



Cours de Chimie

3ème

Chimie

3^{ème}

©2018

TABLE DES MATIERES

| | |
|---|----|
| TABLE DES MATIERES | 3 |
| Chapitre I : L'AIR ET LE GAZ | 4 |
| Chapitre II : L'EAU | 9 |
| Chapitre III : LES HYDRO-CARBURES..... | 16 |
| Chapitre V : REACTION DES SOLIDES | 24 |
| Chapitre VI : IDENTIFICATION DES IONS..... | 30 |
| Documents ayant permis d'élaborer ce support de cours | 35 |

Chapitre I : L'AIR ET LE GAZ

Introduction

L'air est un gaz qui entoure la terre, la couche gazeuse qui entoure la terre est appelée atmosphère. Cette couche à une épaisseur de 50 à 100 km.

L'air est mélange d'azote (78%) d'oxygène (21%) et d'argon (1%).

I- Rappel des propriétés de gaz

a- Compressibilité

Un gaz est dit compressible lorsqu'on peut diminuer son volume et en même temps sa pression augmente.

b- Expansibilité

Un gaz est dit expansible ; c'est lorsque ce gaz occupe tout le volume qui lui est offert. On peut donc dire que son volume augmente et en même temps sa pression diminue.

c- Mixibilité

Lorsqu'on met plusieurs gaz en présence, ils se mélangent aisément.

II- Modèle du gaz

a- Structure moléculaire des gaz

Un gaz est formé des très petits grains des matières invisibles appelées molécules

b- Taille

La taille de molécules est dans l'ordre de quelques dixièmes de nanomètre $1\text{nm} = 10^{-9}\text{ m}$

c- Masse

La masse des molécules est dans l'ordre de 10^{-20} kg . Par exemple, il faut 3×10^{23} (trois cent mille milliards) des molécules d'oxygène pour que leur masse atteigne 1g.

d- Nombre

Dans les conditions ordinaires de température et de pression, un litre de gaz contient 25×10^{21}

NB : Tous les gaz étant formés de molécules, on dit lorsqu'ils ont une structure moléculaire.

III- Structure dispersé des gaz

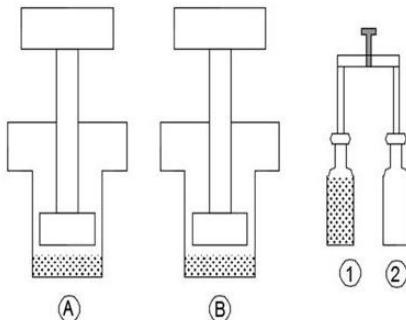
Dans la condition ordinaire des températures et de pression, le volume de tous les molécules d'un gaz est appelé volume propre. Et ne représente qu'une seule partie du volume occupé par le gaz. Autrement dit, il existe beaucoup de places entre les molécules. Cette partie n'occupe rien c'est du vide. La distance moyenne entre les molécules voisines est de l'ordre de quelques nanomètres.

La distance qui sépare les molécules étant grande par rapport à leur dimension, on dit alors que les gaz ont une structure disperse.

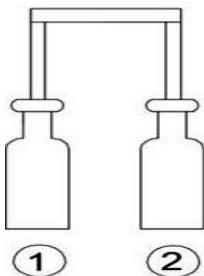
IV- Explication avec les modèles les propriétés de gaz

a- Compressibilité

Quand on
comprime un gaz
les molécules



Quand on ouvre le robinet les molécules du récipient 1 envahissent le récipient 2



Les molécules du gaz (1) pénètrent dans le gaz (2)

V- Structure molécule de l'air

L'air est constitué des molécules extrêmement petits, espacés les uns et les autres et en perpétuel mouvement.

