

1 Introduction à la chimie

(Wikipédia) La chimie est une science qui décrit la matière et ses transformations et plus précisément les atomes, par leurs assemblages nommés molécules, les réactions chimiques qui changent ces derniers en conservant les premiers.

1.1 Description de la matière

La matière est naturellement présente sous forme :

- **solide** : un solide a une forme propre, un volume propre. L'interaction entre atomes/molécules est forte.

Exemples

- ▷ les solides cristallins : métaux (cristaux métalliques) ; glace, sucre (cristaux moléculaires) ; chlorure de sodium (cristal ionique) ; diamant, quartz (cristaux covalents).



Un cristal métallique :
l'aluminium



Un cristal ionique :
le sel de table



Un cristal moléculaire :
le sucre



Un cristal covalent :
le diamant

Nous reviendrons sur les structures cristallines plus tard dans l'année.

- ▷ les solides amorphes : verre, matériaux plastiques.

- **liquide** : un liquide est dense mais désordonné. Il prend la forme de son contenant. L'interaction entre atomes ou molécules est forte.
- **gaz** : un gaz occupe tout le volume accessible et est peu dense. L'interaction entre atomes ou molécules est faible.
- **en solution** :

Définition. Une **solution** est obtenue par dissolution d'un composé chimique dans un liquide nommé **solvant**. Une fois dissoute, l'espèce chimique est nommée le **soluté**.

Avant dissolution, l'espèce chimique peut être un solide, un liquide ou un gaz. Cette espèce peut être constituée d'ions ou de molécules. Lorsque le solvant est de l'eau, on parle de **solution aqueuse**.

Exemple

- On peut dissoudre de l'acide chlorhydrique gazeux dans de l'eau ;
- de l'éthanol liquide dans de l'eau ;
- du sel NaCl (un solide ionique) dans l'eau : les ions Na^+ et Cl^- sont dissociés ;
- du sucre (un solide moléculaire) dans de l'eau ;

— du diiode dans de l'acétone.

Notation

- Pour un gaz, on note (g), par exemple $\text{O}_{2(g)}$;
- pour un liquide, on note (liq) ou (l), par exemple $\text{H}_2\text{O}_{(\text{liq})}$;
- pour un solide, on note (s), par exemple $\text{Fe}_{(s)}$;
- pour une espèce en solution aqueuse, on note (aq) par exemple $\text{Na}_{(\text{aq})}^+$.

Par exemple, une solution de sel est composée d'eau liquide $\text{H}_2\text{O}_{(\text{liq})}$, d'ion sodium $\text{Na}_{(\text{aq})}^+$ et d'ion chlorure $\text{Cl}_{(\text{aq})}^-$. Elle est issue de la dissolution du sel solide $\text{NaCl}_{(s)}$.

1.2 Atomes et molécules

1.2.1 L'atome

Définition. L'atome est constitué d'un noyau central, entouré d'un nuage électronique.

Le noyau est composé de particules nommées **nucléons**. Il existe deux sortes de nucléons :

- les **protons**, de charge $+e$, et de masse $m_p = 1,673 \times 10^{-27}$ kg ;
- les **neutrons**, neutres, et de masse $m_n = 1,675 \times 10^{-27}$ kg.

La taille du noyau est de l'ordre de 10^{-15} m, soit 1 fm (femtomètre).

Numéro atomique et nombre de nucléons :

- Le **numéro atomique** est le nombre de protons contenus dans le noyau. Il est noté Z .
- Le nombre de nucléons, également appelé **nombre de masse** est noté A .

Pour représenter l'atome de façon symbolique, on utilise son symbole chimique, que l'on note X dans le cas général. En haut à gauche du symbole, on fait figurer le nombre de nucléons, en bas à droite le numéro atomique.



Le nuage électronique de l'atome contient Z électrons. L'électron possède une charge $-e$ et sa masse est $m_e = 9,1 \times 10^{-31}$ kg. L'atome est **électriquement neutre**.

