

• Quantité de matière :

Solide/liquide :

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

mol (for n), g (for m), g/mol (for M)

⚠ Pour un liquide de masse volumique ρ :

$$m = \rho \times V$$

g/mL (for ρ), mL (for V), g/mol (for M)

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

Pour une solution de concentration molaire C :

$$n = C \times V$$

mol (for n), mol/L (for C), L (for V)

gaz :

$$n_{\text{gaz}} = \frac{V_{\text{gaz}}}{V_m}$$

mol (for n_{gaz}), L (for V_{gaz}), L/mol (for V_m)

avec $V_m = 22,4 \text{ L/mol (0°C)}$
ou $V_m = 24,0 \text{ L/mol (20°C)}$

• Concentration massique :

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

g/L (for C_m), g (for m), L (for V)

• Concentration molaire :

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

mol/L (for C), mol (for n), L (for V)

Relation pour passer d'une concentration à l'autre :

$$C_m = C \times M$$

g/L (for C_m), mol/L (for C), g/mol (for M)

Etape 1 : Préparation de solutions filles étalons à différentes concentrations connues à partir d'une solution mère

Echelle de teintes



Relation de la dilution :

$$C_i \times V_i = C_f \times V_f$$

mol.L⁻¹ ou g/L

Facteur de dilution :

$$F = \frac{C_i}{C_f} = \frac{V_f}{V_i} > 1$$

Etape 3 : On règle le spectrophotomètre à la valeur de $\lambda_{\max}$, on fait le blanc, puis on mesure l'absorbance de chaque solution étalon.

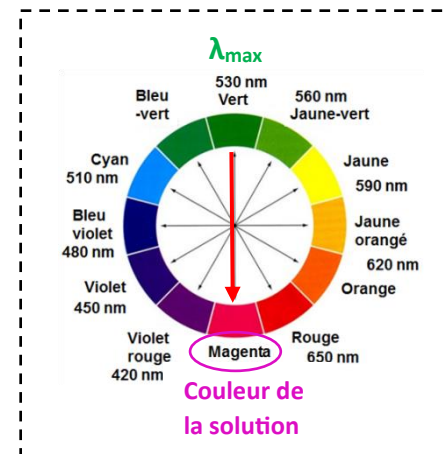
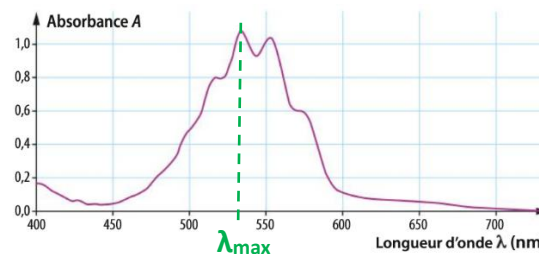
Exemple :

					
C (mol · L ⁻¹)	$1,2 \times 10^{-4}$	$3,6 \times 10^{-4}$	$4,1 \times 10^{-4}$	$5,0 \times 10^{-4}$	$6,5 \times 10^{-4}$
A	0,20	0,60	0,68	0,83	1,10

Etape 5 : Avec le spectrophotomètre, on mesure l'absorbance de la solution de concentration inconnue.

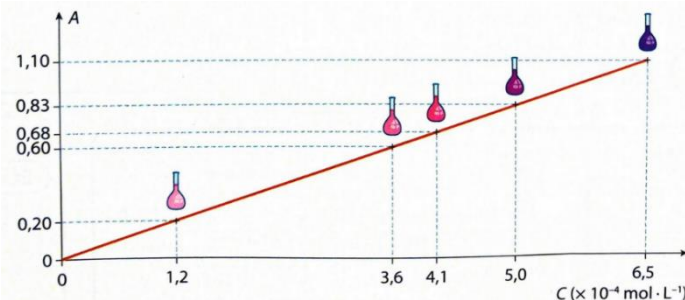
Exemple : A = 0,40

Etape 2 : Après avoir tracé le spectre d'absorption de la solution mère ou de la solution fille la plus concentrée $A = f(\lambda)$, on en déduit $\lambda_{\max}$



Etape 4 : On trace la droite d'étalonnage $A = f(C)$

Exemple :

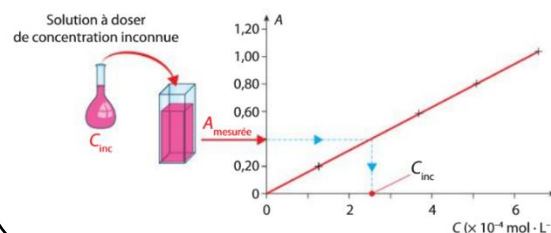


Détermination du coefficient directeur k de la droite après modélisation

Etape 6 : Détermination de la concentration inconnue

Graphiquement : en reportant la valeur de A sur la droite d'étalonnage

Par le calcul : en appliquant la loi de Beer-Lambert



$$A_\lambda = \underbrace{\epsilon_\lambda \times \ell \times C}_k$$

$$C = \frac{A}{k}$$

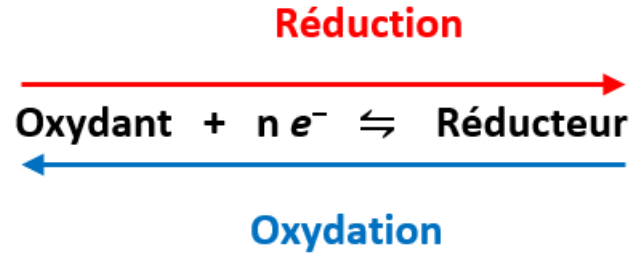
Concentration en mol/L

Fiche : Réactions d'oxydoréduction

➤ Demi-équation électronique d'un couple **OXYDANT/REDUCTEUR** :

