

Livre récapitulatif des : TASSPP

Session 2021/2022

Séances Physique chimie classe entière

Semaine du 6 au 12 Septembre

Consacrée à des rappels.

semaine du 13 au 19 Septembre

FIN DES RAPPELS

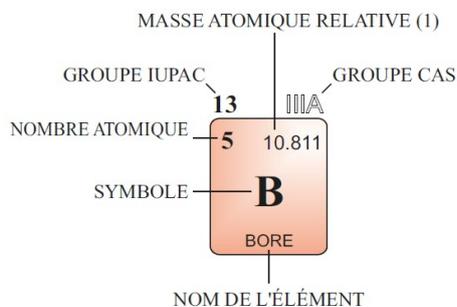


## Chimie rappel des fondamentaux :

la matière est composée de \_\_\_\_\_ elles-mêmes composée d' \_\_\_\_\_.

Tous les atomes existants sont listés dans un tableau appelé tableau périodique des éléments.

dans ce tableau l'atome est présenté ainsi :



Le \_\_\_\_\_ désigne le nombre de protons  
la \_\_\_\_\_ donne la masse d'une Mole d'atomes  $6,02 \times 10^{23}$  Atomes.

L'atome est toujours présenté électriquement neutre.

Un atome est composé d'un \_\_\_\_\_ regroupant des protons et des neutrons.

Autour du noyau gravitent des \_\_\_\_\_

la charge électrique de l'électron est \_\_\_\_\_.

La charge électrique du proton est \_\_\_\_\_

la charge électrique du neutron est nulle.

Les atomes peuvent se lier entre eux par mise en commun d'électrons ou par rapprochement par des forces électriques.

Ces groupements d'atomes sont nommés \_\_\_\_\_.

-----

la matière peut se présenter sous trois états \_\_\_\_\_, \_\_\_\_\_, ou \_\_\_\_\_ le passage d'un état à un autre peut se faire soit par absorption ou libération d'énergie.

-----

Afin d'améliorer sa stabilité un atome peut soit seul soit gagner ou perdre des électrons. On dit que l'atome est ionisé

un atome ayant gagné une électron se nomme : \_\_\_\_\_

Un atome ayant perdu un ou plusieurs électrons se nomme : \_\_\_\_\_

Une molécule peut être dissociée au sein d'une solution on parle de dissolution exemple le sel de cuisine dans l'eau

le milieu dans lequel la molécule est dissociée se nomme \_\_\_\_\_ ou dans certaines conditions éluant.

Exemple de molécule se dissociant.

Composés ioniques	Formules	Ions
<a href="#">Chlorure de sodium</a> (sel)	NaCl	Na <sup>+</sup> et Cl <sup>-</sup>
<a href="#">Hydroxyde de sodium</a> (soude)	NaOH	Na <sup>+</sup> et OH <sup>-</sup>
<a href="#">Hydroxyde de potassium</a> (potasse)	KOH	K <sup>+</sup> et OH <sup>-</sup>
<a href="#">Sulfate de cuivre</a>	CuSO <sub>4</sub>	Cu <sup>2+</sup> et SO <sub>4</sub> <sup>2-</sup>
<a href="#">Nitrate d'argent</a>	AgNO <sub>3</sub>	Ag <sup>+</sup> et NO <sub>3</sub> <sup>-</sup>
<a href="#">Chlorure d'argent</a>	AgCl	Ag <sup>+</sup> et Cl <sup>-</sup>
<a href="#">Permanganate de potassium</a>	KMnO <sub>4</sub>	K <sup>+</sup> et MnO <sub>4</sub> <sup>-</sup>
<a href="#">Dichromate de potassium</a>	K <sub>2</sub> Cr <sub>2</sub> O <sub>7</sub>	2 K <sup>+</sup> et Cr <sub>2</sub> O <sub>7</sub> <sup>2-</sup>
<a href="#">Chlorure de fer (III)</a>	FeCl <sub>3</sub>	Fe <sup>3+</sup> et 3 Cl <sup>-</sup>

---

## Réaction chimique

En combinant certaines molécules dans des conditions particulières il se produit une réaction transformant les molécules en d'autres molécules.