Exemple

- L'atome de bore ${}^{10}_5\text{B}$ possède 5 protons, $10 - 5 = 5$ neutrons, et 5 électrons.
- L'atome d'oxygène ${}^{16}_8\text{O}$ possède 8 protons, $16 - 8 = 8$ neutrons, et 8 électrons.
- L'atome de fer ${}^{56}_{26}\text{Fe}$ possède 26 protons, $56 - 26 = 30$ neutrons, et 26 électrons.
- Le noyau de plomb ${}^{208}_{82}\text{Pb}$ possède 82 protons et $208 - 82 = 126$ neutrons.

Remarque. Un électron est 2000 fois plus léger qu'un nucléon : l'essentiel de la masse d'un atome est concentrée dans le noyau.

1.2.2 Ion

Définition. Un **ion** est un atome ou un groupe d'atomes portant une charge électrique car son nombre de protons diffère du nombre d'électrons.

Un ion ne peut pas exister seul. Il est toujours en solution ou dans un cristal, avec un autre ion de signe opposé.

Exemple

- L'ion sodium Na^+ possède 11 protons et 10 électrons, l'ion fer Fe^{2+} possède 26 protons et 24 électrons (cations).
- L'ion chlorure Cl^- possède 17 protons et 18 électrons (anion).
- On peut aussi citer des **ions polyatomiques** comme l'ion nitrate NO_3^- , sulfate SO_4^{2-} , ammonium NH_4^+ , etc.

1.3 Transformations de la matière

La matière peut subir des transformations de nature :

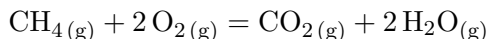
- nucléaire (transformation du noyau des atomes) : vous avez vu ces réactions en terminale (la charge et le nombre de masse total est conservé) ;
- physique (changement d'état) ;
- chimique (modification de l'enchaînement des atomes).

1.4 Transformation chimique

Définition. À l'occasion d'une transformation chimique, il y a réorganisation des atomes d'une ou plusieurs substances. On observe la formation et/ou la rupture d'une ou plusieurs liaisons.

Définition. Dans une **équation-bilan** de la réaction chimique, on indique les réactifs et les produits, leur état physique, ainsi que les proportions dans lequel ils réagissent.

On considère la combustion du méthane à titre d'exemple :



Une molécule de méthane (CH_4) réagit avec **deux** molécules de dioxygène O_2 pour former **une** molécule de dioxyde de carbone CO_2 et **deux** molécules d'eau H_2O .

Vocabulaire

- Le méthane CH_4 et le dioxygène O_2 sont les **réactifs** ;
- le dioxyde de carbone CO_2 et la vapeur d'eau H_2O sont les **produits** ;
- les proportions (1,2) pour les réactifs et (1,2) pour les produits sont nommés **nombre stoechiométriques**.

Lors d'une réaction chimique, le nombre de chaque type d'atomes est conservé, ainsi que la charge électrique.

Ainsi, dans la réaction chimique ci-dessus, il y a un atome de carbone, quatre atomes d'hydrogène, quatre atomes d'oxygène et une charge électrique nulle de chaque côté.

Attention

- ▷ L'équation-bilan ne fait apparaître que les espèces qui se transforment : les espèces nécessaires à la réaction mais dont la quantité ne varie pas (l'eau lors d'une dissolution par exemple) n'apparaissent pas.
- ▷ Une espèce chargée est toujours en solution.
- ▷ Après l'écriture d'une réaction, il faut **toujours** vérifier qu'elle est équilibrée.

2 Quantité de matière

2.1 Pourquoi ?

On voit que les molécules réagissent selon des proportions bien précises. Il nous faut donc déterminer le nombre de molécules ou d'atomes qui peuvent réagir au sein d'un échantillon.

Exemple

La masse d'un atome de fer est :

$$\begin{aligned}m_{\text{Fe}} &= Zm_p + (A - Z)m_n \\ &= 9,37 \times 10^{-26} \text{ kg}\end{aligned}$$

Un clou de $m = 6,0 \text{ g}$ contient donc :

$$N = \frac{m}{m_{\text{Fe}}} = 6,4 \times 10^{22} \text{ atomes de fer}$$

Soit 64 000 milliards de milliards d'atomes de fer. Ce nombre est très grand.

