

I. Les propriétés de la matière**A. La théorie cinétique**

Cette théorie est basée sur trois hypothèses :

- toute matière est composée de particules
- les particules de matière se déplacent constamment quoique soit son état physique
- les collisions entre particules sont parfaitement élastiques

B. Les états de la matière

L'état de la matière dépend du montant d'énergie (vitesse) ou de collisions des particules composant la matière. Étant donné que les particules sont en mouvement, la distance que les particules doivent voyager avant d'entrer en collision avec une autre détermine son état.

L'état à la température ambiante et à pression atmosphérique normale est déterminé par les forces internes.

1. Les solides

Cet état renferme des particules ayant une basse énergie. Comme nous le savons, les solides sont rigides et ont une forme et un volume précis. Les particules de ceux-ci s'agencent de façon prévisible et ordonnée. La distance entre les collisions sont extrêmement petites, soit une fraction de leur diamètre.

Les composés ayant des liaisons ioniques sont souvent solides à température ambiante puisque ce sont de liens forts. Ceux ayant une grande masse moléculaire ont aussi tendance à être des solides.

2. Les liquides

Cet état consiste de matière sous forme de fluide prenant la forme de son contenant et possède un volume précis. Généralement, les liquides augmenteront de volume lorsque la température augmente. On dit que le mouvement des particules des liquides sont du type vibratoire étant donné la distance entre elles est trop petite pour qu'elles puissent se diriger en ligne droite mais assez grande pour qu'elles puissent se déplacer librement.

3. Les gaz

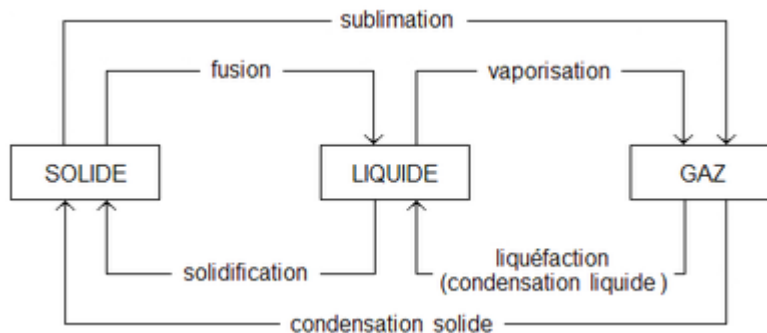
Les particules composant les gaz ont une haute énergie. Ils ont une forme fluide mais ont une forme et un volume non-définis. Ils prennent la forme de leur contenant grâce à la pression réciproque entre eux et la paroi. Les gaz sont facilement compressibles. La distance entre les collisions est très grande. À 25°C, une molécule d'oxygène doit parcourir 313 fois son propre diamètre (à 1 600km/h) avant d'entrer en collision.

4. Le plasma

Lorsqu'on chauffe la matière à de hautes températures, les collisions entre les particules font en sorte que des électrons sont projetés hors des atomes. Il s'agit d'un état ionisé de la matière quoique globalement neutre, est formé d'électrons et d'ions positifs. La plupart de l'Univers est composé de plasma. Quelques plasmas communs sont des étoiles, les aurores boréales et les éclairs.

Comme les gaz, le plasma n'a pas de volume ni de forme définis mais contrairement au gaz il est fortement influencé par les champs magnétiques et conduit bien l'électricité.

C. Les changements d'état



Certains changements d'états absorbent de l'énergie tandis que d'autres en dégagent.

1. La pression et la pression de vapeur

a. définition de la pression

Puisque les particules sont en mouvement, ils exercent une force lorsqu'ils entrent en collision avec la paroi. La force et le nombre de collisions sont à l'origine de la pression.

Pour augmenter la pression, on peut :

i. augmenter la force :

- en augmentant la vitesse des particules

ii. augmenter le nombre de collisions :

- en augmentant la vitesse des particules

- en diminuant le volume

- en augmentant le nombre de particules

La pression est mesurée en Pascal (Pa) dans le système international et la pression standard est de 100kPa. On mesure la pression des gaz avec un manomètre.

b. définition de la pression de vapeur

Il s'agit de la force exercée par les molécules d'une substance contre sa surface. Si la pression de vapeur est faible, les forces intermoléculaires sont élevées et vice versa. Elle est dépendante de la température étant donné qu'elle augmente l'énergie des particules. Une particule réussit à s'échapper si son énergie cinétique est assez élevée.

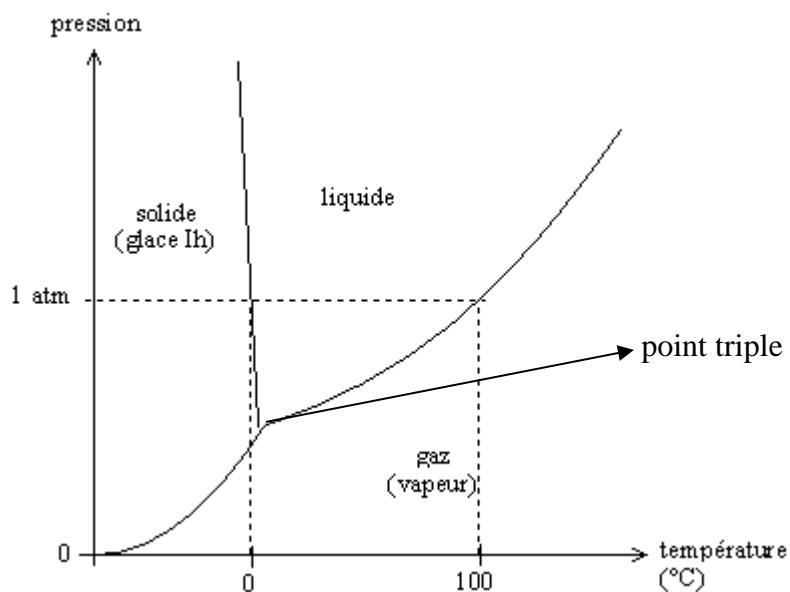
L'énergie cinétique moyenne de toutes les particules peut être calculée et est constante à une température donnée. Ceci ne veut pas dire que toutes les particules ont la même énergie. Donc, il y a certaines particules qui réussissent à s'évaporer et d'autres qui se condensent mais à des taux différents.

Un équilibre dynamique est atteint lorsque le nombre de particules qui s'évapore est égal au nombre qui se condense. Cet équilibre n'est possible que dans un système fermé.

Le point d'ébullition est atteint lorsque la pression de vapeur est égale à la pression atmosphérique. Toutes les particules peuvent donc vaincre la pression atmosphérique. Il est à noter que l'ébullition n'est pas la même chose que l'évaporation.

c. le diagramme de phases

Il indique les différents états de matière étant donné la pression et la température.



Les droites sur ce diagramme indiquent la pression et la température où il y a un changement d'état. Par exemple, à 100°C et 1 atmosphère il y a la droite qui sépare l'état liquide et gaz de l'eau. Donc, à ces conditions, c'est le point d'ébullition de l'eau.

Le point triple de l'eau se trouve à 0,611 kPa et 0,01°C. À ce point l'eau est à la fois gaz, liquide et solide.

Pour la plupart des substances, plus on augmente la pression, les particules seront entassées donc à une certaine pression ils deviendront solides. Ceci n'est pas le cas pour l'eau; l'eau est l'exception à plusieurs règles.

2. Enthalpie de fusion et de vaporisation

La loi de conservation d'énergie dit qu'il n'y ni gain, ni perte d'énergie. Elle ne peut qu'être transférée ou transformée.

Exemple

Un glaçon dans un verre d'eau absorbera l'énergie de l'eau. Donc, la température de l'eau diminue et celle du glaçon augmente.

Lorsqu'une substance est en train de fondre ou de bouillir elle ne change pas de température.

Enthalpie de fusion (ΔH_{fus}) :

C'est le montant d'énergie requis pour fondre 1kg de substance à son point de fusion. Elle est mesurée en J/kg.