Les molécules sont essentiellement les molécules d'azote, d'oxygène, d'argon ; leurs dimensions ne dépassent pas deux (2) à trois (3) Angstrom

$$1\text{A}^{\circ} = 10^{-10} \text{ m}$$

VI- Propriété de l'air

L'air est un fluide, c'est-à-dire il peut se couler et transporter par canalisation. L'air est compressible, c'est-à-dire l'espace entre ses molécules peuvent se diminuer, on obtient un volume initial.

L'air est expansible, c'est-à-dire son volume peut augmenter et ses molécules peuvent occuper tous les espaces qui lui est offert. Notons que le volume de l'air peut varier mais les nombres des molécules ne changent pas.

L'air est mixible, c'est-à-dire ses molécules peuvent se mélanger « se pénétrer » avec un autre gaz. L'air est pesant, un litre de l'air pèse un virgule vingt-neuf gramme (1,29g), l'air peut être liquéfié en moins de 183°C mais difficilement.

VII- Analyse de l'air

L'air contient en volume 78% d'azote soit en fraction 4/5 ; 21% d'oxygène soit en fraction 1/5 et 1% d'argon dans litre d'air.

VIII- Masse volumique

Dans les conditions normales de température et de pression, on obtient 1,299g/l ou 1,29kg/m³.

Tous comme les gaz, l'air à un volume beaucoup moins dense (serrer) que le solide et le liquide.

IX- La pression atmosphérique

Les molécules de l'air atmosphérique sont poussées vers le bas par celles qui sont au-dessus. De ce fait l'air est plus dense près du sol. La raréfaction de l'air est principale cause de la diminution de la pression atmosphérique lorsque l'altitude augmente.

Chapitre II : L'EAU

Introduction

L'eau est une source indispensable de la vie. L'eau est un produit chimique très important à cause de ses propriétés solvants. Dans la nature, l'eau existe sous trois états de matières à savoir :

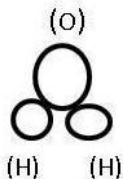
- Etat solide ; (glace, neige)
- Etat liquide ; (mer rivière, fleuve)
- Etat gazeux ; (vapeur d'eau dans l'atmosphère).
- L'eau est élément le plus abondant sur la terre.

I- Structure de l'eau

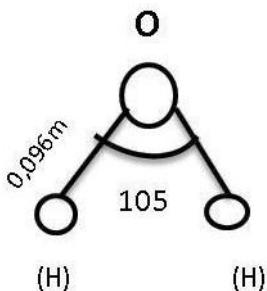
La molécule d'eau est formée à partir de dihydrogène (H_2) et d'oxygène (O).

La molécule d'eau à pour formule (H_2O).

a- Modèle compact



b- modèle éclaté



II- Synthèse de l'eau

Remplissons une éprouvette d'un mélange bien sec constitué par deux volumes d'hydrogène et un volume d'oxygène.

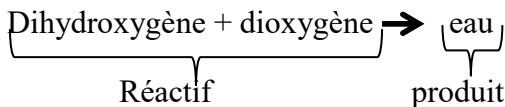
Quand on présente l'ouverture de l'éprouvette à une même flamme, une violente détonation se produit, et nous observons une légère buée (vapeur d'eau) une gouttelette d'eau pure sur la paroi intérieure de l'éprouvette. Cette expérience est appelée la synthèse de l'eau.

a- Synthétisation de l'eau (Exothermique)

Au cours de cette réaction chimique le dihydroxygène et l'oxygène se dispersent en formant de l'eau. Cette réaction dégage de la chaleur. On peut dire encore qu'elle est exothermique.

b- Conclusion

La réaction chimique se traduit toujours par l'écriture appelée équation bullant.



Pour écrire une équation bilan d'une réaction chimique, il faut placer les coefficients nécessaires devant la formule de chaque corps.

Equation bilant et une réaction chimique



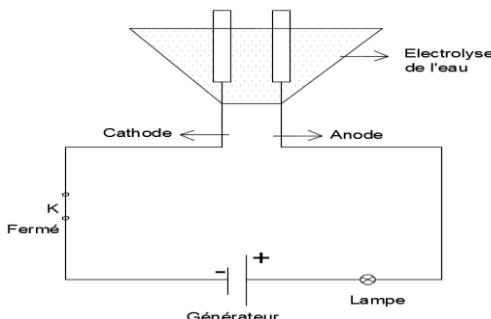
III- Electrolyse de l'eau

Définition.