2.2 Définition de la mole

Définition. La quantité de matière d'un système notée n est définie ainsi :

$$n = \frac{N}{\mathcal{N}_A}$$

Où N désigne le nombre d'entités dans l'échantillon et $\mathcal{N}_A$ est une constante nommée nombre d'Avogadro. La quantité de matière s'exprime en moles (mol). La constante d'Avogadro est :

$$\mathcal{N}_A = 6,022 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$$

Exemple

Dans la situation ci-dessous, il y a $6,4 \times 10^{22}$ atomes de fer soit $1,1 \times 10^{-1} \text{ mol}$ d'atomes de fer.

2.3 Masse molaire

Un premier outil particulièrement utile pour connaître la quantité de matière d'un système en partant d'une grandeur mesurable est la masse molaire.

Définition. La masse de $\mathcal{N}_A$ atomes ou molécules est nommée masse molaire. Elle est notée M et s'exprime en $\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$.

La quantité de matière n d'atomes ou de molécules de masse molaire M dans un échantillon de masse m vaut donc :

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

Remarque.

1. La masse molaire de l'atome A_ZX est environ $A \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$, avec une précision de $0,1 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$. La masse molaire d'un élément résulte d'une moyenne pondérée des masses molaires des différents isotopes présents.
2. On retiendra les masses molaires de l'hydrogène ($M(\text{H}) = 1,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$), du carbone ($M(\text{C}) = 12,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$), de l'azote ($M(\text{N}) = 14,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$) et de l'oxygène ($M(\text{O}) = 16,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$).

Pour obtenir la masse molaire d'une molécule, il suffit d'additionner les masses molaires atomiques de chacun des atomes qui composent la molécule considérée.

 Application

Calculer la quantité de matière de molécules d'eau contenue dans 1,0 kg d'eau.

La masse molaire de l'eau H_2O est :

$$M(\text{H}_2\text{O}) = 2 \times M(\text{H}) + M(\text{O}) = 18,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

Donc la quantité de matière contenue dans 1,0 kg d'eau est :

$$n = \frac{m}{M(\text{H}_2\text{O})} = 56 \text{ mol}$$

2.4 Quantité de matière et volume

Pour des raisons pratiques, en particulier pour les liquides, il est parfois plus pratique de partir du volume de l'échantillon. Pour obtenir la masse, on utilise :

Définition. La **masse volumique** d'un échantillon est le rapport de la masse m sur le volume qu'elle occupe V .

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

Dans les unités du système international, on exprime ρ en $\text{kg} \cdot \text{m}^{-3}$. On trouve aussi le $\text{g} \cdot \text{L}^{-1}$ ou le $\text{g} \cdot \text{cm}^{-3}$.

On peut ensuite déterminer la quantité de matière connaissant la masse molaire du liquide.

 Application

La masse volumique de l'acétone est $\rho = 0,790 \text{ g} \cdot \text{cm}^{-3}$. Calculer la masse contenue dans $V = 0,500 \text{ L}$ d'acétone.

1 L = 1000 cm^3 donc $V = 500 \text{ cm}^3$. La masse du demi-litre d'acétone est :

$$m = \rho V = 395 \text{ g}$$

2.5 Espèces en solution

2.5.1 Concentration molaire

Définition. On appelle **concentration molaire** d'une solution le rapport entre la quantité de matière de soluté n et le volume V de la solution.

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

On l'exprime usuellement en $\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$, mais ce n'est pas l'unité du système international.

Remarque. Lorsqu'il y a beaucoup d'espèces, l'utilisation de la lettre c est peu pratique. On notera en général la concentration d'une espèce entre crochet. Par exemple, la concentration en ions cuivre sera notée $[\text{Cu}^{2+}]$, celle en ions sulfate $[\text{SO}_4^{2-}]$.