Enthalpie de vaporisation (ΔH_{vap}) :

C'est le montant d'énergie requis pour vaporiser 1kg de substance à son point d'ébullition. Elle est mesurée en J/kg.

Il y a deux formules pour déterminer l'énergie requise pour faire un changement de température ou d'état :

Pour un changement de température : $Q = m\Delta Tc$

Pour la fusion ou la vaporisation totale d'une substance : $Q = m\Delta H$



Q = énergie/chaleur

m = masse de la substance

ΔT = variation de température

c = chaleur massique (dépend de la substance et de son état) en J/(g·°C)

ΔH = enthalpie de fusion/vaporisation qui change selon la matière

Pour l'eau la chaleur massique est de :

2,06J/(g·°C) en état solide,

4,18J/(g·°C) en état liquide et

2,02J/(g·°C) pour la vapeur.

Son enthalpie de fusion est de 334 J/g et

son enthalpie de vaporisation est de 2260 J/g.

À des fins de comparaison, ces mêmes données pour le fer sont 0,4494J/(g·°C), 13 807J/g et 349 600J/g.



Exemple

Comparez le montant d'énergie pour apporter 100mL d'eau de 10°C à 100°C et 100g de fer de 10°C à son point de fusion à 1 536°C.



Exemple

Quel est le montant d'énergie nécessaire pour apporter un cube de glace de 25g de -5°C à 25°C?



La conservation d'énergie

D. Le tableau périodique des éléments

1. Les sortes d'éléments

Le tableau périodique peut être séparé en 5 grandes catégories d'éléments :

a. l'hydrogène

Il est dans une classe par lui-même. Il a des caractéristiques appartenant aux métaux et aux non-métaux.

b. les métaux

Ce sont les éléments qui occupent la plus grande partie du tableau périodique. Ils sont à la gauche du tableau. Puisqu'ils ont tendance à perdre des électrons, ils deviennent ionisés positivement.

c. les non-métaux

Ils occupent une petite place à la droite du tableau. Ils ont tendance à gagner des électrons alors ils deviennent ionisés négativement.

d. les gaz inertes

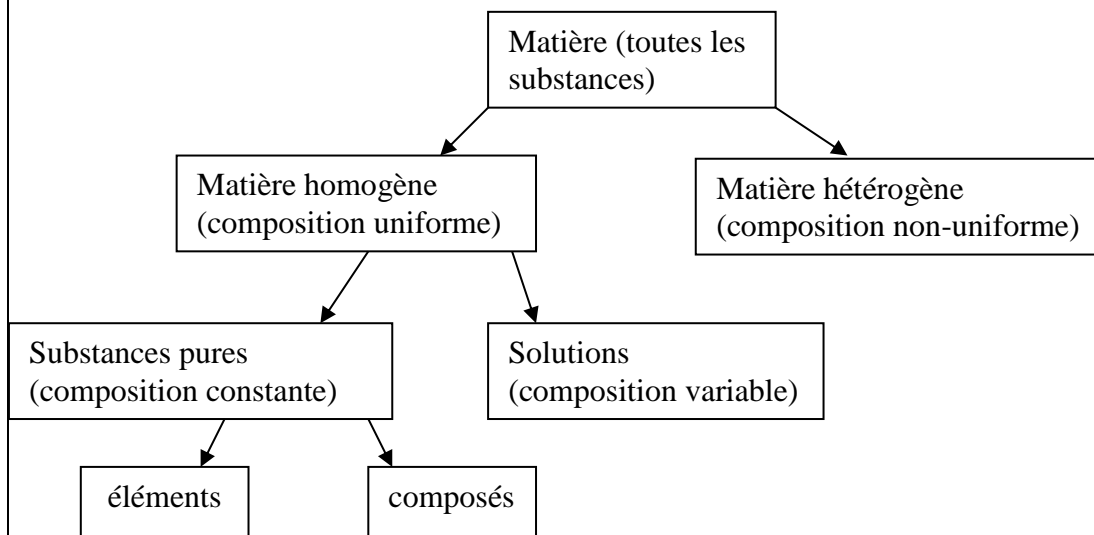
Ils occupent la dernière colonne dans le tableau périodique. Ils sont très stables et ne gagnent ni perdent facilement leurs électrons. C'est pour cela qu'on les appelle inertes, c'est-à-dire très peu réactifs.

e. les métalloïdes (semi-métaux)

Ils occupent les escaliers que forme la division entre les métaux et les non-métaux. Ceux-ci sont le bore, le silicium, le germanium, l'arsenic, l'antimoine, le tellure et dépendant du tableau périodique, le polonium et l'astate.

2. L'atome

C'est la plus petite entité pouvant représenter un élément.



Élément : substance pure à la base de toute matière formée d'une seule sorte d'atome déterminé par le nombre de protons dans leur noyau.

Molécule : composé chimique formé de plusieurs atomes ou éléments

a. les composantes

L'atome consiste d'un noyau extrêmement petit par rapport aux dimensions de l'atome (fourmi = noyau, terrain de baseball = atome). Le noyau renferme les protons et les neutrons et les électrons orbitent autour de ceux-ci en un nuage électronique.

Proton : particule fondamentale chargée positivement occupant le noyau de l'atome. Il a une masse atomique de 1 uma ou $1,67262 \times 10^{-27}$ kg.

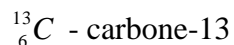
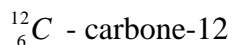
Neutron : particule fondamentale neutre occupant le noyau de l'atome. Il a une masse atomique de 1 uma ou $1,67493 \times 10^{-27}$ kg.

Électron : particule fondamentale chargée négativement qui orbite le noyau de l'atome. Ils ont une masse de 0 uma ou $9,10938 \times 10^{-31}$ kg.

L'atome, dans son ensemble, est neutre puisqu'il contient autant de protons que d'électrons. Étant donné la masse 1 836 fois plus petite des électrons par rapport aux protons et des neutrons, on dit que seuls ces derniers ont une masse et déterminent la masse atomique.

b. les isotopes

On appelle isotope des atomes d'un même élément qui diffèrent au niveau du nombre de neutrons dans leur noyau. On les représente comme tel :



Le chiffre en haut représente la masse atomique tandis que celui du fond représente le numéro atomique (Z), ou le nombre de protons.

La masse atomique sur le tableau périodique représente la masse moyenne ayant pris en considération le rapport des isotopes présents naturellement.

Voici un [tableau](#) démontrant les rapports des différents isotopes.



Comment calculer une moyenne pondérée.



Exemple

Calculez la masse atomique moyenne du bore s'il y a 20% de bore-10 et 80% de bore-11.



Exemple

Quels pourcentages d'argent-107 et 109 y a-t-il sachant que sa masse atomique moyenne est de 107,87?

3. Les familles

Groupe d'éléments appartenant à la même colonne dans le tableau périodique et démontrant des caractéristiques semblables.

IA – les métaux alcalins (hydrogène exclus)

- Ils font partie de la première colonne
- Ils sont tous des métaux
- Ils ont un électron de valence
- Ils sont très réactifs pouvant facilement perdre un électron pour s'ioniser positivement
- L'énergie pour perdre cet électron (énergie de première ionisation) est très faible
- L'indice d'électronégativité (E°) (qui mesure l'attraction des électrons) est faible

IIA – les métaux alcalino-terreux

- Ils font partie de la deuxième colonne
- Ils ont deux électrons de valence
- Ils peuvent facilement perdre deux électrons de valence pour s'ioniser positivement
- L'énergie de première ionisation est basse mais plus élevée que les alcalins
- L'indice d'électronégativité est légèrement plus grand que celui des alcalins

IIIA – famille du bore

IVA – famille du carbone

VA – famille de l'azote

VIA – les chalcogènes

- Ce sont tous des non-métaux sauf le Polonium
- Ils ont tendance à gagner 2 électrons
- Ils manquent tous 2 électrons pour remplir leur couche de valence
- Ils ont une grande énergie de première ionisation
- Ils ont une grande électronégativité

VIIA – les halogènes

- Ils sont tous des non-métaux
- Ils manquent tous un électron pour remplir leur couche de valence
- Ils ont tendance à gagner un électron et sont très réactifs
- Ils ont une très grande énergie de première ionisation
- Ils ont une très grande électronégativité

VIII A – les gaz rares (inertes, nobles, parfaits)

- Ils occupent la dernière colonne
- Ils ont tous leur couche de valence remplie
- Ils sont très stables et très peu réactifs
- Ils ont une énergie de première ionisation extrêmement élevée
- Ils ont une électronégativité très faible

Les autres éléments se retrouvant dans les colonnes 3 à 11 sont les éléments de transition et possèdent une variété de propriétés chimiques et physiques.

