

MATIERE

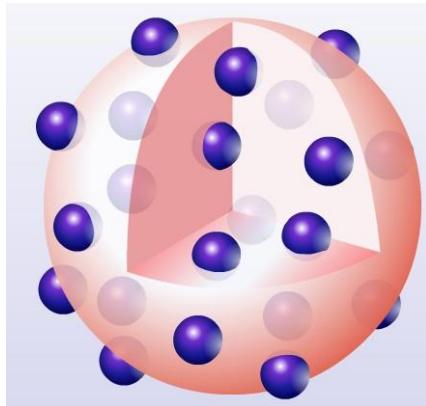
L'histoire du modèle :

Dans l'antiquité, tandis qu'Aristote pensait que la matière était constituée de 4 éléments (terre, air, eau feu), Démocrite décrit de petites parcelles indivisibles de matière qu'il nommera « atomes » (« ἄτομος » en grec ancien signifie insécable).

En 1805, John Dalton démontre l'existence des atomes.

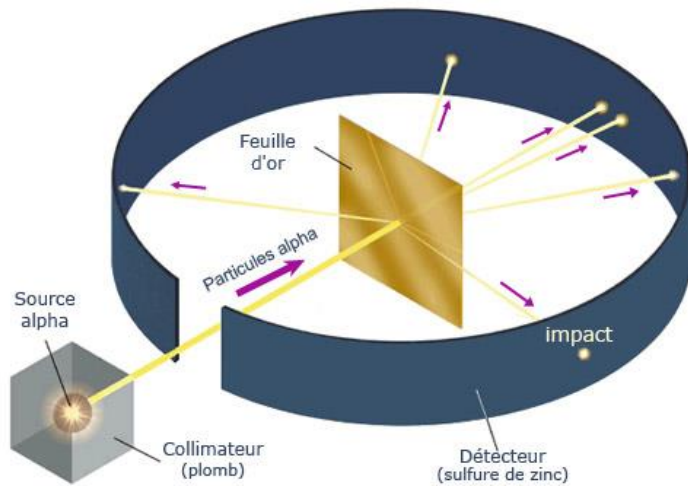
En 1881, Joseph Thomson découvre l'un des composants de l'atome : l'électron.

En 1904, Thomson émet l'idée que l'atome est électriquement neutre et contient des charges positives compensant les charges négatives des électrons.



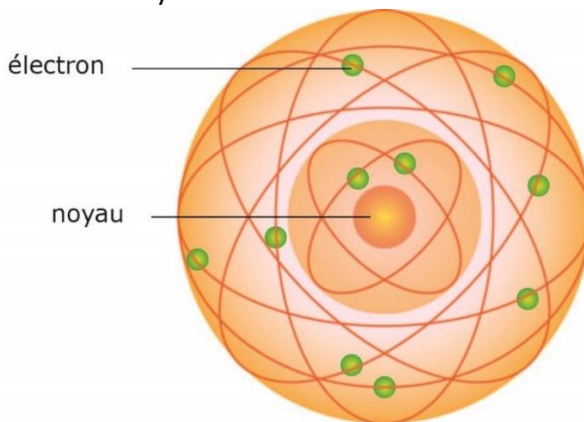
Le « pudding » de Thomson - <http://www2.ac-lyon.fr/>

En 1910, Rutherford envoie des particules sur une feuille métallique très fine. Comme très peu de ces particules sont déviées, il déduit que l'atome est principalement formé de vide et que la majorité de sa masse est concentrée dans un noyau central minuscule.



L'expérience de Rutherford - <http://dpnc.unige.ch>

Rutherford songe alors au modèle planétaire pour décrire l'atome : la grande majorité de la masse du système solaire est concentrée dans le Soleil. Celle de l'atome est concentrée dans le noyau central. Il propose donc comme modèle un tout petit noyau central chargé positivement formant la presque totalité de la masse de l'atome. Les électrons gravitent autour de ce noyau.



Un modèle de l'atome - maxicours.com

Depuis, d'autres modèles plus évolués ont permis d'expliquer de nombreux autres phénomènes.

La structure d'un atome :

Un atome est formé d'un **noyau** central très petit.

