

Activité 1.1 – Compter les entités comme une chimiste

Objectifs :

- ▶ Revoir la notion de mole.
- ▶ Découvrir la notion de masse molaire.
- ▶ Calculer des quantités de matière.

Contexte : Les objets macroscopiques qui nous entourent sont constitués d'un grand nombre d'entités chimiques microscopiques.

→ **Comment compter et mesurer les entités chimiques présentent dans des objets du quotidien ?**

Document 1 – Espèce chimique et corps pur

La matière est constituée **d'entités chimiques** microscopiques : atomes, molécules, ions. Une **espèce chimique** est constituée d'un ensemble d'entités chimiques identiques.

Un **corps pur** est un échantillon (solide, liquide ou gazeux) composé d'une **espèce chimique**. Un **mélange** est un échantillon composé de plusieurs **espèce chimique**.

Document 2 – Composition de 100 g de coriandre

| Constituant | Eau H ₂ O | Ion calcium Ca ²⁺ | Saccharose C ₁₂ H ₂₂ O ₁₁ | autres |
|-------------|----------------------|------------------------------|--|--------|
| Masse | 92,2 g | 0,067 g | 0,82 g | 6,91 g |



1 — La coriandre est-elle un corps pur ou un mélange ? Justifier.

C'est un mélange, elle est constitué de plusieurs espèces chimiques.

Document 3 – La mole

Un échantillon de sucre en poudre est un corps pur, il ne contient que des molécules de glucose de formule brute C₆H₁₂O₆.

Le nombre d'entité de glucose contenu dans un échantillon est gigantesque, de l'ordre de 10²³ !

$$10^{23} = 100\,000\,000\,000\,000\,000\,000\,000$$



Pour faciliter le comptage, en chimie on regroupe les entités en des paquets qu'on appelle **mole**.

Une **mole** contient précisément $N_A = 6,02 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$ entités chimiques.



⚠ N_A est une constante appelée **nombre d'Avogadro**, en hommage au scientifique Amedeo Avogadro. L'unité « mol⁻¹ » signifie « par mole », c'est le nombre d'entités dans une mole.

Document 4 – Masse molaire

Chaque **atome** possède une **masse molaire** atomique, qui correspond à **la masse d'une mole d'atome**. La masse molaire se note M et s'exprime en g/mol ou g·mol⁻¹.

Les masses molaires permettent de passer d'une grandeur macroscopique (la masse) à une grandeur microscopique (la mole, c'est-à-dire le nombre d'entités chimiques).

Données :

$$M(H) = 1,00 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$M(C) = 12,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$M(O) = 16,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$M(\text{Ca}) = 40,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

La masse molaire d'une **molécule** est **la somme de la masse molaire de ses constituants**.

Elle peut être donnée, ou calculée à partir de la formule brute de la molécule.

► *Exemple* : pour la molécule de dioxyde de carbone CO₂, sa masse molaire vaut

$$M(\text{CO}_2) = M(\text{C}) + 2 \times M(\text{O}) = 12,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} + 2 \times 16,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} = 44,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

La masse molaire des ions est identique à la masse molaire de l'atome ou de la molécule liée.

► *Exemples* : $M(\text{Mn}) = M(\text{Mn}^{2+})$, $M(\text{H}_3\text{O}^+) = M(\text{H}_3\text{O})$.

2 — En utilisant les données du document 4, calculer la masse molaire des trois constituants de la coriandre dont la formule brute est précisée dans le document 2.

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

$$M(\text{Ca}^{2+}) = M(\text{Ca}) = 40,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$M(\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}) = 12 \times M(\text{C}) + 22 \times M(\text{H}) + 11 \times M(\text{O}) = 372,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

Document 5 – Quantité de matière

La **quantité de matière**, notée n , est la grandeur qui détermine le nombre d'entités chimiques dans un échantillon. Son **unité est la mole**, notée mol.

Pour mesurer la quantité de matière d'une espèce chimique dans un échantillon, il faut le peser et utiliser la relation suivante

$$n_{\text{espèce}} = \frac{m_{\text{espèce}}}{M_{\text{espèce}}}$$

Cette relation lie la quantité de matière $n_{\text{espèce}}$ (nombre d'entités dans l'espèce), la masse $m_{\text{espèce}}$ et la masse molaire $M_{\text{espèce}}$ de l'espèce.

3 — Calculer la quantité de matière des trois constituants de la coriandre, en utilisant la masse molaire déjà calculée et leurs masses données dans le document 2.

$$n(\text{H}_2\text{O}) = \frac{m(\text{H}_2\text{O})}{M(\text{H}_2\text{O})} = 5,12 \text{ mol} \quad n(\text{Ca}^{2+}) = 1,68 \times 10^{-3} \text{ mol} \quad n(\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}) = 2,22 \times 10^{-3} \text{ mol}$$

Activité 1.2 – L’homéopathie

Objectifs :

- ▶ Découvrir la notion de concentration molaire.
- ▶ Comprendre le principe de la dilution et sa réalisation expérimentale.

