

**I.3.1.2. Bloc « p » :  $ns^2, np^x$  (avec :  $1 \leq x \leq 6$ ) ; colonnes 13 à 18.**

- Colonne 13 : la famille du bore : *B, Al, Ga, ...*
  - La structure électronique externe de ces éléments est :  $ns^2, np^1$
- Colonne 14 : la famille du carbone : *C, Si, Ge, Sn, ...*
  - La structure électronique externe est :  $ns^2, np^2$
  - Ils forment principalement des liaisons de covalence.
- Colonne 15 : la famille de l'azote : *N, P, As, Sb, ...*
  - La structure électronique externe est :  $ns^2, np^3$
  - ils donnent principalement des liaisons de covalence
  - ils donnent des oxydes acides ( $N_2O_3, N_2O_5, P_2O_5 \dots$ ) :  $N_2O_5 + H_2O \rightarrow 2 HNO_3$
- Colonne 16 : la famille de l'oxygène ou chalcogènes : *O, S, Se, Te, ...*
  - Leur structure électronique externe est :  $ns^2, np^4$
  - Ils donnent des anions bivalents :  $O^{2-}, S^{2-} \dots$
  - Ils donnent des oxydes acides ( $SO_2, SO_3 \dots$ ) :  $SO_3 + H_2O \rightarrow H_2SO_4$
- Colonne 17 : les halogènes : *F, Cl, Br, I, ...*
  - Leur structure électronique externe est :  $ns^2, np^5$
  - ils donnent des anions monovalents :  $F^-, Cl^-, Br^- \dots$
- Colonne 18 : les gaz rares : *He, Ne, Ar, Kr, Xe, ...*
  - La structure électronique externe est :  $ns^2, np^6$ , sauf pour *He* ( $1s^2$ )
  - La configuration de gaz rare correspond à la saturation de la couche électronique externe :

ils présentent une grande inertie chimique, mais leur réactivité augmente avec *Z*.

**I.3.1.3. Bloc « d » :  $(n-1)d^x, ns^y$  (avec :  $1 \leq x \leq 10$  et  $0 \leq y \leq 2$ ) ; colonnes de 3 à 12**

Les métaux de transition : *Cr, Mn, Fe, Co, Ni, Cu, Zn, Ag, Cd, Au, ...*

- Leur structure électronique externe est :  $(n-1)d^x, ns^2$  ( $ns^1$  ou  $ns^0$ ) avec  $1 \leq x \leq 10$ .
- ils donnent des cations à valences multiples :  $Fe^{2+}, Fe^{3+}, Cu^+, Cu^{2+} \dots$

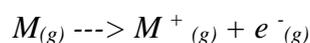
**I.3.1.4. Bloc « f »:**  $(n-2)f^x$ ,  $(n-1)d^y$ ,  $ns^2$  (avec  $n = 6$  ou  $7$ ,  $0 \leq x \leq 14$  ;  $y = 0$  ou  $1$  ou exceptionnellement  $2$  pour  $_{90}Th$ ). : Lanthanides et des Actinides

- Les éléments pour lesquels  $n = 6$  sont appelés "Lanthanides".
- Pour  $n = 7$  sont appelés "Actinides" (ces derniers sont tous radioactifs). *Ce, U, Pa, Th, ...*

## I.3.2. Caractérisations atomiques et périodicité

### I.3.2.1. Energie d'ionisation

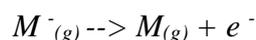
L'énergie de première ionisation,  $EI_1$ , est l'énergie minimale qu'il faut fournir à un atome isolé,  $A_{(g)}$  (état gazeux), pour lui arracher un électron selon la réaction :



L'énergie  $EI_1$  augmente de la gauche vers la droite au cours d'une même période et du bas vers le haut à l'intérieur d'une même colonne. Cette énergie est toujours positive. Les maxima correspondent aux gaz rares et les minima aux alcalins.

### I.3.2.2. Affinité électronique

L'affinité électronique  $AE$  d'un élément est l'énergie nécessaire pour arracher un électron à un anion gazeux pour redonner l'atome gazeux.



