

# RAPPEL (Cours théorique sur site [pasyoscience.com](http://pasyoscience.com), onglet « Rappel »)

## LA CHIMIE EST L'ÉTUDE DE LA MATIÈRE INERTE

Lors d'une liaison chimique, les atomes d'éléments métalliques ont tendance à perdre des électrons, il y a donc formation d'ions positifs (cations).

Exemple : l'atome de magnésium perd 2 électrons. L'ion magnésium est  $Mg^{2+}$  (# famille (groupe) +).

Autres exemples :

Lors d'une liaison chimique, les atomes d'éléments non métalliques ont tendance à recevoir des électrons, il y a donc formation d'ions négatifs (anions).

Exemple : l'atome d'oxygène gagne 2 électrons. L'ion oxygène est  $O^{2-}$  (8 - # famille (groupe) -).

Autres exemples :

Note : Un métal ne se lie pas avec un autre métal (alliage (mélange homogène)). Les gaz inertes (stables, nobles, rares), ne se lient pas avec les autres éléments.

La configuration électronique : On dessine le noyau. Le numéro de la période (ligne horizontale) donne le nombre de niveaux énergétiques (couches électroniques). Le numéro atomique (nombre Z) donne le nombre de protons ( $p^+$ ) (dans le noyau). Par conséquent le nombre de protons est égale au nombre d'électrons ( $e^-$ ) (sur les niveaux ( $2n^2$ )). Le numéro de la famille (groupe) (ligne verticale) donne le nombre d'électrons de valence (sur le dernier niveau). Le nombre de neutron ( $n^0$ ) (noyau) se calcule avec la formule : masse atomique (arrondir à l'unité) - nb  $p^+$ .

Exemple : Configuration électronique de l'atome de calcium.

Pour nommer le nom d'un composé, on lit le dernier élément (ou radical, sans suffixe) en premier accompagné du suffixe « ure », exceptions : soufre (sulfure), azote (nitrure), hydrogène (hydrure), oxygène (oxyde) et carbone (carbure). On nomme le premier élément (ou radical) en deuxième. On représente de nombre d'atomes (ou radical) par des préfixes mono (1) ( $S_xO_y$ ,  $N_xO_y$ ,  $C_xO_y$ ), di (2), tri (3), tétra (4), penta (5), hexa (6), hepta (7), octa (8), ennéa (ou nona) (9), déca (10).

Exemples :

$MgCl_2$  :

$Ca(NO_3)_2$  :

NO :

$NO_2$  :

$N_2O$  :

$NH_4NO_3$  :

MgF :

Une liaison ionique (transfert d'électrons, ions formés) est une liaison entre un donneur d'électrons (en général un métal) et un receveur d'électrons (un non-métal). Une liaison covalente (partage d'électrons) est une liaison entre deux receveurs d'électrons (non-métaux).

La notation de Lewis permet de trouver la formule moléculaire de composés formés de deux atomes. On illustre autour du symbole de l'élément les électrons de valence (numéro de la famille). Pour une liaison ionique, on utilise des flèches pour représenter le transfert d'électrons et pour une liaison covalente, on utilise des doublets pour représenter le partage d'électrons. On doit respecter la règle de l'octet (8 électrons sur le dernier niveau).

Exemples :

Formule moléculaire de la liaison entre le magnésium et le chlore :

Formule moléculaire de la liaison entre le sodium et le chlore :

Formule moléculaire entre le carbone et l'oxygène :

On peut aussi trouver la formule moléculaire d'un composé ionique à l'aide de la charge des ions. On détermine la charge des ions des atomes (ou radicaux) et on fait un croisement.

Exemples :

Formule moléculaire de la liaison entre le magnésium et le chlore :

Formule moléculaire de la liaison entre le sodium et le chlore :

Formule moléculaire de la liaison entre le magnésium et le sulfate :

Formule moléculaire de la liaison entre l'ammonium et le nitrate :

On peut aussi trouver la formule moléculaire d'un composé à l'aide du « Truc à Yoyo ». Pour un métal, on prend le numéro de la famille (groupe) et pour le non-métal, on prend 8 – numéro de la famille. Ensuite on croise (on simplifie, s'il y a lieu).

Exemples :

Formule moléculaire de la liaison entre le magnésium et le chlore :

Formule moléculaire de la liaison entre le sodium et le chlore :

Formule moléculaire entre le carbone et l'oxygène :

La notion de mole. À l'aide du tableau périodique et d'un produit croisé, on peut trouver le nombre de moles correspondant à une masse et vice-versa. N.B. : une mole correspond à  $6 \times 10^{23}$ .

Exemples :

Combien de moles d'atomes compte-t-on dans 16 g de soufre ?

