

Cours – Fiches de chimie

8-1 pH d'un acide fort

8-1 pH d'un acide fort

Réaction chimiques :

Réaction 1 :	$H_2O \rightleftharpoons H_3O^+ + OH^-$			Réaction 2 :	$AH + H_2O \longrightarrow A^- + H_3O^+$		
t=0	Excès	😊	☹️	t=0	C_0	0	ϵ
t _f	Excès- ϵ	ϵ	☹️	t _f	0	C_0	$C_0 + \epsilon$

- **Espèces présentes :** A^- , H_3O^+ , OH^-
- **Bilan matière (BM) :** $C_0 = [A^-]$ (AH acide entièrement dissocié)
- **Electro-neutralité :** $[A^-] + [OH^-] = [H_3O^+]$; $[A^-] = C_0 \Rightarrow C_0 + [OH^-] = [H_3O^+]$

1) **1^{ère} approximation :** milieu acide $[H_3O^+] \gg [OH^-]$ (négliger l'autoprotolyse de l'eau = négliger a devant C_0), On peut négliger $[OH^-]$ devant $[H_3O^+]$ Si $[H_3O^+] \geq 10 [OH^-]$

$$\text{E.N.: } C_0 + [OH^-] = [H_3O^+] \Rightarrow C_0 = [H_3O^+]$$

$$\text{pH} = -\log [H_3O^+] = -\log C_0$$

Cette relation sera valable si $[H_3O^+] \geq 10 \times [OH^-]$ (1)

$$K_e = [H_3O^+] \times [OH^-] \Rightarrow [OH^-] = \frac{K_e}{[H_3O^+]} \quad (2)$$

$$(1) + (2) \Rightarrow [H_3O^+]^2 \geq 10 \times K_e \Rightarrow [H_3O^+]^2 \geq 10^{-13} \Rightarrow [H_3O^+] \geq 10^{-6,5} \Rightarrow \text{pH} \leq 6,5$$

$$\text{pH} = -\log[H_3O^+] = -\log C_0 \text{ est valable pour un } \text{pH} \leq 6,5 \Rightarrow C_0 \geq 10^{-6,5} \text{ mol/L}$$

Remarque :

Dans ce premier cas on néglige les ions H_3O^+ et OH^- issues de l'autoprotolyse de l'eau.

• Si la 1^{ère} approximation n'est pas vérifiée il faudra alors résoudre le système d'équation

$$K_e = [H_3O^+] \times [OH^-] = 10^{-14} \Rightarrow [OH^-] = \frac{K_e}{[H_3O^+]}$$

On "injecte" cette expression de $[OH^-]$ dans le bilan des charges (électro-neutralité)

$$\Rightarrow C_0 + \frac{K_e}{[H_3O^+]} = [H_3O^+] : \text{En multipliant cette expression par } [H_3O^+], \text{ on obtient :}$$

$$[H_3O^+]^2 - C_0[H_3O^+] - K_e = 0 \Rightarrow [H_3O^+] = \frac{C_0 + \sqrt{C_0^2 + 4 \times K_e}}{2}$$

$$\Rightarrow [H_3O^+] = \frac{C_0 + \sqrt{C_0^2 + 4 \times K_e}}{2} \Rightarrow \text{pH} = -\log [H_3O^+] = -\log \left(\frac{C_0 + \sqrt{C_0^2 + 4 \times K_e}}{2} \right)$$

Remarque :

Dans ce cas on ne néglige pas les ions H_3O^+ et OH^- issues de l'autoprotolyse de l'eau

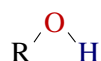
Exemple : si on considère une solution de HCl de $C_0 = 10^{-8} \text{ mol L}^{-1}$

$$\Rightarrow \text{pH} = -\log C_0 = -\log 10^{-8} = 8 \text{ milieu basique !!! (pH} = 8 > 6,5).$$

$\Rightarrow$ résolution de l'équation du second degré : on ne néglige pas l'autoprotolyse de l'eau

$$[H_3O^+] = \frac{C_0 + \sqrt{C_0^2 + 4 \times K_e}}{2} = \frac{10^{-8} + \sqrt{(10^{-8})^2 + 4 \times 10^{-14}}}{2} = 1,05 \times 10^{-7} \text{ mol.L}^{-1}$$

