

Chapitre 12

Les molécules et les liaisons chimiques

L'ensemble de la matière est construite à partir d'une centaine d'éléments.

Cependant, le monde qui nous entoure est un grande majorité constitué de substances contenant des atomes différents liés entre eux par des attaches solides: les liaisons chimiques.

Les molécules

Tous les jours, souvent sans s'en rendre compte, on réalise où on observe des réactions chimiques: craquer une allumette, confectionner du caramel, abandonner un fruit qui pourrit: autant de situations où des corps se transforment.

La matière n'est pas immuable, elle change. Mise au contact avec d'autres substances, soumise à l'action de la lumière, de la chaleur, de l'électricité, elle peut se transformer et se présenter sous une nouvelle forme avec des propriétés spécifiques.

Si la matière n'était formée que d'atomes isolés, il n'existerait qu'une centaine de possibilité de corps différents. Un seul regard autour de soi permet de se rendre compte qu'il en existe une infinité. Celle-ci s'explique par toutes les possibilité de combinaison entre les atomes.

Lorsque deux ou plusieurs atomes se lient entre eux, ils forment ce qu'on appelle une molécule.

Par exemple, l'oxygène et l'hydrogène peuvent se lier entre eux pour former une molécule d'eau.

On sait qu'il faut 2 atomes d'hydrogène et 1 atome d'oxygène pour former une molécule d'eau.

La formule, que l'on nomme formule brute, d'une molécule est formée des symboles des éléments ainsi que du nombre d'atomes (écrit en indice) qui la constituent.

La formule brute pour l'eau est donc H_2O .

Exemples:

- La molécule d'oxygène gazeux est formée de deux atomes d'oxygène; sa formule brute s'écrit O_2 ; 3 molécules d'oxygène s'écriront $3O_2$.
- La molécule de gaz carbonique est composée d'un atome de carbone et de deux atomes d'oxygène; elle a pour formule brute CO_2 .
- Dix molécules d'eau s'écriront $10H_2O$.
- Une molécule d'acide sulfurique possède deux atomes d'hydrogène, un atome de soufre et quatre atomes d'oxygène; on l'écrit H_2SO_4 .
- Une molécule de glucose, composée de six atomes de carbone, douze atomes d'hydrogène et six atomes d'oxygène, se note $C_6H_{12}O_6$.

L'origine des liaisons chimiques

Si on peut photographier les éléments qui lient deux wagons d'un même train ou les rivets qui tiennent ensemble les éléments de la tour Eiffel, il n'en va pas de même pour les liaisons chimiques qui attachent ensemble les atomes d'une même molécule.

Que savons-nous d'une liaison chimique?

Elle implique les électrons de la dernière "couche".

Ces électrons sont tantôt très réactifs (comme ceux de l'oxygène par exemple), tantôt absolument pas réactifs (comme ceux de tous les gaz inertes).

Pourtant il n'y a aucune différence entre les électrons de l'oxygène et ceux de l'hélium ou du néon.

Puisque nous ne savons pas "photographier" les électrons qui lient les atomes, nous en sommes réduits à imaginer des règles et des mécanismes, c'est-à-dire des modèles qui correspondent le mieux possible aux observations expérimentales.

Chacune de ces règles a de nombreuses exceptions.

La règle de l'octet

La règle de l'octet dit que les liaisons chimiques permettent aux atomes de s'entourer d'un environnement électronique qui ressemble le mieux possible à celui du gaz rare ou inerte qui leur est le plus proche.

Voici un tableau présentant la répartition des électrons des gaz rares. Leur dernière couche contient toujours huit électrons (sauf l'hélium qui, n'ayant que deux protons dans le noyau, ne peut avoir plus de deux électrons):

Numéro atomique	Symbole	couche K	couche L	couche M	couche N	couche O	couche P
2	He	2					
10	Ne	2	8				
18	Ar	2	8	8			
36	Kr	2	8	18	8		
54	Xe	2	8	18	18	8	
86	Rn	2	8	18	32	18	8

Dans toutes les réactions chimiques spontanées, les atomes vont globalement tendre à *imiter* la situation des gaz rares ou inertes en prenant les électrons qui manquent sur leur dernière couche ou en donnant ceux qui s'y trouvent pour que l'avant-dernière couche (qui est complète) devienne ainsi la dernière.

Les atomes de la gauche du tableau périodique (colonnes IA et IIA par exemple) auront tendance à perdre les électrons de leur dernière couche pour "découvrir" l'avant-dernière qui est identique à celle du gaz inerte qui les précède dans l'ordre des numéros atomiques. Le potassium (K) aura le même environnement électronique que l'argon (Ar) s'il "cède" un électron à un autre atome.

