

---

# **Fascicule de révision Physique Chimie**

**De la 2<sup>nd</sup> à la 1<sup>ère</sup> spécialité**

---

**Mme.BLANC**

**2022-2023**

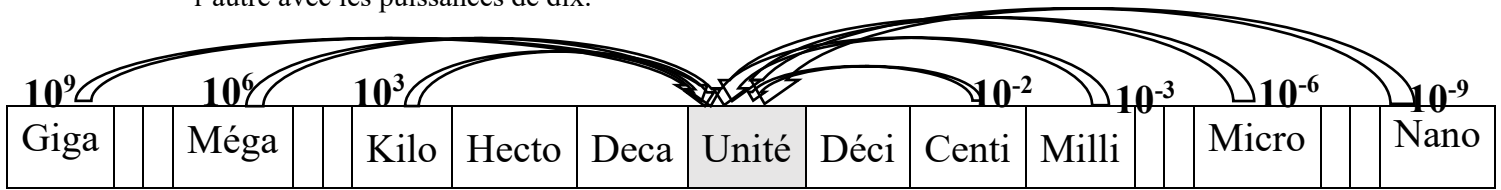
**Partie I**

## Table des matières

Conversions .....	3
Ecriture scientifique et chiffres significatifs.....	3
<b>Chimie</b> .....	4
C_Chapitre 1 : Corps purs et mélanges .....	4
C_Chapitre 2 : Solutions .....	5
C_Chapitre 3 : Les éléments chimiques et C_Chapitre 4 : Vers des entités plus stables.....	6
C_Chapitre 5 : Compter les entités chimiques .....	7
C_Chapitre 6 : La liaison chimique.....	8
C_Chapitre 7 : Transformation chimique .....	9
C_Chapitre 8 : Transformation physique .....	10
Exercices de Chimie ( <i>corrections dans le pdf Partie II</i> ) .....	11

## Conversions

- Il est primordial d'avoir bien en tête le tableau de conversion et de savoir passer d'une unité à l'autre avec les puissances de dix.



- $1 \text{ m}^3 = 1000 \text{ L}$
- $1 \text{ t (tonne)} = 1000 \text{ kg}$
- Pour convertir des surfaces : on utilise la puissance  $10^{x*2}$ . Ex :  $1 \text{ km}^2 = 1 \times 10^{3 \times 2} \text{ m}^2 = 1 \times 10^6 \text{ m}^2$
- Pour convertir des volumes : on utilise la puissance  $10^{x*3}$ . Ex :  $1 \text{ km}^3 = 1 \times 10^{3 \times 3} \text{ m}^3 = 1 \times 10^9 \text{ m}^3$

## Ecriture scientifique et chiffres significatifs

### 1 Nombre de chiffres significatifs

Le nombre de chiffres significatifs indique la précision d'une mesure. Les chiffres significatifs sont les chiffres connus avec certitude et le premier chiffre incertain.

#### EXEMPLE

La mesure « 1,32 m » comporte 3 chiffres significatifs. Les chiffres 1 et 3 sont connus avec certitude. Le chiffre 2 est incertain.

### 2 Particularité du « zéro »

Lorsque le premier chiffre de gauche est un zéro, ce zéro n'est pas significatif.

Lorsque le dernier chiffre de droite est un zéro, ce zéro est significatif.

#### EXEMPLE

La mesure « 0,42 m » ne comporte que 2 chiffres significatifs.  
La mesure « 2,30 m » comporte 3 chiffres significatifs.

### 3 Calcul et chiffres significatifs

#### a. Multiplication et division

Le résultat d'une multiplication ou d'une division a autant de chiffres significatifs que la mesure la moins précise utilisée dans le calcul.

#### EXEMPLE

On donne une vitesse  $v$  et une distance parcourue  $d$  :  
 $v = 3,2 \text{ m} \cdot \text{s}^{-1}$  ;  $d = 10,2 \text{ m}$ .

La durée du déplacement s'écrit :  $\Delta t = \frac{d}{v}$ .

$d$  est connu avec 3 chiffres significatifs ;  $v$ , avec seulement 2 chiffres significatifs. La mesure la moins précise est celle de  $v$ .

Le résultat de  $\Delta t$  ne sera donc donné qu'avec 2 chiffres significatifs :  $\frac{10,2}{3,2} = 3,1875$ , que l'on arrondit donc à 3,2 :  $\Delta t = 3,2 \text{ s}$ .

#### b. Addition et soustraction

Le résultat d'une addition ou d'une soustraction a autant de décimales que la mesure présente dans le calcul qui en a le moins.

#### EXEMPLE

On donne deux longueurs  $L = 23,12 \text{ m}$  et  $\ell = 0,821 \text{ m}$ . La mesure qui a le moins de décimales est 23,12 (2 décimales).

$L - \ell = 23,12 - 0,821 = 22,299$ , que l'on arrondit donc à 22,30 :  $L - \ell = 22,30 \text{ m}$ .

### 4 La notation scientifique

- La notation scientifique consiste à exprimer un nombre sous la forme :

$$a \times 10^b \text{ avec } 1 \leq a < 10 \text{ et } b \text{ entier relatif non nul}$$

#### EXEMPLE

En notation scientifique, 0,0025 s'écrit :  $2,5 \times 10^{-3}$ .

