



Fiche : Quantité de matière, concentrations et solutions

FICHE • C01 • PREMIÈRE

Spécialité de première, programme officiel. Cours original rédigé avec une IA. Le cours de ton enseignant fait foi.

Sommaire du cours

L'essentiel	1
Formules et définitions à connaître	2
Pièges à éviter	2
Je me teste	3

L'essentiel

- Une mole contient exactement $6,022\,140\,76 \times 10^{23}$ entités, nombre fixé par définition.
- La quantité de matière n d'un échantillon se calcule par $n = N / N_A$, avec $N_A = 6,02 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$.
- La masse molaire d'une molécule est la somme des masses molaires atomiques de tous ses atomes.
- La masse molaire d'un ion est celle des atomes qui le composent, car la masse des électrons est négligeable.
- L'eau de cristallisation d'un sel hydraté compte dans sa masse molaire : $M(\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}) = 249,6 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$ contre $159,6 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$ pour CuSO_4 .
- Pour un liquide pur, on passe du volume à la masse par la masse volumique : $m = \rho \times V$, puis $n = m / M$.
- Pour un gaz, le volume molaire V_m ne dépend que de la température et de la pression, pas de la nature du gaz (loi d'Avogadro-Ampère).
- Une solution est un mélange homogène d'un ou plusieurs solutés dissous dans un solvant ; au-delà de la solubilité, elle est saturée.
- La concentration se calcule toujours avec le volume de la solution, pas celui du solvant.
- Un solide ionique se dissocie en ions : pour CaCl_2 de concentration apportée C , $[\text{Ca}^{2+}] = C$ et $[\text{Cl}^-] = 2C$.
- Une solution est électriquement neutre : la somme des charges positives égale celle des charges négatives.
- Une solution de concentration précise se prépare dans une fiole jaugée : peser, dissoudre, rincer, compléter au trait, homogénéiser.
- Lors d'une dilution, la quantité de soluté se conserve : $C_0 \times V_0 = C_1 \times V_1$.
- Le prélèvement d'une dilution se fait à la pipette jaugée rincée avec la solution mère.
- La concentration d'une solution commerciale se calcule à partir du pourcentage massique et de la densité, en raisonnant sur un litre.



Formules et définitions à connaître

Grandeur	Formule	Unités	Condition de validité
Quantité de matière	$n = N / N_A$	mol ; N_A en mol^{-1}	toujours
Lien masse et quantité	$n = m / M$	m en g, M en $\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$	toujours
Masse volumique	$\rho = m / V$	$\text{g} \cdot \text{mL}^{-1}$ ou $\text{kg} \cdot \text{m}^{-3}$	toujours
Densité	$d = \rho / \rho(\text{eau})$	sans unité	liquide ou solide
Volume molaire	$n = V / V_m$	V en L, V_m en $\text{L} \cdot \text{mol}^{-1}$	gaz seulement, V_m de la bonne température
Concentration en masse	$C_m = m(\text{soluté}) / V(\text{solution})$	$\text{g} \cdot \text{L}^{-1}$	soluté dissous
Concentration en quantité de matière	$C = n(\text{soluté}) / V(\text{solution})$	$\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$	soluté dissous
Lien entre concentrations	$C_m = C \times M$		même soluté
Dilution	$C_0 \times V_0 = C_1 \times V_1$	volumes dans la même unité	ajout de solvant seul
Facteur de dilution	$F = C_0 / C_1 = V_1 / V_0$	sans unité, $F > 1$	dilution
Solution commerciale	$C_0 = w \times \rho(\text{solution}) / M$	ρ en $\text{g} \cdot \text{L}^{-1}$	w en fraction (0,37 pour 37 %)

Valeurs de V_m sous pression atmosphérique : $22,4 \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1}$ à 0°C , $24,0 \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1}$ à 20°C , $24,5 \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1}$ à 25°C .

Pièges à éviter

- Oublier de convertir les mL en L avant de calculer une concentration.
- Confondre concentration en masse et masse volumique, qui ont la même unité.
- Oublier l'eau de cristallisation dans la masse molaire d'un sel hydraté.



- Donner $[\text{Cl}^-] = C$ pour CaCl_2 au lieu de $2C$, faute d'avoir écrit l'équation de dissolution.
- Utiliser le volume molaire pour un liquide ou un solide.
- Prendre comme V_1 le volume d'eau ajoutée au lieu du volume total de la solution fille.
- Rincer la pipette à l'eau distillée au lieu de la rincer avec la solution à prélever.

Je me teste

1. Que vaut N_A ? $\rightarrow 6,02 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$.
2. Masse molaire de H_2O ? $\rightarrow 18,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$.
3. Quantité de matière dans 9,0 g de glucose ($M = 180,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$) ? $\rightarrow 5,0 \times 10^{-2} \text{ mol}$.
4. Volume de 0,25 mol de gaz à 20°C ? $\rightarrow 6,0 \text{ L}$.
5. Relation entre C_m et C ? $\rightarrow C_m = C \times M$.
6. $[\text{Cl}^-]$ dans une solution de CaCl_2 à $0,100 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$? $\rightarrow 0,200 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.
7. Quelle verrerie pour préparer une solution de concentration précise ? $\rightarrow$ Une fiole jaugée.
8. Volume à prélever pour une dilution au dixième dans une fiole de 100,0 mL ? $\rightarrow 10,0 \text{ mL}$.
9. Que se conserve lors d'une dilution ? $\rightarrow$ La quantité de matière de soluté.
10. Concentration d'une solution de HCl à 37 % de densité 1,19 ($M = 36,5 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$) ? $\rightarrow$ Environ $12 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.



Fiche : Suivi d'une transformation : avancement et réactif limitant

FICHE • C02 • PREMIÈRE

Spécialité de première, programme officiel. Cours original rédigé avec une IA. Le cours de ton enseignant fait foi.

Sommaire du cours

L'essentiel	1
Formules et définitions à connaître	2
Pièges à éviter	2
Je me teste	2

L'essentiel

- Une transformation chimique fait passer un système d'un état initial à un état final ; la réaction chimique en est le modèle.
- Une équation de réaction conserve les éléments chimiques et les charges électriques.
- On ajuste une équation en modifiant uniquement les nombres stœchiométriques, jamais les indices des formules.
- Les nombres stœchiométriques indiquent les proportions dans lesquelles les réactifs sont consommés et les produits formés.
- L'avancement x , en mol, décrit l'état du système : à l'avancement x , on a consommé $a \cdot x$ mol de A et formé $c \cdot x$ mol de C.
- Le tableau d'avancement ne contient que des quantités de matière, exprimées dans la même unité.
- Le réactif limitant est celui qui est entièrement consommé le premier ; les autres sont en excès.
- L'avancement maximal est la plus petite des valeurs $n_0(\text{réactif}) / \text{coefficient}$.
- Le réactif présent en plus grande quantité peut être le réactif limitant s'il est consommé en plus grande proportion.
- Un mélange est stœchiométrique quand $n_0(A)/a = n_0(B)/b$: tous les réactifs sont épuisés ensemble si la transformation est totale.
- La masse totale d'un système fermé se conserve ; la perte de masse d'un système ouvert mesure la masse de gaz dégagé.
- Une transformation est totale si $x_f = x_{\max}$, non totale si $x_f < x_{\max}$; dans ce cas réactifs et produits coexistent dans l'état final.
- $x_{\max}$ se calcule à partir de l'état initial ; x_f se détermine par une mesure (masse, volume de gaz, concentration).
- Le taux d'avancement final $\tau = x_f / x_{\max}$ est compris entre 0 et 1.



Formules et définitions à connaître

Grandeur	Expression	Unité	Remarque
Quantité d'un réactif A à l'avancement x	$n(A) = n_0(A) - a \cdot x$	mol	a coefficient de A
Quantité d'un produit C à l'avancement x	$n(C) = n_0(C) + c \cdot x$	mol	c coefficient de C
Avancement maximal	$x_{\max} = \text{plus petite valeur de } n_0(\text{réactif}) / \text{coefficient}$	mol	calculé sur l'état initial
Mélange stœchiométrique	$n_0(A)/a = n_0(B)/b$		pas de réactif en excès
Taux d'avancement final	$\tau = x_f / x_{\max}$	sans unité	$\tau = 1$ si totale
Conversions finales	$m = n \times M$; $V(\text{gaz}) = n \times V_m$; $C = n / V(\text{solution})$	g ; L ; $\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$	$V(\text{solution}) = \text{volume total}$

Pièges à éviter

- Comparer les quantités initiales brutes au lieu des rapports $n_0 / \text{coefficient}$.
- Oublier le coefficient devant x pour un réactif ou un produit (écrire x au lieu de 2x).
- Mettre des masses ou des concentrations dans le tableau d'avancement.
- Diviser par le volume d'une seule solution au lieu du volume total après mélange.
- Annoncer qu'une transformation est totale sans mesure ni indication de l'énoncé.
- Oublier les ions spectateurs quand on demande toutes les concentrations finales.

Je me teste

1. Ajuster $\text{C}_3\text{H}_8 + \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$. $\rightarrow \text{C}_3\text{H}_8 + 5 \text{O}_2 \rightarrow 3 \text{CO}_2 + 4 \text{H}_2\text{O}$.
2. Quantité de B consommée à l'avancement x pour $a \text{A} + b \text{B} \rightarrow \text{produits}$? $\rightarrow b \cdot x$.
3. Comment trouver $x_{\max}$? $\rightarrow$ Plus petite valeur de $n_0(\text{réactif}) / \text{coefficient}$.
4. $2 \text{H}_2 + \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{H}_2\text{O}$ avec 3,0 mol de H_2 et 2,0 mol de O_2 : réactif limitant ? $\rightarrow \text{H}_2$, $x_{\max} = 1,5 \text{ mol}$.
5. Condition d'un mélange stœchiométrique ? $\rightarrow n_0(A)/a = n_0(B)/b$.
6. Que contient l'état final d'un mélange stœchiométrique après une transformation totale ? $\rightarrow$ Uniquement les produits et les espèces spectatrices.
7. Définition d'une transformation non totale ? $\rightarrow x_f < x_{\max}$, réactifs et produits coexistent dans l'état final.
8. $x_{\max} = 0,20 \text{ mol}$ et $x_f = 0,15 \text{ mol}$: taux d'avancement final ? $\rightarrow 0,75$.
9. Que mesure la perte de masse d'un bécher où se dégage un gaz ? $\rightarrow$ La masse de gaz formé.
10. Quelle loi permet de contrôler un bilan en système fermé ? $\rightarrow$ La conservation de la masse.

Fiche : Oxydoréduction

FICHE • C03 • PREMIÈRE

Spécialité de première, programme officiel. Cours original rédigé avec une IA. Le cours de ton enseignant fait foi.

Sommaire du cours

L'essentiel	1
Formules et définitions à connaître	2
Pièges à éviter	2
Je me teste	3

L'essentiel

- Un oxydant est une espèce capable de capter un ou plusieurs électrons ; un réducteur est une espèce capable d'en céder.
- Une oxydation est une perte d'électrons, une réduction est un gain d'électrons.
- L'oxydant subit une réduction, le réducteur subit une oxydation.
- Un oxydant et un réducteur conjugués forment un couple noté Ox/Red, l'oxydant écrit en premier.
- La demi-équation électronique d'un couple s'écrit $\text{Ox} + n e^- = \text{Red}$, les électrons toujours du côté de l'oxydant.
- En milieu acide, on équilibre l'élément principal, puis l'oxygène avec H_2O , puis l'hydrogène avec H^+ , puis les charges avec e^- .
- Une réaction d'oxydoréduction est un transfert d'électrons entre l'oxydant d'un couple et le réducteur d'un autre couple.
- Pour écrire l'équation, on multiplie les demi-équations pour égaliser les électrons échangés, puis on additionne : aucun électron ne reste dans l'équation.
- Une même espèce peut être oxydant dans un couple et réducteur dans un autre, comme Fe^{2+} ou H_2O_2 .
- Les métaux sont des réducteurs ; les métaux comme Zn, Fe, Al, Mg sont oxydés par les ions H^+ avec dégagement de dihydrogène, le cuivre ne l'est pas.
- Une réaction support de titrage doit être totale, rapide et unique.
- À l'équivalence, les réactifs ont été introduits dans les proportions stœchiométriques et le réactif limitant change.
- Avec le permanganate, l'équivalence est repérée par la persistance de la teinte violette ; avec le diiode et l'empois d'amidon, par l'apparition ou la disparition du bleu.
- On acidifie un titrage au permanganate avec l'acide sulfurique, jamais avec l'acide chlorhydrique, car Cl^- serait oxydé.
- Un titrage indirect enchaîne deux réactions : on titre le produit formé par l'espèce à doser.



