

Spécialité Chimie 1ere

Table des matières

1	Constitution et transformation de la matière	2
1.1	Comment comptent les chimistes	2
1.1.1	La mole	2
1.1.2	La masse molaire	2
1.1.3	La masse volumique	2
1.1.4	Le volume molaire	2
1.1.5	La concentration	2
1.2	Oxydo-Réduction	3
1.2.1	Définition des Termes	3
1.2.2	Demi-équations	3
1.2.3	Exemples de Couples Redox	3
1.3	Suivis d'une transformation chimique	4
1.3.1	Tableau d'avancement	4
1.3.2	Hypothèses	4
1.4	Titration	4
1.5	Structure et polarité	5
1.5.1	Structure électronique et valence	5
1.5.2	Stabilité et schéma de Lewis	5
1.5.3	Géométrie des entités	5
1.5.4	Polarité	6
1.6	Cohésion et dissolution des solides	7
1.6.1	Stabilité des solides ioniques	7
1.6.2	Stabilité des solides moléculaires	7
1.6.3	Dissolution des solides	7
1.7	Structure des entités organiques	7
1.7.1	Les alcanes	7
1.7.2	Ramifications	8
1.7.3	Dérivés d'alcanes	9
1.7.4	Identification par spectroscopie IR	9

1 Constitution et transformation de la matière

1.1 Comment comptent les chimistes

1.1.1 La mole

Une mole est un paquet de référence avec lequel comptent les chimistes. Il est égale à $6,02.10^{23}$ soit le nombre d'atomes de silicium dans 1 kg de silicium.

$$n = \frac{N}{N_A} \begin{cases} N : \text{nombre d'entités} \\ n : \text{quantité de matière en mol} \\ N_A : \text{constante d'Avogadro en mol}^{-1} \end{cases}$$

1.1.2 La masse molaire

La masse molaire est la masse par mole d'entités.

$$n = \frac{m}{M} \begin{cases} m : \text{masse en g} \\ n : \text{quantité de matière en mol} \\ M : \text{masse molaire en g.mol}^{-1} \end{cases}$$

1.1.3 La masse volumique

La masse volumique est la masse par unité de volume.

$$\rho = \frac{m}{V} \begin{cases} m : \text{masse en g} \\ \rho : \text{masse volumique en g.L}^{-1} \\ V : \text{volume en L} \end{cases}$$

1.1.4 Le volume molaire

La volume molaire est le volume occupé par une mole d'un gaz dans des conditions définies de température et de pression.

$$V_m = \frac{V}{n} \begin{cases} V_m : \text{volume molaire en L.mol}^{-1} \\ n : \text{quantité de matière en mol} \\ V : \text{volume en L} \end{cases}$$

Dans des conditions normales de température et de pression (20 °C et 1013 hPa), le volume molaire d'un gaz parfait est approximativement :

$$V_m = 24,0 \text{ L.mol}^{-1}$$

1.1.5 La concentration

— Concentration massique :

La concentration massique d'un soluté est la masse de soluté dissous par litre de solution.

$$C_m = \frac{m_{\text{solute}}}{V_{\text{solution}}} \begin{cases} C_m : \text{concentration massique en g.L}^{-1} \\ m : \text{masse en g} \\ V : \text{volume en L} \end{cases}$$

— Concentration molaire :

La concentration molaire d'un soluté est la quantité de matière de soluté dissous par litre de solution.

$$C = \frac{n_{\text{solute}}}{V_{\text{solution}}} \begin{cases} C : \text{concentration molaire en mol.L}^{-1} \\ n : \text{quantité de matière en mol} \\ V : \text{volume en L} \end{cases}$$

- Relation entre la concentration molaire et la concentration massique :
On peut mettre en relation la concentration molaire avec la concentration massique en utilisant la masse molaire.

$$C_m = C \times M \quad \begin{cases} C : \text{concentration molaire en mol.L}^{-1} \\ C_m : \text{concentration massique en g.L}^{-1} \\ M : \text{masse molaire en g.mol}^{-1} \end{cases}$$

1.2 Oxydo-Réduction

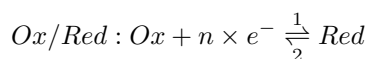
Les réactions d'oxydo-réduction (ou redox) sont des processus chimiques dans lesquels des électrons sont transférés entre deux espèces chimiques. Cela se fait généralement sous forme de deux demi-réactions, l'une correspondant à l'oxydation et l'autre à la réduction.