### I.3.2.3. Electronégativité

C'est une grandeur énergétique qui caractérise la tendance d'un élément à acquérir un électron : c'est ce qu'on appelle le caractère oxydant ou réducteur en chimie.

Parmi les échelles de classement proposées, une des plus simples est l'échelle de MULLIKEN :

$$\chi = \frac{EI + AE}{2}$$

Et des plus connus est l'échelle de PAULING, fondée sur les différences entre énergies de liaison hétéronucléaire et les liaisons homonucléaires :

$$|\chi_A - \chi_B| = 0,102 \left[ E_{AB} - (E_{AA} E_{BB})^{1/2} \right]$$

L'électronégativité varie de la même manière que l'énergie d'ionisation, c'est-à-dire qu'elle augmente de gauche à droite dans une période et de bas en haut dans une colonne.

#### I.3.2.4. Rayons atomiques

Le rayon atomique d'un atome est égal à la moitié de la distance qui sépare les 2 noyaux d'une molécule diatomique homonucléaires liés par une liaison de covalence simple.

- $R_{at}$  diminue Dans une période.
- $R_{at}$  augmente Dans une colonne.
- Un cation a un plus petit rayon que celui de l'atome correspondant, un anion a à l'inverse un rayon plus gros.
- Le rayon atomique varie dans le sens inverse de l'énergie d'ionisation.

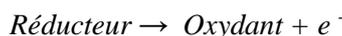
### I.4. Réaction d'Oxydoréduction

Une réaction d'oxydo-réduction est une réaction chimique correspondant au transfert d'un ou plusieurs électron (s) entre deux réactifs, appelés « oxydant » et « réducteur », c'est-à-dire elle correspond à un transfert d'électrons entre la forme redite  $red_2$  d'un couple redox ( $red_2/ox_2$ ) vers la forme  $ox_1$  d'un autre couple redox ( $red_1/ox_1$ ) selon le bilan :

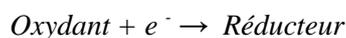


#### I.4.1. Couples « oxydant / réducteur » ou couple « Redox »

- Oxydant : entité chimique capable de gagner un ou plusieurs électron(s).
- Réducteur : entité chimique capable de perdre un ou plusieurs électron(s).
- Oxydation: une réaction au cours de laquelle un réactif cède un ou plusieurs électron(s) : le réducteur est oxyde.



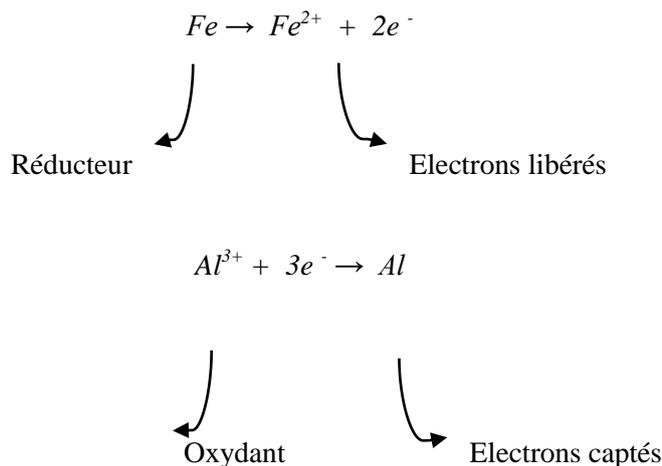
- Réduction: une réaction au cours de laquelle un réactif capte un ou plusieurs électron (s): l'oxydant est réduit.



**Exemples :**  $Fe^{2+} / Fe$ ,  $Al^{3+} / Al$ ,  $Cu^{2+} / Cu$

Un électron ne peut pas exister seul en solution. Une oxydation est donc toujours accompagnée d'une réduction. Si un électron est libéré par une entité (oxydation), il est forcément capté par une autre (réduction). Une réaction d'oxydo-réduction engage donc obligatoirement un oxydant et un réducteur.