Application

On dissout une masse $m = 2,00 \text{ g}$ de sel $\text{NaCl}_{(s)}$ dans $V = 100 \text{ mL}$ de solution. Calculer les concentrations en ions sodium et chlorure. On donne $M(\text{Na}) = 23,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$ et $M(\text{Cl}) = 35,5 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$.

On dissout une masse m de $\text{NaCl}_{(s)}$. La quantité de matière de NaCl introduite est :

$$n_{\text{NaCl}} = \frac{m}{M(\text{NaCl})} = \frac{m}{M(\text{Na}) + M(\text{Cl})} = 3,42 \times 10^{-2} \text{ mol}$$

Dans 1 NaCl , il y a un ion Na^+ et un ion Cl^- . Une mole de chlorure de sodium contient donc une mole d'ions Na^+ et une mole d'ions Cl^- :

$$n_{\text{NaCl, introduite}} = n_{\text{Na}^+, \text{ en solution}} = n_{\text{Cl}^-, \text{ en solution}}$$

Donc :

$$[\text{Na}^+] = \frac{n_{\text{Na}^+}}{V} = 0,342 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

et

$$[\text{Cl}^-] = \frac{n_{\text{Cl}^-}}{V} = 0,342 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

2.5.2 Dilution d'une solution

Si l'on dispose d'un volume V d'une solution de concentration c , on peut diluer cette solution en ajoutant du solvant. Comme la quantité de matière de soluté ne change pas au cours de la dilution, on a :

$$c = \frac{n}{V} \quad \text{et} \quad c' = \frac{n}{V'}$$

Où on a noté n la quantité de matière de soluté (identique avant et après ajout de solvant), c' la concentration de soluté dans la solution fille et V' le volume de solution préparée. Ainsi :

$$cV = c'V'$$

On prélève à la **pipette jaugée** un certain volume de la solution mère, que l'on dépose dans une **fiolle jaugée** que l'on remplit ensuite de solvant (voir **TP n°2**).

2.6 Quantité de matière d'un gaz

2.6.1 Pression d'un gaz

Un gaz peut être vu comme un ensemble de molécules éloignées se déplaçant sans cesse de façon aléatoire. La température est reliée à la vitesse moyenne des molécules de ce gaz.

Un gaz exerce une **pression** sur son environnement : la pression est le rapport de la force F exercée par le gaz à la surface s sur laquelle elle s'exerce :

$$p = \frac{F}{s}$$

La pression exercée par le gaz sur une surface provient des collisions des molécules à la surface.

2.6.2 Modèle du gaz parfait

Loi des gaz parfaits. Lorsque la pression est assez faible (typiquement de l'ordre du bar ou moins), et à des températures assez élevées, les grandeurs physiques qui décrivent le gaz sont reliées par la formule :

$$pV = nRT$$

p désigne la pression du gaz (en Pa), V le volume qu'il occupe (en m^3), n sa quantité de matière (en mol) et T sa température (en K). R est une constante physique $R = 8,314 \text{ J} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$.

L'équation des gaz parfaits est une loi limite, c'est le comportement vers lequel tendent les gaz à basse pression et à température élevée. De façon générale, sauf avis contraire, les gaz seront considérés dans les exercices comme des gaz parfaits.

Application

On considère une seringue cylindrique de 10 cm de long et de 2,5 cm de diamètre contenant 0,250 g de diazote à la température $T = 20^\circ\text{C}$.

1. Calculer le volume de la seringue.

Le piston est cylindrique, sa base est de surface $S = \pi r^2 = \pi d^2/4$ (d désigne le diamètre, r le rayon) donc le volume de la seringue est :

$$V = \frac{1}{4}\pi d^2 L = 49 \text{ cm}^3 = 4,9 \times 10^{-5} \text{ m}^3$$

2. Calculer la quantité de matière dans la seringue.

On connaît la masse de diazote donc on peut calculer la quantité de matière :

$$n = \frac{m}{M(\text{N}_2)} = \frac{m}{2 \times M(\text{N})} = 8,93 \times 10^{-3} \text{ mol}$$

3. Calculer la pression exercée.

On utilise la loi des gaz parfaits avec $T = 20 + 273,15 = 293 \text{ K}$:

$$p = \frac{nRT}{V} = 4,4 \times 10^5 \text{ Pa} = 4,4 \text{ bar}$$

Pour plus de commodité, on utilise souvent la définition de volume molaire.