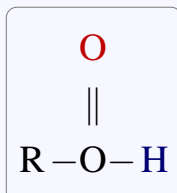
$\Rightarrow \text{pH} = 6,98$ (milieu très légèrement acide)



LES ALCOOLS

1 DÉFINITION

- La molécule d'alcool contient le groupement fonctionnel -OH appelé **groupement hydroxyle**.
- La formule brute générale des alcools est :



R : groupe alkyl (chaîne carbonée)

Formule générale : **R-OH**

Pour un alcool saturé monofonctionnel :



2 NOMENCLATURE DES ALCOOLS

RÈGLE GÉNÉRALE (IUPAC)

- 1 Choisir la plus longue chaîne carbonée qui contient le carbone portant le groupe -OH .
- 2 Numéroté la chaîne à partir de l'extrémité la plus proche du groupe -OH pour lui donner le plus petit numéro possible.
- 3 Remplacer le suffixe de l'alcane correspondant par le suffixe -ol . Le numéro du carbone portant le -OH est indiqué juste avant -ol .
- 4 Si plusieurs groupes -OH sont présents, utiliser les suffixes -diol , -triol ... et indiquer tous les numéros.

EXEMPLES DE BASE

méthane	CH_4	----->	méthanol	$\text{CH}_3\text{-OH}$
éthane	C_2H_6	----->	éthanol	$\text{C}_2\text{H}_5\text{-OH}$
propane	C_3H_8	----->	propanol	$\text{C}_3\text{H}_7\text{-OH}$
butane	C_4H_{10}	----->	butanol	$\text{C}_4\text{H}_9\text{-OH}$

PRÉCISIONS IMPORTANTES

- ✓ La chaîne choisie doit absolument contenir le carbone fonctionnel (celui lié au groupe -OH).
- ✓ Le suffixe -ol remplace le -e final de l'alcane.
- ✓ Le numéro du carbone portant le -OH est toujours le plus petit possible.
- ✓ En cas de plusieurs substituants, on applique les règles générales de nomenclature (ordre alphabétique des substituants, plus petits numéros possibles).

⚠ ATTENTION

Le -OH doit être pris en compte en priorité lors de la numérotation.

La chaîne principale est celle qui contient le -OH et qui comporte le plus grand nombre d'atomes de carbone.

EXEMPLES DE NOMENCLATURE

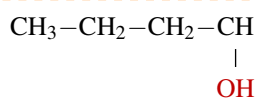
$\text{H}_3\text{C}-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{OH}$ pentan-1-ol	$\begin{array}{c} \text{OH} \\ \\ \text{H}_3\text{C}-\text{CH}_2-\text{CH}-\text{CH}_2-\text{CH}_3 \end{array}$ pentan-2-ol	$\begin{array}{c} \text{OH} \\ \\ \text{H}_3\text{C}-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_3 \end{array}$ pentan-3-ol
$\begin{array}{c} \text{OH} \\ \\ \text{CH}_3-\text{CH}-\text{CH}_3 \end{array}$ propan-2-ol	$\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{OH}$ propan-1-ol	$\begin{array}{c} \text{CH}_3 \\ \\ \text{CH}_3-\text{CH}-\text{CH}_2-\text{CH}_3 \\ \\ \text{OH} \end{array}$ 2-méthylbutan-1-ol
$\begin{array}{c} \text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{CH}-\text{CH}-\text{CH}_2-\text{OH} \\ \quad \\ \text{CH}_3 \quad \text{C}_2\text{H}_5 \end{array}$ 2-éthyl-4-méthylpentan-1-ol	$\begin{array}{c} \text{CH}_3 \quad \text{OH} \\ \quad \\ \text{CH}_3-\text{C}-\text{CH}-\text{CH}_3 \\ \\ \text{CH}_3 \end{array}$ 3,3-diméthylbutan-2-ol	

4 CLASSES D'ALCOOLS

On distingue trois classes d'alcools selon le nombre d'atomes de carbone liés au carbone fonctionnel (celui qui porte le -OH).

