

TUTORAT SANTE STRASBOURG



CAHIER DE REMISE À NIVEAU

PREMIERE ET TERMINALE

Chimie

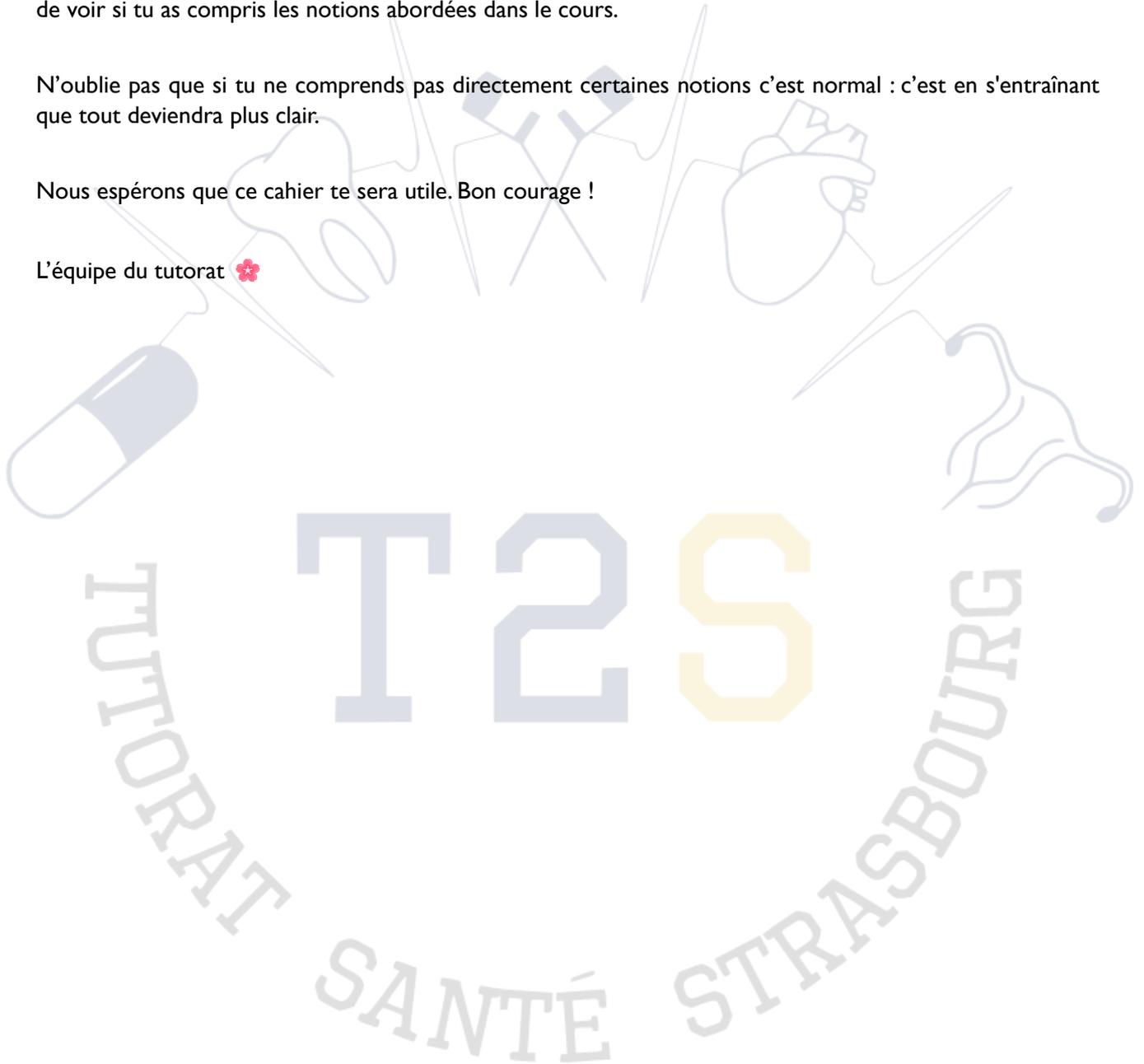
PREAMBULE

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 !

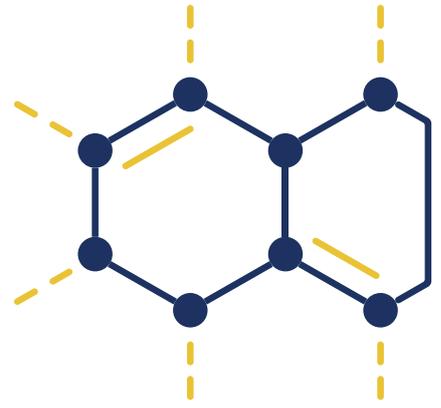
L'équipe du tutorat 



SOMMAIRE

PREMIÈRE	4
Composition chimique d'un système	5
Composition chimique des solutions	10
Evolution d'un système	11
Réactions d'oxydo-réduction	19
Structure et polarité d'une entité	25
Propriétés d'une espèce chimique	26
Structure des entités organiques.....	27
TERMINALE	32
Modélisation des transformations acide-base	33
Equilibre acide-base	37
Evolution temporelle d'une transformation chimique.....	39
Structure et optimisation en chimie organique.....	44

TUTORAT
T2S
SANTÉ STRASBOURG



CHIMIE

REMISE À NIVEAU

PREMIÈRE



COMPOSITION CHIMIQUE D'UN SYSTEME

Cours et exercices

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=SPmw2WrTaz4>

I. 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.

II. 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 → 35,5		

III. La masse molaire moléculaire

<https://www.lelivrescolaire.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 $M(\text{CO}_2) = M(\text{C}) + 2 \times M(\text{O}) = 12 + 2 \times 16 = 44 \text{ g/mol}$.

