



EN
CARTES
MENTALES

2^{de}

PHYSIQUE CHIMIE

EN CARTES MENTALES

- » L'essentiel du cours
- » 10 cartes mentales
- » 66 exercices corrigés

ellipses

Constitution de la matière des échelles macroscopique à microscopique

1

CHAPITRE

L'essentiel du cours

1 Description et caractérisation de la matière à l'échelle macroscopique

► 1.1. Corps pur et mélange

Un **corps pur** est constitué d'une **seule espèce chimique**, lorsqu'il y en a **plusieurs** nous parlons alors de **mélange**.

EXEMPLE DE CORPS PUR. Eau (H_2O) ; exemple d'un mélange eau (H_2O) et saccharose ($\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$).

Un **mélange** dont nous distinguons les **deux entités chimiques** est appelé **mélange hétérogène** sinon nous disons de lui qu'il est **homogène**.

EXEMPLE DE MÉLANGE HÉTÉROGÈNE. Eau (H_2O) et alcool benzylique ($\text{C}_7\text{H}_8\text{O}$) ; exemple d'un mélange homogène : eau (H_2O) et saccharose ($\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$).

L'**identification** d'une entité chimique se fait par **mesure physique** : température de changement d'état, masse volumique ou chromatographie sur couche mince ou par **test chimique** : test de présence des ions.

► 1.2. Solution aqueuse, exemple de mélange homogène

Dans une solution aqueuse, il existe deux espèces chimiques dont l'**eau** est en grande quantité, c'est le **solvant** et l'**autre** en plus petite quantité est le **soluté**.

EXEMPLE. Solution aqueuse de saccharose : eau (H_2O) et saccharose ($\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$).

Afin de connaître la quantité de soluté dans le solvant, nous utilisons une grandeur physique appelée **concentration en masse** C_m ; c'est le rapport de la masse de soluté par le volume de solvant.

$$C_m = \frac{m}{V} \text{ avec } C_m \text{ en g.L}^{-1}, m \text{ en g et } V \text{ en L.}$$

EXEMPLE. Concentration en masse de 20 g de saccharose dans 100 mL d'eau.

$$C_m = \frac{20}{100 \cdot 10^{-3}} \text{ soit } C_m = 200 \text{ g.L}^{-1}.$$

Pour obtenir, une solution aqueuse il existe deux modes opératoires : **la dissolution** et **la dilution**.

Protocole de la dissolution

- Sur une balance préalablement tarée, peser la masse de solide désirée (appelé soluté).
- Transvaser dans la fiole jaugée de volume souhaité.
- Introduire de l'eau distillée (appelé solvant) jusqu'aux deux tiers (à peu près à la fin du ventre de la fiole).
- Agiter horizontalement pour homogénéiser.
- Introduire de l'eau distillée jusqu'à 1 cm en dessous du trait de jauge.
- Sécher le col avec le papier absorbant.
- Introduire de l'eau distillée sans toucher les parois à la pipette pasteur jusqu'au trait de jauge.
- Boucher et agiter verticalement pour homogénéiser.

Protocole de la dilution

- Prélever le volume demandé de la solution concentrée à la pipette jaugée (appelé soluté).
- Transvaser dans la fiole jaugée de volume souhaité.
- Introduire de l'eau distillée (appelé solvant) jusqu'aux deux tiers (à peu près à la fin du ventre de la fiole).
- Agiter horizontalement pour homogénéiser.
- Introduire de l'eau distillée jusqu'à 1 cm en dessous du trait de jauge.
- Sécher le col avec le papier absorbant.
- Introduire de l'eau distillée sans toucher les parois à la pipette pasteur jusqu'au trait de jauge.
- Boucher et agiter verticalement pour homogénéiser.

Lors d'une **dissolution** : le **soluté est un solide** et le **solvant l'eau**, pour une **dilution** le **soluté est un liquide** et le **solvant l'eau**.

EXEMPLE D'UNE DISSOLUTION DE SACCHAROSE. Eau (H_2O) et saccharose ($C_{12}H_{22}O_{11}$) et dilution de cette précédente solution : le soluté est la solution et le solvant l'eau.