4. Les périodes

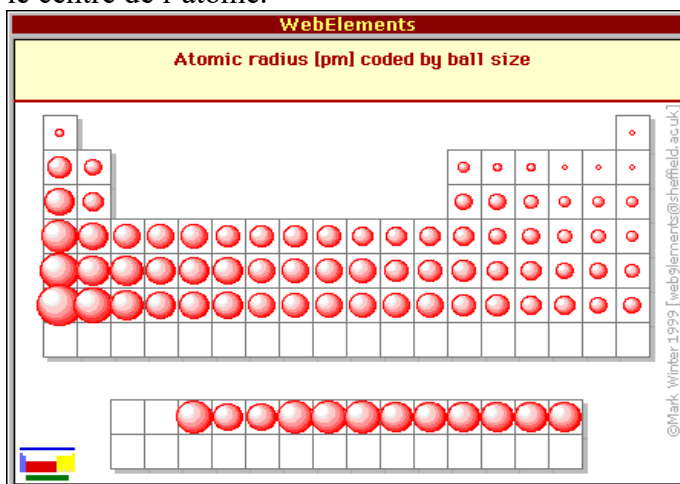
Une période est une rangée horizontale d'éléments. Leurs propriétés changent graduellement de métal à non-métal. Le numéro de la période détermine le nombre de couche électronique que possède l'élément.

Les lanthanides (terres rares) et les actinides, quoique des rangées, ne sont pas des périodes. Ils font parties des périodes 6 et 7 respectivement mais sont placés au fond pour des raisons pratiques.

5. La périodicité

a. le rayon atomique

Le rayon augmente à l'intérieur des familles (verticalement) car on augmente une couche d'électrons lorsqu'on se déplace vers le bas. Le rayon diminue à l'intérieur des périodes (horizontalement) puisque les couches se remplissent et les atomes se stabilisent. À chaque fois qu'on ajoute un proton au noyau, les électrons sont de plus en plus attirés vers le centre de l'atome.

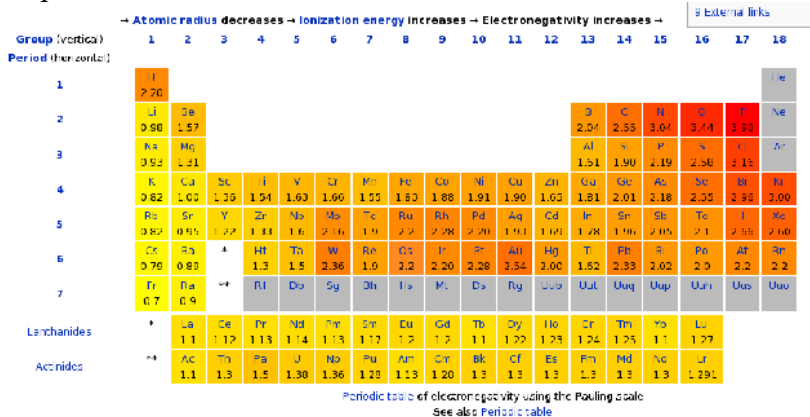


b. l'indice d'électronégativité (E°)

Il s'agit de l'attraction pour les électrons que possède un atome.

À l'intérieur des familles, l'électronégativité diminue à mesure que le rayon augmente.

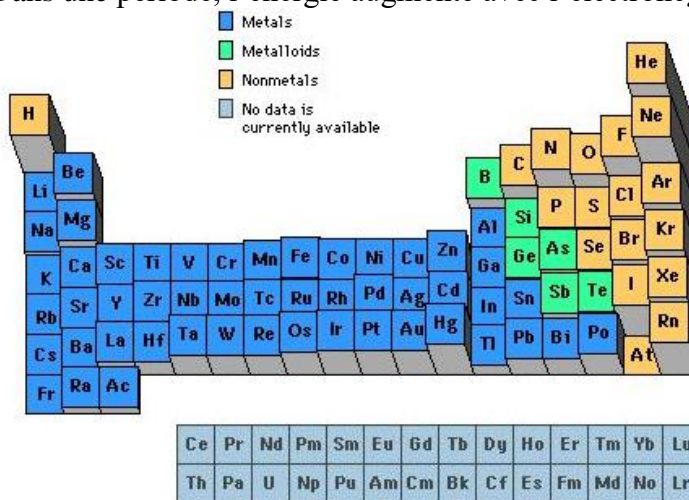
Dans une période, l'électronégativité augmente vers la droite puisque les atomes peuvent plus facilement remplir leur couche de valence lorsqu'ils ont plus d'électrons.



c. l'énergie de première ionisation

Il s'agit de l'énergie requise pour faire perdre à un élément son premier électron.

Dans une famille, l'énergie diminue à mesure que le rayon augmente.
Dans une période, l'énergie augmente avec l'électronégativité.



6. Les liaisons chimiques

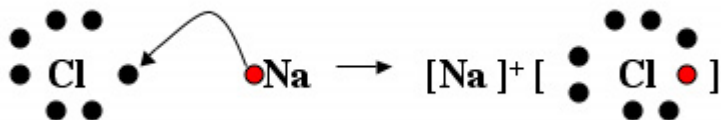
Liaison		Éléments	Électrons
Ionique		Métaux et non-métaux	Transfert du métal au non-métal
Covalente	Polaire	Non-métaux différents	Partage inégal
	Non-polaire	Non-métaux semblables	Partage égal
Métallique		Métaux	Libres dans un réseau d'ions métalliques positifs

Tous les éléments cherchent à remplir leur couche de valence d'électrons. C'est la règle de l'octet.

a. les liaisons ioniques

C'est une liaison entre un métal et un non-métal où il y a un transfert d'électrons.

On peut représenter une liaison ionique de la façon suivante :



b. les liaisons covalentes

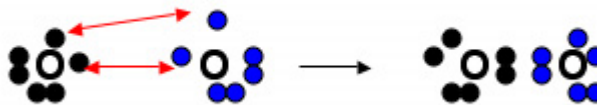
Lien entre des non-métaux où il y a partage des électrons.

i. les liaisons covalentes non-polaires

Il s'agit d'un lien entre deux non-métaux semblables. Ceux-ci partagent également leurs électrons puisqu'ils ont la même force d'attraction envers les électrons.

On appelle molécule diatomique une liaison formée de deux mêmes éléments, par exemple H₂.

On peut représenter les liaisons à l'aide de la structure de Lewis.



Il est possible d'avoir une liaison double ou même triple dépendant du nombre d'électrons partagés.

ii. les liaisons covalentes polaires

Une liaison entre deux non-métaux différents est dite covalente polaire. Si les électronégativités des éléments sont assez différentes, un élément attirera plus les électrons que l'autre. Ceci fait en sorte qu'une extrémité sera chargée partiellement positive (δ^+) tandis que l'autre sera chargée partiellement négative (δ^-).