Contexte : En mars 2018, 124 professionnels de la santé signaient une tribune contre les « médecines alternatives » comme l’homéopathie, demandant que celles-ci ne soient plus remboursées par la Sécurité Sociale. En 2019, Agnès Buzyn (ministre de la Santé) décide de suivre les recommandations de la Haute Autorité de santé. Le taux de remboursement passe de 30 % à 15 % en 2020, puis à 0 % au 1er janvier 2021.

→ **Qu'est-ce que l'homéopathie ? Pourquoi y a-t-il un débat sur son efficacité ?**

Document 1 – Principe de l’homéopathie

Le principe de l’homéopathie est décrit dans la vidéo liée au QR code. En regardant la vidéo, vous devrez prendre des notes pour répondre aux questions qui suivent.



1 – Donner le nom du **principe médical** utilisé dans l’homéopathie et donner un exemple pour l’expliquer.

Cette médecine repose sur le « principe de similitude ». Il stipule qu’un malade peut être soigné en lui administrant à très petites doses une substance entraînant, chez une personne saine, des symptômes similaires à ceux de la maladie qui l’affecte. L’écorce provoque des maux de ventres comme le paludisme.

Exemple : l’utilisation d’écorce de quinquina soignant le paludisme.

2 – Expliquer le **protocole de fabrication** des médicaments homéopathique.

On introduit 1 goutte de principe actif que l’on dilue dans 99 gouttes de solvant. On va successivement diluer cette solution afin d’obtenir des granulés. On enrobe la solution obtenue sur des granules de saccharose et lactose.

3 – Donner des arguments **qui permettent de douter** de l’efficacité de l’homéopathie.

Pas de preuves scientifiques de son efficacité biologique : le principe actif est trop dilué à partir de 5CH, l’efficacité est quasi nulle.

Peut retarder la prise de rendez-vous chez un médecin.

Document 2 – Notion de concentration molaire

Comme la concentration massique, la **concentration molaire** c désigne la quantité de matière n de soluté dissous dans un volume de solution donné

$$c = \frac{n_{\text{soluté}}}{V_{\text{solution}}}$$

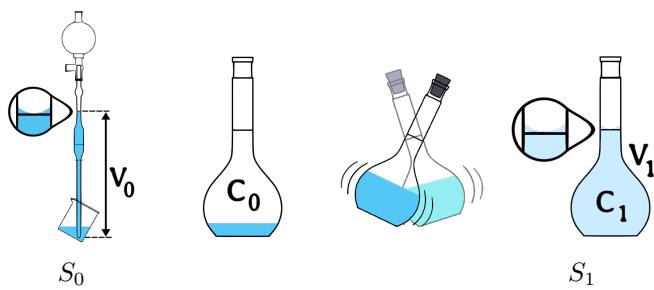
- c : concentration molaire en mol/L
- $n_{\text{soluté}}$: quantité de matière du soluté en mol

- V_{solution} : volume de la solution en L

Document 3 – La dilution

Le principe de la **dilution** est de diminuer la **concentration** en soluté dans une solution en rajoutant du **solvant**.

La solution de départ est appelée **solution mère**, notée S_0 . La solution obtenue après dilution est appelée **solution fille**, notée S_1 .



Document 4 – Facteur de dilution

La quantité de matière de soluté dans le volume de solution mère prélevée V_0 est la même que dans le volume de solution fille préparée V_1 . Donc $n_1 = n_0$ et comme $n = c \times V$, on a

$$c_1 \times V_1 = c_0 \times V_0$$

$$c_1 = \underbrace{\frac{V_0}{V_1}}_{1/F} \times c_0$$

Le rapport des concentrations de la solution mère et de la solution fille est appelée le **facteur de dilution F** . On dit qu'on a dilué F fois la solution mère.

► *Exemple :* Un facteur de dilution $F = 4$ indique que la solution mère a été diluée 4 fois et que la solution fille a une concentration 4 fois plus faible que la solution mère.

Document 5 – CH homéopathique

Les comprimés homéopathiques « China Rubra 10 CH » à base de quinine, aiderait à soigner certaines fièvres. Pour fabriquer ce médicament, on prépare une solution mère en dissolvant 0,02 mol de quinine dans 50,0 mL d'éthanol.

Puis on prélève $V = 1,0$ mL de cette solution et on le dilue 100 fois dans l'éthanol pour obtenir une première solution fille notée 1 CH de 100 mL.

On prélève de nouveau 1,0 mL de cette solution 1 CH et on le dilue à nouveau 100 fois dans l'éthanol pour obtenir une solution 2 CH. On répète cette procédure jusqu'à arriver à 10 CH.

4 — Calculer la concentration molaire $c = n/V$ dans la solution mère.

5 — Calculer le facteur de dilution d'une solution homéopathique à 1 CH, puis à 10 CH.

6 — Calculer la concentration de la solution 10 CH, puis calculer le nombre de molécules de quinine dans 10 mL de solution 10 CH. **Rappel :** 1 mol = $6,02 \times 10^{23}$ molécules.