Formules et définitions à connaître

Couple	Demi-équation
Cu^{2+}/Cu	$\text{Cu}^{2+} + 2 \text{e}^- = \text{Cu}$
$\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}$	$\text{Fe}^{3+} + \text{e}^- = \text{Fe}^{2+}$
H^+/H_2	$2 \text{H}^+ + 2 \text{e}^- = \text{H}_2$
I_2/I^-	$\text{I}_2 + 2 \text{e}^- = 2 \text{I}^-$
$\text{S}_4\text{O}_6^{2-}/\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$	$\text{S}_4\text{O}_6^{2-} + 2 \text{e}^- = 2 \text{S}_2\text{O}_3^{2-}$
$\text{MnO}_4^-/\text{Mn}^{2+}$	$\text{MnO}_4^- + 8 \text{H}^+ + 5 \text{e}^- = \text{Mn}^{2+} + 4 \text{H}_2\text{O}$
$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}/\text{Cr}^{3+}$	$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + 14 \text{H}^+ + 6 \text{e}^- = 2 \text{Cr}^{3+} + 7 \text{H}_2\text{O}$
$\text{H}_2\text{O}_2/\text{H}_2\text{O}$	$\text{H}_2\text{O}_2 + 2 \text{H}^+ + 2 \text{e}^- = 2 \text{H}_2\text{O}$
$\text{O}_2/\text{H}_2\text{O}_2$	$\text{O}_2 + 2 \text{H}^+ + 2 \text{e}^- = \text{H}_2\text{O}_2$
ClO^-/Cl^-	$\text{ClO}^- + 2 \text{H}^+ + 2 \text{e}^- = \text{Cl}^- + \text{H}_2\text{O}$
$\text{C}_6\text{H}_6\text{O}_6/\text{C}_6\text{H}_8\text{O}_6$	$\text{C}_6\text{H}_6\text{O}_6 + 2 \text{H}^+ + 2 \text{e}^- = \text{C}_6\text{H}_8\text{O}_6$

- Relation à l'équivalence pour a A (titré) + b B (titrant) : $C_1 \times V_1 / a = C_2 \times \text{VE} / b$, volumes dans la même unité.
- Fe^{2+} par le permanganate : $\text{MnO}_4^- + 8 \text{H}^+ + 5 \text{Fe}^{2+} \rightarrow \text{Mn}^{2+} + 5 \text{Fe}^{3+} + 4 \text{H}_2\text{O}$, d'où $n_0(\text{Fe}^{2+}) = 5 \times C_2 \times \text{VE}$.
- Diode par le thiosulfate : $\text{I}_2 + 2 \text{S}_2\text{O}_3^{2-} \rightarrow 2 \text{I}^- + \text{S}_4\text{O}_6^{2-}$, d'où $n_0(\text{I}_2) = C_2 \times \text{VE} / 2$.

Pièges à éviter

- Confondre « oxydant » et « oxydé » : l'oxydant est réduit.
- Placer les électrons du côté du réducteur dans une demi-équation.



- Laisser des électrons dans l'équation d'oxydoréduction ou oublier de simplifier H^+ et H_2O .
- Écrire $C_1V_1 = C_2VE$ sans tenir compte des coefficients stœchiométriques.
- Lire le volume équivalent à la première trace de couleur fugace au lieu de la teinte persistante.
- Acidifier un titrage au permanganate avec l'acide chlorhydrique.

Je me teste

1. Définition d'un réducteur ? → Espèce capable de céder un ou plusieurs électrons.
2. Une réduction est-elle un gain ou une perte d'électrons ? → Un gain.
3. Dans $Cu^{2+} + Zn \rightarrow Cu + Zn^{2+}$, quelle espèce est oxydée ? → Le zinc Zn.
4. Demi-équation du couple MnO_4^-/Mn^{2+} ? → $MnO_4^- + 8 H^+ + 5 e^- = Mn^{2+} + 4 H_2O$.
5. Avec quoi équilibre-t-on l'oxygène en milieu acide ? → Avec des molécules H_2O .
6. Équation de la réaction entre I_2 et $S_2O_3^{2-}$? → $I_2 + 2 S_2O_3^{2-} \rightarrow 2 I^- + S_4O_6^{2-}$.
7. Trois qualités d'une réaction support de titrage ? → Totale, rapide, unique.
8. Comment repère-t-on l'équivalence d'un titrage par le permanganate ? → La teinte violette persiste.
9. Relation à l'équivalence pour Fe^{2+} titré par MnO_4^- ? → $n_0(Fe^{2+}) / 5 = nE(MnO_4^-) / 1$.
10. Rôle de l'empois d'amidon ? → Il donne une couleur bleue intense avec le diiode, ce qui rend l'équivalence visible.



Fiche : Dosages par étalonnage : spectrophotométrie et conductimétrie

FICHE • C04 • PREMIÈRE

Spécialité de première, programme officiel. Cours original rédigé avec une IA. Le cours de ton enseignant fait foi.

Sommaire du cours

L'essentiel	1
Formules et définitions à connaître	2
Pièges à éviter	2
Je me teste	3

L'essentiel

- Un dosage par étalonnage détermine une concentration en comparant une grandeur mesurée (absorbance ou conductivité) à celle de solutions étalons de concentrations connues, sans transformer l'espèce dosée.
- Une solution colorée absorbe une partie du visible et prend la couleur complémentaire de la couleur absorbée, lue sur le cercle chromatique.
- Le spectre d'absorption donne A en fonction de λ ; on mesure à $\lambda_{\max}$, là où la mesure est la plus sensible.
- L'absorbance vaut $A = \log(I_0 / I) = -\log T$: elle est sans unité, et $A = 1$ correspond à 10 % de lumière transmise.
- Avant de mesurer, on fait le blanc avec le solvant pour régler $A = 0$.
- La loi de Beer-Lambert $A = \epsilon \cdot \ell \cdot c$ n'est valable que pour une solution diluée, limpide, éclairée en lumière monochromatique.
- Les absorbances d'espèces qui n'interagissent pas s'ajoutent à une même longueur d'onde.
- La conductance $G = I / U = 1 / R$ s'exprime en siemens ; la conductivité $\sigma = G \cdot L / S$ ne dépend que de la solution.
- La conductivité dépend de la nature des ions, de leurs concentrations et de la température.
- La loi de Kohlrausch $\sigma = \sum \lambda_{\text{ion}} \cdot [X_{\text{ion}}]$ exige des concentrations en $\text{mol} \cdot \text{m}^{-3}$ et une solution diluée.
- Pour un seul soluté dilué, $A = k \cdot c$ et $\sigma = k \cdot c$: ces deux proportionnalités fondent la droite d'étalonnage.
- La gamme d'étalons se prépare par dilution ($c_0 \cdot V_0 = c_1 \cdot V_1$) avec pipette jaugée et fiole jaugée.
- La mesure de l'échantillon doit se trouver à l'intérieur de la gamme ; sinon on le dilue d'un facteur connu.
- Le résultat final tient compte du facteur de dilution et se convertit en masse par $C_m = c \cdot M$.



Formules et définitions à connaître

Grandeur	Formule	Unité	Condition de validité
Transmittance	$T = I / I_0$	sans unité	
Absorbance	$A = \log(I_0 / I) = -\log T$	sans unité	domaine fiable environ 0,1 à 1,5
Loi de Beer-Lambert	$A = \epsilon \cdot \ell \cdot c$	ϵ en $\text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{cm}^{-1}$, ℓ en cm, c en $\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$	solution diluée, limpide, lumière monochromatique
Conductance	$G = I / U = 1 / R$	S	
Conductivité	$\sigma = G \cdot L / S$	$\text{S} \cdot \text{m}^{-1}$	L en m, S en m^2
Loi de Kohlrausch	$\sigma = \sum \lambda_{\square} \cdot [X_{\square}]$	$\lambda_{\square}$ en $\text{S} \cdot \text{m}^2 \cdot \text{mol}^{-1}$, $[X_{\square}]$ en $\text{mol} \cdot \text{m}^{-3}$	solution diluée, température fixée
Dilution	$c_0 \cdot V_0 = c_1 \cdot V_1$; $F = c_0 / c_1 = V_1 / V_0$		conservation du soluté
Concentration en masse	$C_m = c \cdot M$	$\text{g} \cdot \text{L}^{-1}$	

- Conversions : $1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} = 10^3 \text{ mol} \cdot \text{m}^{-3}$; $1 \text{ mmol} \cdot \text{L}^{-1} = 1 \text{ mol} \cdot \text{m}^{-3}$; $1 \text{ S} \cdot \text{m}^{-1} = 10 \text{ mS} \cdot \text{cm}^{-1}$.

Pièges à éviter

- Confondre couleur perçue et couleur absorbée : une solution bleue absorbe l'orange et le rouge.
- Laisser les concentrations en $\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$ dans la loi de Kohlrausch : le résultat est 1000 fois trop petit.
- Extrapoler au-delà du dernier étalon au lieu de diluer l'échantillon.



- Oublier de multiplier par le facteur de dilution à la fin du calcul.
- Mesurer étalons et échantillon dans des conditions différentes (longueur d'onde, cuve, température).
- Donner une unité à l'absorbance.

Je me teste

1. Que vaut A si 1 % de la lumière est transmise ? $\rightarrow A = 2$.
2. Une solution absorbe le vert : quelle est sa couleur ? $\rightarrow$ Magenta.
3. Unité de ϵ ? $\rightarrow \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{cm}^{-1}$.
4. Pourquoi mesurer à λ_{max} ? $\rightarrow$ Sensibilité maximale et faible influence d'un petit écart de réglage.
5. Deux conditions de validité de Beer-Lambert ? $\rightarrow$ Solution diluée et lumière monochromatique (solution limpide aussi).
6. Relation entre G et σ ? $\rightarrow \sigma = G \cdot L / S$.
7. $2,0 \text{ mmol} \cdot \text{L}^{-1}$ en $\text{mol} \cdot \text{m}^{-3}$? $\rightarrow 2,0 \text{ mol} \cdot \text{m}^{-3}$.
8. Pourquoi H_3O^+ conduit-il si bien ? $\rightarrow$ La charge se transmet par sauts de protons entre molécules d'eau.
9. L'échantillon donne une mesure au-dessus du dernier étalon : que faire ? $\rightarrow$ Le diluer d'un facteur connu et refaire la mesure.
10. Solution diluée 20 fois trouvée à $5,0 \text{ mmol} \cdot \text{L}^{-1}$: concentration initiale ? $\rightarrow 0,10 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.



Fiche : Titrages avec suivi colorimétrique

FICHE • C05 • PREMIÈRE

Spécialité de première, programme officiel. Cours original rédigé avec une IA. Le cours de ton enseignant fait foi.

Sommaire du cours

L'essentiel	1
Formules et définitions à connaître	2
Pièges à éviter	2
Je me teste	3

L'essentiel

- Un titrage détermine la quantité d'une espèce en la faisant réagir avec un réactif titrant de concentration connue ; il est destructif, contrairement à un dosage par étalonnage.
- La solution titrée (prise d'essai prélevée à la pipette jaugée) est dans le bécher, la solution titrante dans la burette graduée.
- La réaction support doit être totale, rapide et unique.
- L'équation d'une réaction d'oxydoréduction s'obtient en combinant deux demi-équations de façon à égaliser les électrons échangés.
- L'équivalence est atteinte quand les réactifs ont été introduits dans les proportions stœchiométriques : il ne reste alors ni espèce titrée ni titrant.
- L'équivalence correspond à un changement de réactif limitant : le titrant est limitant avant, l'espèce titrée est limitante après.
- Pour $a A + b B \rightarrow \text{produits}$, la relation à l'équivalence s'écrit $n_A / a = n_{B,E} / b$, soit $c_A \cdot V_A / a = c_B \cdot V_E / b$.
- Si le titrant est la seule espèce colorée (permanganate), l'équivalence se repère à l'apparition d'une couleur persistante.
- Si l'espèce titrée est la seule espèce colorée (diode), l'équivalence se repère à la disparition de sa couleur.
- Sinon on ajoute un indicateur de fin de réaction : empois d'amidon pour le diode, indicateur coloré pour un titrage acido-basique.
- On fait un titrage rapide pour encadrer V_E , puis un titrage précis goutte à goutte.
- L'eau ajoutée dans le bécher ne modifie pas V_E ; la burette se rince avec la solution titrante.
- On remonte à la solution d'origine par le facteur de dilution ou le rapport $V_{\text{fiolle}} / V_{\text{prise}}$.
- Un volume équivalent compris entre 10 et 20 mL limite l'incertitude relative à moins de 1 %.