Electrolyse de l'eau est la composition de l'eau qui est un corps composé en l'élément simple par courant continu.

1- Expérience

Réalisons les montages suivants



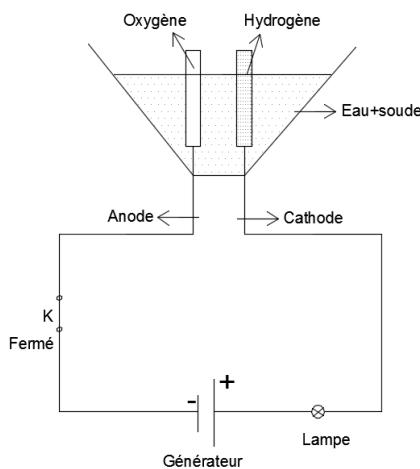
Versons l'eau distillée dans l'électrolyseur et fermons le circuit, la lampe ne s'allume pas l'ampèremètre dévie.

Au sens contraire :

L'eau pure n'est pratiquement pas conductrice.

2- Expérience :

Ajoutons maintenant à l'eau pure quelque solution de soude (NaOH) acide sulfurique. La solution devient conductrice, la lampe et l'ampèremètre dévient dans le bon sens, de plus il apparaît de bulles gazeuses à la surface



3- Expérience :

Recueillons les gaz ainsi formés dans deux tubes d'essai graduées et placés au-dessus de l'électrode. Nous constatons à chaque

instant le volume gazeux recueilli à la cathode est double de celui recueilli à l'anode.

Le gaz incolore obtenu à la cathode s'en flamme en produisant un léger bruit et brûle avec une flamme pâle. Il s'agit de l'hydrogène.

Le gaz incolore obtenu à l'anode rallume une buchette à demi éteinte présentant un point d'incandescence :

Il s'agit de l'oxygène.

Equation bilan

L'électrode de l'eau est une réaction chimique. Elle consiste à transformer l'eau appelée réactive en produit nouveau : l'hydrogène et oxygène équation bilan de cette réaction chimique est la suivante :



Exercices

Exercice 1 : l'or de l'électrode, il se dégage 24l d'hydrogène pour 18g d'eau décomposée.

Ecrire l'équation bilan de la réaction chimique. Quelle masse doit-on décomposer pour obtenir à la cathode 50 cm³ d'hydrogène.

Solution

1-
réaction chimique

Equation bilan de la



La masse qu'on doit décomposer est :

$$18\text{g} \longrightarrow 24\text{l}$$

$$\mathcal{X} \longrightarrow 50\text{cm}^3$$

$$24\text{l} = 24000\text{ cm}^3$$

$$18\text{ g} \longrightarrow 24000\text{ cm}^3$$

$$\mathcal{X} \longrightarrow 50\text{ cm}^3$$

$$18\text{g} \times 50 = \mathcal{X} \times 24000\text{ cm}^3$$

$$\mathcal{X} = 18\text{ g} \times 50 / 24000 = 90 / 2400 = 9\text{g} / 240 = 0,037\text{g}$$

Exercice 2 : on réalise la synthèse de l'eau en faisant bruler de l'hydrogène dans l'air.

- Ecrire l'équation bilan de la réaction chimique.
- Sachant que la combinaison de 2,41 d'hydrogène nécessite 1,2 1 d'oxygène et produit 1,8 g d'eau. Calculer la masse d'eau formée et le volume d'aire nécessaire pour la combinaison de 50 cm³ d'hydrogène.

