

LYCÉE

Vincent Lesieux

PRÉPAS SCIENCES

COLLECTION DIRIGÉE PAR BERTRAND HAUCHECORNE

FORMULAIRE PHYSIQUE CHIMIE

- **Seconde**
- **Première** (Spécialité)
- **Terminale** (Spécialité)

Les 3 années
en 1 clin d'œil



Constitution de la matière de l'échelle macroscopique à l'échelle microscopique

Description et caractérisation de la matière à l'échelle macroscopique

Corps purs et mélanges au quotidien

_____ Espèce chimique _____

Une **espèce chimique** correspond à un ensemble d'**entités chimiques** (atomes, ions, molécules, etc.) toutes identiques. Elle est représentée par une **formule chimique**.

H_2O est la formule chimique de l'eau ; Fe est celle du fer.

_____ Corps pur et mélange _____

Un **corps pur** est constitué d'une seule espèce chimique, un **mélange** est constitué de plusieurs espèces chimiques. Un **corps pur simple** est constitué d'un seul type d'atomes, un **corps pur composé** est constitué de plusieurs types d'atomes.

L'eau H_2O et le saccharose $C_{12}H_{22}O_{11}$ indépendamment sont des corps purs composés, l'eau sucrée est un mélange de ces deux espèces.

Le dioxygène O_2 et le diazote N_2 sont indépendamment des corps purs simples, l'air est un mélange constitué essentiellement de ces espèces.

_____ Mélange homogène et mélange hétérogène _____

Un mélange **homogène** est un mélange dont on ne peut pas différencier les constituants à l'œil nu après agitation ; il est formé d'une seule phase.

Un mélange **hétérogène** est un mélange dont au moins deux constituants sont visibles à l'œil nu même après agitation ; ils forment des **phases** distinctes, l'une supérieure, l'autre inférieure.

Deux liquides sont **miscibles** s'ils forment un mélange homogène.

Deux liquides sont **non miscibles** s'ils forment un mélange hétérogène.

L'acier est un mélange homogène de fer et de carbone (le carbone est présent à raison de 0,02 % à 2 % en masse dans cet alliage).

L'eau et l'éthanol sont deux liquides miscibles en toutes proportions.

_____ Pourcentage massique et pourcentage volumique _____

La proportion p en masse d'une espèce E dans un mélange est le quotient de la masse $m(E)$ de cette espèce par la masse totale m_{tot} du mélange.

Exprimé en pourcent (%), le rapport $p = \frac{m(E)}{m_{\text{tot}}}$ est appelé **pourcentage massique**.

De même la proportion p en volume d'une espèce E dans un mélange est le quotient du volume $V(E)$ de cette espèce par le volume total V_{tot} du mélange. Exprimé en pourcent (%), le rapport $p = \frac{V(E)}{V_{\text{tot}}}$ est appelé **pourcentage volumique**.

Exemple : 10 L d'air contiennent environ 7,8 L de diazote. Le pourcentage volumique de diazote dans l'air se calcule au moyen d'une fraction sur 100 : $\frac{7,8}{10} = \frac{78}{100} = 78\%$. L'air contient donc, en volume, 78% de diazote, 21% de dioxygène et 1% d'autres gaz. C'est au chimiste français Antoine Lavoisier que revient la découverte de la composition de l'air en 1777 en faisant réagir le dioxygène de l'air avec du mercure et en attribuant la diminution du volume d'air à la disparition de ce composant.

_____ L'identification d'espèces chimiques _____

L'**identification d'espèces chimiques** peut être réalisée par des grandeurs physiques à partir de valeurs de référence, par des tests chimiques ou par la chromatographie.

Les corps purs ont des **caractéristiques physiques** référencées qui permettent de les identifier : les températures de changement d'état, la masse volumique (ou la densité), la solubilité, l'indice de réfraction, etc.

Les **températures de changement d'état** sont ainsi caractéristiques du corps pur à une pression donnée ; par exemple, à la pression atmosphérique, la température de fusion de l'eau pure est $\theta_{\text{fusion}} = 0^\circ \text{C}$ (l'ajout de sel permet de diminuer la valeur de celle-ci pour prévenir la formation de verglas ; ainsi lorsque l'eau est composée de 10% de sel, elle gèle aux alentours de -7°C), la température d'ébullition de l'eau pure est $\theta_{\text{ébullition}} = 100^\circ \text{C}$ (l'ajout de sel permet dans ce cas d'augmenter légèrement la température d'ébullition).