1.2.1 Définition des Termes

Dans une réaction d'oxydo-réduction, on distingue deux espèces :

- Oxydant (Ox) : c'est la substance qui capte des électrons et qui est réduite.
- Réducteur (Red) : c'est la substance qui perd des électrons et qui est oxydée.

On peut ainsi définir un couple redox sous la forme suivante :



Où :

- 1 : Réduction (le réducteur perd des électrons).
- 2 : Oxydation (l'oxydant recupere des électrons).

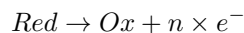
1.2.2 Demi-équations

Une réaction d'oxydo-réduction peut être décomposée en deux demi-équations :

- La demi-équation de réduction qui implique la captation d'électrons par l'oxydant :



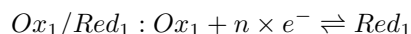
- La demi-équation d'oxydation qui implique la perte d'électrons par le réducteur :



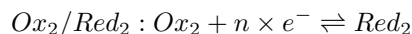
1.2.3 Exemples de Couples Redox

Prenons deux couples redox génériques :

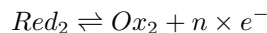
1. Premier couple redox :




2. Deuxième couple redox :

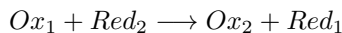


Dans le sens "réel" :



 Il est crucial que les électrons échangés soient les mêmes dans les deux demi-réactions pour assurer l'équilibre de la réaction globale. Cela signifie que le nombre d'électrons dans la demi-équation de réduction doit être égal au nombre d'électrons dans la demi-équation d'oxydation.

Une fois que les demi-équations sont équilibrées, la réaction globale de la transformation redox peut être écrite en combinant les deux demi-réactions :



Cela représente le transfert d'électrons entre les deux couples redox. L'oxydant du premier couple (Ox_1) est réduit par l'électron provenant de l'oxydation de Red_2 , et Red_1 est oxydé pour produire Ox_2 .

1.3 Suivis d'une transformation chimique

1.3.1 Tableau d'avancement

État	Avancement	yA	+	zB	→	kA _y B _z
Initial	$x = 0$	n_{iA}		n_{iB}		0
Intermédiaire	x	$n_{iA} - yx$		$n_{iB} - zx$		kx
Final	x_{max}	$n_{iA} - yx_{max}$		$n_{iB} - zx_{max}$		kx_{max}

1.3.2 Hypothèses

— Hypothèse 1 : A limitant

$$n_{fA} = 0 = n_{iA} - yx_{max}$$

$$x_{max1} = \frac{n_{iA}}{y}$$

— Hypothèse 2 : B limitant

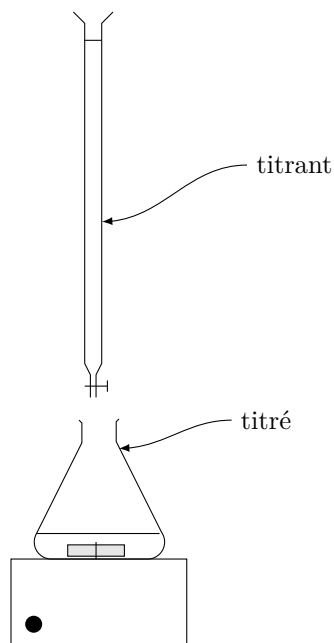
$$n_{fB} = 0 = n_{iB} - zx_{max}$$

$$x_{max2} = \frac{n_{iB}}{z}$$

si $x_{max1} > x_{max2}$: $x_{max} = x_{max2}$

1.4 Titrage

Les titrages sont des techniques utilisées en chimie pour déterminer la concentration d'une solution inconnue en la faisant réagir avec une solution de concentration connue.

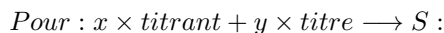


Le titrage repose sur une réaction chimique complète et rapide entre deux substances :

- Une espèce à titrer (dans la solution de concentration inconnue).
- Une solution titrante (dont la concentration est connue).

On ajoute progressivement la solution titrante à l'espèce à titrer jusqu'à atteindre un point appelé point d'équivalence, où les réactifs ont réagi dans des proportions exactes.