- $a$  doit être compris entre 1 (inclus) et 10 (exclu).

#### EXEMPLE

La valeur 1,5 est déjà une notation scientifique. On n'écrit pas :  $1,5 \times 10^0$ .

- Pour exprimer un nombre en puissance de 10, la relation mathématique suivante peut être utile :

$$10^a \times 10^b = 10^{a+b}$$

#### EXEMPLE

Pour convertir 100 mm en m et utiliser la notation scientifique, on écrit :

$$100 \text{ mm} = 1 \times 10^2 \text{ mm} = 1 \times 10^2 \times 10^{-3} \text{ m} = 1 \times 10^{-1} \text{ m}$$

- Dans l'écriture scientifique  $a \times 10^b$ , c'est le nombre de chiffres de  $a$  qui donne le nombre de chiffres significatifs.

#### EXEMPLE

$3,00 \times 10^3 \text{ m} \cdot \text{s}^{-1}$  comporte 3 chiffres significatifs.

# Chimie

## C\_Chapitre 1 : Corps purs et mélanges

### Bilan de cours

#### 1 Corps purs et mélanges

Un **corps pur** est composé d'un seul constituant, appelé aussi espèce chimique. L'eau distillée, qui ne contient que des molécules d'eau H<sub>2</sub>O, est un corps pur.

**hétérogène**  
si l'œil distingue au moins deux de ses constituants.

**Un mélange est :**

**homogène**  
si l'œil n'en distingue pas les différents constituants.

De l'eau pétillante

L'eau de mer

**L'air** est un mélange homogène de **plusieurs gaz**. Sa masse volumique est de l'ordre de **1 g · L<sup>-1</sup>**.

Composition volumique de l'air

diazote	78 %
dioxygène	21 %
autres gaz	1 %

La **composition massique d'un mélange** donne les rapports (parfois sous forme de pourcentage) de la masse de chacun de ses constituants sur la masse totale du mélange.

#### 2 Identifier une espèce chimique

Il est possible d'identifier une espèce chimique :

- en mesurant sa **température de fusion** à l'aide d'un banc Kofler si c'est un solide ;
- en mesurant sa **masse volumique** ;

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

masse volumique (en kg · m<sup>-3</sup>) ←  $\rho = \frac{m}{V}$  ← masse de l'échantillon (en kg)  
volume de l'échantillon (en m<sup>3</sup>)

Pour l'eau :  $\rho = 1\,000 \text{ kg} \cdot \text{m}^{-3}$  ou  $1\,000 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}$ .

- en effectuant des **tests caractéristiques** :
  - l'eau bleuit le sulfate de cuivre anhydre ;
  - le dioxyde de carbone trouble l'eau de chaux ;
  - le dihydrogène détone en présence d'une flamme ;
  - le dioxygène ravive une allumette incandescente ;
- en réalisant une **chromatographie sur couche mince**.

### QCM

1. Un corps pur est constitué :	d'une seule espèce chimique.	d'espèces chimiques qui ne sont pas nocives.	d'entités toutes identiques.
2. Après agitation, l'huile et le vinaigre blanc forment le mélange ci-contre. Ces deux liquides sont :	miscibles.	non miscibles.	hétérogènes.
3. L'air est :	un mélange.	un corps pur.	une espèce chimique.
4. L'air est principalement composé de :	dioxygène.	diazote.	dioxyde de carbone.
5. La composition de l'air en diazote (N <sub>2</sub> ), dioxygène (O <sub>2</sub> ) et autres gaz (G) peut être décrite par :			
6. On mélange deux espèces A et B. La proportion, en volume, de l'espèce A dans le mélange s'exprime par le rapport :	$\frac{m(A)}{m(A) + m(B)}$	$\frac{V(A)}{V(A) + V(B)}$	$\frac{V(A)}{m(A) + m(B)}$

7. Pour identifier une espèce chimique, on peut mesurer :	sa masse.	sa densité.	une température de changement d'état.
8. La température reste constante lors du changement d'état :	d'un corps pur.	d'un mélange.	de l'eau seulement.
9. Au niveau de la mer et à 20 °C, la masse d'un litre d'air est égale à :	1,3 mg	1,3 g	0,13 kg
10. La relation entre la masse volumique $\rho$ d'une espèce chimique E, sa masse m et son volume V est :	$V = \rho \times m$	$\rho = m \times V$	$m = \rho \times V$
11. La densité :	est une grandeur sans unité.	peut s'exprimer en g · mL <sup>-1</sup> .	peut s'exprimer en g · L <sup>-1</sup> .
12. Si on mélange deux liquides de densités différentes :	l'état du mélange dépend de la miscibilité des liquides.	le mélange peut être homogène.	le mélange peut être hétérogène.
13. Pour identifier le dioxyde de carbone, on utilise :	du sulfate de cuivre anhydre.	de l'eau de chaux.	une allumette enflammée.
14. Sur la plaque CCM ont été déposées une goutte de chacune des solutions suivantes : - huile essentielle de clous de girofle en A, - eugénol en B, - acétyléugénol en C.	L'huile essentielle est un corps pur.	L'huile essentielle contient de l'eugénol.	L'huile essentielle contient de l'acétyléugénol.