Solution

1- Ecrivons l'équation bilan



1- La masse d'eau obtenue

$$2,4 \text{ l} \longrightarrow 1,8 \text{ g}$$

$$50 \text{ cm}^3 \longrightarrow x$$

$$2,4 \text{ l} = 2400$$

Chapitre III : LES HYDRO-CARBURES

1) Qu'est-ce qu'un hydrocarbure

Un hydrocarbure est un corps composé donc, la molécule est constitué uniquement des atomes hydrogène et carbones. On retrouve les hydrocarbures dans les différents états.

- Hydrocarbures solides

Exemple : paraffine (cire de bougie) butine...

- Hydrocarbures liquides

Exemple : Essence, gazole, kérosène.

- Hydrocarbures gazeux

Exemple : gaz naturel

1) Les alcanes.

a) Définition

Les alcanes sont des hydrocarbures saturés. Leurs noms finissent par le suffixe ane, leurs formules généralement est (leurs formules générales) est : C_nH_{2n+2} où n est un nombre d'atome de carbone.

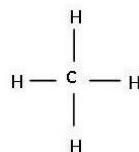
Quelque exemple des alcanes

Le méthane : est un alcane dont la molécule est considéré d'un atome de carbone et de quatre atomes hydrogènes. Il a la forme d'un tétraèdre régulier dont l'atome de Carbone occupe le centre et les atomes hydrogène en occupent les sommets.

Formule brute



Formule développée

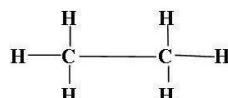


- L'éthane est un atome dont la molécule est constituée de deux atomes de carbones et de six atomes d'hydrogènes.

Formule brute



Formule développée



La formule semi-développée

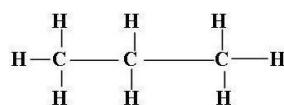


Le Propane est un alcane dont la molécule est constituée de trois atomes de carbones et de huit hydrogènes.

Formule brute



Formule développée



Formule semi-développée

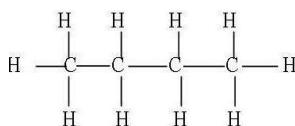


Le butane : est un alcane dont la molécule est constituée de quatre atomes de carbones et dix atomes d'hydrogènes.

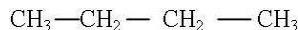
Formule brut



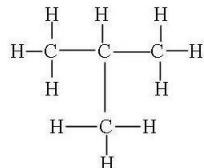
Formule développée



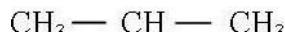
Formule semi-développée



Formule développée Isobutane



Formule semi-développée Isobutane



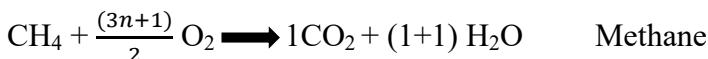
Un Butane et isobutane sont dit isomères.

Deux composés chimiques sont dit isomères, lorsqu'ils ont une même formule brute mais de formule développée différentes.

b) Combustion des hydrocarbures.

Tous les hydrocarbures sont combustibles. La combustion complètent d'un hydrocarbure dans l'oxygène donnent deux types de produits : les dioxydes de carbones et de l'eau.

La combustion des hydrocarbures est donc une réaction chimique.



c) Les autres alcanes:

$n = 5$ pentane C_5H_{12} ; $n = 6$ hexane C_6H_{14} ; $n = 7$ heptane C_7H_{16} ; $n = 8$ octane C_8H_{18} ; $n = 9$ nonane C_9H_{20} ; $n = 10$ $C_{10}H_{22}$ décane

Exemple : écrire équation bilan de la combustion complète du méthane et éthane

Méthane



Ethane: C₂H₆



Exercice de Chimie

On fait bruler de propane dans l'oxygène.

1- Ecrire équation bilan de cette combustion.

La combustion du propane à nécessiter 15 m³ de l'oxygène. Quel est le volume de propane brûler ? Sachant que la combustion de 1m³ de propane nécessite 5 m³ de l'oxygène.