À l'équivalence, les réactifs ont été introduits dans les proportions stœchiométriques, ce qui nous permet d'écrire :



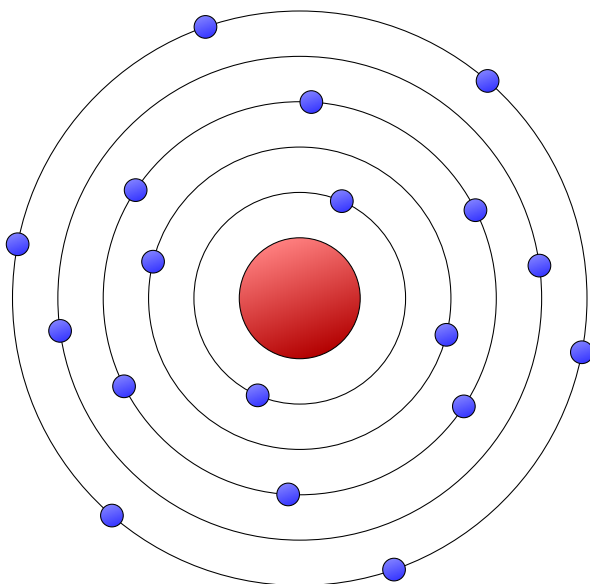
$$\frac{n_{eq, \text{titrant}}}{x} = \frac{n_{\text{titre}}}{y} \quad \left\{ \begin{array}{l} x, y : \text{coefficients stœchiométriques} \\ S : \text{solution quelconque} \\ n : \text{quantité de matière en mol} \end{array} \right.$$

1.5 Structure et polarité

1.5.1 Structure électronique et valence

La structure électronique décrit la répartition des électrons dans les couches autour du noyau. Chaque couche contient des sous-couches (*s*, *p*, etc.) avec des capacités différentes.

La configuration, comme $1s^2 2s^2 2p^6$, indique le nombre d'électrons dans chaque sous-couche. Par exemple, $1s^2$ signifie 2 électrons dans la première couche *s*.



La configuration électronique de l'atome ci-contre est $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$.

Les électrons de valence, situés dans la dernière couche, sont ceux qui interagissent lors des réactions chimiques, influençant la formation de liaisons.

Les orbitales sont des zones où les électrons ont une forte probabilité de se trouver. Les orbitales *s* sont sphériques et peuvent contenir jusqu'à 2 électrons, tandis que les orbitales *p* ont une forme en lobes et peuvent contenir jusqu'à 6 électrons.

On peut trouver cette configuration électronique grâce à la position de l'atome dans le tableau périodique.

H							He
Li	Be	B	C	N	O	F	Ne
Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	Ar
K	Ca						

La configuration électronique d'un atome dépend de sa position dans le tableau périodique. La ligne indique le nombre de couches électroniques, et la colonne montre le nombre d'électrons dans la couche de valence. Par exemple, un élément en de la 2e ligne a des électrons dans $1s$ et $2s$, $2p$, et un élément de la 1ere colonne a un électron dans sa couche de valence.

1.5.2 Stabilité et schéma de Lewis

La stabilité d'un atome est atteinte lorsqu'il a une couche de valence pleine, comme les gaz nobles. Le schéma de Lewis représente les électrons de valence autour du symbole chimique de l'élément. Cela aide à visualiser les liaisons entre atomes pour former des molécules stables.

On peut calculer le nombre de doublet non liant avec la relation suivante :

$$nb = \frac{v-m}{2} \quad \begin{cases} nb : \text{nombre de doublet non liant} \\ v : \text{nombre d'électrons dans la couche de valence} \\ m : \text{nombre d'électrons manquant pour saturer la couche de valence} \end{cases}$$

1.5.3 Géométrie des entités

Les électrons se répartissent pour minimiser les interactions électrostatiques. La géométrie d'une molécule dépend des doublets non liants et des atomes voisins autour de l'atome central.

On peut déterminer la géométrie d'une molécule grâce à la méthode VSEPR.

On pose : $A_aX_xE_e$ $\left\{ \begin{array}{l} a : \text{symbole de l'atome central} \\ x : \text{nombre d'atomes liés à l'atome central} \\ e : \text{nombre de doublets non liants sur l'atome central} \end{array} \right.$