Correction QCM : 1 : A/2 : B,C/3 : A/4 : B/5 : B/6 : B/7 : B,C/8 : A/9 : B/10 : C/11 : A/12 : A,B,C/13 : B/14 : B,C.

# C\_Chapitre 2 : Solutions

## Bilan de cours

### 3 Les solutions aqueuses

Une **solution** est un **mélange homogène** formé par la dissolution d'une espèce chimique appelée **soluté** dans un **solvant**. On parle de **solution aqueuse** si le solvant est l'eau.

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

concentration en masse de soluté d'une solution (en  $\text{g} \cdot \text{L}^{-1}$ )

← masse de soluté (en g)  
← volume de la solution (en L)

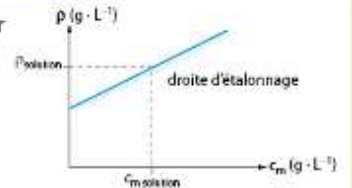
On prépare une solution aqueuse dans une **fiolle jaugée** par **dissolution** d'un solide ou par **dilution**.

On effectue un **dosage par étalonnage** :

- par comparaison à une **échelle de teintes** ;



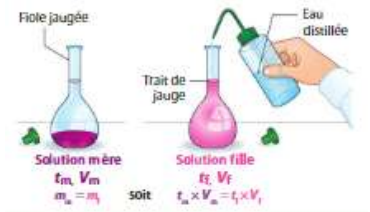
- ou par lecture graphique sur une **courbe d'étalonnage**.



**Dissolution** : On dissout un solide dans un liquide (le solvant).



**Dilution** : On part d'une solution (liquide) mère et on la dilue avec du solvant pour obtenir une solution fille moins concentrée. (sur l'image ci-contre  $C_M = t$ ).




**Facteur de dilution**  $F = V_{\text{fille}}/V_{\text{mère}} = C_{\text{mère}}/C_{\text{fille}}$  ou  $C_{\text{mère}}V_{\text{mère}} = C_{\text{fille}}V_{\text{fille}}$

## QCM

1. Une solution aqueuse est :	un mélange.	un corps pur.	constituée d'un ou de plusieurs solutés dissous dans l'eau.
2. Un liquide dans lequel est dissous un solide est appelé :	solution.	soluté.	solvant.
3. Lors de la dissolution du glucose dans l'eau :	la solution obtenue est un corps pur.	l'eau est le solvant.	le glucose est le soluté.

4. On exprime la concentration en masse t d'une espèce chimique grâce à la relation :	$t = \frac{m}{V_{\text{solution}}}$	$t = \frac{V_{\text{solution}}}{m}$	$t = m \times V_{\text{solution}}$
5. L'unité de la concentration en masse peut être :	$\text{g} \cdot \text{L}^{-1}$	g/L	$\text{g}/\text{L}^{-1}$
6. On dispose d'une solution aqueuse de concentration en masse en glucose égale à $2,0 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}$ .	Le glucose est la seule espèce chimique présente dans la solution.	2,0 g de glucose ont été dissous dans 1,0 L d'eau.	1,0 L de cette solution contient 2,0 g de glucose.

7. L'ajout d'eau à une solution aqueuse :	est une dissolution.	est une dilution.	diminue la concentration en soluté.	10. Les solutions ci-dessous ont été préparées par dilution d'une solution mère de concentration connue en colorant E133. Ces solutions : 	sont des solutions étalon.	constituent une échelle de teintes.	peuvent être utilisées pour estimer la concentration d'une solution inconnue en sulfate de cuivre (II).
8. Le facteur de dilution est donné par la relation :	$F = \frac{t_f}{t_m}$	$F = \frac{V_f}{V_m}$	$F = \frac{t_m}{t_f}$				
9. Diluer deux fois une solution mère $S_m$ pour préparer une solution fille $S_f$ signifie que :	la concentration en masse de $S_f$ est le double de celle de $S_m$ .	le facteur de dilution est égal à 2.	l'on effectue deux fois la dilution.				
11. Une gamme d'étalonnage est réalisée avec des solutions :	identiques.	de concentrations différentes en une même espèce chimique.	de concentrations identiques en des espèces chimiques différentes.				

Correction QCM : 1 : A,C/2 : C/3 : B,C/4 : A/5 : A,B/6 : B/7 : B,C/8 : B,C/9 : B/10 : A,B/11 : B.

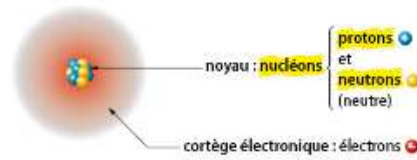


# C\_Chapitre 3 : Les éléments chimiques et C\_Chapitre 4 : Vers des entités plus stables

## Bilan de cours

### 1 Le noyau de l'atome

Le **noyau** concentre la masse et l'identité de l'atome.