L'oxydant capte 1 ou plusieurs électrons : il subit une **réduction**

« L'oxydant est réduit en son réducteur conjugué »



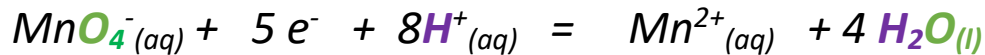
Le réducteur perd 1 ou plusieurs électrons : il subit une **oxydation**

« Le réducteur est oxydé en son oxydant conjugué »



Certains couples oxydant/réducteur nécessitent d'ajouter des molécules d'eau H₂O et/ou des ions H⁺ pour équilibrer leur demi-équation électronique :

Couple : MnO₄⁻/Mn²⁺



- On assure la **conservation de l'élément O** en ajoutant des molécules d'eau H₂O
- On assure la **conservation de l'élément H** ou **de la charge** en ajoutant l'ion H⁺ « du côté des électrons »

➤ Comment établir une réaction d'oxydoréduction ?

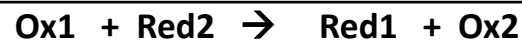
Couple 1 : Ox1 / Red1

Couple 2 : Ox2 / Red2

« Règle du gamma »

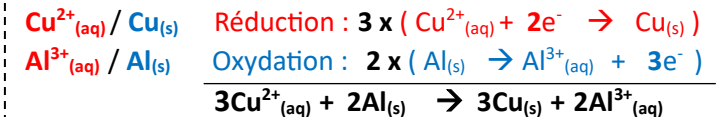
Réduction : Ox1 + n e⁻ → Red1

Oxydation : Red2 → Ox2 + n e⁻



Exemple :

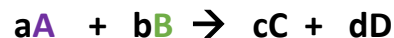
Couples :



« On multiplie chaque demi-équation par un coefficient qui permet de ne pas faire apparaître les électrons dans l'équation finale de la réaction d'oxydoréduction »

Fiche : Titrage colorimétrique

Equation-bilan générale, support du titrage :



Supposons que l'on réalise un titrage de A par B :

A est le réactif titré

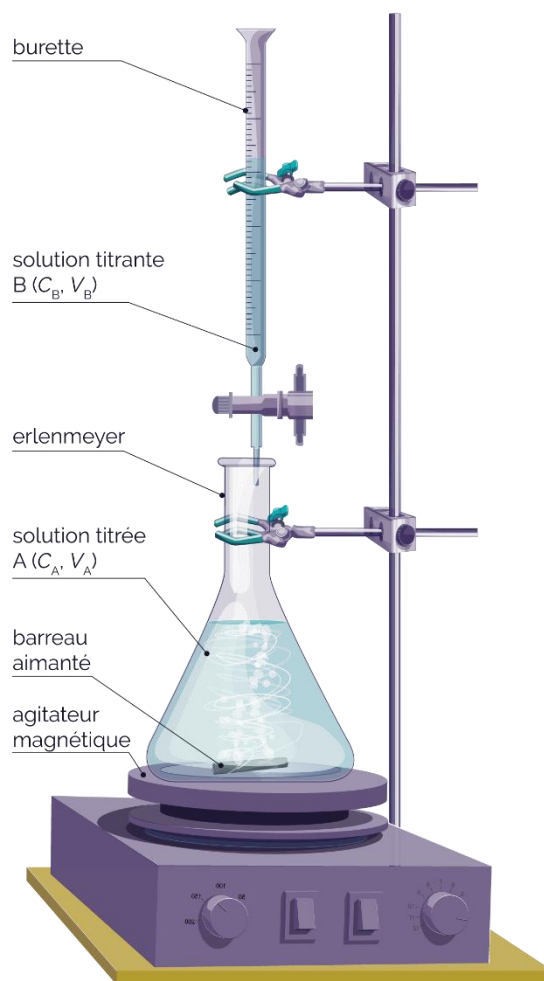
B est le réactif titrant

La transformation chimique, support du titrage doit être :

- Totale
- Rapide
- Spécifique de l'espèce à titrer

Dans l'erlenmeyer :

- avant l'équivalence, le réactif limitant est B
- à l'équivalence, les deux réactifs A et B sont limitants
- après l'équivalence, le réactif limitant est A et le réactif en excès est B, il donne donc sa couleur à la solution.



A l'équivalence, les réactifs titré et titrant ont été apportés dans les proportions stœchiométriques de l'équation-bilan :

$$\frac{n(A)}{a} = \frac{n(B)}{b}$$

$$\Leftrightarrow \frac{C(A) \times V(A)}{a} = \frac{C(B) \times V_{eq}}{b}$$

$$\Leftrightarrow C(A) = \frac{a \times C(B) \times V_{eq}}{b \times V(A)}$$

Fiche : Comment compléter un tableau d'avancement ?

