

**Extrait Agenda de chimie Minérale**

Secondaire III\_ Octobre 2025.

**Rappel valence et nomenclature des composés****A. Définition de la valence**

La **valence** d'un élément est sa capacité à se lier avec d'autres atomes pour former des molécules. *Elle représente le nombre de liaisons chimiques qu'un atome peut généralement former. La valence est principalement déterminée par le nombre d'électrons sur sa couche externe, appelée couche de valence.*

**B. Types de valence**

On peut distinguer deux types de valence :

- Dans les molécules (liaisons covalentes) :** La valence d'un atome correspond au nombre de liaisons covalentes qu'il forme avec d'autres atomes. Par exemple, dans une molécule d'eau ( $H_2O$ ), l'oxygène a une valence de 2 (il forme deux liaisons simples) et l'hydrogène une valence de 1 (il forme une liaison simple).
- Dans les ions (liaisons ioniques) :** On parle plutôt d'**electrovalence**. C'est la charge d'un ion monoatomique. Par exemple, l'ion sodium ( $Na^+$ ) a une électrovalence de +1, et l'ion chlorure ( $Cl^-$ ) a une électrovalence de -1.

**C. Classification des éléments selon leur valence**

On classe les éléments en fonction du nombre de liaisons qu'ils peuvent former.

- Monovalents** : Valence de 1. (Ex: H, Li, F, Cl)
- Divalents** : Valence de 2. (Ex: O, Ca, Mg, S)
- Trivalents** : Valence de 3. (Ex: Al, N, P)
- Tétravalents** : Valence de 4. (Ex: C, Si)

**D. Les éléments polyvalents (plurivalents)**

Une particularité importante est que certains éléments peuvent avoir plusieurs valences possibles. On les appelle des **éléments polyvalents**. C'est le cas de nombreux métaux de transition. Exemples :

- Le **Fer (Fe)** peut avoir une valence de 2 ( $Fe^{2+}$ ) ou de 3 ( $Fe^{3+}$ ).
- Le **Cuivre (Cu)** peut avoir une valence de 1 ( $Cu^+$ ) ou de 2 ( $Cu^{2+}$ ).
- Le **Plomb (Pb)** peut avoir une valence de 2 ( $Pb^{2+}$ ) ou de 4 ( $Pb^{4+}$ ).

**Tableau de valences des éléments usuels**

Classification	Éléments usuels
Monovalents (1)	<b>Métaux</b> : Li, Na, K, Rb, Cs, Ag <b>Non-métaux</b> : H, F, Cl, Br, I
Divalents (2)	<b>Métaux</b> : Be, Mg, Ca, Sr, Ba, Zn, Cd <b>Non-métaux</b> : O, S, Se, Te
Trivalents (3)	<b>Métaux</b> : Al, Ga, In <b>Non-métaux</b> : N, P, As
Tétravalents (4)	<b>Non-métaux</b> : C, Si

**Tableau des éléments usuels polyvalents (plurivalents)**

Élément	Valences les plus courantes
Fer (Fe)	2, 3
Cuivre (Cu)	1, 2
Chrome (Cr)	2, 3, 6
Manganèse (Mn)	2, 3, 4, 6, 7
Plomb (Pb)	2, 4
Étain (Sn)	2, 4
Or (Au)	1, 3
Mercure (Hg)	1, 2
Cobalt (Co)	2, 3
Nickel (Ni)	2, 3
Platine (Pt)	2, 4
Carbone (C)	2, 4

**E. Importance de la notion de valence**

La notion de valence est d'une extrême importance en chimie, car elle permet d'écrire correctement la formule des composés binaires (composés de deux éléments). Pour y parvenir, il suffit d'utiliser la **règle de l'échange des valences**.

Cette règle stipule que la valence de l'un des éléments devient l'indice de l'autre dans la formule chimique.



L'aluminium sera affecté de la valence du chlore et le chlore de la valence de l'aluminium et on obtient le composé suivant :  $\text{AlCl}_3$

**N.B.** La notion de valence est essentielle pour comprendre et prévoir comment les atomes se lient pour créer des molécules.

## Application sur la valence

### A. Complete les phrases ci-dessous :

- La valence d'un élément est sa capacité à \_\_\_\_\_ avec d'autres atomes.
- La valence est déterminée par le nombre \_\_\_\_\_ de la couche externe.
- L'oxygène est un élément \_\_\_\_\_ car il a une valence de 2.
- Le sodium (Na) a une valence de \_\_\_\_\_.
- Dans H<sub>2</sub>O, l'hydrogène a une valence de \_\_\_\_\_ et l'oxygène une valence de \_\_\_\_\_.
- Un élément qui peut avoir plusieurs valences est appelé un élément \_\_\_\_\_.
- Le fer peut avoir une valence de \_\_\_\_\_ ou de \_\_\_\_\_.
- La règle de l'\_\_\_\_\_ des valences permet d'écrire les formules chimiques.
- La formule correcte du chlorure d'aluminium est \_\_\_\_\_.
- La valence du chlore est de \_\_\_\_\_ car il forme une seule liaison.

### B. QCM

1. La valence d'un élément correspond à :
  - a) Sa masse atomique
  - b) Le nombre de protons dans le noyau
  - c) Le nombre de liaisons chimiques qu'il peut former
  - d) Sa place dans le tableau périodique
2. L'oxygène (O) est généralement :
  - a) Monovalent
  - b) Divalent
  - c) Trivalent
  - d) Tétravalent
3. Le chlore (Cl) a une valence de :
  - a) 1
  - b) 2
  - c) 3
  - d) 4
4. Le fer (Fe) est un élément :
  - a) Toujours monovalent
  - b) Toujours tétravalent
  - c) Polyvalent
  - d) Invalent
5. La règle de l'échange des valences sert à :
  - a) Calculer la masse molaire d'un composé
  - b) Déterminer la formule chimique correcte
  - c) Trouver le numéro atomique d'un élément
  - d) Classer les éléments dans le tableau périodique
6. Dans AlCl<sub>3</sub>, la valence de l'aluminium est :
  - a) 1
  - b) 2
  - c) 3
  - d) 4
7. Le cuivre (Cu) peut avoir une valence de :
  - a) 1 et 2
  - b) 2 et 4
  - c) 1 et 3
  - d) 2 et 3
8. Le carbone (C) est généralement :
  - a) Monovalent
  - b) Divalent
  - c) Trivalent
  - d) Tétravalent

9. L'ion sodium (Na<sup>+</sup>) a une électrovalence de :  
a) +1      b) +2      c) -1      d) -2

10. Dans Na<sub>2</sub>O, la valence du sodium est :  
a) 1      b) 2      c) 3      d) 4

### C. Résous les exercices ci-dessous :

1. Donne la valence des éléments suivants :
  - a) Hydrogène (H)
  - b) Oxygène (O)
  - c) Azote (N)
  - d) Calcium (Ca)
2. Classe les éléments ci-dessous selon leur type de valence (monovalent, divalent, trivalent, tétravalent) : Na, C, Mg, P, Cl, Si
3. Écris la formule des composés formés par combinaison des éléments suivants en appliquant la règle de l'échange des valences :
  - a) Sodium et Soufre
  - b) Magnésium et Chlore
  - c) Fer (III) et Oxygène
  - d) Aluminium et Hydrogène
4. Pour chacun des éléments suivants, donne deux valences possibles et un exemple de composé correspondant :
  - a) Fer
  - b) Cuivre
  - c) Plomb
  - d) Or
5. Complète les formules chimiques suivantes en utilisant la règle de l'échange des valences :
  - a) Fe<sup>2+</sup> et Cl<sup>-</sup>
  - b) Fe<sup>3+</sup> et O<sup>2-</sup>
  - c) Cu<sup>2+</sup> et S<sup>2-</sup>
6. Explique, en quelques phrases, pourquoi la notion de valence est essentielle pour écrire correctement la formule des composés. Donne un exemple de formule juste et un exemple de formule fausse, puis explique pourquoi l'une est correcte et l'autre incorrecte.
7. Écris correctement les formules des composés suivants en tenant compte de la valence des éléments :
  - a) Calcium et Fluor
  - b) Aluminium et Soufre
  - c) Plomb et Oxygène
  - d) Baryum et Chlore
8. Indique si les formules suivantes sont correctes. Si elles sont fausses, corrige-les.
  - a) Na<sub>2</sub>O (oxyde de sodium)
  - b) MgCl (chlorure de magnésium)
  - c) Al<sub>2</sub>O<sub>3</sub> (oxyde d'aluminium)
  - d) CaCl (chlorure de calcium)
9. Donne toutes les formules possibles avec le fer (Fe) et le chlore (Cl), en tenant compte des deux valences du fer (2 et 3). Nomme les composés obtenus.
10. Un élève écrit la formule suivante pour l'oxyde de cuivre : CuO<sub>2</sub>.
  1. Identifie l'erreur.
  2. Propose les deux formules correctes possibles de l'oxyde de cuivre.
  3. Explique pourquoi le cuivre peut former deux oxydes différents.

## ❖ Les radicaux

**Les radicaux** sont des groupes d'éléments chimiques portant un ou plusieurs charges soit positives ou négatives pouvant se déplacer en bloc d'un composé à un autre sans être disloqués. On les nomme encore d'ions polyatomiques. Ex. :  $\text{PO}_4^{3-}$ ;  $\text{SO}_4^{2-}$ .

### Liste de quelques radicaux (ions polyatomiques)

#### Radicaux (Ions polyatomiques) Monovalents

Nom	Formule	Électrovalence
Acéate	$\text{CH}_3\text{COO}$	-1
Aluminate	$\text{AlO}_2$	-1
Ammonium	$\text{NH}_4$	+1
benzoate	$\text{C}_6\text{H}_5\text{COO}$	-1
Bromate	$\text{BrO}_3$	-1
Bromite	$\text{BrO}_2$	-1
Bicarbonate	$\text{HCO}_3$	-1
Perbromate	$\text{BrO}_4$	-1
Hypobromite	$\text{BrO}$	-1
Chlorate	$\text{ClO}_3$	-1
Chlorite	$\text{ClO}_2$	-1
Cyanure	$\text{CN}$	-1
Dihydrogénophosphate	$\text{H}_2\text{PO}_4$	-1
dihydrogénophosphite	$\text{H}_2\text{PO}_3$	-1
Hydrogénocarbonate	$\text{HCO}_3$	-1
Hydrogénosulfate	$\text{HSO}_4$	-1
Hydroxyde ou hydroxyle	$\text{OH}$	-1
hydrogénosulfite	$\text{HSO}_3$	-1
Hypochlorite	$\text{ClO}$	-1
Iodate	$\text{IO}_3$	-1
Nitrate	$\text{NO}_3$	-1
Nitrite	$\text{NO}_2$	-1
Perchlorate	$\text{ClO}_4$	-1
Permanganate ( <i>violet</i> )	$\text{MnO}_4$	-1
Peroxyde	$\text{O}_2$	-1
Thiocyanate	$\text{SCN}$	-1

#### Radicaux (Ions polyatomiques) divalents ou bivalents

Nom	Formule	Électrovalence
Carbonate	$\text{CO}_3$	-2
Chromate	$\text{CrO}_4$	-2
Dichromate	$\text{Cr}_2\text{O}_7$	-2
Hydrogénophosphate	$\text{HPO}_4$	-2
Hydrogénophosphite	$\text{HPO}_3$	-2
Manganate ( <i>vert</i> )	$\text{MnO}_4$	-2
Oxalate	$\text{C}_2\text{O}_4$	-2
Plombite	$\text{PbO}_2$	-2
Séléniate	$\text{SeO}_4$	-2
Silicate	$\text{SiO}_3$	-2
Sulfate	$\text{SO}_4$	-2

Sulfite	$\text{SO}_3$	-2
thiosulfate	$\text{S}_2\text{O}_3$	-2
Zincate	$\text{ZnO}_2$	-2

#### Radicaux (Ions polyatomiques) trivaux et tétravalent

Nom	Formule	Électrovalence
Arsénite	$\text{AsO}_3$	-3
Arséniate	$\text{AsO}_4$	-3
<b>Phosphate</b>	$\text{PO}_4$	-3
<b>Phosphite</b>	$\text{PO}_3$	-3
Borate	$\text{BO}_3$	-3
Ferricyanure	$\text{Fe}(\text{CN})_6$	-3
Ferrocyanure	$\text{Fe}(\text{CN})_6$	-4

#### Application sur les radicaux

- Donne le nom correspondant aux radicaux suivants :
  - $\text{NO}_3^-$
  - $\text{CO}_3^{2-}$
  - $\text{SO}_4^{2-}$
  - $\text{PO}_4^{3-}$
- Donne la formule chimique des radicaux suivants
  - Nitrate
  - Hydroxyde
  - Sulfite
  - Dichromate
- Classe les radicaux suivants selon leur valence (monovalent, divalent, trivalent, tétravalent) :  $\text{OH}^-$ ,  $\text{CO}_3^{2-}$ ,  $\text{PO}_4^{3-}$ ,  $\text{NO}_3^-$ ,  $\text{SO}_4^{2-}$ ,  $\text{BO}_3^{3-}$
- Indique la formule et charge correcte de chaque radical suivant :

Nom	Formule	Charge
Permanganate		
Carbonate		
Hydroxyde		
Phosphate		
Hydrogénosulfate		

- Écris la formule des composés suivants en appliquant la règle de l'échange des valences :
  - Sodium + Hydroxyde
  - Calcium + Sulfate
  - Aluminium + Nitrate
  - Potassium + Permanganate
- Ces formules comportent des erreurs. Corrige-les :
  - $\text{Na}(\text{SO}_4)$
  - $\text{Ca}(\text{NO}_3)$
  - $\text{Al}(\text{OH})_3$  (correct ou faux ?)
- Complète les formules suivantes :
  - $\text{Mg} + (\text{OH})^- \rightarrow$  \_\_\_\_\_
  - $\text{Fe}^{3+} + (\text{SO}_4)^{2-} \rightarrow$  \_\_\_\_\_
  - $\text{K}^+ + (\text{CO}_3)^{2-} \rightarrow$  \_\_\_\_\_
- Donne le nom des composés suivants :
  - $\text{NaNO}_3$
  - $\text{CaCO}_3$
  - $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$
  - $\text{KOH}$

9. Le fer peut avoir deux valences (2 et 3). Donne les deux formules possibles pour :
- a) le sulfate de fer (II)      b) le sulfate de fer (III)
10. Explique pourquoi les radicaux sont appelés **ions polyatomiques**. Donne un exemple pour appuyer ta réponse.

### ❖ Nomenclature

La **nomenclature** en chimie est un ensemble de règles systématiques qui permettent de nommer des composés chimiques à partir de leur formule, et vice-versa. Ces règles sont établies et standardisées par une organisation internationale, l'**IUPAC** (Union Internationale de Chimie Pure et Appliquée).

### Préfixes numériques

Pour indiquer le nombre d'atomes, on utilise les préfixes grecs suivants :

1 : mono -	2 : di-	3 : tri-	4 : tétra-	5 : penta-
6 : hexa-	7 : hepta-	8 : octa-	9 : nona-	10 : déca-

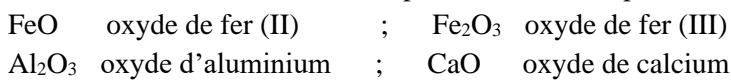
*Remarque* : La voyelle finale du préfixe est souvent supprimée si le nom de l'élément qui suit commence par une voyelle (ex : monoxyde, tétr oxyde).

### A. Nomenclature composés binaires

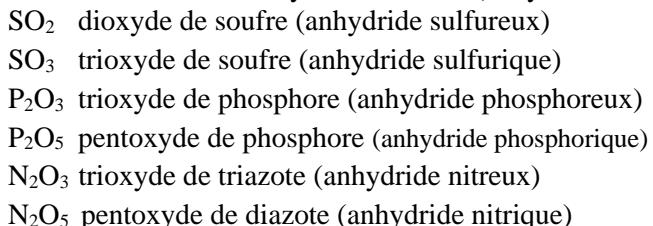
Les composés binaires sont formés de deux éléments chimiques.

#### 1. Composés binaires avec l'oxygène (Oxydes)

- a) **Oxydes métalliques** : L'oxygène se combine avec un métal.
- **Règle de nomenclature** : On nomme le composé "**Oxyde de [nom du métal]**".
- Si le métal est **polyvalent**, on doit indiquer sa valence en chiffres romains entre parenthèses. Exemples :



- b) **Oxydes non-métalliques** : L'oxygène se combine avec un non-métal.
- **Règle de nomenclature** : On utilise des préfixes numériques pour indiquer le nombre d'atomes de chaque élément. On nomme le composé "**[Préfixe]oxyde de [Préfixe][nom du non-métal]**" Il porte le nom d'**oxyde acide**. Anciennement, on utilisait le mot anhydride suivie du nom du **non-métal** avec le suffixe « ique ou eux ». CO<sub>2</sub> dioxyde de carbone (anhydride carbonique).



- c) **Cas particuliers (oxydes neutres)** : Certains oxydes ne réagissent pas avec l'eau pour former des acides ou des bases.  
NO monoxyde d'azote (oxyde nitrique)  
N<sub>2</sub>O monoxyde de diazote (oxyde nitreux)  
CO monoxyde de carbone.

#### 2. Composés binaires sans oxygène

- **Règle de nomenclature** : On nomme l'élément le plus électronégatif avec un suffixe "-ure", suivi de la préposition "de" et du nom du deuxième élément.

**Les suffixes les plus courants sont** : Chlore → Chlorure / Brome → Bromure / Iode → Iodure / Fluor → Fluorure / Soufre → Sulfure / Azote → Nitrate (ou Azoture) / Hydrogène → Hydrure (quand l'hydrogène est avec un métal). Exemples : Chlorure d'hydrogène / Iodure de calcium  
Hydrure de sodium / Sulfure d'hydrogène

### B. Nomenclature des composés ternaires

Les composés ternaires contiennent trois éléments. Dans les composés ioniques, on les nomme en identifiant l'**ion polyatomique (radical)**.

- **Règle de nomenclature** : On nomme le radical, suivi du nom du métal ou de l'hydrogène, séparé par "de".  
H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> sulfate d'hydrogène ; NaOH hydroxyde de sodium  
HNO<sub>3</sub> nitrate d'hydrogène ; CaCO<sub>3</sub> carbonate de calcium  
H<sub>3</sub>PO<sub>4</sub> phosphate d'hydrogène.

*Remarque* : pour éviter des problèmes de prononciation, on laisse souvent tomber la finale o ou a du préfixe quand l'élément commence lui-même par une voyelle. Par exemple, N<sub>2</sub>O<sub>4</sub> est appelé « tétr oxyde de diazote » et non « tétraoxyde de diazote ».

### Application sur la nomenclature

#### A. Complete les phrases ci-dessous :

- La **nomenclature chimique** est l'ensemble des \_\_\_\_\_ qui permettent de nommer les composés chimiques à partir de leur formule.
- L'organisation internationale qui établit les règles de nomenclature s'appelle l'\_\_\_\_\_ (Union Internationale de Chimie Pure et Appliquée).
- Le préfixe grec correspondant au nombre 4 est \_\_\_\_\_, et celui correspondant à 7 est \_\_\_\_\_.
- On nomme les **oxydes métalliques** selon la règle : « \_\_\_\_\_ de [nom du métal] ».
- Le composé Fe<sub>2</sub>O<sub>3</sub> se nomme \_\_\_\_\_ de fer (\_\_\_\_).
- Le composé SO<sub>2</sub> porte le nom de \_\_\_\_\_ de soufre ou anciennement \_\_\_\_\_.
- Dans un **composé binaire sans oxygène**, l'élément le plus \_\_\_\_\_ reçoit le suffixe « \_\_\_\_\_ ».

- Le composé **NaOH** se nomme \_\_\_\_\_ de sodium, tandis que **H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>** se nomme \_\_\_\_\_ d'hydrogène.
- Les composés ternaires contiennent \_\_\_\_\_ éléments chimiques.
- Pour éviter les problèmes de prononciation, on supprime souvent la voyelle finale du préfixe : par exemple, N<sub>2</sub>O<sub>4</sub> se nomme \_\_\_\_\_ de diazote au lieu de \_\_\_\_\_ de diazote.

## B. QCM

- La nomenclature chimique est un ensemble de règles qui permettent de :
  - Préparer les solutions chimiques
  - Nommer les composés chimiques à partir de leur formule
  - Calculer la masse molaire des substances
  - Déterminer les réactions chimiques
- L'organisation internationale qui fixe les règles de nomenclature est :
  - OMS
  - UNESCO
  - IUPAC
  - CNRS
- Le préfixe grec correspondant à 5 est :
  - penta-
  - hexa-
  - tetra-
  - nona-
- Le composé FeO se nomme :
  - oxyde de fer (III)
  - oxyde de fer (II)
  - dioxyde de fer
  - monoxyde de fer
- Le dioxyde de soufre (SO<sub>2</sub>) est aussi appelé :
  - anhydride sulfureux
  - anhydride sulfureux
  - oxyde sulfureux
  - sulfate de soufre

- Le composé N<sub>2</sub>O<sub>5</sub> se nomme :
  - monoxyde de diazote
  - penoxyde de diazote
  - dioxyde d'azote
  - trioxyde de diazote
- Dans un composé binaire sans oxygène, l'élément le plus électronégatif reçoit le suffixe :
  - ate
  - ite
  - ure
  - ure d'oxygène
- Le composé NaOH se nomme :
  - hydroxyde de sodium
  - oxyde de sodium
  - peroxyde de sodium
  - sulfure de sodium
- Les composés ternaires contiennent :
  - deux éléments
  - trois éléments
  - quatre éléments
  - plusieurs métaux
- La voyelle finale du préfixe est souvent supprimée quand :
  - le nom de l'élément suivant commence par une voyelle
  - le composé contient un métal
  - le composé est ionique
  - le radical est un anion
- Le composé CO s'appelle :
  - dioxyde de carbone
  - monoxyde de carbone
  - trioxydes de carbone
  - oxyde carbonique
- Parmi les composés suivants, lequel est un **oxyde neutre** ?
  - SO<sub>2</sub>
  - N<sub>2</sub>O
  - Na<sub>2</sub>O
  - H<sub>2</sub>O

## C. Complète le tableau suivant en indiquant la formule chimique ou le nom usuel.

Nom systématique	Formule	Nom usuel
Carbonate de calcium		
Chlorure d'hydrogène		
Hydrogénocarbonate de sodium		
Hydroxyde d'ammonium		
Hydroxyde de calcium		
Hydroxyde de magnésium		
Hydroxyde de potassium		
Hydroxyde de sodium		
Hydrure d'azote		
Nitrate d'hydrogène		
Oxyde d'aluminium		
Oxyde de calcium		
Sulfate d'hydrogène		
Sulfite d'hydrogène		
Carbonate d'hydrogène		
Sulfure d'hydrogène		

### C. Résous

1. Donne le nom des composés suivants :

- a)  $\text{Fe}_2\text{O}_3$
- b)  $\text{CO}_2$
- c)  $\text{Na}_2\text{O}$
- d)  $\text{P}_2\text{O}_5$
- e)  $\text{N}_2\text{O}$

2. Écris la formule chimique correspondant aux noms suivants :

- a) Oxyde de calcium
- b) Dioxyde de soufre
- c) Oxyde de fer (II)
- d) Pentoxyde de diazote
- e) Hydroxyde de sodium

3. Complète :

$$\begin{array}{llll} 1 = \underline{\hspace{1cm}} & 2 = \underline{\hspace{1cm}} & 3 = \underline{\hspace{1cm}} & 4 = \underline{\hspace{1cm}} \\ 5 = \underline{\hspace{1cm}} & 6 = \underline{\hspace{1cm}} & 7 = \underline{\hspace{1cm}} & 8 = \underline{\hspace{1cm}} \\ 9 = \underline{\hspace{1cm}} & 10 = \underline{\hspace{1cm}} \end{array}$$

4. Classe les composés suivants en oxydes métalliques ou oxydes non-métalliques :

- a)  $\text{SO}_3$
- b)  $\text{FeO}$
- c)  $\text{P}_2\text{O}_3$
- d)  $\text{Al}_2\text{O}_3$
- e)  $\text{CO}_2$

5. Donne la **valence du métal** dans les composés suivants : a)  $\text{FeCl}_2$     b)  $\text{CuO}$     c)  $\text{SnO}_2$   
d)  $\text{PbO}$     e)  $\text{Fe}_2\text{O}_3$

6. Nomme les composés suivants :

- a)  $\text{NaH}$
- b)  $\text{HCl}$
- c)  $\text{CaI}_2$
- d)  $\text{AlN}$
- e)  $\text{H}_2\text{S}$

7. Nomme les composés suivants :

- a)  $\text{NaNO}_3$
- b)  $\text{CaCO}_3$
- c)  $\text{H}_2\text{SO}_4$
- d)  $\text{KOH}$
- e)  $\text{H}_3\text{PO}_4$

8. Écris la formule chimique complète des composés suivants :

- a) Sulfate de calcium
- b) Nitrate de sodium
- c) Phosphate d'hydrogène
- d) Carbonate de magnésium
- e) Hydroxyde de fer (III)

9. Certains noms ci-dessous sont incorrects. Corrige-les.

- a)  $\text{CO} \rightarrow$  dioxyde de carbone
- b)  $\text{N}_2\text{O}_5 \rightarrow$  trioxydes de diazote
- c)  $\text{CaO} \rightarrow$  oxyde de calcium (II)
- d)  $\text{FeO} \rightarrow$  oxyde de fer (III)
- e)  $\text{SO}_2 \rightarrow$  anhydride sulfureux

10. Après avoir établir leur formule, donner la nomenclature des molécules ayant :

- a) Le calcium et le radical acétate
- b) Le potassium et le radical aluminate
- c) Le calcium et radical perchlorate
- d) Le fer III et le radical sulfate
- e) Le cuivre II et le radical hydroxyde
- f) L'aluminium et le radical permanganate
- g) Le potassium et le radical bichromate
- h) Le magnésium et le radical carbonate
- i) Le zinc et le nitrate
- j) Le fer III et le chlore

11. Explique brièvement la **différence entre un oxyde métallique et un oxyde non-métallique**, en donnant un exemple de chaque.

12.

## L'ionisation

### Définition

**L'ionisation** est le processus physique et chimique par lequel un atome ou une molécule initialement **neutre** électriquement gagne ou perd un ou plusieurs **électrons** ( $e^-$ ), se transformant ainsi en **ion**.

Un **ion** est une espèce chimique (atome ou groupe d'atomes) qui possède une **charge électrique nette positive ou négative** suite à la perte ou au gain d'électrons.

- **Exemples d'ions :**  $\text{NH}_4^+$  (ion ammonium),  $\text{Fe}^{+3}$  (ion fer(III)),  $\text{Ba}^+$  (ion baryum),  $\text{Cl}^-$  (ion chlorure).

### Mode d'obtention des ions

Les ions sont principalement formés par le **gain** ou la **perte** d'électrons.

#### 1. Par perte d'électrons (Formation de Cations)

Un atome neutre perd un ou plusieurs électrons pour devenir un **ion positif** (un **cation**).  $\text{Ca}^0 \longrightarrow \text{Ca}^{+2} + 2e^-$

#### 2. Par gain d'électrons (Formation d'Anions)

Un atome neutre gagne un ou plusieurs électrons pour devenir un **ion négatif** (un **anion**).  $\text{O}^0 + 2e^- \longrightarrow \text{O}^{-2}$

#### 3. Par Dissociation (ou Solvatation) des Composés Ioniques

Lorsqu'un **composé ionique** (sel) est dissous dans un solvant polaire (comme l'eau), il se dissocie en ses ions constitutifs. Ce processus n'est pas l'ionisation au sens, mais c'est un mode d'obtention d'ions en solution.



### Classification des ions

Les ions peuvent être classés selon deux critères principaux :

#### A. Selon la Nature de leur Charge

- Cations : Ions chargés positivement ou Ions positifs.  
Exemple :  $\text{H}^+$
- Anions : Ions chargés négativement ou Ions négatifs.  
Exemple :  $\text{O}^{-2}$

#### B. Selon le nombre d'atomes qui les composent :

- Ions monoatomiques ou ions simple : Ions constitués d'un seul atome. Exemple :  $\text{Na}^+$
- Ions polyatomiques ou ions complexes : Ions constitués de plusieurs atomes. Exemple :  $\text{PO}_4^{-3}$

### Éléments et Tendance à l'Ionisation

Un élément **electropositif** (généralement l'hydrogène et les **métaux**) est un élément dont les atomes ont une **faible électronégativité** et ont donc une forte tendance à **céder** un ou plusieurs électrons pour se transformer en **cations simples**.



Un élément **électronégatif** (généralement les **non-métaux**) est un élément dont les atomes ont une **forte électronégativité** et ont donc une forte tendance à **capter** un ou plusieurs électrons pour se transformer en **anions simples**.



### Solution ionique

Une **solution ionique** est un liquide (généralement aqueux) contenant des ions (anions et cations) dispersés uniformément dans un solvant.

Dans une solution, les ions sont **mobiles**. Leur mouvement sous l'effet d'un champ électrique permet un transport de charges, ce qui confère aux solutions ioniques une **forte conductibilité électrique**.

### Caractères Essentiels des solutions ioniques

Les deux (2) caractéristiques principales sont :

- Neutralité Électrique Globale** : Du point de vue électrique, une solution ionique est **électriquement neutre**. Cela signifie qu'elle contient **autant de charges positives que de charges négatives** au total (la somme algébrique des charges des cations et des anions est nulle).
- Conductivité Électrique** : Ce sont des **électrolytes**, car elles sont capables de conduire le courant électrique grâce au déplacement des ions.

### Électrolytes

On appelle **électrolyte** toute substance susceptible de conduire le courant électrique par suite du déplacement d'ions.

**Les principaux électrolytes sont** : les acides, les bases et les sels. Au cours de l'électrolyse d'un acide, d'une base ou d'un sel, les ions  $\text{H}^+$  ou les ions métalliques se dirigent vers la cathode.

### L'électrolyse

**L'électrolyse** est la décomposition d'une substance par le passage du courant électrique.

- Voltmètre ou électrolyseur** : Est l'appareil où se réalise l'électrolyse.
- Mouvement des Ions** : Au cours de l'électrolyse, les **cations** (ions positifs, comme  $\text{H}^+$  ou ions métalliques) se dirigent vers la **cathode** (électrode négative), et les **anions** (ions négatifs, comme  $\text{Cl}^-$  ou  $\text{OH}^-$ ) se dirigent vers l'**anode** (électrode positive).

## Types d'Électrolytes

Les électrolytes sont classés en fonction de leur **degré de dissociation** dans le solvant (généralement l'eau) :

### a) Électrolytes forts

Les électrolytes forts sont des substances qui se **dissocient (ou s'ionisent) totalement** ou presque totalement en ions lorsqu'elles sont mises en solution.

- Leur solution contient une **concentration élevée en ions**, ce qui les rend de **forts conducteurs** de courant électrique.

Les acides forts ( $\text{H}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{HCl}$ ,  $\text{HNO}_3$ ), les bases fortes ( $\text{NaOH}$ ,  $\text{KOH}$ ) et la plupart des sels solubles ( $\text{NaCl}$ ,  $\text{KNO}_3$ )

### b) Électrolytes faibles

Les électrolytes faibles sont des substances qui se **dissocient (ou s'ionisent) partiellement** dans l'eau.

- Leur solution est en équilibre et contient à la fois des **ions** et des **molécules non dissociées** ou non ionisées.
- En raison de la faible concentration en ions, ces solutions sont de **faibles conducteurs** de courant électrique.

L'acide acétique ( $\text{CH}_3\text{COOH}$ ), l'ammoniac (ou ammoniaque en solution,  $\text{NH}_3$ ), l'acide carbonique ( $\text{H}_2\text{CO}_3$ ). (Le chlorure de mercure (II)  $\text{HgCl}_2$  est aussi un exemple classique, car il s'ionise très faiblement en solution.)

## Application sur l'ionisation :

### A. Complete les phrases ci-dessous :

1. L'ionisation est le processus par lequel un atome ou une molécule neutre \_\_\_\_\_ ou \_\_\_\_\_ un ou plusieurs électrons.
2. Un ion est une espèce chimique chargée électriquement à cause de la \_\_\_\_\_ ou du \_\_\_\_\_ d'électrons.
3. Lorsqu'un atome perd des électrons, il devient un \_\_\_\_\_ chargé positivement.
4. Lorsqu'un atome gagne des électrons, il devient un \_\_\_\_\_ chargé négativement.
5. Lorsqu'un sel comme le chlorure de sodium est dissous dans l'eau, il se \_\_\_\_\_ en ses ions  $\text{Na}^+$  et  $\text{Cl}^-$ .
6. Un ion constitué d'un seul atome est appelé ion \_\_\_\_\_, tandis qu'un ion formé de plusieurs atomes est dit \_\_\_\_\_.

7. L'ion ammonium ( $\text{NH}_4^+$ ) est un exemple d'ion \_\_\_\_\_.
8. L'ion chlorure ( $\text{Cl}^-$ ) est un exemple d'ion \_\_\_\_\_.
9. Les éléments électropositifs ont tendance à \_\_\_\_\_ des électrons pour former des \_\_\_\_\_.
10. Les éléments électronégatifs ont tendance à \_\_\_\_\_ des électrons pour former des \_\_\_\_\_.
11. Une solution ionique est un liquide contenant des \_\_\_\_\_ dispersés dans un \_\_\_\_\_.
12. Une solution ionique est globalement neutre, car la somme des charges positives et négatives est \_\_\_\_\_.
13. Les solutions ioniques conduisent le courant électrique grâce au \_\_\_\_\_ des ions.
14. Les électrolytes sont des substances capables de conduire le courant électrique à cause du déplacement des \_\_\_\_\_.
15. Un électrolyte fort est une substance qui se \_\_\_\_\_ totalement en ions.
16. Un électrolyte faible se \_\_\_\_\_ seulement partiellement dans l'eau.
17. L'électrolyse est la \_\_\_\_\_ d'une substance par le passage du \_\_\_\_\_.
18. Lors de l'électrolyse, les cations se dirigent vers la \_\_\_\_\_, tandis que les anions se dirigent vers l'\_\_\_\_\_.
19. Les gaz nobles sont stables parce que leur couche de valence est \_\_\_\_\_.
20. Pour devenir stables, les atomes cherchent à acquérir la configuration électronique d'un \_\_\_\_\_, c'est-à-dire un \_\_\_\_\_ ou un \_\_\_\_\_.

## B. QCM

1. L'ionisation est le processus par lequel :
  - Un atome se combine avec un autre atome
  - Un atome perd ou gagne un ou plusieurs électrons
  - Un atome change de noyau
  - Une molécule se dissout dans l'eau
2. Un cation se forme lorsqu'un atome :
  - Gagne un ou plusieurs électrons
  - Perd un ou plusieurs électrons
  - Gagne des protons
  - Perd des neutrons
3. Un anion est :
  - Un ion chargé positivement
  - Un ion chargé négativement
  - Une molécule neutre
  - Un atome stable

4. Le fer(III), noté  $\text{Fe}^{3+}$ , est :
- Un anion
  - Un cation
  - Un ion polyatomique
  - Un ion simple négatif
5. Lorsqu'on dissout du NaCl dans l'eau, il se forme :
- NaCl solide
  - $\text{Na}^+$  et  $\text{Cl}^-$  en solution
  - NaOH et HCl
  - Na et Cl<sub>2</sub>
6. Parmi les substances suivantes, laquelle est un électrolyte fort ?
- HCl
  - CH<sub>3</sub>COOH
  - NH<sub>3</sub>
  - H<sub>2</sub>O
7. Pendant l'électrolyse :
- Les cations vont vers l'anode
  - Les anions vont vers la cathode
  - Les cations vont vers la cathode
  - Aucun ion ne se déplace
8. Une solution ionique conduit l'électricité grâce :
- Aux molécules neutres
  - Au déplacement des ions
  - À la présence d'oxygène dissous
  - Au champ magnétique
9. Les atomes réagissent chimiquement pour atteindre :
- Une couche externe remplie de 4 électrons
  - Une structure électronique stable semblable à celle d'un gaz noble
  - Une configuration vide d'électrons
  - Une configuration instable
10. L'électrolyse est un exemple de réaction :
- Spontanée
  - Totale
  - Non spontanée
  - Athermique
- C. Résous les exercices suivants**
1. Indique pour chaque espèce si c'est un **cation**, un **anion** ou un **atome neutre** :
- $\text{Na}^+$
  - $\text{Cl}^-$
  - Mg
  - $\text{O}^{2-}$
  - $\text{H}^+$
  - Cu
2. Complète les équations suivantes :
- $\text{K} \rightarrow \underline{\hspace{2cm}} + \text{e}^-$
  - $\text{O} + 2\text{e}^- \rightarrow \underline{\hspace{2cm}}$
  - $\text{Ca} \rightarrow \underline{\hspace{2cm}} + 2\text{e}^-$
  - $\text{F} + \text{e}^- \rightarrow \underline{\hspace{2cm}}$
3. Réalise la dissociation des composés chimiques suivants, en solution aqueuse : ZnCl<sub>2</sub>, Al(NO<sub>3</sub>)<sub>3</sub>, HNO<sub>3</sub>, Fe<sub>2</sub>(SO<sub>4</sub>)<sub>3</sub>, Cu(OH)<sub>2</sub>, BaCl<sub>2</sub>.
4. Écris l'équation de dissociation ionique (en solution aqueuse) de :
- NaCl
  - Ca(OH)<sub>2</sub>
  - H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>
  - NH<sub>4</sub>Cl
5. Classe les ions suivants selon qu'ils sont monoatomiques ou polyatomiques : SO<sub>4</sub><sup>2-</sup>; NO<sub>3</sub><sup>-</sup>; Na<sup>+</sup>; Cl<sup>-</sup>; NH<sub>4</sub><sup>+</sup>; Fe<sup>3+</sup>
6. On dissout du Na<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> dans l'eau.
- Quels ions obtient-on ?
  - Équation de dissociation ?
  - Vérifie que la solution est électriquement neutre.
7. Lors de l'électrolyse d'une solution de CuSO<sub>4</sub> :
- Quels sont les ions présents ?
  - Quel ion se dirige vers la cathode ?
  - Quel ion se dirige vers l'anode ?
  - Quelle réaction se produit à chaque électrode ?
8. Indique si les transformations suivantes sont exothermiques ou endothermiques :
- La combustion du méthane (CH<sub>4</sub>)
  - La photosynthèse
  - La dissolution de NH<sub>4</sub>NO<sub>3</sub> dans l'eau (qui refroidit la solution)
  - La réaction acide + base → sel + eau
9. Parmi les substances suivantes, coche celles qui sont des électrolytes : H<sub>2</sub>O – HCl – CH<sub>3</sub>OH – NaCl – C<sub>6</sub>H<sub>12</sub>O<sub>6</sub> – KOH – NH<sub>3</sub>. Justifie ton choix.
10. Classe les composés suivants selon qu'ils sont des électrolytes forts ou électrolytes faibles : HNO<sub>3</sub>, CH<sub>3</sub>COOH, NaOH, NH<sub>3</sub>, KCl, H<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>
11. On considère la réaction de l'acide chlorhydrique sur le zinc métallique
- Écrire l'équation bilan de la réaction
  - Donner son équation ionique
  - Indiquer les demi-équations électroniques.
12. Le sulfate de cuivre (aq) réagit avec l'aluminium
- Écrire l'équation bilan de la réaction
  - Donner son équation ionique
  - Indiquer les demi-équations électroniques.