Symbole du noyau :  ${}^A_Z X$

**Z** numéro atomique = nombre de protons

**A** nombre de nucléons

$$N = A - Z$$

**N** nombre de neutrons

${}^{12}_6\text{C}$  et  ${}^{13}_6\text{C}$  appartiennent au même **élément chimique**, le carbone (même nombre de protons). Ce sont des **isotopes** (nombre de nucléons différent).

### 2 Le cortège électronique

Un atome contient **Z électrons**.

La **configuration électronique** rend compte des niveaux d'énergie occupés par les **électrons** d'un atome.

Les électrons se répartissent en **couches** et **sous-couches**.

Exemple :  ${}_{10}\text{Ne } 1s^2 2s^2 2p^6$



### 3 Le tableau périodique

Les **éléments chimiques** sont classés par numéro atomique Z croissant.

Colonne : famille chimique, même nombre d'électrons de valence

Famille des gaz nobles

Ligne : une même couche se complète (de gauche à droite)

### 4 Stabilisation des atomes par formation d'ions


Les **gaz nobles** sont situés dans la dernière colonne du tableau périodique. Leur configuration électronique leur confère une grande **stabilité**.

Les atomes autres que les gaz nobles se stabilisent en gagnant ou perdant des électrons afin d'acquérir la **configuration électronique du gaz noble** le plus proche dans le tableau périodique.

L'oxygène, par exemple, **gagne** deux électrons pour acquérir la configuration électronique du néon et forme l'ion  $\text{O}^{2-}$ .  
 Le magnésium, par exemple, **perd** deux électrons pour acquérir la configuration électronique du néon et forme l'ion  $\text{Mg}^{2+}$ .

gaz nobles

## QCM

1. Un atome :	est électriquement neutre.	possède toujours autant de neutrons que de protons.	possède toujours autant d'électrons que de protons.
2. Le noyau d'un atome est :	chargé positivement.	chargé négativement.	neutre.
3. Un atome possède 13 protons et 14 neutrons. Il possède donc :	13 électrons.	14 électrons.	27 nucléons.
4. L'ordre de grandeur du rayon d'un atome est de :	$10^{-15}$ m	$10^{-10}$ m	$10^{-5}$ m
5. Le noyau d'un atome de fer comportant 26 protons et 30 neutrons est caractérisé par :	$A = 26$ et $Z = 30$	$A = 56$ et $Z = 30$	$A = 56$ et $Z = 26$
6. La masse d'un atome est environ égale à la masse :	de ses protons.	de ses nucléons.	de son noyau.
7. L'écriture conventionnelle du noyau d'un atome d'or est ${}^{197}_{79}\text{Au}$ . 	79 protons.	79 nucléons.	197 nucléons.
Il contient :			
8. Le noyau d'un atome de brome qui possède 80 nucléons et 35 protons a pour écriture conventionnelle :	${}^{80}_{35}\text{Br}$	${}^{115}_{35}\text{Br}$	${}^{80}_{35}\text{Br}$
9. Un ion :	est électriquement neutre.	peut provenir d'un atome ayant gagné ou perdu des électrons.	peut provenir d'un atome ayant gagné ou perdu des protons.
10. L'ion oxyde $\text{O}^{2-}$ :	est un anion.	provient d'un atome ayant gagné deux électrons.	provient d'un atome ayant perdu deux électrons.

11. Un élément chimique est caractérisé par son :	numéro atomique.	nombre de masse.	nombre d'électrons.
12. Les ions cuivre (II) $\text{Cu}^{2+}$ et cuivre (I) $\text{Cu}^+$ :	ont le même nombre de protons.	appartiennent au même élément chimique.	ont le même nombre d'électrons.
13. Appartiennent au même élément chimique :	les atomes de carbone C et de chlore Cl.	l'ion fer (II) $\text{Fe}^{2+}$ et l'atome de fer Fe.	les ions fer (II) $\text{Fe}^{2+}$ et fer (III) $\text{Fe}^{3+}$ .
15. Le chlorure d'aluminium est un solide constitué d'ions aluminium $\text{Al}^{3+}$ et d'ions chlorure $\text{Cl}^-$ . Sa formule chimique est :	$\text{AlCl}$	$\text{AlCl}^{2+}$	$\text{AlCl}_3$

1. Un atome de silicium possède 14 électrons. Sa configuration électronique s'écrit :	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^2$	$1s^2 2s^2 3s^2 2p^6 3p^2$	$1s^2 1p^6 2s^2 2p^4$
2. Au maximum, une sous-couche électronique p peut contenir :	2 électrons.	6 électrons.	8 électrons.
3. Un atome de configuration électronique $1s^2 2s^2 2p^4$ possède :	4 électrons de valence.	8 électrons de valence.	6 électrons de valence.
4. Les atomes des éléments d'une même période possèdent :	le même nombre d'électrons.	le même nombre d'électrons de valence.	la même couche électronique de valence.
5. Les éléments dont les atomes ont pour configuration électronique $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$ et $1s^2 2s^2$ appartiennent à la même :	période du tableau périodique.	colonne du tableau périodique.	famille chimique.
6. Les atomes des éléments de la colonne 18 du tableau périodique :	appartiennent à la famille des gaz nobles.	possèdent des couches électroniques saturées.	sont très stables.
7. Tous les atomes des éléments de la colonne 17 du tableau périodique :	possèdent 17 électrons de valence.	possèdent la même couche électronique de valence.	possèdent 7 électrons de valence.
8. La configuration électronique du soufre S est $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$ . Dans le tableau périodique, l'élément S est :	période 3 colonne 6	période 4 colonne 3	période 3 colonne 16

Correction QCM : 1 : A/C/2 : A/3 : A/C/4 : B/5 : C/6 : B,C/7 : A,C/8 : C/9 : B/10 : A,B/11 : A/12 : A,B/13 : B,C/15 : C/1 : A/2 : B/3 : C/4 : C/5 : B,C/6 : A,B,C/7 : C/8 : C.

