

TUTORAT SANTE STRASBOURG



CAHIER DE REMISE À NIVEAU PREMIERE ET TERMINALE

Chimie

PREAMBULE

Dans ce cahier de remise à niveau, tu trouveras deux parties : une partie sur les notions enseignées en première et une partie sur les notions de terminale. Chaque cours est composé de vidéos explicatives, d'un texte explicatif ainsi que d'exercices corrigés (*réalisés par tes tuteurs.trices*) qui te permettront de t'exercer et de voir si tu as compris les notions abordées dans le cours.

N'oublie pas que si tu ne comprends pas directement certaines notions c'est normal : c'est en s'entraînant que tout deviendra plus clair.

Nous espérons que ce cahier te sera utile. Bon courage !

L'équipe du tutorat.

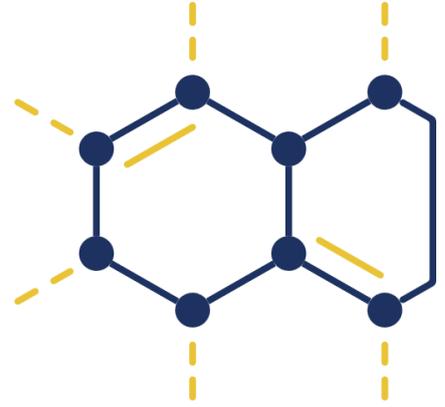
SOMMAIRE

Première

COMPOSITION CHIMIQUE D'UN SYSTÈME.....	1
COMPOSITION CHIMIQUE DES SOLUTIONS	6
ÉVOLUTION D'UN SYSTÈME CHIMIQUE.....	12
RÉACTIONS D'OXYDO-RÉDUCTION	20
STRUCTURE ET POLARITÉ D'UNE ENTITÉ	27
PROPRIÉTÉS D'UN ESPÈCE CHIMIQUE	34
STRUCTURE DES ENTITÉS ORGANIQUES	39

Terminale

MODÉLISATION DES TRANSFORMATIONS ACIDE-BASE.....	47
ÉQUILIBRE ACIDE-BASE	51
ÉVOLUTION TEMPORELLE D'UNE TRANSFORMATION CHIMIQUE	53
STRUCTURE ET OPTIMISATION EN CHIMIE ORGANIQUE.....	58



CHIMIE

REMISE À NIVEAU

PREMIÈRE



COMPOSITION CHIMIQUE D'UN SYSTÈME

Cours

I. La mole, une unité de quantité de matière

<https://www.youtube.com/watch?v=8WKSzacpaE0>

1. Qu'est-ce qu'une mole ?

Une **mole d'entités** est un « paquet » qui contient **$6,02 \times 10^{23}$** entités. Ces entités peuvent être des atomes, des molécules ou des ions. Le scientifique peut ainsi passer d'un niveau microscopique (atomes, ions ou molécules) où il ne peut effectuer aucune mesure, au niveau macroscopique (paquets d'atome, ions, molécules) où les mesures sont plus confortables à réaliser.

2. Le nombre d'Avogadro

Ce nombre de $6,02 \times 10^{23}$ entités s'appelle la constante (ou nombre) d'Avogadro. On la note N_A . On a alors : **$N_A = 6,02 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$** . Il s'agit historiquement du nombre d'atomes compris dans 12 grammes de ^{12}C .

3. La quantité de matière

La quantité de matière d'une espèce chimique représente le **nombre de moles contenues dans un échantillon de cette espèce**. On la désigne par la lettre n et elle s'exprime en mole, de symbole mol.

La relation entre le nombre d'entité N d'un système donné et sa quantité de matière n s'écrit :

$$n = \frac{N}{N_A}$$

Avec :	<ul style="list-style-type: none"> • n : la quantité de matière (en mol) • N : le nombre d'entité (sans unité !) • N_A : la constante d'Avogadro (en mol^{-1})
---------------	--

II. Les masses molaires

<https://www.youtube.com/watch?v=SPmw2WvTaz4>

1. Qu'est-ce qu'une masse molaire ?

La masse molaire d'une entité correspond à la **masse d'une mole de cette entité**. Elle se note M et s'exprime en grammes par mole, de symbole g/mol.

2. La masse molaire atomique

La masse molaire atomique d'un élément est la masse d'une mole d'atomes de cet élément. On trouve la valeur de la masse molaire atomique d'un élément dans le tableau périodique. Elles ne sont bien évidemment pas à apprendre par cœur !

Numéro atomique → 17	Cl	← Symbole de l'élément
	Chlore	← Nom
Masse molaire atomique (g·mol ⁻¹) → 35,5		

3. La masse molaire moléculaire

<https://www.livrescolaire.fr/page/6545540>

La masse molaire moléculaire d'une espèce chimique est la **masse d'une mole de ses molécules**. Elle est égale à la somme des masses molaires atomiques de tous les atomes de la molécule.

Exemple : la masse molaire du CO_2 est $M(\text{CO}_2) = M(\text{C}) + 2 \times M(\text{O}) = 12 + 2 \times 16 = 44 \text{ g/mol}$.

4. La masse molaire ionique

La masse molaire d'un ion est la **masse d'une mole de cet ion**. Elle est égale à la somme des masses molaires atomiques des éléments présents dans l'ion.

Exemple: la masse molaire de ClO^- est $M(\text{ClO}^-) = M(\text{Cl}) + M(\text{O}) = 35 + 16 = 51 \text{ g/mol}$.

III. Les concentrations

<https://www.youtube.com/watch?v=sW-GcEvSysE>

1. La concentration en quantité de matière

La concentration en quantité de matière (ou concentration molaire) d'une espèce en solution est égale à la quantité de matière de cette espèce donnée par litre de solution. On note la concentration molaire C et elle s'exprime en mol/L.

$$C = \frac{n}{V_s}$$

Avec :	<ul style="list-style-type: none"> • C : concentration molaire (en mol/L) • n : quantité de matière (en mol) • V_s : volume de la solution (en L)
---------------	---

2. La concentration en masse

Il ne faut **pas confondre concentration en masse et concentration molaire** ! La concentration en masse d'une espèce en solution c'est la masse de cette espèce donnée présente par litre de solution. On la note C_m et elle s'exprime en g/L.

$$C_m = \frac{m}{V_s}$$

Avec :	<ul style="list-style-type: none"> • C_m : concentration en masse (en g/L) • m : masse (en g) • V_s : volume de la solution (en L)
---------------	--

La relation qui lie la concentration molaire et la concentration en masse s'écrit :

$$C = \frac{C_m}{M}$$

Avec :	<ul style="list-style-type: none"> • C : concentration molaire (en mol/L) • C_m : concentration en masse (en g/L) • M : masse molaire (en g/mol)
---------------	--

3. Dissolution et dilution

a. Dissolution

La dissolution est un processus dans lequel un soluté incorporé dans un solvant va pouvoir former un mélange homogène que l'on appelle solution. Lors de préparation de solution par dissolution, il est important de **connaître la masse de solide à peser**. Pour cela, on peut combiner deux formules nous permettant de trouver la masse à partir, entre autres, de la concentration et du volume de la solution.

On a :

$$m = n \times M \text{ et } n = C \times V_s \text{ donc } m = C \times V_s \times M$$

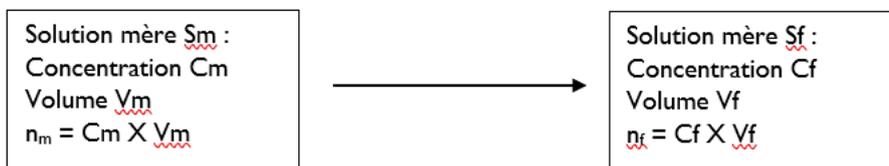
Avec :	<ul style="list-style-type: none"> • m : masse (en g) • M : masse molaire (en g/mol) • C : concentration molaire (en mol/L) • n : quantité de matière (en mol) • V_s : volume de la solution (en L)
---------------	--

Après cela, il suffit de suivre le **protocole de dissolution** :

- Peser la masse m = ... g de solide
- Introduire le solide pesé dans une fiole jaugée de volume V = ... mL
- Rincer la coupelle de pesée et l'entonnoir à l'eau distillée, en récupérant les eaux de rinçage dans la fiole jaugée
- Ajouter de l'eau distillée jusqu'au 2/3 et agiter jusqu'à dissolution totale du solide
- Compléter avec de l'eau distillée jusqu'au trait de jauge et homogénéiser par retournement

b. Dilution

Dans une dilution, on part d'une solution mère que l'on va diluer une ou plusieurs fois pour obtenir des solutions filles. Lors de ce procédé, **la quantité de matière reste inchangée**. On veut chercher à calculer le volume mère à prélever pour réussir à préparer la solution fille.



Comme la quantité de matière reste inchangée, on a **n_m = n_f** et **C_m X V_m = C_f X V_f**. Finalement, on trouve que :

$$V_m = \frac{C_f \times V_f}{C_m}$$

Avec :	<ul style="list-style-type: none"> • V_m : volume de la solution mère (en L) • C_m : concentration de la solution mère (en mol/L) • V_f : volume de la solution fille (en L) • C_f : concentration de la solution fille (en mol/L)
---------------	--

Après cela, il suffit de suivre le **protocole de dilution** :

- Prélever un volume V_m = ... mL de solution mère avec une pipette jaugée de volume défini et préalablement conditionnée
- Introduire le volume prélevée dans une fiole jaugée de volume V = ... mL
- Ajouter de l'eau distillée jusqu'au 2/3 et agiter
- Compléter avec de l'eau distillée jusqu'au trait de jauge et homogénéiser par retournement

IV. Le volume molaire des gaz

<https://www.youtube.com/watch?v=BTtXCuAjNHM>

Le volume molaire d'un gaz est le **volume occupé par une mole de gaz**. Sa valeur est **indépendante de la nature du gaz** mais dépend des conditions de pression et de température. Le volume molaire se note V_m et s'exprime en L/mol.

Exemple : Le volume molaire est de 22,4 L/mol à 0°C et sous 1 atm mais il est de 24,0 L/mol à 20°C sous 1 atm.

Connaître le volume molaire permet de calculer la quantité de matière d'un gaz grâce à la formule suivante :

$$n = \frac{V}{V_m}$$

Avec :	<ul style="list-style-type: none"> • n : quantité de matière du gaz (en mol) • V : volume de l'échantillon de gaz (en L) • V_m : volume molaire (en L/mol)
---------------	--

V. Résumé des différentes formules à connaître

Voici un résumé des principales formules permettant de trouver la quantité de matière à connaître.

$$n = \frac{N}{N_A}$$

Avec :	<ul style="list-style-type: none"> • n : quantité de matière (en mol) • N : nombre d'entité (sans unité !) • N_A : constante d'Avogadro (en mol⁻¹)
---------------	---

$$n = \frac{m}{M} = \frac{\rho \times V}{M}$$

Avec :	<ul style="list-style-type: none"> • n : quantité de matière (en mol) • m : masse (en g) • M : masse molaire (en g/mol) • ρ : masse volumique (en kg/m³ ou g/L) • V : volume (en m³ ou en L)
---------------	---

$$n = \frac{V}{V_m}$$

Avec :	<ul style="list-style-type: none"> • n : quantité de matière du gaz (en mol) • V : volume de l'échantillon de gaz (en L) • V_m : volume molaire (en L/mol)
---------------	--

$$n = C \times V_s$$

Avec :	<ul style="list-style-type: none"> • n : quantité de matière (en mol) • C : concentration molaire (en mol/L) • V_s : volume de la solution (en L)
---------------	---

Exercices

Exercice 1 : On prépare un volume $V = 400$ mL de solution aqueuse de NaCl à partir d'une masse $m = 2,5$ g de NaCl.

- 1) Déterminer la masse molaire de NaCl.
- 2) Calculer la concentration massique C_m de la solution.
- 3) Calculer la concentration molaire C de la solution.

Exercice 2 : On veut préparer 200 mL d'une solution de chlorure de cuivre (CuCl_2) à une concentration de $C = 0.2$ mol/L. Quelle masse de chlorure de cuivre faut-il dissoudre pour préparer la solution ?

Correction

Exercice 1 :

1) La masse molaire de NaCl se calcule ainsi : $M(\text{NaCl}) = M(\text{Na}) + M(\text{Cl}) = 23,0 + 35,5 = 58,5 \text{ g/mol}$. On rappelle que les masses molaires se retrouvent dans le tableau périodique des éléments.

2) On peut appliquer la formule ci-dessous tout en respectant les unités : $C_m = \frac{m}{V_s} = \frac{2,5}{400 \times 10^{-3}} = 6,25 \text{ g/L}$.

3) Il faut se rappeler de la relation qui lie la concentration molaire et la concentration en masse. On a alors : $C = \frac{C_m}{M} = \frac{6,25}{58,5} = 0,11 \text{ mol/L}$.

Remarque : on peut retrouver les relations grâce aux unités ! Pas besoin de toutes les savoir par cœur. 😊

Exercice 2 : Pour résoudre cet exercice, on va procéder en 2 étapes :

- Nous pouvons d'abord calculer la quantité de matière à partir de la concentration et du volume. On a alors $n = C \times V_s = 0,2 \times 200 \times 10^{-3} = 0,04 \text{ mol}$.
- Grâce à cela, nous allons pouvoir calculer la masse de chlorure de cuivre à peser. En effet, on a $m = n \times M$ avec $M(\text{CuCl}_2) = M(\text{Cu}) + 2 \times M(\text{Cl}) = 63,5 + 2 \times 35,5 = 134,5 \text{ g/mol}$.

On déduit alors : $m = 0,04 \times 134,5 = 5,38 \text{ g}$.

La masse de chlorure de cuivre à peser pour préparer cette solution est donc de 5,38

COMPOSITION CHIMIQUE DES SOLUTIONS

Cours

I. Définition :

<https://www.youtube.com/watch?v=IU1NlyzAZM>

1. Solution

Une solution est formée par la dissolution d'un soluté dans un solvant.

Le soluté est généralement solide et le solvant généralement liquide mais ils peuvent tous deux être solides, liquides ou gazeux.

2. Concentrations

Concentration massique γ (concentration du soluté en masse) :

$$\gamma = \frac{m_{\text{soluté}}}{V_{\text{solution}}}$$

Avec γ la concentration massique en soluté (en g.L⁻¹), $m_{\text{soluté}}$ la masse du soluté (en g) et V_{solution} le volume de la solution (en L).

Remarque : g.L⁻¹ équivaut à g/L.

Concentration molaire c (concentration du soluté en quantité de matière) :

$$c = \frac{n_{\text{soluté}}}{V_{\text{solution}}}$$

Avec c la concentration molaire en soluté (en mol.L⁻¹), $n_{\text{soluté}}$ la quantité de matière du soluté (en mol) et $V_{\text{soluté}}$ le volume de la solution (en L).

On peut relier ces deux concentrations par la relation : $\gamma = c \times M$

Avec γ la concentration massique en soluté (en g.L⁻¹), c la concentration molaire en soluté (en mol.L⁻¹) et M la masse molaire du soluté (en g.mol⁻¹).

3. Cas des solutions ioniques

Les solutions ioniques sont obtenues après dissolution d'un soluté ionique. Dans ce cas, les espèces présentes en solution après dissolution (**ions dissociés**) sont différentes du soluté initialement introduit (**solide ionique**).

Exemple : Si l'on cherche à préparer une solution par ajout de chlorure de sodium (ou sel) NaCl en solution, le soluté initialement introduit est le solide NaCl mais les espèces qui seront en solution après dissolution seront les ions Na⁺ et Cl⁻.

Pour déterminer la concentration d'un ion après dissolution d'un solide ionique, on peut s'aider de la stœchiométrie de la réaction de dissolution.

Exemple : On cherche à déterminer la concentration en ions Cl^- après dissolution de 2 mol de chlorure de calcium (II) CaCl_2 dans 1 L d'eau.

Equation de dissolution : $\text{CaCl}_2 (s) \rightarrow \text{Ca}^{2+}(aq) + 2 \text{Cl}^- (aq)$ (avec (s) pour solide et (aq) pour aqueux)

Ainsi, on sait que pour chaque mol de CaCl_2 dissous, 2 mol de Cl^- seront libérées.

Donc $[\text{Cl}^-] = 2 \times c_{\text{CaCl}_2}$, or $c_{\text{CaCl}_2} = \frac{n_{\text{CaCl}_2}}{V_{\text{solution}}}$

Ainsi : $[\text{Cl}^-] = 2 \times \frac{n_{\text{CaCl}_2}}{V_{\text{solution}}} = 2 \times \frac{2}{1} = 4 \text{ mol.L}^{-1}$

Remarque : $[\text{Cl}^-]$ signifie "concentration en ions Cl^- ", c'est la notation utilisée pour exprimer une concentration ionique.

II. Spectrophotométrie

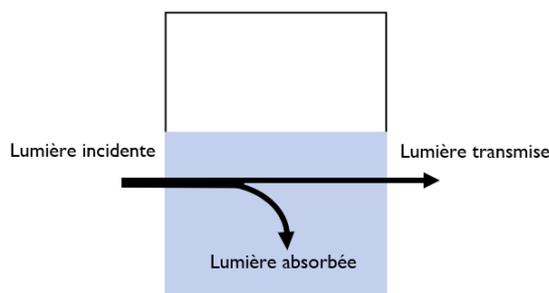
https://www.youtube.com/watch?v=5fk_-lLq-A

1. Couleur

Lorsqu'une solution est traversée par un faisceau **incident** de lumière blanche, certaines radiations sont **absorbées** par la solution alors que d'autres traversent la solution et sont **transmises**.

La couleur perçue d'une solution est complémentaire, sur le cercle chromatique, à celle correspondant aux radiations majoritairement absorbées par la solution.

Plus une solution est concentrée en une espèce chimique colorée, plus les radiations sont absorbées et plus la solution est foncée.



2. Absorbance

Pour une **longueur d'onde λ donnée**, l'absorbance A (grandeur sans unité) quantifie la capacité d'un milieu à absorber le rayonnement qui le traverse. La détermination de la proportion de radiations absorbées passe par la mesure de l'intensité lumineuse du rayonnement transmis.

$$A = -\log\left(\frac{I_T}{I_0}\right)$$

Avec A l'absorbance de la solution, I_T l'intensité lumineuse du rayonnement transmis et I_0 l'intensité lumineuse du rayonnement incident.

Le spectre d'absorption correspond à la courbe $A = f(\lambda)$ où λ est la longueur d'onde. Ce spectre est spécifique d'une espèce chimique et permet de déterminer λ_{max} , la longueur d'onde à laquelle l'absorbance est maximale. λ_{max} correspond à la couleur complémentaire de la solution.

Un **spectrophotomètre** permet d'effectuer des mesures d'absorbance sur des longueurs d'onde allant des ultraviolets proches (200 à 400 nm) au domaine du visible (400 à 800 nm).

3. Loi de Beer-Lambert

Pour une longueur d'onde λ donnée, l'absorbance A_λ (sans unité) d'une espèce chimique en solution est proportionnelle à sa concentration c (en mol.L⁻¹), à l'épaisseur l de la cuve (en cm) et au coefficient d'extinction molaire ϵ_λ , coefficient spécifique à la longueur d'onde et à l'espèce chimique. Il s'agit de la loi de Beer-Lambert.

$$A_\lambda = c \times l \times \epsilon_\lambda$$

Si on réalise plusieurs mesures à la même longueur d'onde et dans une même cuve, $l \times \epsilon_\lambda$ forment une constante k (en L.mol⁻¹). Ainsi, on peut écrire : $A_\lambda = c \times k$.

Remarque : L'absorbance est une grandeur additive. Ainsi, dans le cas de plusieurs espèces $A_1, A_2, A_3, \dots, A_n$ colorées en solution, $A = A_1 + A_2 + A_3 + \dots + A_n$.