TP 1.1 – Préparation d'une solution isotonique par dissolution

Objectifs :

- ▶ Revoir la préparation d'une solution par dissolution.
- ▶ Revoir la concentration massique.

Contexte : Le glucose (sucre) contenu dans nos muscles permet à notre corps de fournir un effort intensif. Cependant, les réserves en glucose sont limitées, il faut donc les renouveler pour continuer à fournir un effort important. Un moyen efficace de renouveler ces ressources est de boire avant et pendant l'effort des boissons isotoniques. Une boisson isotonique contient une quantité bien précise de glucose.

→ Comment préparer une boisson isotonique ?

Document 1 – Solution

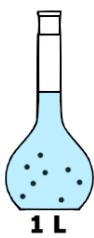
Une **solution** est un mélange homogène. Le **solvant** est le composant majoritaire du mélange. Le **soluté** est l'espèce qui est dispersée dans le solvant.

Document 2 – Notion de concentration massique

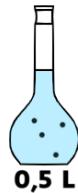
La **concentration** massique d'une espèce en solution dans un solvant, est notée C_m . La concentration massique représente la masse $m_{\text{soluté}}$ de soluté (c'est à dire d'espèce dissoute) dans un volume V_{solution} de solution. On a alors la relation :

$$c_m = \frac{m_{\text{soluté}}}{V_{\text{solution}}}$$

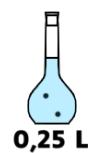
- ▶ *Exemples :* les solutions ci-dessous contiennent un nombre de plus en plus petit de particules de masse $m = 1 \text{ g}$. Comme le volume des solutions diminue aussi, la concentration massique reste identique.



8 g dans 1,00 L
 $c_m = 8 \text{ g/L}$



4 g dans 0,50 L
 $c_m = 8 \text{ g/L}$



2 g dans 0,25 L
 $c_m = 8 \text{ g/L}$

- 1 –** Donner l'unité de la concentration massique c_m . Citer une autre grandeur qui s'exprime avec la même unité, s'agit-il de la même chose ?

Unité : $\text{g} \cdot \text{L}^{-1}$. C'est l'unité de la masse volumique, qui représente la densité d'un corps.

Document 3 – Boisson isotonique d'une joggeuse

Avant de partir courir, une joggeuse se prépare une boisson isotonique. Elle introduit 10 g de sel NaCl et 6 morceaux de glucose C₆H₁₂O₆ (du sucre) de 5 g chacun dans une bouteille de 1 L, qu'elle remplit d'eau.

2 — Calculer la concentration massique en chlorure de sodium NaCl, puis en glucose.

$$c_{m,\text{sel}} = \frac{10 \text{ g}}{1 \text{ L}} = 10 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}$$

$$c_{m,\text{sucre}} =$$

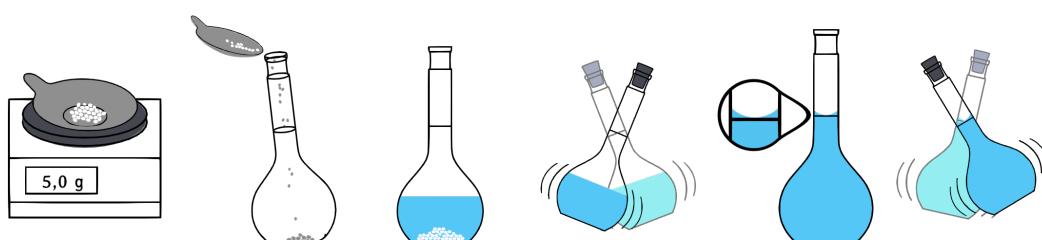
$$= 30 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}$$

3 — Calculer la masse de sel et la masse de sucre qu'il faut mettre dans une fiole jaugée de 100 mL pour réaliser la même boisson isotonique.

$$m_{\text{sel}} = 10 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1} \times 0,100 \text{ L} = 1,0 \text{ g}$$

$$m_{\text{sucre}} = 30 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1} \times 0,100 \text{ L} = 3,0 \text{ g}$$

 Remettre dans l'ordre le protocole de dissolution.



 Une fois validé, réaliser le protocole de dissolution pour préparer la boisson isotonique.

TP 1.2 – Dilution d'un produit désinfectant

Objectifs :

- ▶ Connaître les pictogrammes de sécurité.
- ▶ Savoir réaliser une dilution et calculer un facteur de dilution.