Solution

1- Equation bilan

$$\text{C}_n\text{H}_{2n+2} \quad n = 2$$



Le volume du propane

$$1 \text{ m}^3 \longrightarrow 5 \text{ m}^3$$

$$x \longrightarrow 15 \text{ m}^3$$

$$1 \text{ m}^3 \times 15 \text{ m}^3 = x \times 5 \text{ m}^3 \quad \Rightarrow \quad x = \frac{1 \text{ m}^3 \times 15 \text{ m}^3}{5 \text{ m}^3}$$

$$\Rightarrow X = 3 \text{ m}^3$$

Exercice 2 :

On fait bruler 200cm³ de butane dans l'air

- 1- Ecrivez l'équation bilan de cette combustion. Les produits formés sont l'eau et les dioxydes de carbones
- 2- Quel est le volume d'oxygène utilisé ? si la combustion de deux volumes de butane nécessite 13 volumes de l'oxygène
- 3- On rappelle que l'air est un mélange de d'azote et l'oxygène à raison d'un volume d'oxygène pour 4 volumes d'azote. Calculer le volume nécessaire à cette combustion.

Solution

Equation bilan



2- Calculons la valeur de l'oxygène

$$2\text{cm}^3 \qquad \qquad 13\text{ cm}^3$$

$$200\text{cm}^3 \qquad \qquad x \qquad \Rightarrow \qquad x \times 2\text{ cm}^3 = 200 \times 13\text{cm}^3$$

$$\boxed{x = 1300\text{ cm}^3}$$

Le volume d'air

$$1300\text{ cm}^3 \times 5 = 6500\text{ cm}^3$$

$$\text{Ou } 13\ 00\text{ cm}^3 \times 4 + 1300\text{ cm}^3$$

$$\Rightarrow V = 6500\text{ cm}^3$$

$$\boxed{V = 6500\text{ cm}^3}$$

Methane CH₄

Ethane C₂H₆

Propane C₃H₈

Butane C₄H₁₀

Pentane C₅H₁₂;

Hexane C₆H₁₄;

Heptane C₇H₁₆;

Octane C₈H₁₈ ;

Nonane C₉H₂₀ ;

Décane C₁₀H₂₂

Chapitre V : REACTION DES SOLIDES

I- Réaction d'oxydation

L'Oxydation est une transformation chimique au cours de laquelle les atomes d'un corps simple se combinent aux atomes d'oxygènes pour donner des oxydes de ces corps simples.

a) La combustion du carbone

Le charbon est dû au carbone.

La combustion du carbone dans l'oxygène permet d'obtenir un gaz incolore inodore capable de troubler l'eau de chaud c'est du dioxyde de carbone (CO_2).

Equation bilan de la réaction de cette réaction est la suivante :



Réactif produit

Exercice d'application

Dans certaine condition la combustion du carbone d'oxygène de l'air peut produire du monoxyde de carbone très toxique.

La formule CO. Ecrire l'équation bilan de cette réaction.

Solution d'exercice d'application



3- Combustion de soufre

La combustion du soufre dans l'air permet d'obtenir deux types de produits.

- a) Un gaz incolore, d'une odeur piquante très toxique solide dans l'eau capable de décolorer le permanganate de potassium. C'est du dioxyde de soufre.

Equation bilan de la formation du dioxyde de soufre est la suivante :



- b) Un solide de blanc : insoluble dans l'eau c'est du dioxyde de soufre.