4. Dosage spectrophotométrique

Réaliser un dosage consiste à déterminer la quantité de matière ou la concentration d'une espèce chimique en solution.

Il est possible de doser une solution en mesurant l'absorbance A de celle-ci. Les mesures d'absorbance sont généralement faites à λ_{\max} afin de comparer des valeurs plus grandes et de minimiser les incertitudes.

Le dosage par spectrophotométrie nécessite deux étapes :

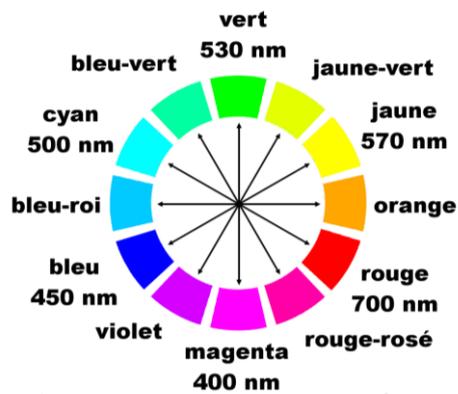
- Une **étape d'étalonnage** au cours de laquelle l'absorbance de solutions étalons (c'est-à-dire de solutions dont on connaît la concentration) est mesurée. Cela permet de tracer la droite d'étalonnage $A = k \times c$ et de déterminer la valeur de la constante k .
- Une **étape de mesure** au cours de laquelle l'absorbance de la solution dont on cherche à déterminer la concentration est mesurée. En se référant à la droite d'étalonnage, on pourra en déduire la concentration de la solution qu'on souhaite doser.

Exercices

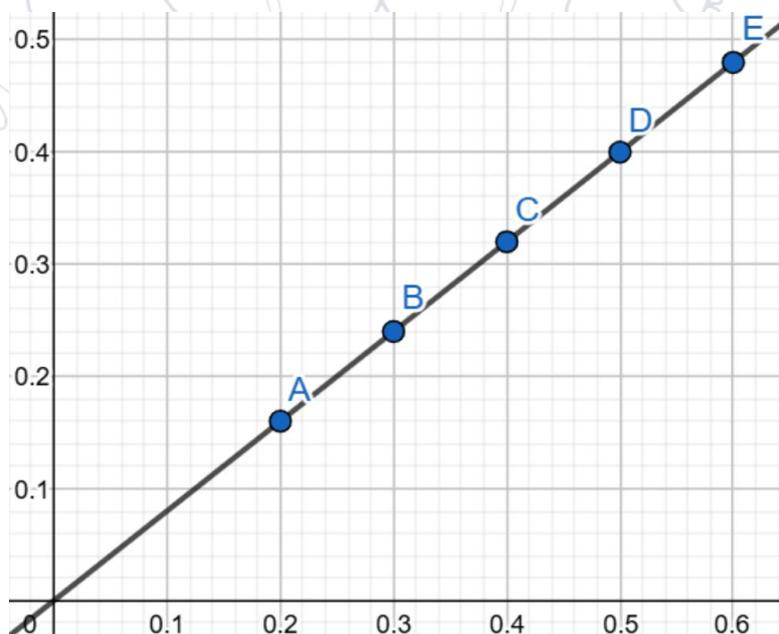
1) On dissout 3 g de sulfate de cuivre CuSO_4 dans 2 L d'eau. Déterminer la concentration molaire en ions cuivre II dans la solution.

Données : $M(\text{CuSO}_4) = 159,6 \text{ g.mol}^{-1}$

2) On possède une solution de couleur magenta. Quelle est la longueur d'onde λ_{\max} des radiations qui seront majoritairement absorbées par la solution ?



3) On réalise le dosage spectrophotométrique d'une solution de diiode I_2 . A $\lambda = 520$ nm, on effectue des mesures sur des solutions étalons et on obtient la droite d'étalonnage $A_{520} = f(c_{I_2})$ (avec c_{I_2} en $mmol.L^{-1}$) suivante :



Déterminer graphiquement la concentration d'une solution de diiode de concentration inconnue sachant que son absorbance à 520 nm vaut $A_{520} = 0,38$.

Correction

1) On dissout 3 g de sulfate de cuivre CuSO_4 dans 2 L d'eau. Déterminer la concentration molaire en ions cuivre II dans la solution.

Données : $M(\text{CuSO}_4) = 159,6 \text{ g.mol}^{-1}$

Déterminons l'équation de dissolution du sulfate de cuivre : $\text{CuSO}_4(s) \rightarrow \text{Cu}^{2+}(aq) + \text{SO}_4^{2-}(aq)$

Ainsi, pour chaque mol de CuSO_4 dissoute, 1 mol d'ions Cu^{2+} est libérée en solution donc $n_{\text{Cu}^{2+}} = n_{\text{CuSO}_4}$

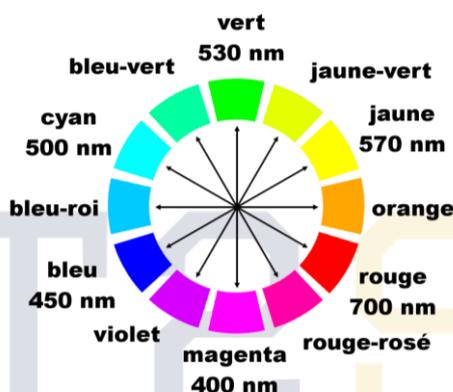
Et à volume constant, on a $[\text{Cu}^{2+}] = c_{\text{CuSO}_4}$

Déterminons la concentration massique en CuSO_4 : $\gamma_{\text{CuSO}_4} = \frac{m_{\text{CuSO}_4}}{V_{\text{solution}}} = \frac{3}{2} = 1,5 \text{ g.L}^{-1}$

Déterminons la concentration molaire en CuSO_4 : $c_{\text{CuSO}_4} = \frac{\gamma_{\text{CuSO}_4}}{M_{\text{CuSO}_4}} = \frac{1,5}{159,6} = 9,4 \times 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$

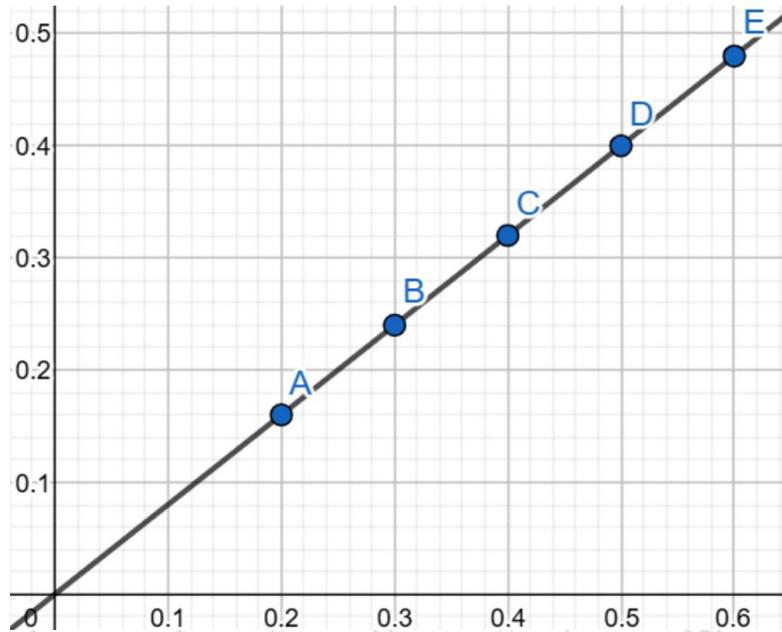
Ainsi $[\text{Cu}^{2+}] = c_{\text{CuSO}_4} = 9,4 \times 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$

2) On possède une solution de couleur magenta. Quelle est la longueur d'onde λ_{max} des radiations qui seront majoritairement absorbées par la solution ?



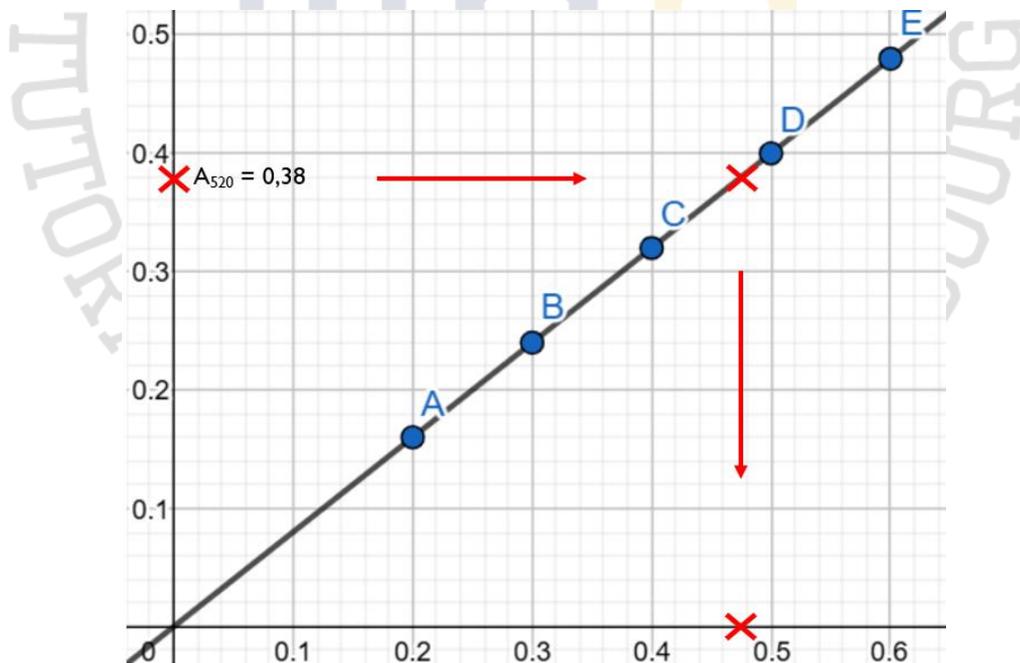
La couleur d'une solution est complémentaire à celle correspondant aux radiations majoritairement absorbées par cette solution. Or sur le cercle chromatique, on voit que la couleur complémentaire au magenta est le vert. Ainsi, c'est les radiations de couleur verte ($\lambda = 530 \text{ nm}$) qui seront majoritairement absorbées par la solution. Donc $\lambda_{\text{max}} = 530 \text{ nm}$.

3) On réalise le dosage spectrophotométrique d'une solution de diiode I_2 . A $\lambda = 520 \text{ nm}$, on effectue des mesures sur des solutions étalons et on obtient la droite d'étalonnage $A_{520} = f(c_{\text{I}_2})$ (c_{I_2} étant en mmol.L^{-1}) suivante :



Déterminer graphiquement la concentration d'une solution de diiode de concentration inconnue sachant que son absorbance à 520 nm vaut $A_{520} = 0,38$.

Une droite d'étalonnage est une représentation graphique de la relation $A = k \times c$ avec A en ordonnées et c en abscisses. Pour la solution dont on cherche à déterminer la concentration, on sait que $A_{520} = 0,38$. On peut placer le point $A_{520} = 0,38$ sur l'axe des ordonnées et lire la concentration correspondante :



On lit $c_{I_2} \approx 0,475 \text{ mmol.L}^{-1}$.

Ainsi, la concentration d'une solution de diiode ayant une absorbance de $A_{520} = 0,38$ est d'environ $0,475 \text{ mmol.L}^{-1}$.

ÉVOLUTION D'UN SYSTÈME CHIMIQUE

Cours

I. Introduction

Regarder la vidéo suivante : https://www.youtube.com/watch?v=sUn-_utjd8 qui résume le cours à travers un exemple.

Dans ce chapitre, nous allons apprendre à :

- Équilibrer une réaction totale
- Établir un tableau d'avancement d'une réaction totale
- Déterminer le réactif limitant d'une réaction totale
- Déterminer l'avancement maximal d'une réaction totale à partir du réactif limitant
- Déterminer la composition d'un système à l'état final à partir des réactifs dans le cas d'une réaction totale.

II. Décrire l'évolution d'un système chimique

1. Définition d'un système chimique

Un système chimique correspond à un espace aux **frontières définies** ainsi que toutes les **espèces chimiques** qu'il contient. Ce système **est modifié** au cours d'une **transformation chimique**.

Il existe les systèmes :

- **Ouverts** : qui permettent les échanges de matière et d'énergie
- **Fermés** : qui permettent uniquement les échanges d'énergie
- **Adiabatiques** : qui permettent uniquement les échanges de matière
- **Isolés** : qui ne permettent ni les échanges de matière, ni les échanges d'énergie

Récapitulatif :

Type de système	Échange de matière	Échange d'énergie	Exemple
Ouvert	Oui	Oui	Un tube à essais ouvert
Fermé	Non	Oui	Un tube à essais hermétiquement clos
Adiabatique	Oui	Non	Un vase de Dewar
Isolé	Non	Non	Un calorimètre « idéal »

2. Comment décrire un système chimique ?

Pour décrire l'état d'un système chimique on mentionne :

- La **nature** et la **quantité de matière** (notée n) des espèces chimiques présentes
- **L'état physique des espèces chimiques** : solide (s), liquide (l), gazeux (g), en solution aqueuse (aq)

- La **température** T et la **pression** P du système

3. État initial, état final

L'**état initial** correspond à l'état du système avant la transformation. Les espèces présentes à l'état initial sont appelées « **réactifs** ».

L'**état final** correspond à l'état du système après la transformation. Les espèces obtenues à l'état final sont appelées les « **produits** ».

La **transformation chimique** correspond au passage de l'**état initial** à l'**état final**.



4. Loi de conservation au cours des réactions chimiques

Au cours d'une transformation chimique, il y a :

- **Conservation des éléments chimiques** : les éléments présents dans les réactifs et les produits sont identiques.
- **Conservation de la charge électrique** : la somme des charges des réactifs est égale à la somme des charges des produits
- **Conservation du nombre d'entités chimiques** : Le nombre d'entités chimiques (atomes ou ion) de chaque élément présent dans les réactifs est identique au nombre d'entités chimiques de chaque élément dans les produits.
- **Conservation de la masse** : la masse des réactifs est égale à la masse des produits.

Pour permettre cette conservation, il faudra **ajuster les équations** grâce à des nombres placés avant les symboles : les **nombres stœchiométriques**.

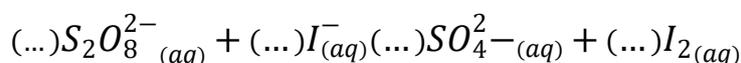
5. Équilibrer une équation bilan en respectant la loi de conservation

Vidéo : <https://www.youtube.com/watch?v=zm4NUtfUuVQ>

Pour équilibrer une équation chimique il faut déterminer les **coefficients stœchiométriques** adéquats afin de **conserver** le nombre d'éléments et la charge globale de la réaction.

Pour ce faire on identifie les éléments présents au niveau des réactifs et des produits et on détermine le coefficient stœchiométrique qui permet d'avoir le même nombre d'éléments des deux côtés de la flèche. Puis on s'assure que la **charge globale** de la réaction est maintenue.

Exercice d'entraînement I : Équilibrer cette équation en ajoutant les nombres stœchiométriques quand cela est nécessaire :



Voir la correction à la fin du chapitre et la méthode de l'équation à la fin du chapitre, dans la partie « correction ».

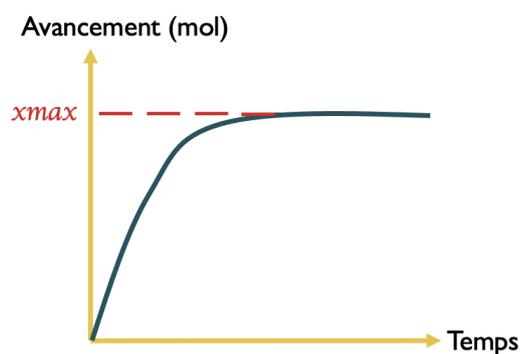
III. L'avancement d'une réaction

1. Avancement

L'avancement x s'exprime en **mole**. C'est une grandeur qui permet de suivre l'état d'avancement d'une réaction. Elle correspond à la quantité de matière consommée pour un réactif ou celle formée pour un produit si le coefficient stoechiométrique de l'élément était de 1.

Où x_{max} correspond à la valeur maximale de l'avancement c'est-à-dire à la fin de la réaction quand le réactif limitant est épuisé.

Évolution de l'avancement au cours d'une réaction



2. Coefficients stœchiométriques

Pour une réaction d'équation : $aA + bB \rightleftharpoons cC + dD$

- La quantité de matière restante des réactifs sera toujours pour tout x :

$$n(A) = n_0(A) - a \times x$$

$$n(B) = n_0(B) - b \times x$$

- De la même manière pour les produits, la quantité de matière formée est toujours pour tout x :

$$n(C) = n_0(C) + c \times x$$

$$n(D) = n_0(D) + d \times x$$

$n_0(X)$ correspond à la quantité de matière initiale de l'espèce X.

a, b, c, d correspondent aux nombres stœchiométriques de respectivement A, B, C, D.

3. Tableau d'avancement : <https://www.youtube.com/watch?v=5s2iSCB3mh4>

Le tableau d'avancement est un outil permettant de comprendre l'évolution d'un système chimique :

Équation de la réaction		aA	+	bB	→	cC	+	dD
État	Avancement	Quantité de matière (mol)						
État initial	0	$n_0(A)$		$n_0(B)$		0		0
État intermédiaire	x	$n_0(A) - a \times x$		$n_0(B) - b \times x$		$0 + c \times x$		$0 + d \times x$
État final	$x_{final} = x_{max}$	$n_0(A) - a \times x_{max}$		$n_0(B) - b \times x_{max}$		$c \times x_{max}$		$d \times x_{max}$

Les valeurs contenues dans le tableau sont des **quantités de matière** et s'expriment en **mole**. La quantité de matière initiale $n_0(X)$ (aussi noté $n_i(X)$) est généralement donnée dans l'énoncé, autrement nous pouvons aussi la calculer à l'aide d'autres données fournis par l'énoncé (comme la masse ou la masse molaire). Les

produits n'étant pas encore formé au début de la réaction, leur quantité de matière initiale est donc égale à 0.

On peut trouver dans la littérature le x_{max} remplacé par un ξ_{max} .

4. Réactif limitant

<https://www.youtube.com/watch?v=0FPphuYRJ9I>

Le **réactif limitant** correspond au **réactif qui s'épuise en premier** (entre A et B). Pour trouver le réactif limitant, il faut comparer le x_{max} de A et le x_{max} de B en vérifiant les équations suivantes et en isolant le x_{max} de chacune des réactions pour comparer les deux x_{max} trouvés :

$$n_0(A) - a \times x_{max} = 0$$

$$n_0(B) - b \times x_{max} = 0$$

Dans le cas général, on obtient :

$$x_{max} = \frac{n_0(A)}{a}$$

Avec :	<ul style="list-style-type: none"> • $n_0(A)$: la quantité de matière initiale de A • a : le nombre stœchiométrique de A
---------------	---

Le réactif avec le plus PETIT x_{max} sera le réactif limitant.

On se servira de la valeur de ce x_{max} pour compléter la dernière ligne du tableau d'avancement : **l'état final**.

Exercice d'entraînement 2 :

Soient A et B les 2 seuls réactifs du système. Quel est le réactif limitant ?

$$n_0(A) = 20 \text{ mol} \quad \text{et} \quad a = 4$$

$$n_0(B) = 50 \text{ mol} \quad \text{et} \quad b = 12$$

Voir la correction à la fin du chapitre et la méthode de l'équation à la fin du chapitre, dans la partie « correction ».

