

Révisions des bases de chimie

Atomes

► Composition

Un atome comporte un noyau et Z électrons (charge $-Ze$)

$A = N + Z$ A : nombre de masse Z : numéro atomique

◆ A nucléons dans le noyau : Z protons (charge $+Ze$)

N neutrons (pas de charge)

◆ Représentation d'un atome appartenant à l'élément chimique de symbole X :



Rq : ${}^A_Z X$ et ${}^A_{Z'} X$ sont deux atomes isotopes (même élément chimique car même Z mais pas le même N)

► Taille et masse

Diamètre : de l'ordre de 10^{-10} m

Masse : de l'ordre de 10^{-27} kg

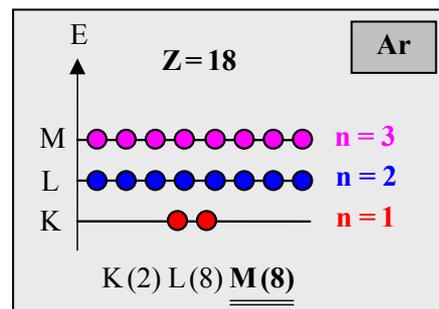
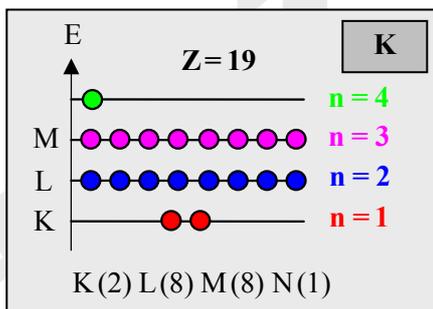
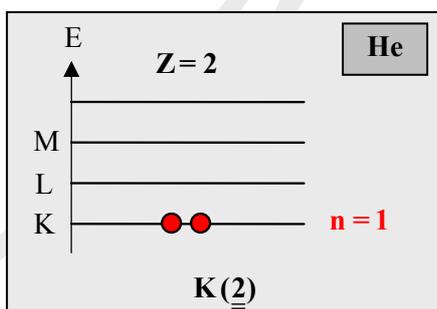
Classification périodique des éléments

- ◆ Les éléments chimiques y sont rangés par numéros atomiques (Z) croissants.
- ◆ On entame une nouvelle période lorsqu'on commence à remplir une nouvelle « couche ».
- ◆ Les éléments d'une même colonne ont le même nombre d'électrons externes (le nombre d'électrons externes conditionne en grande partie les propriétés chimiques des éléments).

Tableau périodique simplifié

Période K	H							He
Période L	Li	Be	B	C	N	O	F	Ne
Période M	Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	Ar
Période N	K	Ca	etc ...					

Exemples : Remplissage électronique du potassium et de l'argon (l'argon est stable car huit électrons externes soit un *octet* d'électrons-l'hélium est stable avec un *duet* d'électrons).



◆ **Ions monoatomiques** : Pour être plus stable, un atome a tendance à acquérir la configuration en octet sur sa couche externe ; exemple du potassium : $K \longrightarrow K^+ + 1e^-$ (l'ion a la configuration en octet de l'argon)

Autres exemples :



Mais



Molécules et ions polyatomiques

- **Définition** : Une molécule est une entité chimique formée de plusieurs atomes liés entre eux.
- **Formule brute** : elle indique le nombre invariant d'atomes de chacun des éléments qui la constitue

Exemple : NH_3 : la molécule est constituée de trois atomes d'hydrogène unis à un atome d'azote.

- **Règle de l'octet** (ou éventuellement du duet)

Pour leur assurer une meilleure stabilité, les atomes tendent à acquérir une configuration électronique de leur couche externe en octet (huit électrons) identique à celle du gaz noble le plus proche ; cette configuration peut être réalisée par établissement de liaisons de covalence (qui peuvent être simples, doubles ou triples) avec d'autres atomes.