L'avancement x décrit l'évolution du système chimique entre l'état initial et l'état final.

Quantités initiales des réactifs.

Nombres stœchiométriques. Le nombre 1 n'est généralement pas écrit.

Équation de la réaction					
		2Al(s)	+	$6 \text{H}^+(\text{aq})$	$\rightarrow 2 \text{Al}^{3+}(\text{aq}) + 3 \text{H}_2(\text{g})$
État du système	Avancement (mol)	Quantités de matière (mol)			
		$n(\text{Al})$	$n(\text{H}^+)$	$n(\text{Al}^{3+})$	$n(\text{H}_2)$
État initial	$x = 0$	$n_0(\text{Al})$	$n_0(\text{H}^+)$	0	0
État intermédiaire	x	$n_0(\text{Al}) - 2x$	$n_0(\text{H}^+) - 6x$	$0 + 2x$	$0 + 3x$
État final	$x = x_f$	$n_0(\text{Al}) - 2x_f$	$n_0(\text{H}^+) - 6x_f$	$0 + 2x_f$	$0 + 3x_f$

Transformation totale : $x_f = x_{\text{max}}$
Transformation non totale : $x_f < x_{\text{max}}$

Le signe « - » indique que les quantités des réactifs diminuent.

Le signe « + » indique que les quantités des produits augmentent.

Fiche : Schéma de Lewis d'une entité chimique

Comment établir le schéma de Lewis ...

...d'un atome ?

1. On établit la configuration électronique de l'atome

Exemple : Atome de Carbone (Z = 6)

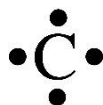
Configuration électronique : $1s^2 2s^2 2p^2$

4 électrons de valence

2. On relève le nombre d'électrons de valence et on les représente autour du symbole chimique de l'atome

De retour à l'exemple :

Schéma de Lewis de l'atome de carbone



Au-delà de 4 électrons de valence, les électrons s'associent par paire pour former des doublets non liants.

Exemples :

Atome d'azote (Z = 7)

$1s^2 2s^2 2p^3$

5 électrons de valence

Schéma de Lewis : 

Atome d'oxygène (Z = 8)

$1s^2 2s^2 2p^4$

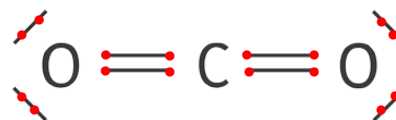
6 électrons de valence

Schéma de Lewis : 

...d'une molécule ?

En assemblant le schéma de Lewis des atomes qui constituent la molécule

Exemple : Dioxyde de carbone CO_2

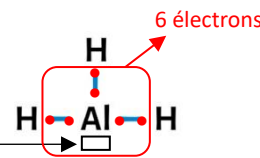
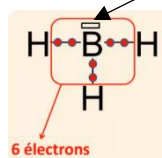


L'atome C et les deux atomes O respectent la règle de l'octet car ils sont entourés de 8 électrons dans la molécule.



Certains atomes ne respectent pas la règle de l'octet !!

C'est le cas de l'atome de Bore et d'Aluminium qui ont un déficit de 2 électrons : ils portent donc une lacune électronique.

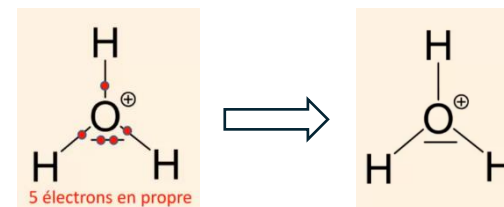


...d'un ion polyatomique ?

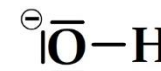
L'atome qui porte la charge formelle dans l'ion polyatomique n'est pas entouré du même nombre d'électrons de valence qu'à l'état isolé.

Exemples :

➤ Dans l'ion H_3O^+ , l'atome d'oxygène ne possède que 5 électrons de valence qui lui sont propres (et non 6 comme à l'état isolé) : l'atome d'oxygène porte une charge positive.



➤ Dans l'ion HO^- , l'atome d'oxygène possède 7 électrons de valence qui lui sont propres (et non 6 comme à l'état isolé) : l'atome d'oxygène porte une charge négative.

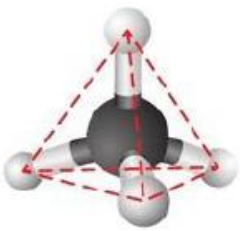
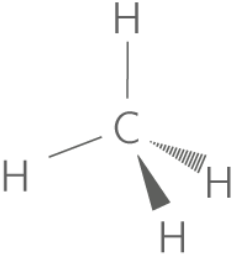
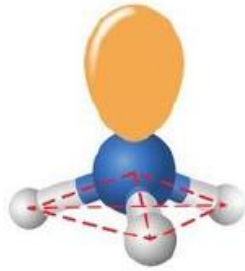
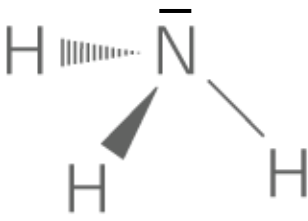
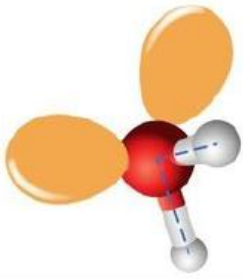
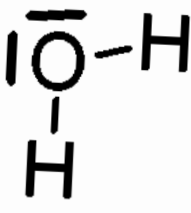
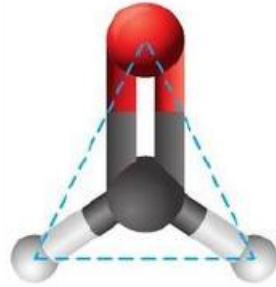
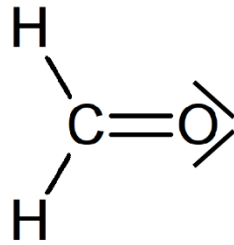
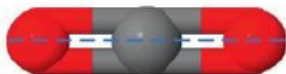