Formules et définitions à connaître

Grandeur	Formule	Unité	Condition
Titrant versé à l'équivalence	$n_{B,E} = c_B \cdot V_E$	mol	V_E en L
Relation à l'équivalence	$n_A / a = n_{B,E} / b$		réaction $a A + b B$ totale
Concentration titrée	$c_A = (a / b) \cdot c_B \cdot V_E / V_A$	$\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$	
Retour au total	$n_{\text{tot}} = n_A \cdot V_{\text{fiole}} / V_{\text{prise}}$	mol	prise d'essai issue d'une fiole
Dilution préalable	$c = F \cdot c_{\text{diluée}}$	$\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$	F facteur de dilution
Masse, concentration en masse	$m = n \cdot M ; C_m = c \cdot M$	$\text{g} ; \text{g} \cdot \text{L}^{-1}$	
Incertitude relative de lecture	environ $0,05 \text{ mL} / V_E$	sans unité	lecture à une goutte près

- Fe^{2+} par MnO_4^- : $\text{MnO}_4^- + 5 \text{Fe}^{2+} + 8 \text{H}^+ \rightarrow \text{Mn}^{2+} + 5 \text{Fe}^{3+} + 4 \text{H}_2\text{O}$, d'où $n(\text{Fe}^{2+}) = 5 \cdot n(\text{MnO}_4^-)_E$.
- I_2 par thiosulfate : $\text{I}_2 + 2 \text{S}_2\text{O}_3^{2-} \rightarrow 2 \text{I}^- + \text{S}_4\text{O}_6^{2-}$, d'où $n(\text{I}_2) = n(\text{S}_2\text{O}_3^{2-})_E / 2$.

Pièges à éviter

- Placer les coefficients du mauvais côté : chaque quantité est divisée par son propre coefficient.
- Oublier de convertir les mL en L.



- Oublier le facteur de dilution ou le rapport fiole / prise d'essai.
- Croire qu'à l'équivalence le titrant est en excès : c'est la goutte suivante qui colore.
- Rincer la burette à l'eau distillée, ce qui dilue le titrant.
- Faire intervenir les ions H^+ en excès dans la relation à l'équivalence.

Je me teste

1. Trois qualités d'une réaction support ? → Totale, rapide, unique.
2. Réactif limitant avant l'équivalence ? → Le titrant.
3. Relation à l'équivalence pour MnO_4^- titrant Fe^{2+} ? → $n(Fe^{2+}) = 5 \cdot n(MnO_4^-)_E$.
4. Repère de l'équivalence avec le permanganate ? → Teinte rose-violet persistante.
5. Rôle de l'empois d'amidon ? → Former avec le diiode un complexe bleu très visible.
6. L'eau ajoutée dans le bécher change-t-elle V_E ? → Non, la quantité d'espèce titrée est inchangée.
7. $n(I_2)$ si $1,0 \times 10^{-3}$ mol de thiosulfate sont versées à l'équivalence ? → $5,0 \times 10^{-4}$ mol.
8. Incertitude relative pour $V_E = 2,0$ mL lu à 0,05 mL près ? → 2,5 %.
9. Prise de 10,0 mL d'une fiole de 200,0 mL : facteur pour revenir au total ? → 20.
10. Ce qui reste dans le bécher exactement à l'équivalence ? → Ni espèce titrée ni titrant, seulement produits et espèces spectatrices.



Fiche : Structure des atomes et schéma de Lewis

FICHE • C06 • PREMIÈRE

Spécialité de première, programme officiel. Cours original rédigé avec une IA. Le cours de ton enseignant fait foi.

Sommaire du cours

L'essentiel	1
Formules et définitions à connaître	2
Pièges à éviter	2
Je me teste	3

L'essentiel

- Un atome de numéro atomique Z possède Z protons et, s'il est neutre, Z électrons ; il possède $A - Z$ neutrons.
- Dans l'état fondamental, les électrons remplissent les sous-couches dans l'ordre $1s, 2s, 2p, 3s, 3p$, puis $4s$; une sous-couche s contient au plus 2 électrons, une sous-couche p au plus 6.
- Les électrons de valence sont ceux de la dernière couche occupée ; ce sont eux qui interviennent dans les liaisons.
- Le numéro de période est celui de la couche de valence ; les éléments d'une même colonne ont le même nombre d'électrons de valence et forment une famille.
- Pour $Z \leq 18$, le nombre d'électrons de valence vaut le numéro de colonne (colonnes 1 et 2) ou le numéro de colonne moins 10 (colonnes 13 à 18), sauf pour l'hélium.
- Les gaz nobles ont une couche de valence saturée et sont très peu réactifs.
- Règle du duet : H, Li, Be tendent vers 2 électrons externes ; règle de l'octet : les autres atomes ($Z \leq 18$) tendent vers 8 électrons externes.
- Les ions monoatomiques stables ont la configuration du gaz noble le plus proche : $Na^+, Mg^{2+}, Al^{3+}, F^-, O^{2-}, Cl^-, S^{2-}$.
- Une liaison covalente est un doublet d'électrons mis en commun, compté pour chacun des deux atomes liés.
- Un atome forme autant de liaisons qu'il lui manque d'électrons pour le duet ou l'octet : H 1, C 4, N 3, O 2, halogènes 1.
- Les électrons de valence non engagés forment des doublets non liants : 0 pour C , 1 pour N , 2 pour O , 3 pour les halogènes.
- Le schéma de Lewis représente tous les doublets liants et non liants d'une entité.
- Une lacune électronique est un doublet manquant ($BF_3, AlCl_3, H^+, CH_3^+$) ; elle peut accueillir un doublet non liant d'une autre entité.



- La charge formelle d'un atome vaut : électrons de valence de l'atome isolé - électrons non liants - nombre de liaisons.
- La somme des charges formelles est égale à la charge globale de l'entité.

Formules et définitions à connaître

Notion	Définition ou formule	Remarque
Nombre de neutrons	$N = A - Z$	Z caractérise l'élément
Électrons d'un ion	Z - charge ($\text{Na}^+ : 10$; $\text{Cl}^- : 18$)	le noyau ne change pas
Capacité des sous-couches	s : 2 électrons ; p : 6 électrons	ordre 1s 2s 2p 3s 3p 4s
Électrons du schéma de Lewis	somme des électrons de valence, moins la charge de l'entité	anion : électrons ajoutés
Nombre de doublets	(électrons de valence totaux) / 2	liants + non liants
Octet d'un atome	$2 \times (\text{liaisons}) + 2 \times (\text{doublets non liants}) = 8$	duet : = 2 pour H
Charge formelle	$q = \text{électrons de valence} - \text{électrons non liants} - \text{liaisons}$	somme = charge globale

- Repères : O à 3 liaisons porte +, O à 1 liaison porte - ; N à 4 liaisons porte + ; un carbone à 3 liaisons avec lacune porte +.

Pièges à éviter

- Compter tous les électrons au lieu des seuls électrons de valence.
- Oublier d'ajouter ou de retirer les électrons correspondant à la charge d'un ion.



- Compter une liaison pour 2 électrons dans la charge formelle : elle n'en compte qu'un pour l'atome.
- Placer un hydrogène au centre d'un enchaînement ou lui attribuer un doublet non liant.
- Confondre lacune et charge formelle positive : le bore de BF_3 a une lacune mais une charge formelle nulle.
- Appliquer la règle « colonne moins 10 » à l'hélium, qui n'a que 2 électrons de valence.

Je me teste

1. Configuration du chlore ($Z = 17$) ? $\rightarrow 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$.
2. Électrons de valence de l'azote ? $\rightarrow 5$.
3. Ion stable formé par l'aluminium ? $\rightarrow \text{Al}^{3+}$.
4. Nombre de liaisons et de doublets non liants de l'oxygène dans une molécule ? $\rightarrow 2$ liaisons, 2 doublets non liants.
5. Nombre de doublets de CO_2 ? $\rightarrow 8$ (16 électrons de valence).
6. Schéma de Lewis de N_2 ? $\rightarrow \text{N} \equiv \text{N}$, un doublet non liant sur chaque azote.
7. Électrons à répartir pour H_3O^+ ? $\rightarrow 8$.
8. Charge formelle de O dans HO^- ? $\rightarrow -1$.
9. Pourquoi BF_3 présente-t-il une lacune ? $\rightarrow$ Le bore n'est entouré que de 6 électrons.
10. Que vaut la somme des charges formelles dans une molécule ? $\rightarrow 0$.



Fiche : Géométrie et polarité des entités

FICHE • C07 • PREMIÈRE

Spécialité de première, programme officiel. Cours original rédigé avec une IA. Le cours de ton enseignant fait foi.

Sommaire du cours

L'essentiel	1
Formules et définitions à connaître	2
Pièges à éviter	2
Je me teste	3

L'essentiel

- Un schéma de Lewis montre tous les doublets de valence : liants (liaisons) et non liants (portés par un seul atome).
- L'hydrogène respecte la règle du duet, les atomes C, N, O, F, Cl la règle de l'octet ; le bore de BF_3 a une lacune électronique.
- Les doublets autour d'un atome se repoussent et s'écartent le plus possible les uns des autres : c'est la méthode de répulsion des doublets.
- On compte les directions autour de l'atome central : chaque voisin compte pour une direction, quelle que soit la multiplicité de la liaison, et chaque doublet non liant compte pour une direction.
- 2 directions donnent une répartition linéaire, 3 une répartition triangulaire plane, 4 une répartition tétraédrique.
- La géométrie se nomme d'après la seule position des atomes : avec 4 directions, 0, 1 ou 2 doublets non liants donnent une forme tétraédrique, pyramidale ou coudée.
- Les angles diminuent quand le nombre de doublets non liants augmente : $109,5^\circ$ pour CH_4 , environ 107° pour NH_3 , environ $104,5^\circ$ pour H_2O .
- L'électronégativité χ mesure l'aptitude d'un atome à attirer les électrons d'une liaison covalente ; elle est sans unité.
- χ augmente de gauche à droite dans une période et diminue de haut en bas dans une colonne ; le fluor est l'élément le plus électronégatif.
- Une liaison est polarisée si $\Delta\chi \geq 0,4$: l'atome le plus électronégatif porte δ^- , l'autre δ^+ .
- La liaison C-H ($\Delta\chi = 0,35$) est considérée comme non polarisée ; au-delà de $\Delta\chi \approx 1,7$, on décrit plutôt une liaison ionique.
- Une molécule est polaire si le barycentre G^+ des charges partielles positives est distinct du barycentre G^- des charges partielles négatives.
- CO_2 , CCl_4 et BF_3 ont des liaisons polarisées mais sont apolaires grâce à leur géométrie symétrique ; H_2O , NH_3 , HCl et CH_2Cl_2 sont polaires.



- Un filet de liquide polaire est dévié par une règle électrisée, un filet de liquide apolaire ne l'est pas.

Formules et définitions à connaître

Directions	Doublets non liants	Géométrie	Angle	Exemples
2	0	linéaire	180°	CO ₂ , HCN
3	0	triangulaire plane	120°	BF ₃ , H ₂ C=O
4	0	tétraédrique	109,5°	CH ₄ , NH ₄ ⁺
4	1	pyramidale	environ 107°	NH ₃ , H ₃ O ⁺
4	2	coudée	environ 104,5°	H ₂ O, H ₂ S

- Nombre de doublets d'une entité = (somme des électrons de valence – charge de l'entité) / 2, la charge étant comptée avec son signe.
- Écart d'électronégativité : $\Delta\chi = |\chi(A) - \chi(B)|$; liaison polarisée si $\Delta\chi \geq 0,4$ (convention).
- Électronégativités (Pauling) : H 2,20 ; C 2,55 ; N 3,04 ; O 3,44 ; F 3,98 ; Cl 3,16.
- Molécule polaire : G⁺ et G⁻ distincts ; molécule apolaire : G⁺ et G⁻ confondus ou aucune liaison polarisée.