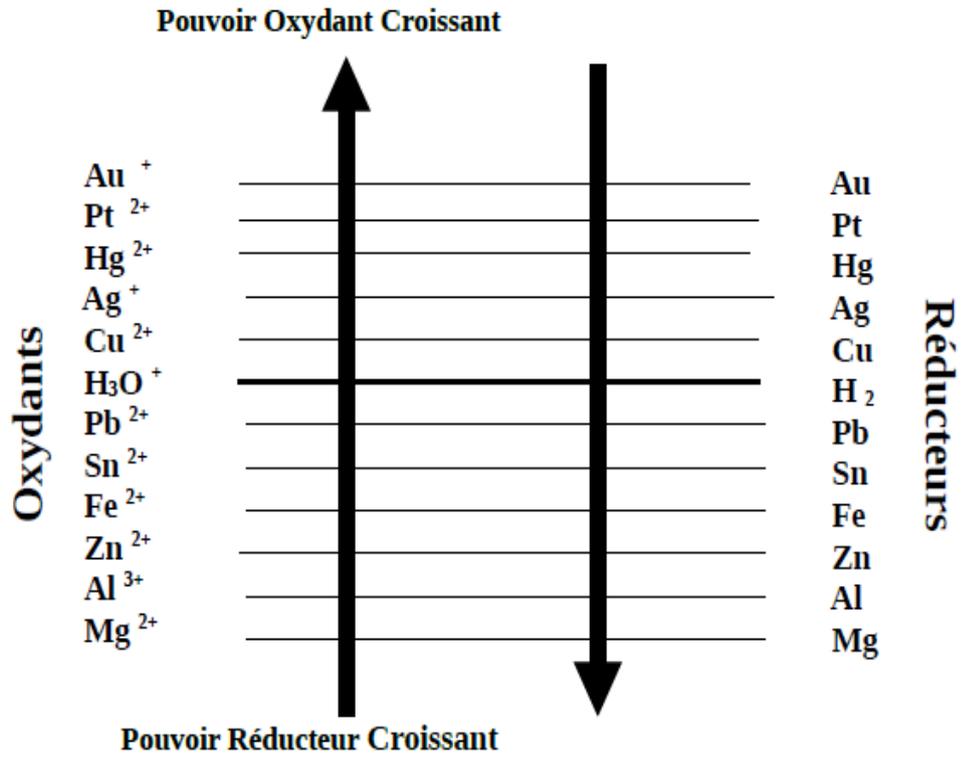
**Exemples :**



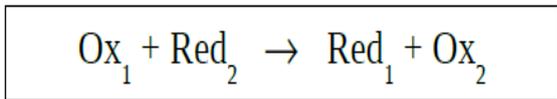
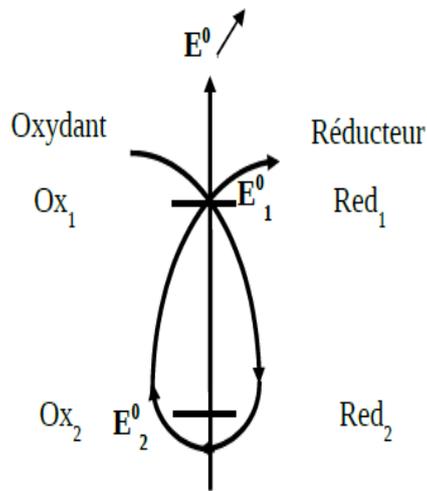
- Les principaux oxydants sont les corps simples correspondant aux éléments situés à droite du tableau périodique des éléments ( $O_2$ ,  $Cl_2$ , etc...).
- Les principaux réducteurs sont les métaux, en particulier ceux de la colonne I (métaux alcalins), et de la colonne II (métaux alcalino-terreux).