Définition. Le volume molaire V_m d'un corps pur est le volume occupé par une mole de gaz. Il s'exprime en $\text{m}^3 \cdot \text{mol}^{-1}$ ou en $\text{L} \cdot \text{mol}^{-1}$. Ainsi :

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

n est la quantité de matière de gaz et V le volume occupé par le gaz

On a de façon équivalente :

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

Dans le cas du gaz parfait :

$$V_m = \frac{V}{n} = \frac{RT}{p}$$

Application

Calculer le volume molaire d'un gaz parfait pour une température $\theta = 0^\circ\text{C}$ et une température $\theta = 25^\circ\text{C}$ à la pression atmosphérique $p = 1013 \text{ hPa}$.

— À $\theta = 0^\circ\text{C}$, $T = 273 \text{ K}$ et $p = 1013 \text{ hPa} = 1,013 \times 10^5 \text{ Pa}$ donc :

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

— À $\theta = 25^\circ\text{C}$, $T = 298 \text{ K}$ donc :

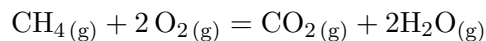
$$V_m = \frac{RT}{p} = 24,5 \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1}$$

On peut retenir l'ordre de grandeur de la vingtaine de litres par mol.

3 Avancement d'une réaction

3.1 Présentation

On considère la réaction de combustion du méthane.



Lorsqu'une molécule de méthane réagit, deux molécules de dioxygène sont consommées et il apparaît une molécule de dioxyde de carbone et une d'eau. Ainsi, lorsque ξ moles de méthane réagissent, 2ξ moles de dioxygène sont consommées et la quantité de matière de CO_2 augmente de ξ moles tandis que celle d'eau augmente de 2ξ moles.

Définition. La grandeur ξ est appelée avancement de la réaction et permet de suivre l'évolution des quantités de matières des réactifs et des produits au cours d'une transformation chimique. Elle est homogène à une quantité de matière et s'exprime en mol.

Définition. Le **tableau d'avancement** est l'outil central pour étudier une réaction chimique. Il est composé de 3 ou 4 lignes, comprenant

- l'équation bilan ;
- la composition du système en mole avant réaction (quantités introduites) ;
- la composition du système en mole pour un avancement ξ ;
- la composition du système en mole après réaction.

Équation de la réaction	$\text{CH}_4(\text{g}) + 2 \text{O}_2(\text{g}) \longrightarrow \text{CO}_2(\text{g}) + 2 \text{H}_2\text{O}(\text{g})$			
Qdm introduites	$n_{\text{CH}_4}^i$	$n_{\text{O}_2}^i$	$n_{\text{CO}_2}^i$	$n_{\text{H}_2\text{O}}^i$
En cours de transformation	$n_{\text{CH}_4}^i - \xi$	$n_{\text{O}_2}^i - 2\xi$	$n_{\text{CO}_2}^i + \xi$	$n_{\text{H}_2\text{O}}^i + 2\xi$

3.2 Réactif limitant et état final

Définition. Une réaction est dite **totale** si elle se poursuit jusqu'à épuisement d'un des réactifs. Le réactif alors consommé en totalité est appelé **réactif limitant**. Ceci définit l'**avancement maximal** $\xi_{\max}$.

Pour trouver le réactif limitant, on cherche l'avancement qui conduira à l'annulation de la quantité de matière d'un des réactifs, tandis que les autres sont encore présents dans le milieu réactionnel.

Application

Dans la réaction précédente, déterminer l'avancement maximal et le réactif limitant si l'on part de deux moles de méthane et trois moles de dioxygène (ne pas se soucier des chiffres significatifs).