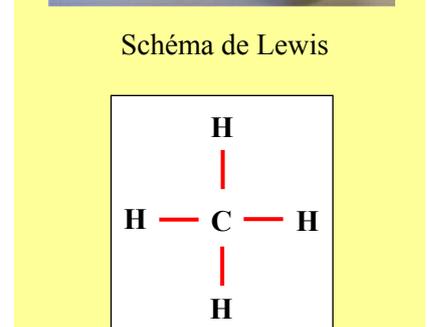
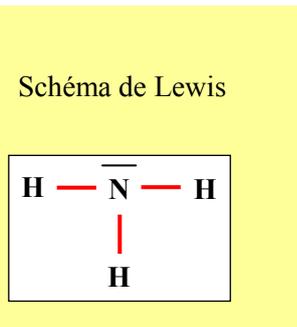
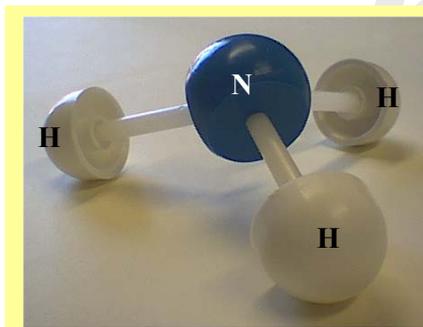
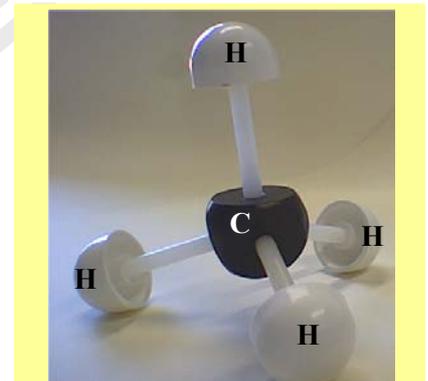
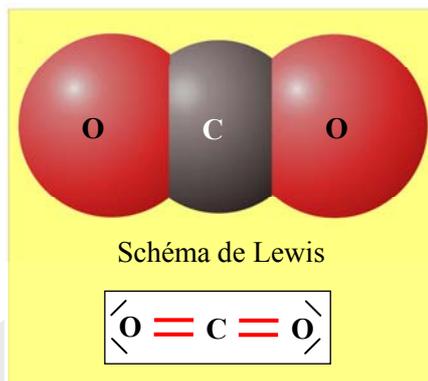
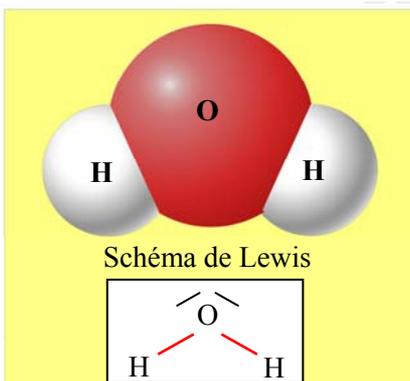
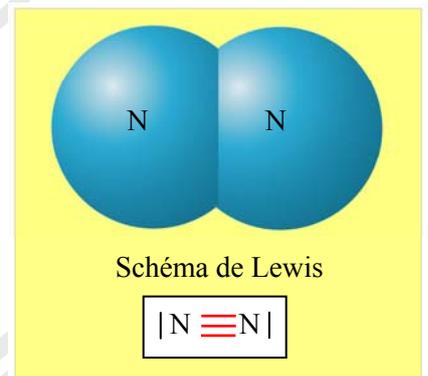
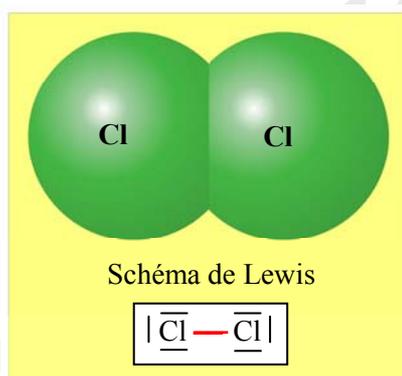
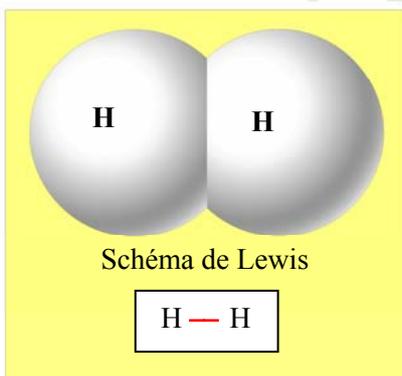
- **Liaison de covalence** :