5. Différence avancement final et avancement maximal

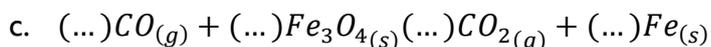
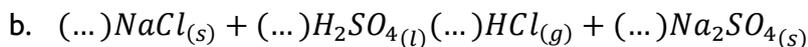
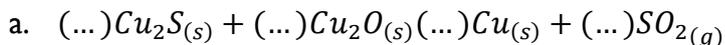
Dans le cas d'une réaction **limitée**, équilibrée ou quantitative, l'avancement final x_{final} peut être inférieur à l'avancement maximal x_{max} . Il faudra remplacer la flèche \rightarrow de la réaction par une double flèche \rightleftharpoons .

Dans ce type de réaction, le tableau d'avancement n'est pas suffisant pour prédire l'état final du système. On utilise alors un autre outil : la **constante d'équilibre** (Ks) qui sera vue dans un prochain cours.

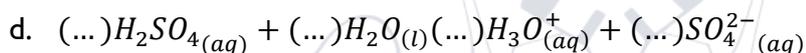
Exercices

I. Équilibrer une réaction

Équilibrer les réactions suivantes grâce aux nombres stœchiométriques :

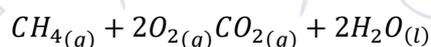


Équilibrer la réaction suivante grâce aux nombres stœchiométriques et en respectant les charges :



II. Tableau d'avancement

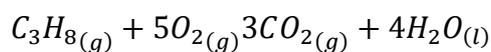
Exercice 1 : Soit le tableau d'avancement suivant :



Équation de la réaction		CH ₄	+	2 O ₂	→	CO ₂	+	2 H ₂ O
État	Avancement	Quantité de matière (mol)						
Initial	$\xi = 0$	4		6		0		0
Intermédiaire	ξ							
Final	ξ_f							

Quel est le réactif limitant ?

Exercice 2 : Soit la réaction équilibrée de combustion du propane ci-dessous :



On a 264g de propane et 40 moles de dioxygène à l'état initial.

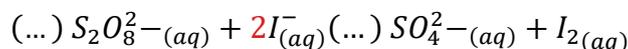
Quelle est la masse d'eau à l'état final ?

Correction

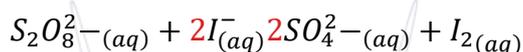
Partie cours

Exercice d'entraînement 1 :

- 1^{ère} étape : Équilibrer les I (iodes)



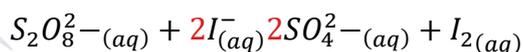
- 2^{ème} étape : Équilibrer les S et O en même temps.



- 3^{ème} étape : Vérifier les atomes et les charges.

Il faut toujours respecter :

- La conservation des **éléments chimiques** et du **nombre d'entités chimiques**
- La conservation des **charges électriques**



Il y a :

- 2 S de chaque côté de l'équation
- 8 O de chaque côté de l'équation
- 2 I de chaque côté de l'équation
- La charge -4 de chaque côté de l'équation

Conclusion : L'équation est équilibrée.

Exercice d'entraînement 2 :

On obtient les équations :

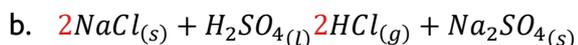
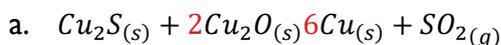
$$x_{max}(A) = \frac{n_0(A)}{a} = \frac{20}{4} = 5 \text{ mol}$$

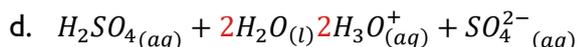
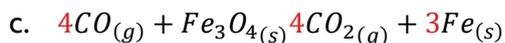
$$x_{max}(B) = \frac{n_0(B)}{b} = \frac{50}{12} \approx 4 \text{ mol}$$

Ainsi, on peut dire que : $x_{max}(B) < x_{max}(A)$. **B** est donc le réactif **limitant**.

Partie exercices

I. Équilibrer une réaction





II. Tableau d'avancement

Exercice 1 :

Tout d'abord, la flèche simple de la réaction nous indique que la **réaction est totale**. C'est-à-dire que le **réactif limitant est entièrement consommé**.

Remplir la ligne de l'état intermédiaire : le réactif limitant peut être soit CH_4 soit O_2 . Il détermine leur ξ_{max} .

Équation de la réaction		1	CH ₄	+	2	O ₂	→	1	CO ₂	+	2	H ₂ O
État	Avancement	Quantité de matière (mol)										
Initial	$\xi = 0$	4			6			0			0	
Intermédiaire	ξ	$4 - 1\xi$			$6 - 2\xi$			1ξ			2ξ	
Final	ξ_f											

Pour CH_4 : $4 - 1\xi_{max} = 0 \rightarrow \xi_{max} = 4 \text{ mol}$

Pour O_2 : $6 - 2\xi_{max} = 0 \rightarrow \xi_{max} = \frac{6}{2} = 3 \text{ mol}$

Conclusion : O_2 est le réactif limitant car : $\xi_{max}(O_2) < \xi_{max}(CH_4)$

En remplaçant ξ_{max} par $\xi_{max}(O_2) = 3 \text{ mol}$, on obtient le tableau suivant :

Équation de la réaction		1	CH ₄	+	2	O ₂	→	1	CO ₂	+	2	H ₂ O
État	Avancement	Quantité de matière (mol)										
Initial	$\xi = 0$	4			6			0			0	
Intermédiaire	ξ	$4 - 1\xi$			$6 - 2\xi$			1ξ			2ξ	
Final	$\xi_f = 3$	1			0			3			6	

Le réactif limitant est donc bien O_2 .

Exercice 2 :

- **1^{ère} étape** : Établir le tableau d'avancement. Pour gagner du temps ici on n'a pas représenté l'état intermédiaire.

Équation de la réaction		1	C ₃ H ₈	+	5	O ₂	→	3	CO ₂	+	4	H ₂ O
État	Avancement	Quantité de matière (mol)										
Initial	$\xi = 0$	$n_i(C_3H_8)$			$n_i(O_2)$			0			0	
Final	ξ_f	$n_i(C_3H_8) - 1\xi_f$			$n_i(O_2) - 5\xi_f$			$3\xi_f$			$4\xi_f$	

- 2^{ème} étape : Recherche du réactif limitant.

Si le propane C_3H_8 est le réactif limitant :

$$\xi_{max} = n(C_3H_8) = \frac{m(C_3H_8)}{M(C_3H_8)} = \frac{m(C_3H_8)}{3 \times M(C) + 8 \times M(H)}$$

Application numérique : $\xi_{max} = \frac{264}{44} = 6 \text{ mol}$

Si le dioxygène O_2 est le réactif limitant :

$$\xi_{max} = \frac{n(O_2)}{5}$$

Application numérique : $\xi_{max} = \frac{40}{5} = 8 \text{ mol}$

Conclusion : le propane est le réactif limitant (car il possède le ξ_{max} le plus petit) et $\xi_{max}(C_3H_8) = 6 \text{ mol}$.

- 3^{ème} étape : Remplir la dernière ligne en remplaçant ξ_f par $\xi_{max}(C_3H_8) = 6 \text{ mol}$.

Équation de la réaction		1	5	3	4
		C_3H_8	O_2	CO_2	H_2O
État	Avancement	Quantité de matière (mol)			
Initial	$\xi = 0$	$n_i(C_3H_8)$	$n_i(O_2)$	0	0
Final	ξ_f	0	$40 - 5 \times 6 = 10$	$3 \times 6 = 18$	$4 \times 6 = 24$

À l'état final, on a : $n(H_2O) = 4 \xi_f = 4 \times 6 = 24 \text{ mol}$

On cherche la masse d'eau que cela représente :

$$m(H_2O) = M(H_2O) \times n(H_2O) = (2 \times M(H) + M(O)) \times n(H_2O)$$

Application numérique : $m(H_2O) = 18 \times 24 = 432 \text{ g}$

Conclusion : à l'état final, on obtient 432 g d' H_2O .

RÉACTIONS D'OXYDO-RÉDUCTION

Cours

I. Nombre d'oxydation

I. Évolution du nombre d'oxydation au cours d'une réaction d'oxydo-réduction

<https://youtu.be/edNYgOeKPKk>

Il existe plusieurs types de liaisons entre deux atomes d'une même molécule :

- Une liaison peut être **ionique**, dans le cas où il y a un échange d'électron(s) (l ion donne son électron à l'autre → ex: Cl- donne son électron à Na+ pour donner NaCl)
- Une liaison peut être **covalente**, c'est-à-dire que les **électrons sont partagés** entre les deux atomes de la liaison.

Néanmoins, ce partage d'électrons n'est pas équitable puisqu'ils auront tendance à être plus attirés par l'atome le **plus électro-négatif** des deux, ce qui va créer des **charges partielles**.



Dans le tableau périodique, l'électro-négativité **augmente** du bas vers le haut et de la gauche vers la droite (flèches jaunes). *Ainsi le fluor est l'élément le plus électro-négatif.*

Électro-négativité

IUPAC Periodic Table of the Elements

1 H hydrogen 1.008 ± 0.002	2 He helium 4.0026 ± 0.0001	Key: atomic number Symbol name abridged standard atomic weight																18 Ar argon 39.948 ± 0.001																																																																																																			
3 Li lithium 6.94 ± 0.002	4 Be beryllium 9.0122 ± 0.0001	5 B boron 10.81 ± 0.02	6 C carbon 12.011 ± 0.002	7 N nitrogen 14.007 ± 0.001	8 O oxygen 15.999 ± 0.001	9 F fluorine 18.998 ± 0.001	10 Ne neon 20.180 ± 0.001	11 Na sodium 22.990 ± 0.001	12 Mg magnesium 24.305 ± 0.002	13 Al aluminum 26.982 ± 0.001	14 Si silicon 28.086 ± 0.001	15 P phosphorus 30.974 ± 0.001	16 S sulfur 32.06 ± 0.02	17 Cl chlorine 35.45 ± 0.01	18 Ar argon 39.948 ± 0.001	19 K potassium 39.098 ± 0.001	20 Ca calcium 40.078 ± 0.001	21 Sc scandium 44.956 ± 0.001	22 Ti titanium 47.887 ± 0.001	23 V vanadium 50.942 ± 0.001	24 Cr chromium 51.996 ± 0.001	25 Mn manganese 54.938 ± 0.001	26 Fe iron 55.845 ± 0.002	27 Co cobalt 58.933 ± 0.001	28 Ni nickel 58.693 ± 0.001	29 Cu copper 63.546 ± 0.003	30 Zn zinc 65.38 ± 0.02	31 Ga gallium 69.723 ± 0.001	32 Ge germanium 72.630 ± 0.008	33 As arsenic 74.922 ± 0.001	34 Se selenium 78.971 ± 0.006	35 Br bromine 79.904 ± 0.002	36 Kr krypton 83.798 ± 0.002	37 Rb rubidium 85.468 ± 0.001	38 Sr strontium 87.62 ± 0.001	39 Y yttrium 88.906 ± 0.001	40 Zr zirconium 91.224 ± 0.001	41 Nb niobium 92.906 ± 0.001	42 Mo molybdenum 95.94 ± 0.001	43 Tc technetium 98.906 ± 0.001	44 Ru ruthenium 101.07 ± 0.002	45 Rh rhodium 102.91 ± 0.001	46 Pd palladium 106.42 ± 0.001	47 Ag silver 107.87 ± 0.001	48 Cd cadmium 112.41 ± 0.001	49 In indium 114.82 ± 0.001	50 Sn tin 118.71 ± 0.001	51 Sb antimony 121.76 ± 0.001	52 Te tellurium 127.60 ± 0.001	53 I iodine 126.905 ± 0.001	54 Xe xenon 131.29 ± 0.001	55 Cs cesium 132.91 ± 0.001	56 Ba barium 137.33 ± 0.001	57-71 lanthanoids	72 Hf hafnium 178.49 ± 0.001	73 Ta tantalum 180.95 ± 0.001	74 W tungsten 183.85 ± 0.001	75 Re rhenium 186.21 ± 0.001	76 Os osmium 190.23 ± 0.001	77 Ir iridium 192.22 ± 0.001	78 Pt platinum 195.08 ± 0.002	79 Au gold 196.967 ± 0.001	80 Hg mercury 200.59 ± 0.001	81 Tl thallium 204.38 ± 0.001	82 Pb lead 207.2 ± 0.001	83 Bi bismuth 208.98 ± 0.001	84 Po polonium [209]	85 At astatine [210]	86 Rn radon [222]	87 Fr francium [223]	88 Ra radium [226]	89-103 actinoids	104 Rf rutherfordium [261]	105 Db dubnium [262]	106 Sg seaborgium [263]	107 Bh bohrium [264]	108 Hs hassium [265]	109 Mt meitnerium [266]	110 Ds darmstadtium [267]	111 Rg roentgenium [268]	112 Cn copernicium [269]	113 Nh nihonium [270]	114 Fl flerovium [271]	115 Mc moscovium [272]	116 Lv livermorium [273]	117 Ts tennessine [274]	118 Og oganesson [276]	119 La lanthanum 138.91 ± 0.001	120 Ce cerium 140.12 ± 0.001	121 Pr praseodymium 140.91 ± 0.001	122 Nd neodymium 144.24 ± 0.001	123 Pm promethium [145]	124 Sm samarium 150.36 ± 0.002	125 Eu europium 151.96 ± 0.001	126 Gd gadolinium 157.25 ± 0.001	127 Tb terbium 158.93 ± 0.001	128 Dy dysprosium 162.50 ± 0.001	129 Ho holmium 164.93 ± 0.001	130 Er erbium 167.26 ± 0.001	131 Tm thulium 168.93 ± 0.001	132 Yb ytterbium 173.05 ± 0.001	133 Lu lutetium 174.967 ± 0.001	134 Ac actinium [227]	135 Th thorium 232.04 ± 0.001	136 Pa protactinium 231.04 ± 0.001	137 U uranium 238.03 ± 0.001	138 Np neptunium [237]	139 Pu plutonium [244]	140 Am americium [243]	141 Cm curium [247]	142 Bk berkelium [247]	143 Cf californium [251]	144 Es einsteinium [252]	145 Fm fermium [257]	146 Md mendelevium [258]	147 No nobelium [259]	148 Lr lawrencium [262]

INTERNATIONAL UNION OF PURE AND APPLIED CHEMISTRY

Tableau périodique des éléments
Source de l'image : www.iupac.org

Si on extrapole les charges partielles, on peut imaginer attribuer totalement les électrons à l'atome le plus électro-négatif : on a donc fictivement une liaison ionique. Cela permet d'introduire la notion de **nombre d'oxydation**, qui correspond à l'hypothétique charge ionique que porterait l'atome si la liaison était effectivement ionique.

N.B. : On écrit les nombres d'oxydation en chiffres romains.

Vocabulaire :

- **Oxydation** : **perte** d'électron(s)
- **Oxydant** : espèce chimique qui peut **gagner** un ou plusieurs électrons. Comme son nombre d'électrons augmente, son nombre d'oxydation va lui diminuer : on dit alors que l'oxydant a été **réduit**.
- **Réduction** : **gain** d'électron(s)
- **Réducteur** : espèce chimique qui peut **perdre** un ou plusieurs électrons. Comme son nombre d'électrons diminue, son nombre d'oxydation va lui augmenter : on dit alors que le réducteur a été **oxydé**

Moyen mnémotechnique proposé dans la vidéo : on se sert de la rime :

Oxydant = gourmand (il gagne des électrons) et réducteur = donneur (il perd des électrons)

2. Déterminer un nombre d'oxydation

a. Détermination du nombre d'oxydation : <https://youtu.be/Hu48xoHBsPM>

Dans une molécule, il est possible de déterminer le nombre d'oxydation de chaque atome. Pour cela, on applique la méthode suivante pour chacun des atomes :

- Repérer l'élément dans le **tableau périodique**
- En déduire le **nombre d'électron(s) de valence** selon la colonne qu'il occupe, et donc son comportement présumé, c'est-à-dire s'il aura tendance à gagner ou perdre des électrons pour atteindre l'octet (ou le doublet pour l'hydrogène) afin d'être le plus stable possible
- En déduire son **nombre d'oxydation présumé**, s'il était « seul »
- Déterminer son **nombre d'oxydation réel** en prenant en compte les atomes autour de lui, en sachant que les **électrons seront « attribués » à l'élément le plus électronégatif**
- Vérifier que la somme des nombres d'oxydation des atomes de la molécule est bien égale à 0 si le composé n'est pas chargé

b. Nombres d'oxydation inhabituels : <https://youtu.be/tYNbNY4gI9Y>

Il faut prendre en compte **les atomes qui entourent** l'atome dont on souhaite déterminer le nombre d'oxydation car ce dernier en dépend. En effet, comme les électrons seront « attribués » à l'atome le plus électronégatif, la nature des atomes est importante à considérer.

Exemple :

Même si l'atome **d'oxygène** est très électronégatif, son nombre d'oxydation ne sera pas toujours égal à **-II**, puisque lorsqu'il est lié à un autre atome d'oxygène ou à un atome de Fluor (qui est encore plus électronégatif), son nombre d'oxydation sera différent.

II. Réactions d'oxydo-réduction

I. Réactions d'oxydo-réduction et demi-équations : https://youtu.be/e7Mmfqn_hos

On qualifie une réaction chimique de réaction d'oxydo-réduction (= réaction RedOx) s'il y a un **transfert** d'électron(s) entre deux espèces. Cela signifie qu'il y aura une **variation du nombre d'oxydation** pour les espèces qui auront subi une réduction ou une oxydation.

Ainsi, pour prouver qu'il s'agit bien d'une réaction RedOx, il faut démontrer que les nombres d'oxydation ont changé entre les réactifs et les produits. Pour cela, on calcule le nombre d'oxydation de chaque atome de la réaction, en appliquant la méthode vue précédemment (cf. I.2.).

Une fois que l'on a trouvé tous les nombres d'oxydation, on peut déterminer quelles sont les espèces qui sont oxydées ou réduites. Pour cela, on va écrire des **semi-équations RedOx** pour chaque élément.

Celles-ci seront sous la forme $Ox = Re - ne^-$ ou bien dans l'autre sens $Re = Ox + ne^-$ (avec n un nombre entier).

On constate qu'on a une demi-équation qui correspond à une réduction et l'autre à une oxydation. Chaque demi-équation comporte un **couple d'oxydant/réducteur**, dont les espèces s'échangent un ou plusieurs électron(s) entre elles.

Enfin, si l'on somme les demi-équations (en prenant aussi en compte celles qui ne correspondent pas à une réduction ni une oxydation), on peut retrouver l'équation RedOx de départ.

Attention : Dans une équation Red-Ox, les électrons n'apparaissent pas

2. Équilibrer une demi-équation en milieu basique

Dans certaines demi-équations peuvent apparaître des **ions hydrogène** H^+ , ce qui signifie que la réaction se fait en **milieu acide**. Si l'on se trouve en milieu basique, il faudra ajouter autant d'**ions hydroxyde** (HO) de chaque côté de la demi-équation qu'il y a d'ions hydrogène.

On peut ensuite combiner ces deux ions afin de former des **molécules d'eau**, que l'on va pouvoir **simplifier** dans l'équation en retirant le même nombre de molécules d'eau dans les produits que dans les réactifs.

Exercices

Exercice 1 : QCD (répondre soit A : Admis, soit B : Bêtise)

- 1) Le nombre d'oxydation de l'atome d'oxygène est toujours égal à -II.
- 2) Dans une demi-équation RedOx, l'espèce réduite perd un ou plusieurs électron(s).
- 3) Dans le tableau périodique, l'électronégativité augmente du bas vers le haut et de la gauche vers la droite.

Exercice 2 : Voici une réaction d'oxydoréduction : $SO_2 + I_2 + 2H_2O \rightarrow H_2SO_4 + 2HI$

- 1) Déterminer le nombre d'oxydation de chaque élément de cette réaction.
- 2) En déduire quelle espèce chimique est l'oxydant, et laquelle est le réducteur.