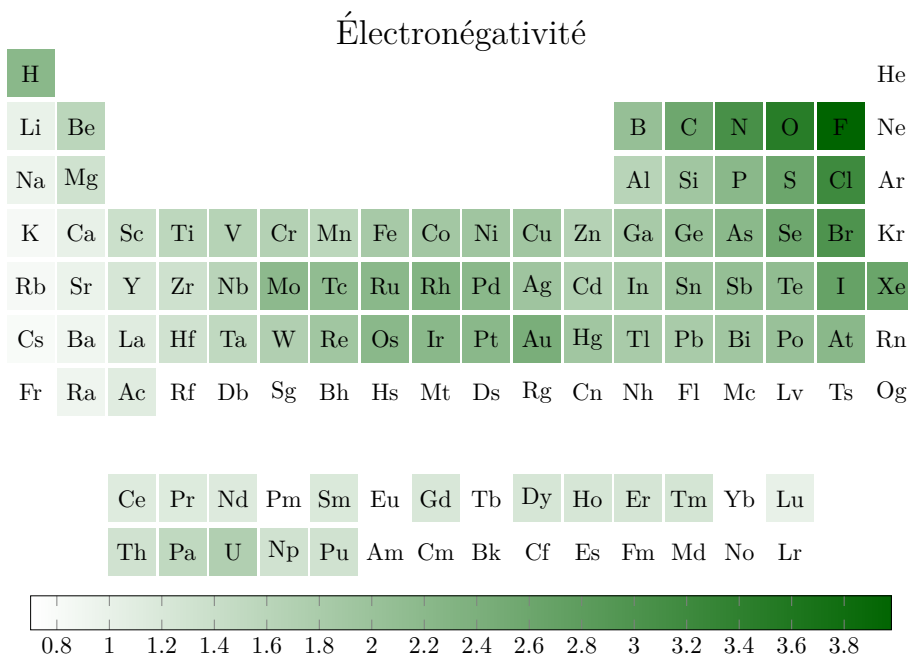
A	X_1	X_2	X_3	X_4
E_0		Linéaire	Triangulaire	Tétraédrique
E_1			Pyramidal	
E_2		Coudée		

1.5.4 Polarité

La polarité d'une liaison dépend de la différence d'électronégativité entre les deux atomes impliqués.

Si les deux atomes ont la même électronégativité, la liaison est dite apolaire. En revanche, si les deux atomes ont une différence d'électronégativité, la liaison est dite polaire.

Une liaison polaire crée un dipôle électrique : une séparation de charges partielles avec un pôle positif (δ^+) et un pôle négatif (δ^-).



Même si une molécule contient des liaisons polaires, sa forme géométrique peut faire en sorte que les dipôles s'annulent. Pour vérifier si la molécule est polaire, il y a 2 méthodes :

— **Moyenne des charges partielles :**

Si les centres des charges partielles moyennes (δ^+ , δ^-) sont confondus, la molécule est **apolaire**. Cette méthode fonctionne bien pour les molécules simples, mais devient difficile à appliquer pour les molécules plus complexes ou très grandes.

— **Moment dipolaire :**

Le moment dipolaire $\vec{\mu}$ est un vecteur qui pointe du pôle positif vers le pôle négatif. Il est défini comme la somme des moments dipolaires de chaque liaison :

$$\vec{\mu}_{\text{molécule}} = \sum \vec{\mu}_{\text{liaisons}}$$

Si le vecteur total $\vec{\mu} \neq \vec{0}$, alors la molécule est polaire. Sinon, elle est apolaire.

1.6 Cohésion et dissolution des solides

1.6.1 Stabilité des solides ioniques

Les solides ioniques sont constitués de cations et d'anions disposés de manière régulière et ordonnée dans une structure cristalline, ce qui les rend électriquement neutres. Chaque ion est lié à des ions de signe opposé, créant ainsi des forces d'attraction électrostatiques fortes entre les ions.

Les solides ioniques sont stables car les cations et anions s'attirent fortement, tandis que les ions de même charge se repoussent. L'équilibre entre ces forces permet de maintenir la structure cristalline stable.

1.6.2 Stabilité des solides moléculaires

La cohésion des solides moléculaires est assurée par deux types d'interactions intermoléculaires, à condition que les molécules soient polaires :

— **Interactions de Van der Waals (VdW) :**

Ce sont des forces d'attraction faibles qui se produisent entre toutes les molécules, dues à des fluctuations temporaires des électrons créant des dipôles instantanés. Ces interactions sont présentes même dans les molécules non polaires, mais sont plus marquées dans les molécules polaires.

— **Liaisons hydrogènes :**

Ces liaisons se forment lorsque l'hydrogène, lié à un atome fortement électronégatif (comme l'oxygène, l'azote ou le fluor : NOF), interagit avec un autre atome électronégatif. Elles sont plus fortes que les interactions de Van der Waals et jouent un rôle majeur dans la stabilité des solides moléculaires tels que l'eau.