Document 1 – Les pictogrammes de sécurités (à connaître par cœur !)

| Picto. | Signification |
|--------|---|
| | Corrosif. Je peux attaquer ou détruire les métaux. Je ronge la peau et/ou les yeux en cas de contact. |
| | Toxique, irritant, narcotique. J'empoisonne à forte dose. J'irrite la peau, les yeux et/ou les voies respiratoires. Je peux provoquer des allergies, de la somnolence ou des vertiges. |
| | Toxique. J'empoisonne rapidement, même à faible dose. |
| | Explosif. Je peux exploser au contact d'une flamme, d'une étincelle, d'électricité statique, sous l'effet de la chaleur, de frottements ou d'un choc. |
| | Inflammable. Je peux m'enflammer au contact d'une flamme, d'une étincelle, d'électricité statique, sous l'effet de la chaleur, de frottements, au contact de l'air ou de l'eau. |
| | Comburant. Je peux provoquer ou agraver un incendie ou même provoquer une explosion en présence de produits inflammables. |
| | Gaz sous pression. Je peux exploser sous l'effet de la chaleur. Je peux causer des brûlures ou blessures liées au froid. |
| | Dangereux pour l'environnement. Je provoque des effets néfastes sur les organismes du milieu aquatique, sur les êtres vivants. |
| | Cancérogène, mutagène, reprotoxique (CMR). Je peux provoquer le cancer, modifier l'ADN, nuire à la fertilité ou au foetus, altérer le fonctionnement des organes. Je peux être mortel en cas d'ingestion dans les voies respiratoires. |

Contexte : L'eau de Javel est un produit ménager très couramment utilisé pour désinfecter les salles de bain ou cuisines. On trouve dans le commerce des solutions prêtées à l'emploi mais d'autres doivent être diluées pour une bonne utilisation.

→ Comment réaliser ces solutions à l'aide d'une dilution ?

Document 2 – Étiquette d'une eau de Javel

Dans la maison, pour désinfecter :

- Les surfaces lavables : diluer $3 + \frac{1}{2}$ verre d'eau de Javel dans 5 L d'eau, laver. Laisser agir 15 minutes puis rincer.
- Les canalisations : diluer 1 verre dans 1 L d'eau, verser.
- La poubelle : diluer $1 + \frac{1}{2}$ verre d'eau de Javel dans 1 L d'eau, frotter. Laisser agir 15 minutes puis rincer.



Données :

- 1 verre = 14 cL

Document 3 – Matériel disponible

- Éprouvette graduée
- Pipettes jaugées de 5,0 mL
- Pipette graduée
- Fioles jaugées de 25,0 mL et 100,0 mL
- Bécher de 250 mL

A – Questions préliminaires

1 — En utilisant le document 2, calculer le volume d'eau de Javel qu'il faut utiliser pour préparer la solution pour surfaces lavables.

2 — Calculer le facteur de dilution quand on ajoute 5 L d'eau. On arrondira le facteur de dilution à la dizaine la plus proche.

3 — Quel volume d'eau de Javel faut-il prélever pour préparer 100 mL, avec le même facteur de dilution ?

B – Travail à réaliser

⚠️ Utilisez les documents proposés et les questions préliminaires pour préparer une solution pour surfaces lavables. Vous détaillerez le raisonnement suivi et rédigerez votre compte rendu, en respectant les étapes de la démarche scientifique. **Proposition d'organisation :**

- ▶ Par groupe de 4, reformuler la problématique et proposer un protocole pour préparer la solution.
- ▶ Par 2, mettre en œuvre le protocole en respectant les consignes de sécurité.
- ▶ Seule, rédiger un compte-rendu en incluant des schémas légendés et une conclusion.

TP 1.3 – Solutions acides et basiques

Objectifs :

- ▶ Connaître la relation $[H_3O^+] = 10^{-pH}$.
- ▶ Savoir mesurer le pH d'une solution.

Contexte : Le vinaigre blanc, l'eau de javel ou simplement l'eau du robinet peuvent servir à l'entretien de la maison. Ces solutions aqueuses n'ont pas les mêmes propriétés, notamment parce qu'elles n'ont pas le même pH.

→ **Comment mesurer le pH de ces solutions ? Quelles informations apporte-t-il ?**



Document 1 – Le pH des solutions aqueuses

Sur les étiquettes d'eau minérales, on peut lire le pH suivi d'une valeur voisine de 7. Le pH est une grandeur qui se mesure et qui **n'a pas d'unité**.

Pour les solutions aqueuses la valeur du pH est comprise entre

$$0 \leq pH \leq 14$$

- Les solutions **acides** ont un pH < 7
- Les solutions **neutres** ont un pH = 7. C'est le pH de l'eau.
- Les solutions **basiques** ont un pH > 7

Document 2 – La mesure du pH d'une solution

● **L'indicateur coloré** C'est une espèce chimique qui change de **couleur** en fonction de la valeur du pH de la solution. Introduire quelques gouttes d'un indicateur coloré permet donc de déterminer le caractère acide, basique ou neutre d'une solution.

→ Méthode **peu** précise.

● **Le papier pH** Le papier pH est une bande de papier imbibée d'un indicateur universel. En déposant une goutte de solution sur un morceau de papier pH, on détermine une valeur **approximative** du pH en **comparant** la couleur obtenue avec celle du **nuancier**.

→ Méthode **moyennement** précise.

● **Le pH-mètre** Le pH-mètre est un appareil de mesure constitué d'une électrode reliée à un boîtier électronique indiquant la valeur du pH. Le pH-mètre doit être étalonné avec deux solutions tampons (dont le pH est constant et connu). Une fois étalonné, on rince l'électrode et on la plonge dans la solution aqueuse dont on cherche à déterminer le pH.