Pièges à éviter

- Compter une liaison double ou triple comme plusieurs directions : CO₂ est linéaire.
- Oublier les doublets non liants : l'eau serait alors linéaire et apolaire, ce qui est faux.



- Confondre la répartition des doublets (tétraédrique) et la géométrie de la molécule (pyramidale pour NH_3 , coudée pour H_2O).
- Croire qu'une molécule à liaisons polarisées est forcément polaire.
- Écrire + ou - au lieu de δ^+ ou δ^- pour une charge partielle.
- Mettre δ^- sur l'atome le moins électronégatif.

Je me teste

1. Géométrie de NH_3 ? → Pyramidale (4 directions dont 1 doublet non liant).
2. Combien de directions autour du carbone de CO_2 ? → Deux, donc géométrie linéaire.
3. Angle de liaison dans CH_4 ? → $109,5^\circ$.
4. Élément le plus électronégatif ? → Le fluor.
5. La liaison C-H est-elle polarisée ? → Non, $\Delta\chi = 0,35 < 0,4$.
6. Où se place δ^- dans la liaison O-H ? → Sur l'oxygène, plus électronégatif.
7. Pourquoi CO_2 est-il apolaire ? → Molécule linéaire symétrique : G^+ et G^- confondus sur le carbone.
8. Pourquoi H_2O est-elle polaire ? → Géométrie coudée : G^+ (entre les H) et G^- (sur O) sont distincts.
9. Géométrie de l'ion H_3O^+ ? → Pyramidale.
10. CH_2Cl_2 ou CCl_4 : lequel est dévié par une règle électrisée ? → CH_2Cl_2 , le seul polaire.



Fiche : Cohésion de la matière, solubilité et extraction

FICHE • C08 • PREMIÈRE

Spécialité de première, programme officiel. Cours original rédigé avec une IA. Le cours de ton enseignant fait foi.

Sommaire du cours

L'essentiel	1
Formules et définitions à connaître	2
Pièges à éviter	2
Je me teste	3

L'essentiel

- La cohésion des solides et des liquides est assurée par des interactions électrostatiques entre entités, bien plus faibles que les liaisons covalentes internes aux molécules.
- Quand un corps moléculaire fond ou bout, ce sont les interactions entre molécules qui sont rompues, pas les liaisons covalentes.
- Les interactions de Van der Waals s'exercent entre toutes les molécules, polaires ou non ; elles croissent avec la taille, la surface de contact et la polarité des molécules.
- Une liaison hydrogène s'établit entre un H lié à N, O ou F (donneur) et un atome N, O ou F porteur d'un doublet non liant (accepteur) d'une autre entité.
- Un H lié à un carbone n'est jamais donneur de liaison hydrogène.
- Les liaisons hydrogène élèvent fortement les températures de changement d'état : l'éthanol bout à 78 °C, son isomère le méthoxyméthane à -24 °C.
- Un solide ionique est un empilement régulier de cations et d'anions liés par des interactions électrostatiques intenses ; il est électriquement neutre et sa formule statistique traduit les proportions des ions.
- Un solide moléculaire est un empilement de molécules liées par interactions de Van der Waals et liaisons hydrogène ; il fond à plus basse température qu'un solide ionique.
- La dissolution d'un solide ionique dans l'eau se fait en trois étapes : dissociation, solvatation (hydratation) et dispersion.
- Dans l'hydratation, un cation attire l'oxygène δ^- des molécules d'eau, un anion attire leurs hydrogènes δ^+ .
- La solubilité est la masse (ou quantité) maximale d'espèce dissoute par litre de solvant à une température donnée ; au-delà, la solution est saturée.
- Une espèce polaire ou ionique se dissout de préférence dans un solvant polaire, une espèce apolaire dans un solvant apolaire.



- Deux liquides miscibles forment une seule phase ; non miscibles, ils forment deux phases, la moins dense au-dessus.
- Le solvant d'une extraction liquide-liquide doit être non miscible au solvant de départ et mieux dissoudre l'espèce à extraire ; on préfère le moins dangereux.
- Plusieurs extractions avec de petits volumes sont plus efficaces qu'une seule avec le volume total.
- Un savon est formé d'ions carboxylate amphiphiles : tête -COO^- hydrophile, longue queue carbonée hydrophobe et lipophile ; dans l'eau, ils forment des micelles qui emprisonnent la graisse.

Formules et définitions à connaître

Grandeur	Formule	Unité	Condition
Concentration en soluté apporté	$c = n / V$	$\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$	V volume de la solution en L
Quantité de matière	$n = m / M$	mol	M en $\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$
Ions d'un solide libérant x cations et y anions, apporté à c	$[\text{cation}] = x \times c$; $[\text{anion}] = y \times c$	$\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$	dissolution totale
Solubilité	masse maximale dissoute par litre	$\text{g} \cdot \text{L}^{-1}$ ou $\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$	à température donnée

- Énergies : liaison covalente 150 à 500 $\text{kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$; liaison hydrogène 10 à 40 $\text{kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$; Van der Waals 0,1 à 10 $\text{kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$.
- Exemple d'équation : $\text{CuCl}_2(\text{s}) \rightarrow \text{Cu}^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{Cl}^{-}(\text{aq})$.
- Densités : cyclohexane 0,78 ; éthanol 0,79 (miscible à l'eau) ; eau 1,00 ; dichlorométhane 1,33.
- Eau dure : $2 \text{R-COO}^{-}(\text{aq}) + \text{Ca}^{2+}(\text{aq}) \rightarrow (\text{R-COO})_2\text{Ca}(\text{s})$.

Pièges à éviter

- Croire que l'ébullition de l'eau rompt les liaisons O-H.
- Oublier les coefficients de l'équation de dissolution : $[\text{Cl}^{-}] = 2c$ pour CuCl_2 .



- Choisir un solvant miscible à l'eau (éthanol, acétone) pour une extraction.
- Placer la phase aqueuse toujours en bas : c'est la densité qui décide.
- Compter un H lié à un carbone comme donneur de liaison hydrogène.
- Inverser l'orientation des ions dans une micelle.

Je me teste

1. Entre quels atomes s'établit une liaison hydrogène ? → Entre un H lié à N, O ou F et un atome N, O ou F porteur d'un doublet non liant.
2. Pourquoi l'eau bout-elle à 100 °C et H₂S à -60 °C ? → L'eau forme des liaisons hydrogène, pas H₂S.
3. Formule du solide formé de Al³⁺ et O²⁻ ? → Al₂O₃.
4. Trois étapes de la dissolution d'un solide ionique ? → Dissociation, solvation, dispersion.
5. [Cl⁻] pour FeCl₃ apporté à 0,050 mol·L⁻¹ ? → 0,15 mol·L⁻¹.
6. Définition d'une solution saturée ? → Solution qui ne peut plus dissoudre l'espèce, l'excès reste solide.
7. L'éthanol peut-il extraire une espèce d'une solution aqueuse ? → Non, il est miscible à l'eau.
8. Où est la phase organique avec le cyclohexane ? → Au-dessus, car il est moins dense que l'eau.
9. Partie hydrophile d'un ion carboxylate de savon ? → La tête chargée -COO⁻.
10. Pourquoi un savon lave-t-il mal en eau dure ? → Les ions carboxylate précipitent avec les ions Ca²⁺.



Fiche : Molécules organiques : squelettes, groupes et nomenclature

FICHE • C09 • PREMIÈRE

Spécialité de première, programme officiel. Cours original rédigé avec une IA. Le cours de ton enseignant fait foi.

Sommaire du cours

L'essentiel	1
Formules et définitions à connaître	2
Pièges à éviter	2
Je me teste	3

L'essentiel

- Une molécule organique est construite sur un squelette d'atomes de carbone ; le carbone est tétravalent et forme 4 liaisons.
- L'hydrogène forme 1 liaison, l'oxygène 2, l'azote 3 : ces valences permettent de vérifier une formule.
- La formule brute donne la nature et le nombre des atomes, la formule développée toutes les liaisons, la formule semi-développée toutes les liaisons sauf celles avec H.
- Dans une formule topologique, chaque sommet et chaque extrémité est un carbone, les H portés par les carbones sont sous-entendus et les autres atomes sont écrits avec leurs H.
- Des isomères ont la même formule brute et des formules développées différentes, par exemple l'éthanol et le méthoxyméthane.
- Un squelette carboné est linéaire, ramifié ou cyclique, et saturé (liaisons simples) ou insaturé (au moins une liaison multiple carbone-carbone).
- Les alcanes sont des hydrocarbures saturés non cycliques de formule C_nH_{2n+2} .
- Un alcool porte un groupe hydroxyle -OH sur un carbone tétraédrique.
- Le groupe carbonyle C=O caractérise les aldéhydes (-CHO en bout de chaîne) et les cétones (-CO- entre deux carbones).
- Un acide carboxylique porte le groupe carboxyle -COOH, toujours en bout de chaîne.
- Pour nommer, on prend la chaîne la plus longue contenant le groupe caractéristique, on la numérote pour donner le plus petit indice au groupe, puis aux ramifications.
- Les terminaisons sont -ane (alcane), -ol (alcool), -al (aldéhyde), -one (cétone) et acide ...-oïque (acide carboxylique).
- Un spectre IR porte le nombre d'onde $\sigma = 1/\lambda$ en abscisse (décroissant de gauche à droite) et la transmittance en ordonnée ; une absorption est une bande vers le bas.



- Une bande forte vers 1700 cm^{-1} signale $\text{C}=\text{O}$; une bande large de 3200 à 3400 cm^{-1} signale le $\text{O}-\text{H}$ d'un alcool lié ; une bande très large de 2500 à 3200 cm^{-1} signale le $\text{O}-\text{H}$ d'un acide.
- Les bandes vers 2700 à 2900 cm^{-1} ($\text{C}-\text{H}$ du groupe $-\text{CHO}$) distinguent un aldéhyde d'une cétone.
- La zone sous 1500 cm^{-1} est l'empreinte digitale, propre à chaque molécule, qui ne s'interprète pas liaison par liaison.

Formules et définitions à connaître

Famille	Groupe	Terminaison	Formule générale (saturée, non cyclique)	Exemple
Alcane	aucun	-ane	$\text{C}_n\text{H}_{2n+2}$	butane $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CH}_2\text{-CH}_3$
Alcool	hydroxyle $-\text{OH}$	-ol avec indice	$\text{C}_n\text{H}_{2n+2}\text{O}$	butan-2-ol $\text{CH}_3\text{-CH}(\text{OH})\text{-CH}_2\text{-CH}_3$
Aldéhyde	carbonyle $-\text{CHO}$	-al sans indice	$\text{C}_n\text{H}_{2n}\text{O}$	butanal $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CH}_2\text{-CHO}$
Cétone	carbonyle $-\text{CO}-$	-one avec indice	$\text{C}_n\text{H}_{2n}\text{O}$	pentan-3-one $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CO-CH}_2\text{-CH}_3$
Acide carboxylique	carboxyle $-\text{COOH}$	acide ...-oïque	$\text{C}_n\text{H}_{2n}\text{O}_2$	acide propanoïque $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-COOH}$

- Préfixes : méth (1), éth (2), prop (3), but (4), pent (5), hex (6), hept (7), oct (8), non (9), déc (10).
- Nombre d'onde : $\sigma = 1/\lambda$, en cm^{-1} ; fréquence : $\nu = c \times \sigma$, avec σ en m^{-1} .
- Bandes IR : $\text{O}-\text{H}$ alcool lié 3200 à 3400 (large) ; $\text{O}-\text{H}$ acide 2500 à 3200 (très large) ; $\text{C}-\text{H}$ 2800 à 3000 ; $\text{C}-\text{H}$ aldéhyde 2700 à 2900 ; $\text{C}=\text{O}$ aldéhyde et cétone 1650 à 1730 ; $\text{C}=\text{O}$ acide 1680 à 1710 ; $\text{C}=\text{C}$ 1625 à 1685 (en cm^{-1}).

Pièges à éviter

- Oublier les extrémités en comptant les carbones d'une formule topologique.
- Prendre comme chaîne principale la chaîne écrite en ligne droite au lieu de la plus longue.