1.6.3 Dissolution des solides

La dissolution d'un solide dans un solvant dépend de la nature du solvant (polaire ou apolaire) et de la compatibilité avec le solide.

— **Solvants polaires :**

Les solvants polaires, comme l'eau, peuvent dissoudre des substances ioniques ou polaires grâce aux interactions électrostatiques entre les molécules de solvant et les ions ou les molécules du solide. Par exemple, l'eau dissout le sel ($NaCl$) en entourant les ions Na^+ et Cl^- avec ses molécules polaires.

— **Solvants apolaires :**

Les solvants apolaires, comme l'hexane, sont plus efficaces pour dissoudre des substances non polaires. Ils n'interagissent pas bien avec les ions ou les molécules polaires, mais dissolvent facilement des substances comme les huiles ou les graisses, qui sont également apolaires.

En résumé, pour que la dissolution se produise efficacement, il faut que le solvant et le soluté aient des propriétés similaires : "le similaire dissout le similaire".

1.7 Structure des entités organiques

Les entités organiques sont des molécules principalement composées de carbone et d'hydrogène. La structure de ces molécules est cruciale pour déterminer leurs propriétés chimiques et physiques.

1.7.1 Les alcanes

Les alcanes sont des hydrocarbures saturés, c'est-à-dire qu'ils ne contiennent que des liaisons simples entre les atomes de carbone. Leur structure peut être de trois types principaux :

— **Chaîne linéaire :**

Dans ce type de structure, les atomes de carbone sont disposés en une chaîne droite, comme dans le méthane (CH_4), l'éthane (C_2H_6) ou le butane (C_4H_{10}).

— **Chaîne cyclique :**

Les atomes de carbone peuvent former un cycle, comme dans le cyclohexane (C_6H_{12}), où les atomes de carbone forment un anneau stable.

— **Chaîne ramifiée :**

Les chaînes ramifiées sont des chaînes où un ou plusieurs atomes de carbone sont liés à plusieurs autres atomes de carbone, créant une structure plus complexe.

Nomenclature des alcanes :

Les alcanes suivent la règle générale : C_nH_{2n+2} , où n représente le nombre d'atomes de carbone. Le nom de l'alcane est formé en combinant un préfixe qui indique le nombre d'atomes de carbone et le suffixe *ane* pour indiquer qu'il s'agit d'un alcane.

Formule topologique :

La formule topologique d'un alcane est une représentation simplifiée où les atomes de carbone et d'hydrogène sont implicites. Chaque coin ou point représente un atome de carbone, et les liaisons entre les sommets représentent les liaisons simples.

n	Préfixe	Formule semi-développée	Formule topologique
1	Méth	CH ₄	•
2	Éth	CH ₃ — CH ₃	—
3	Prop	CH ₃ — CH ₂ — CH ₃	
4	But	CH ₃ — CH ₂ — CH ₂ — CH ₃	
5	Pent	CH ₃ — (CH ₂) ₃ — CH ₃	
6	Hex	CH ₃ — (CH ₂) ₄ — CH ₃	
7	Hept	CH ₃ — (CH ₂) ₅ — CH ₃	
8	Oct	CH ₃ — (CH ₂) ₆ — CH ₃	
9	Non	CH ₃ — (CH ₂) ₇ — CH ₃	
10	Déc	CH ₃ — (CH ₂) ₈ — CH ₃	

1.7.2 Ramifications

Les alcanes peuvent également présenter des ramifications, où des atomes de carbone supplémentaires se lient à un atome de carbone principal, créant des structures plus complexes. Ces ramifications sont souvent appelées groupes alkyles.

— **Groupes alkyles :**

Un groupe alkyle est un groupe dérivé d'un alcane en retirant un atome d'hydrogène. Par exemple, si l'on retire un atome d'hydrogène du méthane (CH_4), on obtient le groupe méthyle (CH_3). Ces groupes alkyles sont ensuite attachés à une chaîne principale.

— **Ramification dans la chaîne principale :**

La chaîne principale peut être une chaîne linéaire, cyclique ou ramifiée elle-même, et chaque atome de carbone de la chaîne principale peut être lié à un ou plusieurs groupes alkyles. Par exemple, dans le cas du 2-méthylpropane, une ramification est présente au carbone 2 de la chaîne principale.

