**Unité 2 - Les réactions chimiques**

**Les Propriétés et Réactions Chimiques**

**Les Composés ioniques et covalent**

**5 types de Rx**

**Masse Moléculaire/Molaire (isotopes)**

**Conversions**

**Pourcentage de composition**

**Formule empirique**

**Stœchiométrique**

**(1) Qu'est-ce que les périodes sur le tableau périodique nous indiquez?**

**(2) Combien d'électrons y a-t'il dans la dernier couche de chaque Famille?**

**(3) Quels éléments veulent perdre les électrons? Quels veulent gagner?**

**(4) Quelles group d'éléments se combinent pour former:**

 **(a) les composés ioniques?**

 **(b) les composés covalent?**

**(5) Tracez la notation de Lewis pour:**

 **Li Mg**

 **S Ga**

 **F P**

**(6) Dans #5, quels sont les cations? Quels sont les anions?**

**(7) Combiens de composé ioniques est-ce que vous pouvez former?**

**(8) Expliquez comment formé un composé ioniques?**

 **ex. Mg et Cl**

Les Composés

(1) Les Composés Métalliques

 **Liaisons métalliques**:

 Noms:

(2) Les Composés Ioniques;

 **Composé ionique**:

 **Liaison Ionique**:

(3) Les Composés Covalent

 **Composé covalent**:

 **Liaison covalent**:

**Les composés ioniques**

Les questions suivantes nous aident à former les composés

* Pourquoi est-ce que les atomes veulent formés des liaisons?
* Pourquoi est-ce que les gaz nobles sont content ne réagissent pas?
* Comment est-ce que les éléments de groupes I-VII changent pour êtres comme un gaz noble?
* Comment est-ce que la loi de conservation de la matière s’implique dans la formation des composés?

**Les termes à savoir.....**

**Ion:**

 **Anion:**

 **Cation:**

**Degré d'Oxydation:**

**La règle des octets:**

**La loi de conservation de la masse:**

**Quelles stratégies est-ce que vous utilisez pour déterminer la formule chimique d'un composé ionique?**

**Il y a trois stratégies que vous pouvez employer mais il faut être capable de déterminer la charge des ions.**

**Voici huit combinaisons. Dans vos groupes j'aimerais que vous déterminiez la formule résultante et le nom du composé.**

**a) Li et F b) K et O**

**c) Be et F d) Ca et S**

**e) Al et O F) Na et P**

**g) Mg et N h) Ga et As**

**Éléments de Transition**

Ex.

Exemples de composés avec les éléments de transition

Fe(III) et O Mn(V) et Cl

Pb(IV) et S Zn(II) et N

Cu (I) et P Fe (II) et S

Règlements pour créer les composes ioniques

*
*
*
*
*
*
*

Les composés ioniques qui contiennent des ions polyatomiques

NOM FORMULE NOM FORMULE

**+1 -2**

**-1**

**-3**

**Qu’est-ce que c’est un ion polyatomique?**

**Comment est-ce qu’on créer la formule et nomme un composé ionique qui contient un ion polyatomique?**

**Ex :** Sodium et permanganate Sulfate et Magnésium

Ammonium et azote Fer(III) et Chlorate

Baryum et Phosphate Cr(IV) et nitrite

Ca et NO3- Ga et CN-

Ag(I) et ClO4‑ Al et Cr2O7-2

OH- et Pb(IV) Mn(IV) et SO3-2

Quelles règlements faut-il ajouter pour les ions polyatomiques?

*
*
*

Nommez les Composé Covalent

Quand on nommez les composés covalents, on doit utiliser des Préfixes pour décrire le partage.

**# atoms Prefix**

 **1**

 **2**

 **3**

 **4**

 **5**

 **6**

 **7**

 **8**

 **9**

 **10**

Par Example,

**NO NO2**

**N2O3 N2O5**

**Règlements :**

**Les Acides et des Bases**

Les Acides sont des composés

Les bases sont des composés

 ACIDES

 BASES

**La Mole**

La masse des éléments/composés

Comment est-ce qu'on mesure la masse d'un atome?