La **masse volumique** ρ (rhô) d'une espèce ou d'un mélange de masse m et de volume V dépend de la température. À pression constante, lorsque la température d'une substance augmente, elle se dilate, elle occupe un plus grand volume et par conséquent sa masse volumique diminue.

Elle s'exprime par :

$$\rho(\text{g} \cdot \text{cm}^{-3}) = \frac{m(\text{g})}{V(\text{cm}^3)}$$

Par exemple, à 20°C, $\rho(\text{Fe}) = 7,86 \text{ g} \cdot \text{cm}^{-3}$.

Rappel très utile :

$$1 \text{ m}^3 = 10^3 \text{ dm}^3 = 10^6 \text{ cm}^3 ; 1 \text{ L} = 1 \text{ dm}^3$$

La **densité** d d'un liquide ou d'un solide se mesure par rapport à l'eau et s'exprime par :

$$d(\text{sans unité}) = \frac{\rho(\text{liquide ou solide})}{\rho(\text{eau})}$$

où les masses volumiques sont à exprimer dans la même unité ;

$$\rho(\text{eau}) = 1 \text{ g} \cdot \text{cm}^{-3} = 1 \text{ g} \cdot \text{mL}^{-1} = 1 \text{ kg} \cdot \text{dm}^{-3} = 1 \text{ kg} \cdot \text{L}^{-1}$$

La densité d d'un gaz se mesure par rapport à l'air et s'exprime par :

$$d(\text{sans unité}) = \frac{\rho(\text{gaz})}{\rho(\text{air})}$$

$\rho(\text{air}) = 1,22 \text{ kg} \cdot \text{m}^{-3}$ à 15°C.

Comparer la masse volumique d'une substance non miscible à l'eau à la masse volumique de l'eau, en calculant sa densité, permet de prévoir la position relative de cette substance par rapport à l'eau ; le moins dense, c'est-à-dire de plus faible densité, surnageant ou flottant.

Par exemple, $d(\text{cyclohexane}) = 0,779$; dans un mélange hétérogène composé d'eau et de cyclohexane, le cyclohexane non miscible à l'eau occupe la phase supérieure.

La **solubilité** notée s d'une espèce chimique (solide, liquide ou gaz) s'exprime en $\text{g} \cdot \text{L}^{-1}$, elle correspond à la masse maximale de cette espèce appelée **soluté** que l'on peut dissoudre dans un litre de **solvant** (généralement de l'eau).

Par exemple, la solubilité du glucose dans l'eau à 20°C est $s = 700 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}$.

Des **tests chimiques** sont caractéristiques de certaines espèces et permettent de prouver leur présence dans un mélange. C'est le cas du **test au sulfate de cuivre anhydre** qui bleuit pour détecter la présence d'eau (formation d'ion cuivre II hydraté noté $\text{Cu}_{(\text{aq})}^{2+}$ de couleur bleue), le **test du dioxyde de carbone** avec l'eau de chaux qui se trouble en sa présence (formation d'un précipité blanc qui est un solide de carbonate de calcium noté $\text{CaCO}_{3(\text{s})}$), le **test du dioxygène** avec une allumette incandescente qui s'enflamme en sa présence (le dioxygène est le comburant, le bois le combustible, et ils réagissent ensemble dans une réaction exothermique), le **test du dihydrogène** avec une allumette enflammée qui produit une détonation (la

Concentration en masse

La **concentration en masse** ou **titre massique** t d'une solution en une espèce chimique dissoute est le quotient de la masse de soluté $m_{\text{soluté}}$ par le volume V_{solution} de la solution : $t(\text{g} \cdot \text{L}^{-1}) = \frac{m_{\text{soluté}}(\text{g})}{V_{\text{solution}}(\text{L})}$.

Préparation d'une solution

La **dissolution** est l'obtention d'une **solution** par mélange dans un **solvant** d'une espèce chimique qui est le **soluté**.