IV. 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>

I. 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)
---------------	---

II. 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)
---------------	--

III. 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 :

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

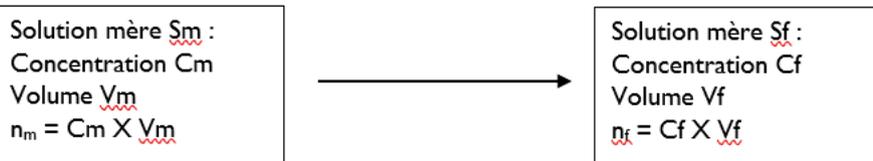
Avec :	<ul style="list-style-type: none"> ▶ m : masse (en g) ▶ M : masse molaire (en g/mol) ▶ C : concentration molaire (en mol/L) ▶ n : quantité de matière (en mol) ▶ V_s : volume de la solution (en L)
---------------	--

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

- Peser la masse $m = \dots$ g de solide
- Introduire le solide pesé dans une fiole jaugée de volume $V = \dots$ 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 $C_m \times V_m = C_f \times V_f$. 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 $V_m = \dots$ mL de solution mère avec une pipette jaugée de volume défini et préalablement conditionnée
- Introduire le volume prélevée dans une fiole jaugée de volume $V = \dots$ 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)
---------------	---

VI. 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 $C = 0.2 \text{ mol/L}$. 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

Ce cours n'a pas pu être traité cette année dans la remise à niveau. Il sera traité ultérieurement.

Voici quelques ressources de cours pour comprendre cette notion :

- PARTIE 1 : Concentration d'une solution : <https://youtu.be/60RX4DxnyBQ>
- PARTIE 2 : Couleurs et absorbances : <https://youtu.be/l33Flm7-09o>
- PARTIE 3 : Loi de Beer Lambert : <https://youtu.be/P65SvG00qgA>

Afin de vous perfectionner, voici quelques exercices d'application corrigés en vidéo. Nous vous conseillons d'effectuer les exercices puis de regarder la correction afin de voir si la notion est maîtrisée.

Exercice d'entraînement 1 :

Pour réaliser une des solutions d'une échelle de teinte on utilise une fiole jaugée de 100 mL et une pipette de 10 mL. La solution mère est de concentration $c_0 = 0,050 \text{ mol. L}^{-1}$.

Quelle est la concentration c_1 de la solution obtenue ?

Correction en vidéo : <https://youtu.be/FOAue9tYRDs>

Exercice d'entraînement 2 :

Nous vous renvoyons vers cette vidéo qui présente un exercice de titration :

<https://youtu.be/9Qoddx6e9Gao>

Exercice d'entraînement 3 :

Voici un dernier exercice afin de vous exercer sur les calculs d'absorbance : <https://youtu.be/iUFSSCqFJZw>

ÉVOLUTION D'UN SYSTÈME CHIMIQUE

Cours et exercices

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 :



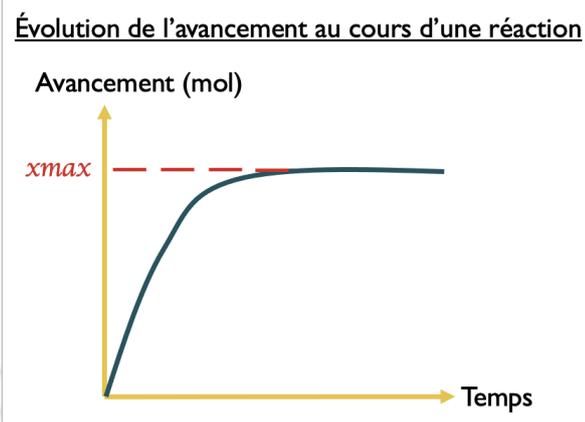
Voir la correction à la fin du chapitre et la méthode de l'équation à la fin du chapitre, dans la partie « correction ».

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.



2. Coefficients stoechiométriques

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

- 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 stoechiométriques 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	\rightarrow	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 formés 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 :
- ▶ $n_0(A)$: 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

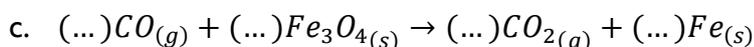
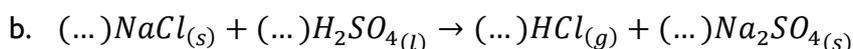
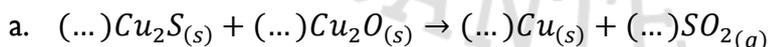
Dans le cas d'une réaction **limitée**, équilibrée ou quantitative, l'avancement final x_{final} peut être inférieur à l'avancement maximal x_{max} . Il faudra remplacer la flèche \rightarrow de la réaction par une double flèche \rightleftharpoons .

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.

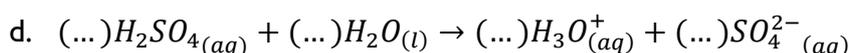
IV. Exercices

a. Équilibrer une réaction

Équilibrer les réactions suivantes grâce aux nombres stœchiométriques :

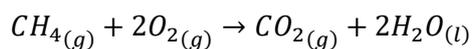


Équilibrer la réaction suivante grâce aux nombres stœchiométriques et en respectant les charges :



b. Tableau d'avancement

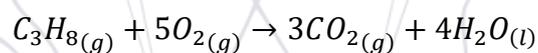
Exercice 1 : Soit le tableau d'avancement suivant :



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 ?

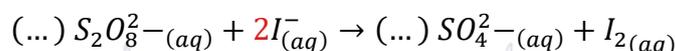
TUTORAT
T2S
SANTÉ STRASBOURG

Corrections des exercices

I. Partie cours

Exercice d'entraînement 1 :

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



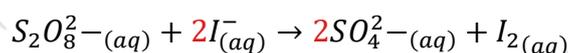
- 2^{ème} étape : Équilibrer les S et O en même temps.



- 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 :

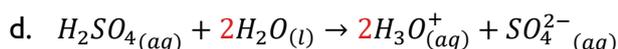
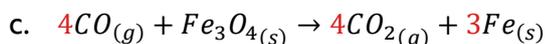
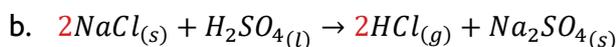
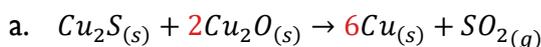
$$x_{max}(A) = \frac{n_0(A)}{a} = \frac{20}{4} = 5 \text{ mol}$$

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

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

II. Partie exercices

a. Équilibrer une réaction



b. 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 : $\xi_{\max}(\text{O}_2) < \xi_{\max}(\text{CH}_4)$

En remplaçant ξ_{\max} par $\xi_{\max}(\text{O}_2) = 3 \text{ mol}$, 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	$\xi = 0$	$n_i(\text{C}_3\text{H}_8)$			$n_i(\text{O}_2)$			0			0	
Final	ξ_f	$n_i(\text{C}_3\text{H}_8) - 1\xi_f$			$n_i(\text{O}_2) - 5\xi_f$			$3\xi_f$			$4\xi_f$	

- 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 C_3H_8	+	5 O_2	→	3 CO_2	+	4 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 .

REACTIONS D'OXYDO-REDUCTION

Cours et exercices

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

Électro-négativité

IUPAC Periodic Table of the Elements

Key: atomic number Symbol name abridged standard atomic weight																			
1 H hydrogen 1.008 ± 0.0002			2 He helium 4.0026 ± 0.0001															18 He helium 4.0026 ± 0.0001	
3 Li lithium 6.94 ± 0.001	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 ± 0.002	16 S sulfur 32.06 ± 0.001	17 Cl chlorine 35.45 ± 0.01	18 Ar argon 39.95 ± 0.16
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 ± 0.001	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 72.63 ± 0.001	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 ± 0.01	43 Tc technetium [97]	44 Ru ruthenium 101.07 ± 0.02	45 Rh rhodium 101.07 ± 0.01	46 Pd palladium 106.42 ± 0.01	47 Ag silver 107.87 ± 0.01	48 Cd cadmium 112.41 ± 0.01	49 In indium 114.82 ± 0.01	50 Sn tin 118.71 ± 0.01	51 Sb antimony 121.76 ± 0.01	52 Te tellurium 127.60 ± 0.01	53 I iodine 126.90 ± 0.01	54 Xe xenon 131.29 ± 0.01		
55 Cs cesium 132.91 ± 0.01	56 Ba barium 137.33 ± 0.01	57-71 lanthanoids	72 Hf hafnium 178.49 ± 0.01	73 Ta tantalum 180.95 ± 0.01	74 W tungsten 183.84 ± 0.01	75 Re rhenium 186.21 ± 0.01	76 Os osmium 190.23 ± 0.01	77 Ir iridium 192.22 ± 0.01	78 Pt platinum 195.08 ± 0.02	79 Au gold 196.967 ± 0.001	80 Hg mercury 200.59 ± 0.01	81 Tl thallium 204.38 ± 0.01	82 Pb lead 207.2 ± 1.1	83 Bi bismuth 208.98 ± 0.01	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 [271]	111 Rg roentgenium [272]	112 Cn copernicium [285]	113 Nh nihonium [286]	114 Fl flerovium [289]	115 Mc moscovium [290]	116 Lv livermorium [293]	117 Ts tennessine [294]	118 Og oganesson [294]		
57 La lanthanum 138.91 ± 0.01	58 Ce cerium 140.12 ± 0.01	59 Pr praseodymium 140.91 ± 0.01	60 Nd neodymium 144.24 ± 0.01	61 Pm promethium [145]	62 Sm samarium 150.36 ± 0.02	63 Eu europium 151.96 ± 0.01	64 Gd gadolinium 157.25 ± 0.01	65 Tb terbium 158.93 ± 0.01	66 Dy dysprosium 162.50 ± 0.01	67 Ho holmium 164.93 ± 0.01	68 Er erbium 167.26 ± 0.01	69 Tm thulium 168.93 ± 0.01	70 Yb ytterbium 173.05 ± 0.02	71 Lu lutetium 174.967 ± 0.001					
89 Ac actinium [227]	90 Th thorium 232.04 ± 0.01	91 Pa protactinium 231.04 ± 0.01	92 U uranium 238.03 ± 0.01	93 Np neptunium [237]	94 Pu plutonium [244]	95 Am americium [243]	96 Cm curium [247]	97 Bk berkelium [247]	98 Cf californium [251]	99 Es einsteinium [252]	100 Fm fermium [257]	101 Md mendelevium [258]	102 No nobelium [259]	103 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 entoure** 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 **demi-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.