Les atomes de la droite du tableau périodique (colonnes VIA et VIIA par exemple) auront tendance à compléter leur dernière couche pour la rendre identique à celle du gaz inerte qui les suit dans l'ordre des numéros atomiques. Le soufre (S) aura le même environnement électronique que l'argon (Ar) s'il "prend" deux électrons à un autre atome.

L'électronégativité:

L'électronégativité est l'affinité d'un élément pour les électrons, la plus grande tendance à capturer des électrons. Cette affinité peut se quantifier par rapport à celle du fluor.

Les nombres figurant sur les échelles d'électronégativité sont des valeurs relatives permettant de comparer les atomes entre eux et de savoir lequel a la plus grande tendance à capturer des électrons.

Plus les différences entre les électronégativités de deux atomes est grande, plus ils auront tendance à réagir chimiquement entre eux. Cela permet de prévoir quel type de liaison pourrait les unir.

Les gaz inertes n'entrent pas dans cette échelle car leur structure électronique est si stable qu'ils n'établissent presque jamais de liaison chimique.

Voici un tableau donnant l'électronégativité de chaque élément chimique:

1 H Hydrogène 2,2																	2 He Hélium —	
3 Li Lithium 0,98	4 Be Béryllium 1,57											5 B Bore 2,04	6 C Carbone 2,55	7 N Azote 3,04	8 O Oxygène 3,44	9 F Fluor 3,98	10 Ne Néon —	
11 Na Sodium 0,93	12 Mg Magnésium 1,31											13 Al Aluminium 1,61	14 Si Silicium 1,90	15 P Phosphore 2,19	16 S Soufre 2,58	17 Cl Chlore 3,16	18 Ar Argon —	
19 K Potassium 0,82	20 Ca Calcium 1,00	21 Sc Scandium 1,36	22 Ti Titane 1,54	23 V Vanadium 1,63	24 Cr Chrome 1,66	25 Mn Manganèse 1,55	26 Fe Fer 1,83	27 Co Cobalt 1,88	28 Ni Nickel 1,91	29 Cu Cuivre 1,9	30 Zn Zinc 1,65	31 Ga Gallium 1,81	32 Ge Germanium 2,01	33 As Arsenic 2,18	34 Se Sélénium 2,55	35 Br Brome 2,96	36 Kr Krypton —	
37 Rb Rubidium 0,82	38 Sr Strontium 0,95	39 Y Yttrium 1,22	40 Zr Zirconium 1,33	41 Nb Niobium 1,6	42 Mo Molybdène 2,16	43 Tc Technétium 1,9	44 Ru Ruthénium 2,2	45 Rh Rhodium 2,28	46 Pd Paladium 2,2	47 Ag Argent 1,93	48 Cd Cadmium 1,69	49 In Indium 1,78	50 Sn Étain 1,96	51 Sb Antimoine 2,05	52 Te Tellure 2,1	53 I Iode 2,66	54 Xe Xénon —	
55 Cs Césium 0,79	56 Ba Baryum 0,89	57 La Lanthane 1,10	58 à 71	72 Hf Hafnium 1,3	73 Ta Tantale 1,5	74 W Tungstène 2,36	75 Re Rénium 1,9	76 Os Osmium 2,2	77 Ir Iridium 2,2	78 Pt Platine 2,28	79 Au Or 2,54	80 Hg Mercure 2,00	81 Tl Thallium 2,04	82 Pb Plomb 2,33	83 Bi Bismuth 2,02	84 Po Polonium 2,0	85 At Astatoïde 2,2	86 Rn Radon —
87 Fr Francium 0,7	88 Ra Radium 0,9	89 Ac Actinium 1,1	90 à 103	104 Rf Rutherfordium —	105 Db Dubnium —	106 Sg Seaborgium —	107 Bh Bohrium —	108 Hs Hassium —	109 Mt Meitnerium —	110 Uun Ununium —	111 Uuu Unununium —	112 Uub Ununbium —	113 Uut Ununtrium —	114 Uuq Ununquadium —	115 Uup Ununpentium —	116 Uuh Ununhexium —	117 Uus Ununseptium —	118 Uuo Ununoctium —
58 Ce Cérium 1,12	59 Pr Praseodyme 1,13	60 Nd Néodyme 1,14	61 Pm Prométhium 1,13	62 Sm Samarium 1,17	63 Eu Europium 1,2	64 Gd Gadolinium 1,20	65 Tb Terbium 1,2	66 Dy Dysprosium 1,22	67 Ho Holmium 1,23	68 Er Erbium 1,24	69 Tm Thulium 1,25	70 Yb Ytterbium 1,1	71 Lu Lutécium 1,27					
90 Th Thorium 1,3	91 Pa Protactinium 1,5	92 U Uranium 1,38	93 Np Neptunium 1,36	94 Pu Plutonium 1,28	95 Am Américium 1,3	96 Cm Curium 1,3	97 Bk Berkélium 1,3	98 Cf Californium 1,3	99 Es Einsteinium 1,3	100 Fm Fermium 1,3	101 Md Mendelevium 1,3	102 No Nobelium 1,3	103 Lr Lawrencium —					