Le résultat est une \_\_\_\_\_

Les molécules interagissantes sont appelées \_\_\_\_\_ les molécules obtenues suite à la réaction sont appelées : \_\_\_\_\_

on distingue les deux groupes de molécules en les séparant par le signe =

Si la quantité de molécules en présences correspond exactement aux formules on parle de **réactions stoechiométriques**

Dans certains cas la réaction n'est possible qu'en présence d'un corps externe qui ne réagit pas mais qui par sa présence permet la réaction, ce corps est nommé **catalyseur**.

Si la réaction produit de la chaleur on dit qu'elle est \_\_\_\_\_.

Si il est nécessaire d'apporter de la chaleur on dit qu'elle est \_\_\_\_\_.

## exemple de réaction chimique :

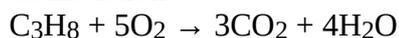
Production de l'eau à partir de l'oxygène et de l'hydrogène.



Solubilité



Combustion



## Concentration :

Dans nombre de préparation on utilise des composés en solution, afin de d'identifier ces solutions il est nécessaire de connaître la quantité de composé .

Pour cela on utilise plusieurs indicateurs de concentration possible.

La concentration massique nombre de gramme de soluté par litre de solution.

La concentration molaire nombre de mole de soluté par litre de solution.

## Définition

La *concentration molaire* d'une espèce en solution, notée  $C$ , et la quantité de matière ( $n$ ) de cette espèce dans 1 Litre de solution. L'*unité* de la concentration molaire est le  $\text{mol.L}^{-1}$  ou  $\text{mol/L}$  La *formule de la concentration molaire* est la suivante :

$$C = \frac{n}{V_{\text{solution}}}$$

où :

- $n$  est la quantité de matière, en mol
- $V_{\text{solution}}$  est le volume de la solution, en L
- $C$  est la concentration molaire, en  $\text{mol.L}^{-1}$  ou  $\text{mol/L}$

Nom :

Prénom :

Classe :

Groupe :

Date :

Exercice on vous demande de calculez la masse molaire pour chaque molécule.

D'abord complétez les masses atomiques avec le tableau périodique.

Les deux premières lignes ( CO<sub>2</sub> et H<sub>2</sub>O ) sont des exemples.

Pour chaque atome indiquez la masse atomique

	Atome et	H	C	O	Na	Cl	Total
Molécule	masse atomique	1g	12g	16g			
Dioxyde de carbone	CO <sub>2</sub>		1×12g	2×16g			44 g
Eau	H <sub>2</sub> O	2×1g		16g			18 g
Méthane	CH <sub>4</sub>						
Sel de table	NaCl						
Ion Hydroxyde	OH <sup>-</sup>						
Ion Hydronium	H <sub>3</sub> O <sup>+</sup>						
Glucose	C <sub>6</sub> H <sub>12</sub> O <sub>6</sub>						

-----  
On souhaite faire une solution de 50cl concentrée à 0,1 mole/Litre de glucose C<sub>6</sub>H<sub>12</sub>O<sub>6</sub> à partir d'une solution de 1 Litre dosée à 1 mole/litre.

Indiquez une procédure pour réaliser cette concentration.

Aide : d'abord calculer le volume de solution correspondant à la quantité à prélever.

.  
. .  
. .  
. .  
. .  
. .  
. .

Dans la réaction de combustion du propane  $C_3H_8 + 5O_2 \rightarrow 3CO_2 + 4H_2O$   
calculez la masse d'eau produite dans la combustion d'une mole de propane

Calculez la masse de CO<sub>2</sub> produite par la combustion d'une mole de propane

semaine du 30 novembre au 5 décembre.

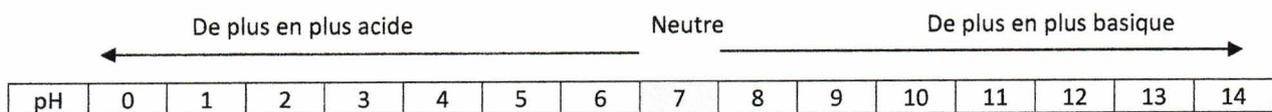
# Fiche de synthèse n°3

## Acides, bases et réactions acido-basiques

### 1. Acidité et basicité

#### 1.1. Solutions acides et basiques.

Une solution aqueuse est considérée comme acide si son pH est inférieur à 7. Elle est considérée comme basique si son pH est supérieur à 7. (Pour  $pH = 7$ , on parle de solution à pH neutre)



Lors de la dilution d'une solution acide ou basique, le pH se rapproche toujours du pH neutre :  $pH = 7$ .