Lors d'une dilution la **masse de l'entité chimique** reste **inchangée**. Il y a une solution concentrée à prélever et une solution diluée à préparer. Ainsi nous écrivons la relation suivante :

$$C_{m_{\text{concentrée}}} \times V_{\text{à prélever}} = C_{m_{\text{diluée}}} \times V_{\text{à préparer}} \text{ avec } C_m \text{ en g.L}^{-1}, m \text{ en g et } V \text{ en L.}$$

Exemple de calcul d'un volume de 100 mL d'une solution de concentration en masse diluée en prélevant 5 mL de la solution concentrée de 200 g.L⁻¹.

$$C_{m_{\text{diluée}}} = \frac{200 \times 5 \cdot 10^{-3}}{100 \cdot 10^{-3}} \quad C_m = 10 \text{ g.L}^{-1}.$$

Protocole de la dissolution

Matériel pour une dissolution :



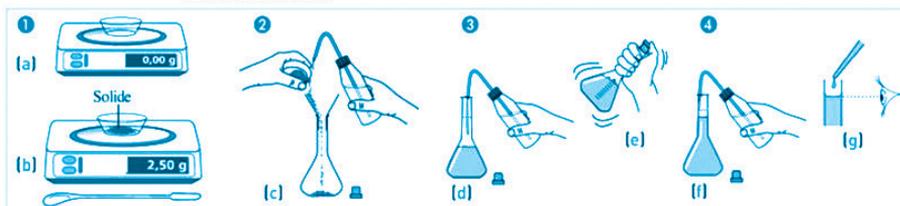
Rédaction des calculs :

La quantité de matière de l'espèce prélevée ne varie pas au cours de la dissolution. (ni la masse)

$$\text{ou } m = m'$$

$$m = C_m \cdot V$$

Dissolution :



Dissolution à mettre dans l'ordre :

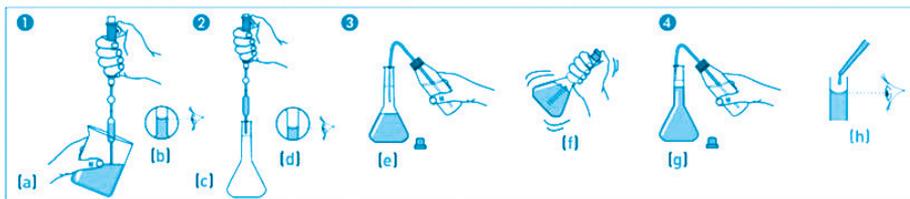


Protocole de la dilution

Matériel pour une dilution :

Pipette jaugée + propipette
 Micropipette
 Bécher de prélèvement
 Fiole jaugée
 Pissette d'eau distillée

Dilution :



2 Modélisation de la matière à l'échelle microscopique

► 2.1. Atome

L'**atome** est une entité chimique électriquement neutre **possédant un noyau**. Le **noyau** est formé de **protons et de neutrons** ; cet **ensemble** porte le nom de **nucléons**. Autour du noyau gravite un cortège d'électrons.

Le **nombre de protons** est symbolisé par la **lettre Z** et le **nombre de nucléons** par la **lettre A**. Le symbole d'un noyau est le suivant : A_ZX .

EXEMPLE. Le carbone de symbole C possède 6 protons et 6 neutrons ${}^{12}_6C$.

Dans un atome, il y a **autant d'électrons que de protons**. La masse d'un atome est essentiellement portée par le noyau nous la calculerons par la formule suivante : $m_{\text{atome}} = Am_{\text{nucléon}}$ avec m en kg.

La charge du noyau se calcule selon la formule :

$Q_{\text{atome}} = Ze$ Q et e en C, e correspond à la charge de la particule élémentaire.

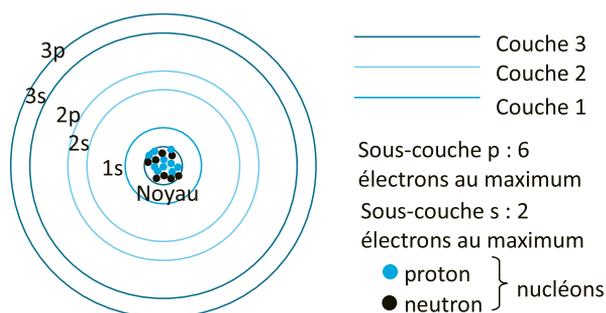
EXEMPLE. La masse de carbone est : $m_c = 12 \times 1,67 \cdot 10^{-27} = 2,00 \cdot 10^{-26}$ kg et la charge de son noyau est : $Q = 6 \times 1,60 \cdot 10^{-19} = 9,60 \cdot 10^{-19}$ C.