III. 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 (SO₂)**

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 (I₂)** :

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 :

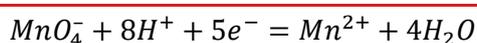
1) Pour chaque couple d'oxydant/réducteur, on peut écrire une demi-équation sous la forme **Ox = Re - ne⁻** ou bien dans l'autre sens **Re = Ox + ne⁻**. Pour cela, on applique la méthode suivante :

- 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'**H₂O**
- 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 **MnO₄⁻/Mn²⁺** on applique la méthode étape par étape :

- **MnO₄⁻ = Mn²⁺**
- L'élément **Mn** est déjà équilibré puisqu'il y en a autant du côté des réactifs que du côté des produits
- **MnO₄⁻ = Mn²⁺ + 4H₂O**
- **MnO₄⁻ + 8H⁺ = Mn²⁺ + 4H₂O**
- **MnO₄⁻ + 8H⁺ + 5e⁻ = Mn²⁺ + 4H₂O**

La première demi-équation est donc :

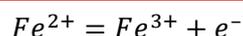


On applique la même méthode pour le couple **Fe³⁺/Fe²⁺**, qui ne comporte pas d'autre élément chimique que le Fer, donc il suffit d'équilibrer les charges en rajoutant un électron :



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.

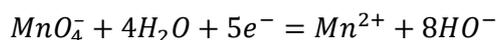
Pour la deuxième demi-équation trouvée à la question 1), il n'y a aucun ion hydrogène qui entre en jeu, nous n'avons donc pas besoin de la changer, elle reste :



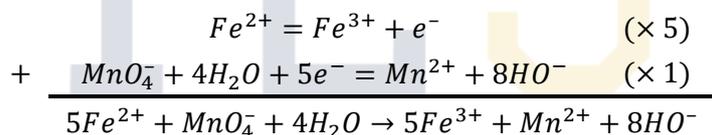
Cependant, la première demi-équation fait apparaître des ions hydrogène, il est donc nécessaire de la modifier car ce serait la réaction en milieu acide.

- 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 POLARITE D'UNE ENTITE

Ce cours n'a pas pu être traité cette année dans la remise à niveau. Il sera traité ultérieurement.

Voici quelques ressources de cours pour comprendre cette notion :

- Structure et polarité d'une molécule : <https://youtu.be/-J8IFIJSVF0>
- Déterminer la polarité d'une molécule : https://youtu.be/8lvc_hF9Htg
- Déterminer la géométrie d'une molécule : <https://youtu.be/ZuuauzLjXsw>

Pour vous exercer, voici quelques exercices :

- Molécule polaire/apolaire : <https://youtu.be/G2uBenGqmTE>
- Schéma de Lewis : <https://www.youtube.com/watch?v=z8RFZDtfRH8>
- Schéma de Lewis : <https://youtu.be/2wgq3NzFssc>
- Polarité : <https://youtu.be/d7DxFKz3u2E>



PROPRIETES D'UNE ESPECE CHIMIQUE

Ce cours n'a pas pu être traité cette année dans la remise à niveau. Il sera traité ultérieurement.

Voici quelques ressources de cours pour comprendre cette notion :

- Interpréter les propriétés chimiques : <https://youtu.be/bUK7md4iafo>
- Miscibilité, solubilité, extraction : <https://youtu.be/G0Xg9SRsrDU>
- BONUS : propriétés du savon : <https://youtu.be/maMImIk8vFc>

Voici un exercice sur la cohésion de la matière corrigé en vidéo : <https://youtu.be/QKUakb2GsAk>



STRUCTURE DES ENTITES ORGANIQUES

Cours et exercices

I. La structure des molécules

1. Molécule organique

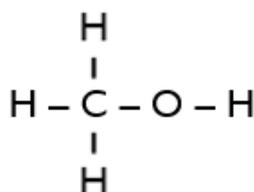
Une molécule est un ensemble d'atomes reliés entre eux par des liaisons. Elle est **électriquement neutre**.

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=l2jxhqaL330>

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 :

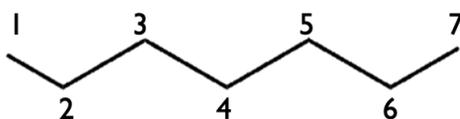
Nombre de carbones	Préfixe
1	Méth-
2	Eth-
3	Prop-
4	But-
5	Pent-
6	Hex-
7	Hept-
8	Oct-
9	Non-
10	Déca-
11	Undéca-
12	Dodéca-

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**.

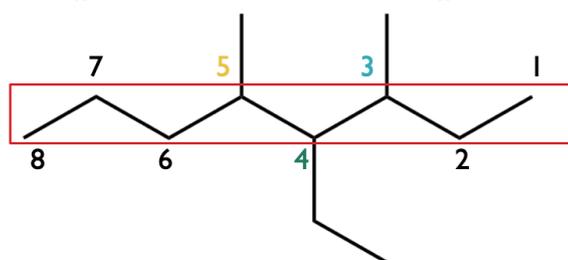
Nombre de groupes alkyles identiques	Préfixe
2	Di-
3	Tri-
4	Tetra-

a. Exemple I



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**.

a. 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.