#### I.4.2. Classification électrochimique des couples « Redox » :

Les couples oxydant réducteurs sont classés d'après leur pouvoir oxydant ou réducteur. Pour chaque couple oxydant réducteur, les oxydants sont à gauche (les plus puissants en haut) et les réducteurs sont à droite (les plus puissants en bas)



La classification électrochimique permet de prévoir la réaction entre 2 couples oxydant réducteurs en utilisant la règle du GAMMA.



$$E_1^0 > E_2^0$$

**Règle du  $\gamma$**

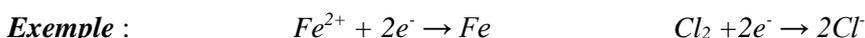
### I.4.3. Réaction d'oxydo-réduction (ou réaction redox)

#### I.4.3.1. Demi-équation redox

On symbolise le transfert d'un ou plusieurs électron (s) entre les deux formes d'un couple «oxydant / réducteur » par une demi équation.

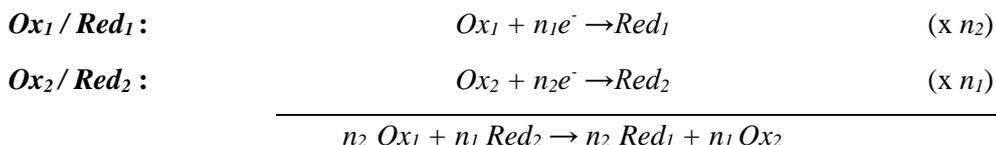


$n$  ; est le nombre d'électron (s) nécessaire pour passer de  $\text{Ox}$  à  $\text{Red}$ .



#### I.4.3.2. Equation d'une réaction redox

Comme pour les réactions acido-basiques ou l'acide d'un couple réagit avec la base d'un autre, lors d'une réaction d'oxydo-réduction, l'oxydant d'un couple réagit avec le réducteur d'un autre.



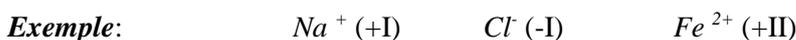
#### *Exemple*

On plonge un clou en fer dans une solution aqueuse de sulfate de cuivre. Après quelques minutes, on observe un dépôt de cuivre sur le clou et le test de la soude montre la présence d'ions fer (II) en solution :



#### I.4.3.3. Nombre d'oxydation

Le nombre d'oxydation (NO) ou degré d'oxydation d'un élément est le nombre qui représente la charge électrique de cet élément si toutes les liaisons qui entourent cet élément étaient ioniques. Elle est notée en chiffres romains.



On peut considérer des molécules fictives entièrement ionisées pour les composés avec liaisons covalentes.

- NO de  $O = -II$  sauf dans pour le peroxyde d'hydrogène  $H_2O_2$  ou  $NO = -I$
- NO de  $H = +I$  sauf pour les hydrures  $H^-$
  
- La somme des NO des atomes d'une espèce = a la charge de l'ion ou de la molécule.
- Le NO des corps simples est nul.

## Exercices

### Exercice 1 :

Remplir le tableau suivant avec les caractéristiques de chaque élément.

Elément	$^{35}_{17}\text{Cl}$	$^{16}_8\text{O}$	$^4_2\text{He}$	$^7_3\text{Li}$	$^{28}_{14}\text{Si}$
Nom					
Nombre de masse					
Numéro atomique					
Nombre de nucléons					
Nombre de neutrons					
Nombre d'électrons					
Masse molaire (u)					

### Exercice 2 :

La masse atomique moyenne du carbone est de 12,01 g/mol et nous savons que le carbone existe sous la forme de deux isotopes : le carbone 12 et le carbone 13.

- Quelles sont les abondances des différents isotopes du carbone ?

### Exercice 3 :

Parmi les échantillons suivants, quel est celui qui contient le plus grand nombre d'atomes :

- 1g d'argent (Ag).
- 1g d'ammoniac ( $\text{NH}_3$ ).
- 1g de néon (Ne).
- 1g d'octane ( $\text{C}_8\text{H}_{18}$ )

Données: Ag = 107,8682u, Ne = 22,9897u, N = 14,0067 u, C = 12,0107u, H = 1,00794u.