Pour un atome ou composé on utilise

1 proton =

1 neutron =

1 électron =

La masse atomique moyenne :

Isotope :

Qu'est-ce qui arrive si un atome n'a pas la bonne nombre de neutrons?

**Application des Isotopes**

Les isotopes sont très importants. Pourquoi?

Exemples d’isotopes….

 Calcul de la masse

Problème :

*
*

Note :

Masse formulaire:

Calculez la masse formulaire de

BaCl2

Al(OH)3

K2Cr2O7

Ba(C2H3O2)2

Le calcul de la masse formulaire est théoriquement utile mais en réalité on **ne peut pas isoler une particule pour le peser**. Il faut donc identifier un groupe de molécules mesurables,

ex. K2Cr2O7

Il faut travail avec un groupe d'atomes. Le nombre des atomes doit être grande. LA SOLUTION

Le Mole: "Le Nombre d'Avogadro"

**Pourquoi ce chiffre?**

**La masse molaire**

**La masse molaire est la masse en grammes d'une mole d'un élément ou composé. C'est la même a la masse atomique ou mass formulaire, mais les unités sont g/mol en place de u.m.a..**

Calculez la masse molaire:

a) Nitrate du Magnésium c) Chromate de Calcium

b) Chlorure d'Ammonium d) Hydroxyde de Fer (III)

**Le Pourcentage de Composition**

La contribution de la masse d'un élément envers la masse totale du composé.

Ex. H2O

Étapes 1. Dresser une liste des éléments et calculez la masse molaire.

2. Diviser la contribution de la masse de chaque élément par la masse molaire.

Ex. Ga2(CO3)3

Ex: acide sulfurique

Ex: Chromate d'aluminium

**La Formule Empirique**

La Formule Empirique

La formule moléculaire:

**Ex. C6H12O6**

 **N2H4**

Ex: On a un composé formé de 40,0% de C, 6,71% de H, et 53,3% de O. Quelle est la formule empirique?

(I) Pour 100g de cette substance on a...

(II) Changer masse en quantité:

(III) Crée un rapport - divise par la quantité plus petit

 C H O

(IV) Écrit la formule

Ex. 66% Ca et 34% P

**Essayez l'exemple suivant**

**Un composé contient 25,94% N et 74,06% O. Quelle est la formule empirique?**

Pour Devoir:

Page 31, questions 23-26

**Les quantités et les masses**

Parfois il est important de connaître la quantité d'une substance en pour déterminer les rapports et d'autre fois il faut connaître la masse pour le peser dans le laboratoire.

Il faut que vous êtes capable de convertir entre

 **Les outils nécessaires pour les conversions sont**

* **la**
* **le**
* **le**

**PENSEZ**

ex: Si j'avait 60 grammes de Nitrate de Magnésium

(m.m. = 148,313g/mole) combien d'atomes y a-t-il en total?

(I) **grammes en moles**

 Ex: Combien de moles est-ce que tu as, si tu as 20 g de NaCl?

**1e - trouver la masse molaire.**

Na : 22,990 g

Cl : 35,453 g

 58,443 g/mol

**2e - masse divisé par la masse molaire.**

**(II) Mole à Molécules**

1 Mole contient 6,023 x 1023 Particules

**(III) Molécules à Atomes**

En générale :

**Ex: Combien d'atomes est-ce qu'il y a dans 40 g de H2O?**

**Ex : Combien d’atomes est-ce qu’il y a dans 300g d’iodure de magnésium?**

Ex. Si on a 3,14 x 1024 atomes en tout, combien de grammes de NaCl y a-t-il?

**Ex. Si on a 1,6 x 1025 atomes en tout, combien de grammes de carbonate de calcium y a-t'il?**

**Ex : Si on a 2,5 moles d’acide nitrique, combien de**

1. **grammes y a-t-il?**
2. **Molécules y a-t-il?**
3. **Atomes y a-t-il?**

**EX : Si on a 3,2 x 1023 molécules de phosphate de Fer (III), combien de grammes y a-t-il?**

**Les Réaction Chimiques**

Lorsqu’il y a une **Rx chimique...**

*
*

Évidence pour réaction chimique:

Quelles sortes de liaisons moléculaires se font brisés et comment?