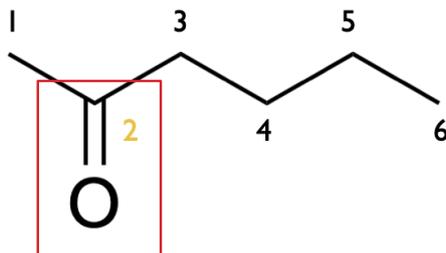
Le reste de la nomenclature pour les groupes alkyles et de la chaîne principale reste identique.

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	$R - OH$	$R - \overset{\text{O}}{\parallel} CH$ En bout de chaîne	$R - \overset{\text{O}}{\parallel} C - R$	$R - \overset{\text{O}}{\parallel} C - OH$ 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 attribuons ainsi le suffixe *-one*. Nous pouvons ensuite numérotter les carbones de la chaîne. Nous commençons à numérotter 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**.

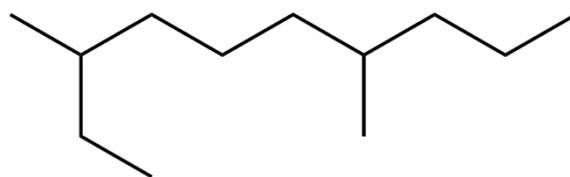
Tu peux également trouver d'autres exemples dans cette vidéo : <https://www.youtube.com/watch?v=6a8W9Sy7xig>

III. Exercices

Exercice 1 : Considérez la molécule suivante :

Choisir la bonne réponse. Cette molécule se nomme :

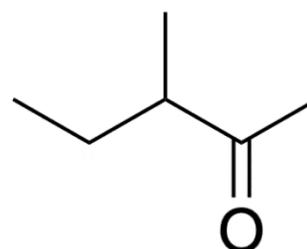
1. 2-éthyl,6-méthylnonane
2. 8-éthyl,4-méthylnonane
3. 4,8-diméthyldécane
4. 3,7-diméthyldécane



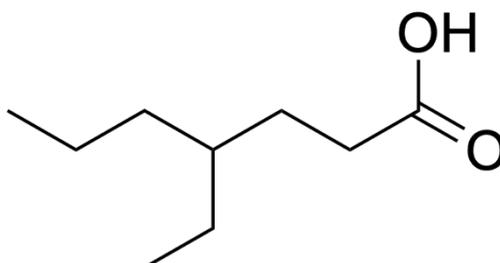
Exercice 2 : Considérez la molécule suivante :

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



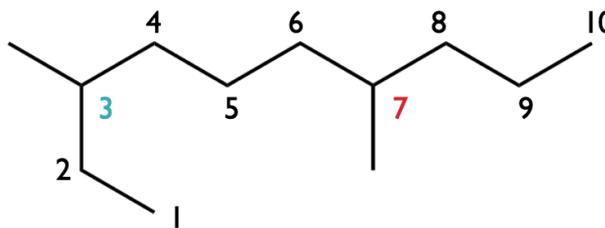
Exercice 3 : Nommez la molécule suivante :



Correction

Exercice 1 :

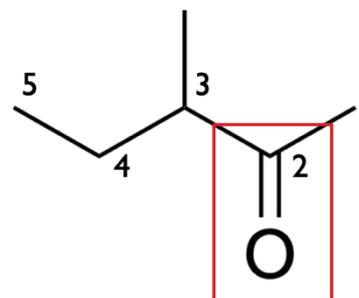
- Cette molécule est un alcane, son suffixe est donc *-ane*.
- Commençons par identifier la chaîne principale. Pour cela il faut trouver la chaîne principale, celle-ci comporte le plus de carbones. Ici la chaîne la plus longue comporte 10 carbones, nous utiliserons donc le préfixe *déca-*
- Ensuite nous voulons déterminer par quel bout de chaîne il faut commencer à numéroté. Nous observons deux groupes alkyles. En commençant à numéroté 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 numéroté 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 :

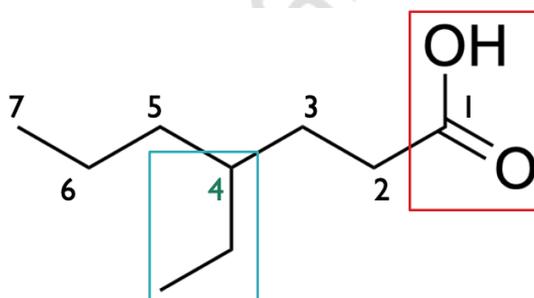
- Cette molécule possède un groupe cétone, le suffixe est donc *-one*.
- La chaîne principale est la chaîne la plus longue et comporte 5 carbones, nous utiliserons donc le préfixe *penta-*. Afin que le groupe cétone soit lié au carbone de plus petit numéro, il faut commencer à numéroté la chaîne par 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.



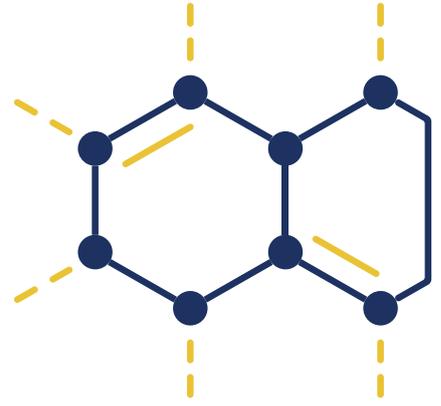
Cette molécule se nomme donc bien **3-méthylpentan-2-one (réponse : 3)**

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.
- 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 numéroté 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 4^{ème} position.