Pour préparer une solution aqueuse de volume V_{solution} à la concentration massique ou titre massique t en soluté apporté, il faut au préalable prélever une masse m d'espèce chimique à dissoudre dans l'eau :

$$m(\text{g}) = t(\text{g} \cdot \text{L}^{-1}) \cdot V_{\text{solution}}(\text{L})$$

La **dilution** d'une solution aqueuse est l'ajout d'eau distillée à celle-ci ; la solution obtenue (solution fille) est donc moins concentrée que la solution initiale (solution mère). Au cours de la dilution, il y a conservation de la quantité de matière de soluté ; la masse de soluté provenant de la solution mère, notée m_m , prélevée à l'aide d'une **pipette jaugée**, est égale à la masse de soluté, notée m_f , présente dans la solution fille placée dans une **fiolle jaugée** ; écrire l'égalité : $m_m = m_f$, permet d'écrire : $t_m \cdot V_m = t_f \cdot V_f$.

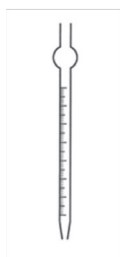
Le **facteur de dilution** F , nécessairement plus grand que 1, s'écrit et se calcule :

$$F = \frac{t_m}{t_f} = \frac{V_f}{V_m}$$

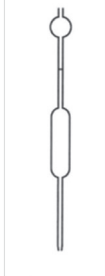
On représente ci-dessous le matériel usuel utilisé au laboratoire de chimie :



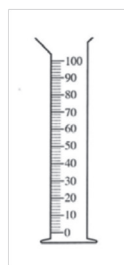
pipette



pipette graduée



pipette jaugée



éprouvette graduée



fiolle jaugée

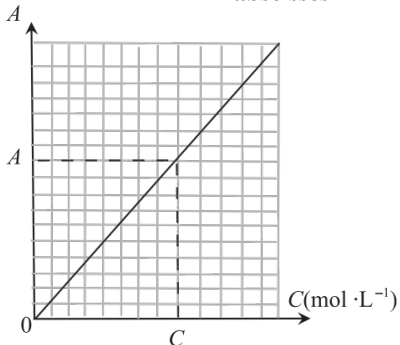
Exemple de protocole de dilution : pour diluer 5 fois une solution mère (réaliser un facteur de dilution $F = 5$) dans le but de préparer $V_f = 100$ mL de solution fille, il faut prélever $V_m = 20$ mL de la solution mère à l'aide d'une pipette jaugée de 20 mL et introduire ce prélèvement dans une fiole jaugée de 100 mL ; ajouter de l'eau distillée au $\frac{3}{4}$, agiter une première fois, compléter jusqu'au trait de jauge et agiter une dernière fois pour bien homogénéiser.

Dosage par étalonnage

Une **échelle de teintes** permet d'estimer la concentration d'une solution en une espèce chimique colorée par comparaison de sa teinte avec celles de solutions dites **étalons**, de concentrations parfaitement connues, formant une gamme d'étalonnage.

Il est également possible, dans certains cas, d'établir un lien entre une grandeur physique, telle que la conductivité de la solution (sa capacité à conduire le courant électrique) ou son absorbance (sa capacité à absorber la lumière d'une certaine longueur d'onde), et sa concentration ; on réalise alors une large gamme de mesures avec les étalons pour réaliser une courbe dite **courbe d'étalonnage** ; on reporte la grandeur mesurée en **ordonnée** sur la courbe pour lire la concentration associée sur l'axe des **abscisses**.

Par exemple, si la grandeur mesurée est l'absorbance A de la solution, obtenue à l'aide d'un spectrophotomètre, la mesure de l'absorbance d'une solution de concentration inconnue en cette substance permet graphiquement, à l'aide de la courbe d'étalonnage, de déterminer la valeur de sa concentration.



Description et caractérisation de la matière à l'échelle microscopique

De l'atome à l'élément chimique

Les atomes et les ions monoatomiques

Un **atome** est constitué d'un **noyau** chargé positivement et d'électrons chargés négativement en mouvement désordonné autour de celui-ci.

L'**ordre de grandeur** (c'est-à-dire la puissance de 10, à 10 près) du **rayon atomique** est 10^{-10} m tandis que l'ordre de grandeur de la **taille du noyau** est 10^{-15} m. L'atome a une **structure lacunaire** car en dehors du noyau infiniment petit et de quelques électrons autour de celui-ci, il est constitué essentiellement de vide.