- Écrire un indice pour un aldéhyde ou un acide : le carbone du groupe est toujours le C1.
- Confondre -CHO (aldéhyde) et -CO- (cétone).
- Classer un acide carboxylique parmi les alcools à cause de son -OH.
- Chercher à attribuer chaque bande de l'empreinte digitale.

Je me teste

1. Que représente chaque sommet d'une formule topologique ? → Un atome de carbone.
2. Formule brute du pentane ? → C_5H_{12} .
3. Famille de $CH_3-CO-CH_3$? → Cétone (propanone).
4. Nom de $CH_3-CH(OH)-CH_2-CH_3$? → Butan-2-ol.
5. Nom de $CH_3-CH(CH_3)-CH_2-CH_3$? → 2-méthylbutane.
6. Formule semi-développée de l'acide éthanoïque ? → CH_3-COOH .
7. Propanal et propanone sont-ils isomères ? → Oui, même formule brute C_3H_6O .
8. Quelle bande IR signale un acide carboxylique ? → Une bande O-H très large de 2 500 à 3 200 cm^{-1} , avec C=O vers 1 700 cm^{-1} .
9. Comment distinguer un aldéhyde d'une cétone en IR ? → Bandes C-H du groupe -CHO vers 2 700 à 2 900 cm^{-1} , absentes pour la cétone.
10. Longueur d'onde associée à $\sigma = 1\,715\,cm^{-1}$? → Environ 5,83 μm .



Fiche : Synthèse organique et combustions

FICHE • C10 • PREMIÈRE

Spécialité de première, programme officiel. Cours original rédigé avec une IA. Le cours de ton enseignant fait foi.

Sommaire du cours

L'essentiel	1
Formules et définitions à connaître	2
Pièges à éviter	2
Je me teste	3

L'essentiel

- Une synthèse organique suit toujours quatre étapes : transformation, séparation, purification, identification.
- Une espèce synthétisée est chimiquement identique à la même espèce extraite de la nature.
- Le chauffage à reflux accélère la transformation par la température sans perte de matière, car le réfrigérant condense les vapeurs.
- Un catalyseur accélère une transformation sans apparaître dans le bilan, car il est régénéré.
- On sépare un solide par filtration sous vide (Büchner) et un liquide non miscible à l'eau par extraction dans une ampoule à décanter, où la phase la moins dense est au-dessus.
- La recristallisation purifie un solide (très soluble à chaud, peu soluble à froid dans le solvant) ; la distillation fractionnée purifie ou sépare des liquides de températures d'ébullition différentes.
- Une espèce impure fond à une température plus basse que l'espèce pure : la température de fusion contrôle l'identité et la pureté.
- En CCM, une seule tache au même R_f que la référence indique un produit pur et identifié ; plusieurs taches indiquent un produit impur.
- Le réactif limitant est celui dont le rapport $n(\text{initial}) / \text{coefficient}$ est le plus petit ; il fixe la quantité maximale de produit.
- Le rendement est calculé sur le produit pur et sec ; il est toujours inférieur à 100 % (transformation non totale, réactions parasites, pertes).
- Le rendement global d'une synthèse en plusieurs étapes est le produit des rendements de chaque étape.
- Une combustion complète d'un composé organique $C_xH_yO_z$ donne uniquement CO_2 et H_2O ; une combustion incomplète produit aussi du monoxyde de carbone CO , très toxique, et de la suie.
- L'énergie molaire de réaction s'estime par la différence entre l'énergie des liaisons rompues et celle des liaisons formées, toutes les espèces étant gazeuses.

- Une combustion est exothermique ($E_r < 0$) car les liaisons formées dans CO_2 et H_2O sont plus fortes que les liaisons rompues.
- Les combustibles fossiles libèrent du carbone stocké depuis des millions d'années ; les biocombustibles libèrent du CO_2 récemment prélevé par la photosynthèse, mais leur bilan carbone n'est pas nul.

Formules et définitions à connaître

Grandeur	Formule	Unité	Condition de validité
Quantité de matière d'un liquide	$n = d \times \rho(\text{eau}) \times V / M$	mol	$\rho(\text{eau}) = 1,00 \text{ g} \cdot \text{mL}^{-1}$
Rapport frontal	$R_f = h / H$	sans unité	mêmes éluant et phase fixe pour comparer
Rendement	$\eta = n(\text{obtenu}) / n_{\text{max}} = m(\text{obtenue}) / m_{\text{max}}$	sans unité ou %	produit pur et sec
Rendement global	$\eta = \eta_1 \times \eta_2 \times \dots \times \eta_k$	sans unité	étapes successives en proportions 1 pour 1
Énergie molaire de réaction	$E_r = \sum E(\text{rompues}) - \sum E(\text{formées})$	$\text{kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$	espèces gazeuses, estimation
Énergie libérée	$Q = n \times \text{abs}(E_r)$, avec $n = m / M$	kJ	E_r rapportée à une mole de combustible
Pouvoir calorifique massique	$PC = \text{abs}(E_r) / M$	$\text{kJ} \cdot \text{g}^{-1} = \text{MJ} \cdot \text{kg}^{-1}$	combustion complète

Énergies de liaison ($\text{kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$) : H-H 436 ; C-H 413 ; C-C 348 ; C=C 614 ; C-O 358 ; C=O (dans CO_2) 804 ; O=O 498 ; O-H 463.

Pièges à éviter

- Calculer $n = V / M$ pour un liquide : il faut d'abord la masse, $m = d \times \rho(\text{eau}) \times V$.
- Choisir le réactif limitant en comparant les masses au lieu de n / coefficient.
- Mesurer h ou H depuis le bas de la plaque au lieu de la ligne de dépôt.



- Croire que la phase organique est toujours au-dessus dans l'ampoule : seule la densité décide.
- Oublier les deux liaisons C=O de chaque CO_2 et les deux liaisons O-H de chaque H_2O dans le calcul de Er.
- Oublier de diviser Er par 2 quand l'équation contient 2 moles de combustible.

Je me teste

1. Quelles sont les quatre étapes d'une synthèse ? → Transformation, séparation, purification, identification.
2. Pourquoi chauffer à reflux ? → Pour accélérer la transformation sans perdre de matière par évaporation.
3. Comment purifier un solide ? → Par recristallisation dans un minimum de solvant chaud.
4. Que signifie une température de fusion inférieure à la valeur tabulée ? → Le produit est impur.
5. Rf d'une tache à 3,0 cm pour un front à 6,0 cm ? → 0,50.
6. Rendement si $m_{\text{max}} = 8,0 \text{ g}$ et $m_{\text{obtenue}} = 6,0 \text{ g}$? → 75 %.
7. Rendement global de deux étapes à 80 % et 50 % ? → 40 %.
8. Équation de la combustion complète du méthane ? → $\text{CH}_4 + 2 \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2 + 2 \text{H}_2\text{O}$.
9. Signe de Er pour une combustion ? → Négatif : la réaction est exothermique.
10. Quel gaz toxique produit une combustion incomplète ? → Le monoxyde de carbone CO.

Fiche : Acides, bases et pH

FICHE • C11 • TERMINALE

Spécialité de terminale, programme officiel. Cours original rédigé avec une IA. Le cours de ton enseignant fait foi.

Sommaire du cours

L'essentiel	1
Formules et définitions à connaître	2
Pièges à éviter	2
Je me teste	3

L'essentiel

- Selon Brønsted, un acide est une espèce capable de céder un ion H^+ et une base une espèce capable de capter un ion H^+ .
- Un acide et sa base conjuguée forment un couple noté acide/base, relié par la demi-équation $AH \rightleftharpoons A^- + H^+$.
- Une réaction acide-base est un transfert d'ion H^+ de l'acide d'un couple vers la base d'un autre couple ; on l'obtient en additionnant deux demi-équations.
- Un ampholyte est l'acide d'un couple et la base d'un autre : l'eau (couples H_3O^+/H_2O et H_2O/HO^-) et l'ion hydrogénocarbonate HCO_3^- en sont les exemples clés.
- Le pH se calcule par $pH = -\log([H_3O^+]/c^\circ)$ et la concentration par $[H_3O^+] = c^\circ \times 10^{-pH}$, avec $c^\circ = 1 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$.
- Quand $[H_3O^+]$ est multipliée par 10, le pH diminue d'une unité ; quand elle double, le pH diminue d'environ 0,3.
- L'autoprotolyse de l'eau, $2 H_2O \rightleftharpoons H_3O^+ + HO^-$, impose dans toute solution aqueuse $[H_3O^+] \times [HO^-] = K_e \times c^{\circ 2}$.
- À 25 °C, $K_e = 1,0 \times 10^{-14}$ et une solution neutre a un pH de 7,0 ; à une autre température, le pH de neutralité vaut $\frac{1}{2} pK_e$ (environ 6,8 à 37 °C).
- Un acide fort réagit totalement avec l'eau : $[H_3O^+] = c$ et $pH = -\log(c)$.
- Une base forte libère totalement ses ions HO^- : $[HO^-] = c$ et, à 25 °C, $pH = 14,0 + \log(c)$.
- Un acide faible réagit partiellement avec l'eau : son pH est supérieur à $-\log(c)$ et son taux d'avancement final est inférieur à 1.
- Lors d'un mélange d'acide fort et de base forte, la réaction $H_3O^+ + HO^- \rightarrow 2 H_2O$ est totale ; on calcule l'excès en quantité de matière puis on divise par le volume total.
- Un pH mesuré à 0,1 près donne une concentration à deux chiffres significatifs au plus.
- Pour diluer un acide ou une base concentrés, on verse le réactif dans l'eau, jamais l'inverse, car la dissolution est très exothermique.



Formules et définitions à connaître

Grandeur	Formule	Unité	Condition de validité
pH	$\text{pH} = -\log([\text{H}_3\text{O}^+]/c^\circ)$	sans unité	solutions diluées ($c < 0,1 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$)
Concentration en ions oxonium	$[\text{H}_3\text{O}^+] = c^\circ \times 10^{-\text{pH}}$	$\text{mol}\cdot\text{L}^{-1}$	idem
Produit ionique de l'eau	$K_e = [\text{H}_3\text{O}^+] \times [\text{HO}^-] / c^{\circ 2}$	sans unité	$1,0 \times 10^{-14}$ à 25 °C
pH d'une solution neutre	$\text{pH} = \frac{1}{2} \text{p}K_e$	sans unité	7,0 à 25 °C seulement
pH d'un acide fort	$\text{pH} = -\log(c/c^\circ)$	sans unité	$10^{-6} < c < 10^{-1} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$
pH d'une base forte	$\text{pH} = 14,0 + \log(c/c^\circ)$	sans unité	25 °C, $10^{-6} < c < 10^{-1} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$
Taux d'avancement final d'un acide	$\tau = [\text{H}_3\text{O}^+] / c$	sans unité	autoprotolyse négligeable

Acides forts usuels : HCl (acide chlorhydrique), HNO_3 (acide nitrique). Bases fortes usuelles : soude ($\text{Na}^+ + \text{HO}^-$), potasse ($\text{K}^+ + \text{HO}^-$). Acides et bases faibles : acide éthanoïque, ion ammonium, ammoniac.

Pièges à éviter

- Croire qu'un acide cède tous ses H : l'acide éthanoïque ne cède que celui du groupe $-\text{COOH}$.
- Calculer $-\log(c)$ pour une base forte : c'est $[\text{HO}^-]$ qui vaut c .



- Faire la moyenne des pH lors d'un mélange : on additionne des quantités de matière.
- Oublier de diviser par le volume total après un mélange.
- Affirmer qu'une solution de pH 7,0 est neutre quelle que soit la température.
- Appliquer $\text{pH} = -\log(c)$ à un acide très dilué ($c < 10^{-6} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$) : le pH ne peut pas dépasser 7 pour un acide.