Pour une solution acide, le pH va donc augmenter et pour une solution basique le pH va diminuer.

#### 1.2. Calcul et mesure du pH d'une solution aqueuse.

Le pH est directement lié à la concentration des ions hydronium (ou oxonium)  $H_3O^+$  dans la solution. Le pH est une grandeur sans dimension. Il est défini par :

$$pH = -\log[H_3O^+] \Leftrightarrow [H_3O^+] = 10^{-pH}$$

**Remarque :** quand la concentration  $[H_3O^+]$  augmente alors le pH diminue et inversement.

Expérimentalement, on peut évaluer le pH d'une solution à l'aide du « papier pH » ou le mesurer à l'aide d'un pH-mètre.

### 2. Couples acide/base

#### 2.1. Définitions d'un acide et d'une base selon Brönsted

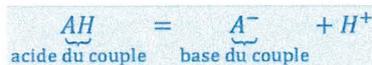
Un **acide** est une espèce chimique capable de céder un proton  $H^+$ .

Une **base** est une espèce chimique capable de capter un proton  $H^+$ .

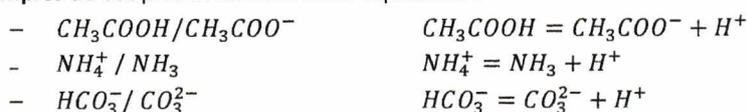
#### 2.2. Couple acide / base et sa demi-équation

Deux espèces chimiques forment un **couple acide-base** si l'une peut se transformer en l'autre en échangeant un proton  $H^+$ .

On associe à un couple acide/base une demi-équation de la forme :



**Exemples** de couples avec leurs demi-équations :

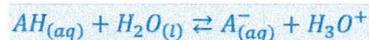


### 3. Acides et bases en solution aqueuse

#### 3.1. Acides forts et acides faibles

La réaction de l'acide avec l'eau

Un acide (que nous noterons « AH ») réagit avec l'eau selon la réaction d'équation :



**Remarque :** cette équation permet d'expliquer que l'ajout d'une espèce acide fasse baisser le pH d'une solution, puisque la réaction entre l'acide et l'eau produit des ions  $H_3O^+$ .

Acides forts et acides faibles

Lorsque la réaction entre l'acide et l'eau est **totale**, on dit que l'acide est **fort**.

Lorsque la réaction entre l'acide et l'eau est **équilibrée**, on dit que l'acide est **faible**.

**Exemples d'acides forts (à connaître) :**

- L'acide chlorhydrique :  $HCl_{(g)} + H_2O_{(l)} \rightarrow H_3O^+ + Cl^-_{(aq)}$
- L'acide nitrique :  $HNO_{3(l)} + H_2O_{(l)} \rightarrow H_3O^+ + NO_3^-_{(aq)}$
- L'acide sulfurique :  $H_2SO_{4(l)} + 2H_2O_{(l)} \rightarrow 2H_3O^+ + SO_4^{2-}_{(aq)}$  attention l'acide sulfurique est un **diacide** !

**Exemple d'acides faibles (à connaître) :**

- Les acides carboxyliques :  $R - COOH_{(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons H_3O^+ + R - COO^-_{(aq)}$
- L'ion ammonium :  $NH_4^+ + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons H_3O^+ + NH_3_{(aq)}$
- Le dioxyde de carbone :  $\underbrace{CO_2, H_2O}_{CO_2 \text{ dissous}} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons H_3O^+ + HCO_3^-_{(aq)}$
- L'acide phosphorique :  $H_3PO_{4(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons H_3O^+ + H_2PO_4^-_{(aq)}$

#### 3.2. Bases fortes et bases faibles

Les définitions concernant les bases fortes ou faibles sont analogues à celles concernant les acides : elles s'appuient sur la réaction d'une base avec l'eau.

La réaction d'une base avec l'eau

Une base (que nous noterons « A<sup>-</sup> ») réagit avec l'eau selon la réaction d'équation :



**Remarque :** cette équation permet d'expliquer que l'ajout d'une espèce basique augmente le pH d'une solution. En effet : la réaction ci-dessus produit des ions  $HO^-$ . Or l'autoprotolyse de l'eau assure que le produit  $[HO^-][H_3O^+]$  soit constant : il s'ensuit une diminution de  $[H_3O^+]$  soit une augmentation du pH.