Les dimensions du noyau sont de l'ordre de 10^{-15} mètre, soit 0,000 000 000 001 mètre. Ce noyau ne représente qu'un cent millième de la taille de l'atome.

Certains physiciens comparent la taille du noyau de l'atome à celle d'« une mouche dans une cathédrale »

Lien : <https://www.youtube.com/watch?v=J8s6-y34l6k> Conférence CEA.

Le noyau de l'atome contient deux types de **particules nucléaires**, les **nucléons** :

- Les protons (p^+) portent des charges électriques **positives**.
- Les **neutrons** (**n** ou **n₀**) n'ont aucune charge électrique.

Attention : nucléaire n'est pas un gros mot qui dit que « c'est dangereux », c'est seulement un adjectif qui signifie « appartenant au noyau ».

La partie principale du corps de l'atome ne contient pas de matière : elle est **vide**.

Loin du noyau gravitent des **électrons** (e^-) porteurs de **charges électriques négatives**.

Le nombre de protons d'un atome :

Le **numéro atomique** (noté « Z ») est le numéro de la case de l'élément étudié dans le tableau périodique des éléments.

Voici un tableau périodique simplifié :

H 1													He 2
Li 3	Be 4							B 5	C 6	N 7	O 8	F 9	Ne 10
Na 11	Mg 12							Al 13	Si 14	P 15	S 16	Cl 17	Ar 18
K 19	Ca 20	Mn 25	Fe 26	Co 27	Ni 28	Cu 29	Zn 30	Ga 31	Ge 32	As 33	Se 34	Br 35	Kr 36

Le **numéro atomique** est aussi le **nombre de protons** contenus dans chaque atome d'un même élément.

Tous les atomes d'un même élément possèdent le même nombre de protons. Le nombre de neutrons peut varier.

Exemples :

- Tous les atomes d'hydrogène (H) possèdent 1 proton car l'élément hydrogène se trouve dans la case 1 du tableau périodique des éléments.
- Tous les atomes d'oxygène (O) possèdent 8 protons car l'élément oxygène se trouve dans la case 8 du tableau périodique des éléments.

TABLEAU DE CLASSIFICATION PERIODIQUE DES ELEMENTS CHIMIQUES		D'après l'Institut International de Médecine																																	
1	H Hydrogène		2	He Hélium																															
3	Li Lithium	4	Be Béryllium	5	B Bore	6	C Carbone	7	N Azote	8	O Oxygène	9	F Fluor	10	Ne Néon																				
11	Na Sodium	12	Mg Magnésium	13	Al Aluminium	14	Si Silicium	15	P Phosphore	16	S Soufre	17	Cl Chlore	18	Ar Argon																				
19	K Potassium	20	Ca Calcium	21	Sc Scandium	22	Ti Titane	23	V Vanadium	24	Cr Chrome	25	Mn Manganèse	26	Fe Fer	27	Co Cobalt	28	Ni Nickel	29	Cu Cuivre	30	Zn Zinc	31	Ga Gallium	32	Ge Germanium	33	As Arsenic	34	Se Sélénium	35	Br Brome	36	Kr Krypton
37	Rb Rubidium	38	Sr Strontium	39	Y Yttrium	40	Zr Zirconium	41	Nb Niobium	42	Mo Molybdène	43	Tc Technétium	44	Ru Ruthénium	45	Rh Rhodium	46	Pd Palladium	47	Ag Argent	48	Cd Cadmium	49	In Indium	50	Sn Étain	51	Sb Antimoine	52	Te Tellure	53	I Iode	54	Xe Xénon
55	Cs Césium	56	Ba Baryum	57, 58, 59		72	Hf Hafnium	73	Ta Tantale	74	W Tungstène	75	Re Rhenium	76	Os Osmium	77	Ir Iridium	78	Pt Platine	79	Au Or	80	Hg Mercure	81	Tl Thallium	82	Pb Plomb	83	Bi Bismuth	84	Po Polonium	85	At Astate	86	Rn Radon
87	Fr Francium	88	Ra Radium	89, 90, 91		92	Th Thorium	93	Pa Protactinium	94	U Uranium	95	Np Neptunium	96	Pu Plutonium	97	Am Américium	98	Cm Curium	99	Bk Berkélium	100	Cf Californium	101	Es Einsteinium	102	Fm Fermium	103	Md Mendélévium	104	No Nobélium	105	Lw Lawrencium		
				57	La Lanthane	60	Ce Cérium	61	Pr Praseodyme	62	Nd Néodyme	63	Pm Prométhium	64	Sm Samarium	65	Eu Europium	66	Gd Gadolinium	67	Tb Terbium	68	Dy Dyprosium	69	Ho Holmium	70	Er Erbium	71	Tm Thulium	72	Yb Ytterbium	73	Lu Lutétium		