**Balancer les Rx**

Une réaction chimique balancée est basée sur la loi de conservation de la masse.

Comment est-ce que vous balancez les réactions chimiques?

**Technique :**

Il est toujours une bonne idée de léser les éléments d’Hydrogène et Oxygène pour dernier. Quand tu es tout finis, vérifier les autres éléments.

Essaie

Les réactions de combustion ont souvent des grands coefficients.

Souvent les composés ioniques avec des ions polyatomiques participent dans les réactions chimiques. Il y a une truc pour les balancées.

ex: Al(NO3)3 + Ba(OH)2 ---> Al(OH)3 + Ba(NO3)2

ex: MgSO4 + Li3PO4 ---> Mg3(PO4)2 + Li2SO4

ex: FeI3 + Mn(CrO4)2 ---> Fe2(CrO4)3 + MnI4

**Règlements pour balancer**

Réactions Littérales:

**- États de la matière**

**- Éléments Diatomique**

**Vocab:**

 **Réactifs: Produits:**

**Combustion:**

Ex.

 Le nitrate de calcium réagit avec le cuivre pour formé le calcium solide et le nitrate de cuivre (I).

Ex. Le Chlorate de Potassium se décompose en Chlorure de Potassium et Perchlorate de Potassium.

Ex. L'oxyde de Fer(III) se forme lors de la réaction entre le fer solide et l'oxygène gazeux.

Ex. Le Butane brule dans la présence d'oxygène gazeux.

Ex: Le chlore gazeux réagit avec l'iodure de calcium pour former le chlorure de calcium et l'iode gazeux.

**Devoirs p.**

**Les 5 types de réactions chimiques**

On peut classifier les réactions par type générale.

**1) La**

**2) La**

**3) Le**

**4) Le**

**5) La**

1) Il y a une **synthèse** lorsque deux ou plusieurs éléments ou composés se combinent pour former un nouveau produit:

exemples

2) Il y a **décomposition** lorsqu'un composé se sépare pour former deux ou plusieurs éléments ou composés:

exemples

3) Il y a **déplacement simple** lorsqu'un élément remplace un autre élément d'un composé:

exemples

4) Il y a **déplacement double** quand les cations de deux différents composés échangent leur place pour former deux nouveaux composés:

exemples:

5) Il y a **combustion** lorsqu'un hydrocarbure réagit avec l'oxygène pour former un dioxyde de carbone et de l'eau:

exemples:

**Prédire les Produits**

*
*

Par exemple,

N2 + H2  ???

ex. Prédire les Produits:

 H2O



**Les réactions avec de l'Oxygène et un composé de Carbone est toujours une rx de combustion. Les produits sont.......**

***La stoechiométrie***

**La Stoechiométrie**:

**Ex.** Lors de la réaction entre le Fer et l'acide Sulfurique nous avons réagit complètement **4 moles de Fer,**

**(a) Combien de moles d’Acide Sulfurique est-ce que nous besoin?**

Nous avons besoin de la réaction balancée...

**\_\_\_Fe +\_\_\_\_H2SO4 > \_\_\_\_Fe2(SO4)3 + \_\_\_\_H2**

**Le Clef**

**Nous allons utilisés…**

*
*

Le rapport molaire entre Fe et H2SO4 ....

Si on avait **4 moles de Fe......**

b) Combien de moles de Fe2(SO4)3 et de H2 sont produits?

Ex.

 **N2 + H2** 🡪 **NH3**

(a) Si nous avons 4 moles de H2, combien de moles de N2 est-ce que nous besoins?

(b) Si nous avons reçu 0,14 moles de NH3, combien de moles de H2 est-ce que nous besoins?

Ex : Soit la réaction;

 **2C2H2 + 5O2 🡪 4CO2 + 2H2O**

1. Si nous avons 0,5moles de C2H2 combien de moles de O2 sont nécessaires?
2. Combien de moles de CO2 et de H H2O sont produits?

Ex : Soit la réaction;

 **P4 + 3O2 🡪 2 P2O3**

1. Si nous avons produits 2,8moles de P­2O­3 combien de moles de chaque réactif ont réagis?
2. Combien de moles d’O2 sont nécessaire pour réagir complètement avec 4,8 moles de P4?