13. Complète le tableau suivant :

Élément	Structure initiale (couche externe)	Tendance	Ion formé	Structure stable obtenue
Na	2,8,1	...	...	...
Cl	2,8,7	...	...	...
O	2,6	...	...	...
Mg	2,8,2	...	...	...

## Règle du Duet et de l'Octet

### Stabilité des Gaz Rares

Les **gaz rares** (ou gaz nobles) sont caractérisés par une **grande inertie chimique** (faible réactivité). Cette stabilité est due à leur **couche de valence (couche externe) complète** :

- L'**Hélium (He)** est stable avec **deux (2) électrons** sur sa première et unique couche électronique (structure en **duet**).
- Les autres gaz rares Ne, Ar, Kr, etc.) sont stables avec **huit (8) électrons** sur leur couche de valence (structure en **octet**).

**Principe de la Règle du Duet et de l'Octet :** La stabilité de ces structures (duet et octet) est la force motrice de la réactivité des autres éléments.

Au cours des transformations chimiques, les atomes ont tendance à **acquérir** la structure électronique externe du gaz rare le plus proche, c'est-à-dire :

1. Une structure en **duet** (avec **deux électrons** sur la couche K).
2. Une structure en **octet** (avec **huit électrons** sur leur couche de valence).

Pour atteindre cette configuration stable, les atomes peuvent :

- **Libérer** (perdre) des électrons et se transformer en **cations** (ions positifs).
- **Gagner** des électrons et se transformer en **anions** (ions négatifs).
- **Mettre en commun** des électrons avec d'autres atomes pour former des liaisons covalentes.

**Conditions des Réactions Chimiques :** Il est important de noter qu'une transformation chimique ne peut avoir lieu que si certaines **conditions** sont réunies :

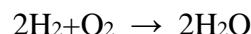
- **Présence des réactifs nécessaires.**
- **Conditions de température, de pression, ou de lumière (énergie) spécifiques.**
- Certaines réactions sont grandement **accélérées** ou facilitées par la présence d'un **catalyseur** (une substance qui augmente la vitesse de réaction sans être consommée elle-même).

Une **réaction chimique** est une **transformation de la matière** au cours de laquelle des **espèces chimiques initiales** (appelées **réactifs**) sont consommées pour former de **nouvelles espèces chimiques** (appelées **produits**).

Cette transformation implique une réorganisation des atomes par la **rupture** de certaines **liaisons chimiques** dans les réactifs et la **formation** de nouvelles liaisons pour donner les produits.

### Caractéristiques clés d'une réaction chimique

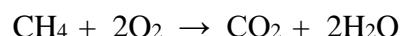
- **Conservation de la masse** : La masse totale des produits formés est égale à la masse totale des réactifs consommés. Autrement dit, **les atomes se conservent** : leur nombre et leur nature ne changent pas, ils sont simplement réarrangés.



Le nombre total d'atomes d'**hydrogène** (4) et d'**oxygène** (2) est le même avant et après la réaction.

- **Équation chimique** : Une réaction est représentée par une **équation bilan**, où :
  - Les **réactifs** figurent à gauche ;
  - Les **produits** figurent à droite ;
  - Ils sont séparés par une **flèche** ( $\rightarrow$ ) indiquant le sens de la transformation.

Réactifs  $\rightarrow$  Produits



L'équation doit être **équilibrée** : Le nombre d'atomes de chaque élément doit être le même des deux côtés.

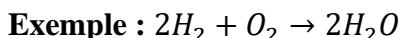
- **Changement de propriétés** : Les produits formés possèdent des **propriétés physiques et chimiques différentes** de celles des réactifs.

### Les principaux types de réactions

Les réactions chimiques peuvent être classées en plusieurs catégories selon la nature de la transformation :

## 1. Réactions de synthèse (ou de combinaison)

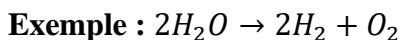
Deux ou plusieurs réactifs simples se combinent pour former un produit plus complexe.



(Le dihydrogène réagit avec le dioxygène pour former de l'eau.)

## 2. Réactions de décomposition

Un composé complexe se décompose en deux ou plusieurs substances plus simples.



(L'eau se décompose en dihydrogène et en dioxygène.)

## 3. Réactions de combustion

Un réactif (le combustible) se combine rapidement avec un comburant (souvent le dioxygène  $O_2$ ), en libérant de la chaleur et de la lumière.

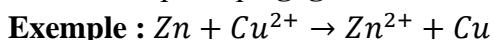


(Le méthane brûle dans le dioxygène pour donner du dioxyde de carbone et de l'eau.)

## 4. Réactions d'oxydoréduction (ou redox)

Elles impliquent un transfert d'électrons entre les réactifs.

- L'espèce qui perd des électrons est oxydée.
- L'espèce qui gagne des électrons est réduite.



(Le zinc est oxydé et le cuivre (II) est réduit.)

## 5. Réactions acido-basiques (ou de neutralisation)

Elles impliquent le transfert de protons ( $H^+$ ) d'un acide vers une base et produisent souvent un sel et de l'eau.



(L'acide chlorhydrique réagit avec la soude pour former du chlorure de sodium et de l'eau.)

## 6. Réactions de précipitation

Elles conduisent à la formation d'un solide insoluble (précipité) lorsqu'on mélange deux solutions aqueuses.



(Le chlorure d'argent,  $AgCl$ , précipite sous forme solide.)

## 7. Réactions de substitution (ou de déplacement)

Un atome ou un groupe d'atomes d'une molécule est remplacé par un autre.

**Exemple :**  $Cu + 2AgNO_3 \rightarrow Cu(NO_3)_2 + 2Ag$

(Le cuivre déplace l'argent de son sel, formant du nitrate de cuivre et de l'argent métallique.)

## Phénomène thermique des réactions chimiques (Thermochimie)

La **thermochimie** est la branche de la chimie qui étudie les **échanges d'énergie** (principalement sous forme de chaleur) qui accompagnent les réactions chimiques. Ces échanges sont quantifiés par la variation d'**enthalpie** ( $\Delta H$ ).

### La Variation d'Enthalpie ( $(\Delta H)$ )

Lors d'une réaction chimique ou d'un changement d'état physique, la **variation d'enthalpie** ( $\Delta H$ ) représente la **chaleur** ( $Q$ ) échangée par le système avec le milieu extérieur, lorsque la réaction se déroule à **pression constante**. C'est le cas de la majorité des expériences en laboratoire.

### Classification selon l'Échange d'Énergie

Les réactions sont classées selon la variation d'enthalpie  $\Delta H$  :

**Réaction exothermique** : Réaction qui **libère** de l'énergie (chaleur) vers le milieu extérieur.  $\Delta H < 0$  (Négatif). Le milieu extérieur **se réchauffe** (augmentation de température).

**Réaction endothermique** : Réaction qui **absorbe** de l'énergie (chaleur) du milieu extérieur.  $\Delta H > 0$  (Positif). Le milieu extérieur **se refroidit** (diminution de température).

**Réaction athermique** : Réaction qui **n'absorbe ni ne dégage** une quantité significative d'énergie.  $\Delta H \approx 0$ . La température du milieu reste quasi-constante.

## Caractères des Réactions Chimiques

### Achèvement de la Réaction

- **Réaction Complète (ou Totale)** : Une réaction qui se réalise théoriquement dans un seul sens ( $\rightarrow$ ) où **au moins un des réactifs (le limitant) disparaît complètement**.
- **Réaction Partielle (ou Réversible)** : Une réaction qui peut se réaliser dans les **deux sens** (sens direct et sens inverse) et atteint un état d'**équilibre chimique** ( $\leftrightarrow$ ). À l'équilibre, les **quantités de réactifs et de produits ne disparaissent pas**, mais restent constantes.

## Spontanéité de la Réaction

- **Réaction Spontanée :** Une réaction est spontanée si elle se produit **sans apport continu d'énergie extérieure** (une fois les conditions initiales établies).
- **Réaction Non Spontanée (ou Forcée) :** Une réaction qui ne peut se produire que si on lui **fournit de l'énergie en continu** (exemples : l'électrolyse, réalisée grâce à un générateur électrique).

## Cinétique Chimique

La **cinétique chimique** est la branche de la chimie qui étudie la **vitesse** à laquelle se déroulent les réactions chimiques ainsi que leurs **mécanismes**.

## Vitesse d'une Réaction

La **vitesse d'une réaction** est définie comme la **quantité de matière** (généralement en moles) **transformée** (consommée pour un réactif ou produite pour un produit) **par unité de temps** (mole par seconde, minute, heure).

## Classification selon la vitesse.

- a) **Réactions Rapides** : Réactions qui se réalisent de façon **quasi-instantanée** (en une fraction de seconde) et sont difficiles à suivre expérimentalement.

*Exemple :* Les réactions de **précipitation ionique**, les **combustions**.

- b) **Réactions Lentes** : Réactions qui se réalisent sur des échelles de temps allant de **quelques secondes** à des **années**.

*Exemple :* La **rouille du fer** (oxydation), le rancissement du beurre, la formation du pétrole.

## Catalyseur

Un **catalyseur** est une substance qui **modifie la vitesse** d'une réaction chimique sans être consommée par celle-ci ; elle se retrouve chimiquement **intacte** à la fin de la réaction.

## Types de Catalyseurs

- **Catalyseur Accélérateur (ou Positif)** : Substance qui **augmente** la vitesse d'une réaction. C'est le type de catalyseur le plus courant.
- **Catalyseur Inhibiteur (ou Négatif)** : Substance qui **ralentit** la vitesse d'une réaction. Le terme plus précis est souvent **inhibiteur**.

## Application sur les réactions chimiques :

### I. Complete les phrases :

1. Les gaz rares sont très stables car leur \_\_\_\_\_ de valence est complète.
2. L'hélium est stable avec seulement \_\_\_\_\_ électrons sur sa première couche.
3. Le néon, l'argon et le krypton possèdent une structure électronique stable appelée \_\_\_\_\_.
4. Selon la règle du duet, les atomes tendent à avoir \_\_\_\_\_ électrons sur la couche K.
5. Lorsqu'un atome perd un ou plusieurs électrons, il devient un \_\_\_\_\_.
6. Lorsqu'un atome gagne des électrons, il devient un \_\_\_\_\_.
7. Les atomes peuvent partager des électrons pour former des liaisons \_\_\_\_\_.
8. Dans une réaction chimique, les réactifs se trouvent à \_\_\_\_\_ de la flèche dans l'équation.
9. Une réaction est dite exothermique lorsqu'elle \_\_\_\_\_ de la chaleur vers le milieu extérieur.
10. Une réaction chimique conserve toujours le nombre et la \_\_\_\_\_ des atomes impliqués.

### II. QCM (Questions à Choix Multiples)

1. Quelle est la configuration stable de l'hélium ?
  - 1 électron
  - 2 électrons
  - 8 électrons
  - 4 électrons
2. Que cherche à atteindre un atome lors d'une réaction chimique ?
  - La structure électronique du gaz rare le plus proche
  - Une structure vide
  - Un nombre pair d'électrons
  - Une couche interne complète
3. Lors d'une réaction de combustion, il se forme toujours :
  - Du dioxyde de carbone et de l'eau
  - De l'hydrogène et du chlore
  - Du cuivre et du soufre
  - Du fer et de l'oxygène
4. Une réaction endothermique :
  - Libère de la chaleur
  - Absorbe de la chaleur
  - Ne change pas la température
  - Dégage de la lumière uniquement
5. Une réaction chimique est dite totale lorsque :
  - Elle s'effectue dans les deux sens
  - Les réactifs disparaissent complètement
  - Elle est lente
  - Elle nécessite un catalyseur

### **III. Résous les exercices ci-dessous :**

- 1. Classe les réactions suivantes selon leur caractère thermique :**
  - a) Photosynthèse
  - b) Combustion du méthane
  - c) Dissolution du nitrate d'ammonium
- 2. Indique si les transformations suivantes sont rapides ou lentes :**
  - a) Formation de la rouille
  - b) Explosion du propane
  - c) Décomposition de l'eau
- 3. Vrai ou faux :**
  - a) Un catalyseur est consommé pendant la réaction.
  - b) La variation d'enthalpie  $\Delta H$  d'une réaction exothermique est négative.
  - c) La conservation de la masse signifie que la masse totale reste constante.
- 4. Écrire et équilibrer les équations des réactions suivantes :**
  - a) L'acide sulfurique (aq) en présence de l'aluminium chauffé donnant le sulfate d'aluminium (aq) et du dihydrogène.
  - b) Le nitrate de cuivre (aq) face à l'aluminium donnant le nitrate d'aluminium (aq) et du cuivre.
  - c) Le chlorure ferrique (aq) et le zinc donnant le chlorure de zinc et du fer
  - d) L'acide sulfurique sur le fer donnant le sulfate de fer, de l'eau et du dioxyde de soufre
  - e) L'acide nitrique en présence du cuivre donnant le nitrate cuivrique, de l'eau et du monoxyde d'azote.
- 5. Écrire l'équation bilan de ces réactions quand on mélange les solutions aqueuses des corps suivants :**
  - a) Nitrate de zinc + potasse
  - b) Carbonate de potassium + acide nitrique
  - c) Nitrate de sodium + acide sulfurique
  - d) Chaux éteinte + nitrate de sodium
  - e) Sulfate d'ammonium + soude caustique

- 6. Déterminer la quantité de matière des composés suivants :**
  - a) 250 g de chlorure de calcium
  - b) 25 litres de monoxyde d'azote
  - c) 114 g d'hydroxyde de fer (III)
  - d) 34 litres de dioxyde de soufre
  - e) 511 g d'oxyde d'aluminium
  - f) 76 L de Dioxygène
- 7. Une masse de 60 g chlorure de baryum a réagi avec une solution de sulfate de sodium.**
  - 1) Écrire l'équation bilan de la réaction
  - 2) Calculer :
    - a) La masse de sulfate de sodium utilisé.
    - b) La masse des produits formés
- 8. On fait agir 259 g de chlorure d'hydrogène sur l'aluminium.**
  - a) Écris l'équation bilan de la réaction
  - b) Détermine la masse du précipité qui se forme,
  - c) Calculer le volume du gaz qui se dégage.
- 9.**



### Extrait Agenda de chimie Minérale

Secondaire III\_ Octobre 2025.

### Unités, facteurs de conversion

#### Unités, facteurs de conversion

<b>Facteurs multiplicatifs:</b>	<b>Unités de volume</b>	<b>Unités de température</b>
Kilo (k) $10^3$ 1 000	1 litre = $1\text{dm}^3 = 1000\text{ cm}^3$	${}^\circ\text{C} = ({}^\circ\text{F} - 32) / 1,8$
Méga (M) $10^6$ 1 000 000	$1\text{m}^3 = 1000\text{ dm}^3 = 1000\text{ L}$	${}^\circ\text{F} = ({}^\circ\text{C} * 1,8) + 32$
Giga (G) $10^9$ 1 000 000 000	1 tonne = 1000kg	${}^\circ\text{K} = {}^\circ\text{C} + 273,15$
Téra (T) $10^{12}$ 1 000 000 000 000	1 tonne = $10^6\text{ g}$	${}^\circ\text{R} = {}^\circ\text{F} + 459,67$
Péta (P) $10^{15}$ 1 000 000 000 000 000	1 gallon = 3,78 litres	
	$1\text{cm}^3 = 1\text{ml} = 10^{-6}\text{m}^3$	
<b>Unités de masse</b>	<b>unités de pression</b>	<b>Unités d'énergie</b>
1 kg = 1000g	1 atm = $101,325\text{ kPa}$	1 cal = 4,1868 J
1 tonne = 1000kg	= 760 torr (mm Hg)	1 Wh = 3600 J
1 tonne = $10^6\text{ g}$	= 76 cm Hg	1 Btu = 1055 J
	1 bar = $10^5\text{ Pa}$	1 J = 0,23901 cal
	1 bar = 0,9869 atmosphère	1 kWh = 860 kcal
Densité: $d = \frac{M}{V}$ Masse volumique: $\mu = \frac{M}{V}$		
Loi générale des gaz parfaits : $\frac{P_0 V_0}{T_0} = \frac{P_1 V_1}{T_1}$		
L'équation générale des gaz parfait : $PV = nRT$		
Pression constante : Lois de Charles (Lussac) : $\frac{V_0}{T_0} = \frac{V_1}{T_1}$		
Température constante : Loi de Boyle-Mariotte : $P_0 V_0 = P_1 V_1$		
Volume constant : Loi de Gay-Lussac : $\frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2}$		
Pression et Température constante : Loi d'A. Ampère : $\frac{V_1}{n_1} = \frac{V_2}{n_2}$		
$PV = nRT$ avec n : nombre de mole		
<b>Température normale (<math>T_0</math>) = <math>0^\circ\text{C} = 273,15^\circ\text{K}</math></b>		
<b>Pression normale (<math>P_0</math>) = 76cm de Hg = 760mm de Hg = 1 atmosphère = 101 325 Pa</b>		
<b>Volume normale (<math>V_0</math>) = 22,4 litres.</b>		
<b>Nombre d'Avogadro : <math>N_A = 6,02 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}</math></b>		
<b>Quantité de matière (n)</b>	<b>Degré de pureté</b>	<b>Rendement</b>
$n = \frac{\text{Masse (g)}}{\text{Masse molaire}} / n = \frac{\text{Volume (l)}}{\text{Volume molaire}}$	$\text{Pureté} = \frac{\text{Masse réelle} \times 100}{\text{Masse apparente}}$	$\text{Pureté} = \frac{\text{Volume réel} \times 100}{\text{Volume apparent}}$
		$\text{Rd réactif} = \frac{m \times 100}{\%}$
		$\text{Rd produit} = \frac{m \times \%}{100}$

#### Tableau de volume

KI	hl	dal	l	dl	cl	ml
m <sup>3</sup>			dm <sup>3</sup>			cm <sup>3</sup>

#### Tableau de masse

T	Q	Xg	Kg	hg	dag	g	dg	cg	mg



Extrait Agenda de chimie Minérale  
Secondaire III \_ Octobre 2025.

## Masse atomique, numéro atomique et symbole des éléments usuels

Tous les symboles chimiques ont une validité internationale quels que soient les systèmes d'écriture en vigueur, à la différence des noms des éléments qui doivent être traduits.

	Élément	Symbole	Masse atomique (A) en g/mol	Numéro atomique (Z)
1	<u>Aluminium</u>	Al	26,98	13
2	<u>Antimoine</u>	Sb	121,75	51
3	<u>Argent</u>	Ag	107,86	47
4	<u>Argon</u>	Ar	39,948	18
5	<u>Arsenic</u>	As	74,92	33
6	<u>Astate</u>	At	209,98	85
7	<u>Azote</u>	N	14,006	7
8	<u>Baryum</u>	Ba	137,327	56
9	<u>Béryllium</u>	Be	9,01	4
10	<u>Bismuth</u>	Bi	208,98	83
11	<u>Bore</u>	B	10,81	5
12	<u>Brome</u>	Br	79,90	35
13	<u>Cadmium</u>	Cd	112,41	48
14	<u>Calcium</u>	Ca	40,078	20
15	<u>Carbone</u>	C	12,011	6
16	<u>Césium</u>	Cs	132,905	58
17	<u>Chlore</u>	Cl	35,45	17
18	<u>Chrome</u>	Cr	51,99	24
19	<u>Cobalt</u>	Co	58,93	27
20	<u>Cuivre</u>	Cu	63,546	29
21	<u>Étain</u>	Sn	118,71	50
22	<u>Fer</u>	Fe	56,84	26
23	<u>Fluor</u>	F	18,99	9
24	<u>Francium</u>	Fr	223,019	87
25	<u>Gallium</u>	Ga	69,72	31
26	<u>Hélium</u>	He	4,0026	2
27	<u>Hydrogène</u>	H	1,0079	1
28	<u>Indium</u>	In	114,82	49
29	<u>Iode</u>	I	126,90	53

	Élément	Symbole	Masse atomique (A) en g/mol	Numéro atomique (Z)
30	<u>Krypton</u>	Kr	83,8	36
31	<u>Lawrencium</u>	Lr	260,105	103
32	<u>Lithium</u>	Li	6,94	3
33	<u>Magnésium</u>	Mg	24,30	12
34	<u>Manganèse</u>	Mn	54,93	25
35	<u>Mercure</u>	Hg	200,59	80
36	<u>Néon</u>	Ne	20,17	10
37	<u>Nickel</u>	Ni	58,69	28
38	<u>Or</u>	Au	196,96	79
39	<u>Osmium</u>	Os	190,2	76
40	<u>Oxygène</u>	O	15,99	8
41	<u>Palladium</u>	Pd	106,42	46
42	<u>Phosphore</u>	P	30,97	15
43	<u>Platine</u>	Pt	195,08	78
44	<u>Plomb</u>	Pb	207,2	82
45	<u>Plutonium</u>	Pu	244,06	94
46	<u>Potassium</u>	K	39	19
47	<u>Radon</u>	Rn	222,017	86
48	<u>Sélénium</u>	Se	78,96	34
49	<u>Silicium</u>	Si	28,08	14
50	<u>Sodium</u>	Na	22,98	11
51	<u>Soufre</u>	S	32,06	16
52	<u>Strontium</u>	Sr	87,62	38
53	<u>Titane</u>	Ti	47,88	22
54	<u>Tungstène</u>	W	183,85	74
55	<u>Uranium</u>	U	238,02	92
56	<u>Xénon</u>	Xe	131,29	54
57	<u>Zinc</u>	Zn	65,39	30
58	<u>Zirconium</u>	Zr	91,22	40



Extrait Agenda de chimie Minérale  
 Secondaire III\_ Novembre 2025.

## Matière – Solution & Concentration

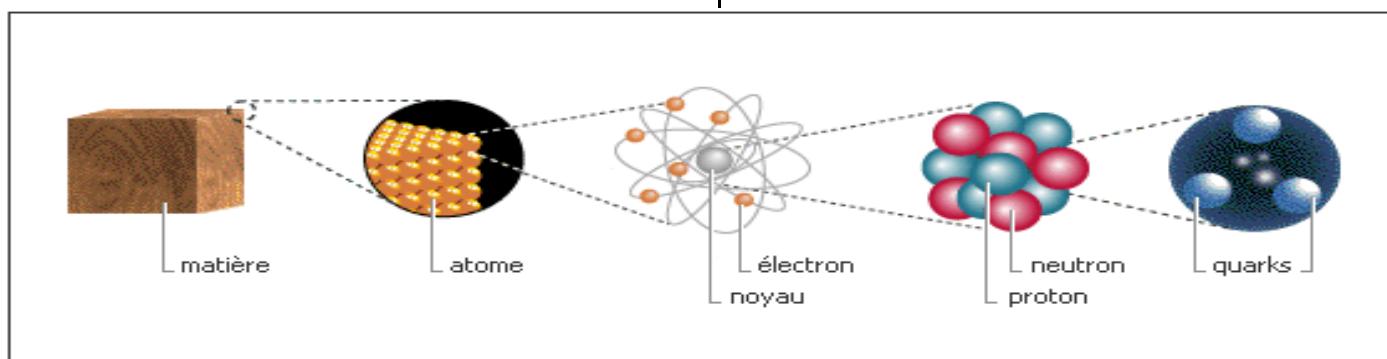
### Étude de la matière

#### 1. La Matière : Définition et Concepts Fondamentaux

La **matière** est tout ce qui **occupe un volume** et possède une **masse** (et par conséquent est sujette à la gravité et à l'inertie). Elle est l'un des quatre concepts fondamentaux de la physique, avec l'**énergie**, l'**espace** et le **temps**.

### Définition du Fluide

Un **fluide** est un milieu matériel **parfaitement déformable** (sans rigidité) qui a la capacité de **s'écouler** et qui, par conséquent, **n'a pas de forme propre** et épouse la **forme du récipient** qui le contient, même sous l'action de forces minimes.



- Attention : Il ne faut pas confondre **matière** et **matériau**. Un **matériau** est une substance spécifique (bois, acier, verre, etc.) utilisée pour la fabrication d'un objet technique.

#### 2. Les États de la Matière

La matière existe principalement sous trois formes fondamentales : **solide**, **liquide** et **gazeux**.

Le **plasma** est considéré comme un quatrième état de la matière. Il est constitué de particules gazeuses chargées électriquement (ions et électrons libres).

Les milieux matériels sont communément classés en **solides** et **fluides** (où les fluides regroupent les liquides, les gaz et les plasmas).

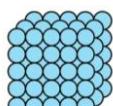
- Solide** : **Forme propre** et **volume propre** (défini). Est **incompressible** et **indéformable** à température ambiante (relativement rigide). Ex : Un bâton de craie, la glace, le sel (NaCl).
- Liquide** : **Pas de forme propre** (prend la forme de son contenant) et **volume propre** (défini). Est **faiblement compressible** et est un **fluide**. Ex : L'eau, l'huile, l'alcool.
- Gazeux** : **Pas de forme propre** et **pas de volume propre** (occupe tout le volume disponible). Est **compressible**, **expansible** et est un **fluide**. Ex : L'air (mélange de gaz), la vapeur d'eau, l'hélium.

### Caractérisation Microscopique des États

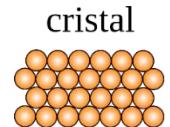
La différence entre les états est due principalement à l'intensité des **forces intermoléculaires** et à la liberté de mouvement des particules (atomes ou molécules) :

#### 1. État Solide

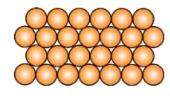
- Structure et Cohésion** : Les forces intermoléculaires sont très fortes. Les molécules sont très rapprochées et vibrent autour de positions d'équilibre fixes, créant une structure **rigide** et **ordonnée**.
- Forme** : Sa forme est **indépendante** du récipient qui le contient.
- Types de Solides** :
  - Cristallin** : Particules disposées de manière régulière (réseau cristallin, ex. : sel de table, NaCl).
  - Amorphe** : Particules disposées de manière désordonnée (ex. : verre).
- Masse volumique** : Généralement élevée (souvent entre 1 et 20 g/cm<sup>3</sup> pour de nombreux solides courants).



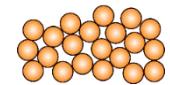
Solide



cristal

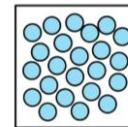


amorphe



## 2. État Liquide

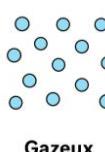
- Structure et Cohésion** : Les forces intermoléculaires sont plus faibles. Les molécules peuvent se déplacer les unes par rapport aux autres, ce qui confère au liquide son caractère de **fluide**. Il présente un ordre à courte distance mais un désordre à longue distance.
- Compressibilité** : Est **faiblement compressible** (ou considéré comme incompressible dans des conditions standard) en raison du faible espace entre les molécules.
- Masse volumique** : Généralement autour de  $1\text{ g/cm}^3$  (comme l'eau pure).



Liquide

## 3. État Gazeux

- Structure et Cohésion** : Les forces intermoléculaires sont très faibles, voire négligeables. Les molécules sont très **dispersées** et **désordonnées**, et se déplacent librement et rapidement.
- Compressibilité et Expansibilité** : Est **facilement compressible** (le gaz peut être forcé d'occuper un plus petit volume) et **expansible** (le gaz tend à occuper tout le volume disponible).
- Masse volumique** : Très faible (de l'ordre de  $10^{-3}\text{ g/cm}^3$  dans des conditions normales).



Gazeux

### Influence de la Température et de la Pression

L'état d'une substance dépend grandement de la **température** et de la **pression** :

- La plupart des substances passent de l'état **solide** aux basses températures, à l'état **liquide** aux températures intermédiaires et à l'état **gazeux** aux températures élevées.
- La **pression** joue un rôle prépondérant. Par exemple, à haute altitude (où la pression est plus basse), l'eau bout à une température inférieure à 100°C (elle se transforme en vapeur plus facilement).

### Les propriétés de la matière

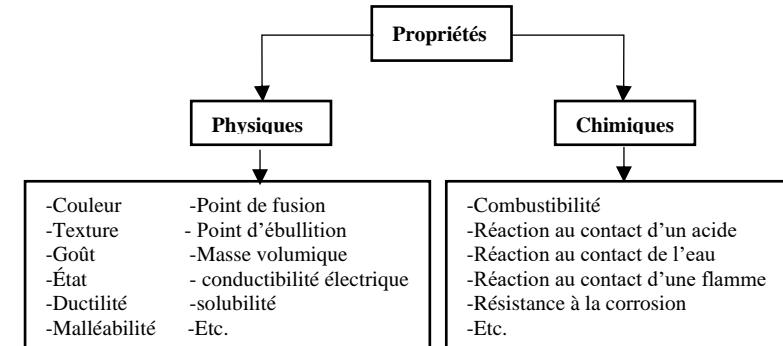
Une propriété d'une substance peut être classée comme **physique** ou **chimique**.

#### A. Propriétés Physiques

Une **propriété physique** est une propriété que l'on peut observer ou mesurer sans **modifier la nature** (l'identité chimique) de la substance.

#### B. Propriétés Chimiques

Une **propriété chimique** décrit la capacité ou le comportement d'une substance lorsqu'elle subit une **transformation chimique** (une réaction) et que sa nature est modifiée (elle se transforme en une nouvelle substance).



Une propriété, qu'elle soit physique ou chimique, peut être **caractéristique** ou **non caractéristique**. Les propriétés non caractéristiques sont communes à plusieurs substances. Elles ne permettent pas d'identifier la substance. Ex : Masse, volume, couleur, température.

Alors que les propriétés caractéristiques sont uniques (ou typiques) à une substance. Elles permettent de l'identifier. Ex : Point d'ébullition, point de fusion, masse volumique (), solubilité, pH (acidité), conductibilité électrique.

### Les changements de phase (d'État)

Un **changement de phase** est le passage d'un état de la matière à un autre par variation de la **température** et/ou de la **pression**.

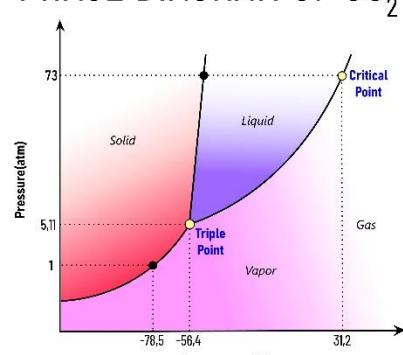
#### Principaux changements d'état de la matière

Le passage de L'état :

- Solide à liquide : **fusion** ;
- Solide à gazeux : **sublimation** ;
- Liquide à solide : **solidification** ;
- Liquide à gazeux : **vaporisation**, qui peut prendre la forme d'une **ébullition** ou d'une **évaporation** ;
- Gazeux à solide : **condensation solide**, ou **sublimation inverse** ;
- Gazeux à liquide : **Liquéfaction** ou **condensation liquide** ;
- Gazeux à plasma : **ionisation** ;
- Plasma à gazeux : **désionisation** ou **recombinaison**

Le **point triple** est un point spécifique sur le diagramme de phase où les trois états (solide, liquide et gazeux) d'un corps pur peuvent **coexister en équilibre**. Ce point est défini par une température et une pression unique.

### PHASE DIAGRAM OF $\text{CO}_2$



**Remarque :** Au cours d'un changement d'état, la température reste constante. Par exemple, si l'on chauffe de l'eau (sous

pression atmosphérique), la température augmente jusqu'à 100 °C. Cette température ne peut pas être dépassée tant que la totalité de l'eau n'est pas évaporée : la chaleur qu'on apporte ne sert plus qu'à transformer l'eau en vapeur. Si l'on continue de chauffer (après évaporation totale de l'eau), la température du gaz va alors augmenter.

### Les variables d'état (pour les Gaz)

Trois (3) grandeurs physiques permettent de décrire l'état d'un gaz. Ce sont :

- **Le volume (V)** s'exprime en mètres cubes ( $m^3$ ) ou en litres (L).
- **La pression (P)** s'exprime en pascale (Pa) ou en atmosphère (atm)
- **La température (T ou Θ)** s'exprime en Kelvin ou en degré centigrade (°C)

### Applications sur l'étude de la matière

#### A. Complete les phrases ci-dessous :

1. La matière est tout ce qui possède une \_\_\_\_\_ et occupe un \_\_\_\_\_.
2. Le plasma est constitué de particules \_\_\_\_\_ chargées électriquement.
3. Un fluide est un milieu matériel parfaitement \_\_\_\_\_ qui n'a pas de \_\_\_\_\_ propre.
4. Dans l'état solide, les forces intermoléculaires sont très \_\_\_\_\_ et les molécules sont très \_\_\_\_\_.
5. Les liquides ont un \_\_\_\_\_ propre mais pas de \_\_\_\_\_ propre.
6. Les gaz sont \_\_\_\_\_ et \_\_\_\_\_ car leurs particules sont très éloignées les unes des autres.
7. Les propriétés qui permettent d'identifier une substance sont appelées propriétés \_\_\_\_\_.
8. Le passage de l'état liquide à l'état gazeux est appelé \_\_\_\_\_.

#### B. QCM

1. Laquelle de ces affirmations est vraie concernant la matière ?

- A. Elle n'a pas de masse
- B. Elle occupe un volume
- C. Elle ne subit pas la gravité
- D. Elle ne possède pas d'inertie

2. Dans l'état liquide, les molécules :

- A. Sont immobiles
- B. Sont très éloignées
- C. Peuvent glisser les unes sur les autres
- D. Sont organisées en réseau cristallin

3. Parmi les substances suivantes, laquelle est un solide amorphe ?

- A. Le sel
- B. Le sucre
- C. Le verre
- D. Le cuivre

4. Quand un gaz devient liquide, on parle de :

- A. Fusion
- B. Condensation
- C. Sublimation
- D. Vaporisation

5. Quelle grandeur ne caractérise **pas** l'état d'un gaz ?

- A. Pression
- B. Volume
- C. Masse volumique
- D. Température

#### 6. Une propriété chimique d'une substance est :

- A. Sa masse volumique
- B. Sa couleur
- C. Sa température de fusion
- D. Sa réactivité avec l'oxygène

#### C. Résolvez les exercices suivants :

1. Pour chacune des descriptions suivantes, indique s'il s'agit d'un solide, d'un liquide ou d'un gaz :
  - a) A une forme propre et un volume propre → \_\_\_\_\_
  - b) Remplit tout le récipient qui le contient → \_\_\_\_\_
  - c) Est presque incompressible mais prend la forme du récipient → \_\_\_\_\_
2. Classe les substances suivantes selon leur état physique à 25°C : Air – Glace – Huile – Fer – Vapeur d'eau

**État solide**   **État liquide**   **État gazeux**

3. Indique pour chaque propriété si elle est **physique (P)** ou **chimique (C)** :

- a) Point de fusion : \_\_\_\_\_
- b) Réagit avec l'acide chlorhydrique : \_\_\_\_\_
- c) Couleur : \_\_\_\_\_
- d) Masse volumique : \_\_\_\_\_
- e) Inflammabilité : \_\_\_\_\_

4. Associe chaque changement d'état à sa définition :

- |                         |   |
|-------------------------|---|
| 1. Fusion               | a) Passage du solide au liquide → _____ |
| 2. Solidification       | b) Passage du liquide au solide → _____ |
| 3. Vaporisation         | c) Passage du liquide au gaz → _____    |
| 4. Sublimation          | d) Passage du gaz au liquide → _____    |
| 5. Condensation liquide | e) Passage du solide au gaz → _____     |

6. Classe ces états de la matière du plus **dense** au moins dense : Gaz – Liquide – Solide

Réponse attendue : \_\_\_\_\_

Explique pourquoi cette différence existe d'un point de vue microscopique.

# Étude des lois régissant le comportement des gaz parfaits

Le **gaz parfait** aussi appelé gaz idéal est un modèle théorique de gaz décrivant le comportement des gaz réels à basse pression et à température élevée, ou c'est un gaz dont la relation  $PV = nRT$  est vérifiée.

En dehors de ces conditions on parle de gaz réel.

## Propriétés des gaz parfaits

Le comportement des gaz parfaits est régi par quatre lois interdépendantes :

1. La loi de Boyle-Mariotte,
2. La loi de Gay-Lussac
3. La loi de Charles
4. La loi d'Avogadro – Ampère

On appelle gaz parfait tout gaz vérifiant simultanément :

### 1. La loi de Boyle-Mariotte (Isotherme)

**Énoncé** – La quantité de matière  $n$  et la température absolue  $T$  sont constantes, pour une quantité donnée de gaz, le produit de la pression  $P$  par le volume  $V$  de ce gaz est constant.

$$P \cdot V = K \text{ (constante)}$$

Conséquence : Pour deux états différents 1 et 2

$$\text{Pour 1} \Rightarrow P_1 V_1 = K$$

$$\text{Pour 2} \Rightarrow P_2 V_2 = K$$

$$K = K \Rightarrow P_1 V_1 = P_2 V_2$$

### 2. La loi de Gay-Lussac (Isochore)

**Énoncé** – La quantité de matière  $n$  et volume  $V$  sont constants, la pression  $P$  d'un gaz parfait est directement proportionnelle à la température absolue  $T$

$$P = T \cdot K \text{ (constante)} \Rightarrow K = \frac{P}{T}$$

Conséquence : Pour deux états différents 1 et 2

$$\text{Pour 1} \Rightarrow K = \frac{P_1}{T_1}$$

$$\text{Pour 2} \Rightarrow K = \frac{P_2}{T_2}$$

$$C_{te} = C_{te} \Rightarrow \frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2}$$

### 3. La loi de Charles (Isobare) (publiée par Lussac)

**Énoncé** – La quantité de matière  $n$  et la pression  $P$  sont constantes, le volume  $V$  d'un gaz parfait est directement proportionnel à la température absolue  $T$ .

$$V = T \cdot K \text{ (constante)} \Rightarrow K = \frac{V}{T}$$

Conséquence : Pour deux états différents 1 et 2

$$\text{Pour 1} \Rightarrow K = \frac{V_1}{T_1}$$

$$\text{Pour 2} \Rightarrow K = \frac{V_2}{T_2}$$

$$C_{te} = C_{te} \Rightarrow \frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}$$

### 4. La loi d'Avogadro - Ampère

**Énoncé** – La température absolue  $T$  et la pression  $P$  sont constantes, des volumes égaux de gaz différents contiennent le même nombre de molécules (même volume molaire) ou le volume est directement proportionnel à la quantité de matière ( $n$ )

$$V = n \cdot K \text{ (constante)} \Rightarrow K = \frac{V}{n}$$

Conséquence : Pour deux états différents 1 et 2

$$\text{Pour 1} \Rightarrow K = \frac{V_1}{n_1}$$

$$\text{Pour 2} \Rightarrow K = \frac{V_2}{n_2}$$

$$C_{te} = C_{te} \Rightarrow \frac{V_1}{n_1} = \frac{V_2}{n_2}$$

Il s'agit d'un modèle dans lequel on néglige les interactions moléculaires du gaz, à l'exception des collisions, et dont le volume propre est négligeable devant le volume du récipient. Lorsqu'un gaz est à faible pression, les interactions entre ses molécules sont faibles.