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



CHIMIE

REMISE À NIVEAU

TERMINALE



MODELISATION DES TRANSFORMATIONS ACIDE-BASE

Cours

I. Les acides et les bases

1. 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 Brønsted, 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-}

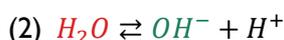
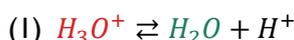
2. Espèce ampholyte

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.

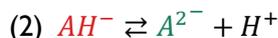


3. Demi-équation

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_H3ylFvQ

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 H_2O et l'ammoniac NH_3 :

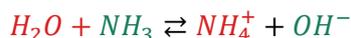
I. Identification des 2 couples : H_2O/OH^- et NH_4^+/NH_3

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 : H_3O^+/H_2O et H_2O/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.

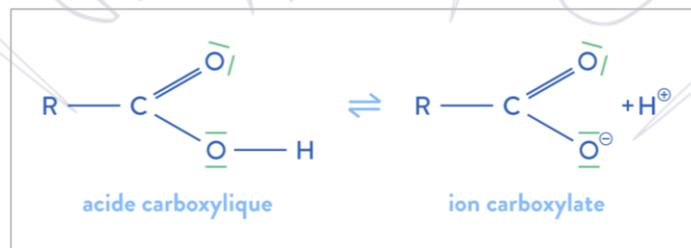
Exemples de liaisons polarisées : $O-H$; $N-H$; $H-Cl$; $H-Br$; $H-I$

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 ($-COOH$).



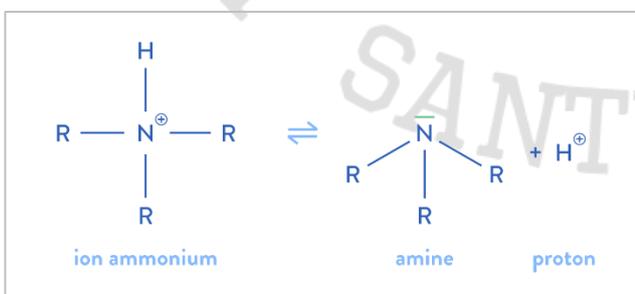
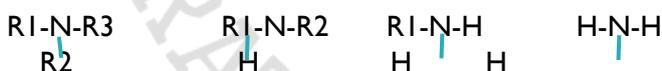
Exemple : Acide carboxylique
Source de l'image : © SchoolMouv

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



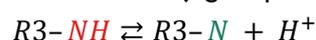
3. Le cas des amines

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 R_3N 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 :



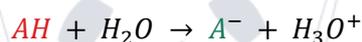
ÉQUILIBRE ACIDE-BASE

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**.

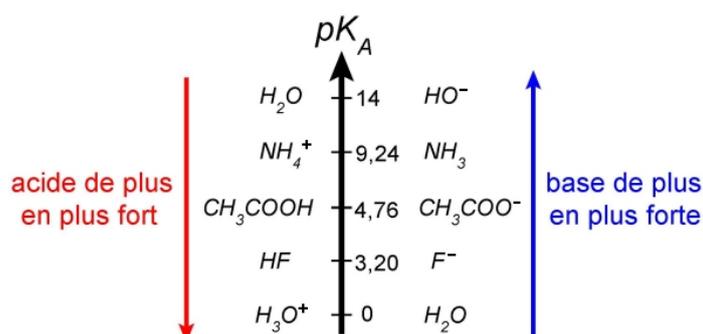
Le pK_A d'un couple acide-base est défini par la formule :

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

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^- .



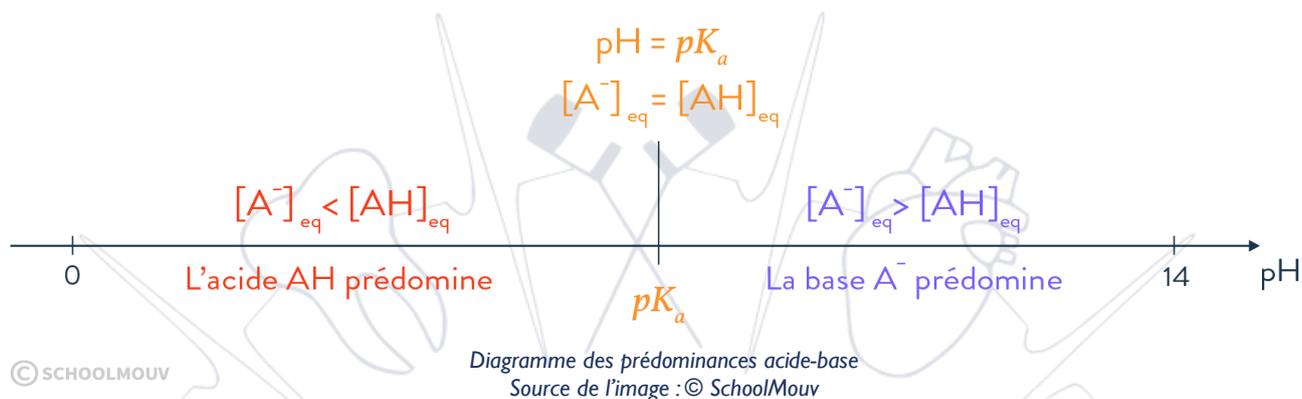
Source de l'image : ©Maxicours

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=9eMwqc2OFjo>
- Transformation acide-base : <https://www.youtube.com/watch?v=iNaDwIRAQ5U>
- Équation de réaction acido-basique : <https://www.youtube.com/watch?v=rzx8NnQZHww>