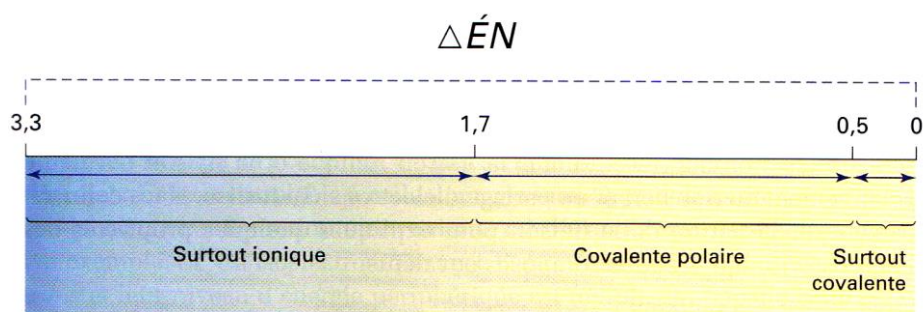
On peut représenter les liaisons à l'aide de la structure de Lewis.

c. les liaisons métalliques

Les métaux ne peuvent s'échanger assez d'électrons afin de respecter la règle de l'octet. Leurs liens sont donc moins forts que des composés ioniques. Dans une liaison métallique, les métaux libèrent leurs électrons afin qu'ils soient mis en commun et partagés. Les atomes ionisés sont placés en réseau peu rigide avec des électrons qui y circulent. Le réseau, étant peu rigide, fait en sorte qu'on puisse marteler des métaux et d'en faire des feuilles ou des fils.

d. l'électronégativité et la détermination du type de liaison

En comparant les électronégativités des éléments nous pouvons déterminer si une liaison est ionique, covalente polaire ou covalente non-polaire. Si la différence entre les électronégativités est de 1,7 ou plus, il s'agit d'une liaison ionique. Entre 0,5 et 1,7, c'est une liaison covalente polaire et moins que 0,5 c'est une liaison covalente non-polaire.



Différence d'électronégativité	0,00	0,65	0,94	1,19	1,43	1,67	1,91	2,19	2,54	3,03
Pourcentage de caractère de liaison ionique	0 %	10 %	20 %	30 %	40 %	50 %	60 %	70 %	80 %	90 %
Pourcentage de caractère de liaison covalente	100 %	90 %	80 %	70 %	60 %	50 %	40 %	30 %	20 %	10 %

7. Les formules chimiques et la nomenclature

a. Les liaisons ioniques

Étapes :

- On nomme le deuxième élément (le non-métal) en premier avec le suffixe *-ure* (exceptions : oxygène – oxyde, hydrogène – hydrure, azote – nitrure)
- On ajoute le mot *de*.
- On nomme le premier élément (le métal).
- Si le métal peut avoir plus d'un état d'oxydation (charge), on indique la charge avec une parenthèse et la charge en chiffres romains.

Exemple

Nommez NaCl, MgCl₂, Fe₂O₃

b. Les liaisons covalentes

Étapes :

- On nomme le deuxième élément avec le suffixe *-ure* et le préfixe dénotant le montant de cet élément dans le composé.
- On ajoute le mot *de*.
- On nomme le premier élément avec le préfixe dénotant le montant de cet élément dans le composé (sauf *mono-*).

Exemple

Nommez H₂O, CO₂, CO

c. Les composés polyatomiques

Un composé polyatomique est un composé ionique contenant un métal et un ion polyatomique. Les règles des composés ioniques s'appliquent à ces composés sauf que l'ion polyatomique a son propre nom.

Exemple

Nommez NaNO_3 , CaSO_4 , KMnO_4

II. Les réactions chimiques**A. La mole : une quantité**

Lors de réactions chimiques, un énorme nombre de molécules jouent un rôle à faire réagir. Étant donné la grandeur minime des atomes, nous ne pouvons pas compter individuellement chaque atome. Nous prenons donc la masse et nous comptons avec une quantité appelée mole.

Une mole est définie comme étant la quantité d'une substance qui contient autant d'unités qu'il y a d'atomes dans 12 g de carbone-12.

Une mole consiste de $6,02214 \times 10^{23}$ unités (soit le nombre d'Avogadro). La fête de la mole est le 23 octobre de 6h02 à 18h02 aux États-Unis.

La masse atomique est la masse (en grammes) d'une mole d'atomes.
La masse molaire est la masse (en grammes) d'une mole de molécules.

Le symbole de la mole est mol.

La plupart des calculs de ce chapitre consistera de la conversion d'unités.



Exemple :

Si tu avais 2 douzaines de biscuits, combien en aurais-tu? Et si tu avais 642 biscuits, combien de douzaines aurais-tu?



Tu as, dans ta main, 0,05 mol de sucre. Combien y a-t-il de molécules de sucre?



Tu as un mol d'eau dans un verre. Combien de moles d'atomes d'hydrogène et d'oxygène as-tu? Combien de chaque élément as-tu?



Quelle est la masse molaire du fer? Quelle est la masse molaire du dioxygène?
Quelle est la masse molaire de l'eau?



Quelle est la masse de 2,5mol de cuivre? De 3,25 mol de CO_2 ?



Combien de mol d'or avons-nous si nous en avons 150g? 0,5kg de chlorure de magnésium?



Récapitulation de la conversion

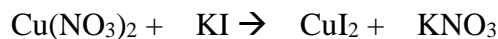
B. La stœchiométrie

Ensemble de calculs basés sur les rapports molaires dans les équations chimiques.



Exemples

Équilibrez les réactions suivantes :



Les coefficients peuvent représenter le rapport entre le nombre de molécules ou le rapport entre le nombre de moles (rapport molaire).

Si nous avons la masse des réactifs ou des produits, il faut premièrement transformer celles-ci en moles pour pouvoir résoudre le problème.



Exemple

Combien de moles d' O_2 seront produits dans la réaction $\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2 + \text{O}_2$ si nous avons 3 moles d'eau et que la réaction se produise complètement?



Quelle masse de zinc et d'acide chlorhydrique, HCl, ont été utilisés dans la réaction $\text{Zn} + \text{HCl} \rightarrow \text{ZnCl}_2 + \text{H}_2$ si nous avons produit 100g de ZnCl_2 ?

C. Le réactif limitant

Le réactif limitant est celui qui détermine la quantité maximale des produits obtenus. Le réactif limitant est tout utilisé lors de la réaction.

Le réactif en excès est celui qui reste après qu'une réaction est terminée.

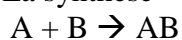


Exemple

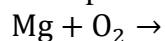
D'après la réaction $4\text{Al} + 3\text{O}_2 \rightarrow 2\text{Al}_2\text{O}_3$, quel sera le réactif limitant si 10g d'aluminium réagit avec 10g d'oxygène gazeux?

D. Les types de réaction

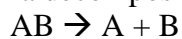
1. La synthèse



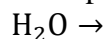
Exemple



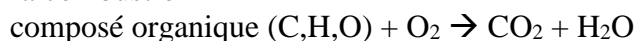
2. La décomposition



Exemple



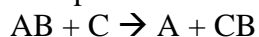
3. La combustion



Exemple



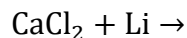
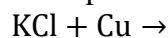
4. Le déplacement simple



Généralement, un composé ionique (AB) réagit avec un métal (C) pour donner un métal (A) venant de la liaison initiale et un nouveau composé ionique (CB).

Lorsque des métaux participent au déplacement, il faut déterminer s'il y aura une réaction ou non. Le métal le plus réactif sera celui qui s'accouplera au non-métal. Donc, si le métal le plus réactif fait déjà partie du composé, il n'y aura pas de réaction. S'il ne fait pas partie du composé, il y aura une réaction.

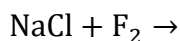
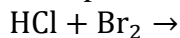
Exemple



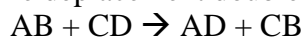
Si les halogènes font partie de la réaction, il faut déterminer lequel est le plus réactif. Le fluor, ayant la plus grande électronégativité, sera le plus réactif, suivi du chlore et ainsi de suite.



Exemple



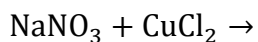
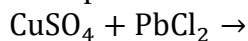
5. Le déplacement double



Les ions positifs changent de composés dans ces réactions. Si les composés produits sont solubles, il n'y aura pas de réaction. S'ils sont insolubles, il y aura une réaction.

Les nitrates sont généralement solubles. Les sulfates sont solubles sauf s'ils contiennent le Ca^{+2} , Ba^{+2} , Sr^{+2} , Pb^{+2} ou Ra^{+2} . Les ions K^+ , Na^+ et Li^+ sont solubles avec tous les anions.