Fiche : Géométrie d'un édifice atomique

La géométrie d'une molécule ou d'un ion polyatomique est celle dans laquelle **les doublets liants et non liants de chaque atome s'éloignent au maximum les uns des autres** car les doublets liants et non liants exercent entre eux des **forces répulsives**.

On considère un atome central dans une molécule ou un ion polyatomique entouré au total de 4 doublets d'électrons (liants ou non liants).

Si cet atome central est entouré de ...

... 4 liaisons covalentes simples	...3 liaisons covalentes simples et un doublet non liant	...2 liaisons covalentes simples et 2 doublets non liants	...1 double liaison et 2 liaisons covalentes simples	... 2 doubles liaisons
Géométrie tétraédrique	Géométrie pyramidale à base triangulaire	Géométrie coudée	Géométrie triangulaire plane	Linéaire
<u>Exemple :</u> Méthane CH ₄	<u>Exemple :</u> Ammoniac NH ₃	<u>Exemple :</u> Eau H ₂ O	<u>Exemple :</u> Méthanal CH ₂ O	<u>Exemple :</u> Dioxyde de carbone CO ₂
 	 	 	 	 

Remarque : Dans le supérieur, on utilise la méthode VSEPR (Valence Shell Electron Pair Répulsion = Répulsion des paires d'électrons de la couche de valence) pour étudier la géométrie des édifices atomiques.

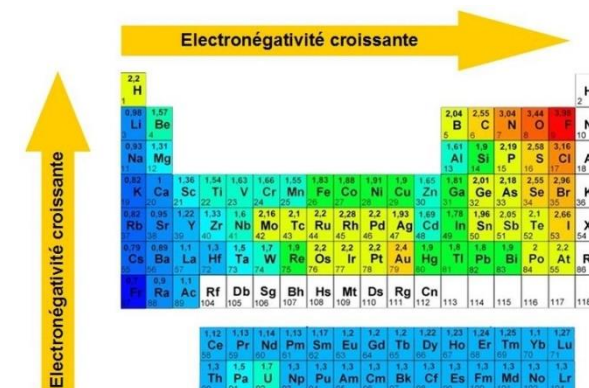
Fiche : Comment savoir si une molécule est polaire ou apolaire ?

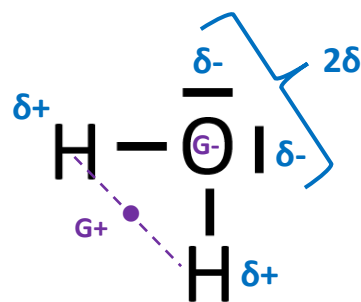
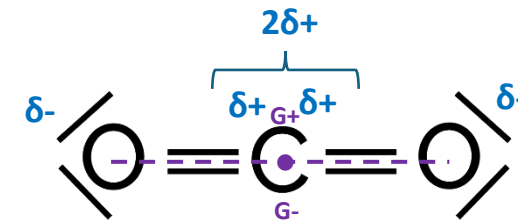
➤ Qu'est-ce que l'électronégativité ?

Plus un atome est électronégatif, plus il attire vers lui le doublet d'électrons de la liaison covalente qu'il établit avec un autre atome.

L'électronégativité est une grandeur sans unité qui se note χ .

➤ Méthode pour déterminer si une molécule est polaire ou apolaire (non polaire) :



Méthode	Exemple de la molécule d'eau	Exemple de la molécule de dioxyde de carbone
1. On étudie la polarisation de chaque liaison covalente de la molécule en comparant l'électronégativité χ des atomes liés entre eux	$\chi(O) > \chi(H)$ donc chaque liaison O-H est polarisée	$\chi(O) > \chi(C)$ donc chaque liaison C = O est polarisée
2. S'il y a une différence d'électronégativité entre les deux atomes liés entre eux, la liaison covalente est polarisée et on indique une charge partielle négative δ^- sur l'atome le plus électronégatif et une charge partielle positive δ^+ sur l'atome le moins électronégatif  <i>On considère que les liaisons C — H sont non polarisées !</i>		
3. En tenant compte de la géométrie de la molécule : ➤ Si G^+ non confondu avec G^- => molécule polaire ➤ Si G^+ confondu avec G^- => molécule apolaire	La molécule d'eau est coudée, G^+ n'est pas confondu avec G^- La molécule d'eau est POLAIRE.	La molécule de dioxyde de carbone est linéaire, G^+ est confondu avec G^- La molécule de dioxyde de carbone est APOLAIRE.

Remarque : G^+ est le barycentre des charges partielles positives et G^- est le barycentre des charges partielles négatives

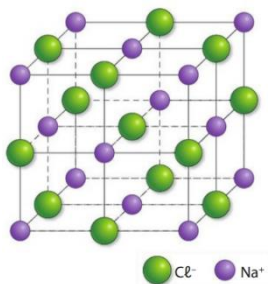
Fiche : Cohésion et dissolution d'un solide ionique

➤ Qu'est-ce qu'un solide ionique ?

Un **solide ionique** ou un **cristal ionique** est constitué de **cations** et d'**anions** régulièrement disposés dans l'espace.

Un solide ionique est **électriquement neutre**.

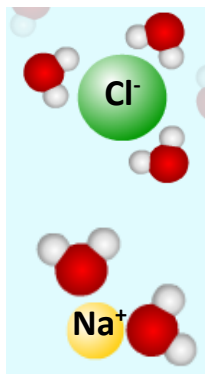
Exemple : Cristal ionique de **Chlorure de Sodium NaCl**



➤ Dissolution d'un solide ionique dans l'eau :

La dissolution d'un solide ionique dans l'eau se déroulent en 3 étapes :

- La **dissociation** des ions du solide
- La **solvatation** (ou hydratation des ions)
- La **dispersion** des ions dans la solution

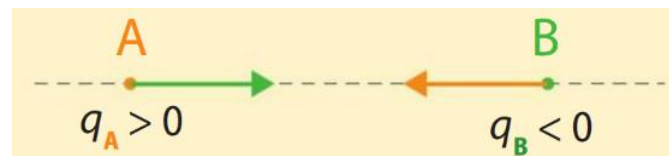


➤ Comment est assurée la cohésion d'un solide ionique ?

C'est **l'interaction électrostatique attractive** entre un **cation** et un **anion** qui assure la cohésion du solide ionique :

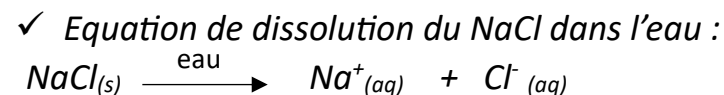
Cation (chargé positivement) en A

Anion (chargé négativement) en B



Comment écrire une équation de dissolution ? Quelle est la concentration des ions en solution ?

Exemples :



On note c la concentration du soluté apporté

Concentration des ions dans la solution :

$$[\text{Na}^+] = [\text{Cl}^-] = c$$

✓ Equation de dissolution de $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ dans l'eau :



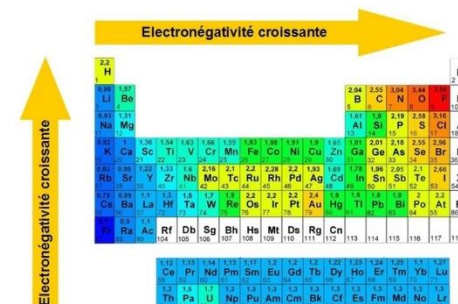
Concentration des ions dans la solution :

$$[\text{Al}^{3+}] = 2c \text{ et } [\text{SO}_4^{2-}] = 3c$$

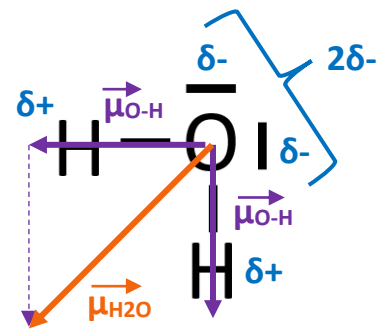
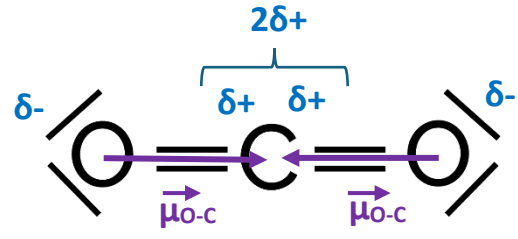
➤ Qu'est-ce que l'électronégativité ?

Plus un atome est électronégatif, plus il attire vers lui le doublet d'électrons de la liaison covalente qu'il établit avec un autre atome.

L'électronégativité est une grandeur sans unité qui se note χ .



➤ Méthode pour déterminer si une molécule est polaire ou apolaire (non polaire) :

Méthode	Exemple de la molécule d'eau	Exemple de la molécule de dioxyde de carbone
1. On étudie la polarisation de chaque liaison covalente de la molécule en comparant l'électronégativité χ des atomes liés entre eux	$\chi(O) > \chi(H)$ donc chaque liaison O-H est polarisée	$\chi(O) > \chi(C)$ donc chaque liaison C = O est polarisée
2. S'il y a une différence d'électronégativité entre les deux atomes liés entre eux, la liaison covalente est polarisée et on indique une charge partielle négative δ^- sur l'atome le plus électronégatif et une charge partielle positive δ^+ sur l'atome le moins électronégatif  On considère que les liaisons C — H sont non polarisées !		
3. On trace le vecteur moment dipolaire $\vec{\mu}$ de chaque liaison polarisée qui va de δ^- à δ^+	$\vec{\mu}_{H_2O} \neq \vec{0}$	$\vec{\mu}_{CO_2} = \vec{0}$
4. On trace le vecteur moment dipolaire de la molécule qui correspond à la somme vectorielle des moments dipolaires de chaque liaison polarisée ➤ Si $\vec{\mu}_{molécule} \neq \vec{0}$ alors la molécule est POLAIRE ➤ Si $\vec{\mu}_{molécule} = \vec{0}$ alors la molécule est APOLAIRE	donc la molécule d'eau est POLAIRE	donc la molécule de dioxyde de carbone est APOLAIRE

➤ Définition :

Lors d'une extraction liquide-liquide, une **espèce chimique présente dans un solvant initial** est **extraite** par l'ajout d'un autre solvant appelé **solvant extracteur**.