Exercice 3 : On donne deux couples RedOx : MnO_4^-/Mn^{2+} et Fe^{3+}/Fe^{2+}

- 1) À partir de ceux deux couples d'oxydant/réducteur, déterminer les deux demi-équations d'oxydoréduction.

2) Équilibrer les réactions trouvées, en sachant que l'on se trouve dans un milieu basique.

3) En déduire l'équation bilan de la réaction d'oxydo-réduction qui a lieu entre MnO_4^- et Fe^{2+} en milieu basique.

Correction

Exercice 1 :

1) Réponse attendue : B

En général, le nombre d'oxydation de l'atome d'oxygène est en effet égal à -II, car il est très électronégatif. Mais lorsqu'il sera **lié à un autre atome d'oxygène**, il ne sera pas possible d'attribuer les deux électrons de la liaison à un des atomes donc le nombre d'oxydation augmentera. Et si l'atome d'oxygène est **lié à un atome de Fluor**, qui est plus électronégatif, on ne lui attribuera pas les électrons, son nombre d'oxydation sera encore plus grand.

2) Réponse attendue : B

L'espèce réduite correspond à l'oxydant, et non au réducteur ! En effet, il faut se souvenir de la forme générale d'une demi-équation : $Ox + ne^- = Re$. On voit que l'espèce réduite, c'est-à-dire l'espèce qui donne un réducteur, correspond à l'oxydant. Cet oxydant va gagner un ou plusieurs électron(s).

3) Réponse attendue : A

Dans le tableau périodique, l'électronégativité augmente effectivement du bas vers le haut et de la gauche vers la droite. On peut donc tracer une **flèche allant du coin inférieur gauche au coin supérieur droit du tableau périodique**, qui représente l'**électronégativité croissante** des éléments. Il est utile de le savoir pour prédire quels éléments auront tendance à se comporter plutôt comme des réducteurs, en donnant facilement leurs électrons, ou plutôt comme des oxydants, qui vont plus facilement en gagner donc qui ont une grande électronégativité.

Exercice 2 :

1) Pour chaque élément, on détermine son nombre d'oxydation grâce à la **méthode vue dans le cours**.

- Dans la **molécule de dioxyde de soufre (SO_2)**

Grâce au tableau périodique, on remarque que l'élément Oxygène est dans la même famille que l'élément Soufre mais qu'il est situé plus haut, on peut donc en déduire qu'il est plus électronégatif. Ainsi, le nombre d'oxydation de l'**oxygène** dans ce cas-là est bel et bien **-II**.

Comme la molécule est électriquement neutre, la somme des nombres d'oxydation doit être nulle. On a deux atomes d'oxygène avec chacun un nombre d'oxydation égal à -II, cela implique que le nombre d'oxydation de l'atome de **Soufre** soit égal à **+IV**.

- Pour l'élément iode dans la **molécule de diiode (I_2)** :

Les deux atomes d'iode ayant la même électronégativité, on ne peut pas attribuer les électrons à l'un ou l'autre, donc le nombre d'oxydation de l'élément iode est **0** dans ce cas.

- Dans la **molécule d'eau** :

L'atome d'**Oxygène** étant plus électronégatif que celui d'Hydrogène, son nombre d'oxydation est égal à **-II**. Comme la molécule est électriquement neutre, chaque atome d'**Hydrogène** a un nombre d'oxydation égal à **+I**.

- Dans la **molécule d'acide sulfurique (H₂SO₄)** :

L'élément **Hydrogène** est le moins électronégatif des trois, il va donc forcément « donner » son électron, ainsi les atomes d'Hydrogène ont chacun un nombre d'oxydation égal à **+I**. Les quatre atomes d'**Oxygène** étant liés à l'atome de Soufre et ayant une électronégativité plus forte, leur nombre d'oxydation sera de **-II**. Comme la molécule est électriquement neutre, la somme des nombres d'oxydation doit être nulle :

$$2NO(H) + NO(S) + 4NO(O) = 0$$

$$\Leftrightarrow NO(S) = -2NO(H) - 4NO(O)$$

Application numérique :

$$NO(S) = -2 \times (+I) - 4 \times (-II) = -II + VIII = +VI$$

Le nombre d'oxydation de l'atome de **Soufre** est donc **+VI**.

- Dans la **molécule d'iodure d'hydrogène (HI)** :

L'atome d'Iode est plus électronégatif que l'atome d'**Hydrogène**, ce dernier aura donc un nombre d'oxydation égal à **+I** tandis que l'**Iode** aura un nombre d'oxydation égal à **-I**.

On récapitule toutes les informations dans un tableau :

SO ₂		+	I ₂	→	H ₂ O		+	H ₂ SO ₄		+	HI
S	O		I		H	O	H	S	O	H	I
+IV	-II		0		+I	-II	+I	+VI	-II	+I	-I

On remarque que les nombres d'oxydation du Soufre et de l'Iode ont changé : il s'agit donc bien d'une réaction d'oxydoréduction.

2) Pour déterminer quelle espèce chimique est le réducteur et laquelle est l'oxydant, on se sert des nombres d'oxydation calculés à la question précédente. Il faut aussi se souvenir que le réducteur réduit l'oxydant et que l'oxydant oxyde le réducteur. Ainsi **le réducteur subit une oxydation et l'oxydant subit une réduction**.

- Le nombre d'oxydation du soufre étant passé de +IV à +VI, il a augmenté, il s'agit donc d'une oxydation. Cela signifie que **SO₂ est le réducteur**.
- Le nombre d'oxydation de l'iode étant passé de 0 à -I, il a diminué, il s'agit donc d'une réduction. Cela signifie que **I₂ est l'oxydant**.

Exercice 3 :

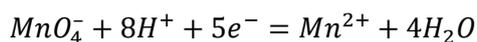
1) Pour chaque couple d'oxydant/réducteur, on peut écrire une demi-équation sous la forme $Ox = Re - ne^-$ ou bien dans l'autre sens $Re = Ox + ne^-$. Pour cela, on applique la méthode suivante :

- Écrire d'un côté du signe « = » l'oxydant, et de l'autre, le réducteur (ou inversement)
- Équilibrer les éléments autres que O et H (loi de conservation des éléments)
- Équilibrer l'élément O en ajoutant des molécules d' H_2O
- Équilibrer l'élément H en ajoutant des H^+
- Équilibrer enfin les charges en ajoutant des électrons (loi de conservation de la charge)

Pour le couple MnO_4^-/Mn^{2+} on applique la méthode étape par étape :

- $MnO_4^- = Mn^{2+}$
- L'élément Mn est déjà équilibré puisqu'il y en a autant du côté des réactifs que du côté des produits
- $MnO_4^- = Mn^{2+} + 4H_2O$
- $MnO_4^- + 8H^+ = Mn^{2+} + 4H_2O$
- $MnO_4^- + 8H^+ + 5e^- = Mn^{2+} + 4H_2O$

La première demi-équation est donc :

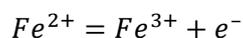


On applique la même méthode pour le couple Fe^{3+}/Fe^{2+} , qui ne comporte pas d'autre élément chimique que le Fer, donc il suffit d'équilibrer les charges en rajoutant un électron :



2) Dans un milieu basique, on ne retrouve pas d'ion hydrogène H^+ dans l'équation chimique. On va donc les faire « disparaître » en ajoutant des ions hydroxyde HO^- qui vont réagir avec ces ions H^+ pour donner des molécules d'eau. Pour respecter la loi de conservation des éléments, il faut ajouter autant d'ions hydroxyde du côté des produits que du côté des réactifs.

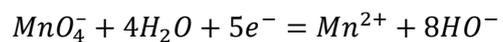
Pour la deuxième demi-équation trouvée à la question 1), il n'y a aucun ion hydrogène qui entre en jeu, nous n'avons donc pas besoin de la changer, elle reste :



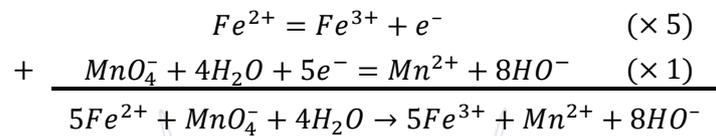
Cependant, la première demi-équation fait apparaître des ions hydrogène, il est donc nécessaire de la modifier car ce serait la réaction en milieu acide.

- On ajoute d'abord autant d'ions hydroxyde (de chaque côté de la réaction) qu'il y a d'ions hydrogène :
 $MnO_4^- + 8H^+ + 8HO^- + 5e^- = Mn^{2+} + 4H_2O + 8HO^-$
- On rassemble les ions hydrogène et les ions hydroxyde qui sont du même côté, pour former des molécules d'eau : $MnO_4^- + 8H_2O + 5e^- = Mn^{2+} + 4H_2O + 8HO^-$
- On peut simplifier l'équation en retirant quatre molécules d'eau de chaque côté de la réaction :
 $MnO_4^- + 4H_2O + 5e^- = Mn^{2+} + 8HO^-$

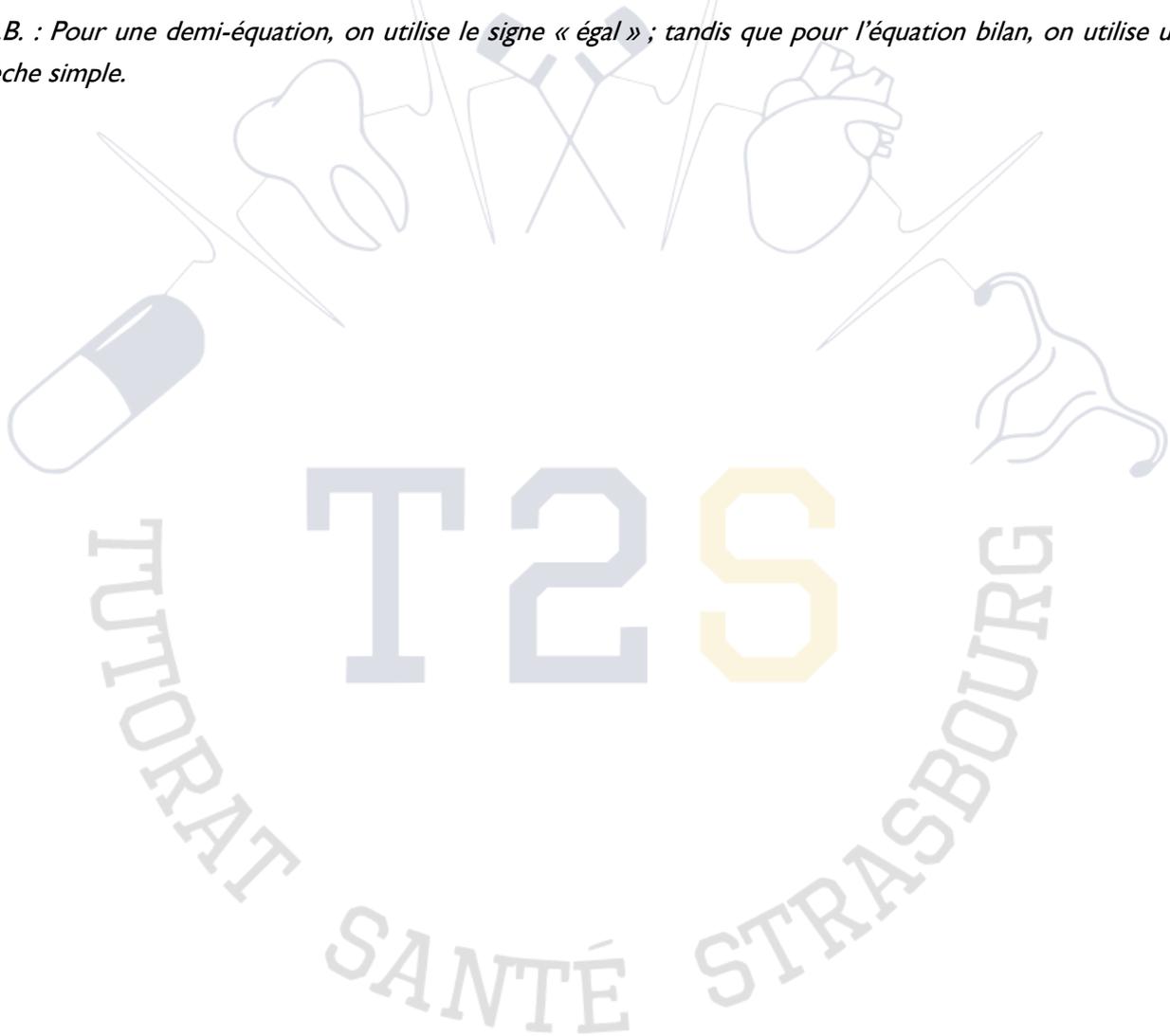
On obtient donc une nouvelle demi-équation, cette fois-ci en milieu basique :



3) On peut déduire l'équation bilan en sommant les deux demi-équations. **Attention à ne faire apparaître aucun électron !** Pour cela, on peut multiplier les demi-équations pour obtenir le même nombre d'électrons dans les deux, ce qui nous permettra de les simplifier.



N.B. : Pour une demi-équation, on utilise le signe « égal » ; tandis que pour l'équation bilan, on utilise une flèche simple.



STRUCTURE ET POLARITÉ D'UNE ENTITÉ

Cours

I. Le schéma de Lewis

<https://fr.khanacademy.org/science/chemistry/chemical-bonds/copy-of-dot-structures/v/drawing-dot-structures>

I. Le schéma de Lewis d'une molécule ou d'un ion

Le **schéma de Lewis** est une façon simple de **représenter** les atomes et leurs liaisons grâce à leurs **électrons de valence**.

Les électrons de valence correspondent aux électrons de la couche **la plus externe** du nuage électronique.

Exemple : l'oxygène

- son numéro atomique Z vaut 8 ce qui signifie qu'il possède 8 électrons au total
- sa configuration électronique est : $1s^2 2s^2 2p^4$
- il y a 2+4 électrons dans la couche 2, ce qui fait 6 électrons de valence

a. Le schéma de Lewis d'un atome

L'atome est représenté au centre par son **symbole chimique** et les **électrons de valence** sont répartis autour de lui sous forme de **points**. Les **liaisons chimiques** ou les **doublets non liants** sont représentés par des **traits**. Sur un schéma de Lewis, on ne représente **que les électrons de valence**.

Exemple : l'azote

- sa configuration électronique : $1s^2 2s^2 2p^3$
- son symbole chimique : N
- son nombre d'électrons de valence : $2+3=5$
- son schéma de Lewis : 1 doublet non liant et 3 électrons célibataires



Schéma de Lewis de l'azote

b. Le schéma de Lewis d'une molécule

Il faut veiller à respecter la **règle du duet et de l'octet**.

La **règle du duet** s'applique pour l'**hydrogène** et l'**hélium**. Ces atomes cherchent à avoir **2 électrons** autour d'eux pour se stabiliser.

La **règle de l'octet** s'applique à tous les **autres atomes**, ils cherchent à avoir **8 électrons** autour d'eux pour être stables.

Exemple : l'ammoniac NH_3

- 1) Déterminer le nombre total d'électrons de valence au sein de la molécule : ici, l'azote a 5 électrons de valence et l'hydrogène en a 1. En additionnant le tout, on obtient : $5+(3 \times 1) = 8$ électrons de valence dans la molécule de NH_3
- 2) Déterminer le nombre total de liaisons possibles. On sait qu'une liaison est formée par 2 électrons donc $8/2 = 4$ liaisons possibles
- 3) Déterminer l'atome central : c'est le moins électronégatif donc ici l'azote
- 4) Répartir les doublets autour des atomes, tout en respectant la règle du duet et de l'octet

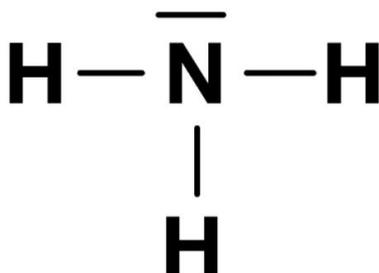


Schéma de Lewis de l'ammoniac

Il y a 3 hydrogènes, cela ne nous permet pas de faire les 4 liaisons théoriques possibles, il reste 2 électrons célibataires autour de l'azote qui forment un doublet non liant.

2. Les lacunes électroniques

Certains atomes ont un **déficit en électrons** font exception à la règle de l'octet. Ils sont porteurs d'une **lacune électronique** qu'on symbolise avec un **rectangle** au-dessus de l'atome. Ces atomes ont tendance à faire des **liaisons covalentes** avec des atomes ayant un **doublet non liant**.

Exemple : le bore

- sa configuration électronique : $1s^2 2s^2 2p^1$
- son nombre d'électrons de valence : $2+1 = 3$ électrons de valence

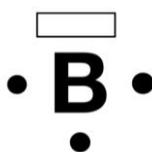


Schéma de Lewis du bore

À retenir : Pour faire un schéma de Lewis, il faut identifier les atomes, compter leurs électrons de valence et les disposer de manière à respecter la règle du duet et de l'octet. Ensuite, il faut relier les atomes avec des liaisons simples, doubles ou triples selon le besoin, en plaçant les paires d'électrons non liantes autour des atomes.

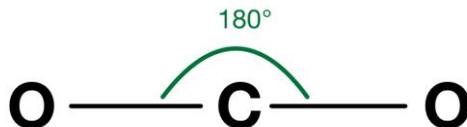
II. Les molécules dans l'espace

Dans l'espace, les atomes se répartissent autour de l'atome central de manière à occuper **le plus d'espace possible**, ce qui fait que le modèle de Lewis diffère souvent de l'agencement réel des molécules. Il est utile de commencer par dessiner le schéma de Lewis d'une molécule avant de la représenter dans l'espace.

1. Les molécules planes

Pour une molécule à 2 ou 3 liaisons, la molécule est **plane** (2 dimensions), la disposition dans l'espace sera la même que celle du schéma de Lewis. Pour une molécule à 2 liaisons, les atomes sont placés à 180° , on parle de géométrie **linéaire**.

Exemple : le dioxyde de carbone CO_2

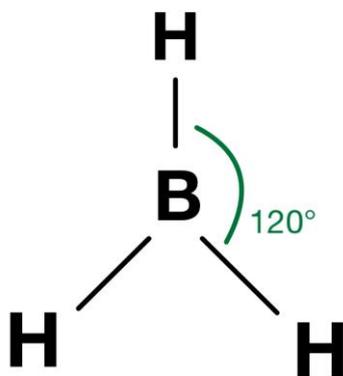


Représentation du dioxyde de carbone dans l'espace

Attention : en cas de liaisons **multiples**, celles-ci sont traités comme des liaisons simples dans le cadre de la représentation de la molécule dans l'espace

Pour une molécule à 3 liaisons, les atomes sont placés à 120° chacun, on parle de géométrie **trigonale plane**.

Exemple : le borane BH_3

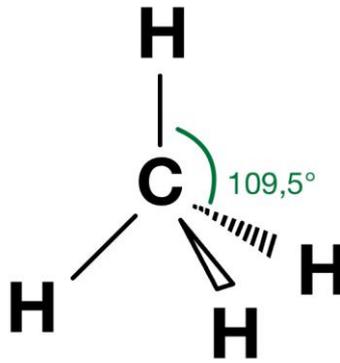


Représentation du borane dans l'espace

2. Les molécules non planes

Pour une molécule à 4 liaisons, la représentation dans l'espace sera différente du schéma de Lewis. Les liaisons sont à $109,5^\circ$, ce qui correspond à une géométrie **tétraédrique**.

Exemple : le méthane CH_4

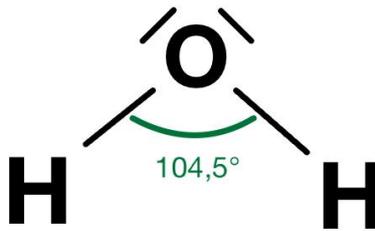


Représentation du méthane dans l'espace

Exemple : l'eau

Pour la molécule d'eau, la présence de **doublets non liants** participe à la **répulsion électronique**. Il y a au total 2 doublets liants et 2 doublets non liants, formant une géométrie **coudée**.