Combien de moles de molécules compte-t-on dans 50 g de  $\text{CaCO}_3$  ?

Quelle est la masse de 2 moles de molécules de  $\text{H}_2\text{S}$  ?

La concentration molaire (mol/L) : Pour trouver la concentration molaire d'une substance, il faut exprimer la quantité de la substance en moles et ramener le volume à 1 litre. [ ] veut dire concentration molaire.

Exemples :

Quelle est la concentration molaire d'une solution aqueuse contenant 10 g d'éthanol ( $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ ) dans 750 mL de solution ?

Quelle quantité (en grammes) d'hydroxyde de sodium ( $\text{NaOH}$ ) doit-on dissoudre pour préparer 500 mL d'une solution de concentration 4 mol/L ?

Les solutions acides, basiques (alcalines) et salines sont des électrolytes (présence d'ions, conductibilité électrique). Pour reconnaître un acide : H – Non-métal sauf  $\text{CH}_3\text{COOH}$  (vinaigre, solution d'acide acétique). Pour reconnaître une base : Métal – OH ou  $\text{NH}_4\text{OH}$ . Pour reconnaître un sel : Métal – Non-métal ou  $\text{NH}_4$  – Non-métal. N.B. : Au lieu d'un non-métal, on peut retrouver un radical.

Exemples :  $\text{H}_2\text{SO}_4$  (acide) –  $\text{Mg}(\text{OH})_2$  (base) –  $\text{Ca}_2\text{SO}_4$  (sel)

«Un acide dans l'eau c'est un cadeau, de l'eau dans un acide c'est un suicide».

D'autres groupes de substances non-électrolytiques : Les hydrocarbures ( $C_xH_y$ ), les alcools ( $C_xH_yOH$ ), les sucres ( $C_xH_yO_z$ ).

Exemples :  $CH_4$  (méthane),  $C_3H_8$  (propane),  $C_8H_{18}$  (octane),  $C_2H_6$  (éthane),  $C_4H_{10}$  (butane).  $C_2H_5OH$  (éthanol),  $CH_3OH$  (méthanol).  $C_{12}H_{22}O_{11}$  (saccharose),  $C_6H_{12}O_6$  (glucose).

Les transformations chimiques :

Les produits d'une neutralisation acidobasique : sel et eau.

Exemple :  $HCl_{(aq)} + NaOH_{(aq)} \rightarrow NaCl_{(aq)} + H_2O_{(l)}$

Les produits de la combustion d'un hydrocarbure ( $C_xH_y$ ) : dioxyde de carbone et eau.

Exemple :  $CH_{4(g)} + O_{2(g)} \rightarrow CO_{2(g)} + H_2O_{(g)}$

Réaction de synthèse :  $A + B \rightarrow AB$

Exemple :  $N_{2(g)} + 3 H_{2(g)} \rightarrow 2 NH_{3(g)}$

Réaction de décomposition :  $AB \rightarrow A + B$

Exemple :  $2 NH_{3(g)} \rightarrow N_{2(g)} + 3 H_{2(g)}$

Réaction de précipitation : Un solide est formé lors de la réaction entre deux solutions aqueuses.

Exemple :  $Pb(NO_3)_{2(aq)} + 2 KI_{(aq)} \rightarrow PbI_{2(s)} + 2 KNO_{3(aq)}$

Réaction d'oxydation : L'oxygène se combine à un réactif pour former un oxyde.

Exemple :  $2 Cu_{(s)} + O_{2(g)} \rightarrow 2 CuO_{(s)}$

N.B. : Les éléments diatomiques sont  $N_2 - O_2 - F_2 - Cl_2 - Br_2 - I_2 - At_2 - H_2$  dans une équation, lorsqu'ils sont seuls, il faut ajouter l'indice 2 pour représenter le nombre d'atomes.

Exemple :  $N_{2(g)} + 3 H_{2(g)} \rightarrow 2 NH_{3(g)}$

La stœchiométrie : On doit équilibrer l'équation. Par la suite, placer notre inconnu et notre connu sous l'équation. Aller chercher les deux autres valeurs dans l'équation équilibrée. Faire un produit croisé.

Exemples :

Lors de la combustion du méthane ( $CH_4$ ), combien faut-il de moles de dioxygène pour réaliser la combustion de 32 mol de méthane gazeux ?

Lors de la combustion du méthane ( $\text{CH}_4$ ), combien faut-il de grammes de dioxygène pour réaliser la combustion de 8 mol de méthane gazeux ?

Lors de la combustion du méthane ( $\text{CH}_4$ ), si 88 g de  $\text{CO}_2$  sont produits, combien de grammes d'eau seront formés ?