Bases fortes et bases faibles

Lorsque la réaction entre la base et l'eau est **totale**, on dit que la base est **forte**.

Lorsque la réaction entre la base et l'eau est **équilibrée**, on dit que la base est **faible**.

**Exemples de bases fortes (à connaître) :**

- La soude ou hydroxyde de sodium :  $NaOH_{(s)} \rightarrow Na^+_{(aq)} + HO^-_{(aq)}$
- La potasse ou hydroxyde de potassium :  $KOH_{(s)} \rightarrow K^+_{(aq)} + HO^-_{(aq)}$

**Exemples de bases faibles (à connaître) :**

- L'ammoniac :  $NH_{3(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons NH_4^+_{(aq)} + HO^-_{(aq)}$
- L'ion carbonate :  $CO_3^{2-}_{(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons HCO_3^-_{(aq)} + HO^-_{(aq)}$
- L'ion phosphate :  $PO_4^{3-}_{(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons HPO_4^{2-}_{(aq)} + HO^-_{(aq)}$



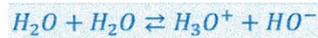
### 2.3. Couples de l'eau

La molécule d'eau a la propriété de pouvoir céder ou capter un proton  $H^+$ . Elle peut donc jouer les rôles d'acide ou de base. On dit que l'eau est une molécule **amphotère** : elle appartient à deux couples acide/base dont elle est respectivement la forme acide et basique :

- Couple  $H_2O/HO^-$        $H_2O = HO^- + H^+$       couple dont l'eau est la forme acide
- Couple  $H_3O^+/H_2O$        $H_3O^+ = H_2O + H^+$       couple dont l'eau est la forme basique

### 2.4. Autoprotolyse de l'eau

Les molécules d'eau pouvant jouer à la fois les rôles d'acides et de bases, elles peuvent échanger leur proton  $H^+$  entre elles. Cette transformation chimique s'appelle **l'autoprotolyse de l'eau** et a pour équation :



Le symbole  $\rightleftharpoons$  indique que cette réaction est non totale : c'est un équilibre chimique.

#### Produit ionique de l'eau

L'autoprotolyse de l'eau est caractérisée par le produit ionique de l'eau défini par le produits des concentrations en ions hydroxyde et oxonium à l'état final :

$$K_e = [H_3O^+]_f [HO^-]_f$$

**Propriété importante** du produit ionique :

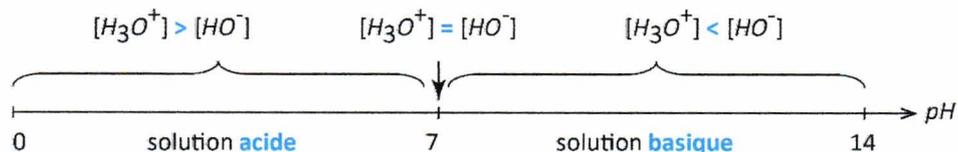
Le produit ionique de l'eau  $K_e$  ne dépend que de la température. Il est indépendant des espèces chimiques dissoutes et de leurs concentrations.

**Un cas particulier à connaître** : l'eau pure à 25°C

On parle d'« eau pure » lorsque l'autoprotolyse de l'eau est le seul équilibre réalisé.

Lorsque la température vaut 25°C, le produit ionique de l'eau vaut :  $K_e = 1,0 \times 10^{-14}$

Or l'équation de l'autoprotolyse de l'eau montre que :





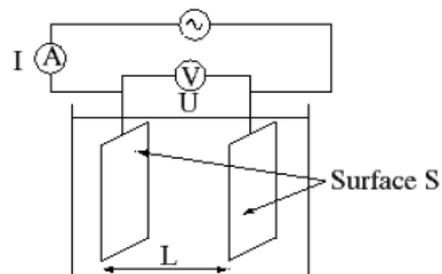
# Conductimétrie Fiche de synthèse

## 1. Conductance

### 1.1. Solution électrolytique

Une **solution électrolytique** est une solution qui **conduit** le **courant** électrique. Les porteurs de charge sont des **ions** dans la solution : les cations se déplacent dans le sens conventionnel du courant et les anions dans le sens inverse.

