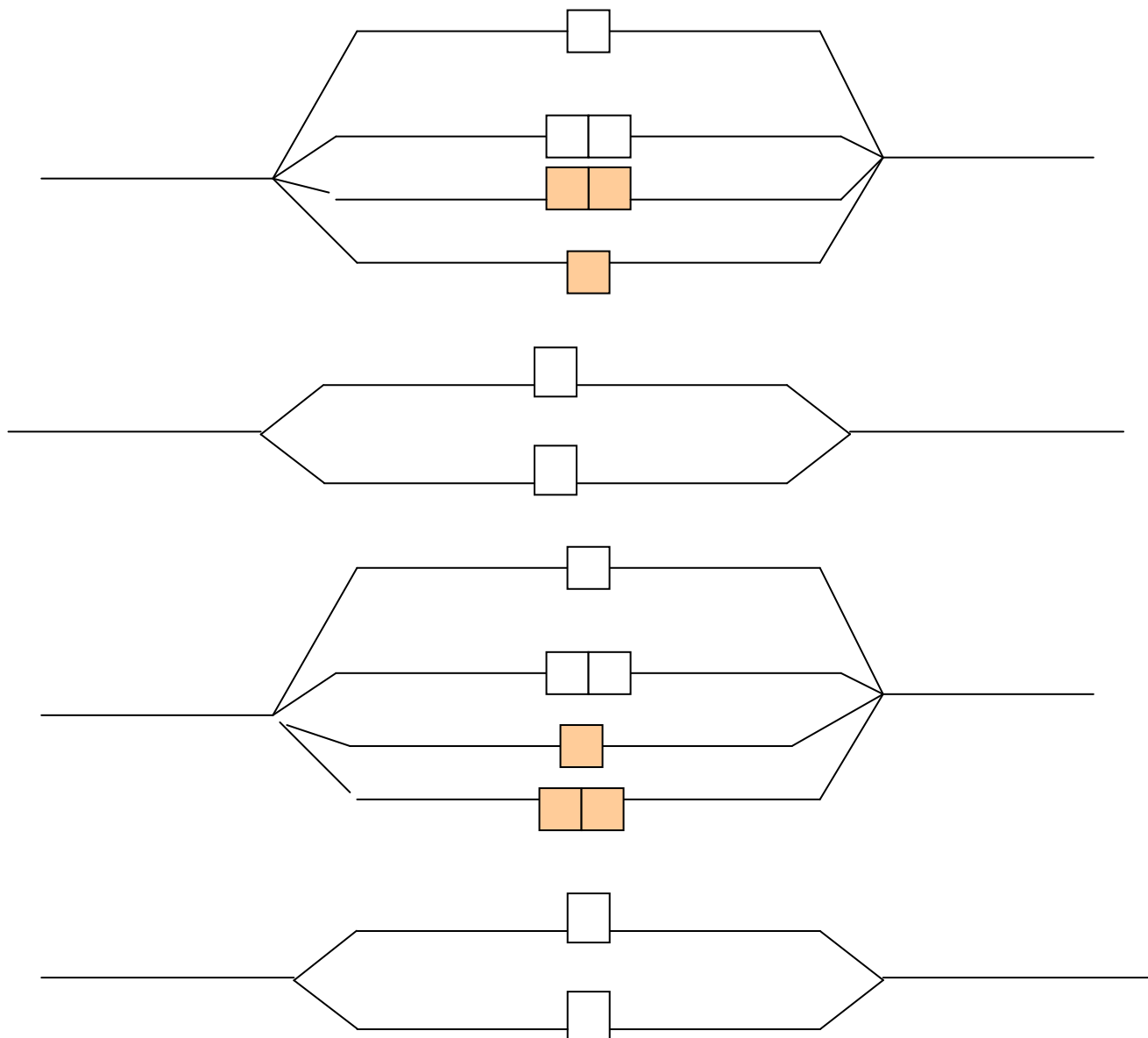
Ordre de liaison = $\frac{1}{2}$ (Nombre \uparrow occupant des orbitales liantes – nombre des \uparrow orbitales antiliantes)

A partir de **n orbitales atomiques** on forme **n orbitales moléculaires**.

HOMO = **H**aute **O**ccupée: la dernière orbitale qui contient encore des \uparrow .

Lumo = la 1^{ère} orbitale libre

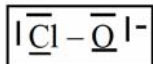
Si on est en présence des électrons non – appariés on parle de paramagnétisme, moment magnétique non-nul.



➤ ClO^- : $7+6+1 = 14$ électrons donc 7 doublets.

$\text{Cl} : 7-6-1 = 0$

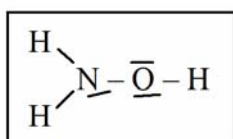
$\text{O} : 6-6-1 = -1$



➤ NH_2OH : $5+3+6 = 14$ électrons donc 7 doublets.

$\text{N} : 5-2-3 = 0$ $\text{O} : 6-4-2 = 0$

$\text{H} : 1-0-1 = 0$



➤ HCO_3^- : $1+4+3 \times 6+1 = 24$ donc 12 doublets

$\text{C} : 4-0-4 = 0$

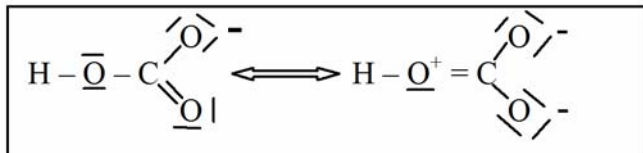
$\text{O}_1 : 6-6-1 = -1$

$\text{O}_2 : 6-4-2 = 0$

$\text{O}_3 : 6-4-2 = 0$

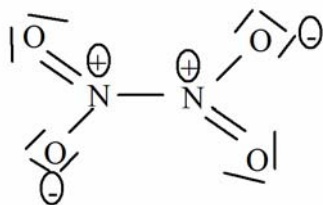
$\text{H} : 1-0-1 = 0$

Forme trigonale plane



➤ N_2O_4 : électrons = $10+24 = 34$ donc 17 doublets.

$\text{N.O} : 5-0-1 = +\text{IV}$



➤ NH_4^+ e⁻ : $5+4-1 = 8$ électrons donc 4 doublets

XY 4 : molécule tétraédrique