Attention : la répulsion exercée par les doublets non liants est supérieure à la répulsion exercée dans les autres liaisons, l'angle entre les deux hydrogènes est donc inférieur à 109,5°.



Représentation de l'eau dans l'espace

À retenir : La représentation des molécules dans l'espace montre l'organisation des atomes en trois dimensions en tenant compte des angles et des distances entre les liaisons pour refléter leur structure réelle selon différentes géométries : linéaire, trigonale plane, tétraédrique et coudée.

III. La polarisation d'une liaison

1. L'électronégativité des atomes

L'**électronégativité** (χ) est une grandeur sans unité qui traduit la capacité d'un atome à **attirer les électrons** vers lui. Elle **augmente vers la droite et vers le haut** dans le tableau périodique.

IUPAC Periodic Table of the Elements

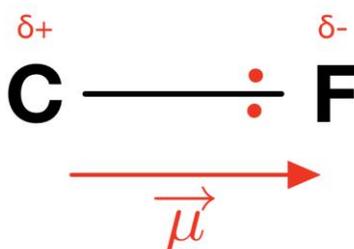
1 H Hydrogène 1,008	2 He Hélium 4,003	3										4 Be Béryllium 9,012	5 B Bore 10,811	6 C Carbone 12,011	7 N Azote 14,007	8 O Oxygène 15,999	9 F Fluore 18,998	10 Ne Néon 20,180	11 Na Sodium 22,990	12 Mg Magnésium 24,305	13										14 Al Aluminium 26,982	15 Si Silicium 28,086	16 P Phosphore 30,974	17 S Soufre 32,065	18 Cl Chlore 35,453	19 Ar Argon 39,948	20 K Potassium 39,098	21 Ca Calcium 40,078	22 Sc Scandium 44,956	23 Ti Titane 47,883	24 V Vanadium 50,942	25 Cr Chrome 51,996	26 Mn Manganèse 54,938	27 Fe Fer 55,845	28 Co Cobalt 58,933	29 Ni Nickel 58,693	30 Cu Cuivre 63,546	31 Zn Zinc 65,38	32 Ga Gallium 69,723	33 Ge Germanium 72,630	34 As Arsenic 74,922	35 Se Sélénium 78,96	36 Br Brome 79,904	37 Kr Krypton 83,80	38 Rb Rubidium 85,468	39 Sr Strontium 87,62	40 Y Yttrium 88,906	41 Zr Zirconium 91,224	42 Nb Niobium 92,906	43 Mo Molybdène 95,94	44 Tc Technétium 98	45 Ru Ruthénium 101,07	46 Rh Rhodium 102,905	47 Pd Paladium 106,36	48 Ag Argent 107,868	49 Cd Cadmium 112,411	50 In Indium 114,818	51 Sn Étain 118,710	52 Sb Antimoine 121,757	53 Te Tellure 127,6	54 I Iode 126,905	55 Xe Xénon 131,29	56 Ba Baryum 137,327	57 La Lanthane 138,905	58 Ce Cérium 140,12	59 Pr Praseodyme 140,908	60 Nd Néodyme 144,24	61 Pm Prométhée 145	62 Sm Samarium 150,36	63 Eu Europium 151,964	64 Gd Gadolinium 157,25	65 Tb Terbium 158,925	66 Dy Dysprosium 162,50	67 Ho Holmium 164,930	68 Er Erbium 167,259	69 Tm Thulium 168,930	70 Yb Ytterbium 173,054	71 Lu Lutécium 174,967	72 Hf Hafnium 178,49	73 Ta Tungstène 180,948	74 W Wolfram 183,84	75 Re Rhenium 186,207	76 Os Osmium 190,23	77 Ir Iridium 192,222	78 Pt Platine 195,084	79 Au Or 196,967	80 Hg Mercure 200,59	81 Tl Thallium 204,384	82 Pb Plomb 207,2	83 Bi Bismuth 208,980	84 Po Polonium 209	85 At Astatine 210	86 Rn Radon 222	87 Fr Francium 223	88 Ra Radium 226	89-103 actinides	104 Rf Rutherfordium 261	105 Db Dubnium 262	106 Sg Seaborgium 266	107 Bh Bohrium 264	108 Hs Hassium 277	109 Mt Meitnerium 268	110 Ds Darmstadtium 271	111 Rg Roentgenium 272	112 Cn Copernicium 285	113 Nh Nihonium 284	114 Fl Flerovium 289	115 Mc Moscovium 288	116 Lv Livermorium 293	117 Ts Tennessine 289	118 Og Oganesson 294	119 Uu Ununennium 288	120 Uub Unbinilium 289	121 Uut Untrium 288	122 Uuq Unquadium 289	123 Uup Unpentium 288	124 Uuq Unsexium 289	125 Uuh Unseptium 288	126 Uuq Unoctium 289	127 Uuh Unnonium 288	128 Uuq Undecium 289	129 Uuh Undecium 288	130 Uuq Untrium 289	131 Uuh Untrium 288	132 Uuq Untrium 289	133 Uuh Untrium 288	134 Uuq Untrium 289	135 Uuh Untrium 288	136 Uuq Untrium 289	137 Uuh Untrium 288	138 Uuq Untrium 289	139 Uuh Untrium 288	140 Uuq Untrium 289	141 Uuh Untrium 288	142 Uuq Untrium 289	143 Uuh Untrium 288	144 Uuq Untrium 289	145 Uuh Untrium 288	146 Uuq Untrium 289	147 Uuh Untrium 288	148 Uuq Untrium 289	149 Uuh Untrium 288	150 Uuq Untrium 289
------------------------------	----------------------------	---	--	--	--	--	--	--	--	--	--	-------------------------------	--------------------------	-----------------------------	---------------------------	-----------------------------	----------------------------	----------------------------	------------------------------	---------------------------------	----	--	--	--	--	--	--	--	--	--	---------------------------------	--------------------------------	--------------------------------	-----------------------------	------------------------------	-----------------------------	--------------------------------	-------------------------------	--------------------------------	------------------------------	-------------------------------	------------------------------	---------------------------------	---------------------------	------------------------------	------------------------------	------------------------------	---------------------------	-------------------------------	---------------------------------	-------------------------------	-------------------------------	-----------------------------	------------------------------	--------------------------------	--------------------------------	------------------------------	---------------------------------	-------------------------------	--------------------------------	------------------------------	---------------------------------	--------------------------------	--------------------------------	-------------------------------	--------------------------------	-------------------------------	------------------------------	----------------------------------	------------------------------	----------------------------	-----------------------------	-------------------------------	---------------------------------	------------------------------	-----------------------------------	-------------------------------	------------------------------	--------------------------------	---------------------------------	----------------------------------	--------------------------------	----------------------------------	--------------------------------	-------------------------------	--------------------------------	----------------------------------	---------------------------------	-------------------------------	----------------------------------	------------------------------	--------------------------------	------------------------------	--------------------------------	--------------------------------	---------------------------	-------------------------------	---------------------------------	----------------------------	--------------------------------	-----------------------------	-----------------------------	--------------------------	-----------------------------	---------------------------	---------------------	-----------------------------------	-----------------------------	--------------------------------	-----------------------------	-----------------------------	--------------------------------	----------------------------------	---------------------------------	---------------------------------	------------------------------	-------------------------------	-------------------------------	---------------------------------	--------------------------------	-------------------------------	--------------------------------	---------------------------------	------------------------------	--------------------------------	--------------------------------	-------------------------------	--------------------------------	-------------------------------	-------------------------------	-------------------------------	-------------------------------	------------------------------	------------------------------	------------------------------	------------------------------	------------------------------	------------------------------	------------------------------	------------------------------	------------------------------	------------------------------	------------------------------	------------------------------	------------------------------	------------------------------	------------------------------	------------------------------	------------------------------	------------------------------	------------------------------	------------------------------	------------------------------

Tableau périodique des éléments
Source de l'image : © www.iupac.org

2. La polarisation d'une liaison

S'il y a une différence d'électronégativité entre deux atomes d'une même liaison, alors cette liaison est dite **polarisée**. Sinon, elle est dite **non polarisée**.

Exemple : la liaison C-F avec $\chi(\text{C}) = 2,5$ et $\chi(\text{F}) = 4,0$



Représentation de la polarisation de la liaison C-F

Les électrons de la liaison se répartissent vers le fluor. Il présente alors une **charge partielle négative δ^-** et le carbone présente une **charge partielle positive δ^+** , créant ce qu'on appelle un **dipôle**. Le **vecteur μ** correspond au **moment dipolaire**. Il part des charges partielles positives vers les charges partielles négatives.

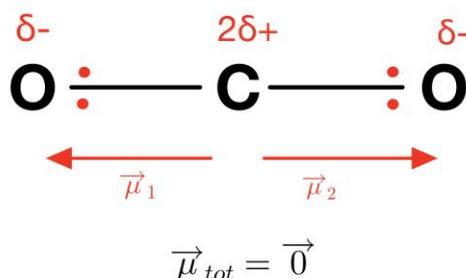
Attention : ici, il ne s'agit pas de charges réelles.

3. La polarité d'une molécule

Une molécule est **polaire** uniquement si elle remplit ces deux conditions :

- 1) **Présence de liaison(s) polarisée(s)** : grâce à une différence d'électronégativité entre les atomes liés
- 2) **Moment dipolaire global différent de zéro** : la somme vectorielle de tous les moments dipolaires ne doit pas être nulle. Il faut connaître l'agencement des molécules dans l'espace pour pouvoir vérifier cette condition.

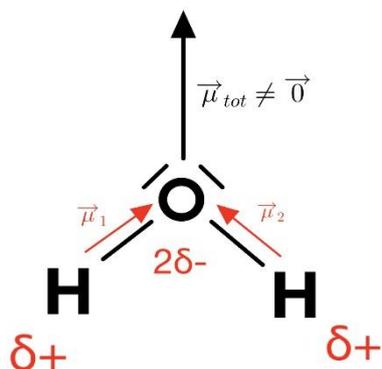
Exemple : le dioxyde de carbone CO_2 avec $\chi(\text{C}) = 2,5$ et $\chi(\text{O}) = 3,4$



Représentation de la polarité du dioxyde de carbone

La première condition est vérifiée car nous sommes bien en présence de liaisons polarisées, mais la somme vectorielle des moments dipolaires est nulle. Le dioxyde de carbone est une molécule **apolaire**.

Exemple : l'eau avec $\chi(\text{H}) = 2,2$ et $\chi(\text{O}) = 3,4$



Représentation de la polarité de l'eau

Ici, les deux vecteurs s'additionnent, ce qui fait que la somme vectorielle est différente de zéro. L'eau est une molécule **polaire**.

Exercices

Exercice 1 :

Représenter l'ion NH_4^+ dans l'espace

$\chi(\text{N}) = 3,0$ et $\chi(\text{H}) = 2,2$

Exercice 2 :

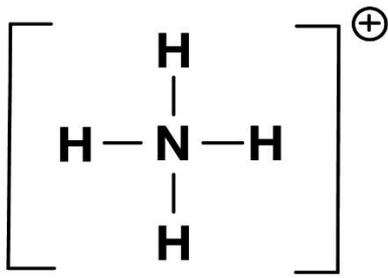
Le tétrafluorure de carbone CF_4 est polaire. Vrai ou faux ?

$\chi(\text{C}) = 2,5$ et $\chi(\text{F}) = 4,0$

Correction

Exercice 1 :

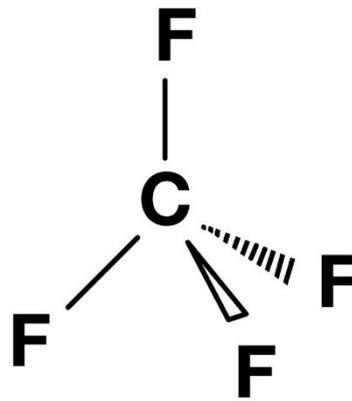
- 1) Déterminer le nombre total d'électrons de valence au sein de la molécule. L'azote a 5 électrons de valence, et l'hydrogène en a 1. En sommant, on obtient $5+(4 \times 1) = 9$ électrons de valence mais attention, NH_4^+ est un cation, il a donc perdu 1 électron. Il faut le soustraire à la somme des électrons de valence : $5+(4 \times 1)-1 = 8$ électrons de valence
- 2) Déterminer le nombre total de liaisons possibles. On sait qu'une liaison simple est formée par 2 électrons donc $8/2 = 4$ liaisons simples possibles
- 3) Déterminer l'atome central : l'azote car il s'agit de l'atome le moins électronégatif
- 4) Répartir les doublets autour des atomes, tout en respectant la règle du duet et de l'octet : chaque hydrogène forme une liaison avec l'azote
- 5) Ajouter la charge +1 entre crochets car nous sommes en présence d'un cation



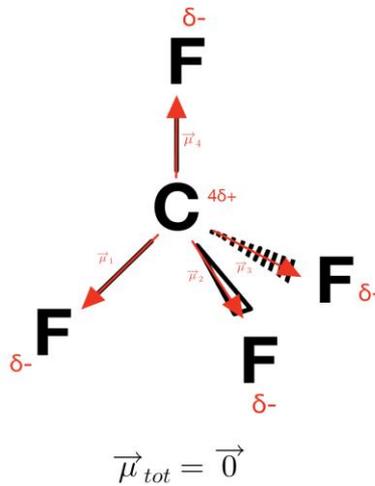
Représentation de Lewis de l'ion ammonium

Exercice 2 :

- 1) Les liaisons C-F sont bien polarisées
- 2) On représente la molécule dans l'espace ainsi que ses moments dipolaires :



Représentation du tétrafluorure de carbone dans l'espace



Représentation de la polarité du tétrafluorure de carbone

Ici, les moments dipolaires s'annulent. Le tétrafluorure de carbo

PROPRIÉTÉS D'UN ESPÈCE CHIMIQUE

Cours

Vidéo résumé : <https://youtu.be/bUK7md4iafo>

I. Cohésion dans un solide

1. Solide moléculaire

Un solide moléculaire est composé d'un empilement régulier de molécules. La cohésion au sein des solides moléculaires est assurée par les interactions de **Van der Waals**, parfois s'y ajoutent, en plus, les **liaisons hydrogènes**. Il s'agit de liaisons faibles (c'est à dire non covalentes) de type électrostatique.

Les forces de Van der Waals s'établissent entre des molécules polaires (les zones portant des charges partielles opposées s'attirent) mais aussi entre des molécules apolaires (le nuage électronique se déplace en permanence créant des charges partielles temporaires).

Les liaisons hydrogènes s'établissent entre un atome d'hydrogène H portant une charge partielle positive et un atome très électronégatif (F, N ou O).

2. Solide ionique

Un solide ionique est composé d'un empilement régulier d'ions. La cohésion au sein des solides ioniques est assurée par les interactions électriques entre cations (chargés positivement) et anions (chargés négativement). Ainsi, dans un solide ionique, les cations sont entourés d'anions et inversement.

Les solides ioniques sont toujours **électriquement neutres**, c'est-à-dire qu'ils contiennent autant de charges positives que de charges négatives.

Pour écrire la formule d'un solide ionique, on commence toujours par écrire la formule du cation puis celle de l'anion. Cette formule rend compte de la proportion des ions dans le solide.

Exemple : La formule brute du le chlorure d'aluminium (III) est AlCl_3 . On retrouve le cation Al^{3+} en première position puis l'anion Cl^- . L'indice 3 indique que pour chaque cation Al^{3+} , il y a 3 anions Cl^- , ce qui permet d'assurer la neutralité électrique.

II. Dissolution des solides ioniques

1. Étapes de dissolution des solides ioniques

La dissolution des solides ioniques se déroule en trois étapes :

- La **dissociation** : les liaisons entre cations et anions se rompent en raison des molécules d'eau qui déstabilisent les interactions électriques en raison de leur polarité.
- La **solvatation** : les molécules d'eau entourent les ions maintenant dissociés, on dit que les ions sont solvatés ou hydratés.
- La **dispersion** : les ions solvatés se dispersent parmi les molécules d'eau.

2. Équation de dissolution

L'équation de dissolution d'un solide A_xB_y s'écrit : $\text{A}_x\text{B}_y (\text{s}) \rightarrow x\text{A}^{m+} (\text{aq}) + y\text{B}^{n-} (\text{aq})$

Le symbole (s) signifie que A_xB_y est à l'état solide.

Le symbole (aq) signifie aqueux, autrement dit que A^{m+} et B^{n-} sont solvatés en solution.

Les solutions ioniques sont toujours électriquement neutres.

III. Miscibilité, solubilité, extraction

<https://youtu.be/G0Xg9SRsrDU>

1. Miscibilité

On parle de miscibilité quand on s'intéresse à deux liquides.

Deux liquides sont dits miscibles s'ils forment un mélange homogène, c'est-à-dire s'ils se mélangent. Ce mélange peut se faire en toute proportion (c'est ce qui différencie la miscibilité de la solubilité).

Exemples : L'eau et l'éthanol sont miscibles puisqu'ils forment un mélange homogène. Au contraire, l'huile et l'eau sont non miscibles puisqu'elles ne se mélangent pas.

2. Solubilité

On parle de solubilité quand on s'intéresse à la formation d'une solution par ajout d'un soluté dans un solvant.

Le **soluté** peut être solide, liquide ou gazeux. Il s'agit d'une espèce très largement minoritaire.

Le **solvant** peut, lui aussi, être solide, liquide ou gazeux. Il s'agit de l'espèce très largement majoritaire.

La solubilité d'un soluté pour un solvant traduit sa capacité à se dissoudre dans ce solvant. Elle est notée s et s'exprime en g/L : il s'agit de la masse maximale de soluté qu'on peut dissoudre dans un litre d'eau.

La solubilité dépend de la température et de la nature du solvant.

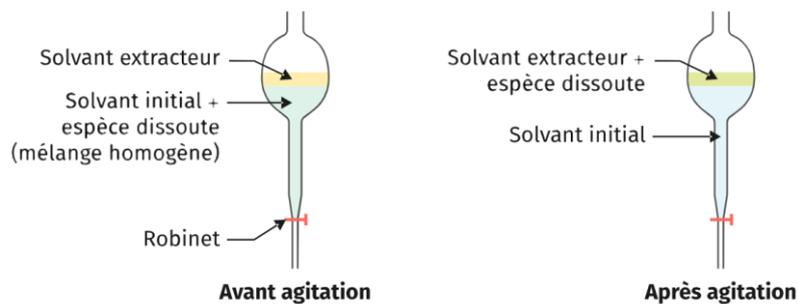
Il est possible qu'un soluté ne se dissolve pas dans un solvant ; dans ce cas, on dira qu'il est insoluble.

3. Extraction liquide-liquide (ou extraction par un solvant)

Il s'agit d'une technique qui permet de purifier une solution de son soluté par ajout d'un liquide extracteur. Pour cela, on utilise une ampoule à décanter.

Deux conditions sont nécessaires :

- Il faut que le soluté soit plus soluble dans le solvant extracteur que dans le solvant initial.
- Il faut que le solvant extracteur ne soit pas miscible au solvant initial.



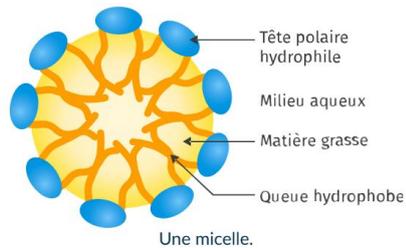
Source : <https://www.lelivrescolaire.fr/>

IV. Propriétés du savon

<https://youtu.be/maMlmIk8vFc>

Le savon est une molécule **amphiphile** : elle est composée d'une tête polaire (donc hydrophile) et d'une chaîne/queue apolaire (donc hydrophobe ou lipophile).