Équation de la réaction	$\text{CH}_4(\text{g}) + 2 \text{O}_2(\text{g}) \longrightarrow \text{CO}_2(\text{g}) + 2 \text{H}_2\text{O}(\text{g})$			
Qdm introduites (mol)	2	3	0	0
En cours de transformation (mol)	$2 - \xi$	$3 - 2\xi$	ξ	2ξ
État final (mol)	0,5	0	1,5	3

Le réactif limitant est le dioxygène, l'avancement maximal est 1,5 mol.

Attention

Comme nous le verrons, beaucoup de réactions ne sont pas totales : elles s'arrêteront avant l'épuisement d'un des réactifs.

Définition. On dit que les réactifs ont été introduits dans des **proportions stoechiométriques** si les quantités de matière de tous les réactifs s'annulent lorsque l'avancement est maximal.

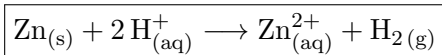
Le tableau d'avancement permet également de déterminer dans quelles quantités sont formés les produits.

3.3 Application

Lorsque l'on met du zinc solide dans une solution d'acide chlorhydrique, on observe un dégagement de dihydrogène et la formation d'ions zinc Zn^{2+} . Le système initial est composé de 0,11 g de zinc et d'une solution de 20,0 mL d'acide chlorhydrique ($\text{H}^+; \text{Cl}^-$) à $5,00 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$. Déterminer le volume de dihydrogène formé (la réaction étant totale), le volume molaire des gaz est $24,5 \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1}$. On donne $M(\text{Zn}) = 65,4 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$.

- ▷ Écrire l'équation de la réaction.
- ▷ Dresser le tableau d'avancement.
- ▷ Calculer les quantités de matière initiales des réactifs et remplir la première ligne.
- ▷ Déterminer le réactif limitant, l'avancement maximal et remplir la dernière ligne.
- ▷ Conclure.

Les réactifs possibles sont le zinc solide, les ions H^+ et Cl^- , l'eau ; les produits Zn^{2+} et le dihydrogène. La réaction est donc :



La quantité de matière initiale de zinc est :

$$n_{\text{Zn}} = \frac{m}{M(\text{Zn})} = 1,7 \times 10^{-3} \text{ mol}$$

La quantité de matière initiale d'ions H^+ est :

$$n_{\text{H}^+} = [\text{H}^+] V = 1,00 \times 10^{-1} \text{ mol}$$

Pour obtenir les quantités de matière à l'état final, on dresse ensuite le tableau d'avancement, en supposant la réaction totale. Les produits ne sont pas présents à l'état initial.

Équation de la réaction	$\text{Zn}_{(\text{s})}$	$+ 2 \text{H}_{(\text{aq})}^+$	$\longrightarrow \text{Zn}_{(\text{aq})}^{2+} + \text{H}_{2(\text{g})}$
Qdm introduites (mmol)	1,7	100	0
En cours de transformation (mmol)	$1,7 - \xi$	$100 - 2\xi$	ξ
État final (mmol)	0	97	1,7

Ce tableau nous donne un avancement maximal $\xi_{\text{max}} = 1,7$ mmol qui correspond à l'épuisement du zinc solide. Une fois ceci fait, on peut obtenir le volume de dihydrogène formé à partir de sa quantité de matière à l'état final :

$$V_{\text{H}_2} = V_m \times n_{\text{H}_2} = 41 \text{ mL}$$

4 Dosages

Définition. Le **dosage** d'une espèce chimique est la détermination de sa concentration molaire.

Ces dosages sont très importants en chimie : contrôle de la qualité de l'eau, des aliments, vérification d'un procédé chimique, etc.

4.1 Dosage par étalonnage

Un dosage par étalonnage consiste à déterminer la concentration inconnue par comparaison à des solutions de concentrations connues.