En regroupant ces quatre lois, on obtient la loi générale des gaz parfaits, qui décrit la relation simultanée entre toutes les variables d'état :

1- Équation générale des gaz parfaits :

$$\frac{P_1 V_1}{T_1} = \frac{P_2 V_2}{T_2}$$

2- L'équation d'état des gaz parfaits :

$$Pv = nRT$$

P : Pression

V : Volume

n : Quantité de matière (en moles)

R : Constante des gaz parfaits

T : Température **absolue** (en Kelvins, K )

Ainsi, les propriétés d'un gaz réel à basse pression se rapprochent de celles d'un gaz parfait.

## Remarque :

**R** symbolise la constante des gaz parfaits ; ses valeurs usuelles sont :

- $R = 0,0821 \text{ L.atm.K}^{-1}.\text{mol}^{-1}$ , si la pression  $P$  est en atmosphère et le volume  $V$  en litres.
- $R = 8,314 \text{ m}^3 \cdot \text{Pa} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$ , si la pression  $P$  est en pascal (Pa) et le volume  $V$  en  $\text{m}^3$  ou en litres.
- $R = 8,314 \text{ J} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$ , si la pression  $P$  est en joule (J) et le volume  $V$  en litres. 1 kilo Pascal par litre = 1 joule.
- $R = 6,237 \text{ cm} \cdot \text{L} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$ , si la pression  $P$  est en centimètre de mercure (cm) et le volume  $V$  en litres.
- $R = 62,37 \text{ mm} \cdot \text{L} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$ , si la pression  $P$  est en millimètre de mercure (mm) et le volume  $V$  en litres.

$$R = \frac{P_1 V_1}{T_1}$$

## Application sur les gaz parfaits

### I. Phrases à compléter

1. Un gaz parfait est un modèle théorique de gaz dont la relation \_\_\_\_\_ =  $nRT$  est vérifiée.
2. La loi de \_\_\_\_\_ stipule que, à température constante, le produit de la pression par le volume d'un gaz est constant.
3. La loi de \_\_\_\_\_ affirme que, à pression constante, le volume est directement proportionnel à la température absolue.
4. La loi de - indique que, à volume constant, la pression d'un gaz est proportionnelle à la température absolue.
5. La loi d' - énonce que des volumes égaux de gaz différents, dans les mêmes conditions de température et de pression, contiennent le même nombre de molécules.
6. La constante universelle des gaz parfaits est notée \_\_\_\_\_ et vaut généralement \_\_\_\_\_  $\text{J} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$ .
7. L'équation générale reliant deux états d'un même gaz parfait est :  $(P_1 V_1) / T_1 = _____$ .
8. Les gaz réels se comportent comme des gaz parfaits surtout à \_\_\_\_\_ pression et à \_\_\_\_\_ température.

### II. QCM

1. La loi de Boyle-Mariotte s'applique lorsque :

- A. La température est constante
- B. Le volume est constant
- C. La pression est constante
- D. La quantité de matière varie

2. Quelle grandeur reste constante dans une transformation isobare ?

- A. Température
- B. Pression
- C. Volume
- D. Masse

3. La loi de Gay-Lussac relie :

- a) P et V
- b) B. V et T
- c) P et T
- d) V et n

4. Selon la loi d'Avogadro, à température et pression constantes :

- A. Tous les gaz ont le même volume
- B. Des volumes égaux contiennent le même nombre de molécules
- C. Le produit PV reste constant
- D. Le volume est inversement proportionnel à la température

5. Quelle est l'unité de la constante R quand la pression est en atmosphères et le volume en litres ?

- a. 8,314  $\text{J} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$
- b. 0,0821  $\text{L} \cdot \text{atm} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$
- c. 62,37  $\text{mm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$
- d. 1  $\text{J} \cdot \text{L}^{-1}$

6. Lorsque la température augmente à volume constant, la pression du gaz :

- A. Diminue
- B. Reste constante
- C. Augmente
- D. Devient nulle

### III. Résolvez

**Exo. I.-** Un gaz occupe un volume de **4,0 L** sous une pression de **2,0 atm**. On augmente la pression à **4,0 atm** à température constante. Calcule le nouveau volume du gaz. Quelle loi est appliquée?

**Exo. II.-** Un gaz à **300 K** exerce une pression de **100 kPa**. Quelle sera sa pression à **450 K**, si le volume reste constant ? Quelle loi est appliquée?

**Exo. III.-** Un gaz occupe un volume de **2,5 L** à **273 K**. Quel sera son volume à **546 K**, si la pression reste constante ? Quelle loi est appliquée?

**Exo. IV.-** Un gaz occupe un volume de **10 L** pour **0,5 mol**. Quel volume occupera **1,0 mol** de ce gaz dans les mêmes conditions de température et de pression ? Quelle loi est appliquée?

**Exo. V.-** Un gaz passe d'un état ( $P_1 = 100 \text{ kPa}$ ,  $V_1 = 2,0 \text{ L}$ ,  $T_1 = 300 \text{ K}$ ) à un autre état ( $T_2 = 400 \text{ K}$ ,  $V_2 = 3,0 \text{ L}$ ). Calcule la pression finale  $P_2$ .

**Exo. VI.-** Un gaz parfait occupe un volume de **5,0 L** sous une pression de **2,0 atm** à **300 K**. Calcule la quantité de matière **n** de ce gaz. (Utilise  $R = 0,0821 \text{ L} \cdot \text{atm} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$ )

**Exo. VII.-** Une quantité de 3,5 moles de dioxyde de carbone ( $\text{CO}_2$ ) occupe un volume de 87,5 litres.

- Ce gaz est-il dans les conditions normales? Justifiez ?
- Que devrait être ce volume gazeux à CNTP.
- Précisez la masse de 60 L de ce gaz dans les conditions expérimentales.
- Indiquer le volume occupé par 75g de ce gaz dans les conditions expérimentales
- Le volume occupé par 28 g de ce gaz dans les conditions normales.

**Exo. VIII.-** Dans les conditions expérimentales (T et P) particulières, on mesure le volume de 0,20 mole de propane ( $\text{C}_3\text{H}_8$ ), on retrouve 6 litres.

- Calculez le volume molaire ( $V_m$ ) du propane dans ces conditions.
- Quel volume occuperait 0,45 mole de ce gaz dans les mêmes conditions?
- Quelle est la masse de 12 L de propane pris à  $30^\circ\text{C}$  sous la pression de 100 kPa?

**Exo. IX.-** Déterminer le volume molaire,  $V_m$ , occupe un gaz parfait pris dans les conditions de température et pression suivantes :

- a)  $T_1 = 20^\circ\text{C}$  et  $P_1 = 80 \text{ cm de mercure}$
- b)  $T_1 = 26^\circ\text{C}$  et  $P_1 = 90 \text{ cm de pression}$
- c)  $T_1 = 30^\circ\text{C}$  et  $P_1 = 76 \text{ cm de mercure}$
- d)  $T_1 = 28^\circ\text{C}$  et  $P_1 = 800 \text{ mm de pression}$
- e)  $T_1 = 27^\circ\text{C}$  et  $P_1 = 785 \text{ mm de mercure}$
- f)  $T_1 = 25^\circ\text{C}$  et  $P_1 = 105 \text{ kPa}$
- g)  $T_1 = 25^\circ\text{C}$  et  $P_1 = 1 \text{ atmosphère}$
- h)  $T_1 = 32^\circ\text{C}$  et  $P_1 = 0,95 \text{ atm.}$

**Exo. X.-**

## Structure et propriétés de l'eau

### Composition et États de l'Eau

L'eau est une **molécule** chimique de formule  $\text{H}_2\text{O}$ . Elle est composée d'un atome d'oxygène lié à deux atomes d'hydrogène.  $\text{H}_2\text{O}$  est un composé très stable, mais aussi très réactif.

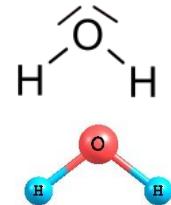
- Dans de nombreux contextes, le terme **eau** est utilisé au sens restreint pour désigner l'eau à l'état **liquide** (**solvant**).
- Il est également employé pour désigner une **solution aqueuse diluée** (eau douce, eau potable, eau de mer, **eau de chaux**, etc.). L'eau liquide est un **excellent solvant polaire**.

L'eau est le seul composé chimique à exister naturellement sous ses trois états **de la matière** (ou phases) :

- **Solide** : Glace (glaciers et calottes polaires).
- **Liquide** : **Eau liquide** (cours d'eau, lacs, rivières et mers).
- **Gazeux** : **Vapeur d'eau** (présente dans l'atmosphère).

### Géométrie de la Molécule d'Eau

La molécule d'eau possède une **forme coudée** (ou **angulaire**). Cette géométrie est due à la présence de deux **doublets d'électrons non-liants** sur l'atome d'oxygène. Ces doublets non-liants exercent une **répulsion** plus forte que les doublets liants (ceux formant les liaisons avec les atomes d'hydrogène), ce qui **diminue l'angle** entre les liaisons O – H et donne à la molécule sa forme caractéristique. Cette structure lui confère une **forte polarité**.



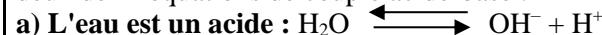
### Propriété Amphotère de l'Eau (ou Ampholyte)

L'eau est un composé **amphotère** (ou **ampholyte**), c'est-à-dire qu'elle peut **agir à la fois comme un acide et comme une base** selon les conditions et la substance avec laquelle elle réagit.

- **Un acide** est une espèce capable de **céder** (libérer) un proton  $\{\text{H}^+\}$ .
- **Une base** est une espèce capable de **capturer** (accepter) un proton  $\{\text{H}^+\}$ .

### L'Eau en tant qu'Acide et Base

Pour montrer que l'eau est un corps amphotère, on considère les deux demi-équations de couple acide-base :



- L'eau ( $\text{H}_2\text{O}$ ) joue le rôle d'**acide en céder** un proton  $\text{H}^+$ .
- Elle appartient au couple acide-base ( $\text{H}_2\text{O}/\text{OH}^-$ ). Sa **base conjuguée** est l'ion **hydroxyde** ( $\text{OH}^-$ ).

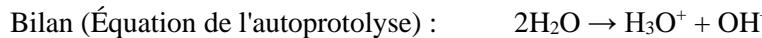
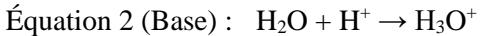


- L'eau ( $\text{H}_2\text{O}$ ) joue le rôle de **base en captant** un proton  $\text{H}^+$ .
- Elle appartient au couple acide-base ( $\text{H}_3\text{O}^+/\text{H}_2\text{O}$ ). Son **acide conjugué** est l'ion **oxonium** (ou **hydronium**) ( $\text{H}_3\text{O}^+$ ).

## Autoprotolyse de l'eau

L'autoprotolyse de l'eau est une réaction chimique très rapide et limitée d'échange de protons entre deux molécules d'eau : l'une agit comme acide et l'autre comme base.

Autoprotolyse de l'eau : addition des demi-équations 1 et 2



**NB :** L'équilibre qui existe entre l'eau et les ions produits par autoprotolyse peut être décrit par la relation suivante :

$$K_e = [\text{H}_3\text{O}^+] [\text{OH}^-]$$

**K<sub>e</sub>** est une constante appelée **produit ionique de l'eau**.

### Produit ionique de l'eau (K<sub>e</sub>)

Le produit ionique de l'eau noté « K<sub>e</sub> » est une **constante d'équilibre** qui traduit l'équilibre d'autoprotolyse. C'est le produit des **concentrations molaires** (en mol. L<sup>-1</sup>) des ions oxonium (H<sub>3</sub>O<sup>+</sup>) et des ions hydroxydes (OH<sup>-</sup>) à l'équilibre.

$$K_e = [\text{H}_3\text{O}^+] \times [\text{OH}^-]$$

- **K<sub>e</sub>, dépend de la température** uniquement.
- A 25°C sa valeur est **K<sub>e</sub> = 10<sup>-14</sup> => [H<sub>3</sub>O<sup>+</sup>]x[OH<sup>-</sup>] = 10<sup>-14</sup>** (sans unité, car ce sont les concentrations divisées par C° = 1 mol. L<sup>-1</sup>)

### Le pH de l'Eau Pure et la Notion de pH

Dans l'**eau pure**, les ions H<sub>3</sub>O<sup>+</sup> et OH<sup>-</sup> sont produits en **quantités stœchiométriques égales** par autoprotolyse, d'où : [H<sub>3</sub>O<sup>+</sup>] = [OH<sup>-</sup>]

En utilisant la relation du produit ionique :

$$K_e = [\text{H}_3\text{O}^+] \times [\text{OH}^-]$$

$$K_e = [\text{H}_3\text{O}^+] \times [\text{H}_3\text{O}^+] \Rightarrow K_e = [\text{H}_3\text{O}^+]^2 \Rightarrow 10^{-14} = [\text{H}_3\text{O}^+]^2$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = \sqrt{10^{-14}} \Rightarrow [\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-7} \Rightarrow [\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{OH}^-] = 10^{-7}$$

Donc pH = 7 correspond bien au pH d'une solution neutre et la concentration des ions oxonium et hydroxyde est de 10<sup>-7</sup> mol.L<sup>-1</sup>.

### Notion de pH : Potentiel d'hydrogène

Le pH est une grandeur qui indique l'**acidité** ou la **basicité** (alcalinité) d'une solution aqueuse, ou plus précisément, sa concentration en ions H<sup>+</sup> ou H<sub>3</sub>O<sup>+</sup>

- Le pH n'a **pas d'unité**.
- Il est défini par l'échelle de **0 à 14** à 25 °C et se mesure avec un pH-mètre, des indicateurs colorés ou du papier pH.

### Définition mathématique du pH :

Le pH d'une solution est l'opposé du logarithme décimal de la concentration des ions H<sub>3</sub>O<sup>+</sup> (exprimé en mol.L<sup>-1</sup>)

**pH = - log [H<sub>3</sub>O<sup>+</sup>]** Par conséquent, la concentration est donnée par : [H<sub>3</sub>O<sup>+</sup>] = 10<sup>-pH</sup>

On définit de même le pOH: **pOH = - log [OH<sup>-</sup>]** Et la concentration est : [OH<sup>-</sup>] = 10<sup>-pOH</sup>

La relation entre pH et pOH est : **pH + pOH = pK<sub>e</sub>**

à 25 °C, pK<sub>e</sub> = 14. D'où : **pH + pOH = 14**

Échelle de pH (à 25°C)	Nature de la Solution	Relation de concentration
pH < 7 (entre 0 et 7)	Acide	H <sub>3</sub> O <sup>+</sup> > OH <sup>-</sup>
pH > 7 (entre 7 et 14)	Basique (Alcaline)	OH <sup>-</sup> > H <sub>3</sub> O <sup>+</sup>
pH = 7 (égal à 7)	Neutre	H <sub>3</sub> O <sup>+</sup> = OH <sup>-</sup>

### Applications : Structure et propriété de l'eau

#### I. Phrases à compléter

1. La molécule d'eau est formée de deux atomes d'\_\_\_\_\_ liés à un atome d'\_\_\_\_\_.
2. La formule chimique de l'eau est \_\_\_\_\_.
3. La molécule d'eau possède une forme \_\_\_\_\_ à cause des doublets \_\_\_\_\_ d'électrons de l'atome d'oxygène.
4. L'eau est un \_\_\_\_\_ excellent, car elle est une molécule \_\_\_\_\_.
5. Une substance amphotère peut agir à la fois comme un \_\_\_\_\_ et comme une \_\_\_\_\_.
6. L'autoprotolyse de l'eau correspond à la réaction :  $\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_3\text{O}^+ + \text{OH}^-$ .
7. Le produit ionique de l'eau est noté \_\_\_\_\_ et, à 25°C, il vaut \_\_\_\_\_.
8. À 25°C, une solution neutre a un pH de \_\_\_\_\_ et une concentration en ions H<sub>3</sub>O<sup>+</sup> de \_\_\_\_\_ mol·L<sup>-1</sup>.

#### II. QCM

1. Quelle est la géométrie de la molécule d'eau ?
 

A. Linéaire	B. Tétraédrique
C. Coudée (angulaire)	D. Plane
2. L'eau est dite amphotère parce qu'elle peut :
 

A. Se transformer en glace	B. Capter ou céder un proton
C. Dissoudre tous les solides	D. Devenir ionique à haute température
3. Quelle est l'équation correcte de l'autoprotolyse de l'eau ?
 

A. $\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}^+ + \text{O}^{2-}$	B. $\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2 + \text{O}_2$
C. $2\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_3\text{O}^+ + \text{OH}^-$	D. $\text{H}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2 + \text{O}_2$
4. La valeur de K<sub>e</sub> à 25 °C est :
 

A. 10 <sup>-7</sup>	B. 10 <sup>-14</sup>	C. 14
D. 7		
5. Si une solution a un pH = 3, cela signifie qu'elle est :
 

A. Neutre	B. Basique
C. Acide	D. Amphotère
6. Quelle est la relation correcte entre pH et pOH à 25 °C ?
 

A. $\text{pH} \times \text{pOH} = 14$	B. $\text{pH} + \text{pOH} = 14$
C. $\text{pH} = \text{pOH}$	D. $\text{pH} = 7 + \text{pOH}$

### III. Réolvez

#### Exo # 1 Complète :

a) En tant qu'acide, l'eau cède un \_\_\_\_\_ pour former \_\_\_\_\_.

b) En tant que base, elle capte un \_\_\_\_\_ pour former \_\_\_\_\_.

**Exo # 2** Écris l'équation-bilan de l'autoprotolyse de l'eau et nomme les ions formés. Donne également le nom du couple acide-base correspondant à chaque espèce.

**Exo # 3** Sachant que  $K_e = 10^{-14}$  à 25°C, démontre que dans l'eau pure,  $[H_3O^+] = [OH^-] = 10^{-7}$  et calcule le pH correspondant.

**Exo # 4** Calcule le pH des solutions suivantes :

a)  $[H_3O^+] = 10^{-3} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$

b)  $[H_3O^+] = 10^{-9} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$

(Indique si la solution est acide, basique ou neutre.)

**Exo # 5** Complète le tableau suivant à 25°C :

$[H_3O^+]$ (mol·L <sup>-1</sup> )	$[OH^-]$ (mol·L <sup>-1</sup> )	pH	pOH	Nature
$10^{-2}$				
$10^{-7}$				
$10^{-11}$				

(Rappels :  $K_e = 10^{-14}$ ,  $pH + pOH = 14$ ,  $[H_3O^+][OH^-] = 10^{-14}$ )

**Exo # 6 :** Indiquer la nature des diverses solutions dont le pH est donné :

- a) Solution aqueuse de chlorure d'hydrogène : pH = 1,5
- b) Solution aqueuse de soude : pH = 13
- c) Solution aqueuse de chlorure de sodium : pH = 7

**Exo # 7 :** La concentration en ion  $H_3O^+$  d'une solution est  $10^{-3}$  mol/L. Déterminer pour cette solution :

- a) La concentration en ion OH<sup>-</sup>
- b) Le pH
- c) La nature

**Exo # 8 :** Le pH d'une solution aqueuse d'hydroxyde de potassium est égal à 13 à 25°C.

- 1) La solution est-elle acide ou basique ?
- 2) Calculer les valeurs pour cette solution :
  - a. De la concentration molaire en ion oxonium
  - b. De la concentration molaire en ion hydroxyde
- 3) Dans cette solution quels sont les ions qui prédominent.

**Exo # 9 :** Le ph d'une solution est 2,3.

- a) Quelles est la concentration de cette solution en ion  $H_3O^+$ ?  $OH^-$ ?
- b) Quelles est la nature de cette solution.

**Exo # 10 :** Une solution a une concentration en ion OH<sup>-</sup> égal  $2 \times 10^{-6}$  mol/L.

- a) Quelle est sa concentration en ion  $H_3O^+$
- b) Quel est son pH ?
- c) Quelle sa nature ?

**Exo # 11 :** Une solution a une concentration en ion  $H_3O^+$  égal  $3,5 \times 10^{-10}$  mol/L. Déterminer pour cette solution :

- a) sa concentration en ion OH<sup>-</sup>
- b) son pH ?
- c) Son pOH
- d) sa nature ?

**Exo # 12 :** Compléter :

	$[H_3O^+]$	$[OH^-]$	pH	pOH
S <sub>1</sub>			2,6	
S <sub>2</sub>	$5,2 \times 10^{-5}$			
S <sub>3</sub>		$7,8 \times 10^{-4}$		
S <sub>4</sub>				10

## Solution et concentration

### I. Définition et Composants d'une Solution

Une **solution** est, le plus souvent, un **mélange homogène** constitué d'un **solvant** et d'un ou plusieurs **solutés** :

- **Solvant** : La substance chimique (souvent liquide) présente en **majorité** dans laquelle le soluté est dissous.
- **Soluté** : La substance chimique présente en **minorité** qui est dissoute dans le solvant. Le soluté peut être solide, liquide ou gazeux.

#### A. Types de Solutés

Une solution peut contenir des **molécules** (soluté moléculaire), des **ions** (soluté ionique) ou les deux, dispersés dans le solvant.

- **Exemple (Moléculaire)** : L'eau sucrée. Elle contient des **molécules de saccharose**  $C_{12}H_{22}O_{11}$  dispersées parmi des molécules d'eau.
- **Exemple (Ionique)** : L'eau salée. Elle contient des **ions**  $Na^+$  et  $Cl^-$  dispersés parmi les molécules d'eau.

#### B. Solution Aqueuse

Lorsque le solvant est l'**eau** (le solvant le plus courant), on parle de **solution aqueuse**.

### II. Concentration et Qualités d'une Solution

La concentration d'une solution indique la quantité de soluté présente dans un volume donné de solvant ou de solution.

#### A. Qualités d'une Solution (Concentration Qualitative)

- **Solution Diluée** : Solution qui contient une **faible** quantité de soluté par rapport au solvant.
- **Solution Concentrée** : Solution qui contient une **grande** quantité de soluté par rapport au solvant.

#### B. Solubilité et Saturation

La **solubilité** est la **quantité maximale** de soluté que l'on peut dissoudre dans un volume donné de solvant (souvent 1 litre de solution) à une température et pression données. Elle s'exprime en masse par volume (g/L) ou en quantité de matière par volume (mol/L).

- La solubilité d'un corps est égale à la concentration de sa **solution saturée** à la température considérée.

Qualité de la Solution	Description
<b>Solution Non Saturée</b>	Le solvant peut encore dissoudre du soluté.
<b>Solution Saturée</b>	Le solvant ne peut <b>plus</b> dissoudre de soluté.
<b>Solution Sur-saturée</b>	Contient une quantité de soluté supérieure à la limite de solubilité. C'est un état instable, souvent obtenu par refroidissement lent d'une solution saturée à chaud.

### C. Soluble et Insoluble (Aspect Qualitatif)

Lorsque l'on introduit une espèce chimique dans un solvant :

- **Soluble** : Si le mélange est **homogène** (forme une solution).
- **Insoluble** : Si le mélange est **hétérogène** (le soluté ne se dissout pas et on observe, par exemple, un dépôt ou deux phases non miscibles).
- **Aspect quantitatif** : La solubilité est la mesure chiffrée de cette capacité à se dissoudre. Elle dépend fortement de la **température**.
  - **Exemple** : La solubilité du chlorure de sodium ( $NaCl$ ) est d'environ 359 g/L d'eau à 25 °C

### III. Solutions Électrolytiques (Ioniques)

#### A. Électrolyte

Un **électrolyte** est une espèce chimique qui, une fois **fondu** ou **dissoute** dans un solvant, permet la **conduction du courant électrique**. Les électrolytes sont des composés ioniques ou des molécules polaires qui s'ionisent en solution.

- **Remarque** : Seuls les **ions** (et non les molécules neutres) mobiles permettent la conduction du courant au sein d'un liquide.

#### B. Solution Ionique

Une solution ionique est une solution contenant des **ions** (anions et cations) dispersés dans le solvant.

#### Caractères des solutions ioniques :

1. **Neutralité Électrique** : Elles contiennent autant de charges positives (cations) que de charges négatives (anions) ; elles sont **électriquement neutres**.
2. **Conductivité Électrique** : Elles sont des **électrolytes**, car les ions se déplacent facilement sous l'effet d'un champ électrique.
- **Solutions aqueuses non électrolytiques** : Une espèce moléculaire (comme le saccharose ou l'éthanol) peut se dissoudre dans l'eau sans former d'ions, donc sans conduire le courant électrique.

### IV. Préparation de Solutions

#### A. Par Dissolution d'une Espèce Chimique

La **dissolution** est le phénomène par lequel une espèce chimique ("soluté") est incorporée dans un liquide ("solvant") pour former un mélange homogène.

#### Équation de la réaction de dissolution

- **Composé ionique (sel)** : L'eau détruit le cristal et libère les ions, qui sont **hydratés** (entourés par des molécules d'eau) et notés (aq).
 
$$NaCl_{(s)} \longrightarrow Na^{+}_{(aq)} + Cl^{-}_{(aq)}$$

$$CaF_2_{(s)} \longrightarrow Ca^{+2}_{(aq)} + 2F^{-}_{(aq)}$$

- **Composé moléculaire (sucre)** : La molécule entière se disperse sans former d'ions.



### Étapes de la dissolution d'un électrolyte (solide ionique) dans l'eau :

- Dissociation** : Les molécules d'eau séparent les ions du cristal ionique.
- Solvatation (ou Hydratation)** : Les ions isolés s'entourent de molécules d'eau, formant des ions hydratés. Les atomes d'oxygène (partiellement négatifs) entourent les cations ( $\text{Na}^+$ ,  $\text{Ca}^{2+}$ ) et les atomes d'hydrogène (partiellement positifs) entourent les anions ( $\text{Cl}^-$ ,  $\text{F}^-$ ).
- Dispersion** : Les ions hydratés se dispersent dans le solvant pour former une solution homogène.
  - **Ion Hydrogène (Proton)** : L'ion  $\text{H}^+$  (proton) s'hydrate rapidement en solution aqueuse pour former l'**ion oxonium ou hydronium** ( $\text{H}_3\text{O}^+$ ), lui-même hydraté.

### B. Par Dilution d'une Solution Existante

**Diluer** une solution, c'est obtenir une nouvelle solution **moins concentrée** que la solution initiale en **ajoutant du solvant**.

- **Solution-mère** : La solution initiale, la plus concentrée ( $C_i$ ).
- **Solution-fille** : La solution finale, diluée ( $C_f$ ).

### Principe de conservation de la quantité de matière :

Lors d'une dilution, la **quantité de matière de soluté** ( $n$ ) prélevée dans la solution-mère est **conservée** et se retrouve intégralement dans la solution-fille.

$$n_{\text{mère}} = n_{\text{fille}} ; \text{ alors } C_i \times V_i = C_f \times V_f$$

Où :  $C$  est la concentration et  $V$  est le volume.

**Facteur de dilution** : C'est le rapport entre la concentration mère et la concentration fille, ou entre le volume fille et le volume mère. Il indique combien de fois la solution a été diluée.

$$F = \frac{\text{Grande valeur}}{\text{Petite valeur}} ; F = \frac{C_i}{C_f} ; F = \frac{V_f}{V_i}$$

### Application sur Solution et concentration

#### I. Phrases à compléter

- Une **solution** est un mélange \_\_\_\_\_ constitué d'un **solvant** et d'un ou plusieurs **solutés**.
- Le **solvant** est la substance présente en \_\_\_\_\_, tandis que le **soluté** est présent en \_\_\_\_\_.
- Une **solution aqueuse** est une solution dont le solvant est \_\_\_\_\_.
- Une solution contenant des ions  $\text{Na}^+$  et  $\text{Cl}^-$  est une solution \_\_\_\_\_.
- Une **solution diluée** contient une \_\_\_\_\_ quantité de soluté par rapport au solvant.

- La **solubilité** correspond à la \_\_\_\_\_ de soluté que l'on peut dissoudre dans un volume donné de solvant.
- Lors d'une **dilution**, la quantité de matière de soluté reste \_\_\_\_\_ :  $C_i \times V_i = C_f \times V_f$ .
- Une solution contenant des ions capables de conduire le courant est appelée une solution \_\_\_\_\_.

### II. QCM (questions à choix multiples)

- Une solution homogène est celle :
  - Où le soluté se dépose au fond
  - Où le soluté est uniformément réparti dans le solvant
  - Où le solvant et le soluté ne se mélangent pas
  - Où il y a deux phases distinctes
- L'eau salée est un exemple de solution :
  - Moléculaire
  - Hétérogène
  - Ionique
  - Saturée
- La solubilité dépend principalement de :
  - La couleur du soluté
  - La température et la pression
  - La taille du récipient
  - La vitesse d'agitation
- Une solution sursaturée est :
  - Une solution instable contenant plus de soluté que la solubilité maximale
  - Une solution diluée
  - Une solution sans soluté
  - Une solution non conductrice
- Lors d'une dilution, la relation correcte est :
  - $C_i + V_i = C_f + V_f$
  - $C_i \times V_i = C_f \times V_f$
  - $C_i/V_i = C_f/V_f$
  - $C_i - V_i = C_f - V_f$

- Les solutions d'électrolytes conduisent le courant parce qu'elles contiennent :
  - Des molécules neutres
  - Des ions libres
  - Des gaz dissous
  - Des particules solides

### III. Resolvez

**Exo # 1** Parmi les exemples suivants, indique le **soluté** et le **solvant** :

- Eau sucrée
- Eau salée
- Air (mélange d'oxygène et d'azote)
- Lait dans le café

**Exo # 2** Classe les solutions suivantes comme *ioniques* ou *moléculaires* :

- NaCl dissous dans l'eau
- Sucre dissous dans l'eau
- HCl dissous dans l'eau
- Éthanol dans l'eau

**Exo # 3** À 25 °C, la solubilité du NaCl est de 359 g/L.

1. Que signifie cette valeur ?
2. Combien de grammes de NaCl peut-on dissoudre dans 500 mL d'eau à 25 °C ?

**Exo # 4** On dissout 20 g de sel dans 1 L d'eau, puis on en rajoute 10 g supplémentaires qui ne se dissolvent plus.  
→ Quelle est la nature de la solution obtenue ? (Justifie ta réponse.)

**Exo # 5** On veut préparer 200 mL d'une solution de concentration  $C_f = 0,1\text{ mol/L}$ . À partir d'une solution mère de  $C_i = 0,5\text{ mol/L}$ . Calcule le volume  $V_i$  de la solution mère à prélever.

**Exo # 6** Complète l'équation de dissolution suivante :

1.  $\text{KCl}(\text{s}) \rightarrow \underline{\hspace{2cm}} + \underline{\hspace{2cm}}$
2.  $\text{CaCl}_2(\text{s}) \rightarrow \underline{\hspace{2cm}} + \underline{\hspace{2cm}}$
3.  $\text{NH}_4\text{Cl}(\text{s}) \rightarrow \underline{\hspace{2cm}} + \underline{\hspace{2cm}}$

## 1. La Mole et Quantité de Matière

### La Mole

La mole est l'unité de quantité de matière.

Le nombre d'Avogadro,  $N_A = 6,022 \times 10^{23}$  entités (atomes, molécules, ions, électrons, ...)

### Les quantités de matière

1. On obtient la quantité de matière (en mol) en divisant la masse par la masse moléculaire.

$$\mathbf{n} = \frac{\mathbf{m}}{\mathbf{Mm}} = \frac{\text{masse}}{\text{Masse moléculaire}}$$

2. La quantité de matière  $n$  est égale au produit de la concentration molaire  $c$  par le volume  $v$  de la solution.

$$\mathbf{n} = \mathbf{c} \cdot \mathbf{v}$$

3. On obtient la quantité de matière d'un gaz (en mol) en divisant le volume par le volume molaire.

$$\mathbf{n} = \frac{\mathbf{v}}{\mathbf{V_m}} = \frac{\text{Volume}}{\text{Volumes molaires}}$$

### Le volume molaire

Le volume molaire est le volume d'une mole d'un gaz. Il s'exprime, en général, en  $\text{L} \cdot \text{mol}^{-1}$ . Sa valeur dépend de la température et de la pression ; dans les conditions normales, celle-ci est :  $V_m = 22,4 \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1}$ .

4. La quantité de matière d'un gaz peut aussi calculée à l'aide de la loi du gaz parfait :

$$\mathbf{n} = \frac{\mathbf{P} \cdot \mathbf{V}}{\mathbf{R} \cdot \mathbf{T}}$$

Avec P (pression) en pascal (Pa), V (volume) en Mètre cube ( $\text{m}^3$ ), T (température absolue) en kelvin (K) et R (constante du gaz parfait) = 8,314 unité S.I.

## 2. Concentrations et Molarité

### Concentration molaire (Molarité) d'une solution

La concentration est la quantité de soluté (en mol) que l'on dissout dans un volume de solvant pour obtenir 1 litre de solution.

$$\mathbf{C} = \frac{\mathbf{n}}{\mathbf{V}} = \frac{\text{nombre de moles de solutés}}{\text{Volume en litres}}$$

### Concentration massique

La concentration massique d'une espèce chimique est la masse de solutés que l'on dissout dans un litre de solution et s'exprime en gramme par litre.

$$\mathbf{C_m} = \frac{\text{masse en gramme}}{\text{Volume en litres}}$$

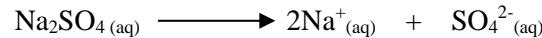
La concentration massique, en  $\text{g} \cdot \text{L}^{-1}$ , est aussi égale au produit de la concentration molaire, en mol.  $\text{L}^{-1}$ , par la masse molaire  $M$  (en  $\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$ ) de l'espèce dissoute :  $\mathbf{C_m} = \mathbf{C} \times \mathbf{M}$

### Concentration molaire d'une espèce en solution

La concentration molaire d'un ion A dans une solution est la quantité de matière n [A] effectivement présente dans 1 litre de solution.

$$\mathbf{[A]} = \frac{\mathbf{n_A}}{\mathbf{V}} = \frac{\text{quantité de A dans la solution}}{\text{Volume de la solution en litres}}$$

Considérons la dissolution du sulfate de sodium dans l'eau :



Pour une mole de sulfate de sodium dissoute dans l'eau, il y a deux moles d'ions  $\text{Na}^+$  à se former (2 fois plus) et une mole d'ion sulfate à se former (autant).

## 3. Solutions Molaires et Normales

### A. Solutions Molaires

Une **solution molaire** est obtenue en dissolvant dans **un litre d'eau** **une mole** d'une substance pure.

Par exemple : Lorsqu'on dissout **196 g d'acide sulfurique ( $\text{H}_2\text{SO}_4$ )**, soit **2 moles** (puisque la masse molaire de  $\text{H}_2\text{SO}_4$  est 98 g/mol), dans **1 L d'eau**, on obtient une solution **2 M** (ou **2 fois molaire**).

On peut préparer des solutions de différentes molarités : 0,5 M, 0,75 M, 1 M, 2 M, 6 M, 10 M, etc.

### B. Solutions Normales

La **normalité (N)** d'une solution est le **nombre d'équivalents-grammes** de soluté dissous dans **un litre de solution**.

Exemples de normalités possibles : 0,5 N, 0,75 N, 1 N, 2 N, 7 N, 9 N, etc.

#### 1. Cas des monoacides et des monobases

Lorsqu'on dissout **une mole d'un monoacide** (comme HCl) ou **d'une monobase** (comme NaOH) dans 1 L d'eau, on libère **une mole d'ions  $\text{H}^+$**  ou **une mole d'ions  $\text{OH}^-$** . La solution obtenue est donc **1 N**.

Rapport entre normalité et molarité : **1 M = 1 N**

## 2. Cas des diacides et des dibases

Lorsqu'on dissout **une mole d'un diacide** (comme H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>) ou **d'une dibase** (comme Ca(OH)<sub>2</sub>) dans 1 L d'eau, on libère **deux moles d'ions H<sup>+</sup>** ou **deux moles d'ions OH<sup>-</sup>**. La solution obtenue est donc **2 N**.

Rapport entre normalité et molarité : **1 M = 2 N**

## 3. Cas des triacides

Lorsqu'on dissout **une mole d'un triacide** (comme H<sub>3</sub>PO<sub>4</sub>) dans 1 L d'eau, on libère **trois moles d'ions H<sup>+</sup>**. La solution obtenue est donc **3 N**.

Rapport entre normalité et molarité : **1 M = 3 N**

## 4. Titrage et Dilution

### A. Dosage – Titrage

Le **dosage** (ou **titrage**) est une méthode d'analyse volumétrique qui consiste à **déterminer avec précision la concentration** (ou le titre) d'une solution inconnue.

### B. Dilution

**Diluer une solution**, c'est **ajouter du solvant** (souvent de l'eau) pour obtenir une **solution fille** moins concentrée que la **solution mère**.

Lors d'une dilution, **la quantité de matière du soluté reste constante**.

- **En normalité** :  $N_A \times V_A = N_B \times V_B$
- **En concentration molaire** :  $C_A \times V_A = C_B \times V_B$

où :

- $N_A, C_A$ : normalité ou concentration de l'acide
- $V_A$ : volume de l'acide
- $N_B, C_B$ : normalité ou concentration de la base
- $V_B$ : volume de la base

### Types de titrage

- **Acidimétrie** : dosage d'une solution **acide** par une solution **basique** de concentration connue (on détermine la quantité d'acide pur par litre).
- **Alcalimétrie** : dosage d'une solution **basique** par une solution **acide** de concentration connue (on détermine la quantité de base pure par litre).

### Solution titrée

Une **solution titrée** est une solution dont la **concentration exacte** en soluté est connue. Elle peut être exprimée en :

- **g/L** (gramme par litre)
- **mol/L** (mole par litre)

## 5. Solutions Électrolytiques et Électroneutralité

### A. Solutions Électrolytiques

Une **solution électrolytique** est une solution **conductrice du courant électrique** grâce à la présence **d'ions mobiles**.

## B. Électroneutralité

C'est la condition selon laquelle toute portion macroscopique d'une solution (ou tout milieu, solide ou liquide) doit être électriquement neutre.

### Équation d'électroneutralité.

C'est la **somme des charges positives** est égale à la **somme des charges négatives**.

#### Exemples :

1. **Solution de NaCl** :  $[Na^+] = [Cl^-]$
2. **Solution de AlCl<sub>3</sub>** :  $[Cl^-] = 3[Al^{3+}]$
3. **Solution contenant Al<sup>3+</sup>, Na<sup>+</sup>, Cl<sup>-</sup> et SO<sub>4</sub><sup>2-</sup>** :  
$$3[Al^{3+}] + [Na^+] = [Cl^-] + 2[SO_4^{2-}]$$

Pour écrire l'équation d'électroneutralité, on multiplie chaque concentration par la **valeur absolue de la charge ionique** correspondante.