→ Méthode **très** précise.

Document 3 – Protocoles de mesure

Avec un indicateur coloré :

- ▶ Verser quelques millilitre de la solution dont on étudie le pH dans 3 tubes à essais
- ▶ Ajouter quelques gouttes de Bleu de Bromothymol (BBT)
- ▶ En milieu acide le BBT est jaune, bleu en milieu basique et vert en milieu neutre.

Avec le papier pH :

- ▶ Placer un petit morceau de papier pH dans une coupelle

- ▶ Y déposer quelques gouttes de solution
- ▶ Comparer la couleur du papier obtenue au nuancier pour déterminer la valeur du pH

Avec le pH-mètre :

- ▶ Verser un peu de solution dans un bêcher
- ▶ Plonger la sonde du pH-mètre dans la solution dont on cherche le pH
- ▶ Lire la valeur du pH sur l'écran

 Mesurer et noter la valeur du pH du vinaigre blanc, de l'eau de javel et de l'eau du robinet, puis compléter le tableau ci-dessous

| Mesure de pH | Eau | vinaigre blanc | javel |
|-------------------|-----|----------------|-------|
| indicateur coloré | | | |
| papier pH | | | |
| pH-mètre | | | |

1 — Indiquer le caractère acide, basique ou neutre de chaque solution, en justifiant.

Eau : neutre. Javel : basique. Vinaigre blanc : acide.

2 — Quelle est la méthode la plus précise pour mesurer le pH ?

C'est le pH-mètre qui permet d'avoir la meilleure précision.

Document 4 – Concentration en ions oxonium H_3O^+ d'une solution et pH

La valeur du pH d'une solution permet de connaître la concentration molaire (en $\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$) en **ions oxonium H_3O^+** dans la solution.

Cette concentration se note $[\text{H}_3\text{O}^+]$ et elle est définie par :

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}}$$

3 — Calculer la concentration en ions oxonium H_3O^+ de chaque solutions.

Activité 1.3 – Acide, base et entretien des cheveux

Objectifs :

- ▶ Définir un acide et une base selon le modèle de Brønsted.
- ▶ Écrire l'équation d'une réaction acido-basique à partir des couples acide/base.

Contexte : Sur certains sites de beauté, il est conseillé d'utiliser du vinaigre de cidre et du bicarbonate de soude pour entretenir ses cheveux. Inès, âgée de 8 ans, se verse les deux produits sur les cheveux sans les diluer. Catastrophe ! Une émulsion gazeuse se forme aussitôt sur sa tête !

→ Que s'est-il passé quand le bicarbonate de soude et le vinaigre de cidre se sont mélangés ?

Document 1 – Le modèle de Brønsted

Joannes Nicolaus Brønsted est un chimiste danois du début du 20ème siècle. Il est connu pour sa définition des substances acides et basiques :



- Un acide est une molécule capable de libérer un ion H⁺ (un proton)
- Une base est une molécule qui reçoit un ion H⁺

L'acide, noté AH, se transforme en sa base conjuguée, notée A⁻, en perdant un proton H⁺. La base conjuguée A⁻ se transforme en l'acide AH quand elle capte un proton H⁺.

On parle de couple acide/base noté ici AH/A⁻.

⚠ l'acide est toujours à gauche et la base est toujours à droite.

▶ Exemple : HCl/Cl⁻, l'acide est HCl et la base Cl⁻ est dans ce couple.

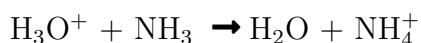
1 — Indiquer l'acide et la base du couple acide/base H₂O/HO⁻.

Document 2 – Réaction acido-basique

Lors d'une réaction chimique acido-basique, l'acide d'un couple réagit avec la base d'un autre couple.

▶ Exemple : On a deux couples : H₃O⁺/H₂O et NH₄⁺/NH₃.

Si on mélange les ions oxonium H₃O⁺, un acide, avec l'ammoniac NH₃, une base, on va avoir une réaction chimique



2 — Établir la réaction acido-basique entre le couple H₃O⁺/H₂O et le couple H₂O/HO⁻.



Document 3 – Le bicarbonate de soude

Le bicarbonate de sodium ou bicarbonate de soude (abus de langage) est nommé hydrogénocarbonate de sodium en nomenclature moderne. C'est un composé chimique dont la formule brute est NaHCO_3 . Il se présente sous la forme de fins cristaux blancs, solubles dans l'eau, qui forme les ions sodium Na^+ et hydrogénocarbonate HCO_3^- en solution.