Le nombre de neutrons :

Le nombre de neutron lui est variable. On parle d'isotopes quand un même élément se présente avec différents atomes qui n'ont pas le même nombre de neutrons.

Exemple :

Tous les atomes de carbone (C) possèdent toujours 6 protons car le symbole de l'atome de carbone (C) se trouve dans la case 6 du tableau périodique des éléments. En revanche, le nombre de neutrons et d'électrons peuvent changer. Il existe le carbone 12 qui possède 6 protons et 6 neutrons ($6+6 = 12$), mais aussi le carbone 14 dont le noyau contient toujours 6 protons, mais 8 neutrons ($6+8=14$).

La neutralité électrique d'un atome :

Un atome électriquement neutre possède autant de charges électriques positives que négatives.

Un atome électriquement neutre possède donc autant de protons (p^+) que d'électrons (e^-).

Exemples :

- Un atome d'azote électriquement neutre (N ; case 7 du tableau périodique des éléments) possède 7 protons et 7 électrons.
- Un atome de chlore électriquement neutre (Cl ; case 17 du tableau périodique des éléments) possède 17 protons et 17 électrons.

Définition :

Un ion est un atome ou un groupement d'atomes qui a perdu ou gagné un ou plusieurs électrons.

Formule chimique des ions :

Un ion a perdu ou gagné des électrons. Il n'est plus électriquement neutre.

Il existe donc :

- des **ions négatifs** : les **anions** qui ont **gagné** un ou plusieurs **électrons**.
- des ions **positifs** : les **cations** qui ont **perdu** un ou plusieurs **électrons**.

On note en exposant, en petit, en haut et à droite la charge de l'ion.

Exemples :

- Cl^- est l'ion chlorure. C'est un atome de chlore qui a gagné un électron. C'est un anion, avec une charge négative.
- Cu^{2+} est l'ion cuivre. C'est un atome de cuivre qui a perdu deux électrons. C'est un cation, avec deux charges positives.
- SO_4^{2-} est l'ion sulfate. Il est formé d'un atome de soufre (S), de quatre atomes d'oxygène (O_4) et de deux charges négatives ($^{2-}$) supplémentaires. C'est un anion. Il a gagné deux électrons.

Quelques ions en solution :

Les ions positifs : les cations. Ils ont perdu un ou plusieurs électrons	Les ions négatifs : les anions. Ils ont gagné un ou plusieurs électrons
Ion aluminium III : Al^{3+}	Ion carbonate : C O_3^{2-}
Ion ammonium: N H_4^+	Ion chlorure : Cl^-
Ion argent : Ag^+	Ion chlorate : Cl O_3^-
Ion calcium: Ca^{2+}	Ion hydrogénocarbonate : H C O_3^-
Ion cuivre II : Cu^{2+}	Ion hydroxyde : H O^-
Ion ferreux (fer II) : Fe^{2+}	Ion nitrate : N O_3^-
Ion ferrique (fer III) : Fe^{3+}	Ion oxyde : O_3^-
Ion potassium : K^+	Ion permanganate : Mn O_4^-
Ion sodium : Na^+	Ion phosphate: P O_4^{3-}
Ion Zinc II : Zn^{2+}	Ion sulfate : S O_4^{2-}

- L'ion ammonium, N H_4^+ se lit : **N**, un atome d'azote ; **H₄**, quatre atomes d'hydrogène ; **+**, une charge positive donc un électron en moins.
- L'ion hydrogénocarbonate, H C O_3^- se lit : **H**, un atome d'hydrogène ; **C**, un atome de carbone ; **O₃**, trois atomes d'oxygène ; **-**, un électron en plus.