Le volume  $V = S.L$  compris entre les parties immergées des plaques est appelé **cellule conductimétrique**.



### 1.2. Conductance

La conductance de la cellule conductimétrique est définie par la relation

$$G = \frac{I}{U}$$

$G$  : conductance en Siemens (S)

$U$  : tension efficace en Volt (V)

$I$  : intensité efficace du courant en Ampère (A)

La conductance  $G$  est l'inverse de la résistance  $R$  de la cellule de conductimétrie. Plus  $G$  est élevée, plus la solution conduit le courant électrique.

$$G = \frac{1}{R}$$

$G$  : conductance en Siemens (S)

$R$  : résistance en Ohm ( $\Omega$ )

## 2. Conductivité

### 2.1. Définition

La **conductance**  $G$  est proportionnelle au rapport ( $S/L$ ) appelé **facteur géométrique** de la cellule conductimétrique

$$G = \sigma \times \frac{S}{L}$$

Le coefficient de proportionnalité  $\sigma$  correspond à la **conductivité** de la solution et s'exprime en  $S.m^{-1}$ .

$G$  : conductance en S

$S$  : surface de la cellule en  $m^2$

$L$  : largeur entre les plaques en m

$\sigma$  : conductivité en  $S.m^{-1}$

### 2.2. Influence de l'électrolyte

La conductivité  $\sigma$  d'une solution dépend :

- de la **nature des ions** présents dans la solution ;
- de leurs **concentrations** ;
- de la **température** de la solution.

Contrairement à la conductance  $G$ , la conductivité  $\sigma$  ne dépend pas de la cellule conductimétrique utilisée.

### 3. Conductivité ionique molaire

#### 3.1. Définition

Pour une température donnée, la conductivité d'une solution est la somme des contributions apportées par les ions présents :

$$\sigma = \sum_i \lambda_i \times [X_i]$$

$[X_i]$  : concentration de l'ion  $X_i$  en  $\text{mol.m}^{-3}$

$\sigma$  : conductivité en  $\text{S.m}^{-1}$

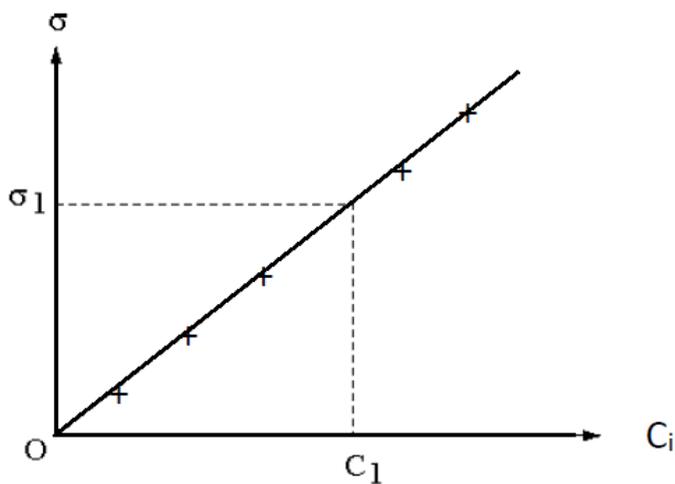
$\lambda_i$  : conductivité molaire ionique de l'ion  $X_i$  en  $\text{S.m}^2.\text{mol}^{-1}$

Exemple : Solution aqueuse de chlorure de potassium ( $\text{K}^+$ ,  $\text{Cl}^-$ ) de concentration  $c = [\text{K}^+] = [\text{Cl}^-]$

$$\sigma = \lambda_{\text{K}^+} \times [\text{K}^+] + \lambda_{\text{Cl}^-} \times [\text{Cl}^-] = \lambda_{\text{K}^+} \times c + \lambda_{\text{Cl}^-} \times c = c \times (\lambda_{\text{K}^+} + \lambda_{\text{Cl}^-})$$

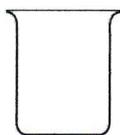
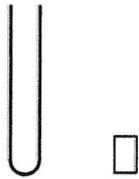
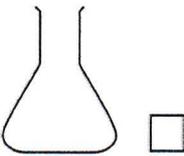
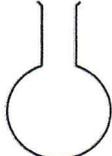
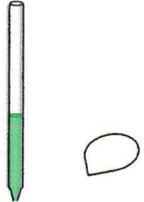
#### 3.2. Dosage par étalonnage

La valeur de la concentration  $c_1$  d'une solution électrolytique peut être obtenue à partir d'une droite d'étalonnage  $\sigma = f(c_i)$ , tracée avec des solutions étalons de concentration  $c_i$ .