Exemple



E. L'énergie chimique

Il existe deux sortes de transferts d'énergie dans les réactions chimiques : l'absorption d'énergie et la libération d'énergie.

La chaleur de réaction est la quantité de chaleur absorbée ou dégagée par un système chimique lors d'une réaction. Cette chaleur de réaction représente la différence d'enthalpie des corps formés et des réactifs.

1. Les réactions exothermiques

Ces réactions libèrent de l'énergie.

Exemple : la respiration cellulaire



Étant donné la conservation de l'énergie :

Enthalpie des réactifs (H_r) > Enthalpie des produits (H_p)

Nous pouvons aussi représenter le dégagement d'énergie selon la différence d'enthalpie :

$$H_r > H_p$$

$$H_p - H_r < 0$$

$$\Delta H < 0$$

Ou graphiquement :

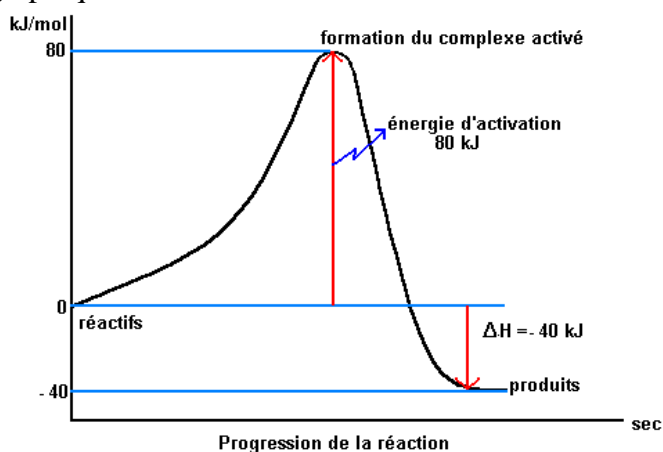
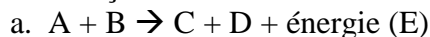


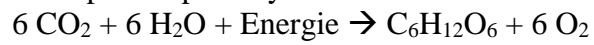
Diagramme de l'énergie potentielle d'une réaction exothermique

Habituellement, on démontre l'énergie dans une réaction chimique d'une des deux façons suivantes :



2. Les réactions endothermiques
Ces réactions absorbent l'énergie.

Exemple : la photosynthèse



Dans cet exemple, $H_r < H_p$

Donc, $\Delta H > 0$

Et graphiquement,

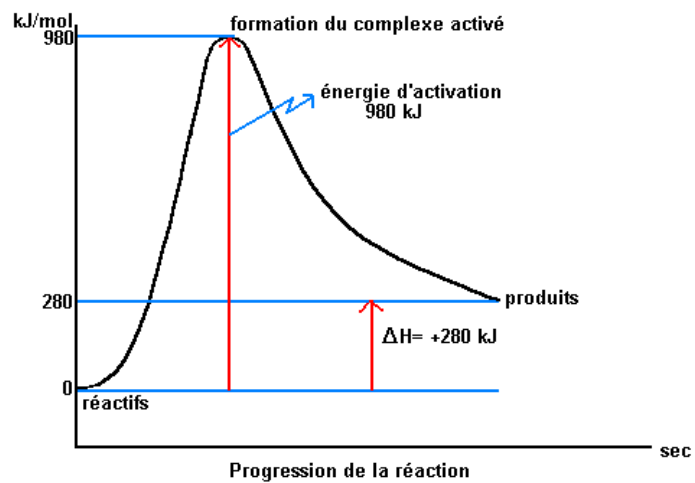


Diagramme d'énergie potentielle d'une réaction endothermique

On démontre les réactions endothermiques des façons suivantes :

- $A + B + \text{énergie (E)} \rightarrow C + D$
- $A + B \rightarrow C + D \quad \Delta H = \# \text{ positif}$

3. Calculer l'énergie d'une réaction

a. selon l'énergie des liens

Les substances emmagasinent leur énergie dans les liens des atomes qui les composent. L'énergie d'une substance dépend de la sorte d'atome ainsi que du nombre de liens. Cette méthode devient difficile à utiliser si nous ne savons pas la structure des composés.

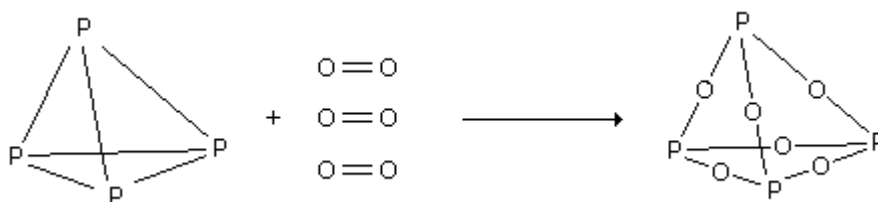
Pour déterminer l'énergie libérée ou absorbée, nous comparons l'énergie nécessaire pour briser les liens (d'atomisation) et l'énergie nécessaire pour former les liens (de formation).

L'énergie d'activation est la somme de toutes les énergies d'atomisation. C'est l'énergie minimum nécessaire afin que la réaction ait lieu.



Exemple

Détermine si la réaction $P_4 + 3 O_2 \rightarrow P_4O_6$ est exothermique ou endothermique selon l'énergie des liens.



Énergie d'atomisation	Énergie de formation
liens P-P x mol x kJ/mol = kJ	liens P-O x mol x kJ/mol
lien O=O x mol x kJ/mol = kJ	
Énergie d'activation	kJ

$\Delta H =$

Écris sous forme de réaction :

i.

ii.

b. la loi de Hess

Lorsqu'une réaction est la somme de plusieurs réactions partielles, l'énergie est la somme des chaleurs des réactions partielles.

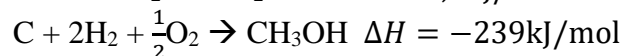
Pour déterminer l'énergie utilisant la loi de Hess, nous additionnons et soustrayons des équations où on connaît la variation d'enthalpie. Pour faire ceci, nous avons quelques règles dont nous pouvons suivre :

- nous pouvons multiplier une réaction par un scalaire. En faisant ceci, chaque rapport molaire et l'énergie sont multipliés par ce chiffre
- nous pouvons inverser la réaction. Ceci change la réaction endothermique à une exothermique ou vice versa.
- nous pouvons additionner des réactions. Les rapports molaires des composés sur un même côté de la réaction sont additionnés et ceux de côtés opposés sont soustraits.



Exemple

Détermine l'énergie de cette réaction $\text{CH}_3\text{OH} + \frac{3}{2}\text{O}_2 \rightarrow 2\text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2$ étant donné les réactions :



En additionnant comme en mathématiques, on peut trouver l'énergie dégagée/absorbée.

III. Les solutions

Définition : mélange homogène de substances

Les solutions peuvent comprendre les composantes suivantes :

<u>Soluté</u>	<u>Solvant</u>	<u>Exemple</u>
Solide	Liquide	
Solide	Solide	
Gaz	Gaz	
Gaz	Liquide	
Liquide	Liquide	
Liquide	Gaz	
Solide	Gaz	

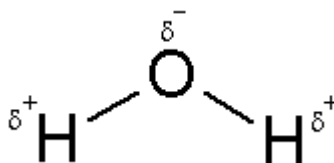
Un soluté est un corps dissous dans le solvant.