Ainsi, lors d'un lavage, les molécules de savon se placent à l'interface entre l'eau et la tâche de graisse. En effet, la tête hydrophile des molécules a la capacité d'interagir avec les molécules d'eau alors que la queue lipophile va se dissoudre dans la graisse. Finalement, la graisse finit enfermée à l'intérieur d'une micelle et peut être emportée par l'eau.



Source : <https://www.lelivrescolaire.fr/>

Exercices

1) Donner les équations de dissolutions des solides ioniques suivants : NaCl , MgI_2 et CuSO_4

2) Quelle est la formule brute du nitrate de fer (III), du chlorure d'argent et du fluorure d'aluminium ?

Données :

- Ion nitrate : NO_3^-
- Ion chlorure : Cl^-
- Ion fluorure : F^-
- Ion fer (III) : Fe^{3+}
- Ion argent : Ag^+
- Ion aluminium : Al^{3+}

3) On dissout 3 g de chlorure de sodium (NaCl) dans 60 mL d'eau. Quelle est la concentration molaire des ions NaCl dans la solution ?

Données : $M(\text{NaCl}) = 58,5 \text{ g/mol}$

Correction

1) Donner les équations de dissolutions des solides ioniques suivants : NaCl, MgI₂ et CuSO₄

Faire attention à ne pas oublier les états (s) ou (aq)

Equation de dissolution du chlorure de sodium : $\text{NaCl (s)} \rightarrow \text{Na}^+ \text{ (aq)} + \text{Cl}^- \text{ (aq)}$

Equation de dissolution de l'iodure de magnésium (II) : $\text{MgI}_2 \text{ (s)} \rightarrow \text{Mg}^{2+} \text{ (aq)} + 2 \text{ I}^- \text{ (aq)}$

Equation de dissolution du sulfate de cuivre (II) : $\text{CuSO}_4 \rightarrow \text{Cu}^{2+} \text{ (aq)} + \text{SO}_4^{2-} \text{ (aq)}$

2) Quelle est la formule brute du nitrate de fer (III), du chlorure d'argent et du fluorure d'aluminium ?

Faire attention à placer le cation en première position et veiller à la neutralité électrique du solide

Formule du nitrate de fer (III) : $\text{Fe(NO}_3)_3$

Le cation Fe³⁺ est en première position et possède 3 charges positives.

L'anion NO₃⁻ est en deuxième position et possède 1 seule charge négative.

Il faut donc 3 ions NO₃⁻ pour compenser la charge électrique d'1 ion Fe³⁺, ainsi on a : Fe(NO₃)₃.

Finalement en enlevant les "1", on obtient : Fe(NO₃)₃.

Formule du chlorure d'argent : AgCl

Le cation Ag⁺ est en première position et possède 1 charge positive.

L'anion Cl⁻ est en deuxième position et possède 1 charge négative.

Il faut donc 1 ion Cl⁻ pour compenser la charge électrique d'1 ion Ag⁺, ainsi on a : Ag₁Cl₁.

Finalement en enlevant les "1", on obtient : AgCl.

Formule du fluorure d'aluminium : AlF_3

Le cation Al³⁺ est en première position et possède 3 charges positives.

L'anion F⁻ est en deuxième position et possède 1 charge positive.

Il faut donc 3 ions F⁻ pour compenser la charge électrique d'1 ions Al³⁺, ainsi on a : Al₁F₃.

Finalement en enlevant les "1", on obtient : AlF₃.

3) On dissout 3 g de chlorure de sodium (NaCl) dans 60 mL d'eau. Quelle est la concentration molaire des ions NaCl dans la solution ?

Données : M (NaCl) = 58,5 g/mol

Faire attention aux unités

On appelle C la concentration molaire (en mol/L), n la quantité de matière du soluté (en mol), m la masse du soluté (en g), M la masse molaire du soluté (en g/mol) et V le volume de la solution (en L).

On sait que $C = \frac{n}{V}$ et que $n = \frac{m}{M}$

Si l'on remplace n par $\frac{m}{M}$, on a : $C = \frac{m}{M \times V}$

AN : $C = \frac{3}{58,5 \times 60 \times 10^{-3}} \approx 0,855 \text{ mol/L}$

La concentration molaire en NaCl est donc d'environ 0,855 mol/L.



STRUCTURE DES ENTITÉS ORGANIQUES

Cours

I. La structure des molécules

1. Molécule organique

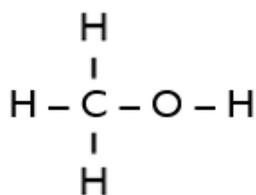
Une molécule est un ensemble d'atomes reliés entre eux par des liaisons. Elle est **électriquement neutre**.

Une molécule dite **organique** doit contenir des atomes de carbone liés à des atomes d'hydrogène. Les atomes de carbone peuvent également être liés à d'autres éléments (O, N, Cl, etc.).

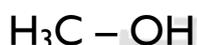
2. Représentation des molécules

Il est possible de représenter les molécules de plusieurs manières. Nous nous intéressons aux formules brutes, semi-développées, développées et topologiques avec l'exemple du méthanol.

Le méthanol a pour formule brute CH_4O (voir partie II. 2 pour la nomenclature).



Le méthanol est représenté par sa **formule développée** dans laquelle toutes les liaisons sont représentées.



Nous retrouvons la **formule semi-développée** de la molécule. Dans cette formule, les liaisons avec les atomes d'hydrogène ne sont pas représentées.



Ici se trouve la **formule topologique** de la molécule. Dans ce type de formule, les atomes de carbone ainsi que ceux d'hydrogène qui leur sont liés ne sont pas représentés. Les autres atomes ainsi que les éventuels atomes d'hydrogène qu'ils portent sont représentés.

II. Nommer une molécule

1. Nommer un alcane :

<https://www.youtube.com/watch?v=I2jxhqaL330>

Un **alcane** est une molécule qui ne possède que des liaisons simples C-C et des liaisons C-H. L'enchaînement de liaisons carbone-carbone forme une chaîne carbonée qui compose la molécule. Les alcanes ont pour suffixe *-ane*.

La chaîne carbonée peut être linéaire ou ramifiée. Si elle est linéaire, tous les atomes de carbones se situent les uns à la suite des autres.

Dans le cas où elle est ramifiée, un ou plusieurs atomes de carbone sont liés à plus de deux atomes de carbone. Les ramifications sont nommées "groupes alkyles". Les alkyles ont pour suffixe *-yle*.

Pour nommer un alcane, il faut commencer par identifier la chaîne carbonée principale :

- dans le cas d'une chaîne linéaire, cette étape n'est pas nécessaire car il ne possède qu'une seule chaîne carbonée
- lorsque l'alcane est ramifié, la chaîne carbonée principale est la chaîne la plus longue.

Ensuite dans les deux cas, il faut compter le nombre d'atomes de carbone de cette chaîne principale pour en déduire le préfixe utilisé pour nommer la molécule.

Pour les alcanes ramifiés, il faut en plus identifier le **nombre de carbones** qui composent le ou les groupes alkyles et écrire à quel carbone ils sont liés.

Exemple : 2-méthyl signifie que le groupe méthyl est lié au carbone en deuxième position sur la chaîne principale.

La numérotation de la chaîne principale se fait de sorte à ce que le groupe alkyle soit attaché au carbone avec le plus petit numéro possible.

Un préfixe est attribué pour la chaîne principale et, si l'alcane est ramifié, le groupe alkyle en possède également un. Les préfixes utilisés dépendent du nombre d'atomes de carbone :

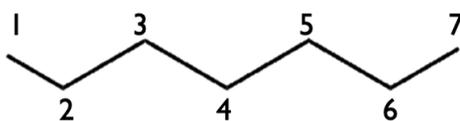
Nombre de carbones	Préfixe
1	Méth-
2	Eth-
3	Prop-
4	But-
5	Pent-
6	Hex-
7	Hept-
8	Oct-
9	Non-
10	Déca-
11	Undéca-
12	Dodéca-

Pour finir, il peut y avoir plusieurs fois le même groupe alkyle à deux endroits différents de la molécule, par exemple un groupe méthyl sur le 2^{ème} carbone et un autre sur le 4^{ème} carbone. Dans ce cas, on ajoute le préfixe *di-* (voir tableau) pour indiquer qu'il y a deux groupes méthyl, ce qui donnerait 2,4-diméthyl.

S'il y a plusieurs groupes alkyles il faut les classer par ordre alphabétique, **sans tenir compte des termes multiplicatifs**.

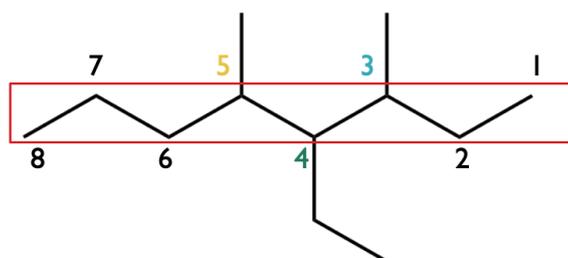
Nombre de groupes alkyles identiques	Préfixe
2	Di-
3	Tri-
4	Tetra-

a. Exemple 1



Cette molécule ne contient que des hydrogènes et carbones, c'est donc un alcane (suffixe *-ane*). Sur cette formule topologique nous comptons 7 atomes de carbone. Ainsi nous utilisons le préfixe *hept-*. Il n'y a pas de groupes alkyles liés. Ainsi elle se nomme **heptane**.

b. Exemple 2



A nouveau, cette molécule est un alcane. La chaîne principale (la plus longue) contient 8 carbones (suffixe *oct-*). Nous avons numéroté la chaîne en commençant par la droite, afin que le premier groupe alkyle soit sur le carbone de plus petit indice possible.

- Les groupes alkyles se situent sur les carbones 3, 4 et 5.
- Les groupes sur les carbones 3 et 5 sont formés d'un carbone associé à des atomes d'hydrogène, ce sont des groupes méthyl.
- Celui sur le carbone 4 est formé de deux carbones : c'est un groupe éthyl.

Ainsi cette molécule se nomme **4-éthyl-3,5-diméthyl-octane**. Les groupes alkyles sont bien classés par ordre alphabétique sans tenir compte du terme multiplicatif di-.

2. Nomenclature avec un groupe caractéristique

Lorsque la molécule possède un groupe caractéristique, son suffixe n'est plus *-ane*, mais celui attribué à sa famille. La chaîne principale est cette fois-ci celle qui contient le groupe caractéristique (même s'il ne se situe pas sur la chaîne avec le plus de carbones).

Il faut à nouveau indiquer à quel carbone est attaché le groupe caractéristique, sauf pour les aldéhydes et les acides carboxyliques, car ils se situent toujours en bout de chaîne. La numérotation de la chaîne carbonée principale commence au plus proche du groupe caractéristique, afin qu'il soit attaché à un carbone de plus petit numéro possible.

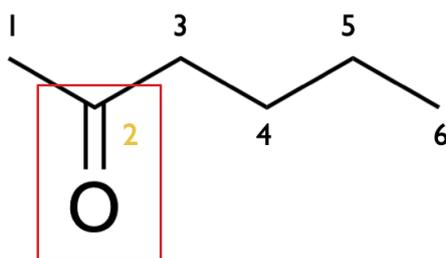
Le reste de la nomenclature pour les groupes alkyles et de la chaîne principale reste identique.

Voici quelques groupes caractéristiques à connaître :

Famille	Alcool	Aldéhyde	Cétone	Acide carboxylique
Nom du groupe	Hydroxyle	Carbonyle		Carboxyle
Suffixe	-ol	-al	-one	Acide -oïque
Représentation	$R - OH$	$\begin{array}{c} O \\ \\ R - CH \end{array}$ En bout de chaîne	$\begin{array}{c} O \\ \\ R - C - R \end{array}$	$\begin{array}{c} O \\ \\ R - C - OH \end{array}$ En bout de chaîne

Dans le tableau, R représente le reste de la molécule.

a. Exemple



Dans cette molécule, nous identifions un groupe carbonyle qui n'est pas en bout de chaîne, il s'agit donc d'une molécule de la famille des cétones : nous lui attribuerons ainsi le suffixe *-one*. Nous pouvons ensuite numéroter les carbones de la chaîne. Nous commençons à numéroter à gauche afin que le groupe cétone soit lié au carbone avec le plus petit numéro.

- Le groupe **cétone** est donc lié au **deuxième** carbone.
- La chaîne est constituée de **6** atomes de carbone, nous utilisons donc le préfixe *hex-*.

Ainsi, cette molécule se nomme **hexan-2-one**.

Tu peux également trouver d'autres exemples dans cette vidéo :

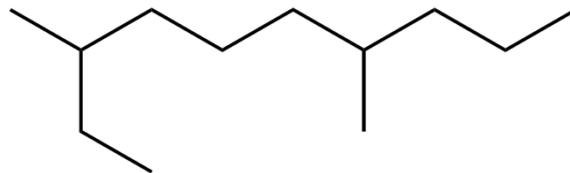
<https://www.youtube.com/watch?v=6a8W9Sy7xig>

Exercices

Exercice 1 : Considérez la molécule suivante :

Choisir la bonne réponse. Cette molécule se nomme :

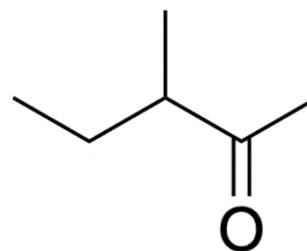
1. 2-éthyl,6-méthylnonane
2. 8-éthyl,4-méthylnonane
3. 4,8-diméthyldécane
4. 3,7-diméthyldécane



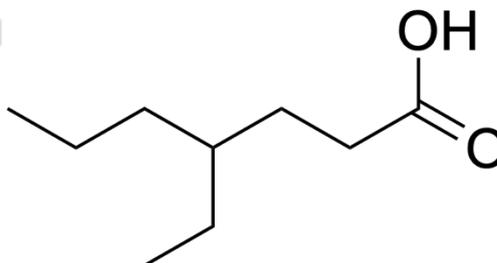
Exercice 2 : Considérez la molécule suivante :

Choisir la bonne réponse. Cette molécule se nomme :

1. 3-méthylpentan-4-one
2. 3-méthylpentan-4-al
3. 3-méthylpentan-2-one
4. 3-méthylpentan-2-al



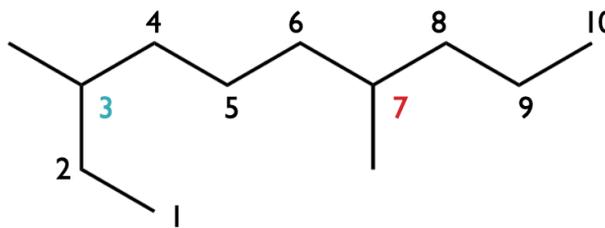
Exercice 3 : Nommez la molécule suivante :



Correction

Exercice 1 :

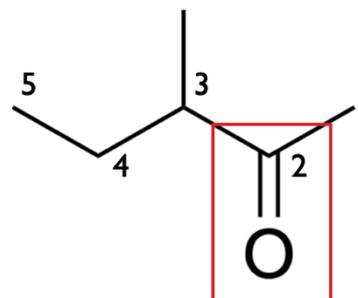
- Cette molécule est un alcane, son suffixe est donc *-ane*.
- Commençons par identifier la chaîne principale. Pour cela il faut trouver la chaîne principale, celle-ci comporte le plus de carbones. Ici la chaîne la plus longue comporte 10 carbones, nous utiliserons donc le préfixe *déca-*
- Ensuite nous voulons déterminer par quel bout de chaîne il faut commencer à numéroter. Nous observons deux groupes alkyles. En commençant à numéroter à droite, le premier groupe alkyle se situerait en position 4, alors qu'en commençant par la gauche, le groupe se situe en 3^{ème} position. Nous commençons donc à numéroter par la gauche.
- Concernant les groupes alkyles, ils contiennent tous deux un seul carbone : ce sont des méthyls. Le premier se situe en sur le carbone numéro 3 et le second sur le carbone numéro 7. Comme il y a deux groupes méthyls, il ne faut pas oublier de mettre le préfixe *di-*.



Cela nous permet d'établir le nom de la molécule : **3,7-diméthyldécane (réponse : 4)**

Exercice 2 :

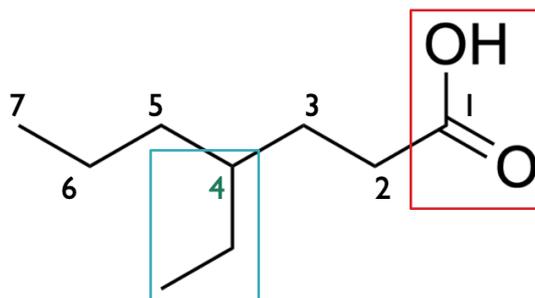
- Cette molécule possède un groupe cétone, le suffixe est donc *-one*.
- La chaîne principale est la chaîne la plus longue et comporte 5 carbones, nous utiliserons donc le préfixe *penta-*. Afin que le groupe cétone soit lié au carbone de plus petit numéro, il faut commencer à numéroter la chaîne par la droite. Le groupe cétone est alors lié au second carbone.
- Nous observons un groupe alkyle possédant un seul carbone, c'est donc un méthyl. Il se situe sur le 3^{ème} carbone.



Cette molécule se nomme donc bien **3-méthylpentan-2-one (réponse : 3)**

Exercice 3 :

- Le groupe caractéristique de cette molécule est un carboxyle. Nous utiliserons donc le nom *Acide ...oïque*.
- Afin de déterminer quelle est la chaîne principale, il faut compter le nombre de carbones qui doit être maximal. Ici, la plus grande chaîne contient 7 carbones (préfixe *hept-*) : c'est celle à l'horizontale.

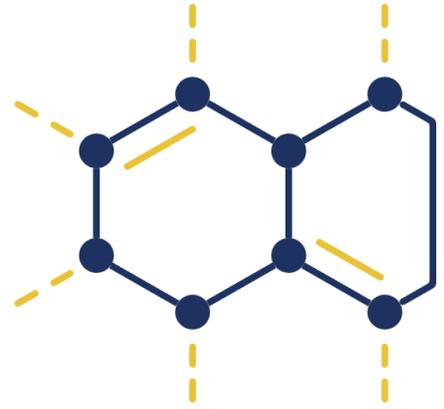


Tutorat Santé Strasbourg

- Elle possède donc un groupe alkyle composé de deux carbones : c'est un groupe éthyl. Il s'agit maintenant de déterminer sa position dans la chaîne. Nous commençons par numéroter la chaîne à partir du groupe carboxyle qui se situe toujours sur le premier carbone de la chaîne. Le groupe éthyl se situe donc en 4ème position.

Cette molécule se nomme **Acide 4-éthylheptanoïque**.





CHIMIE

REMISE À NIVEAU

TERMINALE



MODÉLISATION DES TRANSFORMATIONS ACIDE-BASE

Cours

I. Les acides et les bases

I. Principe : <https://youtu.be/lfnsumqh8vQ>

Les réactions acido-basiques sont basées sur un échange de proton H^+ entre 2 espèces : un **acide** et une **base**. H^+ et H_3O^+ désignent la même chose (H_3O^+ correspond un ion H^+ associé à une molécule d'eau H_2O).

- **Acide** : Un acide est une espèce capable de céder un ou plusieurs proton(s).
- **Base** : Une base est une espèce chimique capable de capter un ou plusieurs proton(s).

Un proton est un ion hydrogène H^+ . Une réaction acido-basique, d'après Brönsted, est décrite par l'équilibre suivant :



Lorsqu'un acide **AH** cède un proton, on obtient sa base conjuguée **A⁻**. Les 2 espèces forment un **couple acide/base**.