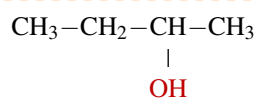
ALCOOL PRIMAIRE	ALCOOL SECONDAIRE	ALCOOL TERTIAIRE
$\begin{array}{c} \text{H} \\ \\ \text{R} - \text{C} - \text{OH} \\ \\ \text{H} \end{array}$	$\begin{array}{c} \text{H} \\ \\ \text{R} - \text{C} - \text{OH} \\ \\ \text{R}' \end{array}$	$\begin{array}{c} \text{R}'' \\ \\ \text{R} - \text{C} - \text{OH} \\ \\ \text{R}' \end{array}$
Le carbone fonctionnel est lié à DEUX atomes d'hydrogène.	Le carbone fonctionnel est lié à UN seul atome d'hydrogène.	Le carbone fonctionnel n'est lié à AUCUN atome d'hydrogène.

5 EXEMPLES PAR CLASSE D'ALCOOL



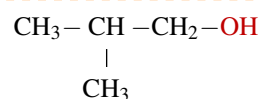
butan-1-ol

alcool primaire



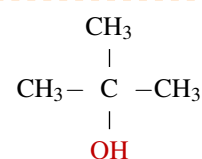
butan-2-ol

alcool secondaire



2-méthylpropan-1-ol

alcool primaire

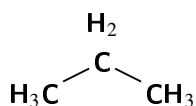


2-méthylbutan-2-ol

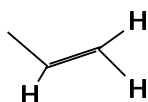
alcool tertiaire

À RETENIR : Le groupe **-OH** définit la fonction alcool. La nomenclature repose sur le choix de la chaîne principale contenant le **-OH** et la numérotation qui lui donne le plus petit numéro. La classe d'un alcool dépend du nombre de carbones liés au carbone fonctionnel.

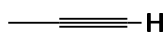
Functional Groups



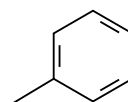
alkane



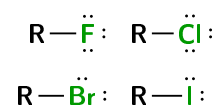
alkene



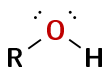
alkyne



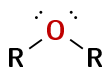
benzene ring
(phenyl)



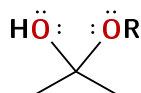
alkyl halide



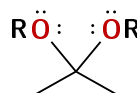
alcohol



ether



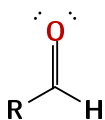
hemiacetal



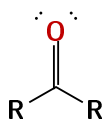
acetal



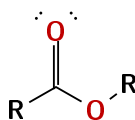
epoxide



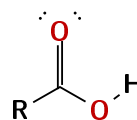
aldehyde



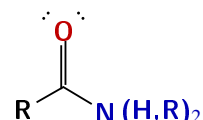
ketone



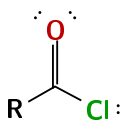
ester



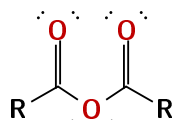
carboxylic
acid



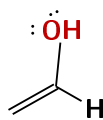
amide



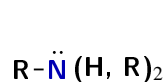
acid chloride



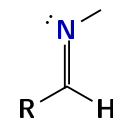
anhydride



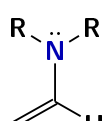
enol



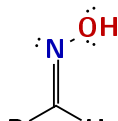
amine



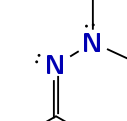
imine



enamine



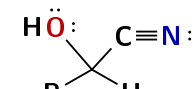
oxime



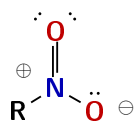
hydrazone



nitrile



cyanohydrin



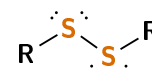
nitro



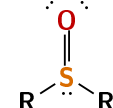
sulfide
(thioether)



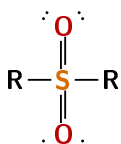
thiol



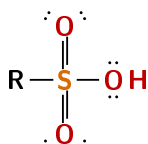
disulfide



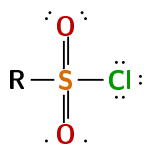
sulfoxide



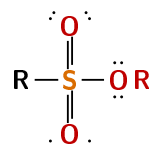
sulfone



sulfonic acid

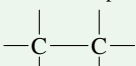
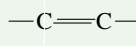
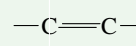
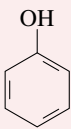
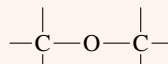
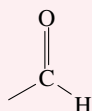
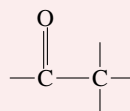
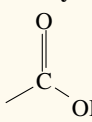
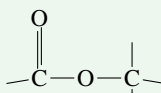
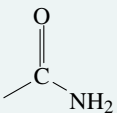
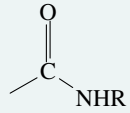
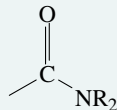
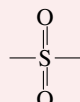
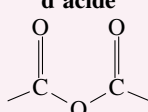
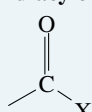
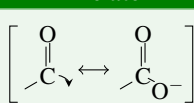
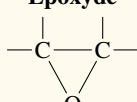
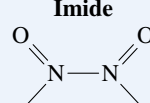
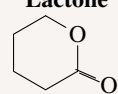