ÉVOLUTION TEMPORELLE D'UNE TRANSFORMATION CHIMIQUE

Cours et exercices

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^{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

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

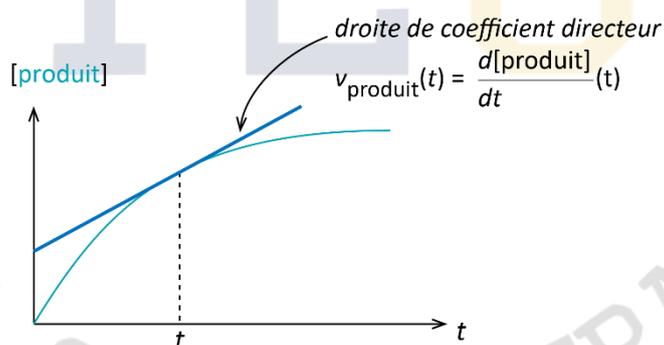
- **Vitesse volumique d'apparition d'un produit**

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 $mol \cdot L^{-1} \cdot s^{-1}$
 - ▶ $[P]$: la concentration du produit P en $mol \cdot L^{-1}$



Évolution de la concentration du produit en fonction du temps

Source de l'image : © Éduscol

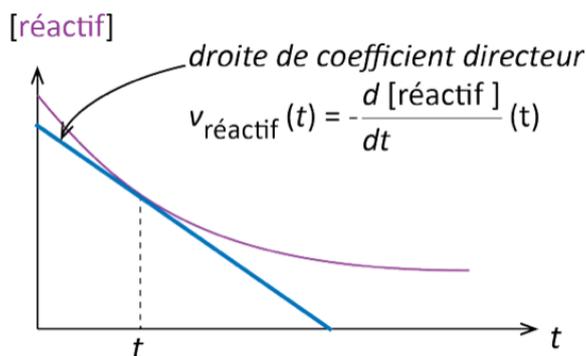
- **Vitesse volumique de disparition d'un réactif**

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

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

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

- Avec :
- ▶ $V_{disp}(R)_t$: la vitesse volumique de disparition d'un réactif en $mol \cdot L^{-1} \cdot s^{-1}$
 - ▶ $[R]$: la concentration du réactif R en $mol \cdot L^{-1}$



Évolution de la concentration du réactif en fonction du temps
 Source de l'image : © Éduscol

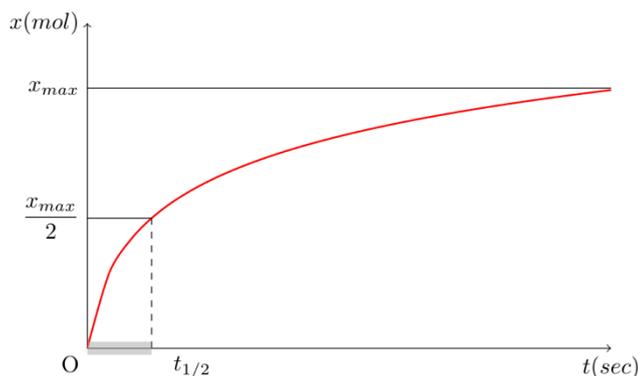
2. Temps de demi-réaction

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.

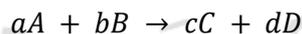
La durée de demi-réaction peut se déterminer graphiquement :



Courbe d'évolution de la concentration molaire de x en fonction du temps t
 Source de l'image : © bachoteur.com

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 I 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 I ? <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 : $[A]_t = [A]_0 \times e^{-kt}$

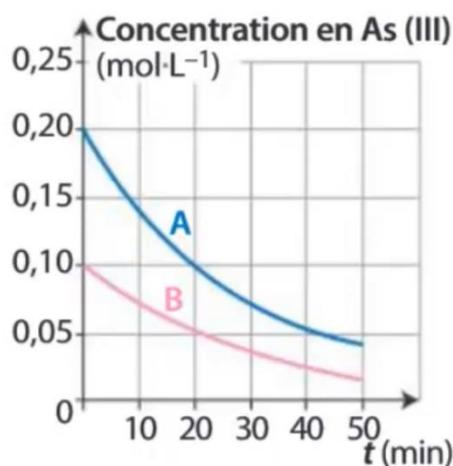
IV. Exercices

Exercice 1 : Soit la réaction suivante : $N_2O_{5(g)} \rightleftharpoons N_2O_{4(g)} + (\frac{1}{2})O_{2(g)}$

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

$[N_2O_5] (10^{-4} \text{ mol} \cdot L^{-1})$	2,00	4,00	6,00	8,00	10,00
$V (10^{-8} \text{ mol} \cdot L^{-1} \cdot s^{-1})$	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 :

$[N_2O_5] (10^{-4} \text{ mol} \cdot L^{-1})$	2,00	4,00	6,00	8,00	10,00
$V (10^{-8} \text{ mol} \cdot L^{-1} \cdot s^{-1})$	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.