Un atome est **électriquement neutre** car il possède autant de protons (de charge $+e$) que d'électrons (de charge $-e$) ; e désigne la **charge électrique élémentaire**, c'est-à-dire la plus petite charge électrique dont toutes les autres charges électriques à notre échelle sont des multiples entiers :

$e = 1,6 \times 10^{-19}$ C (coulomb).

L'**écriture conventionnelle** du noyau d'un atome de symbole X est A_ZX où A désigne le **nombre de nucléons** (particules du noyau (nucleus en latin) : protons et neutrons) et Z le **nombre de protons** ou **numéro atomique**.

Deux atomes sont dits **isotopes** s'ils ont le même nombre de protons dans leur noyau mais présentent un nombre différent de neutrons ; par exemple, pour le carbone, les **abondances isotopiques** sont : ${}^{12}_6C$ (98,9 %) ; ${}^{13}_6C$ (1,1 %) et ${}^{14}_6C$ (à l'état de trace) ; ce sont les trois isotopes du carbone qui ont en commun 6 protons (ce qui caractérise l'élément chimique carbone C), mais respectivement 6, 7 et 8 neutrons.

La masse d'un atome est proche de celle de son noyau ; en effet, protons et neutrons sont des particules de masses quasiment égales et les électrons ont une masse négligeable devant eux (à peu près 2000 fois plus faible) ; aussi :

$$m_{\text{atome}} \simeq A \cdot m_{\text{nucléon}}$$

c'est pourquoi A est aussi appelé **nombre de masse**.

Un **ion monoatomique** se forme lorsqu'un atome gagne ou perd un ou plusieurs électrons. Par exemple, l'ion ferreux Fe^{2+} est un atome de fer qui a perdu deux électrons ; l'ion sulfure S^{2-} est un atome de soufre qui a gagné deux électrons. Cela signifie que les charges électriques de ces espèces chimiques sont respectivement $+2e$ et $-2e$.

Un **élément chimique** est ainsi caractérisé par son numéro atomique Z.

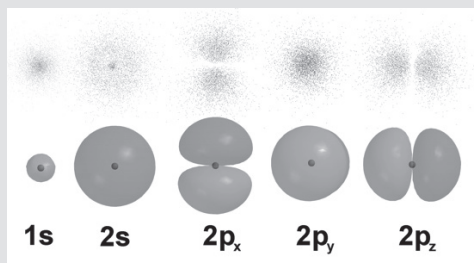
La matière est électriquement neutre, les espèces chimiques ioniques (formées d'ions) comme les sels sont donc constituées d'au minimum deux types d'entités : des **anions** (ions négatifs) et des **cations** (ions positifs) dans des proportions telles que le solide est électriquement neutre.

Exemple : le sulfate d'aluminium est un sel formé de l'ion polyatomique sulfate SO_4^{2-} et de l'ion monoatomique aluminium Al^{3+} ; sa formule $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3(\text{s})$ indique explicitement une proportion de 2 ions aluminium pour 3 ions sulfate pour respecter la neutralité globale du solide (car $2 \times (3+) + 3 \times (2-) = 0$).

Stabilité chimique

Configuration électronique d'un atome

Modèle du cortège électronique : les Z électrons d'un atome à l'état fondamental se répartissent en **couches électroniques** (notées $n = 1, 2, 3, \text{etc.}$ n est appelé nombre quantique principal) de plus en plus éloignées du noyau, elles-mêmes composées d'une ou de plusieurs **sous-couches** ou **orbitales atomiques** notées s, p (3 types d'orbitales p : p_x, p_y, p_z), etc. dont les formes géométriques dans l'espace figurent les lieux où les électrons ont le plus de chance d'être trouvés.



Règles du physicien allemand Friedrich Hund (1925) :

La sous-couche s contient au maximum **2 électrons**.

La sous-couche p contient au maximum **6 électrons**.

Au-delà de ces limites d'occupation d'électrons, les sous-couches sont dites **saturées**.

Pour $Z \leq 18$, c'est-à-dire pour les trois premières lignes de la classification périodique qui nous concernent, les **électrons de valence** sont ceux qui occupent la couche électronique de nombre n le plus élevé, appelée **couche de valence**. Ce sont ces électrons les plus éloignés du noyau qui peuvent s'affranchir de l'attraction électrique de celui-ci, pour être arrachés de l'atome, ou pour être mis en commun avec d'autres atomes dans la création de liaisons chimiques.