Exemple : $HNO_3 \rightleftharpoons NO_3^- + H^+$ Le couple acido-basique est HNO_3/NO_3^- .

ACIDE BASE PROTON

Pour représenter un couple **acide/base**, l'acide est toujours mis en 1^{er}, séparé de la base par un slash : **AH/A⁻**

Nota bene : la double flèche « \rightleftharpoons » est une double flèche d'équilibre. Elle indique que la réaction chimique se fait dans les 2 sens simultanément : c'est un équilibre chimique.

Lorsque qu'un acide peut céder plusieurs protons, on parle de diacide, triacide... de même pour les bases :

AH_2 : diacide Exemple : H_2SO_4 A^{2-} : dibase Exemple : SO_4^{2-}
 AH_3 : triacide Exemple : H_3PO_4 A^{3-} : tribase Exemple : PO_4^{3-}

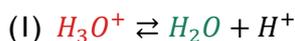
2. Espèce ampholyte

Ampholyte : une espèce ampholyte est une espèce possédant à la fois des propriétés acides et basiques.

Une solution contenant une espèce ampholyte est dite amphotère.

Exemple : L'eau H_2O présente 2 couples acido-basiques : (1) H_3O^+/H_2O et (2) H_2O/OH^-

Dans le couple (1), l'eau est la base du couple et sera donc capable de capter le proton alors que dans le couple (2), elle est l'acide et pourra donc céder un proton à la base.

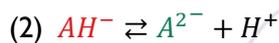
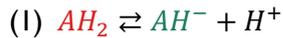


3. Demi-équation

La réaction de transformation de l'acide AH en sa base conjuguée A⁻ avec un seul proton H⁺ est une demi-équation du couple AH/A⁻.

Toutes les équations ci-dessus sont des demi-équation car elles mettent en jeu un seul couple acido-basique. La demi-équation doit être équilibrée par les lois de conservation (même nombre de charge et d'atome de chaque côté de l'équation).

Dans le cas d'un diacide (ou triacide), il y a plusieurs demi-réactions car il y a plusieurs couples, car un troisième substituant entre en jeu :



AH⁻ est donc une espèce ampholyte.

4. Réaction acido-basique

https://youtu.be/cpc_H3yIFvQ

Une réaction acido-basique est un échange de protons entre une espèce acide d'un couple et une espèce basique d'un autre couple. Elle met donc en jeu 2 couples acide/base.

Méthode pour écrire une réaction :

- I. Identifier les 2 couples et donc déterminer les acides et les bases.
- II. Écrire les 2 demi-réactions
- III. Écrire le bilan en combinant les 2 demi-réactions, de façon à ne plus avoir de protons libres.

Exemple 1 : Réaction entre l'eau H₂O et l'ammoniac NH₃ :

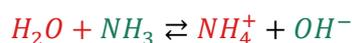
I. Identification des 2 couples : H₂O/OH⁻ et NH₄⁺/NH₃

II. Demi-équation :



Ici l'eau va réagir avec l'ammoniaque.

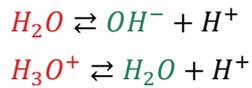
III. On aura donc comme équation bilan :



Exemple 2 : autoprotolyse de l'eau (réaction entre 2 amphotères) (réaction entre 2 molécules d'eau) :

I. Identification des 2 couples : H₃O⁺/H₂O et H₂O/OH⁻

II. Demi-équation :



Ici 2 molécules d'eau vont réagir ensemble.

III. On aura donc comme équation bilan :



II. Structure et caractère acide ou basique

1. Caractère acide et libération des protons

Un **acide** a pour caractéristique la libération des protons. Pour cela, la liaison entre le H⁺ et l'atome sur lequel il est lié doit être la plus polarisée possible. Plus la liaison R-H est polarisée, plus le proton est susceptible d'être libéré facilement.

Liaison polarisée : cela veut dire que la différence d'électronégativité est grande entre les 2 atomes.

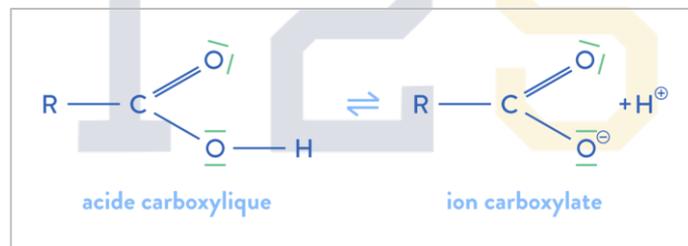
Exemples de liaisons polarisées : O-H ; N-H ; H-Cl ; H-Br ; H-I

Nota bene :

- Les atomes O et N présentent des doublets non-liants, ce qui leur permet de capter des protons. Ces atomes se comportent généralement comme des bases.
- Un atome d'hydrogène lié à un carbone dans une liaison C-H ne présente pas de caractère acide car la liaison est très faiblement polarisée.

2. Le cas des acides carboxyliques

Acide carboxylique : molécule organique possédant un groupement carboxyle (-COOH).



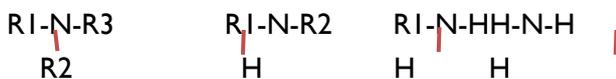
Exemple : Acide carboxylique
Source de l'image : © SchoolMouv

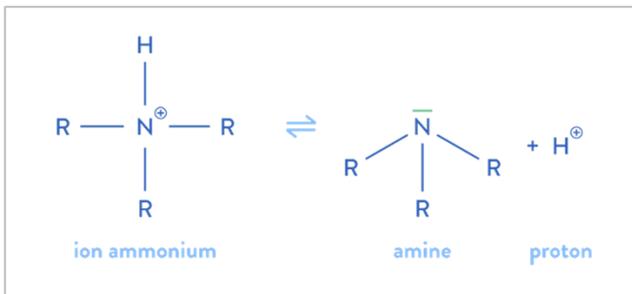
Un acide carboxylique est un acide et peut donc céder un proton pour donner sa base conjuguée qui est l'ion carboxylate (R-COO⁻).



3. Le cas des amines

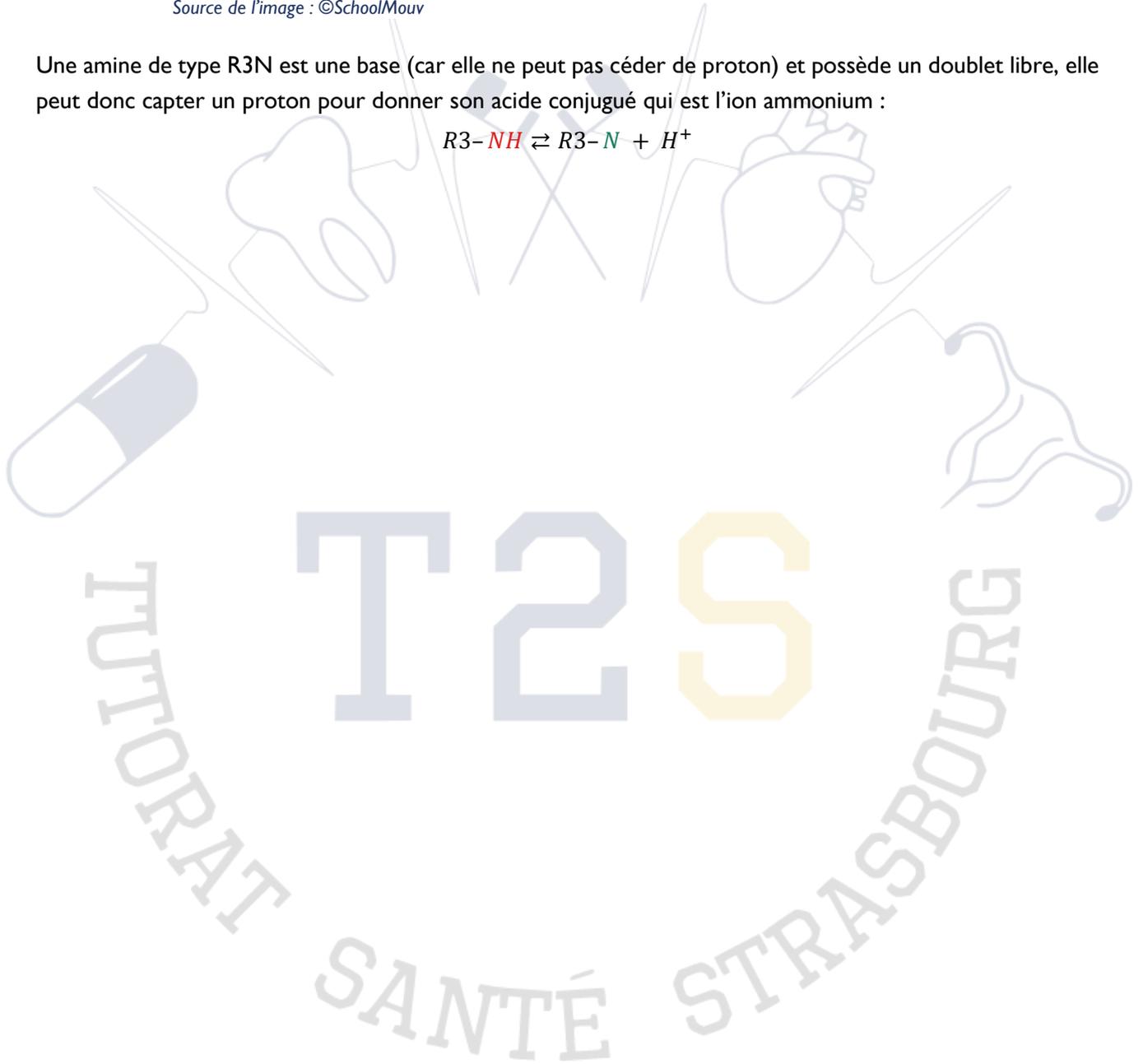
Amine : une amine est une fonction composée d'un atome N trivalent (qui peut effectuer 3 liaisons simples) :





Exemple : Ion ammonium
Source de l'image : ©SchoolMouv

Une amine de type R₃N est une base (car elle ne peut pas céder de proton) et possède un doublet libre, elle peut donc capter un proton pour donner son acide conjugué qui est l'ion ammonium :



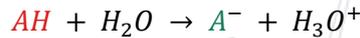
ÉQUILIBRE ACIDE-BASE

Cours et exercices

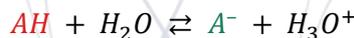
I. Constante d'acidité

1. Évolution de la constante d'acidité : <https://youtu.be/cdNYN24aEv0>

Un **acide AH fort** qui réagit avec de l'eau H_2O donne la **réaction totale** :



Un **acide AH faible** qui réagit avec de l'eau H_2O donne la réaction équilibrée : (dissociation partielle)



Un couple **acide / base** est caractérisé par sa **constante d'acidité K_A** .

Définition : Le K_A constante d'acidité ou constante de dissociation acide permet de mesurer la force d'un acide. Plus la valeur du K_A est haute, plus l'acide est fort. Cependant, les scientifiques utilisent plutôt le pK_A pour mesurer la force d'un acide.

Formule :

$$K_A = [H_3O^+]_{eq} \times \frac{[A^-]_{eq}}{[AH]_{eq}}$$

2. Échelle des pK_A

Définition : Le pK_A permet de mesurer la force d'un acide. **Plus la valeur pK_A est basse**, plus l'acide est **fort**.

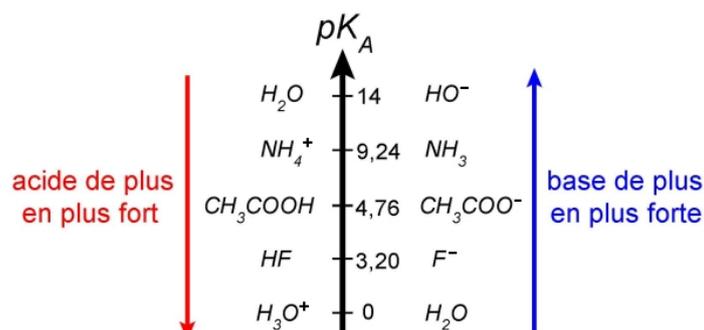
Le pK_A d'un couple acide-base est défini par la formule :

$$pK_A = -\log \log (K_A)$$

II. Diagramme de prédominance

1. Définition : <https://www.youtube.com/watch?v=LwmX8s8pnlw>

Un diagramme de prédominance permet de savoir la prédominance de la forme acide ou basique. Il faut utiliser le pK_A du couple acido-basique AH/A^- .



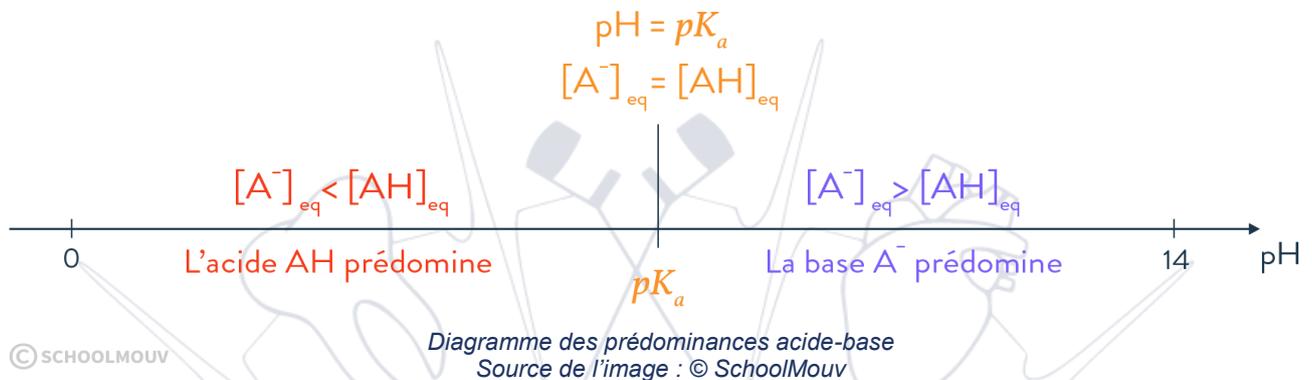
Source de l'image : ©Maxicours

2. Les différents cas

Si $[A^-]_{eq} = [AH]_{eq}$, alors le $pH = pK_a$

Si $[A^-]_{eq} > [AH]_{eq}$, la base prédomine, alors le $pH > pK_a$

Si $[A^-]_{eq} < [AH]_{eq}$, l'acide prédomine, alors le $pH < pK_a$



3. Solution tampon

Définition : une solution tampon est une solution acido-basique dont le pH varie très peu lors d'un ajout modéré d'acide ou de base.

Ils sont surtout utilisés dans les milieux biologiques car les processus biochimiques sont très sensibles aux variations du pH. Sans solution tampon, aucune réaction chimique pourrait se faire de manière efficace.

Par exemple, la solution tampon dans le sang humain est l'acide carbonique et le bicarbonate H_2CO_3/HCO_3^-

Vidéo récapitulative sur les acides forts, bases fortes et tampons :

<https://www.youtube.com/watch?v=j0BdF24tUoM>

Voici quelques exercices corrigés en vidéos pour t'entraîner sur la notion acide-base :

- Acide de Bronsted : https://www.youtube.com/watch?v=BN_SXqZnDxg
- Concentration en ion oxonium : <https://www.youtube.com/watch?v=9eMwq2OFjo>
- Transformation acide-base : <https://www.youtube.com/watch?v=iNaDwIQAQ5U>
- Équation de réaction acido-basique : <https://www.youtube.com/watch?v=rzx8NnQZHww>

ÉVOLUTION TEMPORELLE D'UNE TRANSFORMATION CHIMIQUE

Cours

I. Évolution temporelle d'un système chimique

1. Classification des réactions

Réaction chimique lente : si l'expérimentateur peut apprécier à l'œil nu ou avec un appareil de mesure courant (spectrophotomètre, manomètre...) l'évolution dans le temps d'un paramètre physique (couleur, pression d'un gaz...) du système.

Ex : oxydation lente des ions iodure par l'eau oxygénée : on suit l'évolution de la teinte orangée du diiode formé

Réaction chimique rapide : si la durée n'excède pas $1/10^{\text{ème}}$ de seconde, soit la durée de la persistance rétinienne.

Ex : décoloration des ions permanganate par les ions fer II.

2. Évolution d'une quantité de matière

Effectuer le suivi temporel d'une réaction chimique consiste à connaître à chaque instant l'état du système chimique.

Pour décrire l'évolution d'un système chimique qui est le siège d'une réaction lente, on suit l'augmentation de l'avancement au cours du temps (on peut également suivre la diminution de la quantité de matière d'un réactif ou l'augmentation de la quantité de matière d'un produit).

Pour les études cinétiques, le **tableau d'avancement** de la réaction est très utile !

3. Suivi de l'évolution d'une réaction

- **Suivi qualitatif** par observation du système :
 - Changement de couleur
 - Dégagement gazeux
 - Formation ou disparition d'un solide
 - CCM (chromatographie sur couche mince) à divers instants

- **Suivi quantitatif**

Que nécessite ce suivi ? Des mesures, à différents instants d'une grandeur physique qui dépend de l'avancement, comme l'absorbance en spectrométrie UV visible.

II. Facteur cinétique

Pour étudier l'influence d'un paramètre sur la durée d'une réaction donnée, **il ne faut faire varier que ce paramètre** et maintenir les autres facteurs cinétiques constants.

1. Concentration des réactifs

L'augmentation de la concentration d'au moins un des réactifs **diminue** en général la durée d'évolution du système.

2. Température

<https://youtu.be/aw5Dqujqozg>

L'augmentation de la température du milieu réactionnel **diminue** la durée d'évolution du système et inversement.

3. Présence d'un catalyseur

Un catalyseur est une espèce chimique, différente des réactifs, dont la présence **diminue la durée de la réaction**. Le catalyseur interagit toujours avec les réactifs, mais il est **intégralement restitué** en fin de réaction : il **n'apparaît donc pas dans l'équation-bilan** de la transformation et il est réutilisé sans s'altérer.

Il existe différents types de catalyse :

- **Catalyse homogène** : le catalyseur et les réactifs forment un **mélange homogène** (les catalyseurs homogènes les plus fréquemment rencontrés sont les ions hydrogène et les ions métalliques)
- **Catalyse hétérogène** : réactif et catalyseur forment un **mélange hétérogène** (réactif = solution aqueuse et catalyseur = métal ou oxyde métallique, solide)
- **Catalyse enzymatique** : le catalyseur est une **macromolécule d'origine biologique, une enzyme**. L'enzyme présente des cavités qui ont une structure spatiale et sur lesquelles seuls les réactifs de forme adaptée peuvent se fixer, comme une clé dans une serrure.

III. Modélisation macroscopique

I. Vitesse volumique : <https://www.youtube.com/watch?v=IDbpjn9uCTc>

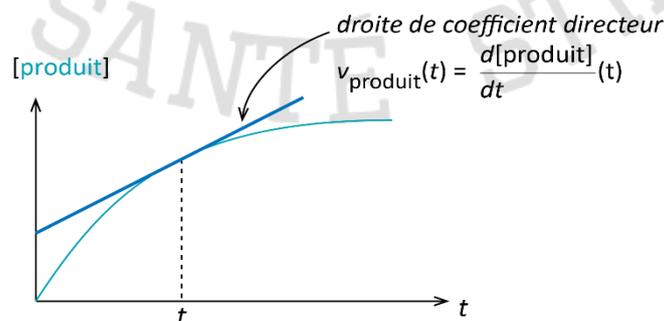
• Vitesse volumique d'apparition d'un produit

Lors d'une transformation chimique en solution de volume constant, la vitesse *volumique* d'apparition d'un produit P est égal à la **dérivée temporelle de sa concentration en quantité de matière** :

$$V_{app}(P)t = \frac{d[P]}{dt}$$

$V_{app}(P)t$ est une grandeur **positive**.