➤ Comment choisir un solvant extracteur ?

1. L'espèce chimique à extraire doit être **plus soluble** dans le solvant extracteur que dans le solvant initial
2. Le solvant extracteur doit être **non miscible** au solvant initial



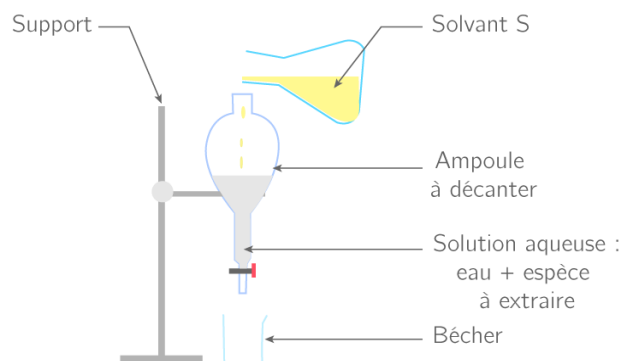
Si les deux critères ci-dessus sont respectés pour plusieurs solvants extracteurs, on choisit celui qui présente un **danger minimal pour la santé et l'environnement** !

➤ Comment réaliser expérimentalement une extraction liquide-liquide ?

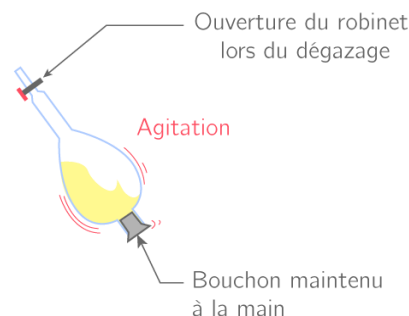
Une extraction liquide-liquide se réalise dans une **ampoule à décanter** :



Introduction du solvant extracteur noté S

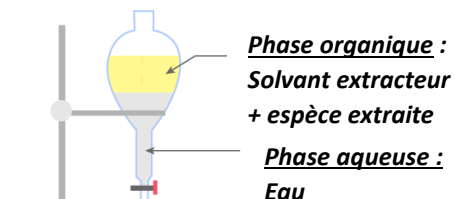


Extraction



Séparation

Cas où le solvant extracteur est moins dense que l'eau !!



Certains solvants extracteurs sont plus denses que l'eau !! Dans ce cas, la phase organique est située en dessous de la phase aqueuse. C'est le cas du dichlorométhane $d = 1,33 > 1$.

Exemple : Extraction du diiode en solution aqueuse

Propriétés de quelques solvants extracteurs :

Solvant	Eau	Ethanol	Cyclohexane
Pictogrammes de sécurité	-		
Densité	1	0,81	0,78
Solubilité du diiode	Pas ou peu soluble	Peu soluble	Très soluble
Miscibilité avec l'eau	-	Miscible	Non miscible

Le solvant extracteur à choisir est le **cyclohexane** car :

1. le diiode est **plus soluble** dans le cyclohexane que dans l'eau
2. le cyclohexane est **non miscible** à l'eau

Fiche : Champ et force électrostatique

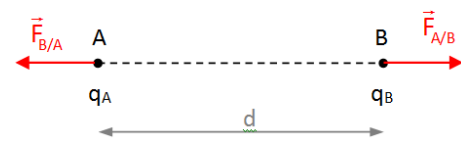
➤ Représentation et calcul de la force électrostatique :

Loi de Coulomb :

$$F_{A/B} = F_{B/A} = k \times \frac{|q_A| \times |q_B|}{d^2}$$

N m

avec $k = \frac{1}{4\pi\epsilon_0} = 9,0 \times 10^9 \text{ N.m}^2.\text{C}^{-2}$ (Constante de Coulomb dans l'air)



q_A et q_B sont de même signe



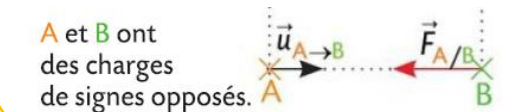
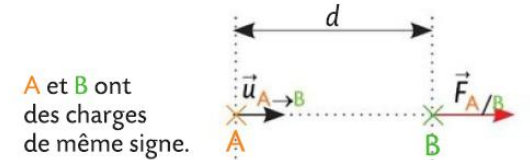
q_A et q_B sont de signe contraire

$\vec{F}_{A/B}$ et $\vec{F}_{B/A}$ ont même direction, même valeur mais ont des sens opposés.