Les électrons se positionnent selon des couches autour du noyau. La **première couche** la plus proche du noyau **se numérote 1**, les suivantes suivent l'ordre mathématique (2, 3, 4...).

Chaque couche possède des sous-couches que nous noterons s et p. La **couche 1** ne possède qu'**une sous-couche s** alors que les **couches 2 et 3, deux sous-couches s et p**. Les électrons se déposent dans les couches **par ordre croissant des numéros**, lorsqu'une couche est pleine, la suivante se remplit. Les sous-couches **s** ne peuvent **contenir que deux électrons** au maximum alors que les sous-couches **p contiennent six électrons** au maximum.

La configuration électronique d'un atome s'écrit selon la convention suivante : $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$.

EXEMPLE. La configuration électronique du carbone est : $1s^2 2s^2 2p^2$ 6 électrons.



► 1.1. Composition d'un atome

La **dernière couche remplie** s'appelle **couche de valence**. Nous regroupons par **famille** (même colonne dans le tableau périodique) les atomes ayant **le même nombre d'électrons de valence**.

EXEMPLE. Le carbone possède 4 électrons sur sa couche de valence.

La famille des **gaz rares** est celle dont la couche de valence est **pleine**.

H 1s ¹							He 1s ²
Li 2s ¹	Be 2s ²	B 2s ² 2p ¹	C 2s ² 2p ²	N 2s ² 2p ³	O 2s ² 2p ⁴	F 2s ² 2p ⁵	Ne 2s ² 2p ⁶
Na 3s ¹	Mg 3s ²	Al 3s ² 3p ¹	Si 3s ² 3p ²	P 3s ² 3p ³	S 3s ² 3p ⁴	Cl 3s ² 3p ⁵	Ar 3s ² 3p ⁶
K 4s ¹	Ca 4s ²	Ga 4s ² 4p ¹	Ge 4s ² 4p ²	As 4s ² 4p ³	Se 4s ² 4p ⁴	Br 4s ² 4p ⁵	Kr 4s ² 4p ⁶

Tableau 1 : Tableau périodique des couches électroniques des atomes

► 2.2. Ion

Un **ion** est un **atome** ayant **perdu ou gagné un ou plusieurs électrons** afin de **posséder une couche de valence pleine**.

Dans une famille, c'est une même forme d'ions.

EXEMPLE. Ions halogénures F⁻, Cl⁻, I⁻, Br⁻ couche de valence pleine car ils ont gagné un électron.

H ⁺							He
Li ⁺	Be ²⁺	B ³⁺	C	N ³⁻	O ²⁻	F ⁻	Ne
Na ⁺	Mg ²⁺	Al ³⁺	Si	P ³⁻	S ²⁻	Cl ⁻	Ar
K ⁺	Ca ²⁺	Ga ³⁺	Ge	As ³⁻	Se ²⁻	Br ⁻	Kr

Tableau 2 : Tableau périodique des ions formés

► 2.3. Molécule

Une **molécule** est un **assemblage d'atome**.

Nous appelons **liaison de valence**, la **mise en commun d'un électron de valence de chacun des atomes**. Nous parlons alors de **doublet liant**. Lorsque les électrons n'entrent pas dans une liaison covalente, les électrons **s'assemblent deux par deux** pour former un **doublet non-liant**.

EXEMPLE. Molécule d'eau H₂O : H— $\overset{\cdot\cdot}{\text{O}}$ —H L'hydrogène possède alors 2 électrons de valence et l'oxygène en possède 8.

H-							He
Li-	-Be-	-B- 	-C- 	-N- 	-O- 	-F- 	Ne
Na-	-Mg-	-Al- 	-Si- 	-P- 	-S- 	-Cl- 	Ar
K-	-Ca-	-Ga- 	-Ge- 	-As- 	-Se- 	-Br- 	Kr

Tableau 3 : Tableau périodique des structures de Lewis des atomes

3 Apprendre à compter

▶ 3.1. Quantité de matière

Une **quantité de matière** est un paquet de $6,02 \cdot 10^{23}$ entités. Nous la notons **n** et son unité utilisée est la **mole (mol)**.