#### Autres exemples

- Solution contenant uniquement des ions PO<sub>4</sub><sup>3-</sup> et NH<sub>4</sub><sup>+</sup> :  $[NH_4^+] = 3[PO_4^{3-}]$
- Solution contenant (NH<sub>4</sub>)<sub>3</sub>PO<sub>4</sub> et Na<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> :  
$$[Na^+] + [NH_4^+] = 3[PO_4^{3-}] + 2[SO_4^{2-}]$$

**Remarque** : Dans tout bilan d'électroneutralité, **chaque concentration ionique est multipliée par la charge de l'ion correspondant**.

### Applications : Solution et concentration

#### I. Compléter

1. La mole est l'unité de \_\_\_\_\_ de matière.
2. Le nombre d'Avogadro est égal à \_\_\_\_\_ entités par mole.
3. La formule pour calculer la quantité de matière à partir de la masse est :  $n = \frac{\text{masse}}{\text{masse molaire}}$
4. Le volume molaire d'un gaz, dans les conditions normales de température et de pression, est de \_\_\_\_\_ L.mol<sup>-1</sup>.
5. La concentration molaire se calcule par la formule :  $C = \frac{\text{masse}}{\text{volume}}$
6. Lors d'une dilution, la quantité de matière du soluté reste \_\_\_\_\_.
7. En électroneutralité, la somme des charges positives doit être \_\_\_\_\_ à la somme des charges négatives.
8. La relation reliant concentration molaire et concentration massique est :  $C_m = \frac{\text{masse}}{\text{volume}}$
9. La molarité d'une solution de 500 ml contenant 24 g de H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> est \_\_\_\_\_
10. Lorsqu'on dilue une solution, on augmente \_\_\_\_\_ et on diminue \_\_\_\_\_
11. Pour porter une solution de concentration  $C_1 = 2,5 \text{ mol/L}$  à une concentration de  $C_2 = 0,5 \text{ mol/L}$ , on doit le diluer de \_\_\_\_\_ fois

## II. QCM

1. Le nombre d'Avogadro correspond à :

- A. Le nombre d'atomes dans 1 g de carbone
- B. Le nombre de molécules dans 1 mol d'une substance
- C. Le volume d'un gaz à 25°C
- D. La masse molaire d'une molécule

2. Le volume molaire d'un gaz parfait à 25°C et 1 atm est environ :

- A. 22,4 L/mol
- B. 1 L/mol
- C. 24,5 L/mol
- D.  $6,022 \times 10^{23}$  L/mol

3. Quelle est la relation correcte entre molarité (C), masse molaire (M) et concentration massique (Cm) ?

- A.  $C_m = C / M$
- B.  $C_m = M / C$
- C.  $C_m = C \times M$
- D.  $C_m = M - C$

4. Si on dissout 1 mole de  $H_2SO_4$  dans 1 L d'eau, la solution est :

- A. 1 N
- B. 2 N
- C. 3 N
- D. 0,5 N

5. La relation correcte lors d'une dilution est :

- A.  $C_1 + V_1 = C_2 + V_2$
- B.  $C_1 / V_1 = C_2 / V_2$
- C.  $C_1 V_1 = C_2 V_2$
- D.  $C_1 V_2 = C_2 V_1$

6. Dans une solution de  $AlCl_3$ , la condition d'électroneutralité est :

- A.  $[Cl^-] = [Al^{3+}]$
- B.  $3[Al^{3+}] = [Cl^-]$
- C.  $[Cl^-] = 3[Al^{3+}]$
- D.  $[Al^{3+}] = 3[Cl^-]$

## III. Résolvez

**Exo. I.-** On dissout 4 g de NaOH dans 500 mL d'eau. Calcule la concentration molaire C de la solution.

**Exo. II.-** Une solution de HCl a une concentration molaire  $C = 0,5$  mol/L. Calcule la concentration massique  $C_m$ .

**Exo. III.-** On prépare une solution fille à partir de 20 mL d'une solution mère de concentration 2 M, pour obtenir une solution de 0,5 M. Quel volume final ( $V_2$ ) faut-il obtenir ?

**Exo. IV.-** Calcule la normalité d'une solution contenant 0,5 mol de  $H_2SO_4$  dissous dans 1 L d'eau.

**Exo. V.-** Une solution contient les ions suivants :  $[Al^{3+}] = 0,1$  mol/L et  $[SO_4^{2-}] = ?$  Écris et résous l'équation d'électroneutralité. Calcule  $[SO_4^{2-}]$ .

**Exo. VI.-** Une solution de sulfate de cuivre à une concentration  $C = 2 \times 10^{-2}$  mol/L. son volume initial est de 500 ml, on ajoute 120 ml d'eau. Calculer la concentration finale de cette solution et son facteur de dilution.

**Exo. VII.-** La composition d'une eau minérale est la suivante :  $Na^+ = 0,217$  mol/L ;  $K^+ = 0,025$  mol/L ;  $Ca^{2+} = 1,95$  mol/L ;  $Mg^{2+} = 1$  mol/L ;  $I^- = 5,88$  mol/L ;  $Cl^- = 0,062$  mol/L ;  $SO_4^{2-} = 0,1$  mol/L. Écrire l'équation d'électroneutralité.

**Exo. VIII.-** Une solution aqueuse renferme les ions suivants :  $PO_4^{3-} = 1,5$  mol/L ;  $Na^+ = 0,5$  mol/L ;  $F^- = 0,5$  mol/L ;  $Ba^{2+} = 0,475$  mol/L ;  $Al^{3+} = 1,1$  mol/L ;  $S^{2-} = 0,4$  mol/L. Vérifier l'électroneutralité de la solution.

**Exo. IX.-** Dans une fiole Jaugée de 200 mL, On introduit 2,34 g de chlorure de sodium. On Dissout ce solide dans de l'eau distillée et on ajoute le volume au trait de Jauge.

- a) Calculer la concentration C de la solution de chlorure de sodium ainsi réalisée.
- b) Calculer la concentration des ions sodium  $Na^+$  et des ions chlorure  $Cl^-$  dans la solution.
- c) Quelle est la quantité (en mol) d'ions  $Na^+$  et d'ions  $Cl^-$  dans un prélèvement de 10 mL de cette solution.

**Exo. X.-** a) Quelle masse de sulfate de sodium faut-il dissoudre dans de l'eau distillée pour obtenir 200 mL d'une solution où la concentration des ions sodium est égale à 0,2 mol.L<sup>-1</sup>.

- b) Quelle est la valeur de la concentration des ions sulfate dans cette solution?
- c) Quelle quantité d'ions sulfate et d'ions sodium contient-elle?

**Exo. XI.-** On veut préparer deux litres d'une solution de soude de 1,5 M à partir d'une solution de soude de concentration de 6 M.

- a) Quel nom donne-t-on à cette opération ?
- b) Quel est le facteur de dilution de cette solution ?
- c) Quel est le volume initial ?

**Exo. XII.-** Pour doser ou neutraliser 40 cm<sup>3</sup> d'une solution  $H_2SO_4$ , on a utilisé 25 cm<sup>3</sup> d'une solution  $Ca(OH)_2$  3M.

- a) Calculer la normalité, la molarité et la C g/L de la solution acide
- b) On fait agir 150 cm<sup>3</sup> de cette solution acide sur le zinc. Calculer la masse du sel formé.

**Exo. XIII.-** Pour doser une solution de potasse, on prélève 15 cm<sup>3</sup> que l'on neutralise avec 40 cm<sup>3</sup> d'une solution chlorhydrique 3 M. Calculer la normalité, la molarité et la C g/L de la base.

**Exo. XIV.-** On verse 375 cm<sup>3</sup> d'acide chlorhydrique contenant 73 g/L sur l'aluminium. Calculer le volume du gaz dégagé.

**Extrait Agenda de chimie Minérale**

Secondaire III\_ Janvier 2026.

**Fonctions chimiques minérales – acido-basique****Fonctions Chimiques**

Les **fonctions chimiques** regroupent des composés ayant des **propriétés chimiques similaires** en raison d'un **groupe caractéristique** ou d'un élément commun dans leur structure.  
 Les deux (2) grandes fonctions chimiques :

**La fonction acide - La fonction base****La fonction acide**

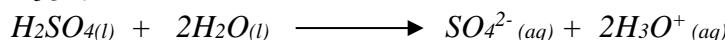
Il existe plusieurs modèles (théories) pour définir un acide, chacun ayant un champ d'application différent :

**1. Théorie d'Arrhénius (Milieu aqueux)**

Un acide HA est toute substance contenant de l'**hydrogène** qui, en solution aqueuse, se dissocie pour fournir, des protons H<sup>+</sup>:



**Remarque :** En réalité, l'ion H<sup>+</sup> s'associe immédiatement à une molécule d'eau en raison de la **polarité de l'eau**. L'acide libère donc des ions **oxonium** (ou **hydronium**) H<sub>3</sub>O<sup>+</sup>.

**2. La théorie de Brønsted-Lowry**

Un acide est toute substance capable de **céder** un proton H<sup>+</sup> **quel que soit le milieu** (aqueux ou non).



**Remarque :** Un acide de Brønsted contient toujours de l'**hydrogène** (qui est cédé), mais tout composé hydrogéné n'est pas un acide (exemple : CH<sub>4</sub> ou NaH).

**3. La théorie du potentiel hydrogène (pH)**

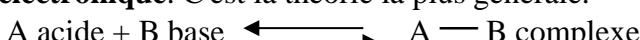
Dans cette théorie un acide est une substance dont la solution, à 25°C, a un pH inférieur à 7 (compris entre zéro (0) et sept (7))

**pH-mètre :** Appareil (gradué de 0 à 14) servant à mesurer le pH d'une solution

**pH :** Potentiel d'**hydrogène** ou degré d'**acidité** (ou **alcalinité**) d'une solution.

**4. La théorie de Lewis**

Est une espèce chimique capable d'**accepter** un **doublet électronique**. C'est la théorie la plus générale.

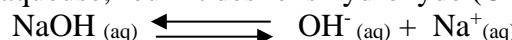


Cette théorie présente l'avantage d'être valable pour des solvants autres que l'eau. Ainsi, l'ammoniac (NH<sub>3</sub>) se comporte comme une base en donnant un doublet électronique au tri fluorure de bore (BF<sub>3</sub>) pour former un complexe acido-basique : H<sub>3</sub>N: + BF<sub>3</sub> ⇌ H<sub>3</sub>N — BF<sub>3</sub>

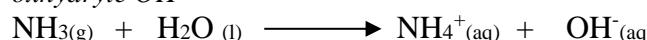
**Remarque :** Notons que tous les acides et bases de Brønsted sont également des acides et des bases de Lewis, mais que la réciproque est fausse.

**La fonction base****1. Théorie d'Arrhénius (Milieu aqueux)**

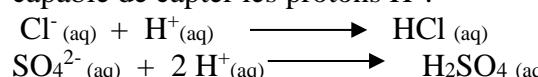
Une base BOH est une substance hydroxylée qui, en solution aqueuse, fournit des ions hydroxyde (OH<sup>-</sup>)



**Remarque :** Toutes les bases sont des hydroxydes à l'exception de l'ammoniac (NH<sub>3</sub>), mais l'inverse est faux {Zn(OH)<sub>2</sub>, Fe(OH)<sub>2</sub>, Al(OH)<sub>3</sub> etc.}. L'ammoniac (NH<sub>3</sub>), en solution aqueuse se transforme en ion ammonium NH<sub>4</sub><sup>+</sup> et libère l'ion oxhydryle OH<sup>-</sup>

**2. La théorie de Brønsted-Lowry (transfert de protons)**

Inversement aux acides, une base est toute substance capable de capter les protons H<sup>+</sup>.



Ainsi Cl<sup>-</sup> et SO<sub>4</sub><sup>2-</sup> sont dites bases de Brønsted parce qu'il accepte le proton H<sup>+</sup>.

**3. La théorie du pH (Concentration OH<sup>-</sup>)**

Un acide est une substance dont la solution, à 25°C, a un pH supérieur à 7 (compris entre zéro (7) et sept (14)).

La base est d'autant plus forte quand son pH se rapproche de 14.

**4. La théorie de Lewis (transfert d'électrons)**

Une **base de Lewis** est une espèce chimique capable de **céder** (donner) un **doublet électronique**

**Exemple :** NH<sub>3</sub> est une base de Lewis car l'atome d'azote porte un doublet non-liant qu'il peut céder.

**Remarque :** Lorsqu'une espèce peut se comporter à la fois comme acide et base, on dit qu'elle est **amphotère**. Ainsi H<sub>2</sub>PO<sub>4</sub><sup>-</sup> est capable de perdre un proton (acide) pour donner HPO<sub>4</sub><sup>2-</sup>, mais il peut en capter un (base) pour donner H<sub>3</sub>PO<sub>4</sub>, c'est un **ampholyte**.

## A.- Classification des acides

On se base sur deux (2) critères pour faire le classement général des acides.

1. Selon le premier critère, on classe les acides en deux (2) catégories. On tient compte de la présence ou l'absence de l'oxygène :
  - a) **Les acides inoxydants, les hydracides** : acides composé d'hydrogène et d'un non-métal, mais les molécules ne comportent pas d'oxygène.

### Les principaux hydracides :

HCl acide chlorhydrique, HCN acide cyanhydrique,  
HI acide iodhydrique, HBr acide bromhydrique,  
HF acide fluorhydrique, H<sub>2</sub>S acide sulfhydrique

- b) **Les acides oxydants, les oxacides** : acides dont les molécules renferment d'hydrogène de **l'oxygène** et d'un non-métal.

### Les principaux oxacides :

HNO <sub>3</sub> acide nitrique,	HNO <sub>2</sub> acide nitreux,
H <sub>2</sub> CO <sub>3</sub> acide carbonique,	H <sub>3</sub> PO <sub>4</sub> acide phosphorique,
H <sub>3</sub> BO <sub>3</sub> acide borique,	H <sub>3</sub> PO <sub>3</sub> acide phosphoreux
HClO <sub>4</sub> acide perchlorique,	H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub> acide sulfurique

2. Suivant le second critère, on tient compte de la quantité d'hydrogène présent dans leurs molécules, on les classe également en deux (2) catégories :
  - a) **Les monoacides (monoprotique)** : acides dont les molécules ont la possibilité de libérer un seul ion proton H<sup>+</sup>. Exemple : HNO<sub>3</sub>, HCl.
  - b) **Les Polyacides (diprotidique ou triprotidique)**: est un composé chimique qui a la possibilité de libérer plusieurs ions H<sup>+</sup> (ou protons). Exemple : H<sub>2</sub>SO<sub>3</sub> (biacide), H<sub>3</sub>BO<sub>3</sub> (triacide).

## B.- Propriétés des acides

La présence dans tous les acides des ions hydrogène H<sup>+</sup>, (H<sub>3</sub>O<sup>+</sup>) confère à tous ces corps un certain nombre de propriétés ou caractères communes :

### 1. Saveur ou propriété organoleptique :

Les solutions étendues d'acides ont une saveur aigrelette (goût aigre) rappelant le goût du citron (acide citrique), du vinaigre (acide acétique) ou de l'eau seltz (acide carbonique). La présence des ions H<sub>3</sub>O<sup>+</sup> est la cause de cette saveur.

### 2. Action sur les indicateurs colorés :

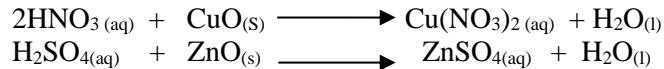
Les solutions d'acides font changer de teinte certains indicateurs colorés.

- Les acides rougissent le papier de tournesol bleu,
- L'hélianthine jaune vis-à-vis d'un acide passe au rose,
- La phénolphthaléine reste incolore, mais préalablement rougie par une base redevient incolore face une solution d'acide.
- Le bromothymol ou BBT (bleu-vert) passe au jaune.

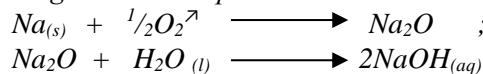
**Indicateur coloré** : Substance chimique pouvant changer de teinte pour indiquer la nature d'un milieu (acide ou base).

### 3. Action sur les oxydes métalliques :

Face aux oxydes métalliques, les acides réagissent pour produire un sel (salification) et de l'eau.

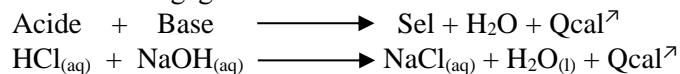


**Oxydes métalliques** : Est un composé qui résulte de l'action directe de l'oxygène sur un métal (alcalins, alcalino) et qui réagit avec l'eau pour donner une base.



### 4. Action sur les bases :

Les acides réagissent avec les bases pour donner un sel, de l'eau et un dégagement de chaleur.



Neutralisation : H<sup>+</sup><sub>(aq)</sub> + OH<sup>-</sup><sub>(aq)</sub>  $\longrightarrow$  H<sub>2</sub>O<sub>(l)</sub>

Après évaporation : Na<sup>+</sup><sub>(aq)</sub> + Cl<sup>-</sup><sub>(aq)</sub>  $\longrightarrow$  NaCl

La réaction est connue sous les noms de : **neutralisation** (à cause de la formation de l'eau qui est neutre), de **salification** (à cause de la formation du sel) et **exothermique** (déagement de chaleur).

### 5. Action des acides sur les métaux :

La réaction des acides sur les métaux dépend de quatre (4) facteurs :

#### 1. La nature de l'acide

- a. Hydracide (acide non oxydant)
- b. Oxacide (acide oxydant)

#### 2. Concentration de l'acide :

- a. Dilué ou étendu      b. Concentré ou fumant

#### 3. Nature du métal : Plus ou moins électropositif que l'hydrogène

#### 4. Température : A chaud ou à froid

Ces quatre (4) facteurs se résument en deux (2) grands types de réactions :

#### A.- Hydracides sur les métaux

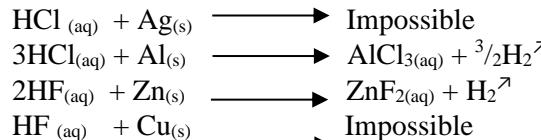
#### B.- Oxacides sur les métaux

#### A.- Hydracides sur les métaux

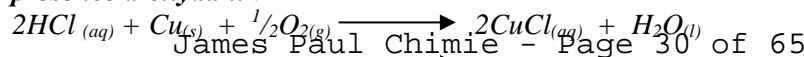
Dilués ou fumants à chaud ou à froid, les hydracides n'attaquent seulement que les métaux plus électropositifs que l'hydrogène. On obtient alors un sel et un dégagement de dihydrogène dont la mise en évidence se fait par la détonation qu'il produit à l'approche d'une allumette enflammée.

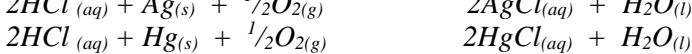
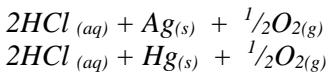
#### Échelle d'électropositivité des métaux usuels :

Li, K, Na, Ca, Ba, Mg, Al, Mn, Zn, Cr, Fe, Co, Ni, Sn, Pb, **H**, Cu, Hg, Ag, Pt, Au

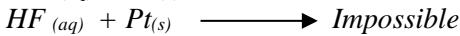


**Remarque:** On peut rendre possible la réaction des hydracides sur quelques métaux moins électropositifs que l'hydrogène en présence d'oxydant :





**Remarque:** Les hydracides comme l'acide chlorhydrique ne réagit pas avec l'or et le platine même en présence d'oxydant comme l'oxygène :



## B.- Oxacides sur les métaux

L'acide sulfurique ( $H_2SO_4$ ) et l'acide nitrique ( $HNO_3$ ) sont les deux (2) principaux oxacides en chimie minérale, ils se comportent différemment face aux métaux. On considère généralement deux (2) grandes situations :

1. L'acide sulfurique ( $H_2SO_4$ ) sur les métaux
2. L'acide nitrique ( $HNO_3$ ) sur les métaux

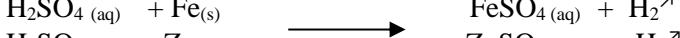
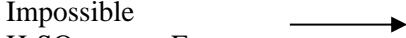
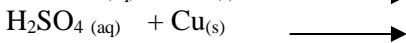
### 1. L'acide sulfurique ( $H_2SO_4$ ) sur les métaux

L'acide sulfurique peut réagir avec les métaux de deux (2) manières :

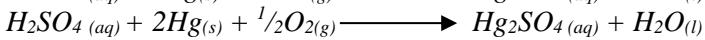
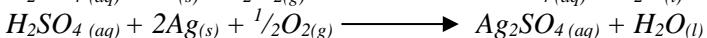
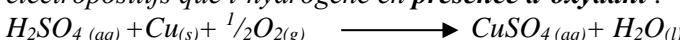
- a) Dilué et à froid
- b) Concentré et chauffé

#### a) Dilué et à froid

L'acide sulfurique dans cette situation se comporte comme un hydracide, en attaquant seulement les métaux plus électropositifs que l'hydrogène, conformément au principe de déplacement. Il permet d'obtenir un sel en solution aqueuse et un dégagement de dihydrogène.



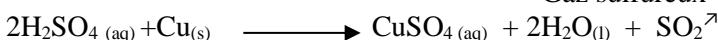
**Remarque:** On peut rendre possible la réaction de l'acide sulfurique dilué et à froid sur quelques métaux moins électropositifs que l'hydrogène en présence d'oxydant :



#### b) Concentré et chauffé

L'acide sulfurique est un oxydant dans cette situation, il attaque les métaux plus ou moins électropositifs que l'hydrogène pourvu qu'ils soient oxydables. On obtient, par une réaction complexe : un sel en solution de l'eau et un dégagement d'un gaz à odeur suffocante, le dioxyde de soufre incolore qui peut être mis en évidence par son action décolorante sur un papier imbibé de permanganate de potassium (violet).

#### Gaz sulfureux



**Remarque:** Le fer est bivalent quand l'acide sulfurique est dilué, lorsqu'il est concentré le fer est trivalent.

### 2. L'acide nitrique ( $HNO_3$ ) sur les métaux

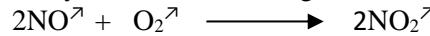
L'acide nitrique est un puissant oxydant. Dilué ou concentré, à froid ou à chaud, il attaque les métaux oxydables plus ou moins électropositifs que l'hydrogène. On obtient, par une réaction

complexe : un sel de l'eau et un dégagement d'un gaz incolore le monoxyde d'azote qui, en présence de l'air, se transforme en un gaz de couleur rousse, le dioxyde d'azote toxique. Selon l'équation bilan suivante :



#### Réaction secondaire

Monoxyde d'azote  $NO\uparrow$  qui, en présence de l'air, s'oxyde en dioxyde d'azote  $NO_2$  un gaz de couleur rousse toxique.

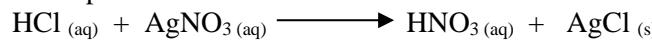


**Remarque :** L'acide nitrique fumant (très concentré) n'attaque pas le fer à froid. Il est devenu passif à cause d'une couche magnétique  $Fe_2O_3$  isolant le métal.

Pour la faire cesser, il suffit de toucher le fer plongé dans  $HNO_3$  dilué, à l'aide d'un fil de cuivre. La réaction se déclenche aussitôt.

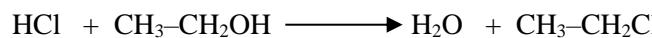
#### 6. Actions des acides sur les sels :

Les solutions d'acides peuvent attaquer les sels par une réaction totale ou irréversible conformément à la règle de Berthollet pour fournir de nouveaux acides et de nouveaux sels à condition qu'on obtienne soit un corps insoluble, soit un corps volatil, soit un corps instable.



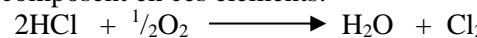
#### 7. Action des acides sur les alcools :

Les acides attaquent les alcools pour donner un ester minéral et de l'eau.

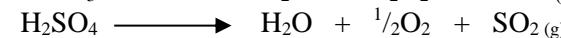
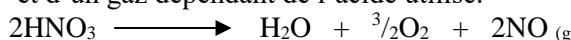


#### 8. Action de la chaleur sur les acides :

- o Les **hydracides** en présence de l'oxygène de l'air se décomposent en ces éléments.

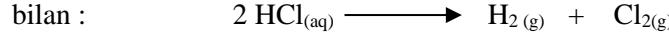
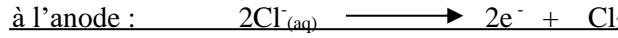
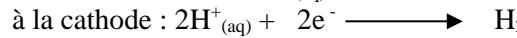
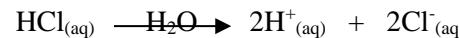


- o Les **oxacides** se décomposent en de l'eau, de l'oxygène et d'un gaz dépendant de l'acide utilisé.



#### 9. Électrolyse des acides :

Les solutions aqueuses d'acides sont appelées électrolytes, car conductrices de l'électricité. Au cours de l'électrolyse d'une solution aqueuse d'acide, il se dégage toujours de l'hydrogène à la cathode. Un cas d'électrolyse d'une solution aqueuse de chlorure d'hydrogène.



#### C.- Force ou énergie des acides

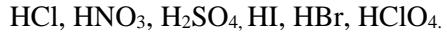
On tient compte de leur pouvoir de dissociation en solution aqueuse pour déterminer la force des acides. Les acides peuvent être forts ou faibles :

- Un acide fort est un acide qui se dissocie complètement en ions positifs et négatifs. Des lors, il peut :

- o Conduire fortement le courant électrique

- o Avoir un pH au voisinage de 0.

- Colorer de manière prononcée un indicateur coloré
- Dégage plus de 13,7 kilocalorie par mol au cours de leur neutralisation



- Un acide faible ne se dissocie pas complètement en solution aqueuse (ils s'ionisent à moins de 50%). Des lors, il peut :

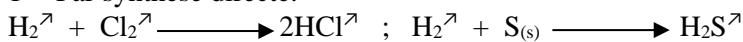
- Conduire timidement le courant électrique
- Avoir un pH au voisinage de 7.
- Colorer de manière peu prononcée un indicateur coloré
- Dégage moins de 13,7 kilocalorie par mol au cours de leur neutralisation



## D.- Préparation des acides

On Prépare les **Hydracides**

- 1- Par synthèse directe.

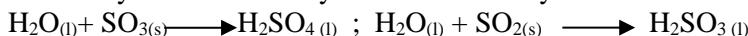


- 2- Par action d'un acide sur un sel.

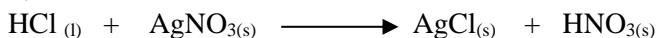


On prépare les **Oxacides**

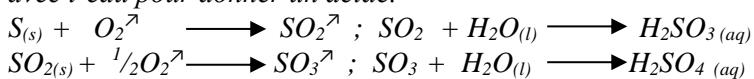
1. Par hydration des oxydes acides ou anhydrides acides.



2. Par action d'un acide sur un sel.



**Oxyde acide ou anhydride acide :** Est un composé qui résulte de l'action directe de l'oxygène sur un non -métal et qui réagit avec l'eau pour donner un acide.



## A.- Classification des bases

On classe les bases d'après le nombre de leurs groupements OH<sup>-</sup> qu'ils contiennent en :

- a) **Monobases** : qui ne possèdent qu'un seul groupement OH<sup>-</sup> dans leur molécule. Exemple : NH<sub>4</sub>OH, NaOH, KOH
- b) **Di ou bibases** : Dont les molécules renferment deux groupements OH<sup>-</sup>. Exemple : Mg(OH)<sub>2</sub>, Ca(OH)<sub>2</sub>.

**Remarque :** Aujourd'hui, on ne parle plus de tribase. Toutes les hydroxydes ne sont des bases Zn(OH)<sub>2</sub>, Fe(OH)<sub>2</sub>, Al(OH)<sub>3</sub> etc.

## B.- Propriétés des bases

### 1. Saveur ou propriété organoleptique :

Les solutions étendues de bases ont une saveur de lessive (goût saumâtre, goût amer, fade rappelant celui des savons), due à la présence des ions OH<sup>-</sup>. Elles sont pour la plupart caustiques (qui corrode, qui brûle) et attaquent les tissus cellulaires.

### 2. Action sur les indicateurs colorés :

Les bases font changer de teinte certains indicateurs colorés.

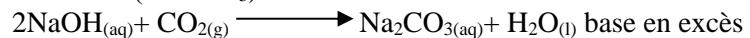
- Les bases bleuissent le papier de tournesol bleu,
- L'hélianthine jaune préalablement rosie vis-à-vis d'un acide redevient jaune.
- La phénolphthaleïne incolore devient rouge face à une base.
- Le bromothymol ou BBT (bleu-vert) jaune redevient vert.

### 3. Action bases sur les oxydes acides :

Face aux oxydes acides, les bases en défaut produisent un sel acide, mais en excès, donnent un sel et de l'eau.



Sel de vitchy utilisé pour combattre les aigreurs de l'estomac (NaHCO<sub>3</sub>).



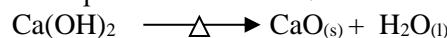
La craie (marbe blanc) CaCO<sub>3</sub>

**Oxyde acide ou Anhydride acide :** Est un composé qui résulte de l'action directe de l'oxygène sur un non -métal et qui réagit avec l'eau pour donner un acide.



### 4. Action de la chaleur sur les bases:

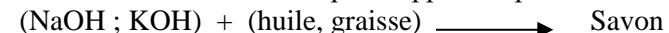
Par une élévation de température, les bases insolubles se décomposent pour se transformer en oxyde métallique correspondant et de l'eau.



**Remarque :** C'est une des méthodes de préparation des oxydes métalliques

### 5. Action des bases sur les corps gras (huiles, graisse)

Les bases attaquent les corps gras (huile, graisse) pour donner du savon. C'est ce qu'on appelle saponification.



### 6. Solubilité des bases:

Solubilité, est la capacité d'une substance à être mise en solution aqueuse (dans l'eau).

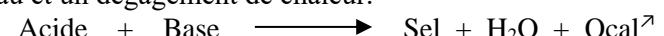
On distingue :

**Les bases solubles** : NaOH, KOH, LiOH, NH<sub>4</sub>OH

**Les bases insolubles** : Les autres bases (hydroxydes) sont insolubles

### 7. Action des bases sur les acides:

Les bases réagissent avec les acides pour donner un sel, de l'eau et un dégagement de chaleur.



La réaction est connue sous les noms de : **neutralisation** (à cause de la formation de l'eau qui est neutre), de **salification** (à cause de la formation du sel) et **exothermique** (dégagement de chaleur).

### 8. Action des bases sur les métaux :

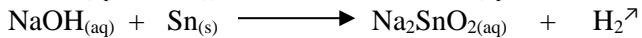
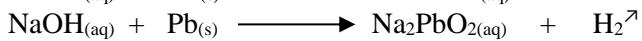
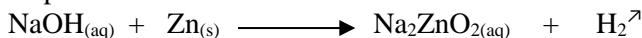
Les bases fortes en dissolution (NaOH, KOH, LiOH) n'attaquent que les métaux qui ont un oxyde amphotère ou un hydroxyde amphotère. Ces métaux sont Zn, Al, Sn, Pb. On obtient des sels doubles en solution aqueuse communément appelés **zincate** (ZnO<sub>2</sub>), **aluminate** (AlO<sub>2</sub>), **stainate** (SnO<sub>2</sub>), **plumbite** (PbO<sub>2</sub>) et un dégagement de dihydrogène.

Un corps **amphotère ou indifférent (ampholyte)** est une substance pouvant se comporter à la fois comme un acide fort en présence des hydroxydes (bases faibles) et comme une base forte en présence des acides faibles, et réagissent pour donner des sels et de l'eau. Ces réactions sont exothermiques.

a) Hydroxydes amphotères :  $\text{Al(OH)}_3$ ,  $\text{Zn(OH)}_2$ ,  $\text{Sn(OH)}_2$ ,  $\text{Pb(OH)}_2$ .

b) Oxydes amphotères :  $\text{Al}_2\text{O}_3$ ,  $\text{ZnO}$ ,  $\text{SnO}_2$ ,  $\text{PbO}$ .

$\text{NaOH}_{(aq)}$  +  $\text{Cu}_{(s)}$  Impossible parce que le Cu n'a pas d'oxyde amphotère.



**Remarque:** L'aluminium est plus électropositif que le zinc, le plomb et l'étain, c'est pour cette raison qu'on fait cette réaction en présence de l'eau.

#### 9. Actions des bases sur les sels :

Les bases peuvent attaquer les sels par une réaction totale ou irréversible conformément à la règle de Berthollet pour fournir de nouveaux acides et de nouveaux sels à condition qu'on obtienne soit un corps insoluble, soit un corps volatil, soit un corps instable.  $\text{HCl}_{(aq)} + \text{AgNO}_{3(aq)} \longrightarrow \text{HNO}_{3(aq)} + \text{AgCl}_{(s)}$

#### 10. Électrolyse des bases :

Les bases dissoutes ou fondues sont des électrolytes. Au cours de l'électrolyse d'une solution aqueuse basique, fort complexe, il se dégage toujours de l'oxygène à l'anode. Un cas d'électrolyse d'une solution aqueuse de l'hydroxyde de sodium.



à la cathode :  $2\text{Na}^+_{(aq)} + 2\text{e}^- \longrightarrow 2\text{Na}$

à l'anode :  $2\text{OH}^-_{(aq)} \longrightarrow 2\text{e}^- + \text{H}_2\text{O}_{(l)} + \frac{1}{2}\text{O}_2\uparrow$

bilan :  $2\text{NaOH}_{(aq)} \longrightarrow 2\text{Na}_{(s)} + \text{H}_2\text{O}_{(l)} + \frac{1}{2}\text{O}_2\uparrow$

Par une réaction secondaire entre le sodium, puissant réducteur, et l'eau pour régénérer la soude et de l'hydrogène selon l'équation :  $2\text{Na}_{(s)} + 2\text{H}_2\text{O}_{(l)} \longrightarrow 2\text{NaOH}_{(aq)} + \text{H}_2\uparrow$

Force ou énergie des bases

On tient compte de leur pouvoir de dissociation en solution aqueuse pour déterminer l'énergie ou la force des bases. Les bases peuvent être fortes ou faibles :

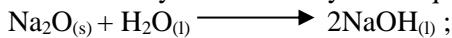
- Une base forte se dissocie complètement en ions positifs et négatifs comme l'hydroxyde de sodium ( $\text{NaOH} \rightarrow \text{Na}^+ + \text{OH}^-$ ). Des lors, il peut :
  - Conduire fortement le courant électrique
  - Avoir un pH au voisinage de 14.
  - Colorer de manière prononcée un indicateur coloré.
  - Dégager plus de 13,7 kilocalories par mol au cours de leur neutralisation.
- Une base faible ne se dissocie pas complètement en solution aqueuse (ils s'ionisent à moins de 50%). Des lors, il peut :
  - Conduire timidement le courant électrique
  - Avoir un pH au voisinage de 8.
  - Colorer de manière peu prononcée un indicateur coloré
  - Dégager moins de 13,7 kilocalories par mol au cours de leur neutralisation.

**Remarque:** Les bases découlant des alcalins sont fortes et tous les autres sont faibles.

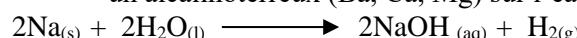
#### C.- Préparation des bases

On prépare les bases solubles :

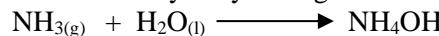
1. En hydratant un oxyde basique :



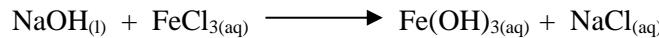
2. En faisant agir directement un alcalin (Na, Li, K) ou un alcalinoterreux (Ba, Ca, Mg) sur l'eau :



3. Par hydrolyse du gaz ammoniac  $\text{NH}_3$

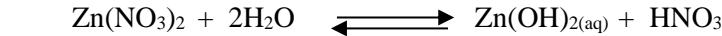


4. Pour les **bases insolubles**, on fait agir une base soluble sur un sel soluble.

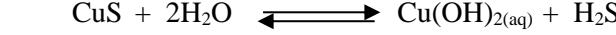


5. Par hydrolyse

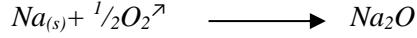
- a) D'un sel d'acide fort et d'une base faible :



- b) D'un sel d'acide faible et d'une base faible :



**Oxyde basique :** Est un composé qui résulte de l'action directe de l'oxygène sur un métal (alcalin ou alcalinoterreux) et qui réagit avec l'eau pour donner une base.



#### Application Acide et Base :

#### I. Phrases à compléter

Complète les phrases suivantes par le mot ou le groupe de mots approprié.

1. Selon **Arrhénius**, un acide est une substance qui libère des \_\_\_\_\_ en solution aqueuse.
2. Dans la théorie de **Brønsted-Lowry**, une base est une substance capable de \_\_\_\_\_ un proton  $\text{H}^+$ .
3. Un acide dont le pH est inférieur à 7 est considéré comme un acide \_\_\_\_\_.
4. Un acide fort se \_\_\_\_\_ complètement en solution aqueuse.
5. Les acides font virer le papier de tournesol bleu au \_\_\_\_\_.
6. Une base selon Arrhénius libère des ions \_\_\_\_\_ en solution aqueuse.
7. L'ammoniac ( $\text{NH}_3$ ) est une base de **Lewis** car il peut \_\_\_\_\_ un doublet électronique.
8. Lorsqu'un acide réagit avec une base, il se forme un \_\_\_\_\_ et de l'eau : c'est la réaction de \_\_\_\_\_.
9. Une substance capable de se comporter à la fois comme un acide et une base est dite \_\_\_\_\_.
10. Les bases fortes ont un pH proche de \_\_\_\_\_.