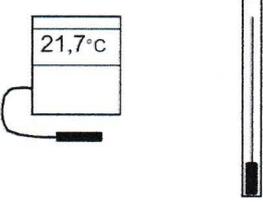
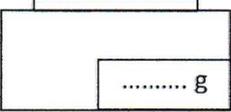
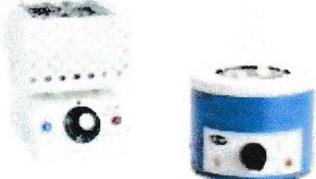
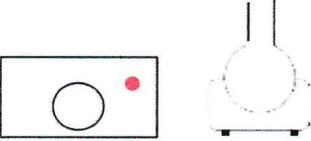


semaine de 5 au . 12 décembre.

## La verrerie très utilisée

Photo	schéma	Nom et vocabulaire
		<b>un bécher</b> mélanger, récupérer, faire une réaction chimique
		<b>un tube à essai (+ un bouchon)</b> tester, faire une réaction chimique avec de petites quantités
		<b>un erlenmeyer ou un erlen</b> agiter, stocker (+ bouchon), protéger (projections), faire une réaction
		<b>un ballon à fond rond</b> chauffer (+ chauffe-ballon)
		<b>une éprouvette graduée</b> mesurer un <u>volume précis</u> de liquide (lire en bas du ménisque de l'eau)
		<b>une pipette graduée (+ une poire)</b> mesurer un <u>volume précis</u> de liquide, prélever, verser
		<b>un agitateur ou une baguette</b> dissoudre, mélanger, remuer

## Le matériel et les instruments très utilisés

Photo	schéma	Nom et vocabulaire
		<p><b>une spatule</b> prélever un solide ou une poudre</p>
		<p><b>un (flacon) compte-goutte</b> verser goutte à goutte</p>
		<p><b>un entonnoir (+ un papier filtre)</b> verser un liquide ou une poudre, (filtrer un mélange hétérogène)</p>
		<p><b>une pince en bois ou en fer</b> tenir du matériel chaud, attraper, fixer du matériel dans un montage</p>
		<p><b>un thermomètre</b> mesurer une <u>température</u></p>
		<p><b>une balance</b> mesurer une <u>masse</u></p>
		<p><b>un bec électrique</b> <b>ou un chauffe ballon</b> chauffer (penser à vérifier le récipient)</p>
		<p><b>une soucoupe</b> <b>ou un verre de montre</b> peser, tester</p>

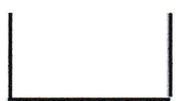
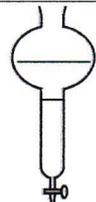
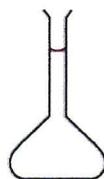
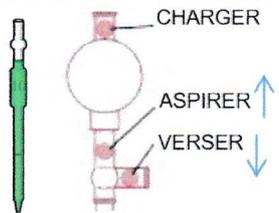
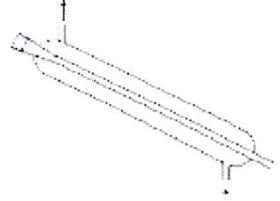
**LABO**

Expérimenter

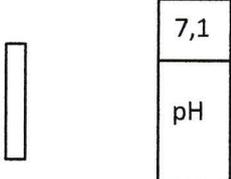
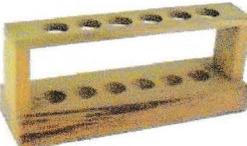
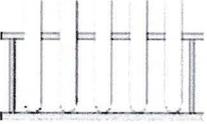
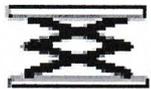
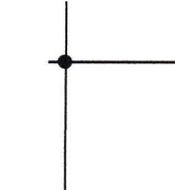
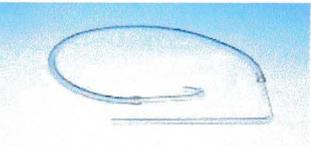
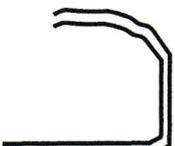
**Le matériel de chimie (2/3)**