C'est ce que l'on fait avec une échelle de teinte : cela permet d'encadrer la concentration entre deux teintes. Plus quantitativement, on peut utiliser :

- la conductimétrie : les ions en solution conduisent le courant. On mesure alors la conductivité des ions et celle-ci est reliée aux concentrations par la loi de Kohlrausch :

$$\sigma = \sum_i \sigma_i = \sum_i \lambda_i^\circ c_i$$

Inconvénients :

- Si il y a plusieurs espèces chargées, on ne peut pas le savoir.
- Cela ne permet de détecter que des espèces chargées.

- la spectrophotométrie : les espèces colorées absorbent certaines longueurs d'onde : c'est ce qui leur donne leur couleur (on ne voit que les longueurs d'onde ayant traversé la solution). La mesure de l'**absorbance** permet de quantifier cela.

Inconvénients :

- Cela ne permet de détecter que des espèces colorées.

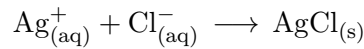
Bilan : Un dosage par étalonnage est rapide et non-destructif, mais il est peu précis et n'est pas spécifique à une espèce chimique en particulier.

4.2 Dosage par titrage

Définition. Le dosage par **titrage** est une méthode de dosage chimique qui permet de déterminer la concentration d'une espèce à doser, appelée **espèce titrée**, en la faisant réagir avec une espèce de concentration connue, appelée **espèce titrante**.

Exemple

En TP, nous déterminerons la concentration en ions chlorure Cl^- dans l'eau du robinet en les faisant réagir avec les ions argent, dont la concentration était connue.



La réaction de titrage doit être :

- **totale** ;
- **rapide** ;
- **spécifique au réactif titré** : ici Ag^+ ne doit pas réagir avec d'autres ions de la solution ;

Définition. L'**équivalence** est le moment où les réactifs ont été introduits dans des proportions stoechiométriques.

Dans notre exemple, un ion argent réagit avec un ion chlorure : les conditions stoechiométriques correspondent donc à $n_{\text{Ag}^+} = n_{\text{Cl}^-}$.

Généralisation On considère le dosage d'une espèce A (concentration inconnue c_A) par une espèce B (concentration connue c_B). Ci-dessous le tableau d'avancement à l'**équivalence**.

Équation de la réaction	$a A$	$+ b B$	$\longrightarrow c C$	$+ d D$
Qdm introduites	$c_A V_A$	$c_B V_{\text{eq}}$	0	0
En cours de transformation	$c_A V_A - a\xi$	$c_B V_{\text{eq}} - b\xi$	$c\xi$	$d\xi$
État final	$c_A V_A - a\xi_{\text{max}} = 0$	$c_B V_{\text{eq}} - b\xi_{\text{max}} = 0$	$c\xi_{\text{max}}$	$d\xi_{\text{max}}$

À l'équivalence :

$$c_A V_A - a\xi_{\text{max}} = 0 \quad \text{et} \quad c_B V_{\text{eq}} - b\xi_{\text{max}} = 0$$

Donc :

$$\frac{c_A V_A}{a} = \xi_{\text{max}} \quad \text{et} \quad \frac{c_B V_{\text{eq}}}{b} = \xi_{\text{max}}$$

Conclusion :

$$\frac{c_A V_A}{a} = \frac{c_B V_{\text{eq}}}{b}$$

$$c_A = \frac{a c_B V_{\text{eq}}}{b V_A}$$

Repérage de l'équivalence : Avant l'équivalence, l'espèce chimique titrante est le réactif limitant. Après l'équivalence, l'espèce chimique titrée est le réactif limitant.

- ▷ lors d'un titrage par conductimétrie, la courbe représentant la conductivité en fonction du volume est composé de deux droites : leur intersection permet de repérer l'équivalence.
- ▷ si l'espèce titrée est colorée, le bécher est coloré jusqu'à disparition de celle-ci : on repère alors l'équivalence comme le moment où la couleur disparaît.
- ▷ si l'espèce titrante est colorée, la couleur ne persiste qu'une fois qu'elle n'est plus le réactif limitant : on repère ainsi l'équivalence.
- ▷ nous verrons plus tard dans l'année d'autres exemples.