**Document 4 – Le vinaigre de cidre**

Le vinaigre est une solution aqueuse à faible concentration en acide éthanoïque de formule CH_3COOH , qui rentre principalement dans l'alimentation humaine comme condiment et conservateur alimentaire. Le vinaigre résulte d'une transformation d'une solution aqueuse d'éthanol (le vin ou ici le cidre) exposée à l'air, et fermenté à l'aide de micro-organisme. Cela explique son étymologie de « vin aigre » devenu « vinaigre ». Le vinaigre de cidre à 8° comporte 8 g d'acide éthanoïque par litre de solution

Document 5 – Couples acide/base à connaître

| Couple acide/base | Forme acide | | Forme basique | |
|--|--------------------------|------------------------|---------------------------|------------------------|
| | Formule brute | Nom | Formule brute | Nom |
| $\text{H}_3\text{O}^+/\text{H}_2\text{O}$ | H_3O^+ | ion oxonium | H_2O | eau |
| $\text{H}_2\text{O}/\text{HO}^-$ | H_2O | eau | HO^- | ion hydroxyde |
| HCl/Cl^- | HCl | acide chlorhydrique | Cl^- | ion |
| $\text{CH}_3\text{COOH}/\text{CH}_3\text{COO}^-$ | CH_3COOH | acide éthanoïque | CH_3COO^- | ion éthanoate |
| $\text{H}_2\text{CO}_3/\text{HCO}_3^-$ | H_2CO_3 | acide carbonique | HCO_3^- | ion hydrogénocarbonate |
| $\text{HCO}_3^-/\text{CO}_3^{2-}$ | HCO_3^- | ion hydrogénocarbonate | CO_3^{2-} | ion carbonate |
| $\text{NH}_4^+/\text{NH}_3$ | NH_4^+ | ion ammonium | NH_3 | ammoniac |

3 – En utilisant les documents 3, 4 et 5, donner les couples acide/base présents dans le bicarbonate de soude et dans le vinaigre de cidre.

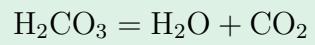
Bicarbonate de soude : $\text{H}_2\text{CO}_3/\text{HCO}_3^-$ et $\text{HCO}_3^-/\text{CO}_3^{2-}$

Acide éthanoïque : $\text{CH}_3\text{COOH}/\text{CH}_3\text{COO}^-$

4 – Établir la réaction acido-basique qui a lieu quand on mélange du bicarbonate de soude et du vinaigre de cidre.



5 – En pratique, l'acide carbonique se décompose spontanément en eau et en dioxyde de carbone. Modifier la réaction acido-basique en conséquence.



Activité 1.4 – Transformations acido-basique

Objectifs :

- ▶ Définir un acide et une base selon le modèle de Brønsted.
- ▶ Savoir écrire la demi-réaction d'un couple acido-basique.
- ▶ Écrire une réaction acido-basique à partir des couples acide/base.

Contexte : Les transformations acido-basiques sont très courantes dans la vie de tous les jours, comme par exemple quand on utilise du vinaigre blanc pour enlever le calcaire accumulé dans une bouilloire.

→ Comment modéliser une transformation chimique avec une réaction chimique ?

Document 1 – Acide et base selon le modèle de Brønsted

D'un point de vue microscopique, on peut modéliser les transformations acido-basiques à l'aide de simple échange d'ion hydrogène H⁺.

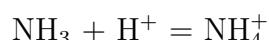
Un **acide** est une molécule capable de céder un ion H⁺.

Une **base** est une molécule capable de capter un ion H⁺.

▶ Exemple : l'acide carbonique peut céder un ion H⁺ pour former l'ion hydrogénocarbonate



▶ Exemple : l'ammoniac peut capturer un ion H⁺ pour former l'ion ammonium



Document 2 – Couple acido-basique

Un **acide AH** et une **base A⁻** sont conjugués s'ils sont reliés par des échanges d'ions hydrogène H⁺.



On dit alors que l'acide et la base forment un **couple acido-basique**, qu'on note AH/A⁻ (acide/base).

⚠ Pour passer de l'acide à la base, il suffit donc d'enlever un ou deux hydrogène dans la molécule.

1 – Identifier les couples acido-basiques parmi les deux demi-réactions du document 1.

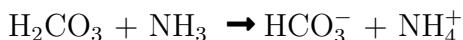
L'acide est l'espèce qui va perdre un H⁺. Pour la première demi-réaction, c'est l'acide carbonique qui perd un ion hydrogène, donc c'est lui l'acide et le couple est H₂CO₃/HCO₃⁻. Pour la deuxième demi-réaction, c'est l'ammonium qui perd un ion hydrogène, donc c'est lui l'acide et le couple est NH₄⁺/NH₃.

Document 3 – Transformation acido-basique

Une **réaction acido-basique** a lieu quand on met en présence **l'espèce basique** d'un couple avec **l'espèce acide** d'un autre couple.

Les produits formés sont alors les **espèces conjuguées** des deux réactifs.