Je me teste

1. Définition d'une base selon Brønsted ? $\rightarrow$ Une espèce capable de capter un ion H^+ .
2. Base conjuguée de NH_4^+ ? $\rightarrow \text{NH}_3$.
3. Deux couples de l'eau ? $\rightarrow \text{H}_3\text{O}^+/\text{H}_2\text{O}$ et $\text{H}_2\text{O}/\text{HO}^-$.
4. $[\text{H}_3\text{O}^+]$ pour $\text{pH} = 3,0$? $\rightarrow 1,0 \times 10^{-3} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$.
5. pH d'un acide fort à $1,0 \times 10^{-2} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$? $\rightarrow 2,0$.
6. pH d'une base forte à $1,0 \times 10^{-2} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ à 25°C ? $\rightarrow 12,0$.
7. Valeur de K_e à 25°C ? $\rightarrow 1,0 \times 10^{-14}$.
8. Effet d'une dilution par 10 sur le pH d'un acide fort ? $\rightarrow$ Le pH augmente d'une unité.
9. Un acide à $1,0 \times 10^{-2} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ a un pH de 3,4 : fort ou faible ? $\rightarrow$ Faible, car $3,4 > 2,0$.
10. Équation de la neutralisation acide fort et base forte ? $\rightarrow \text{H}_3\text{O}^+ + \text{HO}^- \rightarrow 2 \text{H}_2\text{O}$.



Fiche : Constante d'acidité, pKa et diagrammes de prédominance

FICHE • C12 • TERMINALE

Spécialité de terminale, programme officiel. Cours original rédigé avec une IA. Le cours de ton enseignant fait foi.

Sommaire du cours

L'essentiel	1
Formules et définitions à connaître	2
Pièges à éviter	2
Je me teste	3

L'essentiel

- La constante d'acidité K_a d'un couple AH/A^- caractérise l'équilibre $AH + H_2O \rightleftharpoons A^- + H_3O^+$; elle ne dépend que de la température.
- Le pK_a vaut $-\log K_a$: un acide est d'autant plus fort que son K_a est grand, donc que son pK_a est petit, et sa base conjuguée d'autant plus faible.
- À concentration égale, l'acide le plus fort donne le pH le plus faible et le taux d'avancement final le plus élevé.
- Les acides de pK_a négatif et les bases de pK_a supérieur à 14 réagissent totalement avec l'eau : ce sont les acides et bases forts.
- Dans toute solution contenant le couple AH/A^- , $pH = pK_a + \log([A^-]/[AH])$.
- L'acide AH prédomine si $pH < pK_a$, la base A^- prédomine si $pH > pK_a$, et les deux sont en concentrations égales si $pH = pK_a$.
- Une espèce est majoritaire (au moins 10 fois plus concentrée que l'autre) à plus d'une unité de pH du pK_a .
- Sur un diagramme de distribution, les courbes des deux formes se croisent à 50 % pour $pH = pK_a$.
- Un indicateur coloré est un couple $HInd/Ind^-$ dont les deux formes ont des couleurs différentes ; sa zone de virage s'étend environ de $pK_a - 1$ à $pK_a + 1$.
- Un acide α -aminé $H_2N-CHR-COOH$ possède deux couples : $-COOH/-COO^-$ (pK_a voisin de 2) et $-NH_3^+/-NH_2$ (pK_a voisin de 9 à 10).
- Entre ses deux pK_a , un acide aminé existe sous forme d'amphion $H_3N^+-CHR-COO^-$, globalement neutre et ampholyte ; c'est sa forme au pH physiologique.
- Une solution tampon contient un acide faible et sa base conjuguée en concentrations voisines ; son pH, proche du pK_a , varie peu par ajout modéré d'acide, de base ou par dilution.
- Le pouvoir tampon est maximal pour $pH = pK_a$ et efficace environ entre $pK_a - 1$ et $pK_a + 1$.



- Le plasma est tamponné principalement par le couple $\text{CO}_2, \text{H}_2\text{O}/\text{HCO}_3^-$ ($\text{pK}_a = 6,1$ à 37°C), avec $[\text{HCO}_3^-]/[\text{CO}_2] \approx 20$ à $\text{pH } 7,4$.
- La réaction entre A_1H et A_2^- a pour constante $K = 10^{\text{pK}_{a_2} - \text{pK}_{a_1}}$; elle est quasi totale si $K > 10^4$.

Formules et définitions à connaître

Grandeur	Formule	Unité	Condition de validité
Constante d'acidité	$K_a = [\text{A}^-] \times [\text{H}_3\text{O}^+] / ([\text{AH}] \times c^\circ)$	sans unité	à l'équilibre, température fixée
pKa	$\text{pK}_a = -\log K_a$; $K_a = 10^{-\text{pK}_a}$	sans unité	
Relation pH et pKa	$\text{pH} = \text{pK}_a + \log([\text{A}^-]/[\text{AH}])$	sans unité	solution à l'équilibre contenant le couple
Pourcentage d'acide	$\% \text{AH} = 100 / (1 + 10^{\text{pH} - \text{pK}_a})$	%	
pH d'un acide faible seul	$\text{pH} \approx \frac{1}{2} (\text{pK}_a - \log c)$	sans unité	acide peu dissocié
Constante d'une réaction acide-base	$K = K_{a_1} / K_{a_2} = 10^{\text{pK}_{a_2} - \text{pK}_{a_1}}$	sans unité	A_1H réagit avec A_2^-

Indicateurs : hélianthine rouge / jaune (3,1 à 4,4) ; BBT jaune / bleu (6,0 à 7,6) ; phénolphtaléine incolore / rose (8,2 à 10,0).

Pièges à éviter

- Croire qu'un pK_a plus grand signifie un acide plus fort : c'est l'inverse.
- Écrire la relation à l'envers : la base est au numérateur, $\text{pH} = \text{pK}_a + \log([\text{A}^-]/[\text{AH}])$.



- Comparer la force de deux acides par leur pH sans vérifier qu'ils ont la même concentration.
- Dire que l'espèce minoritaire est absente : elle est seulement en plus faible concentration.
- Penser qu'une dilution modérée change le pH d'un tampon : le rapport $[A^-]/[AH]$ reste le même.
- Oublier qu'un acide aminé porte une charge qui dépend du pH.

Je me teste

1. pK_a si $K_a = 1,0 \times 10^{-5}$? $\rightarrow 5,0$.
2. Entre deux acides de pK_a 3,8 et 4,8, lequel est le plus fort ? $\rightarrow$ Celui de pK_a 3,8.
3. Espèce prédominante à pH 9 pour un couple de pK_a 4,8 ? $\rightarrow$ La base A^- .
4. Valeur du pH quand $[A^-] = [AH]$? $\rightarrow pH = pK_a$.
5. Rapport $[A^-]/[AH]$ à $pH = pK_a + 1$? $\rightarrow 10$.
6. Zone de virage approximative d'un indicateur ? $\rightarrow$ De $pK_a - 1$ à $pK_a + 1$.
7. Forme de la glycine à pH 7 ? $\rightarrow$ L'amphion $H_3N^+-CH_2-COO^-$.
8. Composition d'une solution tampon ? $\rightarrow$ Un acide faible et sa base conjuguée en concentrations voisines.
9. Couple tampon principal du plasma ? $\rightarrow CO_2, H_2O/HCO_3^-$.
10. Constante de la réaction entre l'acide éthanoïque (4,8) et l'ammoniac (9,2) ? $\rightarrow K = 10^{4,4} \approx 2,5 \times 10^4$, réaction quasi totale.



Fiche : Titrages pH-métriques et conductimétriques

FICHE • C13 • TERMINALE

Spécialité de terminale, programme officiel. Cours original rédigé avec une IA. Le cours de ton enseignant fait foi.

Sommaire du cours

L'essentiel	1
Formules et définitions à connaître	2
Pièges à éviter	2
Je me teste	3

L'essentiel

- Un titrage est un dosage destructif : l'espèce titrée réagit avec un titrant de concentration connue.
- La réaction support d'un titrage doit être totale, rapide et unique.
- L'équivalence est atteinte quand titré et titrant ont été introduits dans les proportions stœchiométriques : le réactif limitant change.
- Pour $a A + b B \rightarrow \text{produits}$, à l'équivalence $n_0(A)/a = n_E(B)/b$, soit $C_A \times V_A / a = C_B \times V_E / b$.
- Une réaction acide-base est quasi totale lorsque sa constante d'équilibre dépasse 10^4 environ.
- En pH-métrie, l'équivalence se repère au saut de pH, par la méthode des tangentes parallèles ou par le maximum de dpH/dV .
- Acide fort titré par base forte : $pH_E = 7$ à $25^\circ C$; acide faible par base forte : $pH_E > 7$; base faible par acide fort : $pH_E < 7$.
- À la demi-équivalence du titrage d'un acide faible, $[AH] = [A^-]$, donc $pH = pKa$.
- Un indicateur coloré convient si sa zone de virage contient le pH à l'équivalence ; on n'en met que quelques gouttes.
- La loi de Kohlrausch $\sigma = \sum \lambda_i [X_i]$ relie la conductivité aux concentrations des ions, exprimées en $\text{mol} \cdot \text{m}^{-3}$.
- En conductimétrie, la courbe est faite de segments de droite dont l'intersection donne V_E , à condition de rendre la dilution négligeable.
- H_3O^+ et HO^- ont des conductivités molaires très supérieures aux autres ions : ils pilotent les pentes.
- Pour $C_A = C_B \times V_E / V_A$, les incertitudes-types relatives se combinent en somme quadratique.
- Un résultat est compatible avec une référence si $|x - x_{\text{réf}}| / u(x) \leq 2$.



Formules et définitions à connaître

Grandeur	Formule	Unité	Condition
Relation à l'équivalence	$C_A \times V_A / a = C_B \times V_E / b$	$\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$, mL	réaction support totale
pH à la demi-équivalence	$\text{pH}(V_E/2) = \text{pKa}$	sans unité	acide faible titré par une base forte
Constante, acide faible + HO^-	$K = K_a/K_e = 10^{14 - \text{pKa}}$	sans unité	25 °C
Loi de Kohlrausch	$\sigma = \sum \lambda \square [X\square]$	$\text{S} \cdot \text{m}^{-1}$	solutions diluées, $[X\square]$ en $\text{mol} \cdot \text{m}^{-3}$
Incertitude relative	$u(C)/C = \sqrt{[(u(C_B)/C_B)^2 + (u(V_E)/V_E)^2 + (u(V_A)/V_A)^2]}$	sans unité	produit et quotient
Écart normalisé	$z = (\text{valeur absolue de } x - x_{\text{réf}}) / u(x)$	sans unité	compatible si $z \leq 2$

Pièges à éviter

- Croire que le pH à l'équivalence vaut toujours 7.
- Oublier les coefficients stœchiométriques dans la relation à l'équivalence.
- Laisser les concentrations en $\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$ dans la loi de Kohlrausch au lieu de $\text{mol} \cdot \text{m}^{-3}$.



- Compter les molécules neutres (AH , NH_3) dans la conductivité.
- Choisir l'indicateur d'après le pK_a du couple titré au lieu du pH à l'équivalence.
- Oublier le facteur de dilution pour revenir à la solution mère.

Je me teste

1. Trois qualités d'une réaction support ? → Totale, rapide, unique.
2. Que se passe-t-il à l'équivalence ? → Les réactifs sont en proportions stœchiométriques, le réactif limitant change.
3. pH_E d'un titrage acide éthanoïque par la soude ? → Supérieur à 7 (environ 8,7).
4. Que lit-on à $V_E/2$ pour un acide faible ? → Le pK_a du couple.
5. Indicateur pour $\text{pH}_E = 7$? → Le bleu de bromothymol (6,0 à 7,6).
6. Comment repérer V_E par la dérivée ? → V_E correspond au maximum de dpH/dV .
7. Unité des concentrations dans la loi de Kohlrausch ? → $\text{mol}\cdot\text{m}^{-3}$.
8. Allure de σ pour HCl titré par NaOH ? → Un V : décroissance puis croissance, minimum à l'équivalence.
9. Pourquoi ajouter beaucoup d'eau en conductimétrie ? → Pour rendre la dilution négligeable et obtenir des droites.
10. Critère de compatibilité avec une référence ? → $|x - x_{\text{réf}}| / u(x) \leq 2$.



Fiche : Cinétique chimique

FICHE • C14 • TERMINALE

Spécialité de terminale, programme officiel. Cours original rédigé avec une IA. Le cours de ton enseignant fait foi.