— **Nomination des alcanes ramifiés :**

La nomination des alcanes ramifiés suit un système de numérotation. Le but est de donner le numéro le plus bas possible aux groupes alkyles. Par exemple, pour le **2-méthylpropane**, le groupe méthyl (CH_3) est attaché au deuxième carbone de la chaîne principale.

1.7.3 Dérivés d'alcane

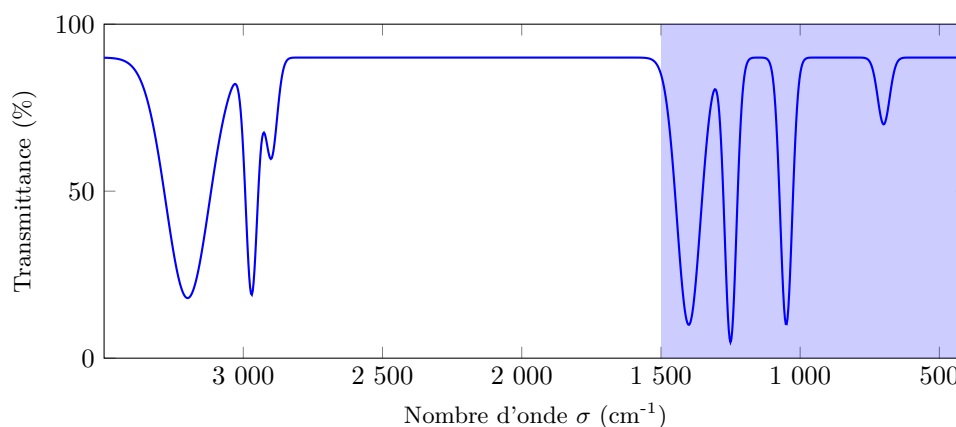
Groupes	Fonctions	Représentation	Suffixe
Hydroxyde	Alcool	R — OH	ol
Carbonyle	Aldéhyde	$\begin{array}{c} \text{O} \qquad \qquad \text{O} \\ \parallel \qquad \qquad \parallel \\ \text{H} - \text{C} - \text{H} \text{ ou } \text{R} - \text{C} - \text{H} \end{array}$	al
	Cétone	$\begin{array}{c} \text{O} \\ \parallel \\ \text{R} - \text{C} - \text{R}' \end{array}$	one
Carboxyle	Acide carboxylique	$\begin{array}{c} \text{O} \\ \parallel \\ \text{R} - \text{C} - \text{OH} \end{array}$	oïque
Ester	Ester	$\begin{array}{c} \text{O} \\ \parallel \\ \text{R} - \text{C} - \text{O} - \text{R}' \end{array}$	oate

1.7.4 Identification par spectroscopie IR

La spectroscopie infrarouge (IR) est une méthode utilisée pour identifier les groupes fonctionnels présents dans une molécule organique.

Principe : Lorsqu'une molécule est exposée à un rayonnement infrarouge, les liaisons entre les atomes peuvent vibrer (élongation ou déformation angulaire). Ces vibrations absorbent l'énergie IR à des fréquences caractéristiques.

Spectre IR : Voici le spectre IR d'un composé organique fictif.



Sur ce spectre, plusieurs bandes d'absorption importantes sont visibles. Voici comment on peut les interpréter :

- **Zone d'empreinte** ($\leq 1500 \text{ cm}^{-1}$) : Cette zone contient de nombreuses bandes complexes spécifiques à chaque molécule. Elle est souvent utilisée pour comparer deux molécules entre elles. Sur le graphe, cette zone est indiquée en bleu clair.
- **Zone fonctionnelle** ($\geq 1500 \text{ cm}^{-1}$) : C'est dans cette zone qu'on identifie les groupes fonctionnels caractéristiques de la molécule. Les bandes observées sont liées aux vibrations des liaisons chimiques dans la molécule. Voici les principales bandes :

Liaison	Nombre d'onde σ (cm⁻¹)	Intensité
O — H _{libre}	3580 - 3650	Forte ; fine
O — H _{lié}	3200 - 3400	Forte ; large
N — H	3100 - 3500	Moyenne
C — H	2750 - 3100	Moyenne
O — H _{acide c.}	2500 - 3200	Forte ; large
C = O _{ester}	1700 - 1740	Forte
C = O _{carbon.}	1650 - 1730	Forte
C = O _{acide}	1680 - 1710	Forte
C = C	1625 - 1685	Moyenne