#### II. QCM

1. Selon la théorie de Lewis, un acide est :

- A. Un donneur de protons

- B. Un accepteur de doublet électronique

- C. Un donneur d'électrons

- D. Une substance qui libère  $\text{OH}^-$

2. Quelle est la formule du principal ion hydronium ?

- a.  $\text{H}_2\text{O}$
- b.  $\text{H}^+$
- c.  $\text{H}_3\text{O}^+$
- d.  $\text{HO}^-$

**3.** La réaction entre HCl et NaOH produit :

- a. Un acide et de la chaleur
- b. Un sel et de l'eau
- c. De l'oxygène et du dihydrogène
- d. Un oxyde et un acide

**4.** Le pH d'une solution basique est :

- a. Inférieur à 7
- b. Supérieur à 7
- c. Égal à 0
- d. Toujours égal à 7

**5.** Parmi les acides suivants, lequel est un acide fort ?

- a.  $\text{H}_2\text{CO}_3$
- b.  $\text{H}_3\text{PO}_4$
- c.  $\text{H}_2\text{S}$
- d. HCl

### III. Exercices d'application

**Exercice 1 –** Écris et équilibre les équations chimiques suivantes :

- a)  $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{ZnO} \rightarrow \underline{\hspace{2cm}} + \underline{\hspace{2cm}}$
- b)  $\text{NaOH} + \text{CO}_2 \rightarrow \underline{\hspace{2cm}}$
- c)  $\text{HNO}_3 + \text{Cu} \rightarrow \underline{\hspace{2cm}} + \underline{\hspace{2cm}} + \underline{\hspace{2cm}}$
- d)  $\text{HCl} + \text{NaOH} \rightarrow \underline{\hspace{2cm}} + \underline{\hspace{2cm}}$
- e)  $2\text{NaOH} + \text{Al} + 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow \underline{\hspace{2cm}} + \underline{\hspace{2cm}}$

**Exercice 2 –** Indique si les substances suivantes sont **acides (A)** ou **bases (B)** selon la théorie d'Arrhénius :

- 1.  $\text{H}_2\text{SO}_4$
- 2. NaOH
- 3.  $\text{NH}_3$
- 4.  $\text{HNO}_3$
- 5.  $\text{Ca}(\text{OH})_2$

**Exercice 3 –** Classe les solutions suivantes du plus acide au plus basique :

- Jus de citron (pH 2)
- Eau pure (pH 7)
- Soude caustique (pH 13)
- Lait (pH 6,5)
- Vinaigre (pH 3)

**Exercice 4 –** Associe chaque équation à son type de réaction :

- 1.  $\text{HCl} + \text{NaOH} \rightarrow \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$
- 2.  $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{Zn} \rightarrow \text{ZnSO}_4 + \text{H}_2$
- 3.  $\text{NaOH} + \text{CO}_2 \rightarrow \text{NaHCO}_3$
- 4.  $\text{HCl} + \text{AgNO}_3 \rightarrow \text{HNO}_3 + \text{AgCl} \downarrow$
- 5.  $\text{H}_2\text{O} + \text{SO}_3 \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4$

Types possibles :

- a) Neutralisation
- b) Action d'un acide sur un métal
- c) Action d'une base sur un oxyde acide
- d) Action d'un acide sur un sel
- e) Préparation d'un oxacide

### Exercice 5 – Vrai ou Faux:

- 1. Tous les hydroxydes sont des bases.
- 2. Le pH d'un acide fort est voisin de 0.
- 3. L'acide nitrique ( $\text{HNO}_3$ ) est un acide faible.
- 4. Les acides rougissent le papier de tournesol bleu.
- 5. Les bases fortes contiennent beaucoup d'ions  $\text{OH}^-$  en solution.

**Exercice 6 –** Écrire, si possible, les équations bilan des réactions suivantes :

- a) Acide sulfurique dilué et à froid sur le zinc
- b) Acide nitrique dilué à froid sur le cuivre
- c) Acide sulfurique concentré à chaud sur le cuivre
- d) Acide nitrique à froid sur l'or
- e) Acide sulfurique dilué et légèrement chauffé sur l'aluminium
- f) Acide nitrique dilué à froid sur le fer
- g) Acide sulfurique concentré à chaud sur l'aluminium
- a) Acide nitrique concentré à chaud sur l'aluminium
- b) Soude en excès sur le dioxyde de carbone
- c) Potasse en défaut sur le trioxyde de soufre
- d) Chaux éteinte sur le dioxyde de soufre
- e) Hydroxyde de sodium en excès sur le pentoxyde de diazote

**Exercice 7 –** On attaque 5g de cuivre par une solution aqueuse d'acide nitrique.

- a) Écrire l'équation bilan de la réaction
- b) Quel gaz produit ? comment le mettre en évidence ? Déterminer son volume à TPN.
- c) Quelle masse de sel se forme ?
- d) Déterminer la quantité en mole d'eau formée.

**Exercice 8 –** On chauffe une solution de soude en excès en présence de 2g d'aluminium

- a) Écrire l'équation bilan
- b) Quel gaz est obtenu ?
- c) Quel est le volume de ce gaz à TPN ?
- d) Quelle quantité en mol de sel se forme ?
- e) Quelle masse de soude a réagi ?

**Exercice 9 –** Une masse de 6g de cuivre disparaît au contact de l'acide sulfurique concentré et chauffé.

- a) Quel gaz se forme ? comment le mettre en évidence ? Déterminer son volume sachant qu'il est recueilli à 45°C sous une pression de 72 cm de mercure.
- b) Quelle masse d'acide sulfurique a participé à la réaction ?
- c) Quelle quantité en mole d'eau se forme ?
- d) Quelle masse de sel est obtenu ?

## La stœchiométrie des réactions

La stœchiométrie est la science qui mesure les proportions quantitatives ou rapport de masse dans lesquels les éléments chimiques sont impliqués.

### Coefficient ou nombre stœchiométrique.

Le nombre ou le coefficient stœchiométrique d'une espèce chimique dans une réaction donnée est le nombre qui précède sa formule dans l'équation considérée.



3 ; 2 ; 1 et 3 sont des coefficients stœchiométriques.

### Avancement d'une réaction chimique

L'avancement d'une réaction chimique, notée « x », est une grandeur (valeur), exprimée en moles (mol), qui permet de suivre l'évolution d'une réaction chimique

### Comment suivre l'évolution de la réaction ?

Pour suivre l'évolution de la composition du système au cours de la transformation chimique (de l'état initial à l'état final), on dresse un tableau d'avancement.

### Tableau d'avancement

Le tableau d'avancement est un outil très pratique pour étudier les transformations chimiques et effectuer des bilans de matière. On s'intéresse à trois (3) états : État initial – état intermédiaire – état final.

### Allure du tableau d'avancement



a, b, c et d sont des coefficients stœchiométriques.

**État initial :** État où la réaction n'a pas encore commencé. L'avancement noté « x » est nul (tout comme les quantités des produits).

**État intermédiaire (transformation) :** Il correspond à un état quelconque au cours de la réaction. L'avancement « x » vaut alors une certaine valeur

**État final :** Il correspond à l'état du système à la fin de la réaction. L'avancement « x » correspond alors à une valeur maximale.

**Réactif :** Substance introduite pour prendre part à une réaction chimique.

**Réactif limitant :** Réactif entièrement consommé au cours d'une réaction chimique.

**NB.** Le réactif limitant est responsable de l'arrêt de la réaction.

**Réactif en excès :** Réactif qui n'est pas entièrement consommé au cours d'une réaction chimique.

### Comment déterminer l'avancement et le réactif limitant ?

- Le réactif limitant est celui dont la quantité de matière s'annule en premier. Pour l'identifier, il faut calculer les valeurs de « x » qui annulent les quantités de matières des réactifs. La plus petite valeur de x permet d'identifier le réactif limitant
- L'avancement maximal «  $x_{max}$  » correspond au nombre maximal d'actes de réaction. Il est égal à la plus petite valeur de x.

Pour déterminer l'avancement et le réactif limitant, on pose :

$$\begin{aligned} n_A - aX_{max} &= 0 \Rightarrow aX_{max} = n_A \Rightarrow aX_{max} = \frac{n_A}{a} \\ n_B - bX_{max} &= 0 \Rightarrow bX_{max} = n_B \Rightarrow bX_{max} = \frac{n_B}{b} \end{aligned}$$

**L'avancement correspond à la plus petite valeur de «  $x_{max}$  »**

**N.B.** Dans une réaction chimique la concentration d'un réactif tend à diminuer ( $n_A - aX$ ) ou ( $n_B - bX$ )

**Si  $\frac{n_A}{a} = \frac{n_B}{b}$ , la réaction est stœchiométrique**

**Alors les deux réactifs sont limitants, on dit que l'on se trouve dans les conditions stœchiométriques.**

**Si  $\frac{n_A}{a} \neq \frac{n_B}{b}$ , la réaction est non stœchiométrique**

**Tableau d'avancement**

		Réactifs ou réactants		Produits	
Equation			→		
État du système	Avancement	Quantités de matières (mol)			
État initial	0				
État intermédiaire	X				
État final	$X_{max}$				

## Pour déterminer le réactif limitant sans le tableau d'avancement.

Si  $\frac{n_A}{a} < \frac{n_B}{b} \Rightarrow A$  est le réactif limitant

Si  $\frac{n_B}{b} < \frac{n_A}{a} \Rightarrow B$  est le réactif limitant

Si  $\frac{n_A}{a} = \frac{n_B}{b} \Rightarrow A$  et  $B$  sont les réactifs limitants

## Formule en rappel pour déterminer les quantités de matière

$$n = \frac{m}{Mm} = \frac{\text{masse}}{\text{Masse moléculaire}} \quad | \quad n = CV \quad | \quad n = \frac{PV}{RT}$$

$$n = \frac{V}{V_m} = \frac{\text{Volume}}{\text{Volumes molaire}} \quad | \quad V_m = 22.4 \text{ L.mol}^{-1}$$

Avec P (pression) en pascal (Pa), V (volume) en Mètre cube ( $\text{m}^3$ ), T (température absolue) en kelvin (K) et R (constante du gaz parfait) = 8,314 unités S.I.

## Formule pour déterminer le degré de pureté

$$\text{Formule générale : D.P.} = \frac{\text{Quantité réelle}}{\text{Quantité apparente}} \times 100$$

$$D.P. = \frac{V \text{ réelle}}{V \text{ apparente}} \times 100 \quad | \quad D.P. = \frac{M \text{ réelle}}{M \text{ apparente}} \times 100$$

$$D.P. = 100 - \text{impureté}$$

$$\text{Pourcentage de rendement : P.R.} = \frac{\text{Rendement pratique}}{\text{Rendement théorique}} \times 100$$

## Application : Avancement

### I. Complète les phrases :

- La **stœchiométrie** est la science qui mesure les \_\_\_\_\_ dans lesquelles les éléments chimiques réagissent.
- Dans une équation chimique, le **coefficient stœchiométrique** est le nombre placé \_\_\_\_\_ la formule chimique.
- Les coefficients stœchiométriques permettent de respecter la **loi de conservation de la \_\_\_\_\_**.
- L'**avancement d'une réaction chimique**, noté  $x$ , s'exprime en \_\_\_\_\_.
- À l'**état initial**, l'avancement est égal à \_\_\_\_\_.
- Le **tableau d'avancement** permet de suivre l'évolution des quantités de matière entre l'état initial et l'état \_\_\_\_\_.
- Le **réactif limitant** est celui qui est \_\_\_\_\_ consommé au cours d'une réaction chimique.
- Le **réactif en excès** est celui qui n'est pas entièrement \_\_\_\_\_.

## II. QCM

1. Le coefficient stœchiométrique dans une équation chimique indique :

- Le nombre d'atomes dans la molécule
- Le nombre de molécules participant à la réaction
- La masse molaire d'un composé
- Le volume d'un gaz

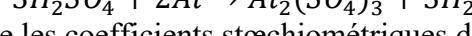
2. Le réactif limitant est :

- Celui dont il reste après la réaction
- Celui entièrement consommé
- Celui en plus grande quantité
- Celui qui ne participe pas à la réaction

## III. Exercices d'application

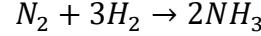
### Exercice 1

Dans l'équation :



- Identifie les coefficients stœchiométriques de chaque espèce.
- Vérifie que la réaction est équilibrée (même nombre d'atomes de chaque côté).

### Exercice 2 — Considérons la réaction :



- Dresse le **tableau d'avancement** avec les états : initial, intermédiaire et final.
- Écris les expressions des quantités de matière à chaque étape.

### Exercice 3 — On fait réagir 5 mol de $H_2$ avec 3 mol de $O_2$ selon : $2H_2 + O_2 \rightarrow 2H_2O$

- Détermine le **réactif limitant**.
- Calcule l'**avancement maximal**  $x_{max}$ .

### Exercice 4 — Un échantillon de carbonate de calcium a une masse apparente de 10 g. Après réaction, on constate que la masse réelle de matière pure est de 9,2 g.

- Calcule le **degré de pureté (D.P.)**.
- Déduis le **pourcentage d'impureté**.

(Rappel :  $D.P. = (M \text{ réelle} / M \text{ apparente}) \times 100$ )

### Exercice 5 – La combustion du propane ( $C_3H_8$ ) dans du dioxygène donne du gaz carbonique et de l'eau. Au cours de cette réaction 20 g de propane réagissent avec 80 g de dioxygène. Indiquer le réactif en excès et le réactif limitant en dressant le tableau d'avancement. Calculer le volume du gaz recueilli à $28^\circ C$ et 105 kilo pascals.

### Exercice 6 – Le dichlore gazeux peut être obtenu grâce à la réaction suivante :



Si l'on dispose de 100 g d'oxyde de manganèse ( $MnO_2$ ) et de 200 g de chlorure d'hydrogène ( $HCl$ ), quelle sera la masse du réactif excédentaire ? Trouvez la masse de sel formé après dessiccation (action de dessécher)

**Exercice 7** – 0,2 mol de zinc réagit avec 100 cm<sup>3</sup> d'une solution d'acide chlorhydrique à 3,65g/L.

- a) Écrire l'équation de la réaction
- b) Préciser le bilan de matière à l'état final à partir d'un tableau d'avancement.
- c) Quel est le réactif limitant ?
- d) Quel volume de gaz se forme à TPN ?
- e) Quelle masse de sel est obtenu ?

**Exercice 8** – L'acide sulfurique dilué à froid réagit avec 10 g de fer commercial. On obtient un dégagement gazeux qui, TPN, mesure 2,5L.

- a) Quelle masse d'acide a réagi ?
- b) Quel le degré de pureté de l'échantillon de fer utilisé.
- c) Quelle masse de sel se forme ?

**Exercice 9** – Une masse de 2g de potassium réagit avec 2ml d'eau de masse volumique 1g/cm<sup>3</sup>.

- a) Écrire l'équation bilan de la réaction
- b) Dresser le tableau d'avancement de la réaction qui précise un bilan de matière à l'état final.
- c) Quel est le réactif limitant ?
- d) Quel volume de gaz se dégage à TPN.

$$\mu \text{ (Masse volumique)} = \frac{\mathbf{m}}{V \text{ (en cm}^3\text{)}}$$

## Nombre d'Oxydation

Le **nombre d'oxydation** (ou **degré d'oxydation**) caractérise la **charge réelle ou fictive** d'une espèce chimique (molécule, ion ou radical) par rapport à l'état élémentaire neutre servant de référence (**n.o. = 0**).

**Remarque :** Le n.o. est un entier **positif, négatif ou nul**, noté à l'aide d'un **chiffre romain** (ex. : +I, -II, 0).

### Règles de Détermination du Nombre d'Oxydation

#### Règle 1 – Corps simples et ions monoatomiques

- Un **corps simple élémentaire**, à l'état non combiné ou combiné à lui-même, a un **n.o. = 0**. Exemples : n.o.(Ne) = 0, n.o.(H<sub>2</sub>) = 0, n.o.(O<sub>3</sub>) = 0.
- Un **ion monoatomique** possède un **n.o. égal à sa charge**. Exemples : n.o.(Na<sup>+</sup>) = +I, n.o.(Cl<sup>-</sup>) = -I.

#### Règle 2 – Éléments à nombre d'oxydation fixe

Ces éléments ont un **n.o. constant** dans la majorité de leurs composés.

1. **Fluor (F)** → n.o. = -I (valeur invariable).
2. **Métaux alcalins (Groupe I : Li, Na, K, ...)** → n.o. = +I.
3. **Métaux alcalino-terreux (Groupe II : Be, Mg, Ca, ...)** → n.o. = +II.
4. **Autres métaux stables :**
  - Aluminium (Al) → +III
  - Zinc (Zn) → +II
  - Argent (Ag) → +I

**Remarque :** Certains métaux de transition ont plusieurs états d'oxydation :

- Fer (Fe) : +II (ferreux) et +III (ferrique)
- Cuivre (Cu), Plomb (Pb), Mercure (Hg) : +I dans les composés -eux et +II dans les composés -iques

#### Règle 3 – Hydrogène et oxygène

##### ◆ Hydrogène (H)

- Dans la plupart des composés (avec des non-métaux) → n.o.(H) = +I
- **Exception :** dans les **hydrures métalliques** (ex. : NaH, LiH) → n.o.(H) = -I

**Définition :** Un **hydrure** est un composé formé d'hydrogène et d'un métal.

##### ◆ Oxygène (O)

- En général → n.o.(O) = -II
- **Exceptions :** Dans les **peroxydes** (présence d'un pont O–O, ex. : H<sub>2</sub>O<sub>2</sub>) → n.o.(O) = -I

**Définition :** Un **peroxyde** est un oxyde contenant le groupement O<sub>2</sub><sup>2-</sup>, où l'oxygène a un n.o. plus élevé que la normale.

- Dans le **fluorure d'oxygène (OF<sub>2</sub>)**, le fluor étant plus électronégatif, → n.o.(O) = +II

#### Règle 4 – Règle de la somme

##### • Molécule neutre :

La somme algébrique des n.o. de tous les atomes est **égale à zéro**. Ex : H<sub>2</sub>O → 2(+I) + (-II) = 0.

##### • Ion polyatomique :

La somme algébrique des n.o. de tous les atomes est **égale à la charge de l'ion**. Ex : pour l'ion phosphate PO<sub>4</sub><sup>3-</sup> n.o.(P) + 4(-II) = -III ⇒ n.o.(P) = +V

## Application sur le nombre d'oxydation

I. Complète les phrases suivantes avec le mot ou le groupe de mots approprié.

1. Le **nombre d'oxydation** indique la charge \_\_\_\_\_ ou \_\_\_\_\_ d'un atome dans une molécule ou un ion.
2. À l'état **élémentaire**, un atome a toujours un nombre d'oxydation égal à \_\_\_\_\_.
3. Le nombre d'oxydation d'un **ion monoatomique** est égal à sa \_\_\_\_\_.
4. Le fluor (F) a toujours un nombre d'oxydation de \_\_\_\_\_ dans ses composés.
5. Les **métaux alcalins** (Li, Na, K...) ont un nombre d'oxydation constant de \_\_\_\_\_.
6. Les **métaux alcalino-terreux** (Mg, Ca, Ba...) ont un nombre d'oxydation constant de \_\_\_\_\_.
7. Dans les composés usuels, l'hydrogène a un nombre d'oxydation de \_\_\_\_\_, sauf dans les hydrures métalliques où il vaut \_\_\_\_\_.
8. L'**oxygène** a en général un nombre d'oxydation de \_\_\_\_\_, sauf dans les peroxydes où il vaut \_\_\_\_\_.
9. Dans le composé fluorure d'oxygène ( $OF_2$ ), le fluor étant plus électronégatif, l'oxygène a un nombre d'oxydation de \_\_\_\_\_.
10. Dans une molécule neutre, la somme des nombres d'oxydation de tous les atomes est toujours égale à \_\_\_\_\_.

## **II. QCM**

1. Le nombre d'oxydation du soufre dans  $H_2SO_4$  est :

- a. +VI      b. -II      c. +IV      d. 0

2. Le nombre d'oxydation de l'oxygène dans  $H_2O_2$  est :

- a. -II      b. -I      c. 0      d. +II

3. Dans  $NaH$ , le nombre d'oxydation de l'hydrogène est :

- a. +I      b. -I      c. 0      d. +II

4. Le fer (Fe) peut avoir deux nombres d'oxydation principaux :

- a. +I et +II      b. +II et +III      c. +III et +IV      d. +I et +III

5. Pour le phosphate  $PO_4^{3-}$ , le nombre d'oxydation du phosphore est : a. +III      b. +IV      c. +V      d. +VI

## **III. Exercices**

**Exo. I.-** Détermine le nombre d'oxydation de l'élément souligné dans chaque composé : a)  $H_2\text{O}$       b)  $SO_2$       c)  $NO_3^-$   
d)  $Na_2S$       e)  $CO_2$

**Exo. II.-** Détermine le nombre d'oxydation inconnu dans les molécules suivantes :

1.  $H_2SO_3$       2.  $Cr_2O_3$       3.  $MnO_4^-$   
4.  $NH_3$       5.  $K_2Cr_2O_7$

**Exo. III.-** Déterminer le nombre d'oxydation du métal :  $Cr_2O_7^{2-}$ ;  $MgCl_2$ ;  $Fe(NO_3)_3$ ;  $KOH$ ;  $PbO_2^{2-}$

**Exo. IV.-** Déterminer le nombre d'oxydation de l'azote dans les espèces chimiques suivantes :  $N_2O$ ;  $NO$ ;  $NO_2$ ;  $N_2O_4$ ;  $N_2O_5$ ;  $NH_4^+$ ;  $N_2H_4$ ;  $N_2$ ;  $NO_3^-$ ;  $NO_2$ ;  $HNO_3$ .

**Exo. V.-** Dresser un diagramme croissant du nombre d'oxydation du phosphore dans les composés suivants :  $H_3PO_4$ ;  $PCl_3$ ;  $PCl_5$ ;  $P_2O_3$ ;  $P_4$ ;  $HPO_4^{2-}$ ;  $P_2O_5$

**Exo. VI.-** Classer les espèces suivantes par ordre croissant du nombre d'oxydation du chlore :  $HClO_4$ ;  $Cl_2O$ ;  $ClO^-$ ;  $ClO_3^-$ ;  $ClO_2^-$ ;  $HCl$ ;  $Cl_2$ ;  $Cl^-$

**Exo. VII.-** Dresser un diagramme décroissant du nombre d'oxydation du soufre dans les espèces chimiques suivantes :  $S^{2-}$ ;  $HSO_4^-$ ;  $S_2^{2-}$ ;  $SO_4^{2-}$ ;  $HS$ ;  $S_2O_3^{2-}$ ;  $Na_2S$ ;  $SO_3^{2-}$

**Exo. VIII.-** Dresser un diagramme décroissant du n.o. du soufre dans les espèces chimiques suivantes :  $S_8$ ;  $SO_2$ ;  $SO_3^{2-}$ ;  $H_2S$ ;  $S_4O_6^{2-}$ ;  $Al_2(SO_4)_3$ ;  $CaS$

## ⚡ L'Oxydoréduction en Chimie

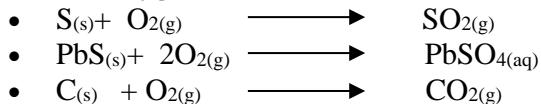
Les termes **oxydation** et **réduction** sont des processus inverses et simultanés. Bien qu'historiquement définis par l'oxygène, la définition la plus précise et universelle est basée sur le transfert d'électrons ou la variation du nombre d'oxydation.

Processus	Définition Electronique (Universelle)	Définition par le Nombre d'Oxydation
Oxydation	Perte d'électrons ( $e^-$ )	Augmentation du nombre d'oxydation (n.o.)
Réduction	Gain d'électrons ( $e^-$ )	Diminution du nombre d'oxydation (n.o.)

### A. L'Oxydation

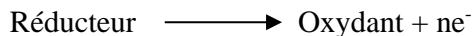
#### 1. Définition Historique (ou Primitive)

L'oxydation est une réaction où un élément se combine à l'**oxygène** (combustion ou corrosion).



#### 2. Définition Electronique (Demi-équation d'oxydation)

L'oxydation est une demi-réaction où une espèce **cède des électrons**.



#### Exemple : Oxydation du Magnésium (Mg)

- Le magnésium perd deux électrons :  $Mg^0 \longrightarrow Mg^{2+} + 2e^-$
- Le nombre d'oxydation du Mg passe de **0 à +II** (augmentation).

### B. La Réduction

#### 1. Définition Historique (ou Primitive)

La réduction est une opération qui consiste à **enlever l'oxygène** à un composé (souvent à l'aide de H<sub>2</sub> ou C).

#### Exemple : Reduction de l'oxyde de zinc

- $2ZnO_{(s)} + C_{(s)} \longrightarrow Zn_{(s)} + CO_{(g)}$
- L'oxyde de zinc (ZnO) est réduit, perdant son oxygène.

#### 2. Définition Electronique (Demi-équation de réduction)

La réduction est une demi-réaction où une espèce **capte des électrons**.



#### Exemple : Réduction de l'ion Cuivre ( $Cu^{2+}$ )

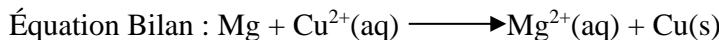
- L'ion  $Cu^{2+}$  capte deux (2) électrons  $Cu^{2+} + 2e^- \longrightarrow Cu^0$
- Le nombre d'oxydation du Cu passe de **+II à 0** (diminution).

### C. Réaction d'Oxydoréduction (Réaction Rédox)

Une **réaction d'oxydoréduction** est une réaction chimique où se produisent **simultanément** une **oxydation** et une **réduction** (transfert d'électrons).

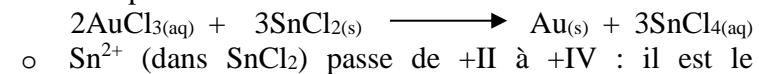
#### 1. Bilan d'une Réaction Rédox (Ex : CuSO<sub>4</sub> + Mg)

Processus	Espèce	n.o. initial → n.o. final	Rôle
Oxydation	Mg	0 à +II (Augmentation)	Réducteur
Réduction	Cu <sup>2+</sup>	+II à 0 (Diminution)	Oxydant



### D. Oxydant et Réducteur

#### • Exemple :



Terme	Définition Electronique	Définition en n.o.	Rôle dans la Réaction
Oxydant	Espèce qui capte des électrons.	Espèce dont le n.o. diminue.	Est lui-même réduit
Réducteur	Espèce qui cède des électrons.	Espèce dont le n.o. augmente.	Est lui-même oxydé

#### Réducteur.

- Au<sup>3+</sup> (dans AuCl<sub>3</sub>) passe de **+III à 0**: il est l'**Oxydant**.

### E. Les Couples Oxydant-Réducteur (Couples Rédox)

Un **couple rédox** est l'ensemble formé par un **oxydant** et son **réducteur conjugué**. Ils sont liés par un transfert d'électrons :



**Notation conventionnelle** : L'oxydant est toujours écrit en premier, suivi du réducteur, séparés par un slash (/).

- **Exemple** : Cl<sub>2</sub> / Cl<sup>-</sup> (où Cl<sub>2</sub> est l'oxydant et Cl<sup>-</sup> est le réducteur).
- **Exemple** : Al<sup>3+</sup> / Al (où Al<sup>3+</sup> est l'oxydant et Al est le réducteur).

#### Application : Oxydo-réduction

### I. Phrases à compléter

1. L'oxydation correspond à une \_\_\_\_\_ d'électrons, tandis que la réduction correspond à un \_\_\_\_\_ d'électrons.
2. Une réaction d'oxydoréduction implique un \_\_\_\_\_ d'électrons entre deux espèces chimiques.
3. L'espèce qui cède des électrons est appelée \_\_\_\_\_ et celle qui les capte est appelée \_\_\_\_\_.
4. Lorsqu'un atome voit son nombre d'oxydation augmenter, il est \_\_\_\_\_.
5. Lorsqu'un atome voit son nombre d'oxydation diminuer, il est \_\_\_\_\_.

- Le couple rédox est formé d'un \_\_\_\_\_ et de son \_\_\_\_\_.
- Dans la réaction entre Mg et Cu<sup>2+</sup>, le magnésium joue le rôle de \_\_\_\_\_ et le cuivre celui de \_\_\_\_\_.
- La réduction du Cu<sup>2+</sup> en Cu s'écrit sous forme de demi-équation : \_\_\_\_\_.

### I. Questions à Choix Multiples

- Lorsqu'un élément subit une oxydation, il :
  - Gagne des électrons
  - Perd des électrons
  - Ne change pas
  - Gagne des protons
- Quelle espèce joue le rôle d'oxydant dans la réaction : Mg + Cu<sup>2+</sup> → Mg<sup>2+</sup> + Cu ?
  - Cu<sup>2+</sup>
  - Mg<sup>2+</sup>
  - Cu
  - Mg
- Dans le couple rédox Fe<sup>3+</sup>/Fe<sup>2+</sup>, l'oxydant est :
  - Fe<sup>2+</sup>
  - Fe<sup>3+</sup>
  - Fe
  - Aucun des deux
- Lorsqu'un ion Cu<sup>2+</sup> capte deux électrons pour former du cuivre métallique, on dit que :
  - Cu<sup>2+</sup> est oxydé
  - Cu<sup>2+</sup> est réduit
  - Cu est oxydé
  - Cu est l'oxydant
- Le réducteur est l'espèce qui :
  - Capte les électrons
  - Se combine à l'oxygène
  - Perd les électrons
  - Diminue son nombre d'oxydation

### III. Exercices d'application

#### 1. Complète les demi-équations suivantes :

- $\text{Fe} \rightarrow \underline{\hspace{2cm}} + 2\text{e}^-$
- $\text{Cu}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \underline{\hspace{2cm}}$
- $\text{Zn} \rightarrow \underline{\hspace{2cm}} + 2\text{e}^-$

#### 2. Pour chaque réaction suivante, indique :

- L'espèce oxydée
- L'espèce réduite
- L'oxydant
- Le réducteur

- $\text{Zn} + \text{Cu}^{2+} \rightarrow \text{Zn}^{2+} + \text{Cu}$
- $\text{Fe}^{2+} + \text{Cl}_2 \rightarrow \text{Fe}^{3+} + 2\text{Cl}^-$
- $2\text{Al} + 3\text{Cu}^{2+} \rightarrow 2\text{Al}^{3+} + 3\text{Cu}$

#### 3. Associe correctement chaque terme à la bonne définition :

Terme	Définition
Oxydant	a) Espèce qui perd des électrons
Réducteur	b) Espèce dont le nombre d'oxydation diminue
Oxydation	c) Demi-réaction où il y a perte d'électrons
Réduction	d) Demi-réaction où il y a gain d'électrons

#### 4. Donne le couple rédox correspondant à chaque situation :

- Cl<sub>2</sub> devient Cl<sup>-</sup> → \_\_\_\_\_
- Cu<sup>2+</sup> devient Cu → \_\_\_\_\_
- Fe<sup>3+</sup> devient Fe<sup>2+</sup> → \_\_\_\_\_
- Zn devient Zn<sup>2+</sup> → \_\_\_\_\_

5. On mélange du zinc métallique avec une solution de sulfate de cuivre (CuSO<sub>4</sub>).

- Écris les demi-équations d'oxydation et de réduction.
- Établis l'équation bilan.
- Indique les rôles de Zn et Cu<sup>2+</sup>.

**Exo. I.-** Soit la réaction du nitrate de zinc sur le magnésium.

- Écrire son équation bilan
- Donner son équation ionique
- Est-ce une réaction d'oxydoréduction ? si oui, justifier en écrivant les demi-équations électroniques.
- Quel est l'élément oxydé ? quel est l'élément réduit ?
- Identifier l'oxydant puis le réducteur.

**Exo. II.-** On fait dégager du dihydrogène gazeux dans une solution de nitrate d'argent. Des particules d'argent apparaissent progressivement.

- Écrire l'équation bilan de la réaction.
- Démontrer qu'il s'agit d'une réaction d'oxydoréduction en écrivant les demi-équations des réactions.
- Quels sont les agents oxydant et réducteur ?
- Préciser les couples redox mis en jeu.

**Exo. III.-** Démontrer que la réaction de l'acide sulfurique concentré et à chaud sur l'aluminium est une réaction d'oxydoréduction. Préciser les couples redox mis en jeu.

**Exo. IV.-** Démontrer que la réaction de l'acide nitrique dilué à froid sur le cuivre est une réaction d'oxydoréduction. Préciser les couples redox mis en jeu.

**Exo. V.-** Les ions permanganate, MnO<sub>4</sub><sup>-</sup> et manganèse II, Mn<sup>2+</sup>, forment le couple oxydant réducteur MnO<sub>4</sub><sup>-</sup><sub>(aq)</sub> / Mn<sup>2+</sup><sub>(aq)</sub>. Quelle est la demi-équation électronique qui correspond à ce couple sachant que le milieu réactionnel est acide.

**Exo. VI.-** L'eau oxygénée peut se décomposer selon la réaction d'oxydoréduction d'équation :



- Identifier l'oxydant et le réducteur de la réaction
- Quels sont les couples oxydants et réducteurs mis en jeu ? Écrire les demi-équations d'oxydoréduction.
- Recherche dans un dictionnaire la signification du mot « dismutation »
- Que peut-on dire de cette réaction ?

**Exo. VII.-** Justifier si les réactions suivantes sont réactions rédox ?

- $2\text{SO}_2\uparrow + \text{O}_2\uparrow \longrightarrow 2\text{SO}_{3(\text{s})}$
- $\text{Ag}^+\text{ (aq)} + \text{Cl}^-\text{ (aq)} \longrightarrow \text{AgCl}_{(\text{s})}$
- $\text{SO}_{3(\text{s})} + \text{H}_2\text{O}_{(\text{s})} \longrightarrow \text{H}_2\text{SO}_{4(\text{l})}$
- $\text{PCl}_{5(\text{s})} + \text{Cd}_{(\text{s})} \longrightarrow \text{PCl}_{3(\text{s})} + \text{CdCl}_{2(\text{s})}$
- $\text{NaNO}_{3(\text{aq})} + \text{Pb}_{(\text{s})} \longrightarrow \text{NaNO}_{2(\text{aq})} + \text{PbO}_{(\text{s})}$

## Les Générateurs Electrochimiques

Un **générateur électrochimique** est un dispositif qui permet de produire de l'énergie électrique à partir d'une réaction chimique spontanée ; il réalise la conversion d'énergie chimique en énergie électrique.

### Classification des Générateurs Electrochimiques

On distingue trois (3) types principaux de générateurs électrochimiques, selon leur capacité à être rechargés :

- Les Piles (ou Piles primaires)** : Elles fournissent de l'énergie jusqu'à épuisement de leurs réactifs (décharge complète). La réaction chimique est irréversible ; une fois déchargées, elles sont inutilisables (non rechargeables).
- Les Accumulateurs (ou Piles secondaires)** : Leur réaction chimique est réversible. Ils peuvent être rechargés électriquement en leur fournissant de l'énergie électrique (l'accumulateur fonctionne alors en électrolyseur), ce qui régénère les réactifs.
- Les Piles à Combustibles** : Elles sont alimentées en réactifs de manière continue au cours de leur fonctionnement (par exemple H<sub>2</sub> et O<sub>2</sub>), leur permettant ainsi une régénération en continu tant que l'approvisionnement est assuré.

### Exemples de Générateurs Electrochimiques

#### A. Principales Piles Usuelles (Primaires) :

- Pile Daniell
- Pile Leclanché (ou pile saline)
- Piles alcalines
- Piles au lithium

#### B. Accumulateurs (Secondaires) :

- Accumulateur au plomb (batterie de voiture)
- Accumulateur lithium-ion
- Accumulateurs alcalins (ex: Ni-Cd, Ni-MH)

#### C. Piles à Combustible:

- Pile hydrogène-oxygène (la plus courante)

### Constitution et Fonctionnement

Un générateur électrochimique est constitué de deux **électrodes** (la cathode et l'anode) séparées par un **électrolyte**.

### 1. Réaction d'Oxydoréduction

Lorsque le générateur débite du courant, il est le siège d'une réaction chimique d'oxydoréduction spontanée, dont le bilan s'écrit : ox<sub>1</sub> + red<sub>2</sub> → red<sub>1</sub> + ox<sub>2</sub>

### 2. Rôles des Électrodes et Polarités

### Application sur les générateurs électrochimiques :

#### I. Phrases à compléter

1. Un générateur électrochimique transforme l'énergie \_\_\_\_\_ en énergie \_\_\_\_\_.
2. Une pile est un générateur dont la réaction chimique est \_\_\_\_\_.
3. Un accumulateur est un générateur dont la réaction chimique est \_\_\_\_\_.
4. Dans une pile, la réaction d'oxydoréduction est \_\_\_\_\_ (spontanée / forcée).
5. Les piles à combustible fonctionnent tant que les \_\_\_\_\_ sont fournis en continu.
6. L'électrode où se produit l'oxydation s'appelle \_\_\_\_\_ et celle où se produit la réduction s'appelle \_\_\_\_\_.
7. L'électrolyte permet le passage des \_\_\_\_\_ dans le générateur.
8. La pile Daniell est une pile \_\_\_\_\_ ( primaire / secondaire).

#### II. Questions à Choix Multiples

1. Quelle est la fonction principale d'un générateur électrochimique ?
  - Produire de la chaleur
  - Produire de l'électricité à partir d'une réaction chimique
  - Transformer l'électricité en lumière
  - Accumuler des électrons sans réaction chimique
2. Quelle est la particularité d'une pile primaire ?
  - Elle est rechargeable
  - Elle fonctionne sans électrolyte
  - Sa réaction chimique est irréversible
  - Elle contient de l'hydrogène
3. Quelle affirmation est vraie à propos des accumulateurs ?
  - Ils ne peuvent pas être rechargés
  - Leur réaction chimique est réversible
  - Ils ne contiennent pas d'électrodes
  - Ils ne produisent pas d'électricité
4. Quelle pile est typiquement utilisée dans les voitures ?
  - Pile Leclanché
  - Pile Daniell
  - Accumulateur au plomb
  - Pile à combustible
5. Dans une pile à combustible hydrogène-oxygène, l'énergie est produite tant que :
  - La pile est rechargée électriquement
  - Les réactifs H<sub>2</sub> et O<sub>2</sub> sont fournis en continu

Électrode	Rôle lors de la Décharge	Demi-réaction	Polarité (Borne)
Cathode	Siège de la <b>Réduction</b> (gain d'électrons) : ox <sub>1</sub> est réduite.	ox <sub>1</sub> + n <sub>1</sub> e <sup>-</sup> → red <sub>1</sub>	<b>Positive (+)</b>
Anode	Siège de l' <b>Oxydation</b> (perte d'électrons) : red <sub>2</sub> est oxydée.	red <sub>2</sub> → ox <sub>2</sub> + n <sub>2</sub> e <sup>-</sup>	<b>Négative (-)</b>

- L'**électrolyte** assure la **circulation des ions** entre les deux électrodes, fermant ainsi le circuit électrique à l'intérieur du générateur.

### **III. Exercices**

**1. Classer les générateurs suivants en piles, accumulateurs ou piles à combustible :**

- Pile alcaline
- Batterie de voiture
- Pile hydrogène-oxygène
- Pile au lithium
- Accumulateur Ni-Cd

**2. Compléter le tableau suivant :**

Type de générateur	Réaction	Rechargeable ?	Exemple
Pile			
Accumulateur			
Pile à combustible			

**3. Vrai ou Faux :**

- a) Une pile est un générateur dont la réaction chimique est réversible.
- b) L'électrolyte permet le déplacement des ions.
- c) La cathode est toujours le pôle positif.
- d) Les accumulateurs nécessitent une alimentation électrique pour se recharger.
- e) La pile Daniell est un accumulateur.

**4. Décrire le rôle de chaque élément d'un générateur électrochimique :**

- Anode :
- Cathode :
- Électrolyte :

**5. Rédiger un court paragraphe (5 lignes) expliquant la différence entre une pile et un accumulateur, avec un exemple pour chacun.**

# La Pile Électrochimique

## Définition et Principe

Une **pile** (ou **pile galvanique**) est un dispositif ou **générateur électrochimique** qui convertit l'**énergie chimique** d'une **réaction d'oxydoréduction spontanée** en **énergie électrique**.