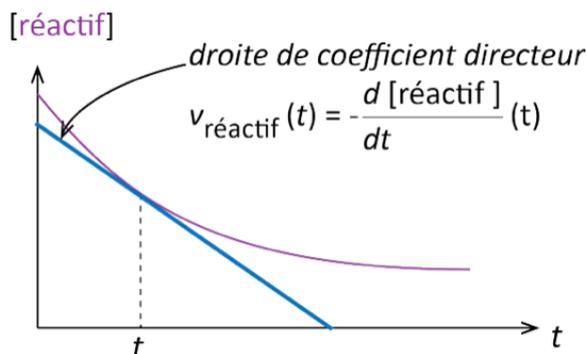
- Avec :**
- $V_{app}(P)t$: la vitesse volumique d'apparition du produit P en $mol.L^{-1}.s^{-1}$
 - $[P]$: la concentration du produit P en $mol.L^{-1}$



Évolution de la concentration du produit en fonction du temps

• **Vitesse de disparition**

Lors d'une transformation chimique en solution de volume constant, la vitesse volumique de disparition d'un réactif R est égale à la dérivée temporelle de sa quantité de matière en



volumique de d'un réactif

transformation chimique constant, la vitesse d'un réactif R est égale à la concentration en

Évolution de la concentration du réactif en fonction du temps

Source de l'image : © Éduscol

$$V_{\text{disp}}(R)_t = -\frac{d[R]}{dt}$$

$V_{\text{disp}}(R)_t$ est une grandeur négative.

Avec :	<ul style="list-style-type: none"> • $V_{\text{disp}}(R)_t$: la vitesse volumique de disparition d'un réactif en $\text{mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$ • $[R]$: la concentration du réactif R en $\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$
---------------	--

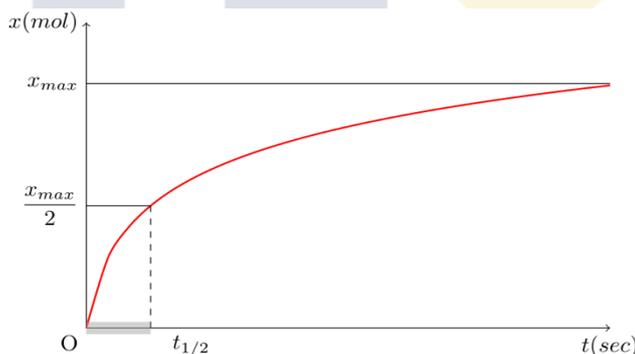
2. Temps de demi-réaction

Le temps de demi-réaction, souvent noté $t_{1/2}$, est la durée nécessaire pour que l'avancement de la réaction atteigne la moitié de sa valeur finale. Il s'exprime en secondes, minutes, heures...

Peut-on considérer qu'au bout de 2 fois $t_{1/2}$, la réaction est terminée ? Non, car l'évolution de la réaction au cours du temps n'est pas proportionnelle.

Comment déterminer la durée de la réaction ? Lorsque l'évolution de la réaction n'est plus perceptible.

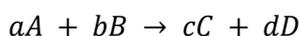
La durée de demi-réaction peut se déterminer graphiquement :



Courbe d'évolution de la concentration molaire de en fonction du temps t

3. Loi de vitesse d'ordre I

Dans certains cas, la concentration d'un réactif est un facteur cinétique. Soit une réaction d'équation



On dit que cette réaction est d'ordre 1 par rapport au réactif A, lorsque le réactif B est en large excès, les vitesses volumiques de disparition des réactifs ou d'apparition des produits sont proportionnelles à la concentration $[A]_t$ de l'espèce A au cours du temps.

Comment reconnaître une loi de vitesse d'ordre 1 ? <https://www.youtube.com/watch?v=06EmrbjwOuE>

Dans le cas précédent :

- **Méthode 1** : vérifier que le temps de demi-réaction est indépendant de la concentration initiale de l'espèce A
- **Méthode 2** : vérifier que les vitesses volumiques de disparition des réactifs ou d'apparition des produits sont proportionnelles à la concentration de l'espèce A au cours du temps (droite passant par l'origine)
- **Méthode 3** : vérifier que l'évolution de la concentration du réactif A au cours du temps obéit à une loi exponentielle du type : $[A]_t = [A]_0 \times e^{-kt}$

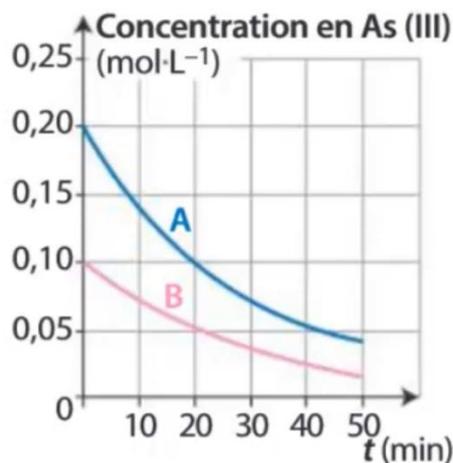
Exercices

Exercice 1 : Soit la réaction suivante : $N_2O_5(g) \rightarrow N_2O_4(g) + (\frac{1}{2})O_2(g)$

Déterminez l'ordre de la réaction à l'aide du tableau suivant à 298 K :

$[N_2O_5]$ ($10^{-4} \text{ mol.L}^{-1}$)	2,00	4,00	6,00	8,00	10,00
V ($10^{-8} \text{ mol.L}^{-1}.s^{-1}$)	0,680	1,36	2,04	2,72	3,40

Exercice 2 : Déterminez le temps de demi-réaction de ces deux réactions :



Correction

Exercice 1 :

$[N_2O_5]$ ($10^{-4} \text{ mol.L}^{-1}$)	2,00	4,00	6,00	8,00	10,00
V ($10^{-8} \text{ mol.L}^{-1}.s^{-1}$)	0,680	1,36	2,04	2,72	3,40

$\times 2$ $\times 2$
 $\times 2$ $\times 2$

On voit que quand la concentration pentoxyde de dinitrogène double la vitesse volumique double. Ainsi on observe une relation linéaire entre la concentration et la vitesse volumique, alors la réaction est d'ordre 1.

Exercice 2 :

Tout d'abord, cherchons la concentration initiale.

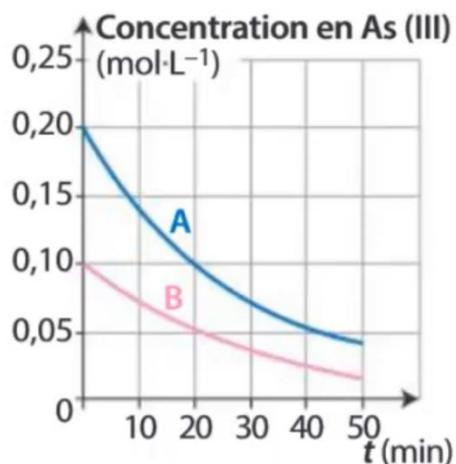
On a $[A]_i = 0,20 \text{ mol.L}^{-1}$ et $[B]_i = 0,10 \text{ mol.L}^{-1}$

Ensuite, on cherche la concentration à $t = t_{1/2}$.

On a $[A]_{1/2} = 0,10 \text{ mol.L}^{-1}$ et $[B]_{1/2} = 0,05 \text{ mol.L}^{-1}$

Enfin, on regarde le temps qui correspond sur l'axe des abscisses.

On a $t_{1/2}[A] = 20 \text{ min}$ et $t_{1/2}[B] = 20 \text{ min}$.



STRUCTURE ET OPTIMISATION EN CHIMIE ORGANIQUE

Cours

I. Représentations moléculaires

<https://youtu.be/FtIkbXV9pKU>

1. Différentes représentations

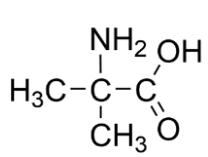
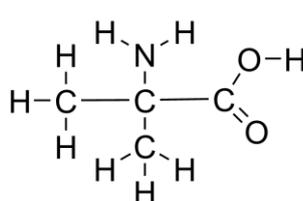
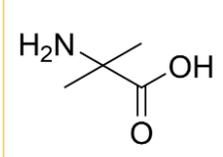
La **formule brute** n'indique que la nature et le nombre respectif d'atomes qui constituent une molécule. Quand on donne une formule brute, on écrit généralement les atomes par ordre alphabétique.

La **formule semi-développée** fait apparaître toutes les liaisons entre les atomes sauf les liaisons C-H.

La **formule développée** fait apparaître toutes les liaisons entre les atomes.

La **formule topologique** est une représentation simplifiée des molécules dans laquelle les liaisons C-C sont représentées par des lignes brisées et les liaisons C-H ne sont pas représentées.

Exemple :

Formule brute	Formule développée	semi-	Formule développée	Formule topologique
C ₄ H ₉ O ₂ N				

Remarque : la **formule de Lewis** (non représentée ci-dessus) fait apparaître toutes les liaisons ainsi que les doublets non liants.

2. Isomérisation

Lorsque deux molécules possèdent une formule brute identique mais des formules semi-développées différentes, on parle d'**isomères de constitution**.

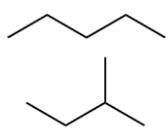
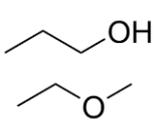
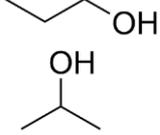
Il existe trois types d'isomères de constitution :

Les isomères de chaîne : les molécules ont la même formule brute mais des chaînes carbonées construites différemment.

Les isomères de fonction : les molécules ont la même formule brute mais des fonctions chimiques différentes.

Les isomères de position : les molécules ont la même formule brute et les mêmes fonctions chimiques mais les positions de celles-ci diffèrent entre les deux molécules.

Exemples :

Isomères de chaîne	Isomères de fonction	Isomères de position
C_5H_{12} 	C_3H_8O 	C_3H_8O 

II. Nomenclature

1. Squelette carboné

Les molécules organiques sont majoritairement composées d'atomes de **carbone**, c'est pourquoi on dit qu'elles ont un squelette carboné. Ce squelette peut être organisé de différentes façons :

- En chaîne linéaire non ramifiée : la chaîne carbonée la plus longue ne présente aucune ramification.
- En chaîne linéaire ramifiée : la chaîne carbonée la plus longue présente des ramifications (composées d'atomes de carbone ou d'hétéroatomes).
- En cycle : la chaîne carbonée la plus longue s'est repliée sur elle-même pour former un cycle.

La chaîne carbonée la plus longue peut présenter des doubles liaisons $C=C$ ou des triples liaisons $C\equiv C$. Dans ces cas, on dit que la molécule est insaturée ou présente des insaturations.

Au contraire, si la chaîne carbonée la plus longue ne présente pas d'insaturation, on dit que la molécule est saturée (car saturée en atomes d'hydrogène).

2. Familles fonctionnelles

Il existe des groupes d'atomes caractéristiques qui confèrent aux molécules des propriétés chimiques particulières.

Les molécules possédant un même groupe caractéristique constituent une famille fonctionnelle.

Groupe d'atomes	$R'-OH$	$R-\overset{O}{\parallel}H$	$R'-\overset{O}{\parallel}-R'$	$R-\overset{O}{\parallel}-OH$
Nom du groupe	Hydroxyle	Carbonyle	Carbonyle	Carboxyle
Famille fonctionnelle	Alcool	Aldéhyde	Cétone	Acide carboxylique

Groupe d'atomes	$R-\overset{O}{\parallel}-O-R'$	$R'-N(R)-R$	$R-\overset{O}{\parallel}-N(R)-R$	$R'-X$
Nom du groupe	Ester	Amine	Amide	Halogéno
Famille fonctionnelle	Ester	Amine	Amide	Halogénoalcane

Avec :

- R une suite commençant par un atome de carbone ou d'hydrogène
- R' une suite commençant uniquement par un atome de carbone
- H un atome halogène (fluor F, chlore Cl, brome Br, etc.)

III. Polymères

1. Définition

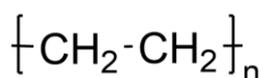
Un polymère est une macromolécule (c'est à dire une molécule de haut poids moléculaire) composée d'une répétition d'un même motif. Le motif répété est appelé **monomère**.

La polymérisation est la transformation chimique qui permet l'assemblage des monomères. Elle aboutit à la formation d'un polymère

2. Représentation

Pour représenter un polymère, on doit mettre entre parenthèses le motif et ajouter n (nombre de répétitions du motif) en indice.

Exemple : représentation du polyéthylène



IV. Optimisation des synthèses

<https://www.youtube.com/watch?v=Hdcg4RHStyl>

1. Optimisation de la vitesse de réaction

Pour augmenter la vitesse d'une réaction chimique, il existe plusieurs options :

- Augmenter la **température** du milieu réactionnel
- Augmenter les **concentrations** des réactifs dans le milieu réactionnel
- Ajouter un **catalyseur (biologique ou chimique)**

Il existe également d'autres facteurs cinétiques : le solvant, le pH du milieu réactionnel, la pression, la lumière etc.

2. Optimisation du rendement de réaction

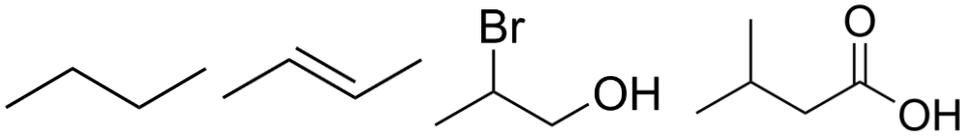
Pour optimiser le rendement d'une réaction chimique, on peut :

- **Mettre un des réactifs en large excès** par rapport à l'autre
- **Éliminer un des produits formés**

Ces deux options permettent de déplacer l'équilibre chimique dans le sens de la formation des produits et donc finalement d'augmenter le rendement de la réaction.

Cette stratégie est basée sur le principe de **Le Chatelier** à propos des déplacements d'équilibre. Celui-ci énonce : " Un système chimique en équilibre soumis à une perturbation tend à s'opposer à cette perturbation, le déplacement tendant à restituer les conditions d'équilibre."

Exercices



- 1) Représenter les formules semi-développées des quatre molécules ci-dessus.
- 2) Identifier les groupes caractéristiques des quatre molécules ci-dessus.
- 3) Nommer les quatre molécules ci-dessus.

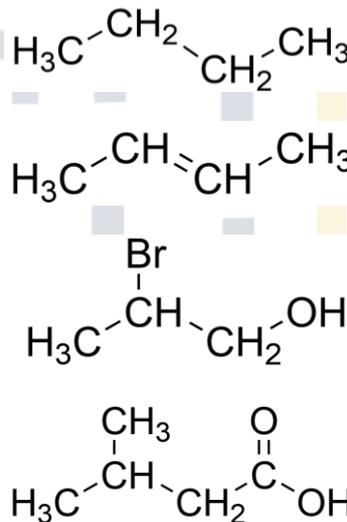
Correction

- 1) Représenter les formules semi-développées des quatre molécules ci-dessus.

Rappel :

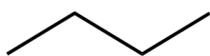
Formule topologique : les liaisons C-Het (où Het représente un hétéroatome) sont représentées par C-Het, les liaisons C-C sont représentées par une ligne brisée et les liaisons C-H ne sont pas représentées et

Formule semi-développée : les liaisons C-C et C-Het sont représentées mais pas les liaisons C-H.



- 2) Identifier les groupes caractéristiques des quatre molécules ci-dessus.

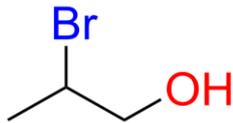
Rappel : les groupes caractéristiques sont des groupes d'atomes qui confèrent des propriétés caractéristiques aux molécules qui les portent.



Cette molécule ne possède aucun groupement caractéristique ; il s'agit d'une molécule linéaire non ramifiée.



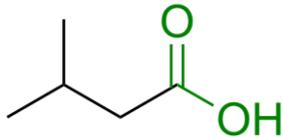
Cette molécule ne possède aucun groupement caractéristique ; il s'agit d'une molécule linéaire non ramifiée. On peut remarquer une insaturation. Cette molécule est donc insaturée (contrairement à la première molécule).



Cette molécule possède deux groupements caractéristiques :

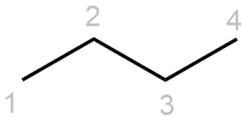
Un groupement hydroxyle -OH (famille fonctionnelle : alcool)

Un groupement bromure -Br (famille fonctionnelle : halogénoalcane)



Cette molécule possède un groupement caractéristique carboxyle -COOH (famille fonctionnelle : acide carboxylique).

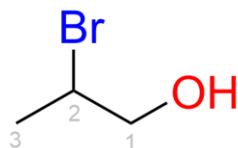
3) Nommer les quatre molécules ci-dessus.



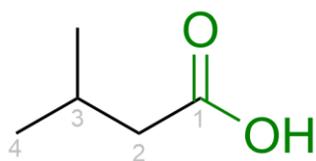
Il s'agit d'une molécule linéaire qui ne possède ni ramification, ni insaturation. Le suffixe de la molécule sera donc "-ane". La chaîne carbonée principale possède 4 carbones, le préfixe sera donc "but-". Ainsi, le nom complet de la molécule est : **butane**.



Il s'agit d'une molécule linéaire non ramifiée qui possède une insaturation. Le suffixe de la molécule sera donc "-ène". La chaîne carbonée principale possède 4 carbones, le préfixe sera donc "but-". On numérote la chaîne carbonée de manière à attribuer le numéro le plus petit possible à l'insaturation. Ainsi, le nom complet de la molécule est : **but-2-ène**.



Il s'agit d'une molécule linéaire qui possède deux groupements caractéristiques : un groupement hydroxyle et un groupement bromure. La fonction prioritaire est la fonction alcool. Le suffixe de la molécule sera donc "-ol". Pour identifier la chaîne carbonée principale, on cherche la chaîne carbonée la plus longue contenant le groupement prioritaire (ici le groupement hydroxyle). On trouve une chaîne saturée à 3 carbones. Le préfixe de la molécule sera donc "propan-". On numérote la chaîne carbonée de manière à attribuer le numéro le plus petit possible au groupement caractéristique. Ainsi, le groupement -OH est rattaché au carbone C1 et le groupement Br est rattaché au carbone C2. Finalement, on trouve : **2-bromo-propan-3-ol**.



Il s'agit d'une molécule linéaire qui possède un groupement caractéristique : un groupement carboxyle. La fonction prioritaire est donc la fonction acide carboxylique. Le suffixe de la molécule sera donc "acide -oïque". Pour identifier la chaîne carbonée principale, on cherche la chaîne carbonée la plus longue contenant le groupement prioritaire (ici le groupement carboxyle). On trouve une chaîne saturée à 4 carbones. Le préfixe de la molécule sera donc "butan-". On numérote la chaîne carbonée de manière à attribuer le numéro le plus petit possible au groupement caractéristique. Ainsi, le groupement -COOH est rattaché au carbone C1. On voit également une ramification méthyl (= une ramification composée d'un seul carbone) rattachée au carbone C3. Finalement, on trouve : **acide 3-méthyl-butanoïque**.

Remarque : lorsqu'une fonction chimique se trouve toujours en bout de chaîne (cas des acides carboxyliques et des aldéhydes), il n'est pas nécessaire d'indiquer la position de la fonction par un 1.



Nous avons besoin de ton avis

Trop compliqué ou au contraire trop facile ? Un chapitre t'a semblé peu compréhensible ? Tu penses avoir remarqué des erreurs ? N'hésite pas à nous faire un retour sur ce que tu as pensé du contenu de ce cahier.

Tes remarques nous permettront d'adapter et de perfectionner cette remise à niveau au fur et à mesure des années.

Nous te remercions pour ton retour et nous espérons que ce cahier t'aura été utile.

L'équipe du Tutorat