Les **solutions aqueuses** (mélanges à base d'eau) sont **électriquement neutres** : elles contiennent des ions positifs (cations) et des ions négatifs (anions).

La quantité de chacun de ces ions est telle que les charges électriques s'annulent (autant de + que de -).

Exemples :

Le sulfate de cuivre : Cu^{2+} ; S O_4^{2-} 2 + et 2 -
 Le chlorure ferrique : Fe^{3+} ; 3 Cl^- 3 + et 3 -

Exercice :

Ecrire la formule des solutions suivantes :

Du chlorure de sodium :

Du chlorure de cuivre :

De l'hydrogénocarbonate de sodium :

Du sulfate ferreux :

Du sulfate ferrique :

Du nitrate d'argent :

De l'hydroxyde de potassium :

De l'hydroxyde d'ammonium :

Du phosphate d'ammonium :

Réponses :

Du chlorure de sodium :	$\text{Na}^+ ; \text{Cl}^-$
Du chlorure de cuivre :	$\text{Cu}^{2+} ; 2 \text{Cl}^-$
De l'hydrogénocarbonate de sodium :	$\text{Na}^+ ; \text{HCO}_3^-$
Du sulfate ferreux :	$\text{Fe}^{2+} ; \text{SO}_4^{2-}$
Du sulfate ferrique :	$2 \text{Fe}^{3+} ; 3 \text{SO}_4^{2-}$
Du nitrate d'argent :	$\text{Ag}^+ ; \text{NO}_3^-$
De l'hydroxyde de potassium :	$\text{K}^+ ; \text{HO}^-$
De l'hydroxyde d'ammonium :	$\text{NH}_4^+ ; \text{HO}^-$
Du phosphate d'ammonium :	$3 \text{NH}_4^+ ; \text{PO}_4^{3-}$
Du carbonate de calcium :	$\text{Ca}^{2+} ; \text{CO}_3^{2-}$

La reconnaissance de certains ions :

Dans la vie courante de nombreuses solution aqueuses (liquides à base d'eau) sont utilisées pour leurs propriétés :

- La soude ou hydroxyde de sodium comme débouche évier.
- L'eau de javel ou hypochlorite de sodium comme décolorant et désinfectant.
- L'acide chlorhydrique est utilisé dilué comme anticalcaire et détartrant.

◆ Les cations ou ions positifs :

On utilise la soude ou hydroxyde de sodium (Na^+ ; HO^-) comme réactif pour les reconnaître.

• Les ions cuivre :

Les ions cuivre (Cu^{2+} ; 29 p^+ ; 27 e^-) sont présents dans différentes solutions. On les trouve dans la bouillie bordelaise qui est pulvérisée sur les vignes et les arbres fruitiers pour tuer les champignons parasites (fongicide).



Un paquet de bouillie bordelaise à diluer – www.capiscol.fr

Les ions cuivre se trouvent généralement dans des cristaux bleus et forment un liquide bleu en se dissolvant dans l'eau.



La pulvérisation de la bouillie bordelaise - <http://blog.phileaswineclub.com>

Lorsque l'on verse quelques gouttes de soude dans une solution d'ions cuivre, on observe une gelée solide insoluble bleue : un précipité bleu.



Le précipité bleu d'hydroxyde de cuivre - <http://www.physique-chimie-lycee.fr>

- Les ions ferreux :

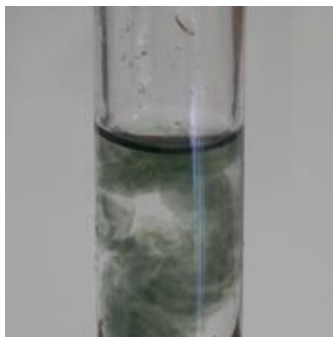
Les ions ferreux ou fer II (Fe^{2+} ; $26 p^+$; $24 e^-$) sont présents dans des engrais anti-mousses du gazon. Ils permettent de tuer les mousses qui prolifèrent dans les pelouses.



De l'engrais anti-mousses - <http://i2.cdscdn.com>

Les ions ferreux se trouvent généralement dans des cristaux verts et forment un liquide orange en se dissolvant dans l'eau.