## Constitution d'une Pile

Une pile est constituée de trois éléments principaux :

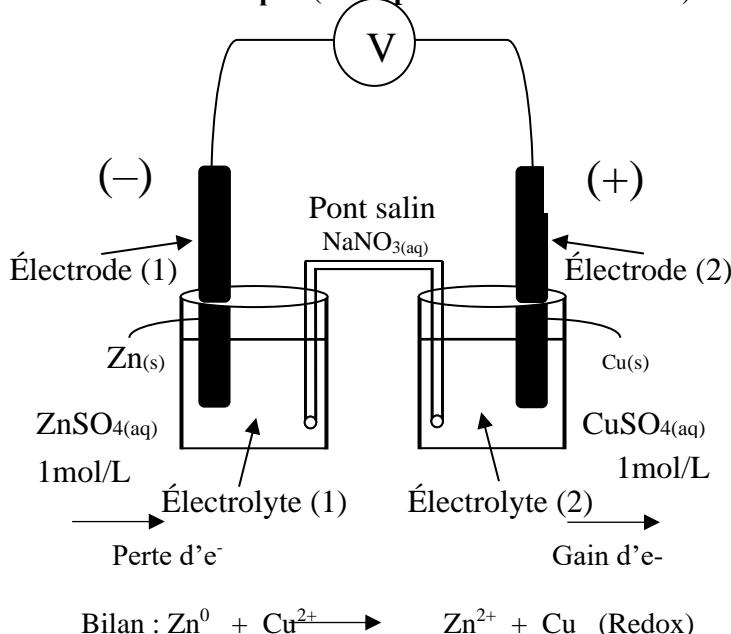
### 1. Deux Demi-piles (ou Compartiments) :

- Chaque demi-pile est formée d'une **électrode solide** (généralement un métal, M) plongée dans une **solution électrolytique** contenant l'ion correspondant ( $M^{n+}$  (aq)). Chaque demi-pile correspond à un couple rédox ( $M^{n+} / M$ ).

### 2. Un Pont Salin (ou Pont Électrolytique) :

- Il relie électriquement les deux solutions sans les mélanger. Il contient une solution concentrée d'un électrolyte (souvent KNO<sub>3</sub> ou KCl).
- Son rôle est d'assurer la **neutralité électrique** des solutions dans les demi-piles en permettant la migration des ions.

### Dessin d'une pile (Exemple : Pile Daniell Zn/Cu)



Lorsque la pile est branchée à un circuit extérieur (elle **débite**), une réaction d'oxydoréduction spontanée se produit

## Conséquences du Fonctionnement

- **À l'anode (-) :** L'électrode de Zn est consommée (masse diminue) et la concentration en Zn<sup>2+</sup> augmente.
- **À la cathode (+) :** L'électrode de Cu grossit (masse augmente) et la concentration en Cu<sup>2+</sup> diminue.
- **Dans le Pont Salin :** Les **anions** migrent vers l'**anode** (Zn / Zn<sup>2+</sup>) pour compenser l'excès de

charges positives (Zn<sup>2+</sup>). Les **cations** migrent vers la **cathode** (Cu<sup>2+</sup> / Cu) pour compenser la disparition de charges positives (Cu<sup>2+</sup>).

## Polarité et Conventions

### 1. Polarité

La **polarité** correspond à la nature positive ou négative de chaque électrode en fonctionnement :

- **Borne Négative (-) :** C'est l'**anode**, où se produit l'**oxydation** (le métal le plus **réducteur**).
- **Borne Positive (+) :** C'est la **cathode**, où se produit la **réduction** (l'ion le plus **oxydant**).

## Mnémonique :

Anode = **O**xydation (voyelle) ; Entrée du courant (sortie des e<sup>-</sup>)

Cathode = **R**éduction (consonne) ; Sortie du courant (Consonne : Entrée des e<sup>-</sup>)

Anode : Oxydation = Entrée du courant (voyelle : sortie des e<sup>-</sup>)  
Cathode : réduction = Sortie du courant (Consonne : Entrée des e<sup>-</sup>)

### 2. Représentation Symbolique (Conventionnelle)

On symbolise une pile par une convention simple :

(-) Anode / Ion Anodique // Ion Cathodique / Cathode (+)

- Le simple trait (/) représente l'interface électrode/solution.
- Le double trait (//) représente le pont salin.

### Exemple Pile Daniell :

Anode (-)  $M_{(s)} / M^{n+}_{(aq)}$  //  $M^{n+}_{(aq)} / M_{(s)}$  (+)  
(-) Zn<sub>(s)</sub> / Zn<sup>2+</sup><sub>(aq)</sub> // Cu<sup>2+</sup><sub>(aq)</sub> / Cu<sub>(s)</sub> (+) Cathode

### 3. Sens de Circulation du Courant et des Électrons

- **Électrons (e<sup>-</sup>)**: Ils se déplacent dans le circuit externe de l'électrode **négative (Anode)** vers l'électrode **positive (Cathode)**.
- **Courant Électrique (I)** : Il circule par convention dans le circuit externe de la borne **positive** vers la borne **négative** (sens opposé aux électrons).

## Force Électromotrice (f.e.m.) et Potentiels Standard

### 1. Potentiel Standard de Réduction ( $E^\circ$ )

- Le terme approprié en électrochimie moderne est le **potentiel standard de réduction ( $E^\circ$ )**, exprimé en **Volt (V)**.
- Il représente la **tendance d'une espèce à être réduite** (à gagner des électrons) dans les conditions standard (concentration 1 mol/L, température 25°C et pression 1 bar pour les gaz).
- La réaction de référence est la réduction de l'ion hydrogène :  $2H^{+}_{(aq)} + 2e^- \rightleftharpoons H_{(g)}$ , pour laquelle on attribue arbitrairement ( $E^\circ$ ) = 0,00 V.
- La **liste fournie** est en réalité une liste de **potentiels standard de réduction** (bien que titrée James Paul Chimie - Page 43 of 65)

Potentiel d'oxydation). Par convention, le signe correspond à la réduction.

## 2. Calcul de la Force Electromotrice Standard ( $E^\circ_{pile}$ )

La f.e.m. standard ( $E^\circ_{pile}$ ) de la pile correspond à la différence de potentiel (D.D.P.) entre les deux électrodes dans les conditions standard :

$$E^\circ_{pile} = E^\circ_{(cathode)} - E^\circ_{(anode)}$$

Pour que la réaction soit spontanée (pour que la pile fonctionne), il faut  $E^\circ_{pile} > 0$ .

## 3. Identification de la Cathode et de l'Anode par $E^\circ$

Pour déterminer quelle électrode d'une pile sera la **cathode** et quelle sera l'**anode**, on utilise la valeur des **potentiels standards de réduction ( $E^\circ$ )** des deux couples rédox impliqués.

### Règle d'Identification

Dans une pile électrochimique fonctionnant spontanément (en mode générateur) :

- **La Cathode (+)** : Elle est toujours l'électrode constituée par le couple rédox ayant le **potentiel standard de réduction ( $E^\circ$ ) le plus ÉLEVÉ** (le plus positif).
  - C'est à la cathode que se produit la **réduction** (le réactif y est l'oxydant le plus fort des deux).
- **L'Anode (-)** : Elle est toujours l'électrode constituée par le couple rédox ayant le **potentiel standard de réduction ( $E^\circ$ ) le moins ÉLEVÉ** (le plus négatif).
  - C'est à l'anode que se produit l'**oxydation** (le réactif y est le réducteur le plus fort des deux).

### Formule de la f.e.m.

Cette règle garantit que la force électromotrice standard ( $E^\circ_{pile}$ ) de la pile est positive :

$$E^\circ_{pile} = E^\circ_{cathode} - E^\circ_{anode} > 0$$

### Exemple (Pile Daniell)

Considérons les potentiels standards de réduction :

- Couple Cu<sup>2+</sup> / Cu :  $E^\circ_1 = +0,34$  V
- Couple Zn<sup>2+</sup> / Zn :  $E^\circ_2 = -0,76$  V

Puisque  $E^\circ_1 > E^\circ_2$  :

- **Cathode (+)** : L'électrode de **Cuivre** (Cu) est la cathode ( $E^\circ$  le plus élevé).
- **Anode (-)** : L'électrode de **Zinc** (Zn) est l'anode ( $E^\circ$  le moins élevé).

L'oxydant Cu<sup>2+</sup> réagit (se réduit) et le réducteur Zn réagit (s'oxyde).

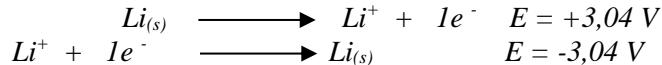
### Usure d'une Pile

Une pile s'use lorsque les potentiels d'électrode (dépendants des concentrations selon la loi de Nernst) se rapprochent, et le potentiel de l'anode finit par devenir égal à celui de la cathode.

- Au cours de la décharge, la concentration en réactifs diminue, ce qui fait évoluer les potentiels d'électrode.

- Lorsque  $E_{anode} = E_{cathode}$ , la **D.D.P. est nulle** ( $E_{pile} = 0$ ), et la pile est considérée comme **déchargée** (atteinte de l'équilibre chimique).
- Pour la faire fonctionner à nouveau (si la pile n'est pas complètement épuisée), on peut effectivement modifier les concentrations comme suggéré, car cela modifie les potentiels d'électrode (Principe de Le Châtelier).

**Remarque :** Le potentiel standard d'oxydation a la même valeur numérique que le potentiel standard de réduction, mais est de signe opposé.



### Application : Électrochimie

#### I. Phrases à compléter

1. Un générateur électrochimique transforme l'énergie \_\_\_\_\_ en énergie \_\_\_\_\_.
2. Une pile est un générateur dont la réaction chimique est \_\_\_\_\_.
3. Un accumulateur est un générateur \_\_\_\_\_, c'est-à-dire qu'il peut être \_\_\_\_\_.
4. Dans une pile, l'**anode** est le siège de l'\_\_\_\_\_, tandis que la **cathode** est le siège de la \_\_\_\_\_.
5. Dans une pile Daniell, le zinc joue le rôle de \_\_\_\_\_ et le cuivre celui de \_\_\_\_\_.
6. Le pont salin permet la circulation des \_\_\_\_\_ pour maintenir la \_\_\_\_\_ électrique.
7. Le courant électrique circule dans le circuit externe de la borne \_\_\_\_\_ vers la borne \_\_\_\_\_.
8. Les électrons se déplacent dans le sens \_\_\_\_\_ du courant électrique.
9. La f.e.m. standard d'une pile se calcule par la formule :  $E^\circ_{pile} = E^\circ_{\text{_____}} - E^\circ_{\text{_____}}$ .
10. Quand  $E_{anode} = E_{cathode}$ , la pile est dite \_\_\_\_\_.

#### II. Questions à Choix Multiples

1. Quelle est la fonction principale d'un générateur électrochimique ?
  - Produire de la chaleur
  - Transformer l'énergie électrique en énergie chimique
  - Transformer l'énergie chimique en énergie électrique
  - Stocker de l'énergie mécanique
2. Dans une pile en fonctionnement, l'oxydation a lieu :
  - À la cathode
  - À l'anode
  - Dans le pont salin
  - Dans l'électrolyte
3. La borne positive d'une pile correspond :
  - À l'anode
  - À la cathode
  - Aux deux électrodes
  - Au pont salin
4. Dans la pile Daniell, la réaction qui se produit au cuivre est :
  - Une oxydation du Cu
  - Une réduction de Cu<sup>2+</sup>
  - Une oxydation du Zn
  - Une réduction du Zn<sup>2+</sup>

5. Quelle est la condition pour qu'une pile fonctionne spontanément ?

- a)  $E^\circ_{\text{pile}} = 0$       b)  $E^\circ_{\text{pile}} < 0$   
c)  $E^\circ_{\text{pile}} > 0$       d)  $E^\circ_{\text{pile}} = -1$

### III. Exercices d'Application

**Exercice 1 :** On dispose d'une pile constituée des couples  $\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}$  et  $\text{Ag}^+/\text{Ag}$ . Les potentiels standards sont :  $E^\circ(\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}) = -0,44 \text{ V}$ ;  $E^\circ(\text{Ag}^+/\text{Ag}) = +0,80 \text{ V}$ .

1. Identifier l'anode et la cathode.
2. Écrire la réaction globale.
3. Calculer  $E^\circ_{\text{pile}}$

**Exercice 2 :** Réalise le schéma d'une pile Daniell, en indiquant :

- Les électrodes et leur nature
- Le sens de déplacement des électrons
- Le rôle du pont salin
- Les polarités des bornes

**Exercice 3 :** Complète le tableau :

Caractéristique	Pile	Accumulateur
Réversibilité de la réaction		
Recharge possible ?		
Exemple		

**Exercice 4 :** Pour une pile constituée des couples  $\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}$  et  $\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}$  :

1. Écris les demi-équations aux électrodes.
2. Écris le bilan global.
3. Indique quelle électrode se corrode.

**Exercice 5 :** On a les potentiels standards :

- $E^\circ(\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}) = +0,34 \text{ V}$
- $E^\circ(\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}) = -0,76 \text{ V}$

1. Calcule la f.e.m. standard de la pile Daniell.
2. Indique le sens du déplacement des électrons.
3. Quelle borne est positive ?

**Exercice 6 :** On considère une pile étain – fer mettant en jeu les couples :

$$\text{Sn}^{2+}/\text{Sn} \quad E^\circ = -0,14 \text{ V} \quad \text{Fe}^{2+}/\text{Fe} \quad E^\circ = -0,44 \text{ V}$$

- a) Quelle la f.e.m. de cette pile?
- b) Dessiner la pile et établir son schéma conventionnel.

**Exercice 7 :** On considère une pile aluminium – argent mettant en jeu les couples :

$$\text{Al}^{3+}/\text{Al} \quad E^\circ = -1,66 \text{ V} \quad \text{Ag}^+/\text{Ag} \quad E^\circ = +0,80 \text{ V}$$

- a) Quelle la f.e.m. de cette pile?
- b) Dresser la pile et établir son schéma conventionnel.
- c) Quelles sont les réactions aux électrodes?
- d) Donner l'équation bilan du fonctionnement de cette pile.

## Réaction Acido-basique

Une **réaction acido-basique** est une réaction chimique impliquant un **transfert de protons** ( $\text{H}^+$ ) entre deux espèces chimiques.

### A. Définition d'un Acide (selon Brønsted)

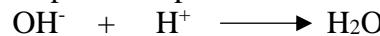
Un **acide** est une espèce chimique capable de céder (fournir) un ou plusieurs protons  $\text{H}^+$ .

Ainsi, l'acide chlorhydrique ( $\text{HCl}$ ) cède un proton ( $\text{H}^+$ ) pour former son ion chlorure ( $\text{Cl}^-$ ).



### B. Définition d'une base selon Bronsted

Une **base** est une espèce chimique capable de capter (accepter) un ou plusieurs protons  $\text{H}^+$ .



### C. Définition d'un couple acide / base

Un **couple acide/base** (ou couple conjugué) est l'ensemble constitué d'un **acide** et de la **base** qui lui est associée après le transfert d'un proton  $\text{H}^+$ .



Ainsi, dans l'exemple d'ionisation du chlorure d'hydrogène :

- $\text{HCl}$  est l'acide et  $\text{Cl}^-$  est sa base conjuguée
- Le couple acido-basique est noté  $\text{HCl} / \text{Cl}^-$

**Remarque :** L'eau ( $\text{H}_2\text{O}$ ) est un **ampholyte** (ou espèce amphotère) : elle peut agir à la fois comme **acide** (en céder  $\text{H}^+$ ) et comme **base** (en captant  $\text{H}^+$ ).

### Dissolution du chlorure d'hydrogène en solution aqueuse.

Considérons la dissolution du chlorure d'hydrogène dans l'eau. Elle s'écrit :



La molécule  $\text{HCl}$  a libéré le proton  $\text{H}^+$  : elle est un acide. Sa base conjuguée est  $\text{Cl}^-$ .



Le couple acide<sub>1</sub> / base<sub>1</sub> est alors  $\text{HCl} / \text{Cl}^-$

La molécule  $\text{H}_2\text{O}$  a gagné le proton  $\text{H}^+$  : elle est une base. Son acide conjugué est  $\text{H}_3\text{O}^+$ .



Le couple acide<sub>2</sub> / base<sub>2</sub> est alors  $\text{H}_3\text{O}^+ / \text{H}_2\text{O}$

La réaction acido-basique correspond alors à un transfert de proton de l'acide d'un couple acide<sub>1</sub> / base<sub>1</sub> à la base d'un autre couple acide<sub>2</sub> / base<sub>2</sub> soit :



## Application : Acido-basique

### I. Phrases à compléter

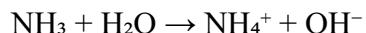
1. Une réaction acido-basique implique un transfert de \_\_\_\_\_ entre deux espèces chimiques.
2. Selon Brønsted, un acide est une espèce capable de \_\_\_\_\_ un ou plusieurs protons  $H^+$ .
3. Selon Brønsted, une base est une espèce capable de \_\_\_\_\_ un ou plusieurs protons  $H^+$ .
4. Lorsqu'un acide cède un proton, il se transforme en sa \_\_\_\_\_.
5. Lorsqu'une base capte un proton, elle se transforme en son \_\_\_\_\_.
6. Le couple acido-basique  $HCl / Cl^-$  signifie que  $HCl$  est l'\_\_\_\_\_ et  $Cl^-$  est la \_\_\_\_\_.
7. L'eau est dite \_\_\_\_\_ parce qu'elle peut agir à la fois comme acide et comme base.
8. Dans la réaction  $HCl + H_2O \rightarrow H_3O^+ + Cl^-$ , le donneur de proton est \_\_\_\_\_.
9. Dans cette même réaction, le capteur de proton est \_\_\_\_\_.
10. Le couple acido-basique formé à partir de l'eau est \_\_\_\_\_ / \_\_\_\_\_.

### II. Questions à Choix Multiples

1. Selon Brønsted, un acide est une espèce :
  - a) qui capte des électrons
  - b) qui libère des protons  $H^+$
  - c) qui capte des protons  $H^+$
  - d) qui libère des ions  $OH^-$
2. Quelle est la base conjuguée de l'acide  $HCl$  ?
  - a)  $H_2O$
  - b)  $Cl^-$
  - c)  $H_3O^+$
  - d)  $OH^-$
3. Quelle est la formule de l'ion hydronium formé dans une solution acide ?
  - a)  $H_2O$
  - b)  $H^+$
  - c)  $H_3O^+$
  - d)  $OH^-$
4. Dans la réaction  $HCl + H_2O \rightarrow H_3O^+ + Cl^-$ , l'eau agit comme :
  - a) un acide
  - b) une base
  - c) un sel
  - d) un oxydant
5. Quelle affirmation est vraie ?
  - a) Une base cède un proton.
  - b) Un acide capte un proton.
  - c) Une base capte un proton.
  - d) Une base libère des électrons.

### III. Exercices d'application

#### Exercice 1 – Dans la réaction suivante :



1. Identifie l'acide et la base.
2. Donne les deux couples acide/base formés.

#### Exercice 2 – Complète :



→ Indique les couples acide/base.

**Exercice 3 –** Explique pourquoi l'eau ( $H_2O$ ) peut être considérée comme une espèce amphotère. Donne un exemple où elle agit comme acide, et un autre où elle agit comme base.

**Exercice 4 –** Associe correctement chaque acide à sa base conjuguée :

Acide	Base conjuguée
1. $H_2SO_4$	a) $OH^-$
2. $HCl$	b) $SO_4^{2-}$
3. $H_2O$	c) $Cl^-$
4. $NH_4^+$	d) $NH_3$

**Exercice 5 –** Rédige la réaction acido-basique entre les couples  $H_2O / OH^-$  et  $H_3O^+ / H_2O$ , puis indique :

1. Qui est l'acide ?
2. Qui est la base ?
3. Quel est le sens du transfert de proton ?

**Exercice 6 –** On donne les réactions acido-basiques suivantes :

- a)  $HCO_3^- + H_2O \longrightarrow CO_3^{2-} + H_3O^+$
  - b)  $NaOH + H_3O^+ \longrightarrow Na^+ + H_2O$
  - c)  $HS^- + NH_2^- \longrightarrow S^{2-} + NH_3$
  - d)  $CO_3^{2-} + H_2O \longrightarrow HCO_3^- + OH^-$
  - e)  $(CH_3)_3N + H_2O \longrightarrow (CH_3)_3NH^+ + OH^-$
- Identifier la base et l'acide du côté des réactifs
  - Identifier la base conjuguée et l'acide conjugué du côté des produits
  - Écrire pour chaque réaction les couples acido-basiques



### Extrait Agenda de chimie Minérale Secondaire III\_ Mars 2026.

#### Étude des métaux – alliage – minerais & métallurgie

##### Les Métaux et leurs Propriétés Chimiques

Un **métal** est un élément chimique qui, par nature, a tendance à **perdre des électrons** pour former des **cations** (ions positifs).

- En tant que corps pur, les métaux forment généralement des **liaisons métalliques** (réseau cristallin).
- Avec les non-métaux, ils forment des **liaisons ioniques**.
- Les métaux sont de bons **réducteurs**.

##### A. Réactions des Métaux avec l'Air (Oxydation)

L'interaction des métaux avec l'air sec ou humide est une réaction d'oxydation.

##### 1. Air Sec sur les Métaux (Oxygène O<sub>2</sub>)

À l'exception des métaux nobles (**Au, Ag, Pt**) qui sont peu ou pas réactifs, la plupart des autres métaux sont attaqués par le dioxygène (O<sub>2</sub>) à différentes températures pour former des **oxydes métalliques** (oxydation lente ou rapide).

##### Réactions Générales (à équilibrer) :

Métal	Réaction Équilibrée (Oxydation)	Observation
K, Na, Li	$4M + O_2 \longrightarrow 2M_2O$	Très rapide, très exothermique (alcalins)
Mg, Ca	$2M + O_2 \longrightarrow 2MO$	Rapide, souvent à haute température (alcalino-terreux)
Al, Zn	$4Al + 3O_2 \longrightarrow 2Al_2O_3$	Formation d'une couche protectrice (passivation)
Fe	$3Fe + 2O_2 \longrightarrow Fe_3O_4$ (oxyde mixte)	Oxydation à chaud
Cu, Pb, Hg	Oxydation à haute température	Réactivité modérée
Au, Ag, Pt	<b>Aucune réaction</b> (Métaux nobles)	Inoxydables dans ces conditions

##### 2. Air Humide sur les Métaux (Corrosion)

L'air humide contient O<sub>2</sub>, H<sub>2</sub>O et CO<sub>2</sub>. La corrosion est un phénomène électrochimique complexe.

a) Air Humide sur l'Aluminium : L'aluminium s'oxyde très rapidement pour former une couche d'alumine (Al<sub>2</sub>O<sub>3</sub>) :



Cette couche est compacte, imperméable et protectrice (phénomène de passivation), empêchant l'oxydation profonde et protégeant contre l'eau et le CO<sub>2</sub>.

b) Air Humide sur le Fer : Le fer s'oxyde en présence de O<sub>2</sub> et H<sub>2</sub>O (le CO<sub>2</sub>) agit comme catalyseur par l'acidité faible qu'il produit). Il se forme de la rouille (principalement de l'oxyde ferrique hydraté, Fe<sub>2</sub>O<sub>3</sub> · xH<sub>2</sub>O).

- La rouille est **poreuse et perméable**, elle ne protège pas le métal sous-jacent, permettant une corrosion progressive et profonde.

c) Air Humide sur le Cuivre et autres (Zn, Pb) : Ces métaux sont attaqués par l'oxygène, l'eau et le dioxyde de carbone pour former une couche de carbonate de base (ou hydrocarbonate) : Cu  $\longrightarrow$  Vert de gris (CuCO<sub>3</sub> · Cu(OH)<sub>2</sub>)



Cette couche est généralement compacte et protectrice (imperméable), ce qui protège le métal d'une oxydation ultérieure.

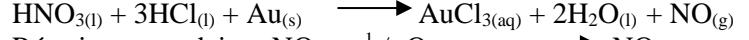
##### B. Réactions avec des Acides et des Bases

##### 1. Action de l'Eau Régale sur les Métaux Nobles (Au et Pt)

Les métaux nobles ne sont pas attaqués par les acides courants pris isolément. Ils sont dissous par l'**eau régale**.

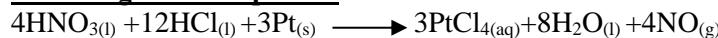
- Définition de l'Eau Régale** : Un mélange d'une (1) partie d'acide nitrique (HNO<sub>3</sub>) et de trois (3) parties d'acide chlorhydrique (HCl) concentrés (ratio volumique 1:3).
- C'est l'action combinée de l'oxydant fort (HNO<sub>3</sub>) et de l'agent complexant (Cl<sup>-</sup> issu de HCl) qui permet la dissolution.

##### L'eau régale sur l'or

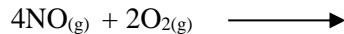


Réaction secondaire :  $NO_{(g)} + \frac{1}{2}O_{2(g)} \longrightarrow NO_2_{(g)}$

## L'eau régale sur le platine



Réaction secondaire :



## 2. Action des Bases Fortes (Ex: NaOH) sur les Métaux

Les bases fortes n'attaquent que les métaux dont l'**oxyde** ou l'**hydroxyde** est **amphotère** (Zn, Al, Sn, Pb).

- Définition d'Amphotère :** Une substance est amphotère (ou ampholyte) si elle peut réagir à la fois comme **acide** (en présence d'une base) et comme **base** (en présence d'un acide).
- Oxydes Amphotères :**  $\text{Al}_2\text{O}_3$ ,  $\text{ZnO}$ ,  $\text{SnO}_2$ ,  $\text{PbO}$ .

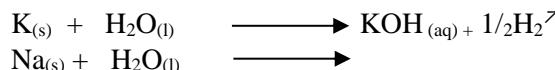
## C. Propriétés Réductrices des Métaux (Réaction avec l'Eau)

Le **pouvoir réducteur** d'un métal est souvent mesuré par sa réactivité vis-à-vis de l'eau.

### 1. Puissants Réducteurs (Alcalins et Alcalino-Terreux)

Ils réduisent l'eau **à froid**. Ils forment des **bases** et dégagent du **dihydrogène** ( $\text{H}_2$ ).

- Alcalins :

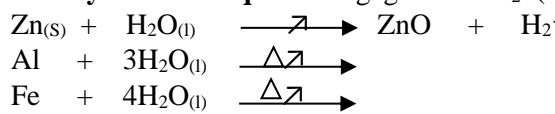


- Alcalino-Terreux :



### 2. Bon Réducteur

Ils réduisent l'eau (vapeur) **à chaud** (rouge). Ils forment des **oxydes métalliques** et dégagent de l' $\text{H}_2$ . (Al, Zn, Fe)



### 3. Mauvais Réducteurs

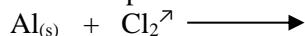
Ils ne réagissent **pas** avec l'eau, même à chaud. (\$\text{Pb, Cu, Au, Ag, Pt}\$).

## D. Action des Non-Métaux (Halogènes)

Face aux halogènes (corps très **électronégatifs**), les métaux montrent une grande réactivité, formant des **halogénures métalliques** (sels).

Métal + Halogène Halogénure Métallique

- Exemple : Aluminium et Chlore ( $\text{Cl}_2$ ) :



## 🛠 Étude des Alliages et des Minérais

### A. Les Alliages

Un **alliage** est un **produit métallique** obtenu par l'incorporation d'un ou plusieurs éléments (métalliques ou non métalliques) à un **métal de base**. L'alliage est un **mélange** obtenu par la solidification des constituants préalablement fondus ensemble.

- Les alliages conservent l'éclat métallique et sont **conducteurs** de chaleur et d'électricité.
- Amalgame** : Tout alliage dont le métal de base est le **mercure (Hg)**.

### A.- Principaux alliages de cuivre

- Le laiton simple** : alliage de cuivre et de zinc
- Le laiton au plomb** : alliage de cuivre de zinc et de plomb.
- Les bronzes** : alliages de cuivre et d'étain.
- Bronzes d'arts** : alliage de cuivre, d'étain et de zinc.
- Bronzes d'aluminium** : alliage de cuivre et d'aluminium (plus fort pourcentage de cuivre).
- Le maillechort** : alliage de cuivre, de zinc et de nickel.

### B.- Principaux alliages d'aluminium

- Les bronzes d'aluminium** : alliage d'aluminium et de Cuivre.
- L'alpax** : alliage d'aluminium et de silicium.
- L'almélec** : alliage d'aluminium et de silicium et de magnésium.
- Le duralumin ou dural** : alliage d'aluminium de Cuivre de magnésium et de manganèse.
- L'électron** : alliage d'aluminium de zinc et de magnésium.

### C.- Alliages de fer

- L'acier** : alliage de fer et de carbone (moins de 2% carbone)
- Fonte** : alliage de fer et de carbone (plus de 2% carbone).

### Le Carat (pour l'Or)

Le **Carat** est une unité de mesure de la **pureté d'un alliage d'or** :

- Il exprime la teneur en **or pur** dans 24 parties de l'alliage.
- L'or pur** est de l'or à **24 carats**.
- 18 carats** signifient que 18 parties sur 24 sont de l'or pur (75 % d'or).
- La masse d'un carat est **0,205 g d'or**.
- L'or blanc** est un alliage d'or avec des métaux blancs (Nickel, Palladium, Argent, etc.).

### Préparation et Traitements des alliages

- Préparation** : On fond en premier le métal le plus **réfractaire** (moins fusible) ou on ajoute le constituant le moins volatil en premier. Les métaux sont souvent protégés de l'oxydation pendant la fusion par une couche de **borax** borax ( $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ ) ou de poudre de carbone.

### Traitements Thermo-mécaniques

Le terme **Écrouissage** se réfère strictement aux modifications causées par la **déformation mécanique à froid**. Les modifications par traitements thermiques sont les **Traitements Thermiques**.

Traitement	Description	Effet Principal
<b>Trempe</b>	Chauffage sous le point de fusion, suivi d'un <b>refroidissement brusque</b> (eau, huile).	Augmente la <b>dureté</b> et la <b>résistance</b> , mais diminue la ductilité (rend fragile).
<b>Revenu</b>	Réchauffage de l'alliage trempé à une température	Corrige la fragilité de la trempe : augmente la <b>ductilité</b> et la <b>ténacité</b>

Traitement	Description	Effet Principal
	inférieure, suivi d'un refroidissement <b>lent</b> .	(diminue légèrement la dureté).
<b>Recuit</b>	Chauffage au-dessus d'une température critique, suivi d'un <b>refroidissement très lent</b> (four éteint).	Vise à adoucir l'alliage (optimise la malléabilité et la ductilité) et élimine les contraintes internes (recuit d'adoucissement).

## D. Les Minérais

Un **minéral** est un agrégat minéral présent dans la nature à partir duquel un ou plusieurs éléments (généralement des métaux) peuvent être **extraits industriellement** avec profit.

- **Gangue (ou Scorie)** : Impuretés (déchets de roche, argile, silice) qui accompagnent le minéral et doivent être éliminées.
- **Exemples** : l'hématite permet d'extraire le fer, la bauxite, l'aluminium, la pechblende et l'uranium.

### 1. Les principaux minéraux sont :

- A.- Les oxydes qui ont pour formule générale : MO  
 B.- Les sulfures qui ont pour formule générale : MS  
 C.- Les carbonates qui ont pour formule générale : MCO<sub>3</sub>

#### A.- Les oxydes: MO

Les principaux oxydes sont :

- Le fer oligiste ou hématite anhydre : Fe<sub>2</sub>O<sub>3</sub>
- La cuprite : Cu<sub>2</sub>O
- La limonite ou hématite hydraté : Fe<sub>2</sub>O<sub>3</sub>.3H<sub>2</sub>O
- La pierre d'aimant (aimant naturel) ou la magnétite : Fe<sub>3</sub>O<sub>4</sub>
- La bauxite : Al<sub>2</sub>O<sub>3</sub>.nH<sub>2</sub>O

#### B.- Les sulfures: MS

Les principaux sulfures sont :

- La blende : ZnS
- La galène : PbS
- L'argyrose : Ag<sub>2</sub>S
- La pyrite : FeS<sub>2</sub>
- Le cinabre : HgS
- La chalcosine : Cu<sub>2</sub>S
- La chalcopyrite : Cu<sub>2</sub>S.Fe<sub>2</sub>S<sub>3</sub>

#### C.- Les carbonates : MCO<sub>3</sub>

Les principaux carbonates sont :

- L'azurite : 2CuCO<sub>3</sub>.Cu(OH)<sub>2</sub>
- La cérasite : PbCO<sub>3</sub>
- La malachite : CuCO<sub>3</sub>.Cu(OH)<sub>2</sub>
- La calamine ou smithsonite : ZnCO<sub>3</sub>
- Le fer spathique ou sidérose : FeCO<sub>3</sub>
- La dolomie MgCO<sub>3</sub>
- Le calcaire CaCO<sub>3</sub>

## Application : minéraux

### I. Phrases à Compléter

1. Un métal est un élément chimique qui a tendance à \_\_\_\_\_ des électrons pour former des \_\_\_\_\_.
2. Les métaux réagissent avec le dioxygène (O<sub>2</sub>) pour former des \_\_\_\_\_ métalliques.
3. Les métaux nobles comme l'or, l'argent et le platine sont dits \_\_\_\_\_ car ils ne se \_\_\_\_\_ pas facilement.
4. La couche d'alumine formée sur l'aluminium le \_\_\_\_\_ contre la corrosion.
5. La rouille du fer est constituée principalement de \_\_\_\_\_ hydraté.
6. L'eau régale est un mélange d'acide \_\_\_\_\_ et d'acide \_\_\_\_\_ dans un rapport volumique de \_\_\_\_\_.
7. Un oxyde ou un hydroxyde est dit **amphotère** s'il peut réagir à la fois comme \_\_\_\_\_ et comme \_\_\_\_\_.
8. Les métaux alcalins réagissent avec l'eau à froid en dégageant du \_\_\_\_\_.
9. Un **alliage** est un mélange de métaux (ou d'un métal et d'un non-métal) obtenu par \_\_\_\_\_ des constituants.
10. La **bauxite** est le principal minéral utilisé pour extraire le \_\_\_\_\_.

### II. Questions à Choix Multiples (QCM)

1. Le métal qui ne réagit pas avec l'air ni l'eau est :  
 a) Fer      b) Cuivre      c) Sodium      d) Or
2. La corrosion du fer produit principalement :  
 a) Fe<sub>2</sub>O<sub>3</sub>.xH<sub>2</sub>O      b) FeO      c) Fe<sub>3</sub>O<sub>4</sub>      d) FeCO<sub>3</sub>
3. L'eau régale peut dissoudre :  
 a) Le fer et le cuivre      b) L'or et le platine  
 c) Le zinc et l'aluminium      d) Aucun métal
4. L'oxyde d'aluminium (Al<sub>2</sub>O<sub>3</sub>) est dit amphotère parce qu'il :  
 a) Réagit uniquement avec les acides  
 b) Réagit uniquement avec les bases  
 c) Réagit avec les acides et les bases  
 d) Ne réagit avec rien
5. Le laiton est un alliage de :  
 a) Cuivre et étain      b) Cuivre et zinc      c) Fer et carbone      d) Aluminium et cuivre

### III. Exercices d'Application

**Exercice 1 :** Équilibrer les réactions suivantes :

- a)  $\text{Na} + \text{O}_2 \rightarrow \text{Na}_2\text{O}$
- b)  $\text{Al} + \text{O}_2 \rightarrow \text{Al}_2\text{O}_3$
- c)  $\text{Fe} + \text{O}_2 \rightarrow \text{Fe}_3\text{O}_4$

**Exercice 2 :** Parmi les métaux suivants, indique ceux qui :

1. Se corrodent dans l'air humide : Fe, Cu, Au
2. Sont protégés par une couche passive : Al, Zn, Pb
3. Sont inoxydables : Au, Pt, Ag

**Exercice 3 :** Complète les équations :

- a)  $\text{Na} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \underline{\hspace{2cm}} + \underline{\hspace{2cm}}$
- b)  $\text{Ca} + 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow \underline{\hspace{2cm}} + \underline{\hspace{2cm}}$
- c)  $\text{Zn} + \text{H}_2\text{O} (\text{vapeur}) \rightarrow \underline{\hspace{2cm}} + \underline{\hspace{2cm}}$

**Exercice 4 :** Associe chaque alliage à sa composition :

- |                  |                      |
|------------------|----------------------|
| 1. Bronze d'art  | a) Cu + Sn + Zn      |
| 2. Laiton simple | b) Cu + Zn           |
| 3. Duralumin     | c) Al + Cu + Mg + Mn |
| 4. Maillechort   | d) Cu + Zn + Ni      |

**Exercice 5 :** Associe chaque minéral à son métal :

1. Bauxite → \_\_\_\_\_
2. Galène → \_\_\_\_\_
3. Hématite → \_\_\_\_\_
4. Cinabre → \_\_\_\_\_
5. Chalcosine → \_\_\_\_\_

1. Calculer la teneur en fer de chacun des minéraux suivants et les classer par ordre de teneur de fer : Sidérose, limonite, aimant naturel, pyrite.
2. Quelle est la masse de fer contenu dans 100kg de fer oligiste.
3. Indiquer la masse de zinc contenue dans 100kg de chacun des minéraux suivants en admettant qu'ils contiennent une même quantité de scorie égale à 32%. Blende, calamine.
4. Quelle masse d'aluminium pourra-t-on extraire à partir de 20 quintaux de bauxite rouge sachant que le minéral est constitué de 55% d'oxyde d'aluminium anhydre ?
5. Quels sont les métaux que l'on peut extraire à partir de ces minéraux : Blende, cinabre, hématite, dolomie, chalcosine, cérasite, argyrose, calamine, calcaire, magnétite, pyrite.

#### La Métallurgie : Extraction et Purification des Métaux

La métallurgie est l'ensemble des technologies et des procédés industriels utilisés pour l'**extraction**, l'**élaboration** et la **purification** des métaux à partir de leurs minéraux, ainsi que pour la préparation de leurs alliages.

**Remarque :** La **Sidérurgie** est la branche de la métallurgie spécifiquement dédiée à l'extraction du **fer (Fe)** et à la production de ses alliages (fonte et acier).

### Les Opérations Métallurgiques

Le processus d'extraction est divisé en plusieurs étapes :

- A. Traitements Physico-Mécaniques (Préparation)
- B. Traitements Chimiques ou Électrochimiques (Extraction)
- C. Affinage (Purification)

#### A. Traitements Physico-Mécaniques (Concentration)

Ces traitements visent à enrichir le minéral en métal en le débarrassant de la majorité de sa **gangue** (impuretés de roche).

- **Triage à la main** : Séparation visuelle des gros fragments.
- **Concassage et Broyage** : Réduction de la taille des particules du minéral.
- **Triage magnétique** : Séparation des minéraux magnétiques (comme la magnétite) des non-magnétiques.
- **Lévigation** : Séparation basée sur la densité (la gangue, moins dense, est emportée par l'eau).
- **Flottage (Flotation)** : Séparation des particules par traitement de surface (les particules de minéral, rendues hydrophobes, flottent ; la gangue coule).

#### B. Traitements d'Extraction (Chimiques et Électrochimiques)

Ces traitements ont pour but d'extraire le métal du minéral concentré.

#### 1. Traitement des Oxydes (Réduction Chimique)

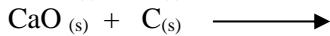
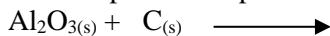
C'est l'opération fondamentale en métallurgie. Le métal est obtenu par **réduction** de son oxyde.