Sommaire du cours

L'essentiel	1
Formules et définitions à connaître	2
Pièges à éviter	2
Je me teste	3

L'essentiel

- Une transformation rapide semble achevée dès le mélange ; une transformation lente se suit sur des secondes, des heures ou des jours.
- On suit une transformation lente par absorbance, conductivité, pression ou volume de gaz, ou par titrage après une trempe.
- Une réaction a lieu lors de chocs efficaces entre entités : tout ce qui multiplie ces chocs l'accélère.
- La température, la concentration des réactifs, la surface de contact et un catalyseur sont des facteurs cinétiques.
- La vitesse volumique de disparition d'un réactif vaut $-d[R]/dt$, celle d'apparition d'un produit $d[P]/dt$, en $\text{mol}\cdot\text{L}^{-1}\cdot\text{s}^{-1}$.
- À un instant donné, la vitesse est la pente de la tangente à la courbe de concentration.
- Pour $aA + bB \rightarrow cC + dD$, les vitesses divisées par leur coefficient stœchiométrique sont égales.
- La vitesse diminue en général au cours du temps, car les réactifs s'épuisent.
- Le temps de demi-réaction $t_{1/2}$ est la durée pour que l'avancement atteigne la moitié de sa valeur finale.
- Une loi d'ordre 1 s'écrit $v = k[A]$; elle donne $[A](t) = [A]_0 \exp(-kt)$ et $\ln[A]$ linéaire en t .
- Pour l'ordre 1, $t_{1/2} = \ln 2 / k$ ne dépend pas de la concentration initiale.
- Un catalyseur accélère la réaction sans changer l'état final : il est consommé puis régénéré.
- La catalyse est homogène (même phase), hétérogène (phase différente) ou enzymatique (enzyme).
- Un mécanisme est une suite d'actes élémentaires dont la somme redonne le bilan.
- Un intermédiaire réactionnel est formé puis consommé ; il n'apparaît pas dans le bilan.
- Une flèche courbe va d'un site donneur de doublet vers un site accepteur et décrit la formation ou la rupture d'une liaison.



Formules et définitions à connaître

Grandeur	Formule	Unité	Condition
Vitesse de disparition	$v_{\text{disp}}(R) = -d[R]/dt$	$\text{mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$	volume constant
Vitesse d'apparition	$v_{\text{app}}(P) = d[P]/dt$	$\text{mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$	volume constant
Lien stœchiométrique	$(1/a) v_{\text{disp}}(A) = (1/c) v_{\text{app}}(C)$	$\text{mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$	$a A + \dots \rightarrow c C + \dots$
Loi d'ordre 1	$v_{\text{disp}}(A) = k[A]$	k en s^{-1}	ordre 1 vérifié expérimentalement
Concentration au cours du temps	$[A](t) = [A]_0 \exp(-kt)$	$\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$	ordre 1
Temps de demi-réaction	$t_{1/2} = \ln 2 / k$	s	ordre 1
Loi de Beer-Lambert	$A = \epsilon \times \ell \times c$	sans unité	solution diluée, une seule espèce absorbante

Pièges à éviter

- Calculer la pente entre deux points de la courbe au lieu de deux points de la tangente.
- Oublier le signe moins de la vitesse de disparition.
- Lire $t_{1/2}$ à la moitié de la dernière valeur mesurée au lieu de la moitié de la valeur finale.



- Utiliser $t_{1/2} = \ln 2 / k$ pour une réaction qui n'est pas d'ordre 1.
- Croire qu'un catalyseur augmente la quantité de produit obtenue.
- Confondre intermédiaire (formé puis consommé) et catalyseur (consommé puis régénéré).

Je me teste

1. Cite deux transformations rapides. → Une réaction acide-base et la précipitation du chlorure d'argent.
2. Pourquoi la trempe fige-t-elle un prélèvement ? → La baisse de température rend la réaction très lente.
3. Comment lire une vitesse à un instant t ? → Pente de la tangente à la courbe en t .
4. Pour $2 \text{N}_2\text{O}_5 \rightarrow 4 \text{NO}_2 + \text{O}_2$, rapport $v_{\text{app}}(\text{NO}_2)/v_{\text{disp}}(\text{N}_2\text{O}_5)$? → 2.
5. Définition de $t_{1/2}$? → Durée pour atteindre la moitié de l'avancement final.
6. Quel graphe est une droite pour l'ordre 1 ? → $\ln[A]$ en fonction de t , de pente $-k$.
7. $t_{1/2}$ si $k = 0,10 \text{ min}^{-1}$? → 6,9 min.
8. Fraction restante après 4 $t_{1/2}$? → $1/16$.
9. Le catalyseur modifie-t-il l'état final ? → Non, il fait seulement gagner du temps.
10. Dans $\text{H}_2\text{O}_2 + \text{I}^- \rightarrow \text{H}_2\text{O} + \text{IO}^-$ puis $\text{H}_2\text{O}_2 + \text{IO}^- \rightarrow \text{H}_2\text{O} + \text{O}_2 + \text{I}^-$, qui est l'intermédiaire ? → IO^- (I^- est le catalyseur).



Fiche : Transformations nucléaires et décroissance radioactive

FICHE • C15 • TERMINALE

Spécialité de terminale, programme officiel. Cours original rédigé avec une IA. Le cours de ton enseignant fait foi.

Sommaire du cours

L'essentiel	1
Formules et définitions à connaître	2
Pièges à éviter	2
Je me teste	3

L'essentiel

- Un noyau contient Z protons et $N = A - Z$ neutrons ; A est le nombre de nucléons.
- Des isotopes ont le même Z mais des nombres de neutrons différents ; ils ont les mêmes propriétés chimiques.
- L'interaction forte, attractive et de très courte portée, assure la cohésion du noyau malgré la répulsion entre protons.
- Dans le diagramme (N, Z) , les noyaux stables forment la vallée de stabilité, proche de $N = Z$ pour les noyaux légers.
- Un excès de neutrons conduit à une désintégration β^- , un excès de protons à β^+ , un noyau très lourd à α .
- Une transformation nucléaire conserve le nombre de nucléons et la charge électrique (lois de Soddy), mais change l'élément.
- La particule α est un noyau ${}^4_2\text{He}$; la particule β^- un électron ${}^0_{-1}\text{e}$; la particule β^+ un positon ${}^0_{+1}\text{e}$.
- Un noyau fils excité se désexcite en émettant un photon γ , sans changer A ni Z .
- La désintégration d'un noyau est aléatoire et spontanée ; seule une population nombreuse suit une loi prévisible.
- La loi de décroissance s'écrit $N(t) = N_0 \exp(-\lambda t)$, avec λ la constante radioactive en s^{-1} .
- L'activité $A = \lambda N$ est le nombre de désintégrations par seconde, en becquerels ; elle décroît comme N .
- La demi-vie $t_{1/2} = \ln 2 / \lambda$ est la durée au bout de laquelle la moitié des noyaux se sont désintégrés ; après n demi-vies, il reste $N_0/2^n$.
- Une datation donne $t = (t_{1/2} / \ln 2) \times \ln(A_0/A)$; elle n'est fiable que pour des âges de l'ordre de quelques demi-vies.



- En médecine, on utilise des émetteurs γ ou β^+ pour l'imagerie et des émetteurs β^- pour détruire des cellules ciblées.
- La dose absorbée se mesure en gray ($\text{J}\cdot\text{kg}^{-1}$), la dose efficace en sievert.
- On se protège d'une source par le temps, la distance et un écran adapté.

Formules et définitions à connaître

Grandeur	Formule	Unité	Condition
Nombre de neutrons	$N = A - Z$	sans unité	tout noyau
Loi de décroissance	$N(t) = N_0 \exp(-\lambda t) = N_0 \times 2^{-t/t_{1/2}}$	sans unité	grand nombre de noyaux
Activité	$A = -dN/dt = \lambda N$	Bq	λ en s^{-1}
Décroissance de l'activité	$A(t) = A_0 \exp(-\lambda t)$	Bq	même noyau
Demi-vie	$t_{1/2} = \ln 2 / \lambda$	s (ou min, h, ans)	indépendante de N_0
Constante de temps	$\tau = 1/\lambda$	s	$N(\tau) = N_0/e$
Âge par datation	$t = (t_{1/2} / \ln 2) \times \ln(A_0/A)$	même unité que $t_{1/2}$	âge de l'ordre de quelques $t_{1/2}$
Dose absorbée	$D = E/m$	$\text{Gy} = \text{J}\cdot\text{kg}^{-1}$	énergie reçue par la matière

Pièges à éviter

- Oublier de vérifier séparément la conservation de A et celle de Z.



- Croire que l'électron β^- vient du cortège électronique : il naît dans le noyau.
- Penser qu'après 2 demi-vies il ne reste plus rien : il reste un quart.
- Calculer $A = \lambda N$ avec λ en jour^{-1} et annoncer des becquerels.
- Croire que la température ou l'état chimique modifie la demi-vie.
- Juger un émetteur α inoffensif sans distinguer exposition externe et inhalation.

Je me teste

1. Composition de $^{238}_{92}\text{U}$? $\rightarrow$ 92 protons, 146 neutrons, 238 nucléons.
2. Qu'ont en commun deux isotopes ? $\rightarrow$ Le même nombre de protons Z .
3. Quel type de désintégration pour un noyau trop riche en neutrons ? $\rightarrow \beta^-$.
4. Noyau fils de la désintégration α de $^{226}_{88}\text{Ra}$? $\rightarrow ^{222}_{86}\text{Rn}$.
5. Relation entre activité et nombre de noyaux ? $\rightarrow A = \lambda N$.
6. Unité de l'activité ? $\rightarrow$ Le becquerel, une désintégration par seconde.
7. Fraction restante après 3 demi-vies ? $\rightarrow 1/8$.
8. Relation entre $t_{1/2}$ et λ ? $\rightarrow t_{1/2} = \ln 2 / \lambda$.
9. Jusqu'à quel âge environ date-t-on au carbone 14 ? $\rightarrow$ Environ 40 000 à 50 000 ans.
10. Écran adapté contre les rayons γ ? $\rightarrow$ Plomb ou béton épais.



Fiche : Sens d'évolution d'un système et équilibre chimique

FICHE • C16 • TERMINALE

Spécialité de terminale, programme officiel. Cours original rédigé avec une IA. Le cours de ton enseignant fait foi.

Sommaire du cours

L'essentiel	1
Formules et définitions à connaître	2
Pièges à éviter	2
Je me teste	3

L'essentiel

- Une transformation est totale si $x_f = x_{\max}$, non totale si $x_f < x_{\max}$; on l'écrit alors avec la double flèche $\rightleftharpoons$.
- Le taux d'avancement final $\tau = x_f / x_{\max}$ est sans unité et compris entre 0 et 1.
- L'état d'équilibre est dynamique : les réactions dans les sens direct et inverse ont lieu à la même vitesse, les concentrations restent constantes.
- Le quotient de réaction Q_r s'écrit avec les produits au numérateur, les réactifs au dénominateur, chaque concentration (divisée par $c^\circ = 1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$) élevée à la puissance de son nombre stœchiométrique.
- Le solvant eau et les solides ne figurent pas dans Q_r .
- À l'équilibre, $Q_r, \text{éq} = K$, la constante d'équilibre, qui ne dépend que de la température.
- Si $Q_r, i < K$, le système évolue dans le sens direct ; si $Q_r, i > K$, dans le sens inverse ; si $Q_r, i = K$, il est à l'équilibre.
- Le critère d'évolution renseigne sur le sens, jamais sur la vitesse.
- Un catalyseur ne modifie ni K ni τ : il réduit seulement la durée d'atteinte de l'équilibre.
- Ajouter un réactif ou retirer un produit fait évoluer un équilibre dans le sens direct ; ajouter un produit le fait évoluer dans le sens inverse.
- Le taux d'avancement dépend de K mais aussi de l'état initial : diluer un acide faible ou mettre un réactif en excès augmente τ .
- Le produit de solubilité K_s est la constante de l'équilibre entre un solide ionique et ses ions en solution saturée.
- La solubilité s est la quantité maximale de solide dissoute par litre ; pour AgCl , $K_s = s^2$, pour PbI_2 ou CaF_2 , $K_s = 4s^3$.
- Un précipité se forme si, après mélange, Q_r de la dissolution dépasse K_s .
- Un ion commun déjà présent diminue la solubilité d'un solide.