Lorsque l'on verse quelques gouttes de soude dans une solution d'ions ferreux, on observe une gelée solide insoluble verte : un précipité vert.



Le précipité vert d'hydroxyde ferreux - <http://www.physique-chimie-lycee.fr>

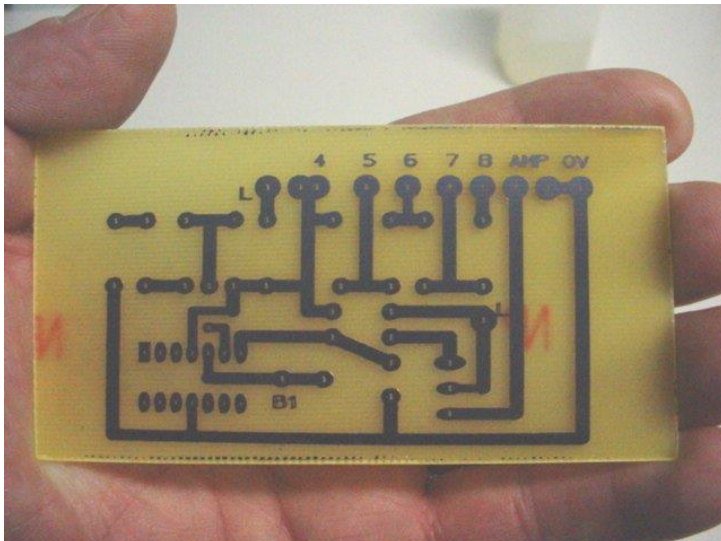
- Les ions ferriques :

Les ions ferriques ou fer III (Fe^{3+} ; 26 p⁺; 23 e⁻) sont présents dans le perchlorure de fer. Ce liquide permet de graver les circuits imprimés en cuivre sur lesquels on soudera des composants électroniques.



Du perchlorure de fer – www.ebay.fr

Le perchlorure de fer ronge les parties en cuivre inutiles du circuit imprimé.



Un circuit imprimé « maison » - <http://alain.canduro.free.fr>

Lorsque l'on verse quelques gouttes de soude dans une solution d'ions ferriques, on observe une gelée solide insoluble marron : un précipité marron.



Le précipité marron d'hydroxyde ferrique - <http://lelabovirtuel.free.fr>

- Les ions zinc :

Les ions zinc (Zn^{2+} ; 30 p⁺ ; 28 e⁻) sont présents dans les piles zinc-charbon usagées.



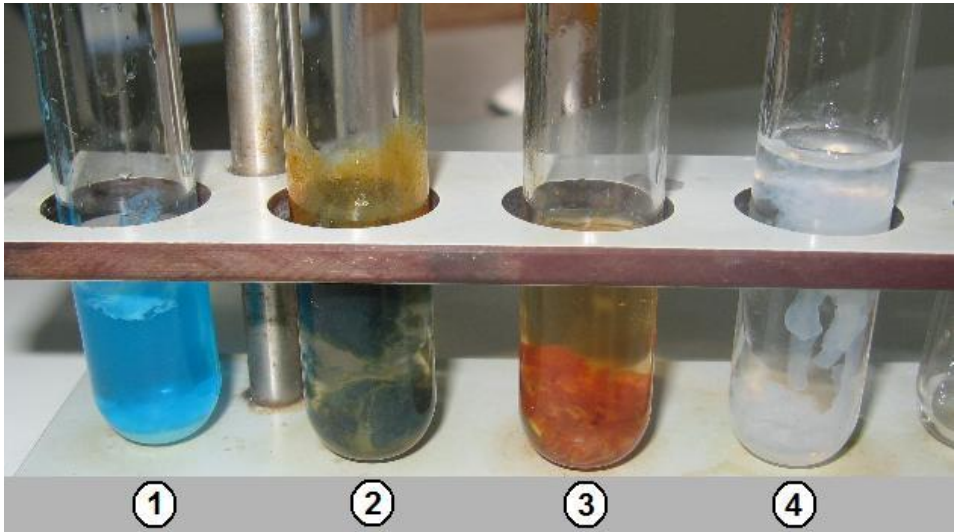
Des cristaux blancs d'ions zinc dans une pile usée - ceyreste.free.fr

Les ions zinc se trouvent généralement dans des cristaux blancs et forment un liquide transparent en se dissolvant dans l'eau.