L'équation de la réaction de la formation de trioxydes de soufres est la suivante :



Exercice

Dans certaine condition les dioxydes de soufre brûlent dans l'oxygène en donnant du trioxyde de soufres

Ecrivons équation de cette réaction



4- Combustion vive du fer

La combustion vive du fer dans l'oxygène produit de l'oxyde de fer capable d'être attiré par un aimant. Ce sont des oxydes magnétiques de formules Fe_3O_4

Equation de la réaction est la suivante :



Oxydation lente du fer

En présence de l'humidité le fer s'oxyde à froid très lentement dans l'oxygène pour donner des oxydes de fer qui ne sont pas attirés par aimant. Ces oxydes de fer sont appelée oxydes ferriques ou rouille de formule Fe_2O_3

L'équation de la réaction est la suivante :



Exercice d'application

On brûle complètement le fer dans l'oxyde et on obtient de dioxydes magnétiques

- a) Ecrire équation bilan de cette réaction
- b) On indique 168g donne 232g d'oxyde magnétiques calculer la masse de fer dont la combustion permet d'obtenir 464g d'oxydes magnétiques.
- c) Quelle est la masse d'oxygène utilisée sachant que les masses des réactifs des produits sont proportionnel et qu'il y a conservation des masses

Solution de l'exercice d'application :

Equation bilan



Calculons la masse du fer

| | | |
|------|------|--|
| 168g | 232g | |
| X | 464g | $\longrightarrow X = \frac{168g \times 464g}{232g} = 336g$ |

$$X = 336g$$

Calculons la masse d'oxygène





$$X = 128\text{g}$$

I- Réaction de réduction

1- Réduction d'oxyde de cuivre (CuO)

Le réducteur de l'oxyde de cuivre est le carbone.

L'oxyde de cuivre réagit à chaud avec le carbone pour donner du cuivre et du dioxyde de carbone.



Le carbone a réduit l'oxyde de cuivre en cuivre, c'est le réducteur. L'oxyde de cuivre a réagi avec l'oxyde de carbone pour donner le dioxyde de carbone, c'est l'oxydant.

2- Réduction de l'oxyde ferrique Fe_3O_4

Le réducteur de l'oxyde ferrique est l'aluminium. On mélange de l'oxyde ferrique avec de l'aluminium en poudre. On verse le mélange dans un creusé en argile. Lorsqu'on l'allume le mélange à l'aide d'un ruban en magnésium, il y a une projection de particule

de fer et un dégagement de l'oxyde d'aluminium (alumine) sous forme d'un fumé blanche.

Equation bilan de la réaction est la suivante :



Chapitre VI : IDENTIFICATION DES IONS

Le PH acidité ou basicité d'une solution

I- Identification de quelques ions

Introduction

Un ion est atome ou groupe d'atome ayant gagné ou perdu un ou plusieurs électrons. Les ions positifs sont appelés des cations et les ions négatifs sont des anions.

1- Test des ions cuivre Cu²⁺

Le chlorure de cuivre est un solide soluble dans l'eau. Sa formule chimique CuCl₂.

Les ions Cu²⁺ sont les ions Cl⁻ coexistent dans une solution de chlorure de cuivre sans provoquer des précipités. On dit qu'ils sont compatibles. La soude de formule NaOH est aussi un solide soluble dans l'eau. Les ions Na⁺ et OH⁻ sont également compatible. Lorsqu'on mélange une solution de chlorure de cuivre avec une soude, les ions Cu²⁺ et les ions OH⁻ réagissent et provoquent des précipités bleu d'hydroxyde de cuivre Cu(OH)₂.

Equation chimique de cette réaction s'écrit :



Remarque : il est inutile d'écrire des ions qui ne réagissent pas dans l'équation chimique. On dit qu'il y a précipité lorsqu'au cours d'une réaction chimique, apparaissent des solides qui se déposent

au fond du récipient de l'expérience. Les ions de cuivre sont caractérisés par la soude.

2- Test des ions chlorure Cl^-

Une solution nitrate d'argent AgNO_3 contenant les ions Ag^+ et NO_3^- ajoutée à une solution de chlorure de sodium NaCl provoque des précipités blancs qui noircissent à la lumière. Les précipités blancs sont les chlorures d'argent résulte de la réaction des ions Ag^+ Cl^- qui sont incompatibles.

Equation de la réaction s'écrit :



Donc l'ion Ag^+ permettent de caractériser l'ion Cl^-

3- Test des ions carbonate CO_3^{2-} .