Pour connaître le nombre d'entités dans un échantillon (N), nous utiliserons deux formules. Soit le rapport de la masse de l'échantillon sur la masse de l'entité soit le produit de la quantité de matière par $6,02 \cdot 10^{23}$.

$$N = 6,02 \cdot 10^{23} n = \frac{m_{\text{échantillon}}}{m_{\text{entité}}} \text{ avec } N \text{ sans unité, } n \text{ en mol et } m \text{ en kg.}$$

EXEMPLE. Dans un échantillon de carbone de masse 500 g il y a $N = \frac{500 \cdot 10^{-3}}{2,00 \cdot 10^{-26}} = 2,5 \cdot 10^{25}$

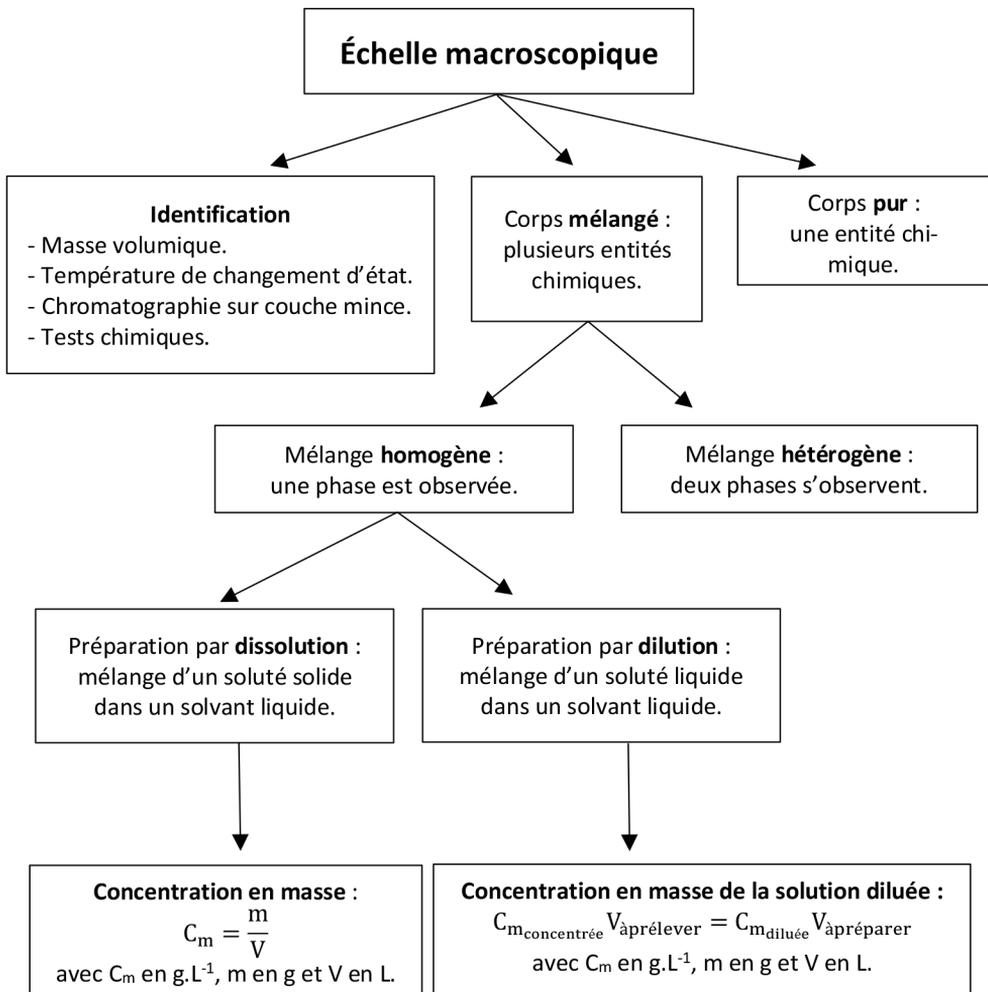
atomes de carbone soit une quantité de matière $n = \frac{2,5 \cdot 10^{25}}{6,02 \cdot 10^{23}} = 42 \text{ mol.}$



▶ **CARTE MENTALE 1.1. Échelle macroscopique**

CARTE MENTALE 1.2. Échelle microscopique

CARTE MENTALE 1.3. Quantité de matière





1.2. Échelle microscopique