Photo, schéma et vocabulaire adapté

**La verrerie spécifique**

Photo	schéma	Nom et vocabulaire
		<b>un cristallisoir</b> utiliser une grande quantité d'eau
		<b>un verre à pied</b> récupérer des liquides
		<b>une ampoule à décanter</b> séparer les liquides non miscibles (les phases du mélange hétérogène)
		<b>une fiole jaugée</b> préparer une solution par dissolution ou dilution (le trait de jauge)
		<b>une pipette jaugée (+ une propipette)</b> prélever, verser un <u>volume très précis</u>
		<b>une burette graduée</b> verser un <u>volume très précis</u> de liquide
		<b>un réfrigérant à eau</b> refroidir, condenser des vapeurs dans une distillation

## Le matériel et les instruments spécifiques

Photo	schéma	Nom et vocabulaire
		<p><b>une pissette d'eau distillée</b> rincer, compléter une fiole jaugée</p>
		<p><b>du papier pH ou un pHmètre</b> mesurer le pH (acide /neutre /basique)</p>
		<p><b>une seringue</b> prélever</p>
		<p><b>un manomètre</b> <u>mesurer la pression</u> d'un gaz comprimé</p>
		<p><b>un porte tube</b> comparer, ranger des tubes à essai</p>
		<p><b>un support élévateur ou un boy</b> régler la hauteur dans un montage</p>
		<p><b>une potence ou un support</b> fixer, accrocher, suspendre du matériel à l'aide de pinces</p>
		<p><b>un tube en verre ou plastique</b> diriger des gaz dans un montage</p>

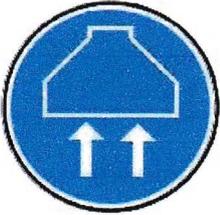
**LABO**

**Expérimenter**

## **Le matériel de chimie (3/3)**

Photo, schéma et vocabulaire adapté

### **Les protections**

<b>Photo</b>	<b>panneau</b>	<b>précautions</b>
		mettre une <u><b>BLOUSE</b></u>
		utiliser des <u><b>GANTS</b></u>
		utiliser des <u><b>LUNETTES</b></u> de protection
		porter un <u><b>MASQUE</b></u>
		utiliser une <u><b>HOTTE</b></u> aspirante

# Correction du contrôle de votre livre numérique page 116-117 de la grave physique - chimie

Nom :

Prénom :

Classe :

Groupe :

- 1 Les masses molaires atomiques sont indiquées :
- pour chaque élément
  - dans la classification périodique des éléments
  - en mol
- 2 La masse molaire moléculaire du dioxygène  $O_2$  est égale à :
- 16 g/mol
  - 32 g/mol
  - 18 g/mol
- 3 Une solution aqueuse de chlorure de sodium a pour concentration 25 g/L, cela signifie que dans 1 L de solution, la quantité de chlorure de sodium est de :
- 25 g
  - 2,5 g
  - 25 L
- 4 L'indication 20 mol/L correspond à une :
- concentration en masse
  - concentration molaire
  - masse molaire
- 5 Diluer une solution a pour effet de diminuer :
- son volume
  - sa concentration
  - sa masse

- 6 Pour prélever précisément un volume, il faut :
- une éprouvette
  - un dispositif d'aspiration
  - une pipette
- 7 Une eau salée réalisée à partir de 1 g de sel pour 20 mL de solution aqueuse a pour concentration :
- 50 g/L
  - 1 g/L
  - 0,05 g/L
- 8 Dans la formule  $C = \frac{C_m}{M}$ , la grandeur  $C_m$  représente :
- la concentration molaire
  - la concentration masse molaire
  - la concentration en masse
- 9 Si l'on prend 14 g d'un élément de masse molaire moléculaire égale à 28 g/mol, à quoi correspond la quantité de matière prélevée :
- 2 mol
  - 1 mol
  - 0,5 mol
- 10 Lors d'un dosage acide/base, l'équivalence est le moment où les quantités de matière d'acide et de base :
- sont égales
  - disparaissent
  - sont différentes

semaine de 13 au . 19 décembre.