La formation d'une liaison covalente simple entre deux atomes résulte de la mise en commun de deux électrons par ces deux atomes : ces deux électrons qui appartiennent aux couches externes des deux atomes forment un doublet de liaison (ou paire liante ou doublet liant).

- **Valence des éléments** : Le nombre de liaisons de covalence donne la *valence* de l'élément chimique auquel il appartient. Ci-dessous, quelques valences :

Élément chimique	hydrogène	oxygène	chlore	carbone	azote
Valence	1	2	1	4	3

- **Quelques molécules** (modèles moléculaires et schémas de Lewis (les liaisons de covalence sont en rouge) :



■ **Les ions polyatomiques :**

Un ion polyatomique est un édifice chimique, électriquement chargé, formé de plusieurs atomes liés entre eux par des liaisons de covalence. La charge électrique est répartie sur l'ensemble de l'ion.

Les ions polyatomiques les plus courants (formules et noms) :

H_3O^+	NH_4^+	OH^-	NO_3^-	HCO_3^-	CO_3^{2-}	SO_4^{2-}
hydronium	ammonium	hydroxyde	nitrate	hydrogénocarbonate	carbonate	sulfate

La mole – Bilans molaires

■ **Définition :**

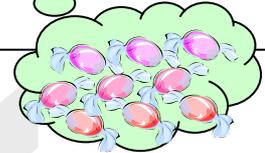
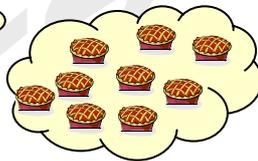
Pour éviter d'employer des nombres gigantesques en dénombrant atomes, molécules, électrons,...les chimistes les comptent en moles !

Une mole contient N_A entités : $N_A \cong 6,02 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$

Une mole de bonbons c'est $N_A \cong 6,02 \times 10^{23}$ bonbons

Une mole de tartes c'est $N_A \cong 6,02 \times 10^{23}$ tartes

La mole est l'unité de quantité de matière (symbole : **mol**)



■ **Mole et masse molaire :**

La *masse molaire atomique* d'un élément représente la masse d'une mole d'atomes de cet élément.

Elle est indiquée dans la classification Périodique des éléments :

Exemple : $M(\text{Cl}) = 35,5 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$

Masse molaire du chlore

Nombre atomique (Z) du chlore ← 17

← 35,5

Symbole de l'élément chimique ← **Cl**

chlore

La *masse molaire d'une espèce chimique*, c'est la masse d'une mole de ce composé.

Exemple : $M(\text{CH}_3\text{OH}) = M(\text{C}) + 4 M(\text{H}) + M(\text{O})$

Conséquence : relation entre masse, quantité et masse molaire d'une espèce chimique :

$$\text{en mol} \leftarrow \text{quantité d'une (espèce)} = \frac{\text{masse } m(\text{espèce})}{M(\text{espèce})} \rightarrow \begin{matrix} \text{en g} \\ \text{en } \text{g} \cdot \text{mol}^{-1} \end{matrix}$$

(soit x mol)

■ **Gaz et volume molaire**

Le volume molaire d'un gaz c'est le volume d'une mole de ce gaz ! En chimie, tous les gaz sont parfaits !