Lorsque l'on verse quelques gouttes de soude dans une solution d'ions zinc, on observe une gelée solide insoluble blanche : un précipité blanc.



Le précipité blanc d'hydroxyde de zinc - <http://www.physique-chimie-lycee.fr>



Les quatre précipités avec la soude - <http://physique.chimie.29.free.fr>

En résumé : avec quelques gouttes de soude,

- ① Les ions cuivre donnent un précipité bleu.
- ② Les ions ferreux, un précipité vert.
- ③ Les ions ferriques, un précipité marron.
- ④ Et enfin avec les ions zinc on obtient un précipité blanc.

Supposons que l'on vous donne une solution inconnue. Vous laissez tomber dans cette solution quelques gouttes de soude. Si vous obtenez un précipité marron, il y a de grandes chances que la solution contienne des ions ferriques Fe^{3+} .

Si vous obtenez un précipité bleu, il s'agit d'ions cuivre Cu^{2+} .

◆ Les anions ou ions négatifs :

Cette fois-ci chaque cation doit être reconnu par un réactif différent.

- Les ions chlorure :

Les ions chlorure (Cl^- , 17 p^+ , 18 e^-) sont présents dans l'acide chlorhydrique dilué du détartrant ménager (H^+ ; Cl^-)

On les trouve dans le chlorure de sodium (Na^+ ; Cl^-) contenu dans le sel de table ou le sel de mer.

A ce propos, on ne verse pas de « chlore » dans la piscine, mais de l'eau de Javel diluée pour tuer les microbes (Hypochlorite de sodium).

Pour reconnaître les ions chlorure, on verse quelques gouttes de nitrate d'argent (Ag^+ ; NO_3^-). On obtient un précipité blanc de chlorure d'argent. Ce précipité a comme propriété de noircir à la lumière (surtout si elle est riche en ultraviolets).



Le précipité de chlorure d'argent noircit à la lumière –
<http://www.academie-en-ligne.fr>

Autrefois on utilisait la propriété qu'ont les sels d'argent de noircir à la lumière en photographie classique (dite argentique).

- Les ions sulfate :

Les ions sulfate (S O_4^{2-}) sont formés :

- d'un atome de soufre, (S)
- de quatre atome d'oxygène, (O_4)
- et de deux électrons supplémentaires. ($^{2-}$)

On verse dans une solution d'acide sulfurique ($2 \text{ H}^+ ; \text{S O}_4^{2-}$) quelques gouttes de chlorure de baryum ($\text{Ba}^{2+} ; 2 \text{ Cl}^-$).



Le précipité blanc de sulfate de baryum –
<http://guy.chaumeton.pagesperso-orange.fr>

On obtient un précipité blanc de sulfate de baryum qui ne réagit pas à la lumière.

- Les ions carbonate :

Les ions carbonate (C O_3^{2-}) sont formés :

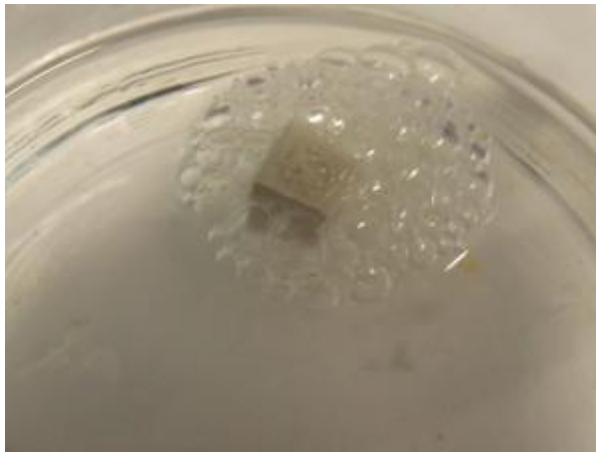
- d'un atome de carbone, (C)
- de trois atome d'oxygène, (O_3)
- et de deux électrons supplémentaires. ($^{2-}$)

On trouve les ions carbonate dans les roches calcaires, et en particulier la craie calcaire blanche, le carbonate de calcium pur (Ca^{2+} ; C O_3^{2-}).