## C\_Chapitre 5 : Compter les entités chimiques

Une mol correspond à un paquet de  $6,022 \times 10^{23}$  entités chimiques (atomes, ions ou molécules). On appelle **quantité de matière**, noté n, le nombre de mol d'entités chimiques contenu dans un échantillon.

$$n = \frac{N}{N_A}$$

n : en mol

N : nombre d'entité chimique

$N_A$  : constante d'Avogadro,  $6,02 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$ .

On peut définir le nombre d'entités chimiques N contenu dans un échantillon de masse  $m_{\text{ech}}$  :

$$N = \frac{m_{\text{ech}}}{m_{\text{une entité chimique}}}$$

Le nombre de mol est indépendant de la nature des entités chimiques observées. C'est-à-dire que dans une mole de Fer il y a  $6,022 \times 10^{23}$  atomes de fer et dans une mole d'eau il y a  $6,022 \times 10^{23}$  molécules d'eau.

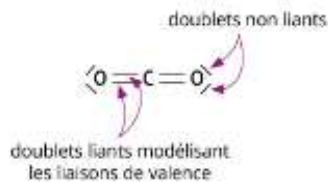
## C\_Chapitre 6 : La liaison chimique

### Bilan de cours

▶ Afin d'acquérir la configuration électronique des gaz nobles, les atomes mettent en commun des paires d'électrons et forment des **liaisons de valence** appelées aussi **doublets liants**.

▶ Les électrons de la couche de valence non engagés dans des liaisons se rassemblent par paires pour former des **doublets non liants**.


▶ Dans le **schéma de Lewis** d'une molécule, tous les doublets sont représentés par des tirets.



**Règle du duet :** l'Hydrogène cherche à avoir 2 électrons de valence autour de lui pour être stable.

**Règle de l'octet :** les autres éléments cherchent à avoir 8 électrons de valence autour d'eux pour être stable.

### QCM

11. Le schéma de Lewis du dioxyde de carbone est : $\langle \text{O}=\text{C}=\text{O} \rangle$ .	Chaque atome est entouré de 4 doublets d'électrons.	Seul l'atome de carbone est entouré de 4 doublets d'électrons.	Chaque atome d'oxygène possède 2 doublets non liants.
12. L'eau oxygénée est une solution aqueuse de peroxyde d'hydrogène. Elle est utilisée pour décolorer les cheveux. 	$\text{H}-\ddot{\text{O}}-\ddot{\text{O}}-\text{H}$	$\text{H}-\text{H}-\ddot{\text{O}}-\ddot{\text{O}}$	$\text{H}-\ddot{\text{O}}-\text{H}-\ddot{\text{O}}$
Le schéma de Lewis du peroxyde d'hydrogène $\text{H}_2\text{O}_2$ peut être :			

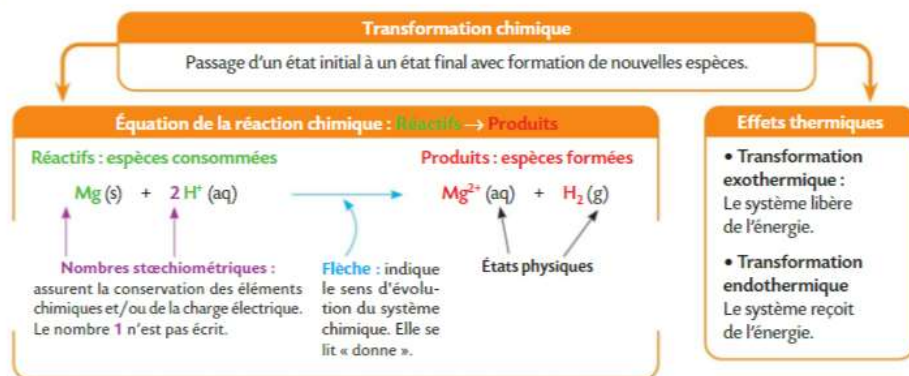
Correction QCM : 11 : A,C / 12 : A.