Le volume molaire V_m dépend des conditions de température et de pression : $V_m = \frac{V}{n} = \frac{R T}{p}$

	C.N.T.P. (*)	20 °C et p_{atm} normale	50 °C et p_{atm} normale
Volume molaire	22,4 L · mol ⁻¹	24,0 L · mol ⁻¹	26,5 L · mol ⁻¹

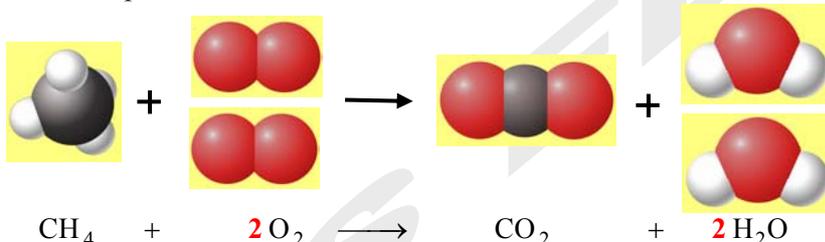
(*) C.N.T.P. : **C**onditions **N**ormales de **T**empérature et de **P**ression : 0 °C et p_{atm} normale

$$\text{en mol} \leftarrow \boxed{\text{quantité d'un gaz} = \frac{\text{Volume V de ce gaz (à p, T)}}{V_m \text{ (à p, T)}}} \rightarrow \text{en L} \\ \text{(soit } x \text{ mol)} \quad \quad \quad \text{en L} \cdot \text{mol}^{-1}$$

■ **Equation-bilan** d'une réaction : Réactif(s) $\xrightarrow{\text{"donne"}}$ Produits formés

Il faut « équilibrer » le bilan de la réaction en tenant compte de la conservation du nombre d'atomes de chaque élément chimique (en fait, les éléments chimiques se conservent et la masse globale aussi !)

Exemple : Combustion complète du méthane :



Les coefficients placés devant les symboles des espèces chimiques sont les *coefficients stoechiométriques* !

Comment lire ce bilan ?

Une mole de méthane se combine avec **deux** moles de dioxygène pour donner **une** mole de dioxyde de carbone et **deux** moles d'eau !

■ **Tableau d'avancement** :

Consulter la fiche annexe

Concentrations des solutions aqueuses

■ **Introduction**

Dans une solution aqueuse, l'eau est le solvant. Souvent : $V_{\text{eau}} \cong V_{\text{solution}}$.

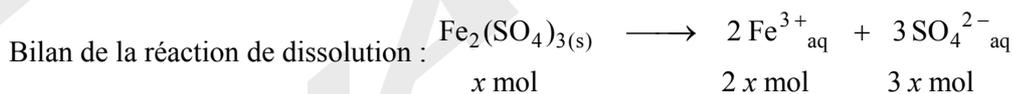
Les espèces introduites sont les solutés.

■ **Concentrations molaires**

Si on introduit **un** soluté dans l'eau pour obtenir une solution aqueuse, on peut parler de **la** concentration de la solution (C, C_1, C_A, \dots) ! La concentration molaire de celle-ci se calcule à l'aide de la quantité de soluté introduite par le volume de la solution.

Si plusieurs solutés sont présents en solution, on parle de **la concentration de chaque espèce** en solution et on peut employer la notation [espèce en solution] pour désigner sa concentration molaire ($[\text{Cu}^{2+}], [\text{SO}_4^{2-}], \dots$). Ces concentrations molaires se calculent en faisant le rapport des quantités de ces espèces par le volume de solution qui les contient.

Exemple : cas d'une solution de sulfate de fer III (x mol de sulfate de fer III sont mises en solution dans un volume d'eau V_{eau}) :



La concentration de la solution est C : $C = \frac{x \text{ mol}}{V_{\text{eau}}} \cong \frac{x \text{ mol}}{V_{\text{solution}}}$ mais : $[\text{Fe}^{3+}] \cong \frac{2 x \text{ mol}}{V_{\text{solution}}}$ et $[\text{SO}_4^{2-}] \cong \frac{3 x \text{ mol}}{V_{\text{solution}}}$

Unité : la concentration molaire est exprimée le plus souvent en $\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$ (volumes en L, quantités en mol)

■ **Concentration massique et molaire :**

$$\frac{\text{Concentration massique d'une espèce (en g.L}^{-1}\text{)}}{M(\text{espèce}) (\text{en g.mol}^{-1})} = [\text{espèce}] (\text{en mol.L}^{-1})$$

Remarque : La solubilité des espèces chimiques n'est pas infinie ! Si la quantité maximale de soluté est atteinte, en solution, on dit de cette solution qu'elle est saturée.