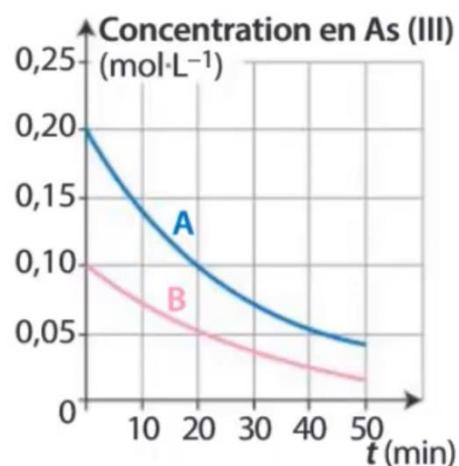
On a $[A]_i = 0,20 \text{ mol} \cdot L^{-1}$ et $[B]_i = 0,10 \text{ mol} \cdot L^{-1}$

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

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

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

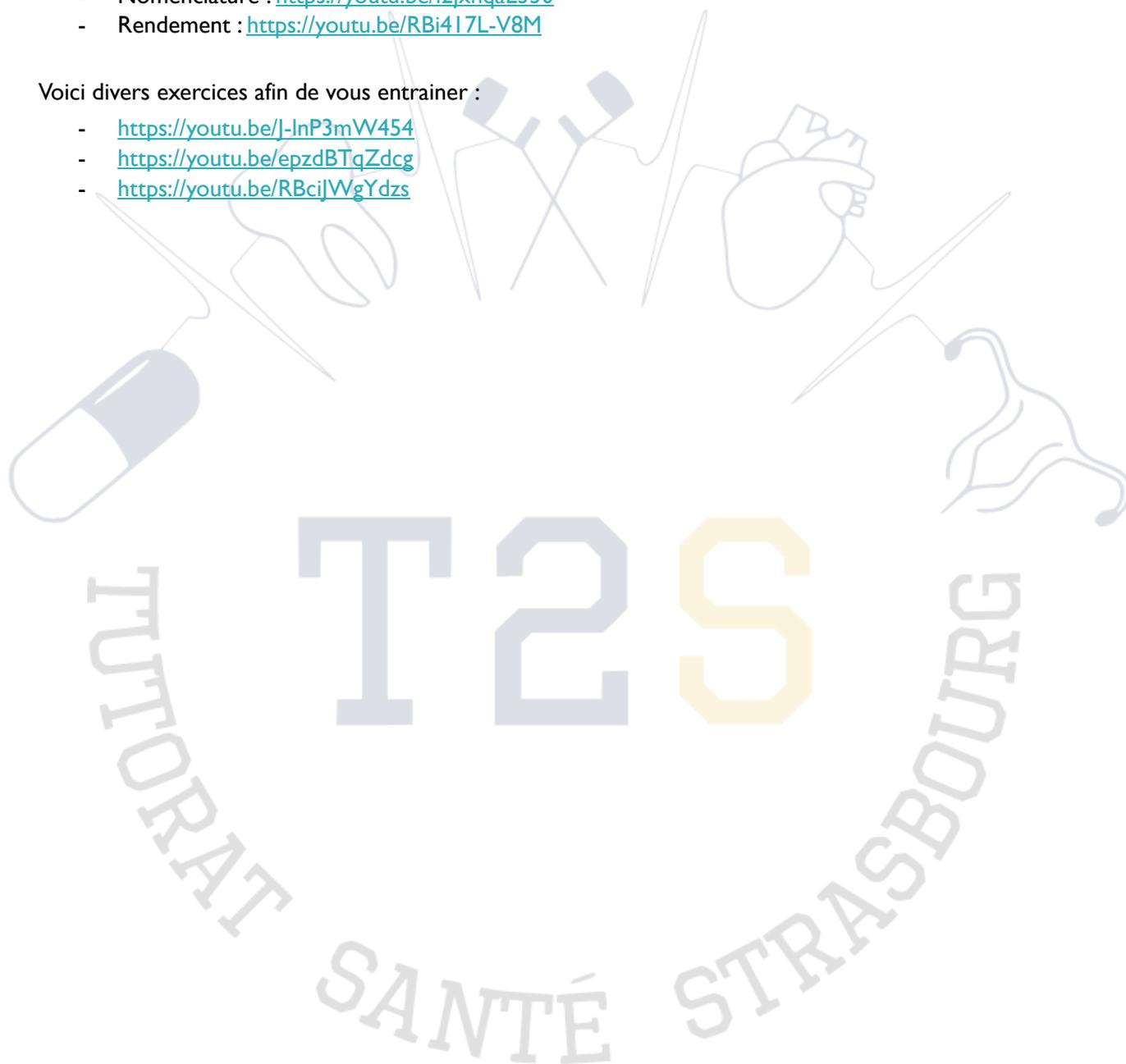
Ce cours n'a pas pu être traité cette année dans la remise à niveau. Il sera traité ultérieurement.

Voici quelques ressources de cours pour comprendre cette notion :

- Molécules organiques : <https://youtu.be/FtlkbXV9pKU>
- Nomenclature : <https://youtu.be/l2jxhqaL330>
- Rendement : <https://youtu.be/RBi4I7L-V8M>

Voici divers exercices afin de vous entraîner :

- <https://youtu.be/-lnP3mV454>
- <https://youtu.be/epzdBTqZdcg>
- <https://youtu.be/RBcijWgYdzs>



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 permettrons 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



TUTORAT
SANTÉ STRASBOURG