A une solution de carbonate de sodium Na_2CO_3 contenant des ions Na_2^+ et CO_3^{2-} , ajoutons l'acide chlorhydrique HCl contenant les ions H^+ et Cl^- . Il se produit une effervescence avec dégagement des gaz carbonique CO_2 les ions H^+ et CO_3^{2-} réagit selon équation



Remarque : on teste des ions CO_3^{2-} avec l'ion H^+

4- Teste des ions sulfate SO_4^{2-}

Lorsqu'on verse une solution de chlorure de baryum BaCl_2 contenant les ions Ba^{2+} et Cl^- dans une sulfate de sodium qui contient NaSO_4 contenant des ions Na^+ et SO_4^{2-} il apparait les précipités blancs du sulfate de Baryum BaSO_4 selon l'équation.



Remarque : l'ion sulfate est caractérisé par l'ion Baryum.

Exercice d'application.

Complétons les équations chimiques suivantes :



II- PH Acide ou basicité d'une solution

Introduction :

Les solutions aqueuses contiennent des ions H^+ et OH^- .

PH : potentielle d'hydrogène ou population d'hydrogène.

L'indicateur coloré : bleu de bromothymol, le bromothymol, souvent noté BBT, est une substance qui est dissoute dans l'alcool, donne une solution rouge c'est un indicateur coloré permettant de reconnaître les solutions acides basiques ou neutres.

- a) Une solution dans laquelle les BBT virent au jaune, est acide.

- b)** Une solution qui vire BBT au bleu basique.
- c)** Dans une solution si le BBT vire au vert cette solution est neutre.

1- Acidité et basicité.

La basicité ou acidité d'une solution est caractérisé par les nombres des ions H^+ et OH^- . Basicité ou l'acidité se détermine également par le papier indicateur qui est un ruban imprégné indicateur coloré appelée papier PH. Une solution est acide si les nombres d'ions H^+ est plus grand que le nombre d'ion OH^- . Ainsi son PH est inférieur à 7 ($PH < 7$).

Si le nombre d'ion OH^- est plus grand que les nombres d'ion H^+ , la solution est basique.

Ainsi son PH est supérieur à 7 ($PH > 7$)

Si une solution contient un nombre égal d'ion H^+ et d'ion OH^- , elle est neutre. Ainsi son $PH = 7$.

Exercice d'application

Le PH de la différente solution a été conscienc dans le tableau suivant : indiquons la nature acide, basique, ou neutre de ces

solutions.

| solution | A | B | C | D | E | F | G |
|----------|-------|---------|-------|-------|---------|---------|--------|
| PH | 1 | 7,5 | 5 | 6,5 | 8 | 12 | 7 |
| Nature | acide | Basique | acide | acide | basique | Basique | neutre |