# C\_Chapitre 7 : Transformation chimique

## Bilan de cours

### 1 La transformation chimique

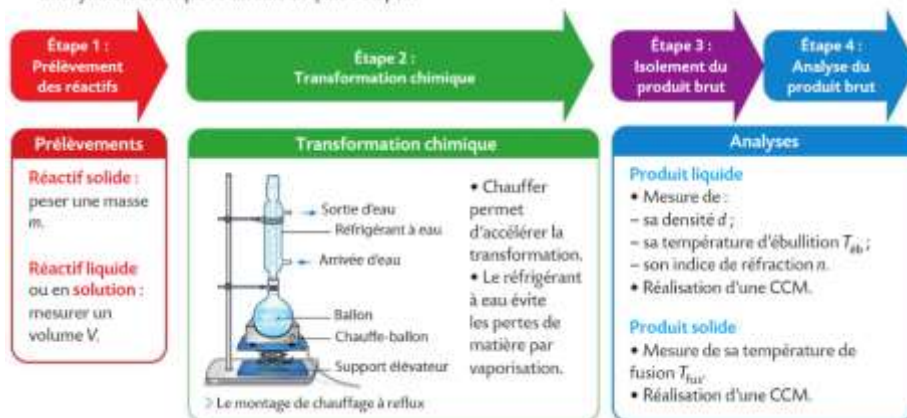


Nbr stœchiométrique

Dans le cas d'un mélange stœchiométrique les deux réactifs sont limitants

### 2 La synthèse d'une espèce chimique

- Une espèce **synthétique** est fabriquée par l'Homme. Elle peut être identique à une espèce présente dans la nature. Une **synthèse** est la fabrication d'une espèce chimique en laboratoire.
- Une synthèse chimique se déroule en quatre étapes :



## QCM

1. Au cours d'une transformation chimique :	des réactifs sont formés.	des produits sont formés.	des réactifs sont consommés.
2. Une équation chimique traduit la conservation :	des éléments chimiques.	des espèces chimiques.	de la charge électrique.
3. L'équation de la combustion complète du méthane $CH_4(g)$ s'écrit :	$CH_4(g) + O_2(g) \rightarrow CO_2(g) + H_2O(g)$	$CH_4(g) + O_2(g) \rightarrow CO_2(g) + 2H_2O(g)$	$CH_4(g) + 2O_2(g) \rightarrow CO_2(g) + 2H_2O(g)$
4. L'équation de la réaction du métal aluminium $Al(s)$ avec les ions hydrogène $H^+(aq)$ s'écrit :	$Al(s) + H^+(aq) \rightarrow Al^{3+}(aq) + 2H_2(g)$	$2Al(s) + 6H^+(aq) \rightarrow 2Al^{3+}(aq) + 3H_2(g)$	$3Al(s) + 2H^+(aq) \rightarrow 3Al^+(aq) + H_2(g)$
5. Une transformation chimique :	peut être exothermique.	peut être endothermique.	ne s'accompagne jamais d'effet thermique.
6. Au cours d'une transformation chimique totale, le réactif limitant est toujours le réactif :	qui a la plus petite quantité initiale parmi tous les réactifs.	qui a la plus grande quantité initiale parmi tous les réactifs.	qui est totalement consommé à la fin de la transformation.
7. L'équation de la combustion complète du propane s'écrit : $C_3H_8(g) + 5O_2(g) \rightarrow 3CO_2(g) + 4H_2O(g)$ Si les quantités initiales des réactifs sont $n_0(C_3H_8) = 2,5$ mol et $n_0(O_2) = 15,0$ mol alors :	le mélange est stœchiométrique.	le réactif limitant est $C_3H_8(g)$ .	le réactif limitant est $O_2(g)$ .

Correction QCM : 1 : B, C/2 : A, C/3 : C/4 : B/5 : A, B/6 : C/7 : B.

# C\_Chapitre 8 : Transformation physique

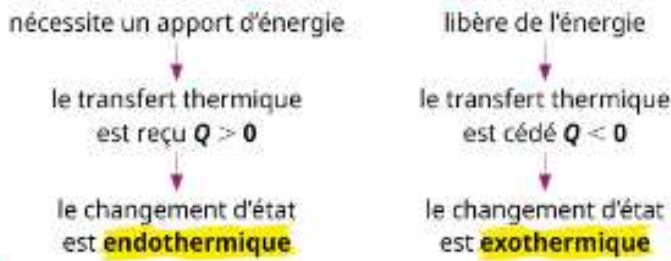
## Bilan de cours

### 1 Transfert thermique lors d'un changement d'état

Un **transfert thermique  $Q$**  est l'énergie échangée sous forme de chaleur par une espèce chimique. Il est exprimé en joule (J). Son signe est fixé par convention :



Pour une espèce chimique, un **changement d'état** :



Lors d'un changement d'état :

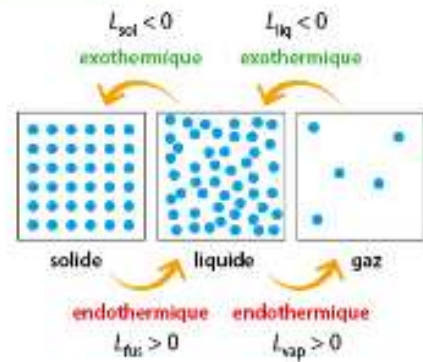
transfert thermique mis en jeu lors du changement d'état (en J)  $Q = m \cdot L$

$L$  : énergie massique de changement d'état (en  $J \cdot kg^{-1}$ )  
 $m$  : masse de l'espèce chimique ayant changé d'état (en kg)

L'**énergie massique de changement d'état  $L$**  dépend de l'espèce chimique considérée et du changement d'état.