On peut aussi exprimer la force électrostatique sous sa forme vectorielle à l'aide d'un vecteur unitaire $\vec{u}$

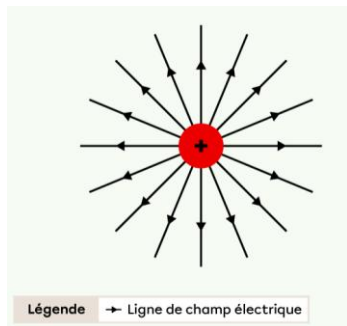
$$\vec{F}_{A/B} = k \times \frac{q_A \times q_B}{d^2} \vec{u}_{A \rightarrow B}$$

k en $\text{N} \cdot \text{m}^2 \cdot \text{C}^{-2}$ q en C
Valeur en N d en m Vecteur unitaire orienté de A vers B

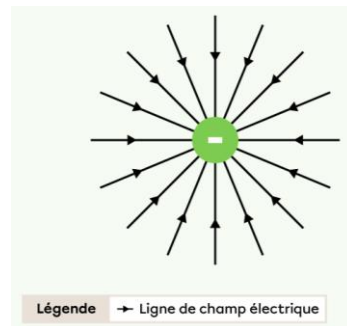


➤ Expression du champ électrostatique $\vec{E}$:

Une charge **positive** crée autour d'elle un **champ $\vec{E}$ orienté vers l'extérieur** (« radial centrifuge »).



Une charge **negative** crée autour d'elle un **champ $\vec{E}$ orienté vers l'intérieur** (« radial centripète »).



Une charge électrique q_B placée en un point B dans un champ $\vec{E}$ créé par la charge électrique q_A en un point A est soumise à la force électrique $\vec{F}$ telle que :

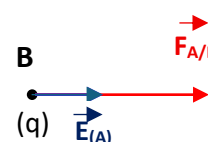
$$\vec{F}_{A/B} = q_B \times \vec{E}_{(A)}$$

⇔

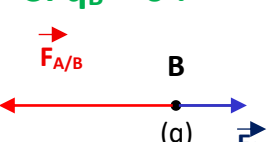
$$\vec{E}_{(A)} = \frac{\vec{F}_{A/B}}{q_B} = k \times \frac{q_A}{d^2} \vec{u}_{A \rightarrow B}$$

Forme vectorielle du champ $\vec{E}$

Si $q_B > 0$:



Si $q_B < 0$:



Norme du champ $\vec{E}$

$$E_{(A)} = k \times \frac{q_A}{d^2}$$

N.C⁻¹ m

Fiche : Statique des fluides

➤ Qu'est-ce que la pression ?

La pression traduit la poussée qu'exerce un fluide au repos sur une paroi.

Elle est due au **choc des entités chimiques du fluide** contre les parois du récipient.

Ne te mets pas trop la pression !!

Plus il y a de chocs des entités chimiques contre la paroi, plus la pression est élevée.

Plus la température est élevée, plus les entités chimiques sont agitées, plus la pression est élevée.

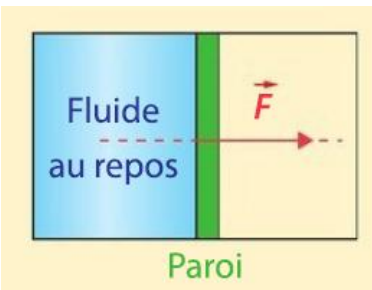
Unités de la pression :

L'unité de la pression, dans le système international des unités, est le **Pascal (Pa)** mais l'**hectopascal (hPa)** ou le **bar (Bar)** sont couramment utilisés :

$$1 \text{ Bar} = 10^5 \text{ Pa} = 10^3 \text{ hPa}$$

➤ Force pressante :

C'est l'action mécanique exercée par un fluide sur une paroi.



Caractéristiques de la force pressante $\vec{F}$:

- Origine : en tout point de contact entre le fluide et la paroi
- Direction : **perpendiculaire** à la **paroi**
- Sens : du **fluide** vers la **paroi**
- Valeur :

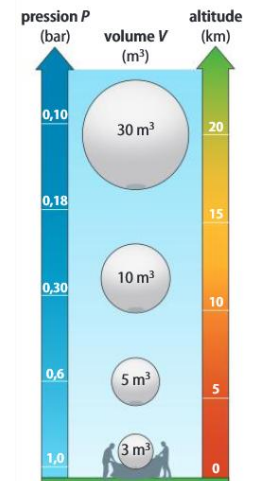
$$F = P \times S$$

N Pa m²

➤ Loi de Mariotte (pour un gaz au repos) :

A température constante et à quantité de matière constante, le produit de la pression P d'un gaz par le volume qu'il occupe est constant :

$$P \times V = \text{constante}$$

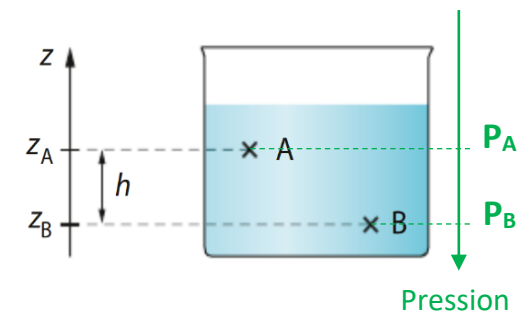


➤ Loi fondamentale de la statique des fluides (incompressibles) :