■ Cas particulier des gaz : Pour les gaz, le vocabulaire peut être déroutant !

Exemple : « Le chlorure d'hydrogène ($\text{HCl}_{(g)}$) est un gaz très soluble dans l'eau ; sa solubilité, à 20 °C et sous la pression atmosphérique normale, vaut : 445 L.L^{-1} ».

Cette phrase signifie que l'on peut dissoudre au plus 445 L de ce gaz $\text{HCl}_{(g)}$ dans un 1 L d'eau !

■ Lecture d'une étiquette : Extrait d'une étiquette d'une solution concentrée d'acide sulfurique

Il s'agit d'une solution à 34 % (% en masse) en HCl .

Sa densité par rapport à l'eau est $d = 1,17$.

La masse molaire de HCl est : $M = 36,46 \text{ g.mol}^{-1}$

On montre que la concentration C de cette solution s'écrit :

$$C = \frac{34}{100} \times \frac{d \times \rho_{\text{eau}}}{M}$$

<p><i>Acide chlorhydrique</i></p> <p>HCl</p> <p>Sol. 34 %</p> <p>M : 36,46</p> <p>d = 1,17</p>	 <p>R : 34,37</p> <p>S : 26,36,45</p>
---	--

Cette solution est corrosive ainsi que l'indique le pictogramme ! Il faut donc lire les consignes codées sous forme de phrases de risques (R) et de sécurité (S).

Remarque : A partir de 2009, la classification et l'étiquetage des produits chimiques évoluent car l'Union Européenne adopte les nouvelles recommandations internationales.

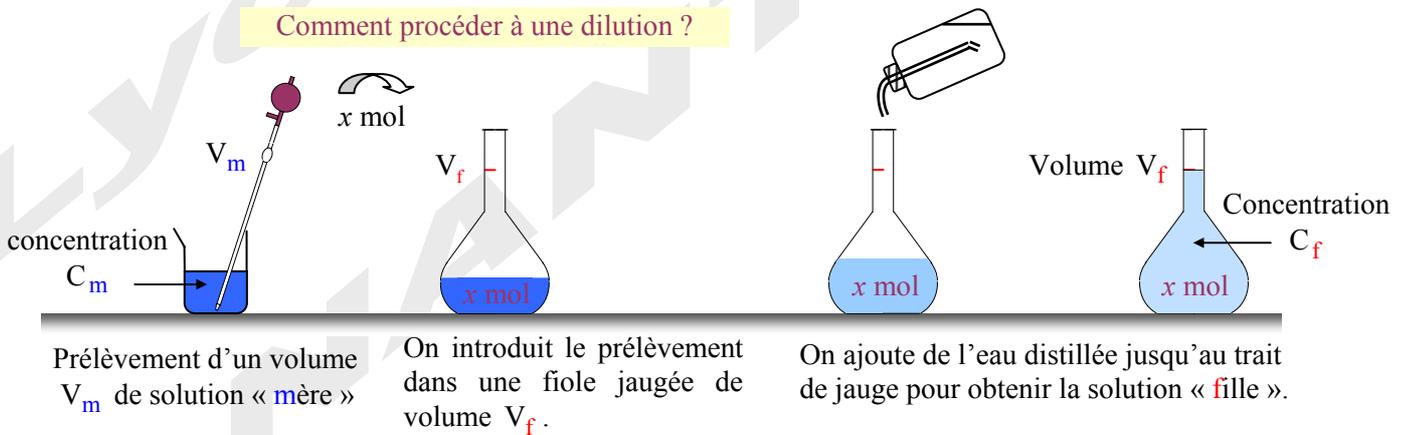
(affiche de l'INRS)



■ **Dilution :**

On désire préparer un volume V_f d'une solution « fille » de concentration C_f à partir d'une solution « mère » de concentration $C_m > C_f$. La quantité de soluté ($x \text{ mol}$) n'évolue pas au cours de la dilution. On en déduit la relation simple suivante : $C_m \times V_m = C_f \times V_f$

Comment procéder à une dilution ?