sulfonyl chloride



sulfonate ester

PCPT - les groupes fonctionnels en chimie organique

Hydrocarbures				Halogénoalcane	Alcool	
Alcane Liaison simple  Nom : -ane Exemple : Éthane	Alcène Liaison double  Nom : -ène Exemple : Éthène	Alcyne Liaison triple  Nom : -yne Exemple : Éthyne	Aromatique (Arène) Cycle aromatique  Nom : Benzène Exemple : Benzène	Haloalcane  (X = F, Cl, Br, I) Nom : fluoro-, chloro-, bromo-, iodo- Exemple : Chloroéthane	Alcool  Nom : -anol Exemple : Éthanol	
Phénol  Nom : Hydroxybenzène Exemple : Phénol	Éther  Nom : Alkoxyalkane Exemple : Éthoxyéthane	Aldéhyde  Nom : -anal Exemple : Éthanal	Cétone  Nom : -anone Exemple : Propanone	Acide carboxylique Acide carboxylique  Nom : Acide -oïque Exemple : Acide éthanoïque	Ester  Nom : -oate d'alkyle Exemple : Éthanoate d'éthyle	
Amide			Amine			
Amide primaire  Nom : -amide Exemple : Éthanamide	Amide secondaire  Nom : -amide (N-substitué) Exemple :	Amide tertiaire  Nom : -amide (N,N-disubstitué) Exemple : N,N-diméthyléthanamide	Amine primaire $-NH_2$ Nom : -amine Exemple : Éthanamine	Amine secondaire $-NHR$ Nom : -(alkyl)amine Exemple : Méthyléthanamine	Amine tertiaire $-NR_2$ Nom : N,N-dialkylamine Exemple : N,N-diméthyléthanamine	Ammonium quaternaire $\begin{matrix} + \\ -NR_3 \end{matrix} X^-$ Nom : sel d'ammonium Exemple : Chlorure de tétraméthylammonium
Nitrile Nitrile $-C \equiv N$ Nom : -nitrile Exemple : Éthanenitrile	Nitro Nitro $-NO_2$ Nom : nitro- Exemple : Nitrobenzène	Thiol Thiol $-SH$ Nom : -thiol Exemple : Éthanethiol	Sulfure (Thioéther) Sulfure (Thioéther) $-S-$ Nom : Alkylthioalkane Exemple : Méthylethylsulfure	Sulfone Sulfone  Nom : sulfone Exemple : Diméthylsulfone	Sulfoxyde Sulfoxyde  Nom : sulfoxyde Exemple : Diméthylsulfoxyde	
Peroxyde Peroxyde $-O-O-$ Nom : peroxyde d'alkyle Exemple : Peroxyde de dibenzoyle	Anhydride d'acide Anhydride d'acide  Nom : anhydride -oïque Exemple : Anhydride éthanoïque	Halogénure d'acyle Halogénure d'acyle  (X = Cl, Br) Nom : chlorure de -oyle Exemple : Chlorure	Isocyanate Isocyanate $-N=C=O$ Nom : isocyanate d'alkyle Exemple : Isocyanate de phényle	Isothiocyanate Isothiocyanate $-N=C=S$ Nom : isothiocyanate d'alkyle Exemple : Isothiocyanate de méthyle	Hydrazine et dérivés Hydrazine $-NH-NH_2$ Nom : hydrazine Exemple : Hydrazine $-C=N-NH_2$ Nom : hydrazone Exemple : Benzaldéhyde hydrazone	
Imine (Base de Schiff) Imine $-C=N-$ Nom : imine Exemple : Benzaldéhyde imine	Oxime Oxime $-C=NOH$ Nom : oxime Exemple : Acétaldoxime	Énolate  Nom : énolate Exemple : Énolate d'éthanal	Époxyde Époxyde  Nom : époxyde Exemple : Oxyde d'éthylène	Imide Imide  Nom : imide Exemple : Phtalimide	Lactone Lactone  Nom : lactone Exemple : δ-Valérolactone	