Réducteur	Nom de l'opération	Raisons d'usage / Limites
Dihydrogène ( $\text{H}_2$ )	Hydrogénoréduction	Limité : <b>explosif, coûteux</b> et peu réducteur des oxydes stables.
Aluminium (Al)	Aluminothermie	Processus fortement <b>exothermique</b> pour obtenir des métaux réfractaires.
Carbone (C)	Carbothermie	Réducteur <b>industriel par excellence</b> (coke), stable et peu coûteux.
Monoxyde de Carbone (CO)	Réduction au CO	Utilisé en sidérurgie (haut fourneau).

#### Les réducteurs industriels:

- a) Dihydrogène ( $\text{H}_2$ ),  
 $\text{CuO}_{(s)} + \text{H}_2 \xrightarrow{\hspace{2cm}}$
- b) Aluminium (Al),  
 $\text{Fe}_2\text{O}_3{}_{(s)} + \text{Al}_{(s)} \xrightarrow{\Delta} \text{Mg}_2\text{O}_3{}_{(s)} + \text{Al}_{(s)}$
- c) Carbone (C), Les produits de sa réduction dépendent de la température à laquelle on opère :
  1. Température inférieure à 1000°C produit  $\text{CO}_{2(g)} + \text{M}_{(s)}$   
 $\text{CuO}_{(s)} + \text{C}_{(s)} \xrightarrow{\hspace{2cm}}$
  2. Température supérieure à 1000°C produit  $\text{CO}_{(g)} + \text{M}_{(s)}$   
 $\text{PbO}_{(s)} + \text{C}_{(s)} \xrightarrow{\hspace{2cm}}$

### 3. Température supé. ou égale à 2000°C produit $\text{CO}_{(g)}$ + $\text{MC}_{(s)}$



d) Monoxyde de carbone (CO),



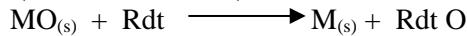
### 2. Traitement des Carbonates ( $\text{MCO}_3$ )

Le traitement se fait en deux étapes :

- a. Calcination : Chauffage à haute température à l'abri de l'air pour décomposer le carbonate en oxyde métallique.



- b. Réduction : L'oxyde métallique (MO) obtenu est ensuite réduit selon les méthodes vues précédemment (carbothermie, etc.).

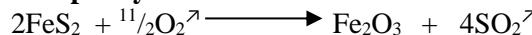


### 3. Traitement des Sulfures (MS)

Le traitement se fait en deux étapes :

a. Grillage : Chauffage du minéral dans l'air (oxydation) pour transformer le sulfure en oxyde métallique et dioxyde de soufre ( $\text{SO}_2$ ). Ex. :  $\text{MS}_{(s)} + \frac{3}{2}\text{O}_2^{\nearrow} \longrightarrow \text{MO}_{(s)} + \text{SO}_2^{\nearrow}$

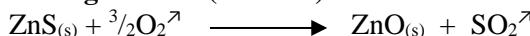
- Exemple Pyrite :



**Remarque :** Suivant la température utilisée, on distingue trois

(3) types de grillages :

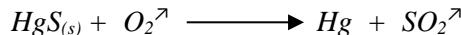
- 1) **Grillage à mort** ( $> 700^{\circ}\text{C}$ ) : Formation exclusive d'oxyde.



- 2) Grillage modéré ou grillage sulfatant obtenu vers  $450^{\circ}\text{C}$ .



- **Cas Spécial Cinabre** : Le sulfure de mercure donne directement le métal en raison de son instabilité.



*Le grillage modéré de la chalcosine ( $\text{Cu}_2\text{S}$ ) donne du sulfate de cuivre ( $\text{CuSO}_4$ ) et l'oxyde cuivrique ( $\text{CuO}$ ).*



- 3) Grillage partiel à très basse température.



**Remarque :** Le Grillage partiel est utilisé pour la chalcosine ( $\text{Cu}_2\text{S}$ ) et l'argyrosose ( $\text{Ag}_2\text{S}$ ).

- b. **Réduction** : L'oxyde métallique (MO) obtenu est réduit.

### 4. Traitements Électrochimiques (Électrolyse)

Ils ont pour but d'extraire le métal par **voie électrolytique**.

- Utilisés pour les métaux très **électropositifs** (très réactifs, comme (Al, Na, Mg) dont les oxydes sont très stables et ne peuvent être réduits économiquement par des réducteurs chimiques courants.
- Exemple : L'aluminium est produit par électrolyse de l'alumine dissoute dans la cryolite fondue (procédé Hall-Héroult).

### C. L'Affinage (Purification)

L'affinage est la dernière étape de purification, consistant à éliminer les impuretés restantes du métal brut (métal de première fusion) pour atteindre la pureté requise pour l'usage industriel ou commercial.

- L'affinage peut être réalisé par **voie chimique** (liquation, distillation) ou, le plus souvent, par **voie électrolytique** (électro-affinage).

#### Application sur la métallurgie :

#### I. Phrases à compléter

- La métallurgie est l'ensemble des procédés utilisés pour l'\_\_\_\_\_ et la \_\_\_\_\_ des métaux à partir de leurs minéraux.
- La sidérurgie concerne spécifiquement l'extraction et la transformation du \_\_\_\_\_.
- Le \_\_\_\_\_ consiste à enrichir le minéral en métal en éliminant la gangue.
- Le \_\_\_\_\_ et le \_\_\_\_\_ sont les principales opérations mécaniques de concentration du minéral.
- Le \_\_\_\_\_ consiste à séparer les minéraux magnétiques des non magnétiques.
- Le traitement chimique appelé \_\_\_\_\_ permet de réduire les oxydes métalliques en métaux.
- Le \_\_\_\_\_ est le réducteur industriel le plus utilisé dans les hauts fourneaux.
- L'\_\_\_\_\_ permet d'obtenir les métaux très réactifs, comme l'aluminium ou le sodium, à partir de leurs oxydes.

#### II. Questions à Choix Multiples

- Le domaine de la métallurgie qui concerne le fer et ses alliages est :
  - a) L'alchimie
  - b) La sidérurgie
  - c) La galvanoplastie
  - d) La métallographie
- Le traitement physico-mécanique du minéral a pour but :
  - a) D'obtenir le métal pur
  - b) D'enrichir le minéral en métal
  - c) D'oxyder le minéral
  - d) De fondre le métal
- Le réducteur le plus utilisé dans l'industrie sidérurgique est :
  - a) L'hydrogène
  - b) Le monoxyde de carbone
  - c) Le carbone (coke)
  - d) L'aluminium
- Le grillage d'un sulfure métallique consiste à :
  - a) Le dissoudre dans l'eau
  - b) Le chauffer à l'air pour former un oxyde
  - c) Le réduire par le carbone
  - d) Le faire fondre
- L'électrolyse est utilisée pour :
  - a) Les métaux peu réactifs
  - b) Les métaux très réactifs
  - c) Les minéraux sulfurés
  - d) Les métaux liquides uniquement

### III. Exercices d'application

**Exercice 1 :** Classe les opérations suivantes dans l'ordre chronologique du traitement métallurgique :

- a. Réduction chimique — b. Concassage — c. Affinage —
- d. Grillage — e. Triage magnétique

**Exercice 2 :** Associe chaque procédé à son réducteur principal :

Procédé	Réducteur principal
Hydrogénoréduction	a) Aluminium
Aluminothermie	b) Carbone
Carbothermie	c) Dihydrogène
Réduction au CO	d) Monoxyde de carbone

**Exercice 3 :** Complète les équations de réduction suivantes :

- a)  $\text{CuO(s)} + \text{H}_2\text{(g)} \rightarrow \underline{\hspace{2cm}} + \underline{\hspace{2cm}}$
- b)  $\text{Fe}_2\text{O}_3\text{(s)} + 3\text{CO(g)} \rightarrow \underline{\hspace{2cm}} + 3\text{CO}_2\text{(g)}$
- c)  $\text{ZnS(s)} + 3/2\text{O}_2\text{(g)} \rightarrow \underline{\hspace{2cm}} + \underline{\hspace{2cm}}$
- d)  $\text{CaCO}_3\text{(s)} \rightarrow \underline{\hspace{2cm}} + \underline{\hspace{2cm}}$

**Exercice 4 :** Associe chaque description à son type de grillage :

Description	Type de grillage
Réalisé à plus de 700°C, donne uniquement des oxydes	a) Grillage à mort
Réalisé vers 450°C, forme des sulfates	b) Grillage sulfatant
Réalisé à basse température, partiel	c) Grillage partiel

**Exercice 5 : Étude de cas – Production du fer (Fe)**

1. Nommer le réducteur principal utilisé dans le haut fourneau.
2. Donner le nom du procédé global utilisé.
3. Écrire la réaction simplifiée entre  $\text{Fe}_2\text{O}_3$  et CO.
4. Expliquer pourquoi l'électrolyse n'est pas utilisée pour le fer.

**Exercice 6 :** Nommer les minérais de formule :

- a) ZnS
- b) ZnCO<sub>3</sub>

**Exercice 7 :** Décrire les opérations permettant d'extraire le métal de chacun d'eux. Écrire les équations des réactions.

**Exercice 8 :** Par quelles opérations chimiques peut-on obtenir du fer à partir de la sidérose ( $\text{FeCO}_3$ ) et de la pyrite ( $\text{FeS}_2$ ) ? Écrire les équations des réactions correspondantes.

**Exercice 9 :** On grille 1 tonne de blende qui contient 30% de gangue.

- a) Écrire l'équation du grillage et calculer la masse d'oxyde métallique formé
- b) Trouver le volume d'air nécessaire au grillage
- c) On réduit l'oxyde métallique par le coke vers 1200°C. Quelle masse métallique s'est déposée ?

**Exercice 10 :** On grille 1 tonne de blende contenant 15% de gangue. Calculer la masse d'oxyde obtenue et le volume de dioxyde de soufre qui se dégage pendant l'opération, dans les

conditions normales de température et de pression pour lesquelles le volume molaire vaut 25l.

**Exercice 11 :** On grille à mort 20kg de galène contenant 55% de sulfure de plomb.

- a) Calculer le volume d'air nécessaire au grillage
- b) Calculer la masse du gaz dégagé dans les C.N.T.P.
- c) Tout l'oxyde métallique est réduit par le carbone vers 1100°C.
  - 1) Écrire l'équation de la réaction ?
  - 2) Calculer la masse de carbone nécessaire à la réduction

**Exercice 12 :** On prépare 200kg de zinc à partir d'une calamine qui contient 25% de gangue. Sachant que le réducteur utilisé est le coke vers 1250°C. On demande :

- a) Les équations des réactions
- b) La masse de minerai à traiter
- c) La masse de coke à utiliser

**Exercice 13 :** On prépare une tonne de zinc pur à partir d'une blende ZnS qui renferme 30% de gangue inerte.

- a) Indiquer la masse de minerai qu'il a fallu traiter
- b) Calculer le volume minimum (dans les conditions normales) de l'air employé pour le grillage complet de la blende et la masse du carbone nécessaire pour réduire l'oxyde de zinc formé.

**Exercice 14 :** Un minerai de pyrite est enrichi à 60% en disulfure de fer. Il subit un grillage à mort et l'oxyde métallique provenant du grillage est réduit par aluminothermie. On veut préparer 0,5kg de fer à partir de ce minerai. On demande de calculer :

- a) La masse de pyrite à traiter
- b) Le volume d'air nécessaire au grillage
- c) La masse d'aluminium qui a servi à la réduction.



**Extrait Agenda de chimie Organique**  
 Secondaire III\_ Mai 2026.

### **Introduction à la chimie organique & Les fonctions chimiques**

#### **Introduction à la chimie organique**

##### **A. Historique de la chimie organique**

**T**a chimie organique a été considérée pendant longtemps comme étant une partie de la chimie qui étudie les substances extraites des organismes vivants (animaux ou végétaux) car, bien que les hommes aient su très tôt utiliser des substances naturelles (indigo, pourpre, éthanol...), peu de corps purs organiques ont été isolés avant 1800.

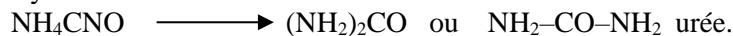
Cette chimie se différenciait de la chimie minérale (ou inorganique) qui avait pour objet l'étude des substances issues du monde minéral (La Terre, l'eau et l'atmosphère).

##### **La force vitale.**

Avant le début du 19<sup>ème</sup> siècle il semblait impossible de synthétiser (fabriquer) en laboratoire des substances organiques à partir des substances minérales. Les chimistes pensaient que l'intervention d'une "force vitale" propre aux organismes vivants était nécessaire à ces synthèses.

Il a fallu attendre la découverte en 1828 du chimiste allemand Friedrich Wöhler (1800-1882) pour éliminer le concept de force vitale, puisque celui-ci, en chauffant par hasard divers réactifs minéraux azotés a pu isoler un solide blanc **l'urée** que l'on retrouve dans l'urine de tous les mammifères.

Cyanate d'ammonium



**Synthèse :** C'est la reconstitution d'un corps au laboratoire. Elle permet de produire à moindre cout un produit naturel.

##### **B. Importance de la chimie organique**

La chimie organique de synthèse est omniprésente dans la vie quotidienne. On retrouve les molécules organiques dans les matières plastiques, les carburants, les colorants, les médicaments, les parfums...

##### **C. Nouvelle définition de la chimie organique**

La chimie organique se définit comme étant l'étude des composés carbonés d'origine naturelle ou produits par synthèse.

**Remarque :** Il y a toutefois quelques exceptions, car certains composés carbonés comme : le monoxyde de carbone CO, le sulfure de carbone CS<sub>2</sub>, l'acide carbonique H<sub>2</sub>CO<sub>3</sub> et ses sels (hydrogénocarbonates), l'acide cyanhydrique HCN et les cyanure métalliques KCN, ainsi que les carbure métalliques sont étudiés en chimie minérale.

De nombreuses variétés de substances sont constituées de molécules organiques, comme les médicaments, les vitamines, les matières plastiques, les fibres naturelles et synthétiques, les glucides, les protéines, les graisses. Les chimistes organiciens déterminent la structure des molécules organiques, étudient les réactions dans lesquelles elles sont impliquées et mettent au point des procédés pour les synthétiser.

##### **D. Caractéristiques des composés organiques**

Les caractéristiques essentielles des composés organiques sont :

- 1) Ils contiennent tous du carbone
- 2) Ils sont construits à partir d'un nombre très restreint d'éléments chimiques (**CHON** qui sont les plus prédominants)
- 3) Ils sont généralement de structure covalente
- 4) Ils pour la plupart des non-électrolytes
- 5) Ils peuvent présenter de nombreux cas d'isométrie.
- 6) Ils sont généralement combustibles.
- 7) Ils ne présentent pas pour la grande majorité de résistance à la chaleur.
- 8) Leurs réactions de combustion sont généralement exothermiques.
- 9) Ils sont rarement solubles dans l'eau.
- 10) Leur densité est relativement faible.

##### **E. Les réactions organiques**

- Les réactions des composés organiques sont généralement lentes.
- Les réactions des composés organiques sont partielles, incomplètes, réversibles.
- Les réactions des composés organiques sont généralement athermiques

##### **F. Domaine d'étude de la chimie organique**

La chimie organique est la chimie des composés du carbone. Ces composés chimiques peuvent être indifféremment d'origine naturelle ou synthétique.

**Toutes les espèces chimiques organiques contiennent donc l'élément carbone.**

Sont toutefois exclus de la chimie organique :

- le carbone (graphite et diamant)
- les carbonates (ex : le carbonate de calcium CaCO<sub>3</sub>)
- le dioxyde de carbone (CO<sub>2</sub>)

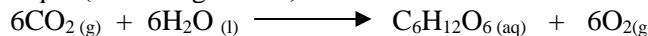
**Ces espèces chimiques entrent dans le domaine d'étude de la chimie minérale.**

## G. Origine du carbone dans les composés organiques.

### Les ressources organiques naturelles.

#### 1. La synthèse chlorophyllienne et ses conséquences.

Grâce à la chlorophylle, les végétaux sont capables, en utilisant l'énergie solaire, de transformer le carbone minéral (venant du dioxyde de carbone atmosphérique) en carbone organique (dans les glucides) suivant le bilan :



Ces glucides et en particulier le glucose entrent dans la formation de molécules plus élaborées telles que le saccharose, l'amidon et la cellulose. Ces composés de base, riches en élément carbone, entrent dans la chaîne alimentaire.

Certains animaux mangent les plantes, les carnivores mangent ces animaux et enfin l'homme mange de la viande. Le carbone est donc très présent tout au long de cette chaîne alimentaire. Les réactions de synthèse biochimique qui régissent le fonctionnement des mécanismes de la vie engendrent des molécules comme les vitamines, les hormones, les lipides et les protides qui sont donc riches en élément carbone.

#### 2. Les synthèses biochimiques

Il s'agit de transformations chimiques effectuées par les cellules des êtres vivants à partir des "aliments". Les composés organiques sont transformés en d'autres composés organiques.

#### 3. Les ressources fossiles.

Charbons, pétroles et gaz naturels sont des substances riches en élément carbone proviennent de la décomposition d'organismes vivants (végétaux et animalcules) tombés aux fonds des mers et enfouis sous des couches d'alluvions, ont été produits par la transformation lente de matières organiques maintenues à l'abri de l'air pendant plusieurs dizaines de millions d'années sous de fortes pressions et à haute température.

### Analyse organique élémentaire

L'**analyse organique** regroupe des méthodes chimiques propres à l'analyse chimique qualitative et quantitative et qui visent à identifier les composés organiques et à élucider leur composition ainsi que leur structure.

L'analyse organique peut être :

- Élémentaire. | ➤ fonctionnelle.

#### ➤ L'analyse organique élémentaire

Caractérise la composition en éléments chimiques (atomes) des molécules organiques.

Elle comprend deux (2) parties :

- L'analyse élémentaire qualitative
- L'analyse élémentaire quantitative

#### ➤ L'analyse organique fonctionnelle

Identifie les fonctions chimiques des molécules organiques.

#### ▪ L'analyse élémentaire qualitative

Identification des principaux atomes des molécules. La chimie moderne utilise de plus en plus la spectrographie pour arriver à cette fin.

Pour déceler la présence du carbone dans une substance organique on utilise divers procédés :

### Recherche du carbone

#### A- Décomposition par la chaleur (ou pyrolyse)

**Pyrolyse du sucre :** Le sucre ordinaire, chauffé au-dessous de 300°C, fond, brunit et se décompose en donnant de la vapeur d'eau, des gaz combustibles et un résidu solide noir, brillant et poreux, appelé charbon de sucre (du carbone pratiquement pur). L'apparition de ce charbon prouve l'existence de l'élément carbone dans la molécule de sucre.

**Pyrolyse du bois :** On place de petits morceaux de bois allumettes et on chauffe fortement. Le bois brunit et se décompose ; de la vapeur d'eau et des gaz inflammables se dégagent. Il reste, finalement, du charbon de bois, qui est du carbone. Cette expérience montre la présence de l'élément carbone dans le bois.

#### B- Combustion dans l'air

**Combustion du benzène :** On enflamme un de benzène (ou de l'essence de térébenthine) dans une soucoupe. Il brûle avec une flamme éclairante fuligineuse, formée de particules de carbone. En plaçant une autre soucoupe (ou une plaque de verre), au-dessus de la flamme, on observe un dépôt de noir de fumée.

**Oxydation du glucose ou de l'amidon :** Lorsqu'on chauffe un mélange de glucose ou d'amidon et d'oxyde de cuivre II, le carbone est oxydé par l'oxyde de cuivre et passe à l'état de dioxyde de carbone que l'on caractérise en le laissant barboter dans de l'eau de chaux, se trouve par suite de la formation du carbonate de calcium. La formation du dioxyde de carbone prouve la présence du carbone dans le glucose ou l'amidon.

### Recherche de l'hydrogène

La présence de l'hydrogène est décelée par calcination, combustion dans l'air ou par oxydation de la substance organique par l'oxyde de cuivre II. Il se forme alors de la vapeur d'eau qui se condense dans les parties froides de l'appareil utilisé. Ainsi, la présence de la vapeur d'eau lors du chauffage du sucre, de la combustion de l'éther ou de l'oxydation de l'amidon, montre que les molécules de ses matières organiques renferment l'élément hydrogène.

### Recherche de l'oxygène

Il est difficile de prouver directement qu'une substance organique renferme de l'oxygène, sa présence ne se révèle que par l'analyse quantitative. On détermine les masses de carbone, d'hydrogène et d'azote contenu dans une masse donnée de substance analysée ; on en déduit par différence la masse d'oxygène.

Cependant, lorsque le chauffage, à l'abri de l'air, de la substance desséchée, produit de la vapeur d'eau, du dioxyde de carbone ou d'autres composés (NO, NO<sub>2</sub>, CO), cela confirme la présence de l'oxygène.

#### ▪ L'analyse élémentaire quantitative

Déterminer le pourcentage relatif de chaque élément ainsi que la masse moléculaire du composé, c'est-à-dire la détermination de la quantité des principaux atomes des molécules.

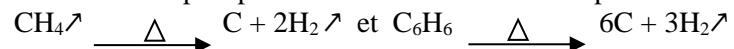
## Les réactions de destruction

Une réaction de destruction est une réaction au cours de laquelle la molécule du composé considéré est détruite. Elles supportent de l'énergie.

On peut détruire un composé de trois (3) manière :

- **A l'abri de l'air (anaérobiose) ou thermolyse**
- **En présence de l'air (aérobiose)**
- **En présence des halogènes, en vive lumière**

1. Une **réaction anaérobiose ou thermolyse** scinde une molécule plus ou moins complexe en des corps plus ou moins simples par action de la chaleur. Exemple :



2. Une **destruction aérobiose** est encore connue sous le nom de combustion.

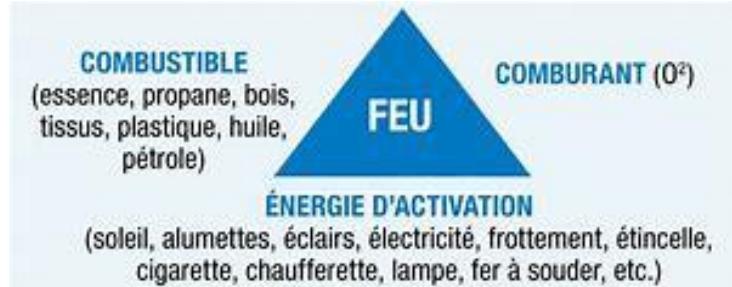
La **combustion** est l'action de brûler une substance dans l'air ou dans le dioxygène pur. Toute combustion exige la présence de trois matériaux :

- **Un carburant ou combustible**
- **Un comburant**
- **Une source d'énergie**

**Carburant ou combustible** : Est une substance qui est détruite au cours de la combustion. Bois, pétrole, matières organiques en général.

**Comburant** : Est une substance qui favorise, ou qui entretient, la combustion d'une substance. Le comburant par excellence est le dioxygène de l'air.

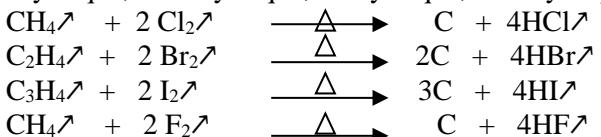
### Triangle du feu



Une combustion peut – être :

- **Complète** avec production de  $\text{CO}_2$  le caractérisant, flamme bleue non éclairante et se réalise lorsque **l'oxygène est en excès**. Exemple :  $\text{C}_2\text{H}_2 \xrightarrow{\Delta} 2\text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O} + \text{Qcal}_1$ .
- **Incomplète** avec production de C le caractérisant, flamme jaune éclairante et se réalise lorsque **l'oxygène est en défaut, donc insuffisant**. Exemple :  $\text{C}_2\text{H}_2 \xrightarrow{\Delta} \text{C} + 4\text{H}_2\text{O} + \text{Qcal}_2$ . Avec  $\text{Qcal}_1 > \text{Qcal}_2$

3. En présence des halogènes (fluor, chlore, brome, iodé), les corps organiques sont détruits dans les halogènes avec un résidu de carbone et de gaz chlorhydrique, bromhydrique, iodhydrique, fluorhydrique.



**Formule de calcul en analyse quantitative pour déterminer la masse et le pourcentage de : C ; H ; O**

$$m_C = \frac{M_A \times m}{M_m} ; \quad m_H = \frac{M_A \times m}{M_m} ; \quad m_O = \frac{M_A \times m}{M_m}$$

$$\% C = \frac{M_C \times 100}{M_m} ; \quad \% H = \frac{M_H \times 100}{M_m} ; \quad \% O = \frac{M_O \times 100}{M_m}$$

### Recherche de formules moléculaire et empirique

Les valeurs x, y, z du composé de la forme  $\text{C}_x\text{H}_y\text{O}_z$ , seront déterminées par les formules :

$$d = \frac{M_m}{29} \text{ et } \frac{12x}{\% C} = \frac{y}{\% H} = \frac{16z}{\% O} = \frac{M_m}{100}$$

N.B. Dans le cas où la molaire (Mm) de la molécule ne peut être définie, on la considéra égale à 100 g/mol.

**Où Nombre d'atomes d'un élément dans un composé**

$$\text{Nombre d'atomes} = \frac{M_m \text{ composé} \times \% \text{ élément}}{100 \times M_A \text{ élément}}$$

$$\text{Formule empirique} : n = \frac{M_m \text{ F.moléculaire}}{M_m \text{ F.empirique}}$$

**Combustion complète** : composé org +  $\text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O} + \text{Qcal}$

$$\% C = \frac{12 \times M_{\text{CO}_2} \times 100}{44 \times M_{\text{Composé}}} ; \quad \% H = \frac{2 \times M_{\text{H}_2\text{O}} \times 100}{18 \times M_{\text{Composé}}}$$

$$\% O = 100 - \% C - \% H$$

### Application :

**Exo. I.-** L'analyse qualitative d'une substance organique B a révélé d'une part la présence du carbone, de l'hydrogène et de l'oxygène, d'autre part, l'analyse quantitative a donné la composition massique suivante : C : 40% ; H : 6,65% ; O : 53,35%. De plus, la densité de vapeur du composé est de 2,069. Déterminez sa formule brute.

**Exo. II.-** Un composé organique de masse molaire 58g/mol est constitué de 62,07 % de carbone, de 27, 58 % d'oxygène et le reste étant de l'hydrogène. Trouver la formule brute de ce composé.

**Exo. III.-** La composition centésimale d'un hydrocarbure saturé est la suivante : carbone 83,33 %; Hydrogène 16, 67 %. Déterminer la formule de cet hydrocarbure sachant que sa masse molaire est de 72 g/mol.

**Exo. IV.-** On soumet à l'analyse 0,5046 g d'une substance organique renfermant que du carbone, de l'hydrogène et de l'oxygène; On obtient 0,3692 g d'eau et 0,8940 g de carbonique. La densité de vapeur est 2,56. Trouver la formule brute de cette substance.

**Exo. V.-** L'analyse organique d'une substance A renferme du carbone, de l'hydrogène et de l'oxygène a donné les résultats suivants : 0,200 g de A donne après combustion 0,293g de gaz carbonique et 0,120 g d'eau. La densité de vapeur du corps est 2,07

- Quelle est la masse moléculaire du corps.
- Donner sa composition centésimale et sa formule brute.

# Les liaisons chimiques

## Introduction

Dans l'univers, les atomes des éléments restent rarement isolés. Ils forment en général des édifices : molécules, cristaux ... Ceux qui restent à l'état d'atomes sont les métaux précieux (l'or, le platine) et les gaz nobles qui présentent une structure stable en duet et en octet.

**La liaison chimique** est le phénomène physique qui lie les atomes entre eux en échangeant ou partageant un ou plusieurs électrons ou par des forces électrostatiques.

## Définition

On appelle liaison chimique les liens qui s'unissent entre eux les atomes pour former les molécules. On peut la définir encore comme l'attraction qui maintient deux atomes à l'intérieur d'une molécule.

### Types de liaisons chimiques

On distingue différents types de liaisons chimiques. Les plus courants sont :

- 1. La liaison ionique | 2. La liaison atomique

**Remarque :** Les atomes s'unissent de manière à acquérir la structure électronique du gaz rare le plus proche dans la classification périodique des éléments

#### 1. La liaison ionique ou hétéropolaire

- a) Cation | b) Anion

#### 2. La liaison atomique ou homopolaire

Il existe deux (2) variétés de liaisons atomiques :

- a) La liaison covalente | b) La liaison dative

**La liaison ionique** est une liaison assurée essentiellement par des ions de charges contraires. On les retrouve dans toute entité chimique obtenue à partir d'un métal (donneur) et d'un non-métal (accepteur), donc un transfert d'électrons entre deux ou plusieurs atomes qui se transforment en ions.  $A^+ + B^- \rightarrow AB$

Entre les deux ions de charges opposées, il existe une force d'attraction électrostatique qui définit la liaison ionique.  $AlCl_3$ ;  $Cs_3N$ ;  $CuF_2$ ;  $K_2S$ . Sont des structures ioniques.

**N.B.** Il existe également la liaison métallique qui résulte de l'action d'un gaz d'électrons délocalisé baignant des atomes ionisés positivement. Elle est plus faible que les deux autres.

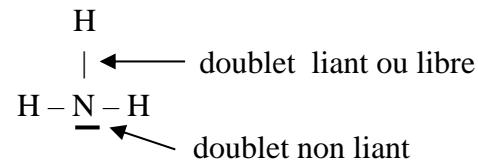
### A. Liaison covalente

Une **liaison covalente** entre deux atomes correspond à la mise en commun entre ces deux atomes de deux ou plusieurs électrons de leurs couches externes pour former un doublet d'électrons appelé doublet liant.

Le doublet liant, mis en commun entre les deux atomes, est considéré comme appartenant à chacun des atomes liés.

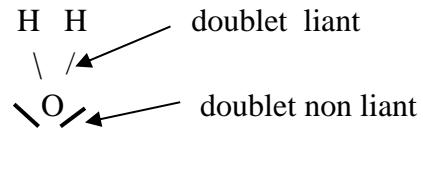
#### Doublet liants :

doublets qui participent à la liaison. Ils lient les atomes entre eux.



#### Doublet non liants :

doublets qui ne participent pas à la liaison. Ils se trouvent sur un atome.



## B. Représentation

On représente la liaison covalente par un trait ou un tiret (—) qui symbolise la mise en commun de deux (2) électrons. Exemple :



### C. Types de liaisons covalentes

Il existe trois (3) types de liaisons covalentes :

a) **La liaison covalente simple** qui résulte de la mise en commun d'une paire d'électrons (deux (2) électrons) peut avoir lieu entre :

- Un carbone et un hydrogène (110 pm séparent les 2 atomes).

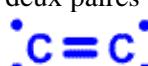


- Deux carbones (154 pm séparent les 2 atomes)

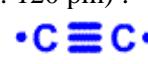


b) **Les liaisons covalentes multiples** résultent de la mise en commun plus d'une paire d'électrons (plus de quatre (4) électrons) :

- 1. **Liaison covalente double** est assurée par quatre (4) électrons, deux paires (longueur moyenne : 134 pm).



- 2. **Liaison covalente triple** est assurée par six (6) électrons, trois (3) paires d'électrons (longueur moyenne : 120 pm) :



**Remarque :** Toutes les liaisons simples (—) sont des liaisons sigma ( $\sigma$ ), dans les liaisons doubles (=) 1 sigma ( $\sigma$ ) et 1 pi ( $\pi$ ) et dans les liaisons triples ( $\equiv$ ) 1 sigma ( $\sigma$ ) et 2 pi ( $\pi$ ).

## D. Variétés de liaisons covalentes

Les liaisons covalentes peuvent être :

a) **Non polaires ou apolaires (Pures)** : Quand elles existent entre deux (2) atomes identiques ou si la différence d'électronégativité entre les éléments est inférieure à 0,4.

Exemple :  $H-H$ ;  $N\equiv N$ ;  $Cl_2$ ;  $O_2$

b) **Polaires (Polarisées)** : Quand elles se trouvent entre deux (2) atomes différents ou si la différence d'électronégativité entre les éléments se retrouve entre 0,4 et 1,65.

Exemples :  $H-O-H$ ;  $H-Cl$ ;  $CO_2$ ;  $HCN$

**Remarque :** Dans une molécule, les atomes sont reliés entre eux par des forces appelées liaisons chimiques. Il existe trois types de liaisons chimiques fortes : les liaisons covalentes, ioniques et métalliques. Les composés organiques présentent essentiellement des liaisons covalentes.

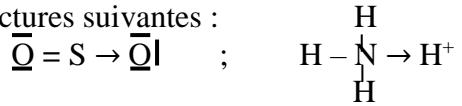
### E. La liaison dative ou de coordination

C'est une variété de liaison atomique. Elle consiste en la mise en commun d'un doublet d'électrons entre deux non-métaux ou le doublet provient d'un seul atome à la différence de la liaison covalente. L'élément fournit à lui seul le doublet est connu sous le nom de « donneur » et celui qui le reçoit est appelé élément « récepteur »

#### Représentation

On représente la liaison dative par une flèche qui sort du donneur pour aboutir au l'accepteur. D→A

Ainsi le dioxyde de soufre, SO<sub>2</sub>, et l'ion ammonium, NH<sub>4</sub><sup>+</sup>, ont les structures suivantes :



**Remarque :** Lorsque la différence d'électronégativité entre deux (2) éléments, V<sub>EN</sub>, est :

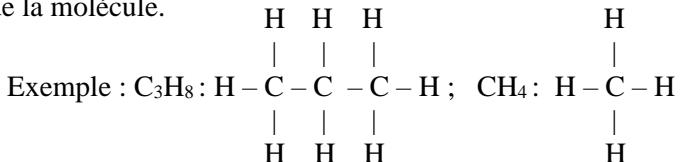
- > à 1,65, la liaison est ionique
- < à 1,65, la liaison est atomique (covalente ou dative)
- = à 1,65, la liaison est autant ionique que atomique.

**La formule brute ou moléculaire** d'un corps indique la nature et le nombre des différents atomes constituant la molécule, mais elle ne donne aucune indication sur ses propriétés et la manière dont les atomes sont liés entre eux.

C<sub>3</sub>H<sub>8</sub> : Propane ; C<sub>2</sub>H<sub>2</sub> : acétylène ; C<sub>2</sub>H<sub>4</sub> : éthylène.

**Remarque :** La formule brute est souvent insuffisante pour caractériser un corps et ne permet pas, par conséquent, d'expliquer ses propriétés. En effet, à une formule brute peuvent correspondre plusieurs composés dont les propriétés sont très différentes.

**La formule développée plane** (ou formule de constitution) correspond à la représentation par des tirets de l'ensemble des liaisons covalentes reliant les différents atomes de la molécule.



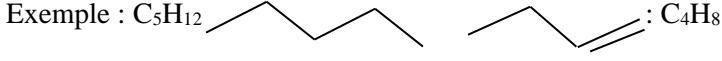
**La formule semi-développée** (ou formule de groupe) correspond à une représentation simplifiée de la formule développée plane dans laquelle ne sont représentées que les liaisons intéressantes. Les liaisons C – H ne sont pas représentées. Exemple : CH<sub>3</sub> – CH<sub>2</sub> – CH<sub>2</sub> – CH<sub>2</sub> – CH<sub>3</sub> ;

**La formule semi-développée spatiale** est la représentation dans l'espace de la structure véritable de la molécule en tenant compte des angles de liaison, des longueurs des liaisons.

**Remarque :** La partie de la chimie qui traite de la structure géométrique des molécules (angles et longueurs de liaisons) s'appelle **stéréochimie**.

#### Formule topologique (bâtonnet ou silhouette ou stylisée)

La formule topologique est la représentation schématique de la chaîne carbonée par des lignes brisées. Chaque extrémité de segment correspond à un atome de carbone lié au nombre d'atomes d'hydrogène nécessaire pour assurer la tétravalence du carbone.



Les atomes de carbone et d'hydrogène de la chaîne principale ne sont pas représentés. Par contre, les hétéroatomes, les atomes d'hydrogène liés à des hétéroatomes et les liaisons multiples sont représentés.

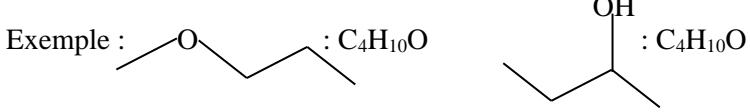


Tableau d'électronégativité des éléments

<b>H</b> 2.1																									
<b>Li</b> 1.0	<b>Be</b> 1.5																								
<b>Na</b> 0.9	<b>Mg</b> 1.2																								
<b>K</b> 0.8	<b>Ca</b> 1.0	<b>Sc</b> 1.3	<b>Ti</b> 1.5	<b>V</b> 1.6	<b>Cr</b> 1.6	<b>Mn</b> 1.5	<b>Fe</b> 1.8	<b>Co</b> 1.8	<b>Ni</b> 1.8	<b>Cu</b> 1.9	<b>Zn</b> 1.5	<b>Ga</b> 1.6	<b>Ge</b> 1.8	<b>As</b> 2.0	<b>Se</b> 2.4	<b>Br</b> 2.8	<b>Kr</b>								
<b>Rb</b> 0.8	<b>Sr</b> 1.0	<b>Y</b> 1.2	<b>Zr</b> 1.4	<b>Nb</b> 1.6	<b>Mo</b> 1.8	<b>Tc</b> 1.9	<b>Ru</b> 2.2	<b>Rn</b> 2.2	<b>Pd</b> 2.2	<b>Ag</b> 1.7	<b>Cd</b> 1.4	<b>In</b> 1.7	<b>Sn</b> 1.8	<b>Sb</b> 1.9	<b>Te</b> 2.1	<b>I</b> 2.5	<b>Xe</b>								
<b>Cs</b> 0.7	<b>Ba</b> 0.9	<b>Ln</b> 1.1-1.2	<b>Hf</b> 1.3	<b>Ta</b> 1.5	<b>W</b> 1.7	<b>Re</b> 1.9	<b>Os</b> 2.2	<b>Ir</b> 2.2	<b>Pt</b> 2.2	<b>Au</b> 2.4	<b>Hg</b> 1.9	<b>Tl</b> 1.8	<b>Pb</b> 1.8	<b>Bi</b> 1.8	<b>Po</b> 2.0	<b>At</b> 2.2	<b>Rn</b>								
<b>Fr</b> 0.7	<b>Ra</b> 0.9	<b>Ac</b> 1.1	<b>Th</b> 1.3	<b>Pa</b> 1.5	<b>U</b> 1.7	<b>Np-Lr</b> 1.3																			

## Forme et géométrie des molécules

Les molécules possèdent une certaine forme géométrique. Les liaisons autour de l'atome central ont une certaine orientation qui va donner une forme particulière à la molécule. L'objet de ce chapitre va être la prévision à priori de la forme d'une molécule. Le problème ne se pose que pour les molécules comportant au moins trois atomes, en effet les molécules diatomiques seront forcément linéaires puisque deux points ne peuvent qu'être alignés. A partir de trois atomes ont va pouvoir obtenir plusieurs géométries différentes selon les angles que feront les liaisons entre elles.