Formules et définitions à connaître

Grandeur	Formule	Unité	Condition
Taux d'avancement final	$\tau = x_f / x_{\max}$	sans unité	$x_{\max}$ calculé avec le réactif limitant
Quotient de réaction	$Q = ([C]^c \times [D]^d) / ([A]^a \times [B]^b)$	sans unité	sans solvant ni solide
Équilibre	$Q, \text{éq} = K(T)$	sans unité	K ne dépend que de T
Acide faible	$K_a = [A^-][H_3O^+] / [HA], pK_a = -\log K_a$	sans unité	réaction de l'acide avec l'eau
Produit ionique de l'eau	$K_e = [H_3O^+][HO^-] = 1,0 \times 10^{-14}$	sans unité	à 25 °C
Solide AB	$K_s = s^2$	s en $\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$	eau pure
Solide AB ₂ ou A ₂ B	$K_s = 4s^3$	s en $\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$	eau pure
Loi de Kohlrausch	$\sigma = \sum \lambda [X]$	$\text{S} \cdot \text{m}^{-1}$	solution diluée, [X] en $\text{mol} \cdot \text{m}^{-3}$

Pièges à éviter

- Écrire l'eau solvant ou un solide dans Q.



- Oublier de recalculer les concentrations avec le volume total après un mélange.
- Écrire $K_s = s^2$ pour un solide de type AB_2 : c'est $4s^3$.
- Comparer les solubilités de deux solides de types différents par leurs seuls K_s .
- Croire qu'un K grand impose $\tau = 1$ ou qu'un catalyseur augmente τ .
- Garder une racine d'équation qui donne un avancement négatif ou supérieur à $x_{\max}$.

Je me teste

1. Que vaut τ si $x_f = x_{\max}$? $\rightarrow \tau = 1$, la transformation est totale.
2. De quoi dépend K ? $\rightarrow$ Uniquement de la température, pour une équation donnée.
3. $Q_{\text{pi}} = 0,5$ et $K = 20$: sens d'évolution ? $\rightarrow$ Sens direct.
4. Expression de Q_{pi} pour $\text{Zn(s)} + \text{Cu}^{2+}(\text{aq}) \rightleftharpoons \text{Zn}^{2+}(\text{aq}) + \text{Cu(s)}$? $\rightarrow Q_{\text{pi}} = [\text{Zn}^{2+}] / [\text{Cu}^{2+}]$.
5. Effet de l'ajout d'un produit sur un équilibre ? $\rightarrow Q_{\text{pi}} > K$, évolution dans le sens inverse.
6. Effet d'une dilution sur τ pour un acide faible ? $\rightarrow \tau$ augmente.
7. Relation entre K_s et s pour AgCl dans l'eau pure ? $\rightarrow K_s = s^2$.
8. Relation entre K_s et s pour PbI_2 ? $\rightarrow K_s = 4s^3$.
9. Condition d'apparition d'un précipité ? $\rightarrow Q_{\text{pi}}$ de la dissolution supérieur à K_s .
10. Pourquoi un catalyseur ne change-t-il pas τ ? $\rightarrow$ Il accélère les deux sens sans modifier K .



Fiche : Piles et électrolyse

FICHE • C17 • TERMINALE

Spécialité de terminale, programme officiel. Cours original rédigé avec une IA. Le cours de ton enseignant fait foi.

Sommaire du cours

L'essentiel	1
Formules et définitions à connaître	2
Pièges à éviter	2
Je me teste	3

L'essentiel

- Un oxydant capte des électrons, un réducteur en cède ; un couple Ox/Red s'écrit $\text{Ox} + n e^- = \text{Red}$.
- Une pile réalise un transfert indirect d'électrons : oxydant et réducteur sont séparés, les électrons passent par le circuit extérieur.
- Une pile est formée de deux demi-piles (électrode + électrolyte) reliées par un pont salin.
- L'anode est toujours le siège d'une oxydation, la cathode le siège d'une réduction.
- Dans une pile, l'anode est la borne négative et la cathode la borne positive.
- Les électrons circulent de la borne - vers la borne + dans le circuit extérieur ; le courant va en sens inverse ; dans les solutions et le pont salin, ce sont les ions qui se déplacent.
- Le pont salin ferme le circuit et maintient l'électroneutralité des solutions.
- Une pile fonctionne parce que $Q_{\text{eq}} < K$: la réaction est spontanée ; la pile est utilisée quand un réactif est épuisé ou quand $Q_{\text{eq}} = K$.
- La tension à vide E se mesure à courant nul ; en fonctionnement, $U = E - rI$.
- La capacité d'une pile est la charge maximale qu'elle peut débiter : $Q_{\text{max}} = n(e^-)_{\text{max}} \times F$, fixée par le réactif limitant.
- Une électrolyse est une transformation forcée par un générateur : Q_{eq} s'éloigne de K .
- Dans un électrolyseur, l'anode est reliée au + du générateur, la cathode au -.
- Un accumulateur fonctionne en pile pendant la décharge et en électrolyseur pendant la charge.
- L'énergie électrique stockée vaut $W = U \times Q$; l'électrolyse de l'eau et la pile à combustible permettent de stocker l'énergie sous forme de dihydrogène.



Formules et définitions à connaître

Grandeur	Formule	Unité	Condition
Constante de Faraday	$F = N_a \times e \approx 9,65 \times 10^4$	$C \cdot mol^{-1}$	charge d'une mole d'électrons
Charge électrique	$Q = I \times \Delta t$	C (A, s)	intensité constante
Charge et électrons	$Q = n(e^-) \times F$	C	toujours
Capacité	$Q_{max} = z \times x_{max} \times F$	C	z électrons par avancement unitaire
Ampère-heure	$1 A \cdot h = 3\,600 C$		conversion
Tension aux bornes	$U = E - r \times I$	V	modèle linéaire de la pile
Énergie électrique	$W = U \times Q = P \times \Delta t$	J ($1 W \cdot h = 3\,600 J$)	tension constante
Volume de gaz	$V = n \times V_m$	L	$V_m \approx 24,0 L \cdot mol^{-1}$ à 20 °C

Pièges à éviter

- Retenir « anode = + » : c'est faux pour une pile, vrai seulement pour un électrolyseur.
- Faire passer des électrons dans le pont salin ou les solutions.
- Compter les électrons sans avoir cherché le réactif limitant, ou oublier le facteur z.



- Oublier de convertir les heures en secondes et les mA en A.
- Additionner les capacités de piles en série : seule la tension s'additionne.
- Confondre tension à vide E et tension en fonctionnement U .

Je me teste

1. Siège de l'oxydation ? → L'anode, dans tous les dispositifs.
2. Borne négative d'une pile Daniell ? → L'électrode de zinc.
3. Rôle du pont salin ? → Fermer le circuit et assurer l'électroneutralité.
4. Valeur de F ? → Environ $9,65 \times 10^4 \text{ C} \cdot \text{mol}^{-1}$.
5. $1 \text{ A} \cdot \text{h}$ en coulombs ? → $3\,600 \text{ C}$.
6. Où place-t-on l'objet à recouvrir lors d'une électrodéposition ? → À la cathode, reliée au - du générateur.
7. Que vaut $n(\text{Cu})$ si $0,020 \text{ mol}$ d'électrons réduisent Cu^{2+} ? → $0,010 \text{ mol}$.
8. Pourquoi l'électrolyse est-elle forcée ? → Elle fait évoluer le système dans le sens opposé au sens spontané, grâce au générateur.
9. Que se passe-t-il pendant la charge d'un accumulateur ? → Une électrolyse qui reconstitue les réactifs.
10. Énergie d'une batterie de $3,7 \text{ V}$ et $4,0 \text{ A} \cdot \text{h}$? → $14,8 \text{ W} \cdot \text{h}$, soit environ $5,3 \times 10^4 \text{ J}$.



Fiche : Stratégie de synthèse et chimie organique

FICHE • C18 • TERMINALE

Spécialité de terminale, programme officiel. Cours original rédigé avec une IA. Le cours de ton enseignant fait foi.

Sommaire du cours

L'essentiel	1
Formules et définitions à connaître	2
Pièges à éviter	2
Je me teste	3

L'essentiel

- Une amine possède un azote lié à un, deux ou trois carbones ; un amide possède un azote lié au carbone d'un $C=O$.
- Un ester possède le groupe $-COO-$ entre deux chaînes carbonées ; il se nomme « alcanoate d'alkyle », la partie alcanoate contenant le $C=O$.
- Un halogénoalcane porte un halogène sur un carbone tétraédrique, nommé en préfixe (chloro, bromo...).
- Pour nommer une molécule, on repère le groupe principal, la chaîne la plus longue qui le contient, puis on numérote pour lui donner le plus petit numéro.
- Des isomères de constitution diffèrent par l'enchaînement des atomes : isomérisie de chaîne, de position ou de fonction.
- Des stéréoisomères ont le même enchaînement mais une disposition spatiale différente ; les conformations ne sont pas des isomères.
- L'isomérisie Z/E existe si chacun des deux carbones de la double liaison porte deux groupes différents.
- Un carbone asymétrique est lié à quatre groupes différents ; une molécule à un seul C^* est chirale.
- Deux énantiomères sont images l'un de l'autre dans un miroir, non superposables, et ont les mêmes propriétés physiques.
- Deux diastéréoisomères sont des stéréoisomères non énantiomères, de propriétés différentes ; n C^* donnent au plus 2^n stéréoisomères.
- Les trois grandes catégories de réactions sont la substitution, l'addition et l'élimination.
- Une flèche courbe part d'un doublet d'électrons d'un site donneur et pointe vers un site accepteur.
- Un catalyseur et la température accélèrent une synthèse ; un excès de réactif ou l'élimination d'un produit en augmentent le rendement.
- Protéger un groupe permet de rendre une synthèse sélective, au prix d'étapes supplémentaires et d'un rendement global plus faible.



- Un polymère est la répétition d'un motif ; la polyaddition se fait sans perte d'atomes, la polycondensation libère une petite molécule.

Formules et définitions à connaître

Notion	Définition ou formule	Remarque
Rendement	$\eta = n(\text{obtenu}) / n(\text{max})$	$n(\text{max})$ fixé par le réactif limitant
Rendement global	$\eta = \eta_1 \times \eta_2 \times \dots \times \eta_k$	synthèse en k étapes
Degré de polymérisation	$n = M(\text{polymère}) / M(\text{motif})$	$M(\text{polymère})$ est une moyenne
Nombre de stéréoisomères	au plus 2^n pour n C*	moins si la molécule est symétrique
Carbone asymétrique	carbone tétraédrique lié à 4 groupes différents	noté C*
Site donneur	doublet non liant, liaison multiple, charge - ou δ^-	O, N, C=C, HO^-
Site accepteur	charge + ou δ^+ , atome lacunaire	H^+ , carbocation, C de C-X ou C=O
Ester	R-COO-R' : alcanolate d'alkyle	R-CO vient de l'acide, R' de l'alcool

Pièges à éviter

- Inverser les deux parties du nom d'un ester.
- Confondre amine et amide, ester et éther.



- Oublier de vérifier les DEUX carbones d'une double liaison pour l'isomérisation Z/E.
- Faire partir une flèche courbe d'un atome ou d'une charge positive au lieu d'un doublet.
- Croire qu'un catalyseur augmente le rendement d'une transformation non totale.
- Additionner les rendements d'étapes successives au lieu de les multiplier.

Je me teste

1. Famille de $\text{CH}_3\text{-CO-NH-CH}_3$? → Amide (N-méthyléthanimide).
2. Nom de $\text{CH}_3\text{-COO-CH}_2\text{-CH}_3$? → Éthanoate d'éthyle.
3. Le but-1-ène a-t-il des isomères Z/E ? → Non, son carbone 1 porte deux H.
4. Le butan-2-ol est-il chiral ? → Oui, son carbone 2 est asymétrique.
5. Relation entre isomères Z et E ? → Ce sont des diastéréoisomères.
6. Catégorie de $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-OH} \rightarrow \text{CH}_2=\text{CH}_2 + \text{H}_2\text{O}$? → Élimination.
7. Site donneur dans $\text{HO}^- + \text{CH}_3\text{-Cl}$? → L'oxygène de HO^- .
8. Comment augmenter le rendement d'une estérification ? → Excès d'un réactif ou élimination de l'eau.
9. Rendement global de deux étapes à 80 % ? → $0,80 \times 0,80 = 64 \%$.
10. Degré de polymérisation d'un polyéthylène de $2,8 \times 10^5 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$? → $1,0 \times 10^4$.