Légende des éléments : X

F : Fluor	n-Pr : n-Propyle
Cl : Chlore	i-Pr : isopropyle
Br : Brome	Ph : Phényle
I : Iode	Bn : Benzyle

Rappels de nomenclature

Le nom d'un composé organique se forme à partir :

- du groupe principal (prioritaire) → suffixe
- des substituants (groupes secondaires) → préfixes
- de la chaîne principale (ou cycle) → base du nom

Exemple : $\text{CH}_3\text{--CH}_2\text{--OH}$

Éthanol → groupe principal : alcool (-ol)

Ordre de priorité (du plus élevé au plus faible)

- | | |
|--|------------------------------|
| 1. Acides carboxyliques | 6. Amines |
| 2. Anhydrides, Halogénures d'acyle, Esters | 7. Alcanes, Alcènes, Alcynes |
| 3. Amides | 8. Éthers, Sulfures |
| 4. Aldéhydes, Cétones | 9. Autres fonctions |
| 5. Alcools, Phénols, Thiols | |

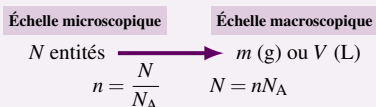
TCS - La mole et Concentration molaire

1) LA MOLE : UNITÉ DE QUANTITÉ DE MATIÈRE

• La mole (mol) est la quantité de matière contenant exactement

$$N_A = 6,022 \times 10^{23} \text{ entités élémentaires.}$$

Entités : atomes, molécules, ions, électrons...



Exemples

- 1 mol d'atomes de C contient $6,022 \times 10^{23}$ atomes de C.
- 1 mol de molécules de H_2O contient $6,022 \times 10^{23}$ molécules.
- 1 mol d'électrons contient $6,022 \times 10^{23}$ électrons.

2) MASSE MOLAIRE MOLÉCULAIRE

La masse molaire moléculaire M (en $g \cdot mol^{-1}$) d'une espèce est la somme des masses molaires atomiques des atomes qui la constituent.

$$M = \sum_i n_i \times M_i$$

Avec : n_i nombre d'atomes de l'élément i dans la molécule

M_i masse molaire atomique ($g \cdot mol^{-1}$)

Exemples

- $M(H_2O) = 2 \times 1,0 + 16,0 = 18,0 \text{ g} \cdot mol^{-1}$
- $M(CO_2) = 12,0 + 2 \times 16,0 = 44,0 \text{ g} \cdot mol^{-1}$
- $M(C_6H_{12}O_6) = 6 \times 12,0 + 12 \times 1,0 + 6 \times 16,0 = 180 \text{ g} \cdot mol^{-1}$

Masses molaires atomiques usuelles ($g \cdot mol^{-1}$)

H	C	N	O	Na	Cl	S
1,0	12,0	14,0	16,0	23,0	35,5	32,1

3) CALCULER n À PARTIR DE LA MASSE (SOLIDE)

Pour un solide de masse m (g) constitué de l'espèce de masse molaire M ($g \cdot mol^{-1}$) :

$$n = \frac{m}{M}$$

Exemple

On dissout 2,50 g de NaCl ($M = 58,5 \text{ g} \cdot mol^{-1}$).

$$n(NaCl) = \frac{2,50}{58,5} = 4,27 \times 10^{-2} \text{ mol}$$

À retenir

- ✓ Un solide pur : $n = \frac{m}{M}$
- ✓ Unités : m en g, M en $g \cdot mol^{-1}$, n en mol
- ✓ La masse molaire M est toujours positive

4) CALCULER n À PARTIR DU VOLUME D'UN GAZ

Pour un gaz, à une température T et une pression P données :

Loi des gaz parfaits : $PV = nRT$

$$n = \frac{PV}{RT}$$

Avec : P (Pa) ; V (m^3) ; T (K) ; $R = 8,314 \text{ J} \cdot mol^{-1} \cdot K^{-1}$

Conditions usuelles (CNTP) : $T = 273 \text{ K}$;

$P = 1,013 \times 10^5 \text{ Pa}$

Donc : $V_m = \frac{RT}{P} = 22,4 \text{ L} \cdot mol^{-1}$

Exemple (CNTP)

Quel est n pour $V = 3,36 \text{ L}$ de CO_2 (gaz) ?