Dans un fluide incompressible (masse volumique ρ constante) et au repos, la différence de pression entre deux points A et B du fluide est donnée par la relation :

$$P_B - P_A = \rho \times g \times (z_A - z_B)$$

ρ en kg·m⁻³ z en m
 P en Pa g en N·kg⁻¹



➤ Relation entre la vergence C et la distance focale f' :

Vergence (en dioptrie δ)

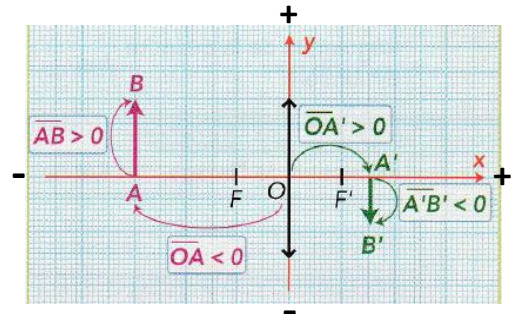
$$C = \frac{1}{f'} > 0$$

Distance focale (en mètre m)

➤ Relation de conjugaison de Descartes :

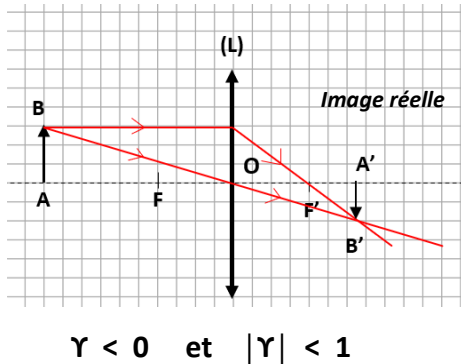
$$\frac{1}{\overline{OA'}} - \frac{1}{\overline{OA}} = \frac{1}{\overline{OF'}}$$

Avec :
 $\overline{OA'}$, position de l'image en m
 $\overline{OA}$, position de l'objet en m
 $\overline{OF'}$, distance focale en m



Il faut tenir compte des valeurs algébriques positives ou négatives !! **$\overline{OA}$ est toujours négatif !**

Exemple :



➤ Relation du grandissement :

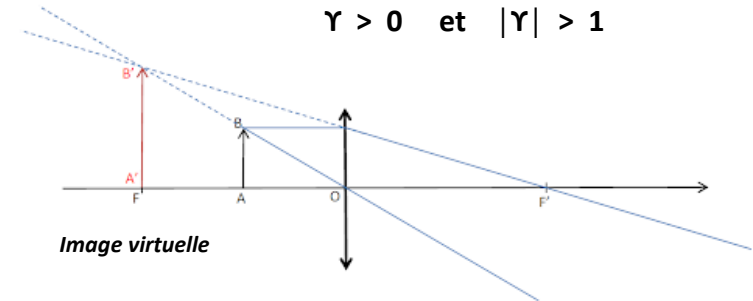
$$\gamma = \frac{\overline{A'B'}}{\overline{AB}} = \frac{\overline{OA'}}{\overline{OA}}$$

Si $\gamma < 0$: image renversée (donc réelle)
 Si $\gamma > 0$: image droite (donc virtuelle)
 Si $|\gamma| < 1$: image plus petite que l'objet
 Si $|\gamma| > 1$: image plus grande que l'objet

Exemple : La loupe

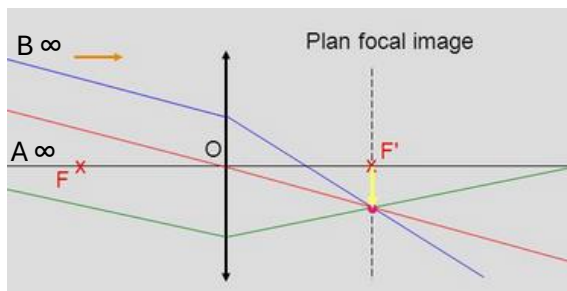
Lorsque l'objet est situé entre O et F :

$\gamma > 0$ et $|\gamma| > 1$



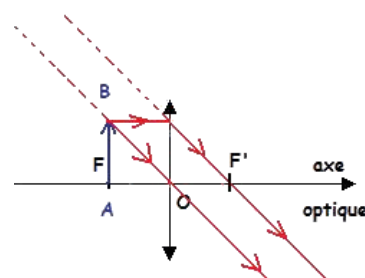
➤ Cas particuliers à connaître :

Objet AB situé à l'infini



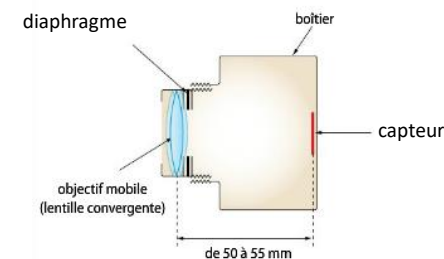
On obtient une image A'B' située au point F' ($\overline{OA'} = \overline{OF'}$)

Objet AB situé au point F



On obtient une image A'B' située à l'infini

Pour faire la mise au point, l'appareil photo modifie la distance $\overline{OA'}$:



Pour accommoder, l'œil modifie la vergence du cristallin :