► *Exemple :* L'acide carbonique H_2CO_3 peut réagir avec l'ammoniac NH_3



Document 4 – Écriture d'une réaction acido-basique à l'aide des demi-réactions

Pour écrire une réaction acido-basique, on peut suivre la méthode suivante :

1. **Repérer** dans chaque couple quel acide réagit avec quel base.
2. **Écrire** les demi-réactions pour chaque couple dans le « bon » sens.
3. **Ajuster** les demi-réactions pour qu'il y ait le même nombre d'ions hydrogène échangés.
4. **Additionner** les deux demi-réactions afin d'obtenir la réaction acido-basique

► *Exemple :* On a deux couples : $\text{H}_3\text{O}^+/\text{H}_2\text{O}$ et HCl/Cl^- .

On fait réagir l'acide chlorhydrique HCl avec l'eau H_2O . On a donc les demi-réactions suivantes :



On peut donc additionner les deux demi-réactions (côté par côté) pour obtenir la réaction entre l'eau et l'acide chlorhydrique



⚠ Il ne doit pas y avoir d'ions hydrogène dans la réaction finale !

Document 5 – Détartrage d'une bouilloire

Pour enlever le calcaire accumulé dans une bouilloire, on peut y verser du vinaigre blanc.

Le calcaire est composé d'ions calcium Ca^{2+} et **d'ions carbonate** CO_3^{2-} . Le vinaigre est composé **d'acide éthanoïque** CH_3COOH .

Quand on verse du vinaigre sur du calcaire, une réaction acido-basique transforme le calcaire en dioxyde de carbone dissout dans l'eau, noté $\text{H}_2\text{O},\text{CO}_2$.

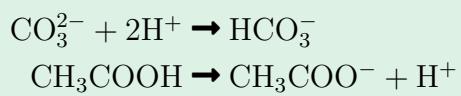
Couples acido-basique :

- $\text{H}_2\text{O},\text{CO}_2/\text{CO}_3^{2-}$
- $\text{CH}_3\text{COOH}/\text{CH}_3\text{COO}^-$

2 – Identifier l'acide et la base qui réagissent ensemble pendant le détartrage.

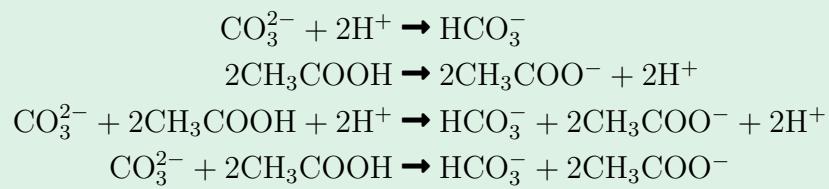
C'est l'ion carbonate (base) et l'acide éthanoïque (acide) qui réagissent ensemble.

3 – Écrire les demi-réactions associées dans le bon sens.



4 — Ajuster et additionner les demi-réactions pour obtenir la réaction acido-basique.

Il faut multiplier par 2 la deuxième demi-réaction pour avoir 2 ions hydrogène en haut et en bas



Activité 1.5 – Autoprotolyse de l'eau

Objectifs :

- ▶ Définir un acide et une base selon le modèle de Brønsted
- ▶ Écrire l'équation d'une réaction acido-basique à partir des couples acide/base.

Contexte : Les solutions sont acides si elles contiennent majoritairement des ions oxonium H_3O^+ et basiques si elles contiennent majoritairement des ions hydroxydes HO^- . Si les concentrations molaires de ces ions deviennent importantes, les solutions acides ou basiques présentent un danger.

→ **Pourquoi n'existe-t-il pas des solutions contenant en même temps des ions oxonium et des ions hydroxyde en quantité importante ?**

Document 1 – L'autoprotolyse de l'eau

L'eau pure ne contient pas uniquement des molécules d'eau H_2O . Elle contient toujours des **ions oxonium** H_3O^+ et des **ions hydroxyde** HO^- : ce sont les ions de l'eau.

Ces ions existent car les molécules d'eau H_2O s'échangent des protons H^+ . En effet, l'eau est une espèce chimique spéciale, car elle peut jouer le rôle d'un acide comme d'une base.

On dit que l'eau est une molécule **ampholyte**, ou que c'est une espèce **amphotère**.

On obtient donc cette réaction acido-basique, qui s'appelle l'autoprotolyse de l'eau :



⚠️ L'égalité indique que la réaction peut se faire dans les deux sens.

1 — Donner les deux couples acides/bases de l'eau.

$\text{H}_2\text{O}/\text{HO}^-$ et $\text{H}_3\text{O}^+/\text{H}_2\text{O}$ sont les deux couples acides bases de l'eau.

Document 2 – Le produit ionique de l'eau

Pour toute solution aqueuse diluée à une température fixe, le produit des concentrations molaires en ions oxonium H_3O^+ et hydroxyde HO^- reste constant.

Ce produit s'appelle le **produit ionique de l'eau**, noté K_e , sans unité.

$$K_e = [\text{H}_3\text{O}^+] \times [\text{HO}^-]$$

Lorsque la température est de 25°C , $K_e = 10^{-14}$. Les concentrations molaires sont données en mol/L. À 25°C , l'eau pure est parfaitement neutre, avec un $\text{pH} = 7$.