$$n = \frac{3,36}{22,4} = 0,150 \text{ mol}$$

5) CALCULER n À PARTIR DU VOLUME D'UN LIQUIDE

Pour un liquide de densité d (sans unité) :

• Masse volumique : $\rho = d \times \rho_{\text{eau}}$ avec

$\rho_{\text{eau}} = 1,00 \text{ g} \cdot mL^{-1}$

• Masse : $m = \rho \times V$ (V en mL ; m en g)

• Quantité de matière : $n = \frac{m}{M}$

Exemple

Déterminer n d'acide éthanique (CH_3COOH) de densité $d = 1,05$, volume $V = 20,0 \text{ mL}$. $M = 60,0 \text{ g} \cdot mol^{-1}$

$\rho = 1,05 \times 1,00 = 1,05 \text{ g} \cdot mL^{-1}$

$m = 1,05 \times 20,0 = 21,0 \text{ g}$

$n = \frac{21,0}{60,0} = 0,350 \text{ mol}$

6) RÉACTIONS CHIMIQUES ET n

Équation-bilan ajustée :



Les quantités de matière vérifient les rapports stœchiométriques :

$$\frac{n_A}{a} = \frac{n_B}{b} = \frac{n_C}{c} = \frac{n_D}{d}$$

Exemple

Pour $2H_2 + O_2 \longrightarrow 2H_2O$:

Si $n(H_2) = 0,40 \text{ mol}$ et $n(O_2) = 0,20 \text{ mol}$

Le mélange est stœchiométrique.

$n(H_2O) = 0,40 \text{ mol}$ (eau formée)

7) CONCENTRATION MOLAIRE DES ESPÈCES MOLÉCULAIRES EN SOLUTION

Définition

La concentration molaire C d'une espèce moléculaire (ou ionique) dissoute est :

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

C en $mol \cdot L^{-1}$ (mol/L)
 n en mol ; V en L

La solution peut contenir :

- des molécules (ex. glucose, NaCl non ionisé)
- des ions (ex. Na^+ , Cl^- , SO_4^{2-} ...)

Préparation d'une solution par dissolution

1. Peser la masse m du solide à dissoudre.
2. Dissoudre dans un peu d'eau distillée.
3. Transvaser quantitativement dans une fiole jaugée.
4. Compléter au trait de jauge avec de l'eau distillée.
5. Boucher et homogénéiser.

Relation utile : $m = C \times V \times M$

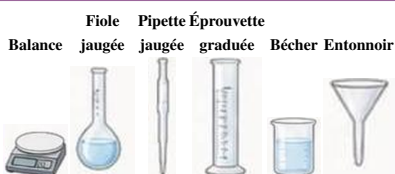
Dilution d'une solution

On prélève un volume V_1 d'une solution de concentration C_1 et on complète à V_2 .

$$C_1 V_1 = C_2 V_2$$

$$\text{Facteur de dilution : } F = \frac{C_1}{C_2} = \frac{V_2}{V_1}$$

8) VERRERIE ET MATÉRIEL UTILISÉS



Toujours rincer la verrerie avec de l'eau distillée. Ne jamais chauffer une fiole jaugée.

9) EXEMPLES RAPIDES

1. Combien de moles dans 5,85 g de NaCl ?

$$(M = 58,5 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1})$$

$$n = \frac{5,85}{58,5} = 0,100 \text{ mol}$$

2. Combien de moles dans 2,24 L de CO_2

(CNTP) ?

$$n = \frac{2,24}{22,4} = 0,100 \text{ mol}$$

3. Une solution de glucose

$$(M = 180 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}) \text{ à } C = 0,50 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

Quelle masse pour préparer 250 mL ?

$$m = C \times V \times M = 0,50 \times 0,250 \times 180 = 22,5 \text{ g}$$

10) ASTUCES & RAPPELS

☐ Toujours écrire l'équation chimique équilibrée.

☒ Vérifier les unités avant un calcul.

☒ Dans les gaz : utiliser les mêmes unités

(SI) dans $PV = nRT$.

☒ À CNTP : $V_m = 22,4 \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1}$.

☒ La verrerie jaugée est précise ; l'éprouvette est approximative.

☒ Une solution est homogène.