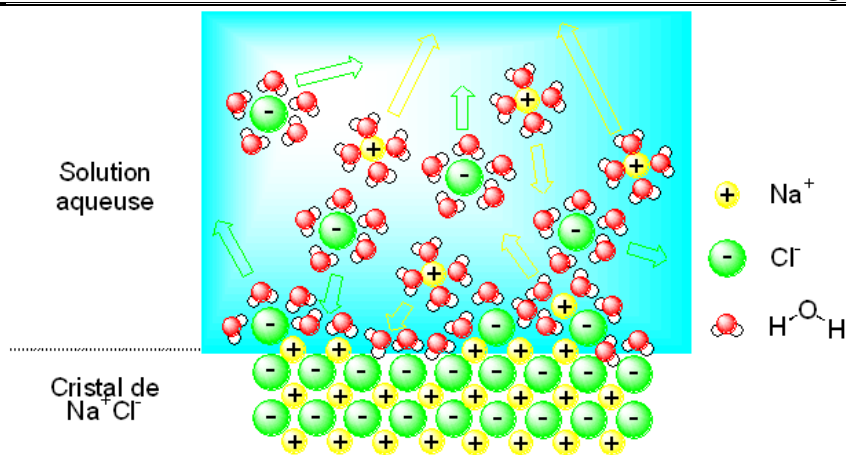
Un solvant est un corps ayant le pouvoir de dissoudre d'autres corps. Le solvant universel est l'eau.

A. La dissolution et la solubilité

1. La dissolution

À l'échelle moléculaire, la dissolution d'un soluté est déterminée par l'attraction entre les particules de soluté et de solvant. Plus la force d'attraction est forte, plus le soluté aura tendance à se dissoudre.



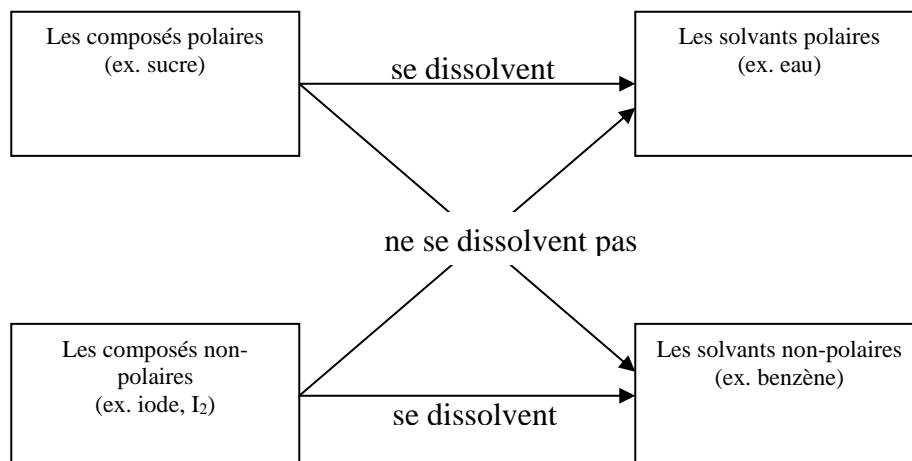


L'attraction entre les particules du soluté et du solvant peuvent déterminer si le soluté sera soluble ou non. Les liaisons entre les particules de soluté et celles du solvant ont tendance à se rompre et si l'attraction entre les particules est assez grande, le soluté se dissoudra.

De même, si le solvant et le soluté sont tous deux non polaires, le soluté sera soluble.

La polarité de l'eau et des ions fait en sorte que les composés ioniques ont plus souvent tendance à être soluble dans l'eau (sauf pour certaines exceptions dues à l'attraction entre les ions). Les composés étant polaires ont aussi tendance à se dissoudre dans l'eau.

On peut simplifier par ce diagramme :



2. Facteurs affectant la vitesse de dissolution
 - a. température
Plus la température est élevée, plus la vitesse sera élevée.
 - b. surface de contact
Plus il y a de surface, plus la vitesse sera élevée.
 - c. le mouvement
Plus on brasse ou mélange les substances, plus la vitesse sera élevée.
3. La solubilité
La solubilité d'une substance est la quantité maximale de soluté que peut contenir une solution à une température donnée. Elle s'exprime de différentes façons :
masse/volume (g de soluté/100mL de solvant)
mol/volume (mol de soluté/litre de solvant)

Une solution est saturée lorsqu'elle contient autant de soluté qu'il peut s'en dissoudre à une température donnée.
Une solution est non-saturée lorsqu'il y a encore place pour du soluté à une température donnée.
Une solution est sursaturée lorsqu'il y a plus de soluté qu'il peut s'en dissoudre à une température donnée.

<http://www.chemcollective.org/vlab/vlab.php>
4. Les facteurs affectant la solubilité
 - a. la taille des molécules
Les petites molécules sont habituellement plus solubles que les grosses.
 - b. la température
Généralement pour les solides et les composés ioniques, plus la température augmente, plus la solubilité augmentera.
Pour les gaz, par contre, ils deviennent moins solubles à mesure que la température augmente.

c. la pression

La pression a très peu d'effet sur la solubilité des liquides et des solides mais a un effet sur les gaz dans un solvant liquide. Plus la pression augmente chez un plongeur, plus l'azote gazeux se dissoudra dans son sang. Si le plongeur refait surface trop vite, le changement de pression entraînera des bulles d'azote dans son sang (comme ouvrir une bouteille de boisson gazeuse). En français, c'est le mal de caissons, en anglais, « [the bends](#) ».

B. La concentration des solutions

1. Le pourcentage en masse par volume

$$\%mpv = \frac{m_{\text{soluté}}}{V_{\text{solution}}} \times 100\%$$

La masse est mesurée en grammes et le volume en millilitres.



Exemple

On dissous 4,00g d'un médicament dans 2,00mL d'eau. Le volume final est de 3,00mL. Quelle est la concentration du médicament en % (m/V)?

Quelle masse est nécessaire de Na_3PO_4 pour préparer 2,0L de solution d'une concentration de 1,7% (m/V)?

2. Le pourcentage en masse par masse

$$\%mpm = \frac{m_{\text{soluté}}}{m_{\text{solution}}} \times 100\%$$



Exemple

L'acier est composé de 2% de carbone par masse. Si tu as 95kg de fer, quelle masse de carbone avons-nous besoin pour faire de l'acier?

3. Le pourcentage en volume par volume

$$\%vpv = \frac{V_{\text{soluté}}}{V_{\text{solution}}} \times 100\%$$



Exemple

L'alcool à friction est utilisé comme antiseptique. Il est vendu sous la forme d'une solution de 70% (V/V) d'alcool isopropylique dans l'eau. Quel volume d'eau est utilisé pour préparer 500mL d'alcool à friction?

4. La concentration en parties par million (ppm) et par milliard (ppb)

$$ppm = \frac{m_{\text{soluté}}}{m_{\text{solution}}} \times 10^6$$

$$\frac{m_{\text{soluté}}}{m_{\text{solution}}} = \frac{m'_{\text{soluté}}}{10^6 \text{ g de solution}}$$

$$ppb = \frac{m_{\text{soluté}}}{m_{\text{solution}}} \times 10^9$$

$$\frac{m_{\text{soluté}}}{m_{\text{solution}}} = \frac{m'_{\text{soluté}}}{10^9 \text{ g de solution}}$$



Exemple

Un certain champignon peut produire une toxine mortelle si elle est ingérée en quantité suffisante. S'il y a plus de 25ppb de ce champignon dans un chargement d'arachides, la compagnie doit se débarrasser des arachides. Si une compagnie reçoit 20 tonnes métriques d'arachides, quelle sera la quantité maximale du champignon permise?

5. La concentration molaire

$$C = \frac{n}{V}$$

C'est l'unité de concentration la plus utile. Il s'agit du nombre de moles de soluté dissout dans un litre de solvant. Les unités sont donc le mol/L (ou M).

La concentration molaire est aussi nommée la molarité.



Exemple

Une solution saline contient 0,90g de chlorure de sodium dissous dans 100mL de solution. Quelle est la concentration molaire de la solution?



Une solution saturée de CaSO_4 a une concentration de 0,00153mol/L. Un élève prend 65mL de la solution et fait évaporer l'eau. Quelle masse reste-t-il de sulfate de calcium?

C. Les dilutions

Une dilution est lorsqu'on réduit la concentration d'une solution.

Étant donné que nous n'ajoutons que du solvant, le montant de soluté ne change pas. C'est-à-dire que le nombre de moles de soluté reste constant avant et après la dilution.

Nous pouvons donc établir la formule suivante nous permettant de calculer la concentration ou le volume d'une solution dépendant de la dilution :

Nombre de moles avant la dilution = Nombre de moles après la dilution

$$n_1 = n_2$$

$$c_1 V_1 = c_2 V_2$$



Exemple

Nous avons 150mL d'une solution d'hydroxyde de sodium (NaOH), 2,5M que nous voulons diluer à 0,25M. Quel volume d'eau devons-nous ajouter à la solution initiale?

IV. Les gaz et l'atmosphère

A. Les facteurs affectant les gaz

1. Le volume d'un gaz

Le volume est l'espace qu'occupe la matière. Les gaz n'occupent aucun volume précis à moins qu'il soit dans un contenant. Les gaz sont aussi très compressibles, c'est-à-dire qu'on peut facilement changer leur volume.

2. La pression

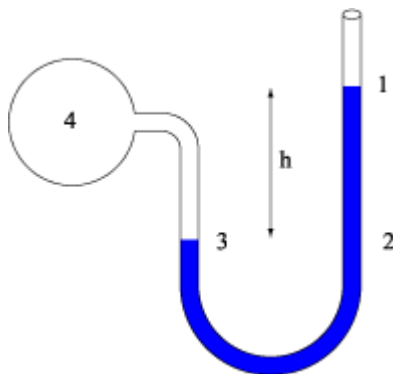
La pression est la force exercée sur un objet par unité de surface. Un Pascal (Pa) est défini comme un Newton (N) par mètre carré (m^2). D'autres unités de mesures sont :

- le mm de Hg
- le Torr
- l'atmosphère

La pression standard est :

$$101,3 \text{ kPa} = 760 \text{ mm de Hg} = 1 \text{ atm} = 760 \text{ Torrs}$$

Un manomètre est un instrument qui sert à mesurer la pression.



Étant donné que les gaz ont une masse et sont affectés par la gravité, ils exercent donc une pression vers le bas (le centre de la Terre). Cette pression est la pression atmosphérique. Découverte par Galilée et ensuite définie par Evangelista Torricelli, elle fut premièrement mesurée avec un manomètre à mercure. Torricelli a observé que la colonne de mercure n'était pas constante mais changeait selon la température et du climat.

Convertis :

805mmHg en atm et en kPa

3. La température

La température est la mesure de l'énergie cinétique moyenne de toutes les particules d'une substance.

Il existe plusieurs unités de mesure de la température dont le °C et le °F étant les plus communs. Par contre, dans ce chapitre nous utiliserons le Kelvin (K).

L'échelle du Kelvin est la même que pour celle des Celsius. Donc, une différence de 1°C est équivalente à une différence de 1K. La seule différence est que l'échelle est déplacée de 273 degrés.

$$0 K = -273^{\circ}C (-273,15^{\circ}C \text{ pour être spécifique}).$$

Le point de fusion de l'eau est 273K et le point d'ébullition est 373K. La température standard est 273K.

Convertis :

36°C en K

303K en °C

4. Le nombre de particules

Le nombre de particules est exprimé en moles étant donné la facilité de cette unité.

B. Les lois des gaz

1. La loi de Charles

$$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}$$

ou

$$\frac{V_1}{V_2} = \frac{T_1}{T_2}$$

Plus la température baisse, plus le volume d'un gaz diminue. Plus on augmente la température, plus le volume augmente.

À zéro Kelvin, le volume d'un gaz est théoriquement zéro. Ce point est nommé zéro absolu et c'est le point où toute matière cesse de bouger (à 0 K, l'énergie cinétique est zéro).

<http://www.pbs.org/wgbh/nova/zero/>

2. La loi de Boyle-Mariotte

$$\frac{V_1}{V_2} = \frac{P_2}{P_1}$$

ou

$$P_1V_1 = P_2V_2$$

Plus on augmente la pression, plus le volume diminue et vice versa.

3. La loi de Gay-Lussac

$$\frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2}$$

4. La loi générale des gaz

$$\frac{P_1V_1}{T_1} = \frac{P_2V_2}{T_2}$$

5. La loi des pressions partielles de Dalton

$$P_T = P_1 + P_2 + P_3 + \dots$$

6. L'hypothèse d'Avogadro

$$\frac{n_1}{V_1} = \frac{n_2}{V_2}$$

7. La loi des gaz parfaits

$$PV = nRT \quad R = \text{constante des gaz} = 8,314 \frac{\text{kPa} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}}$$

À TPN, tous les gaz parfaits ont un volume molaire de 22,4L/mol.

C. La stœchiométrie des gaz

1. Les rapports volume-volume



L'ammoniac est produit selon la réaction $\text{N}_2(\text{g}) + 3\text{H}_2(\text{g}) \rightarrow 2\text{NH}_3(\text{g})$. Si 10,0L d'azote réagit avec un excès d'hydrogène, quel volume d'ammoniac sera produit à 20 260kPa et 500°C?

2. Les rapports masse-volume



30g d'hydroxyde de lithium en solution réagissent avec du dioxyde de carbone pour former du carbonate de lithium et de l'eau. Quel volume de dioxyde de carbone est nécessaire pour faire complètement réagir l'hydroxyde de lithium à TAPN?

D. La vitesse de diffusion

$$\frac{v_1}{v_2} = \sqrt{\frac{M_2}{M_1}}$$

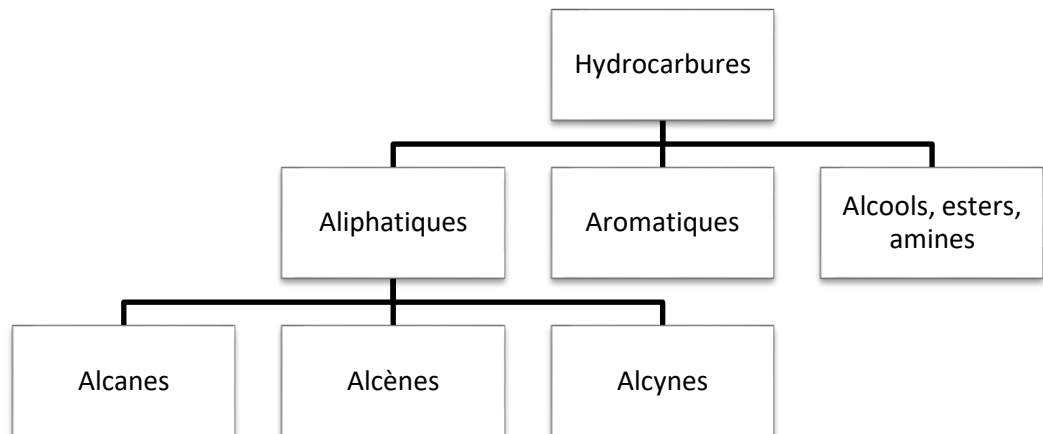
ou

$$\frac{v_1^2}{v_2^2} = \frac{M_2}{M_1}$$

V. La chimie organique

L'étude des composés à base du carbone.

Les composés organiques sont classifiés comme suit :



A. Les alcanes

Composés saturés ne comprenant que du carbone et de l'hydrogène.

Nom	Formule	Formule moléculaire	Structure
Méthane			
Éthane			
Propane			
Butane			
Pentane			
Hexane			
Heptane			
Octane			
Nonane			
Décane			

1. Les propriétés des alcanes
 - les alcanes sont saturés, c'est-à-dire que chaque carbone est lié au nombre maximum d'atomes d'hydrogène.
 - les alcanes sont des composés non-polaires.
 - plus l'alcane contient d'atomes, plus l'état physique de celui-ci s'approche d'un solide. (1-5 atomes : gaz, 5-16 atomes : liquides, 16-22 atomes : liquide dense ie. huile, plus de 18 atomes : semi-solides ie. graisses et cires, plus de 26 atomes : semi-solides ie. goudrons)

2. La nomenclature des alcanes ramifiés

Règles :

- trouve la chaîne continue la plus longue
- numérote la chaîne à partir de l'extrémité qui donne à une ramification le nombre le plus petit
- on nomme la ramification en changeant la terminaison à -yl et en utilisant le nombre déterminé à l'étape précédente
- s'il y a deux ramifications ou plus du même type, on indique chaque ramification dans le préfixe par le nombre séparé d'une virgule suivi d'un trait d'union. En plus, on place un préfixe (di-, tri-, ...) pour indiquer le nombre de ramifications.
- s'il y a plus d'un type de ramifications, on les nomme en ordre alphabétique en ignorant les préfixes (di-, tri-,...)
- si plus d'une chaîne peuvent être la chaîne principale, on choisit la chaîne ayant le plus grand nombre de ramifications.