Par exemple, pour l'eau :  
 $L_{\text{vaporisation}} = 2,3 \times 10^6 J \cdot kg^{-1}$ .

La vaporisation d'un kilogramme d'eau qui nécessite  $2,3 \times 10^6 J$  est **endothermique** tandis que sa liquéfaction qui libère  $2,3 \times 10^6 J$  est **exothermique**.



## QCM

1. Une transformation physique se produit quand :	de l'eau bout dans une casserole.	un morceau de verre se brise.	un portail métallique rouille.
2. Lors d'une transformation physique :	des espèces chimiques sont formées.	les espèces mises en jeu ne sont pas modifiées.	il se produit un changement d'état.
3. Le changement d'état de l'eau de l'état liquide à l'état vapeur est une :	vaporisation.	fusion.	sublimation.
4. Le changement d'état d'une espèce de l'état solide à l'état liquide est une :	dissolution.	fusion.	solidification.
5. Lorsque du sucre en poudre est versé dans un verre contenant de l'eau :	le sucre fond.	l'eau et le sucre se mélangent.	le sucre se dissout.
6. Lors du changement d'état d'une espèce chimique :	la température reste constante.	la température varie.	de l'énergie est échangée.
7. Au cours de la fusion d'un glaçon d'eau, le glaçon d'eau :	a une température plus élevée que l'eau liquide obtenue.	a une température moins élevée que l'eau liquide obtenue.	a la même température que l'eau liquide obtenue.
8. Le changement d'état proposé à la question 7 peut être modélisé par l'équation :	$H_2O(l) \rightarrow H_2O(s)$	$H_2O(s) \rightarrow H_2O(l)$	$H_2O(s) \rightarrow H_2O(aq)$

9. Si un système cède de l'énergie au milieu extérieur :	la transformation est endothermique.	la transformation est exothermique.	l'énergie transférée est négative.
10. Lorsque de la buée se forme sur une vitre :		l'eau reçoit de l'énergie.	l'eau cède de l'énergie.
11. L'énergie $Q$ transférée lors du changement d'état d'une masse $m$ d'une espèce est liée à l'énergie massique de changement d'état $L$ par la relation :	$Q = m \cdot L$	$Q = \frac{L}{m}$	$Q = \frac{m}{L}$
12. L'énergie massique de changement d'état $L$ peut s'exprimer en :	$J \cdot kg^{-1} \cdot ^\circ C^{-1}$	$J \cdot ^\circ C^{-1}$	$J \cdot kg^{-1}$
13. La chaleur latente de vaporisation de l'eau est $L_v = 2\,260 \text{ kJ} \cdot \text{kg}^{-1}$ . La chaleur latente de liquéfaction de l'eau est :	inférieure à $2\,260 \text{ kJ} \cdot \text{kg}^{-1}$ .	égale à $-2\,260 \text{ kJ} \cdot \text{kg}^{-1}$ .	supérieure à $2\,260 \text{ kJ} \cdot \text{kg}^{-1}$ .

Correction QCM : 1 : A/2 : B,C/3 : A/4 : B/5 : B,C/6 : A,C/7 : C/8 : B/9 : B,C/10 : B,C/11 : A/12 : C/13 : B.



### 3 Le paracétamol

Le paracétamol ou **para-acétyl-amino-phénol** est entre autres un antipyrétique, synthétisé pour la première fois en 1878 par Harmon Northrop Morse, chimiste américain.

Jusqu'à-là, les antipyrétiques étaient obtenus à partir de préparations réalisées avec des écorces de Cinchona ou de Saule.

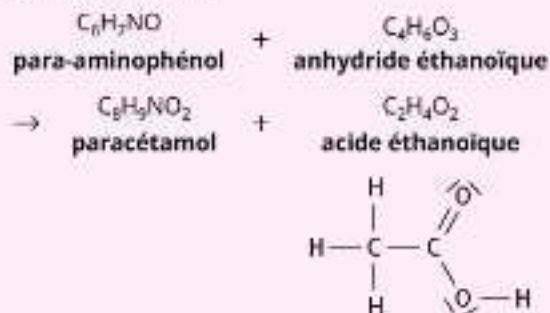
Le genre Cinchona (photo) rassemble une vingtaine d'espèces d'arbres ou d'arbustes, tous originaires d'Amérique du Sud.

Le paracétamol découvert par H. N. Morse ne fut commercialisé qu'une cinquantaine d'années plus tard sous le nom de paracétamol.



#### DOC 1 Synthèse du paracétamol

La synthèse du paracétamol peut être réalisée au laboratoire à partir du para-aminophénol et de l'anhydride éthanóique. L'équation de la réaction de la synthèse est :



#### DOC 2 Matériel à disposition

Pour effectuer une chromatographie sur couche mince, on dispose :

- de plaques pour CCM, de capillaires et d'une cuve à chromatographie ;
- d'éluant, un mélange de  $\text{CHCl}_3$  (chloroforme) et de  $\text{CH}_3\text{OH}$  (méthanol) en proportions 60/40 en volume ;
- de trois échantillons de solutions :
  - 1 mL d'éluant et une pointe de spatule de para-aminophénol,
  - 1 mL d'éluant et une pointe de spatule de paracétamol synthétisé et purifié,
  - 1 mL d'éluant et une pointe de spatule de paracétamol du commerce.