| 1 | | 2 | | 3 | | 4 | | 5 | | 6 | | 7 | | 8 | | 9 | | 10 | | 11 | | 12 | | 13 | | 14 | | 15 | | 16 | | 17 | | 18 | |
|---|--|----|--|----|--|----|--|----|--|---|--|---|--|---|--|---|--|----|--|----|--|----|--|----|--|----|--|----|--|----|--|----|--|----|--|
| 1 | | He | | H | | Li | | Be | | B | | C | | N | | O | | F | | Ne | | He | | Ne | | He | | He | | He | | He | | | |
| 1 | | H | | Li | | Be | | B | | C | | N | | O | | F | | Ne | | Ne | | He | | | | | |
| 1 | | H | | Li | | Be | | B | | C | | N | | O | | F | | Ne | | Ne | | He | | | | | |
| 1 | | H | | Li | | Be | | B | | C | | N | | O | | F | | Ne | | Ne | | He | | | | | |
| 1 | | H | | Li | | Be | | B | | C | | N | | O | | F | | Ne | | Ne | | He | | | | | |
| 1 | | H | | Li | | Be | | B | | C | | N | | O | | F | | Ne | | Ne | | He | | | | | |
| 1 | | H | | Li | | Be | | B | | C | | N | | O | | F | | Ne | | Ne | | He | | | | | |
| 1 | | H | | Li | | Be | | B | | C | | N | | O | | F | | Ne | | Ne | | He | | | | | |
| 1 | | H | | Li | | Be | | B | | C | | N | | O | | F | | Ne | | Ne | | He | | | | | |
| 1 | | H | | Li | | Be | | B | | C | | N | | O | | F | | Ne | | Ne | | He | | | | | |
| 1 | | H | | Li | | Be | | B | | C | | N | | O | | F | | Ne | | Ne | | He | | | | | |
| 1 | | H | | Li | | Be | | B | | C | | N | | O | | F | | Ne | | Ne | | He | | | | | |
| 1 | | H | | Li | | Be | | B | | C | | N | | O | | F | | Ne | | Ne | | He | | | | | |
| 1 | | H | | Li | | Be | | B | | C | | N | | O | | F | | Ne | | Ne | | He | | | | | |
| 1 | | H | | Li | | Be | | B | | C | | N | | O | | F | | Ne | | Ne | | He | | | | | |
| 1 | | H | | Li | | Be | | B | | C | | N | | O | | F | | Ne | | Ne | | He | | | | | |
| 1 | | H | | Li | | Be | | B | | C | | N | | O | | F | | Ne | | Ne | | He | | | | | |
| 1 | | H | | Li | | Be | | B | | C | | N | | O | | F | | Ne | | Ne | | He | | | | | |
| 1 | | H | | Li | | Be | | B | | C | | N | | O | | F | | Ne | | Ne | | He | | | | | |
| 1 | | H | | Li | | Be | | B | | C | | N | | O | | F | | Ne | | Ne | | He | | | | | |
| 1 | | H | | Li | | Be | | B | | C | | N | | O | | F | | Ne | | Ne | | He | | | | | |
| 1 | | H | | Li | | Be | | B | | C | | N | | O | | F | | Ne | | Ne | | He | | | | | |
| 1 | | H | | Li | | Be | | B | | C | | N | | O | | F | | Ne | | Ne | | He | | | | | |
| 1 | | H | | Li | | Be | | B | | C | | N | | O | | F | | Ne | | Ne | | He | | | | | |
| 1 | | H | | Li | | Be | | B | | C | | N | | O | | F | | Ne | | Ne | | He | | | | | |
| 1 | | H | | Li | | Be | | B | | C | | N | | O | | F | | Ne | | Ne | | He | | | | | |
| 1 | | H | | Li | | Be | | B | | C | | N | | O | | F | | Ne | | Ne | | He | | | | | |
| 1 | | H | | Li | | Be | | B | | C | | N | | O | | F | | Ne | | Ne | | He | | | | | |
| 1 | | H | | Li | | Be | | B | | C | | N | | O | | F | | Ne | | Ne | | He | | | | | |
| 1 | | H | | Li | | Be | | B | | C | | N | | O | | F | | Ne | | Ne | | | | | | | | | | | | | | | |

Documents ayant permis d'élaborer ce support de cours

Physique Chimie 3e - Livre élève ,P. Bramand, Marie-Jeanne Comte, S. Dessaint, Jean-Pierre Durandeau, P. Faye, C. Raynal, D. Théboeuf, Collection Durandeau , Hachette, 2008

**Physique-chimie cycle 4 (5e/4e/3e), Mathieu Ruffenach
Bordas, 2016,**

Physique-Chimie J.-L. Azan, Nathan, 2017

Partenariat
Lycée Saint François Xavier
Label 109



Livret à ne pas vendre

Contact
info@label109.org

Télécharger gratuitement les applications et livres numériques sur le site:
<http://www.tchadeducationplus.org>



Mobile et WhatsApp: 0023566307383



Rejoignez le groupe: <https://www.facebook.com/groups/tchadeducationplus>