### Méthode VSEPR

VSEPR est l'abréviation de **Valence Shell Electron Pair Repulsion**, c'est-à-dire Répulsion des Paires d'Électrons des Couches de Valence.

Cette méthode permet de déduire à l'aide de quelques règles simples, la géométrie des molécules. Elle est basée sur le fait que la structure spatiale d'une molécule dépend de la disposition des électrons autour de l'atome central.

La disposition des électrons liants et non-liants de l'atome central dépend :

- du nombre d'atomes qui l'entourent
- du nombre de doublet(s) non liant(s) qui entourent l'atome central.

### Principe de la méthode

Pour une molécule, il faut suivre les démarches suivantes :

1. Établir la structure de Lewis de la molécule.
2. Si l'atome central (ou l'atome d'un squelette moléculaire) est lié à **n** atomes (qu'il s'agisse de liaisons simples, doubles ou triples) et s'il possède **m** doublets non-liants, on écrit : **AX<sub>n</sub>E<sub>m</sub>**.

A est l'atome central

X représente les doublets liants

E représente les doublets libres ou non liants

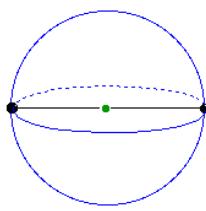
**m** et **n** le nombre de paires dans chaque type.

C'est l'expression de **AX<sub>n</sub>E<sub>m</sub>** qui détermine la géométrie de la molécule et plus particulièrement la valeur de **m + n** :

<b>m + n =</b>	<b>2</b>	<b>AX<sub>2</sub>E<sub>0</sub></b>
	<b>3</b>	<b>AX<sub>3</sub>E<sub>0</sub> - AX<sub>2</sub>E<sub>1</sub></b>
	<b>4</b>	<b>AX<sub>4</sub>E<sub>0</sub> - AX<sub>3</sub>E<sub>1</sub> - AX<sub>2</sub>E<sub>2</sub></b>
	<b>5</b>	<b>AX<sub>5</sub>E<sub>0</sub> - AX<sub>4</sub>E<sub>1</sub> - AX<sub>3</sub>E<sub>2</sub> - AX<sub>2</sub>E<sub>3</sub></b>
	<b>6</b>	<b>AX<sub>6</sub>E<sub>0</sub> - AX<sub>5</sub>E<sub>1</sub> - AX<sub>4</sub>E<sub>2</sub></b>

### Si **n + m = 2**, le système est digonal

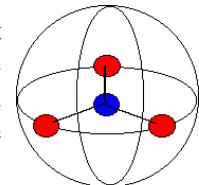
Pour le système **AX<sub>2</sub>E<sub>0</sub>**, la géométrie de la molécule est linéaire. L'angle entre les deux liaisons est de 180°. C'est le cas des molécules comme l'hydrure de beryllium BeH<sub>2</sub>, le dioxyde de carbone CO<sub>2</sub>, l'acide cyanhydrique HCN.



### Si **n + m = 3**, le système est trigonal plan

Pour le système **AX<sub>3</sub>E<sub>0</sub>**, la géométrie est triangulaire équilatérale, avec des angles entre liaison de 120°. C'est le cas de l'hydrure de bore BH<sub>3</sub>, le chlorure d'aluminium AlCl<sub>3</sub>, le formaldéhyde CH<sub>2</sub>O, le trioxyde de soufre SO<sub>3</sub>, l'ion nitrate NO<sub>3</sub><sup>-</sup>.

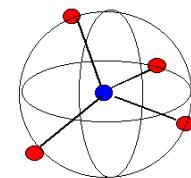
Pour le système **AX<sub>2</sub>E<sub>1</sub>**, la molécule est coudée à un angle inférieur à 120°. C'est le cas du chlorure de nitroso NOCl, du dioxyde de soufre SO<sub>2</sub>, du dioxyde d'azote NO<sub>2</sub>, du chlorure d'étain (II) SnCl<sub>2</sub>.



### Si **n + m = 4**, le système est tétragonal

Pour les systèmes **AX<sub>4</sub>E<sub>0</sub>**, la géométrie est tétraédrique avec des angles de liaison de 109°28'. C'est le cas de CH<sub>4</sub>, NH<sub>4</sub><sup>+</sup>, SO<sub>4</sub><sup>2-</sup>, POCl<sub>3</sub>,

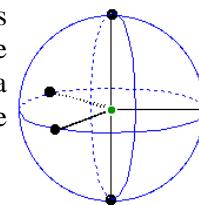
Pour les systèmes **AX<sub>3</sub>E<sub>1</sub>**, la géométrie est pyramidale à base triangulaire avec des angles inférieurs à 109°28'. C'est le cas de NH<sub>3</sub>, H<sub>3</sub>O<sup>+</sup>, SOBr<sub>2</sub>, ClO<sub>3</sub><sup>-</sup>,



Pour les systèmes **AX<sub>2</sub>E<sub>2</sub>**, la molécule est coudée avec un angle inférieur à 109°28'. C'est le cas de H<sub>2</sub>O, NH<sub>2</sub><sup>-</sup>, ClO<sub>2</sub><sup>-</sup>.

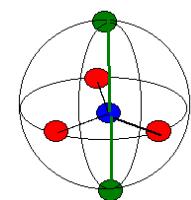
### Si **n + m = 5**, le système est bipyrimal à base triangulaire

Il y a deux séries angles entre liaisons. Les angles entre liaisons de la base triangulaire sont de 120°. Les angles entre liaisons de la base triangulaire et du plan vertical est de 90°.



Pour des systèmes **AX<sub>5</sub>E<sub>0</sub>**, le système est bipyrimal à base triangulaire. C'est le cas de SbCl<sub>5</sub>, de PCl<sub>5</sub>, de SOF<sub>4</sub>, de Fe(CO)<sub>5</sub>.

Pour les systèmes **AX<sub>4</sub>E<sub>1</sub>**, la géométrie est celle d'un tétraèdre non régulier. C'est le cas de IF<sub>4</sub><sup>+</sup>, TeCl<sub>4</sub>, SF<sub>4</sub>, IOF<sub>3</sub>, XeF<sub>2</sub>O<sub>2</sub>.

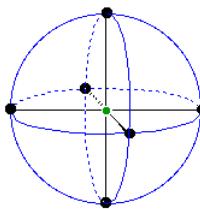


Pour les systèmes **AX<sub>3</sub>E<sub>2</sub>**, la géométrie est en T. C'est le cas ClF<sub>3</sub>, ICl<sub>2</sub>Ph.

Pour les systèmes **AX<sub>2</sub>E<sub>3</sub>**, la géométrie est linéaire. C'est le cas de I<sub>3</sub><sup>-</sup>, XeF<sub>2</sub>.

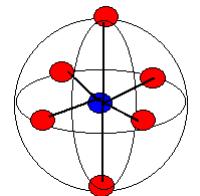
## Si $n + m = 6$ , le système est octaédrique

Il y a deux séries d'angles entre liaisons : les angles entre liaisons de la base triangulaire sont de  $120^\circ$ , et les angles entre liaisons de la base triangulaire et du plan vertical est de  $90^\circ$ .



Pour les systèmes  $\text{AX}_6\text{E}_0$ , la géométrie est celle d'un octaèdre. C'est le cas de  $\text{SF}_6$ ,  $\text{IF}_5\text{O}$ ,  $\text{IO}_2(\text{OH})_4^-$ .

Pour les systèmes  $\text{AX}_5\text{E}_1$ , la géométrie est celle d'une pyramide à base carrée. C'est le cas de  $\text{BrF}_5$ ,  $\text{XeF}_4\text{O}$ .



Pour les systèmes  $\text{AX}_4\text{E}_2$ , la géométrie est celle d'un carré. C'est le cas de  $\text{ICl}_4^-$ , de  $\text{XeF}_4$

**Il est à remarquer que les paires libres ou non liantes occupent plus d'espace que les paires liantes car les répulsions des paires non liantes sont plus fortes.**

## Application :

**Exo. I.-** Écrire la structure électronique quantique des atomes suivants, puis indique leur schéma de Lewis et leur valence.

C ( $Z = 6$ )      P ( $Z = 15$ )      Cl ( $Z = 17$ )      N ( $Z = 7$ )  
H ( $Z = 1$ )      O ( $Z = 8$ )      Na ( $Z = 11$ )      Mg ( $Z = 12$ )

**Exo. II.-** Donner la formule de Lewis et la géométrie exacte des molécules suivantes :

$\text{H}_2\text{O}$        $\text{CH}_4$        $\text{NH}_3$        $\text{HCl}$        $\text{C}_2\text{H}_2$   
 $\text{O}_2$        $\text{N}_2$       CO       $\text{C}_2\text{H}_4$

**Exo. III.-** Identifier le nombre de liaisons covalentes et ioniques retrouvées dans les substances chimiques suivantes :

- a)  $\text{CH}_4$       c)  $\text{CH}_3\text{--COOH}$       e)  $\text{CH}_3\text{--COONa}$   
b)  $\text{C}_2\text{H}_4$       d)  $\text{CH}_3\text{--CH}_2\text{ONa}$       f)  $\text{CH}_3\text{--CH}_3$

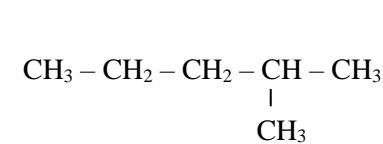
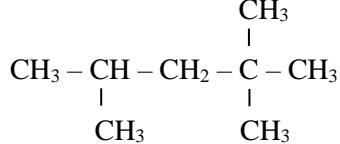
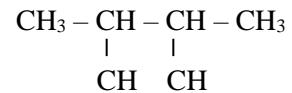
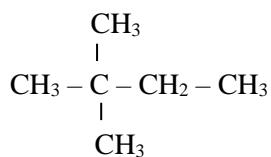
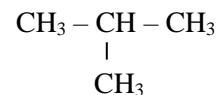
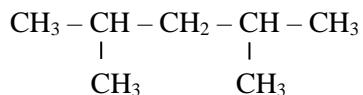
**Exo. IV.-** Préciser la géométrie des atomes de carbone suivants

- a)  $\text{CH}_4$       c)  $\text{C}_2\text{H}_4$       e)  $\text{C}_2\text{H}_2$       g)  $\text{C}_2\text{H}_6$   
b)  $\text{C}_2\text{H}_6$       d)  $\text{C}_3\text{H}_4$       f)  $\text{HCHO}$

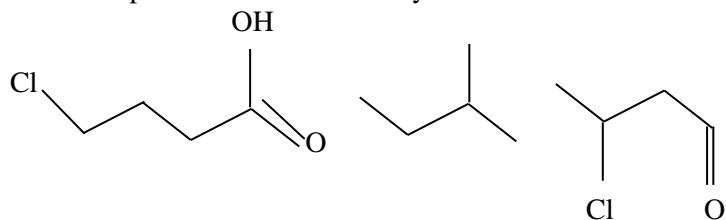
**Exo. V.-** Préciser le nombre de liaisons sigma et liaisons pi des molécules suivantes :

- $\text{CH}_3\text{--CH}=\text{CH}_2$        $\text{CH}_3\text{--C}\equiv\text{CH}$   
 $\text{CH}_2=\text{CH--CH}=\text{CH}_2$        $\text{CH}_2=\text{CH--C}\equiv\text{CH}$

**Exo. VI.-** Préciser la classe de chacun des atomes de carbone suivants :



**Exo. VII.-** Écrire les formules semi-développée et brute correspondant aux formules stylisées suivantes :



## L'atome de Carbone

Le carbone est un élément chimique. Il est essentiel à l'**existence des organismes vivants** et possède de nombreuses applications industrielles.

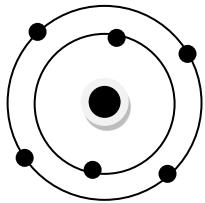
### Carte d'identité du Carbone

Nom	Carbone
Symbole	C
Date de la découverte	Antiquité
Numéro atomique	6
Masse atomique	12,011
Point de fusion	3 527 °C
Point d'ébullition	4 027 °C
État physique à 20°C	Solide
Origine du nom	du latin <i>carbo</i> , « charbon », substance riche en carbone
Particularité	essentiel à l'existence des organismes vivants

### 1) Présentation en géométrie

L'atome de carbone de symbole C, est le 14eme élément en abondance sur terre, est l'élément commun aux organismes vivant et aux matériaux inertes (charbon, pétrole, gaz naturel), Z = 6 ; sa structure électronique est :  $(K)^2(L)^4$  ;

#### Carbone (C)



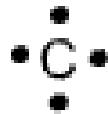
État fondamental :  $1s^2 \quad 2s^2 \quad 2p^2$

État excité :  $1s^2 \quad 2s^1 \quad 2p^3$

### Nombre de liaisons covalentes formées par un atome de carbone

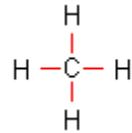
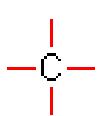
Possédant 4 électrons de valence, c'est-à-dire qu'il peut se lier à 4 autres atomes, afin de respecter la règle de l'octet, un atome de carbone doit établir quatre liaisons, et posséder ainsi quatre doublets liants. **Le carbone est dit tétravalent.**

Ainsi sa covalence est 4 et sa structure de Lewis est



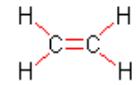
- Si le carbone partage ses quatre (4) liaisons avec quatre (4) voisins, il est **Tétrédrique ou Tétragonal**.

#### Carbone tétragonal | Exemple: le méthane



- Si le carbone partage ses quatre (4) liaisons avec trois (3) voisins, qui forment un triangle autour du carbone est dit **Trigonal**.

#### Carbone trigonal | Exemple: L'éthylène



- Enfin si le carbone partage ses quatre (4) liaisons covalentes avec deux (2) voisins, il est dit **Bi Ou Digonal**.

#### Carbone digonal | Exemple: L'acétylène



### 2) Variétés

Le carbone naturel existe sous trois (3) formes différentes (appelées **formes allotropiques**), dont la texture et la couleur varient :

- Le diamant** (carbone 100% pur) (dure et translucide).

Il est constitué uniquement d'atomes de carbone, qui forment des cristaux. Dans un cristal, les atomes de carbone sont ordonnés. Chaque atome de carbone est lié à quatre (4) autres atomes de carbone. C'est cette organisation particulièrement rigide qui rend le diamant si dur.

- Le graphite** (carbone impur) (friable et noire).

Il est constitué uniquement d'atomes de carbone. Dans un cristal de graphite, chaque atome de carbone est lié à 3 autres atomes de carbone, dans un même plan. On obtient une structure en feuillets. Chaque atome possède encore un quatrième électron libre, ce qui permet au graphite d'être très conducteur (les électrons libres peuvent circuler).

- Le charbon amorphe** (suie).

Il est constitué d'atomes de carbone assemblés irrégulièrement et est obtenu par pyrolyse ou combustion incomplète et représente de microcristaux de graphite. Exemple : le charbon de bois est obtenu par pyrolyse du bois.

Par ailleurs, il existe une quatrième forme allotropique du carbone, fabriquée en laboratoire : **le fullerène, constitué de 60 atomes de carbone**, (découverte en 1875) dont la pression est 150.000 bars permet d'obtenir du diamant artificiel (moins précieux que le diamant naturel) dont la structure ressemble à un ballon de football.

**L'allotropie** est le fait que certains éléments puissent exister sous plus d'une forme stable. Quand un élément apparaît sous deux ou plusieurs formes ces dernières se nomment **forme allotropiques** et les éléments se nomment des **allotropes**.

Les allotropes d'un élément sont différents parce que leurs atomes sont liés différemment et, par conséquent, ils ont des propriétés physiques et chimiques différentes. Les éléments courant qui ont des formes allotropiques sont : le carbone, l'oxygène, le soufre, le phosphore et l'étain.

### 3) Propriétés essentielles de l'atome de carbone

- a) Le carbone, dans la classification périodique se trouve dans une colonne centrale c'est-à-dire égale distance entre deux (2) gaz rares (He et Ne) par conséquent il est pratiquement autant électronégatif qu'électropositif. Il peut s'unir à des éléments aussi peu semblables que l'hydrogène, le chlore, les métaux ...
- b) Il peut se lier à des éléments très dissemblables. Il peut, pour cela se prêter tant à des mécanismes d'oxydation qu'à des mécanismes de réduction. Dans tous les composés organiques le carbone est tétravalent.
- c) Le carbone à la possibilité de se lier à d'autres atomes de carbone pour former des chaînes de carbone plus ou moins longues et des cycles complexes. C'est cette propriété qui justifie l'existence même de la chimie organique.

### 4) Chaines carbonées

On appelle **chaîne carbonée** ou **squelette carboné** ou **caténation** une association d'atomes de carbone liés entre eux soit par simple liaison, par double liaison, par triple liaison covalente.

**Remarque :** Dans l'écriture des chaînes carbonées, il importe de respecter la Tétravalence du carbone.

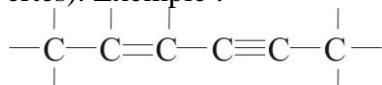
Exemple :  $-C - C = C - C \equiv C - C -$   
Alors on a :



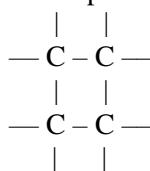
### 5) Différents types de chaînes carbonées

On distingue :

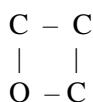
- a) Les chaînes **carbonées aliphatiques ou acycliques** (chaines ouvertes). Exemple :



- b) Les chaînes carbonées **carbocycliques ou homocycliques** (chaines fermées). Exemple :



- c) Les chaînes **carbonées hétérocycliques** (chaines fermées), ayant dans le cycle un hétéroatome (un autre atome que le carbone)



### 6) Variétés de chaînes carbonées aliphatiques

- a) Les chaînes carbonées aliphatiques peuvent être : **Linéaires ou continues ou droites** (avec des atomes de carbones primaire et secondaire).

Exemple :  $\begin{array}{c} | & | & | \\ -C & =C & -C & -C \equiv C - \\ | & & & | \end{array}$



- b) **Ramifiées** (avec au moins un atome de carbone tertiaire). Exemple :  $\begin{array}{c} | & | & | & | & | \\ -C & -C & =C & -C & -C & -C \\ | & & & | & & | \\ & & & -C & & \end{array}$



### 7) Classe des carbones

Dans une chaîne carbonée, il peut exister quatre (4) types de carbone :

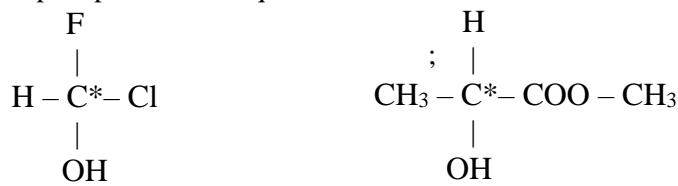
- Le carbone Primaire qui n'est lié qu'à 1 seul atome de carbone.
- Le carbone Secondaire n'est lié qu'à 2 autres atomes de carbone.
- Le carbone Tertiaire n'est lié qu'à 3 autres atomes de carbone.
- Le carbone Quaternaire n'est lié qu'à 4 autres atomes de carbone.

**Remarque :** A côté de ces quatre (4) types de carbone, il existe le **carbone nullaire** et **carbone asymétrique**

- Un carbone d'un composé non lié à autre atome de carbone est dit **nullaire**.

Exemple : Le carbone du méthane  $CH_4$  est nullaire.

- Un carbone lié à quatre (4) atomes ou groupes d'atomes différents les uns des autres est dit **Asymétrique**. On le repère par un astérisque \* :  $C^*$



### Application :

Exo. I.-

Exo. II.-

## Les hydrocarbures

### 1. Définition

Encore appelés hydrures de carbone ou carbones d'hydrogène, les hydrocarbures sont des composés chimiques constitués uniquement de carbone et d'hydrogène.

Exemple : CH<sub>4</sub>; C<sub>2</sub>H<sub>2</sub>

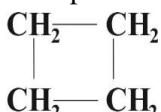
### 2. Principaux types

On distingue deux (2) grands types d'hydrocarbures

A. Les hydrocarbures aliphatiques ou acycliques qui sont à chaînes carbonées ouvertes.

Exemple : CH<sub>3</sub> – CH = CH – CH<sub>3</sub>

B. Les hydrocarbures carbocycliques qui sont à chaînes carbonées fermées. Exemple :



### 3. Variétés d'hydrocarbures aliphatiques

Les hydrocarbures aliphatiques se subdivisent en :

- a) Hydrocarbures aliphatiques saturés
- b) Hydrocarbures aliphatiques insaturés ou non-saturés.

#### a) Hydrocarbures aliphatiques saturés

Les Hydrocarbures aliphatiques sont dit saturés quand dans leur chaîne carbonée il n'existe que de simples liaisons. Exemple: CH<sub>3</sub> – CH<sub>2</sub> – CH<sub>2</sub> – CH<sub>3</sub>.

**Remarque :** Tous les hydrocarbures aliphatiques saturés sont connus sous le nom d'alcanes.

#### Les Alcanes

##### a) Définition

Les alcane sont des hydrures de carbone (hydrocarbures) saturés aliphatiques (acyclique) formés exclusivement d'atomes de carbone et d'hydrogène soudés par des liaisons covalentes simples. Exemple:



##### b) Formule générale et nomenclature

La formule générale des alcane est : C<sub>n</sub>H<sub>2n+2</sub> dans laquelle « n » désigne le nombre d'atomes de carbone dans la molécule. Le plus simple des alcane est le méthane. Ils prennent tous la terminaison « Ane ». Les 4 premiers termes de la série conservent des noms attribués par l'usage. Ce sont : le méthane (CH<sub>4</sub>), l'éthane (C<sub>2</sub>H<sub>6</sub>), propane (C<sub>3</sub>H<sub>8</sub>) et le butane (C<sub>4</sub>H<sub>10</sub>). A partir du 5<sup>ème</sup> terme, on utilise un préfixe grec rappelant le nombre de carbone de l'alcane auquel préfixe, on ajoute la terminaison « ane ».

Voici la liste des plus simples :

Alcanes 1 à 10		
Nbre de C	nom	formule
C= 1	méthane	CH <sub>4</sub>
C= 2	éthane	C <sub>2</sub> H <sub>6</sub>
C= 3	propane	C <sub>3</sub> H <sub>8</sub>
C= 4	butane	C <sub>4</sub> H <sub>10</sub>
C= 5	pentane	C <sub>5</sub> H <sub>12</sub>
C= 6	hexane	C <sub>6</sub> H <sub>14</sub>
C= 7	heptane	C <sub>7</sub> H <sub>16</sub>
C= 8	octane	C <sub>8</sub> H <sub>18</sub>
C= 9	nonane	C <sub>9</sub> H <sub>20</sub>
C= 10	décane	C <sub>10</sub> H <sub>22</sub>

Alcanes 11 à 20		
Nbre de C	nom	formule
C= 11	undécane	C <sub>11</sub> H <sub>24</sub>
C= 12	duodécane	C <sub>12</sub> H <sub>26</sub>
C= 13	tridécane	C <sub>13</sub> H <sub>28</sub>
C= 14	tétradécane	C <sub>14</sub> H <sub>30</sub>
C= 15	pentadécane	C <sub>15</sub> H <sub>32</sub>
C= 16	hexadécane	C <sub>16</sub> H <sub>34</sub>
C= 17	heptadécane	C <sub>17</sub> H <sub>36</sub>
C= 18	octadécane	C <sub>18</sub> H <sub>38</sub>
C= 19	nonadécane	C <sub>19</sub> H <sub>40</sub>
C= 20	eicosane	C <sub>20</sub> H <sub>42</sub>

#### c) Les radicaux alkyles ou groupes alkyles

Ce sont des groupes de carbone et d'hydrogène qui ont une possibilité de liaison. Ils sont formés à partir d'un alcane auquel on enlève un atome d'hydrogène et leur nom s'obtient en remplaçant la terminaison « ane » de l'alcane correspondant par la terminaison « yle » et ont pour formule générale C<sub>n</sub>H<sub>2n+1</sub> –

Voici la liste des six premiers :

Radicaux Alkyles						
Nbre de carbone	C= 1	C= 2	C= 3	C= 4	C= 5	C= 6
nom	Méthyle	éthyle	propyle	butyle	pentyle	hexyle
formule	CH <sub>3</sub> –	C <sub>2</sub> H <sub>5</sub> –	C <sub>3</sub> H <sub>7</sub> –	C <sub>4</sub> H <sub>9</sub> –	C <sub>5</sub> H <sub>11</sub> –	C <sub>6</sub> H <sub>13</sub> –

#### d) Les alcane à chaînes ramifiées : nomenclature

Les alcane aussi appellés **paraffines** (du latin parum = peu, affinis = affinité) à cause de leur manque de réactivité sont des composés inertes dans les conditions normale. Pour les nommer on a recours aux règles de nomenclature qui sont édictées par l'UIPAC (International Union of Pure and Applied Chemistry). S'agissant d'alcane à chaînes ramifiées, les règles de nomenclature sont les suivantes :

1. Recherche du motif de base (chaîne principale).
2. Délimitation du motif de base (pour éviter toute confusion).
3. Numérotation du motif principale de façon à avoir dans l'ordre où ils apparaissent sur la chaîne les plus petits indices possibles.
4. Identification de la (des) ramification (s).
5. On fait précéder le nom de l'alcane du nom de chaque groupe alkyle suivi d'un tiret et de l'indice de l'atome de carbone porteur de ce groupe.
6. Les substituants sont indiquer dans l'ordre alphabétique et on élide leur « e » terminal. Dans le cas où les substituants sont identiques, on utilise les préfixes di (2), tri (3), tétra (4), penta (5), hexa (6), hepta (7), octa (8), etc. ...

Des exemples permettant d'appliquer ces règles :



4-Éthyl- 2, 6-diméthylheptane



2-Ethyl-6-Méthyl nonane

## b) Hydrocarbures aliphatiques insaturés ou non-saturés.

### Les Alcènes et les Alcynes

Les hydrocarbures aliphatiques sont dit insaturés quand dans leur chaîne carbonée on a une liaison multiple (double ou triple liaison covalente). Si cette liaison covalente est une double liaison, l'hydrocarbure aliphatique insaturé est connu sous le nom **d'hydrocarbure Éthylénique**. Mais si cette insaturation se confond à une triple liaison, l'hydrocarbure aliphatique insaturé est connu sous le nom **d'hydrocarbure Acétylénique**.

**Remarque :** Tous les hydrocarbures éthyléniques sont appelés **d'alcènes ou oléfines** et tous les hydrocarbures acétyléniques sont connus sous le nom **d'alcynes**.

#### a) Définition

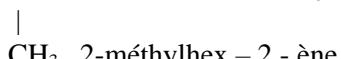
Les alcènes et les alcynes sont des hydrocarbures insaturés caractérisés par la présence de liaisons multiples. Les nombreuses réactions auxquelles ils peuvent donner lieu en font des composés très importants pour la synthèse des produits nouveaux. Ils constituent en général la matière première de l'industrie des plastiques.

#### b) Formule générale et nomenclature

**Les alcènes** sont des hydrocarbures insaturés caractérisés par la présence d'une double liaison entre deux atomes de carbone. Leur formule générale est :  $\text{C}_n\text{H}_{2n}$ . Le plus simple des alcènes est l'éthylène ou éthène. La nomenclature des alcènes est très proche des alcanes.

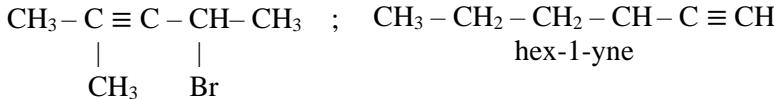
Pour les alcènes à squelette non ramifié, on remplace la terminaison « ane » des alcanes par « ène » suivi d'un indice de position du 1<sup>er</sup> atome de carbone affecté de la double liaison. Exemple :  $\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{CH} = \text{CH}_2$  est le n-butène – 1

**Quant aux alcènes à chaînes ramifiées**, on choisit la plus longue chaîne qui comporte la double liaison comme chaîne principale et elle est numérotée de manière à donner aux atomes de carbone trigonal les plus petits indices. Exemple :



**Remarque :** En cas d'égalité de position entre les liaisons multiples (doubles ou triples liaisons) et les radicaux on considère les radicaux alkyles.

**Les alcynes** sont des hydrocarbures insaturés caractérisés par la présence d'une triple liaison entre deux atomes de carbone. Leur formule générale est :  $\text{C}_n\text{H}_{2n-2}$ . Le plus simple des alcynes est l'acétylène ou éthyne. La nomenclature des alcynes suit les règles analogues à celle des alcènes. Le suffixe « **yne** » remplace le suffixe « **ène** ». Exemple :



4-Bromo- 2-méthylpent- 2-yne

Les premiers alcènes:

Nom	Formule brute	Formule développée	Formule semi-développée
Ethylène	$\text{C}_2\text{H}_4$	$\begin{array}{c} \text{H} & & \text{H} \\ & \diagdown & / \\ \text{H} & \text{C} = \text{C} & \text{H} \\ & / & \diagdown \\ & \text{H} & \text{H} \end{array}$	$\text{CH}_2 = \text{CH}_2$
Propène	$\text{C}_3\text{H}_6$	$\begin{array}{c} \text{H} & & \text{H} \\ & \diagdown & / \\ \text{H} & \text{C} = \text{C} - \text{C} - \text{H} \\ & / & \diagdown \\ & \text{H} & \text{H} \end{array}$	$\text{CH}_2 = \text{CH} - \text{CH}_3$
Butène	$\text{C}_4\text{H}_8$	$\begin{array}{c} \text{H} & & \text{H} & \text{H} \\ & \diagdown & / & \diagdown \\ \text{H} & \text{C} = \text{C} - \text{C} - \text{C} - \text{H} \\ & / & \diagdown & \diagdown \\ & \text{H} & \text{H} & \text{H} \end{array}$	$\text{CH}_2 = \text{CH} - \text{CH}_2 - \text{CH}_3$
		$\begin{array}{c} \text{H} & & \text{H} & \text{H} \\ & \diagdown & / & \diagdown \\ \text{H} & \text{C} - \text{C} = \text{C} - \text{C} - \text{H} \\ & / & \diagdown & \diagdown \\ & \text{H} & \text{H} & \text{H} \end{array}$	$\text{CH}_3 - \text{CH} = \text{CH} - \text{CH}_3$

## 4. Variétés d'hydrocarbures cycliques

Les hydrocarbures acycliques se subdivisent en :

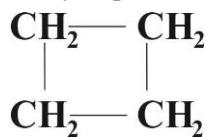
- Hydrocarbures cycliques saturés, cycloalcanes ou cyclanes
- Hydrocarbures cycliques insaturés ou non-saturés.
- Hétérocycles
- Les hydrocarbures aromatiques

### a) Les Hydrocarbures cycliques saturés ou Cyclanes

Ce des hydrocarbures (hydrures de carbones) **saturés cyclique** ou tous les atomes de carbone sont liés par une simple liaison. Ils diffèrent des alcanes par leur squelette carboné fermé. Leur formule générale est  $\text{C}_n\text{H}_{2n}$ .

#### Nomenclature

Leur nomenclature dérive de celle des alcanes, il suffit de rajouter le préfixe « **cyclo-** » indiquant que la molécule est cyclique au nom de l'alcane linéaire ayant le même  $n$ , sachant qu'il ne peut y avoir de cycle qu'avec  $n > 2$ . Exemple : cyclobutane ou butane cyclique.

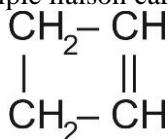


Alcanes cycliques		
Nbre de C	nom	formule
C= 3	cyclopropane	$\text{C}_3\text{H}_6$
C= 4	cyclobutane	$\text{C}_4\text{H}_8$
C= 5	cyclopentane	$\text{C}_5\text{H}_{10}$
C= 6	cyclohexane	$\text{C}_6\text{H}_{12}$
C= 7	cycloheptane	$\text{C}_7\text{H}_{14}$
C= 8	cyclooctane	$\text{C}_8\text{H}_{16}$
C= 9	cyclononane	$\text{C}_9\text{H}_{18}$
C= 10	cyclodécane	$\text{C}_{10}\text{H}_{20}$

À part le cyclopropane, les cyclanes constituent une partie de l'essence ordinaire. Plusieurs hydrocarbures insaturés cycliques, de formule générale  $\text{C}_{10}\text{H}_{16}$ , se trouvent dans les essences naturelles parfumées qui sont distillées à partir de végétaux. Ces hydrocarbures sont appelés terpènes et comprennent le pinène (dans la téribenthine) et le limonène (dans les essences de citron et d'orange).

## b) Hydrocarbures cycliques insaturés

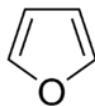
Le cycle des cycloalcène ou cyclènes possèdent une double liaison  $C = C$ ; celui des cyclynes, composés très instables, contient une triple liaison carbone-carbone.



## c) Hétérocycles

Le cycle d'une molécule peut contenir des atomes différents du carbone, appelés alors hétéroatomes.

Les hétéroatomes les plus courants sont le soufre, l'azote et l'oxygène. On peut également rencontrer le bore, le phosphore et le sélénium.



Furane

## d) Les hydrocarbures aromatiques

Sont caractérisés par une chaîne carbonée fermée insaturée ayant un nuage d'électrons délocalisés à l'intérieur.

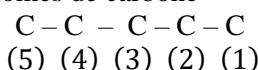
### Comment écrire la formule semi-développée à partir du nom systématique:

#### 1-Chloro-3-méthyl-pentane

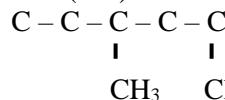
1. Écrire le squelette carboné



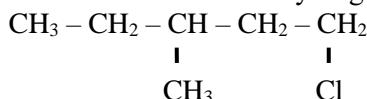
2. Numéroter les atomes de carbone



3. Fixer la ou les radical (aux) sur la chaîne principale



4. Saturer les atomes de carbone avec l'hydrogène.



	Suffixe
Deux doubles liaisons	adiène
Trois doubles liaisons	atriène
Plusieurs doubles liaisons	apolyène
Deux triples liaisons	adiyne
Trois triples liaisons	atriyne
Une double et une triple liaison	ényne

## Fonctions chimiques

Une **fonction chimique** est un ensemble de propriétés qui sont communes à plusieurs corps.

Certains composés chimiques à cause d'un élément ou d'un groupe d'éléments présent dans leurs constitutions, ont des propriétés similaires, on dit donc qu'ils sont de la même fonction chimique.

**Carbone fonctionnel :** C'est le ou (les) carbone(s) d'une chaîne qui porte (portent) le groupement fonctionnel.

**Groupement fonctionnel :** est un atome ou un groupe d'atomes qui confère aux molécules dans lesquelles il se trouve un ensemble de propriétés communes caractéristiques.

**Fonction simple :** Lorsqu'une molécule contient un seul groupement fonctionnel.

**Fonction multiple :** Lorsqu'il y a dans une molécule deux ou plusieurs groupements fonctionnels identiques.

**Fonction mixte :** Lorsqu'il y a dans une molécule plusieurs groupements fonctionnels différents.

**Valence d'une fonction :** C'est le nombre d'atomes d'hydrogène auquel le groupement fonctionnel remplace par référence à un alcane. Suivant la valence on distingue trois (3) grands types de fonctions :

a) **Fonctions monovalents :** On l'obtient en enlevant un H à un alcane (alcool, amine, éther oxyde, dérivé halogéné).

b) **Fonctions divalents :** On l'obtient en enlevant 2H à un alcane (aldéhyde, cétone).

c) **Fonctions trivalents :** On l'obtient en enlevant 3H à un alcane (ester, amide, acide carboxylique, nitrile, chlorure d'acide et anhydride d'acide)

**Remarque :** Tous les corps qui contiennent le même groupement fonctionnel ont des propriétés semblables et constituent une série ayant la même fonction chimique. Le groupement fonctionnel est pratiquement responsable de la réactivité chimique de la fonction indépendamment de la structure ou de la longueur de la chaîne à laquelle il est fixé (réactivité localisée au niveau du groupement fonctionnel).

## Notion d'isomérie

On appelle isomères des molécules organiques qui ont la même formule brute mais des enchainements d'atomes (formules semi ou développées) différents.

# ECOLE DIOCÉSAINE SAINT VINCENT DE PAUL

## Laboule / Thomassin 25



Extrait Agenda de chimie Organique  
Secondaire III\_ Mai 2026.

**James Paul**  
Twitter : @jameslorpaul  
www.facebook.com/dilonlj  
jameslorpaul@gmail.com  
+509-3632-5031

**Chimie**

### Les composés organiques, oxygènes et azotés

#### Les composés organiques, oxygènes et azotés

Nom de la fonction	Groupement fonctionnel	Formule générale	Terminaison	Nomenclature	Exemple de composé
Amine	– NH <sub>2</sub> amino	R – NH <sub>2</sub>	Amine	Alcanamine	CH <sub>3</sub> – NH <sub>2</sub> méthanamine
Aldéhyde	$\begin{matrix} \text{H} \\   \\ -\text{C}=\text{O} \\ \text{carbonyle} \end{matrix}$	R – CHO	AI	Alcanal	HCHO méthanal (formaldéhyde)
Alcool	– OH hydroxyde	R – OH	OI	Alcanol	CH <sub>3</sub> – OH méthanol
Amide	$\begin{matrix} \text{O} \\ // \\ -\text{C}-\text{NH}_2 \end{matrix}$	$\begin{matrix} \text{O} \\ // \\ \text{R}-\text{C}-\text{NH}_2 \end{matrix}$	Amide	Alcanamide	CH <sub>3</sub> – CO– NH <sub>2</sub> éthanamide
Acide Carboxylique	$\begin{matrix} \text{O} \\ // \\ -\text{C}-\text{OH} \\ \text{carboxyle} \end{matrix}$	R – COOH	Oïque	Acide alcanoïque	CH <sub>3</sub> – COOH acide éthanoïque (acide acétique)
Cétone	$\begin{matrix} \text{O} \\ // \\ -\text{C}- \\ \text{carbonyle} \end{matrix}$	R – CO – R'	One	Alcanone	CH <sub>3</sub> – CO– CH <sub>3</sub> propanone (acétone)
Chlorure d'acide	$\begin{matrix} \text{O} \\ // \\ -\text{C}-\text{Cl} \end{matrix}$	R – COCl	Chlorure d'alcane	oyle	CH <sub>3</sub> OCl chlorure de méthanoyle
Éther- Oxyde	– O –	R – O – R'	oxy alcane	Alcoxy alcane	CH <sub>3</sub> – O– CH <sub>3</sub> méthoxy méthane
Ester	$\begin{matrix} \text{O} \\ // \\ -\text{C}-\text{O}- \end{matrix}$	R – COO – R'	oate d'alkyle	Alcanoate d'alkyle	CH <sub>3</sub> – COO– CH <sub>3</sub> éthanoate de méthyle
Halogénure d'acide	– X, halogénure X=Cl, I, F, Br	R – X	– alcane	chloro –; iodo ; fluoro-; bromo-	CH <sub>3</sub> Cl chlorométhane
Nitrile	– C≡N nitrile	R – CN	Alcane	– Nitrile	CH <sub>3</sub> – CH <sub>2</sub> – CN éthane-nitrile