■ **Unités de concentration :**

L'équivalent par litre est l'unité internationale : $[\text{ion}^{\pm n}]_{\text{meq.L}^{-1}} = n \times [\text{ion}^{\pm n}]_{\text{mmol.L}^{-1}}$

■ **Electroneutralité** d'une solution : (voir *exemple* en fin de paragraphe)

La somme des concentrations des espèces chargées positivement est égale à la somme des concentrations des espèces chargées négativement.

Attention ! Les concentrations doivent alors être exprimées en équivalent par litre (éq.L⁻¹) !

■ **T.A.C.** et **T.H.** :

On utilise les degrés français pour exprimer ces deux caractéristiques de l'eau (voir *exemple*)

$$[\text{ion}^{\pm n}]_{\text{of}} = 5 \times [\text{ion}^{\pm n}]_{\text{meq.L}^{-1}}$$

$$\text{T.A.C. (en } ^\circ\text{f)} = [\text{OH}^-]_{\text{of}} + [\text{CO}_3^{2-}]_{\text{of}} + [\text{HCO}_3^-]_{\text{of}}$$

$$\text{T.H. (en } ^\circ\text{f)} = [\text{Mg}^{2+}]_{\text{of}} + [\text{Ca}^{2+}]_{\text{of}}$$

Exemple : Etiquette d'eau minérale Evian

Electroneutralité de l'eau minérale (étiquette ci-dessous)

► Exprimée avec les meq.L⁻¹ :

$$[\text{Ca}^{2+}] + [\text{Mg}^{2+}] + [\text{Na}^+] + [\text{K}^+] = [\text{Cl}^-] + [\text{NO}_3^-] + [\text{SO}_4^{2-}] + [\text{HCO}_3^-]$$

$$\text{Soit : } 1,49 \text{ meq.L}^{-1} \cong 1,47 \text{ meq.L}^{-1}$$

► Exprimée avec des °f :

$$[\text{Ca}^{2+}] + [\text{Mg}^{2+}] + [\text{Na}^+] + [\text{K}^+] = [\text{Cl}^-] + [\text{NO}_3^-] + [\text{SO}_4^{2-}] + [\text{HCO}_3^-]$$

$$\text{Soit : } 7,45 ^\circ\text{f} \cong 7,35 ^\circ\text{f}$$

► Exprimée avec les concentrations molaires (mmol.L⁻¹) :

$$2[\text{Ca}^{2+}] + 2[\text{Mg}^{2+}] + [\text{Na}^+] + [\text{K}^+] = [\text{Cl}^-] + [\text{NO}_3^-] + 2[\text{SO}_4^{2-}] + [\text{HCO}_3^-]$$

$$1,49 \text{ mmol.L}^{-1} \cong 1,47 \text{ mmol.L}^{-1}$$

Titre Hydrotimétrique (T.H.) de l'eau minérale

$$\text{T.H. (en } ^\circ\text{f)} \cong [\text{Mg}^{2+}]_{\text{of}} + [\text{Ca}^{2+}]_{\text{of}} \cong 5,2 ^\circ\text{f} \quad (\text{ici, seuls les ions } \text{Ca}^{2+} \text{ et } \text{Mg}^{2+} \text{ participent à la « dureté »)}$$

Analyse					
(mg / litre – milliéquivalents / litre)					
Calcium	10,4	0,52	Chlorures	7,5	0,21
Magnésium	6	0,50	Nitrates	4	0,06
Sodium	8	0,35	Sulfates	6,7	0,14
Potassium	5,4	0,13	Bicarb.	64	1,04

Minéralisation totale (résidu sec) à 180° : 110 mg / L
Titre hydrotimétrique : 5°2 français. pH 7.