#### DOC 3 Protocole expérimental de la première étape de synthèse

- Dans un erlenmeyer de 150 mL, introduire 2,7 g de para-aminophénol, 25 mL d'eau distillée et 3,5 mL d'anhydride éthanóique prélevés à la pipette graduée, et un barreau aimanté.
- Adapter sur l'erlenmeyer un réfrigérant à air.
- Plonger l'erlenmeyer pendant 20 minutes dans un bain-marie à 80 °C, placé sur un agitateur magnétique chauffant.

#### DOC 4 Données

- Masses atomiques du carbone, de l'oxygène et de l'hydrogène :  
 $m_{\text{C}} = 2,00 \times 10^{-23}$  g ;  $m_{\text{O}} = 2,67 \times 10^{-23}$  g ;  $m_{\text{H}} = 1,67 \times 10^{-24}$  g.
- Constante d'Avogadro :  $N_{\text{A}} = 6,02 \times 10^{23}$  mol<sup>-1</sup>.
- Masse volumique de l'anhydride éthanóique :  
 $\rho = 1,08$  g · mL<sup>-1</sup>
- Configurations électroniques de l'hydrogène, du carbone et de l'oxygène :  
**H** 1s<sup>1</sup>    **C** 1s<sup>2</sup> 2s<sup>2</sup> 2p<sup>2</sup>    **O** 1s<sup>2</sup> 2s<sup>2</sup> 2p<sup>4</sup>

- a. Réaliser un schéma légendé du dispositif expérimental utilisé (Doc. 3).
- b. Quel nom ce dispositif porte-t-il ?
- a. Montrer que l'on a introduit 37 mmol d'anhydride éthanóique (Doc. 3).
- b. La quantité initiale de para-aminophénol est égale à 25 mmol. Déterminer quel est le réactif limitant.

- La chromatographie sur couche mince (CCM) est l'une des techniques qui permet de s'assurer de la formation du paracétamol.
  - Expliquer sa mise en œuvre en s'aidant d'un schéma légendé.
  - Dessiner l'allure du chromatogramme obtenu.
- Justifier alors le schéma de Lewis de l'acide éthanóique donné (Doc. 1).

## 4 Réduire le dioxyde de carbone dans l'atmosphère

La lutte contre le réchauffement climatique constitue un défi majeur du  $xx^e$  siècle. Parmi les priorités, il faut chercher à diminuer les émissions de  $CO_2$ , le dioxyde de carbone.

C'est dans cette optique que de nouvelles technologies ont été développées. Elles visent d'abord les activités fortement émettrices de dioxyde de carbone, telles que la production d'énergie dans les centrales thermiques, le raffinage des pétroles, la fabrication des ciments ou la sidérurgie. Mais, il est également possible de valoriser le dioxyde de carbone qui est émis en le transformant.



### DOC 1 Synthèse industrielle de l'urée

L'urée  $CO(NH_2)_2$  est fabriquée industriellement à partir d'ammoniac  $NH_3$  et de dioxyde de carbone  $CO_2$ .

Soixante-dix millions de tonnes d'urée sont produites chaque année.

La synthèse de l'urée réalisée sous forte pression, de 140 à 160 bars, et à des températures comprises entre 160 °C et 180 °C, forme également de l'eau  $H_2O$ .

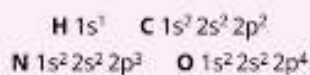
### DOC 3 Données

- Masses atomiques du carbone, de l'oxygène, de l'hydrogène et de l'azote :

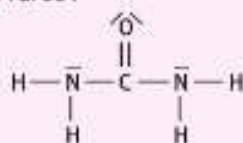
$$m_C = 2,00 \times 10^{-23} \text{ g} ; m_O = 2,67 \times 10^{-23} \text{ g} ;$$

$$m_H = 1,67 \times 10^{-24} \text{ g} ; m_N = 2,32 \times 10^{-23} \text{ g}.$$

- Configurations électroniques de l'hydrogène, du carbone, de l'azote et de l'oxygène :



- Schéma de Lewis de l'urée :



### DOC 2 Diagramme énergétique de la molécule d'urée



1. Écrire l'équation ajustée de la synthèse de l'urée à partir du dioxyde de carbone.
2. a. Combien de doublets liants et non liants chacun des atomes de carbone, hydrogène, azote et oxygène possède-t-il ?  
b. Justifier alors le schéma de Lewis de la molécule d'urée.
3. a. Exprimer la masse de la molécule d'urée en fonction de la masse des atomes la constituant.  
b. Calculer sa valeur.  
c. Comment pourrait-on identifier l'urée synthétisée dans un échantillon solide ?
4. a. Établir un bilan de la nature et du nombre de liaisons qu'il faut rompre pour dissocier la molécule d'urée.  
b. Analyser le diagramme énergétique (Doc. 2) et conclure sur l'effet de la formation de ces liaisons.