On rappelle que par définition, le pH est relié à la concentration d'ions oxonium

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}}$$

2 — Calculer les concentrations molaires $[H_3O^+]$ et $[HO^-]$ pour de l'eau pure à 25 °C.

3 — En comparant les concentration en ions oxonium et en ions hydroxydes dans l'eau pure, expliquer pourquoi on dit que l'eau est neutre d'un point de vue acido-basique.

4 — Calculer les concentrations molaires $[H_3O^+]$ et $[HO^-]$ pour des solutions avec un pH = 2, 6, 8, 12.

5 — Comment varie $[HO^-]$ lorsque $[H_3O^+]$ augmente ?

La concentration en ions hydroxyde diminue dans celle en ion oxonium augmente.

6 — Répondre à la problématique de la séance.

Les ions oxonium et hydroxyde sont en équilibres dans une solution aqueuse, à cause de la réaction d'autoprotolyse de l'eau.

Révision 1.1 – Un précurseur de la dopamine

Exercice 1 : La DOPA

La DOPA, appelée en nomenclature systématique 3,4-dihydroxy-L-phenylalanine, est une molécule chirale très étudiée en neurobiochimie et dans l'industrie pharmaceutique.

Elle est un précurseur de la dopamine et constitue actuellement le médicament le plus utilisé dans le traitement de la maladie de Parkinson malgré des effets secondaires sérieux.

Données :

- $M(H) = 1 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$
- $M(C) = 12 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$
- $M(N) = 14 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$
- $M(O) = 16 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$
- $1000 \mu\text{g} = 1 \text{ mg}$
- $1000 \text{ mg} = 1 \text{ g}$

1 — Contre quelle maladie permet de lutter la DOPA ?

La DOPA permet de lutter contre la maladie de Parkinson.

2 — La formule brute de la DOPA est $\text{C}_9\text{H}_{11}\text{NO}_4$. Calculer la masse molaire moléculaire de la DOPA.

$$M(\text{C}_9\text{H}_{11}\text{NO}_4) = 11M(H) + 9M(C) + 4M(O) + M(N) = 197 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

On prescrit de la DOPA à une patiente. Elle doit ingérer un médicament contenant 1 000 mg de DOPA.

3 — Calculer la quantité de matière de DOPA contenue dans le médicament.

Pour trouver la quantité de DOPA dans le médicament, on divise la masse de DOPA par la masse molaire

$$n(\text{DOPA}) = \frac{m(\text{DOPA})}{M(\text{DOPA})} = \frac{1000 \frac{\text{g}}{1000}}{197 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} = 5,1 \times 10^{-3} \text{ mol}$$

4 — La patiente a 5,5 L de sang dans le corps. Calculer la concentration molaire en DOPA dans le sang de la patiente après ingestion de son médicament.

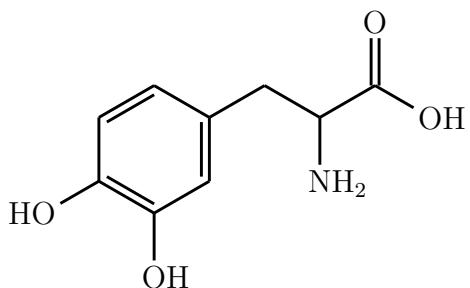
Il faut diviser la quantité de DOPA par le volume de sang

$$c(\text{DOPA}) = \frac{n(\text{DOPA})}{V_{\text{sang}}} = \frac{5,1 \times 10^{-3} \text{ mol}}{5,5 \text{ L}} = 9,8 \times 10^{-4} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

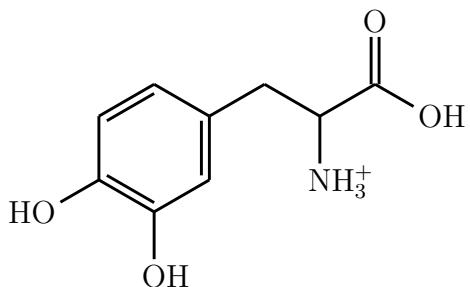
5 — Le sang est une solution aqueuse, composée d'eau, de globules rouge, de plaquettes et de globules blanc. Indiquer quels sont les solutés et le solvant dans le sang.

Le solvant est l'eau, les solutés sont les globules blanc et rouge et les plaquettes.

La formule chimique de la DOPA est



On va noter cette forme D pour simplifier. Une fois dans le sang, on trouve la DOPA sous la forme d'ion DOPAnium :



Que l'on va noter DH^+ .

6 — Indiquer laquelle de ces deux formes est l'acide et laquelle est la base, puis donner le couple acide/base associé à la DOPA.

L'ion DOPAnium est l'acide, car il contient plus d'hydrogène que la DOPA. Le couple acide/base est donc DH^+/D .

7 — Dans le sang, la DOPA réagit avec l'ion oxonium H_3O^+ . Donner la réaction acide/base entre l'ion oxonium et la DOPA. **Données :**

- Couple de l'eau : $\text{H}_3\text{O}^+/\text{H}_2\text{O}$
- Couple de la DOPA : DH^+/D