Nous pouvons maintenant transformer des quantités d'une substance dans une autre substance sachant le rapport molaire.

LE PROBLÈME!!!!! On ne peut pas mesurer les moles directement dans le laboratoire.

MAIS, on peut mesurer la masse et chanceusement on peut changer des moles en grammes et des grammes en moles.

Essaie Na + Cl2 -> NaCl

Combien de grammes de NaCl sont produit par 20 g de Cl2?

Méthode..

exemple:

Soit la réaction; **N2 + 3H2**  **2NH3**

a) Combien de grammes de N2 sont nécessaire pour réagir avec 15g de H2?

b) Combien de grammes de NH3 sont produits par la réaction complète de 8g de H2?

exemple:

Soit la réaction; **2C2H2 + 5O2  4CO2 + 2H2O**

a) Combien de grammes de C2H2 et de O2 sont nécessaire pour produire 30g de CO2?

b) Combien de grammes de H2O et de CO2 sont produits par la réaction complète de 100g de O2?

Exemples…..

**P4 + 3O2  2 P2O3**

**Na3PO4 + 3 KOH  3 NaOH + K3PO4**

**C3H6O + 4 O2  3 CO2 + 3 H2O**

p.49 16 - 20

***Le Réactif Limitant***

Ex: Vous allumez votre BBQ et vous avez commencez la réaction de combustion suivante;

 **C3H8(g) + 5O2(g) -> 3CO2(g) + 4H2O(g)**

Est-ce qu'il continuera à brûler pour toujours? Pourquoi?

**Le réactif limitant**

*

Les autres réactifs,

Parfois le réactif limitant est évident, comme le propane dans votre BBQ, mais souvent nous avons besoin de déterminer le réactif limitant.

ex: 100g de P4 réagit avec 40g d'oxygène. Quel montant de P2O3 seront produits?

 **P4 + 3O2  2 P2O3**

**Comment est-ce qu'on pourrait déterminer le réactif limitant?**

***Étapes pour déterminer le réactif limitant***

**Étape 1 :**

**Étape 2 :**

 **100g P4**

 **40g de O2**

**Étape 3 :**

 **Le réactif limitant est......**

Exemple de problème :

 Li3N(s) + 3H2O(l) ****  NH3(g) + 3LiOH(aq)

Sachant que 4,87g de nitrure de lithium réagissent avec 5,80 g d’eau, quel montant d'ammoniac seront produits?

**Étape 1 : déjà fait**

**Étape 2 : calculs avec chaque réactif**

**4,87g Li3N**

**5,80g H2O**

**Étape 3 : Déterminez et identifiez le réactif limitant et le réactif en excès.**

exemple 2 : L’urée (NH2)2CO est obtenue par la réaction de l’ammoniac avec le dioxyde de carbone. Si 637,2g de NH3 réagit avec 1142g de CO2 quel montant d’urée serait produits?

**2NH3 +CO2  → (NH2)2CO + H2O**

Combien de grammes de CO2 demeurent en excès?

Parfois la masse d'une substance n'est pas pratique. Comment est-ce qu'on pèse 20 grammes d'oxygène?

**Le principe d'Avogadro**; Dans les conditions identiques (P et T) les volumes de différents gaz contiennent le même nombre de particules.

**À TPS, 273K (00C) et 1atm (101,3 kpa) un gaz de n'importe quelle substance occupe .**

Combien de dm3 correspond à

a) 2,5 moles de H2?

b) 10g de O2?

Retournons à l'exemple

 Li3N(s) + 3H2O(l)  NH3(g) + 3LiOH(aq)

Sachant que 4,87g de nitrure de lithium réagissent avec 5,80 g d’eau, quel **volume** d'ammoniac serait produit?

ex: Soit la réaction; Fe2O3(s) + CO(g) -> Fe(s) + CO2(g)

a) Combien de grammes de Fer sont produits par la réaction de 16dm3 de CO?

b) Quel volume de CO2 est produit par la réaction complète de 100g de Fe2O3?

c) Quel volume de CO2 est produit par la réaction de 20dm3 de CO?