### Exercice 4 :

On donne la masse d'un atome de carbone  $m=2,0 \cdot 10^{-23}$  g

- Quel est le nombre d'atome connus dans une mine de crayon de masse  $M = 0,50$  g (la mine de crayon est supposée en carbone pur ?

Données :  $m_{\text{atome}} = 2,0 \cdot 10^{-23}$  g, Masse de la mine  $M = 0,50$ g.

**Exercice 5 :**

- Donnez la configuration électronique des espèces chimiques indiquées ci-dessous, en précisant à chaque fois la couche de valence et le nombre d'électrons célibataires :  ${}^8\text{O}$ ,  ${}^{16}\text{S}$ ,  ${}^{34}\text{Se}$ ,  ${}^9\text{F}$ ,  ${}^{17}\text{Cl}$ ,  ${}^{35}\text{Br}$ ,  ${}^{53}\text{I}$ .
- Donnez la configuration électronique de l'espèce chimique  $\text{Cl}^-$ ,  $\text{K}^+$ ,  $\text{Ca}^{2+}$

**Exercice 6 :**

Parmi les éléments suivants, indiquer ceux qui appartiennent à la même période ou à la même colonne de la classification périodique :  ${}^{22}\text{Ti}$ ,  ${}^{17}\text{Cl}$ ,  ${}^7\text{N}$ ,  ${}^{30}\text{Zn}$ ,  ${}^3\text{Li}$ ,  ${}^{15}\text{P}$ .

**Exercice 7 :**

Soit les éléments :  ${}^{29}\text{Cu}$ ,  ${}^{35}\text{Br}$ ,  ${}^{42}\text{Mo}$ , et  ${}^{54}\text{Xe}$

- Donner les structures électroniques de ces éléments.
- Situer ces éléments dans le tableau périodique.
- Quels sont parmi ces éléments, ceux de transition ?
- Quel est l'élément inerte chimiquement, indiquer sa structure externe.
- Attribuer en appliquant les valeurs des énergies de première ionisation ( $EI$ ) et des électronégativités des éléments suivants :  $\text{Cu}$ ,  $\text{Br}$ , et  $\text{Mo}$ .

<b>EI (eV)</b>	7.7	11.8	7.2
<b>Electronégativité</b>	1.9	2.8	1.8

- Un élément appartient à la sixième période et au groupe IV<sub>B</sub>. Quel est sa structure ? Donner son numéro atomique.

**Exercice 8 :**

Soit les éléments :  ${}^{11}\text{Na}$ ,  ${}^{37}\text{Rb}$ ,  ${}^{48}\text{Cd}$ , et  ${}^{51}\text{Sb}$ .

- Indiquer la position de chaque élément dans le tableau périodique (période et groupe).
- Les classer par ordre de rayon atomique décroissant.
- Les classer par ordre d'électropositivité croissante.

**Exercice 9 :**

Les ions argent  $Ag^+_{(aq)}$  réagissent avec le plomb métallique pour donner un dépôt métallique et des ions plomb II  $Pb^{2+}_{(aq)}$ .

- Cette réaction est-elle une réaction d'oxydoréduction ? Justifier.
- Quels sont les couples oxydant / réducteur mis en jeu ? Écrire leurs demi-équations d'oxydoréduction.
- Identifier l'oxydant et le réducteur qui réagissent. Ont-ils été oxydés ou réduits ?

**Exercice 10:**

Le dichlore  $Cl_2(g)$  peut se préparer au laboratoire, sous la hotte, en ajoutant, avec précaution, une solution d'acide chlorhydrique  $HCl$ , à une solution de permanganate de potassium  $KMnO_4$ .

- Établir l'équation de cette réaction d'oxydoréduction.
- Préciser les espèces réduites et les espèces oxydées.
- Pourrait-on remplacer la solution d'acide chlorhydrique par une solution de chlorure de sodium ? Expliquer.

Données : Couple  $MnO_4^- / Mn^{2+}_{(aq)}$