Attention, la plupart des « craies » pour écrire au tableau sont des cylindres de plâtre moulés. Nous parlons ici du calcaire issu d'une carrière.

Les géologues reconnaissent les roches calcaires en y versant dessus un liquide acide : du vinaigre fort (acide acétique dilué) ou un acide courant (acide chlorhydrique par exemple).

En présence d'acide chlorhydrique (H^+ ; Cl^-) le carbonate de calcium (Ca^{2+} ; C O_3^{2-}) fait effervescence. On obtient une effervescence de bulles de dioxyde de carbone (C O_2)



Un morceau de craie fait effervescence à l'acide - <http://a401.idata.over-blog.com>

ACIDE ET BASE

L'acidité dans la vie courante :

Le vinaigre est acide et pique la langue. Il contient de l'acide acétique.

Pour que la betterave rouge conserve sa belle couleur, le traiteur rajoute un filet de citron (acide citrique).



Un plat de betteraves rouges - cuisineaz.com

L'acide chlorhydrique dilué est la base des détartrants qui attaquent les dépôts calcaires.



Un anticalcaire - <http://i2.cdscdn.com>

Certains hortensias changent de couleur en fonction de l'acidité du sol dans lequel ils sont plantés. Dans un terrain acide, certains hortensias deviennent bleus.



Différentes couleurs d'hortensias - <http://i48.tinypic.com/14vsjfm.jpg>

Mesurer l'acidité d'une solution aqueuse :

On peut mesurer l'acidité d'une solution à base d'eau (le pH, potentiel Hydrogène) grâce à un rouleau de papier pH ou un pH-mètre.



Un rouleau de papier pH - <http://www.fnac.com>

Le papier pH est un papier imbibé d'un mélange d'indicateurs colorés, dont la couleur varie en fonction du degré d'acidité de la solution que l'on verse dessus.

Le pH-mètre est un appareil électronique plus précis, mais il faut mesurer une quantité de liquide assez importante (et avoir des piles neuves !).



Un pH-mètre - <http://www.laborantin.com>

Le pH d'une solution aqueuse :

Le **pH** est un **nombre** compris **entre 0** inclus **et 14** inclus.

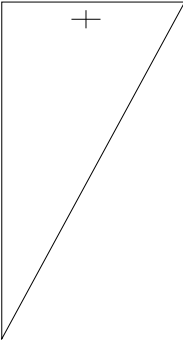








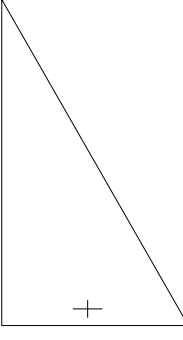







Le pH mesure le degré d'acidité d'une solution :

- Si le pH est **inférieur à 7**, il s'agit d'une solution **acide**.
- Si le pH est **égal à 7**, il s'agit d'une solution **neutre**.
- Si le pH est **supérieur à 7**, il s'agit d'une solution **basique**.

Les mesures au papier pH :

On teste au papier pH plusieurs liquides : ammoniacale, anticalcaire, bière, boisson au citron, boisson au cola, boisson au thé, débouche évier, eau de Javel, jus d'oranges, lait, liquide physiologique, limonade, nettoyant ménager, shampooing, vin blanc, vin rouge, vinaigre.

Déposer une goutte de chaque solution aqueuse sur un petit bout de papier pH. Comparer la couleur obtenue avec celles du tableau ci-dessous. Ecrire dans la case correspondante le nom des solutions.

Acidité :	pH	Couleur :	Noms des solutions :
Très acide 	0		
	1		
	2		
	3		
	4		
	5		
Peu acide	6		
NEUTRE	7		
Peu basique 	8		
	9		
	10		
	11		
	12		
	13		
	Très basique	14	

Nous constatons que dans la liste proposée :

- Les boissons sont généralement acides. Elles contiennent de l'acide citrique (fruits), acétique (vinaigre), éthylique (alcool), carbonique (boissons gazeuses). Notre estomac sécrète de l'acide chlorhydrique pour digérer. Sa paroi musculieuse est protégée de l'acidité par un mucus (gelée) isolante.
- Les nettoyants ménagers et autres produits d'entretien sont basiques. Leur ingestion est donc dangereuse, voire mortelle.