Préfixe + Racine + Suffixe

Préfixe : indique le nom et la position des ramifications

Racine : indique la chaîne principale

Suffixe : indique le type de composé

Exemples :

2-méthylpentane

2,2,4-triméthylpentane

3-éthyl-2,2-diméthylpentane

3-éthyl-2,4-diméthylpentane

3. Les isomères

On nomme isomère un composé ayant la même formule chimique mais une différente structure qu'un autre composé.

Exemple :

butane v. méthylpropane

pentane, méthylbutane, diméthylpropane

hexane, 2-méthylpentane, 3-méthylpentane, 2,2-diméthylbutane, 2,3-diméthylbutane

B. Les alcènes

Composés organiques insaturés portant une ou plusieurs liaisons doubles entre les carbones.

1. Les propriétés des alcènes

- la formule générale est de C_nH_{2n}
- ils sont non polaires
- ils sont plus réactifs que les alcanes donc sont utilisés plus couramment pour la fabrication de plastiques

2. La nomenclature des alcènes ramifiés

Les alcènes ont une terminaison en -ène

Les règles sont semblables que pour les alcanes sauf pour quelques changements :

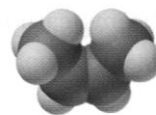
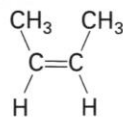
- la plus longue chaîne est celle renfermant une liaison double (peu importe s'il y a une plus longue chaîne composée seulement de liaisons simples).
- on numérote à partir de l'extrémité plus près de la liaison double.
- avant le suffixe, on indique l'emplacement de la liaison double.

Exemples :
éthylène
propène
propadiène
but-1-ène
but-2-ène
buta-1,3-diène

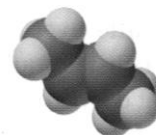
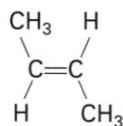
3. Les isomères cis-trans

Dans les isomères cis-trans, les deux groupes les plus gros sont sur le même côté pour l'isomère cis tandis que pour l'isomère trans ils sont de côtés différents.

cis-but-2-ène



trans-but-2-ène



C. Les alcynes

Composés organiques insaturés comportant une ou plusieurs liaisons triples.

1. Propriétés des alcynes

- étant donné qu'ils sont plus réactifs que les alcènes, peu d'alcynes sont retrouvés à l'état naturel.
- ils ont une formule générale de C_nH_{2n-2}

2. La nomenclature des alcynes ramifiés

Les mêmes règles s'appliquent que pour les alcènes.

Exemples :

éthyne (acétylène)

propyne

but-1-yne

but-2-yne

buta-1,3-diyne

D. Les hydrocarbures cycliques

Ce sont des structures en chaînes fermées d'hydrocarbures.

La formule générale est le C_nH_{2n}

1. La nomenclature des cycloalcanes et des cycloalcènes

- on utilise la formule générale de préfixe + racine + suffixe mais on ajoute le préfixe cyclo- pour indiquer une structure cyclique.
- lorsqu'on numérote, on attribue le nombre 1 en ordre alphabétique des ramifications
- s'il y a des liaisons doubles, celles-ci prennent précedence par-dessus les ramifications.
- on compte toujours à travers la liaison double.

Exemples :
cyclopropane
cyclobutane
cyclopentane
cyclohexane
méthylcyclopropane
1,3-diméthylcyclopentane
1,2-diméthylcyclopentane
cyclopentène
cyclohexène
cyclohexa-1,3-diène

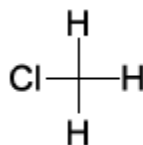
E. Les hydrocarbures aromatiques

Composé cyclique composé de 6 carbones et trois liaisons doubles.

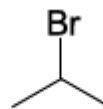
Benzène
Naphtalène
Trinitrotoluène

F. Les différents radicaux

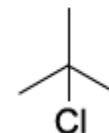
1. Les dérivés halogénés



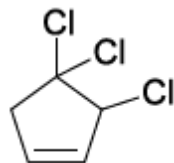
chlorométhane



2-bromopropane



2-chloro-2-méthylpropane



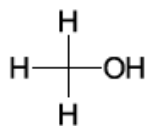
3,4,4-trichlorocyclopentène

2. Les composés à base d'oxygène

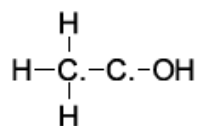
a. les alcools

formule : R-O-H

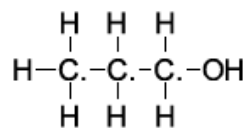
suffixe : -ol



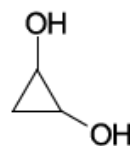
méthanol



éthanol



propan-1-ol

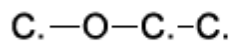


1,2-cyclopropanediol

b. les éthers

formule : R-O-R'

affixe : -oxy-

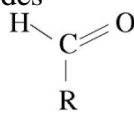


méthoxyéthane



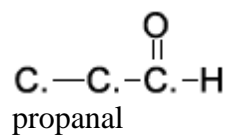
oxyde d'éthylène

c. les aldéhydes

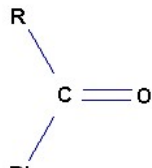


formule :

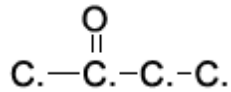
suffixe : -al



d. les cétones



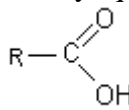
formule : R'
 suffixe : -one



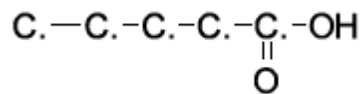
Butanone

Le cétone est numéroté afin de donner à celui-ci le plus petit nombre possible.

e. les acides carboxyliques



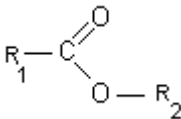
formule : ou R-COOH
 affixe : acide ___-oïque



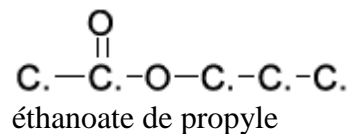
acide pentanoïque

La chaîne est numérotée du côté de l'acide.

f. les esters

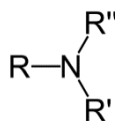


formule :



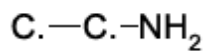
3. Les composés à base d'azote

a. les amines



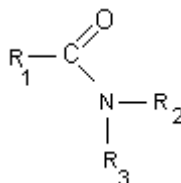
formule :

suffixe : -amine



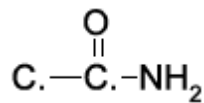
éthanamine

b. les amides



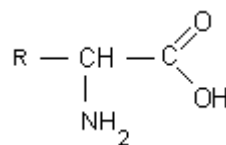
formule :

suffixe : -amide



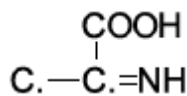
éthanamide

c. les acides aminés



formule :

affixe : acide amino ___-oïque



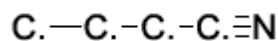
acide amino-2-propanoïque (alanine)

d. les nitriles



formule :

suffixe : -nitrile

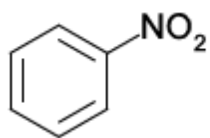


Butanonitrile

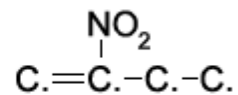
e. les composés azotés

formule : R-NO₂

préfixe : nitro-



nitrobenzène



2-nitrobut-1-ène

http://www.ac-reims.fr/datice/sc_physiques/docs/divers/Handbook/orga.htm