☒ **Ordres de grandeur utiles :**

$$1 \text{ mol} \approx 6 \times 10^{23} \text{ entités}$$

$$22,4 \text{ L} \approx 1 \text{ mol de gaz (CNTP)}$$

11) FORMULES CLÉS – RÉSUMÉ

Mole	Masse molaire	Solide	Gaz parfait	Liquide (densité d)	Concentration molaire	Dilution
$n = \frac{N}{N_A}$				$m = d \times V \times \rho_{\text{eau}}$		$C_1 V_1 = C_2 V_2$
$N = n N_A$	$M = \sum_i n_i M_i$	$n = \frac{m}{M}$	$n = \frac{PV}{RT}$		$C = \frac{n}{V}$	
$N_A = 6,022 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$	($\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$)		$V_m \text{ (CNTP)} = 22,4 \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1}$	$n = \frac{m}{M}$	($\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$)	$F = \frac{C_1}{C_2}$

LES PRINCIPAUX COMPOSÉS ORGANIQUES

LES PRINCIPAUX COMPOSÉS ORGANIQUES

Formules brutes générales en fonction de n

(n = nombre d'atomes de carbone)

Famille de composés		Formule brute générale	Exemple (n et nom)
1. Alcanes (saturés) (liaisons simples)		$C_n H_{2n+2}$	$n = 3$: C_3H_8 propane
2. Alcènes (insaturés) (au moins une double liaison)	$C=C$	$C_n H_{2n}$	$n = 4$: C_4H_8 but-1-ène
3. Alcynes (insaturés) (au moins une triple liaison)	$C\equiv C$	$C_n H_{2n-2}$	$n = 3$: C_3H_4 prop-1-yne
4. Cycloalcanes 		$C_n H_{2n}$	$n = 6$: C_6H_{12} cyclohexane
5. Hydrocarbures aromatiques (aromatiques monocycliques)		$C_n H_{2n-6}$	$n = 6$: C_6H_6 benzène
6. Halogénoalcanes (-X avec $X = Cl, Br, I, F$)	-X	$C_n H_{2n+1}X$	$n = 2$: C_2H_5Cl chloroéthane
7. Alcools (saturés) (-OH)	-OH	$C_n H_{2n+2}O$	$n = 2$: C_2H_6O éthanol
8. Éthers (saturés) (-O-)	$R-O-R'$	$C_n H_{2n+2}O$	$n = 2$: C_2H_6O -éthoxyméthane (diméthyl éther)
9. Aldéhydes (-CHO)		$C_n H_{2n}O$	$n = 2$: C_2H_4O éthanal
10. Cétones ($>C=O$)		$C_n H_{2n}O$	$n = 3$: C_3H_6O propanone (acétone)
11. Acides carboxyliques (-COOH)		$C_n H_{2n}O_2$	$n = 2$: $C_2H_4O_2$ acide éthanique
12. Esters (-COO-)		$C_n H_{2n}O_2$	$n = 3$: $C_3H_6O_2$ éthanoate de méthyle

13. Amines (saturés) (-NH ₂ , -NHR, -NR ₂)	-NH ₂	$C_n H_{2n+3} N$	$n = 2 : C_2 H_7 N$ éthylamine
14. Amides (saturés) (-CONH ₂)		$C_n H_{2n+1} NO$	$n = 2 : C_2 H_5 NO$ éthanamide (acétamide)
15. Nitriles (-C≡N)	-C≡N	$C_n H_{2n-1} N$	$n = 2 : C_2 H_3 N$ acétonitrile
16. Nitrocomposés (-NO ₂)	-NO ₂	$C_n H_{2n+1} NO_2$	$n = 2 : C_2 H_5 NO_2$ nitroéthane
17. Thiols (-SH)	-SH	$C_n H_{2n+2} S$	$n = 2 : C_2 H_6 S$ éthanethiol
18. Sulfures (thioéthers) (-S-)	-S-	$C_n H_{2n+2} S$	$n = 3 : C_3 H_8 S$ méthyléthylsulfure
19. Acides sulfoniques (-SO ₃ H)	-SO ₃ H	$C_n H_{2n+2} SO_3$	$n = 2 : C_2 H_6 SO_3$ acide éthanesulfonique
20. Aminoacides (α simples) (-NH ₂ et -COOH)	$H_2 N - \overset{H}{\underset{R}{C}} - COOH$	$C_n H_{2n+1} NO_2$	$n = 2 : C_2 H_5 NO_2$ glycine