Les ions qui rendent les solutions acides :

Comparons les formules de trois acides courants :

- L'acide chlorhydrique : (H^+ ; Cl^-)
- L'acide nitrique : (H^+ ; N O_3^-)
- L'acide sulfurique : (2H^+ ; S O_4^{2-})

Nous remarquons qu'ils ont en commun les ions hydrogène (H^+).

C'est **un excès d'ions H^+** (hydrogène ou protons) qui rend les solutions **acides**.

Un acide est un corps chimique qui peut arracher des électrons aux autres.

Les ions qui rendent les solutions basiques :

Comparons les formules de trois bases courantes :

- L'hydroxyde de sodium (la soude) : (Na^+ ; HO^-)
- L'hydroxyde d'ammonium (l'ammoniaque) : (N H_4^+ ; HO^-)
- L'hydroxyde de potassium : (la potasse) : (K^+ ; HO^-)

Ce sont les **ions HO^-** (hydroxyde) en grande quantité qui rendent les solutions **basiques**.

Une base est un corps chimique qui peut donner des électrons aux autres.

Les solutions neutres :

Voici certains sels minéraux neutres :

- Le sulfate de cuivre : $(\text{Cu}^{2+} ; \text{S O}_4^{2-})$
- Le chlorure ferrique : $(\text{Fe}^{3+} ; 3 \text{Cl}^-)$
- Le nitrate de zinc : $(\text{Zn}^{2+} ; 2 \text{N O}_3^-)$

Ces solutions sont **neutres** car elles ne sont **pas acides** (absence d'ions H^+) et ne sont **pas basiques** (absence d'ions HO^-)

Le cas de l'eau :

L'eau est un liquide amphotère, car elle contient des molécules (H_2O) neutres, une petite quantité d'ions hydrogène (H^+ ; acides) et autant d'ions hydroxyde (HO^- ; basiques). L'eau pure est neutre.



Naturellement une petite quantité de molécules se dissocient pour donner autant d'ions H^+ que d'ions HO^- . La réaction est réversible et il se produit aussi dans l'autre sens.

Diluer un acide :

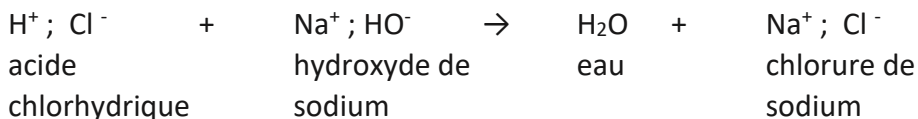
Quand on dilue au dixième un acide, son pH augmente d'une unité sans dépasser 7. A force de diluer un acide, on n'a plus que de l'eau...

Diluer une base :

Quand on dilue au dixième une base, son pH diminue d'une unité sans aller en dessous de 7. A force de diluer une base, on obtient de l'eau...

La neutralisation d'un acide et d'une base :

On fait réagir ensemble de l'acide chlorhydrique et de la soude :



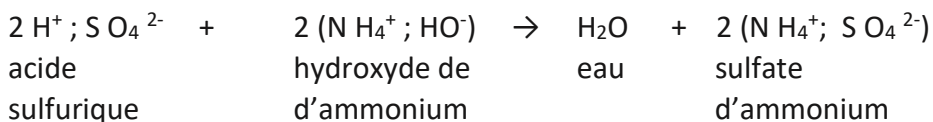
Si on a bien dosé l'acide et la base, on obtient de l'eau et du chlorure de sodium, c'est-à-dire du sel de mer ou sel de table. C'est donc de l'eau salée.

La réaction chimique entre un acide et une base donne un sel et de l'eau.

Cette réaction est **exothermique** : elle peut être violente et **rejeter** beaucoup de **chaleur**.

Exercice :

Qu'obtient-on en faisant réagir de l'acide sulfurique avec de l'ammoniaque ?

Réponse :

On obtient de l'eau et un sel, le sulfate d'ammonium.