On trouve aussi toutes ces valeurs dans le tableau périodique standard.

Les éléments ayant une très grande tendance à capturer les électrons sont nommés oxydants par similitude avec l'oxygène qui est le corps le plus répandu ayant nettement cette propriété. Nous les trouvons à droite du tableau périodique (si nous exceptons les gaz inertes).

Les éléments ayant une très faible affinité pour les électrons sont nommés réducteurs. Ces atomes sont des donneurs d'électrons. Nous les trouvons à gauche du tableau périodique.

Dans une réaction chimique, nous donnerons donc le qualificatif de réducteur au donneur d'électrons et celui d'oxydant au preneur d'électrons.

Chaque atome est oxydant par rapport à ceux qui ont une électronégativité plus petite et réducteur par rapport à ceux qui ont une électronégativité plus grande.

Exemple:

Le carbone est oxydant pour l'hydrogène mais réducteur pour l'oxygène.

Les états d'oxydation

Quel est le nombre d'électrons que chaque atome peut donner ou prendre dans une liaison chimique?

La réponse se trouve dans le tableau périodique sous forme d'une série de nombres positifs ou négatifs. Ce sont ce qu'on appelle les états d'oxydation.

Chaque valeur indique une possibilité de liaisons; les valeurs positives indiquent le nombre d'électrons que l'atome peut donner et les valeurs négatives le nombre d'électrons qu'il peut prendre.

Exemples:

Le calcium (2) peut seulement donner 2 électrons.

Le carbone (2, 4, -4) peut capturer 4 électrons, donner 2 électrons ou donner 4 électrons. Le plus souvent, il en donne 4 ou en prend 4; pour cette raison, ces chiffres sont en gras.

La représentation des liaisons chimiques

Les atomes se lient chimiquement en modifiant la position d'un ou plusieurs électrons de leur dernière couche.

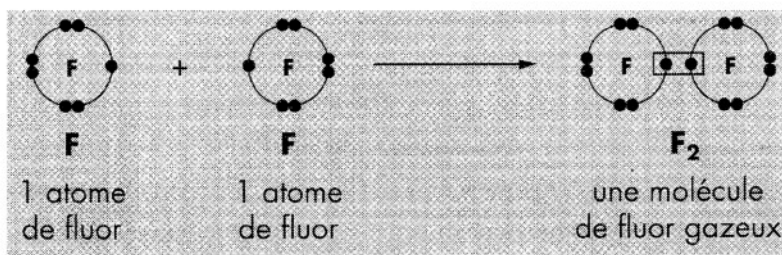
On représente les liaisons chimiques par des traits qui symbolisent en général un lien constitué de deux électrons (chaque atome en fournit un).

Partons de la notation de Lewis d'un atome isolé comme le fluor (F):

On remarque qu'il lui manque 1 électron pour réaliser "l'octet" comme le néon.

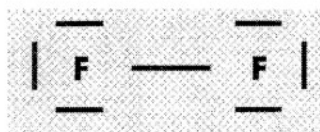
Si nous prenons deux atomes de fluor, ils pourront chacun mettre en jeu leur électron célibataire pour constituer une paire qui pourra compléter en même temps la dernière couche de chacun des deux atomes. On parle alors de mise en commun d'électrons.

Cela constitue une liaison chimique entre les deux atomes de fluor (F) qui forment alors une molécule de fluor gazeux (F₂):



Cette molécule n'est généralement pas dessinée d'une manière aussi compliquée.

Elle peut être dessinée avec la notation de Lewis, ou chaque trait représente une paire d'électrons:



Une représentation encore plus simple n'indique que les liaisons (chacune par un trait), mais elle ne permet pas de vérifier si la règle de l'octet est respectée.

Nous la nommerons notation de Lewis:

