

# QUANTITE de MATIERE

**n** en mole (mol)

## 1. De l'infiniment petit à l'INFINIMENT GRAND

### 1A. Dimensions, masses, charges électriques des particules

On assimile les électrons, les nucléons (protons et neutrons) et les atomes à des sphères ayant un diamètre  $d$  et une masse  $m$ , voire une quantité d'électricité  $q$ .

La charge élémentaire est  $e = 1,6021765 \cdot 10^{-19} \text{ C}$

Particule	masse (kg)	diamètre (nm)	charge (C)
Proton	$1,672623 \cdot 10^{-27}$	$4 \cdot 10^{-6}$	+ e
Neutron	$1,674928 \cdot 10^{-27}$	$4 \cdot 10^{-6}$	0
Electron	$9,109389 \cdot 10^{-31}$	$1 \cdot 10^{-6}$	- e

- atome d'hydrogène:  $d(\text{H}) \approx 0,106 \text{ nm}$

#### Exercices préliminaires

1) *Isotope majoritaire de l'élément hydrogène* :  ${}^1_1\text{H}$

a- *Quelle est sa composition ?*

b- *Comparer les diamètres de l'électron, du proton et de l'atome d'hydrogène.*

c- *Si on ramène, à notre échelle, le proton à une noix de 4 cm de diamètre et l'électron à une noisette de 1 cm de diamètre, quel est alors le diamètre de l'atome ?*

d- *Calculer la masse volumique du proton.*

e- *Calculer les forces entre le proton et l'électron.*

$$F = 6,67 \cdot 10^{-11} \frac{m(p) \cdot m(e)}{r^2} \text{ et } F = 9 \cdot 10^9 \frac{q(p) \cdot |q(e)|}{r^2} \quad (r : \text{rayon de l'atome})$$

Quelle est la conséquence de la force la plus intense dans l'atome d'hydrogène ?

L'atome d'hydrogène est le seul atome sans neutron.

2) Comparer la masse de l'électron et celle du proton.

3) Calculer le nombre de protons dans un gramme.

Même question avec 1 g de neutrons.

4) Calculer la masse d'un atome de carbone  ${}^{12}_6\text{C}$ .

En déduire le nombre d'atomes de carbone  ${}^{12}_6\text{C}$  présents dans 12 g.

La masse de l'électron est négligeable par rapport à celle du proton et du neutron.  
La masse d'un atome est celle de son noyau.

### 1B. Nombre d'Avogadro et « mole »

*En réalité, la masse du noyau d'un atome est toujours inférieure\* (défaut de masse) à la somme des masses des nucléons qui le constituent pris séparément au repos.*

$$m_{\text{noyau}} < Z \cdot m_p + (A - Z) \cdot m_n$$

Dans 12 g il y a donc un nombre plus élevé d'atomes ( $> 5,9751689 \cdot 10^{23}$ ) :

Nombre d'AVOGADRO

$N_A \approx 6,022136736 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$  (nombre d'atomes  ${}^{12}_6\text{C}$  dans 12 g de carbone)

Ce nombre correspond à **1 mole (mol)**

Avogadro Amadéo  
(1776-1856)  
(chimiste et physicien)

Exemples : 1 mole de protons, 1 mole d'électrons, 1 mole d'atomes, 1 mole d'ions, 1 mole de molécules,...

5) Calculer la longueur occupée par 1 mol d'atomes d'hydrogène...soit environ 1 g.

## 1c. Défaut de masse

\* Le défaut de masse  $\Delta m = Z.m_p + (A - Z).m_n - m_{\text{noyau}}$ , toujours positif.

$$\Delta m = 6.m_p + 6.m_n - 12/N_A \approx 1,588.10^{-25} \text{ g pour l'atome de carbone.}$$

Ce défaut de masse se transforme en énergie (formule d'Einstein  $E = \Delta m.c^2$ ,  $c$  étant la célérité de la lumière,  $c \approx 3,0.10^8 \text{ m.s}^{-1}$ ).

Cette relation montre l'équivalence entre la masse et l'énergie (...de liaison, ici).

Cette énergie sert de ciment entre les nucléons.

C'est aussi l'énergie qu'il faut fournir pour « libérer » les nucléons.

En effet, dans le noyau les protons d'une charge positive se repoussent, mais la force nucléaire est tellement forte, qu'elle permet aux protons et aux neutrons d'être associés.

C'est la transformation des noyaux qui libère de l'énergie nucléaire (réacteurs nucléaires...)

## 2. Masse Molaire

### 2A. Définition

**Masse molaire...  $M$  ( $\text{g.mol}^{-1}$ )**  
C'est la masse d'1 mole...d'entités  
(nucléons, *atomes*, *ions*, *molécules*)

### 2B. Exemples

Masse molaire atomique :  $M(X)$

Masse molaire ionique :  $M(A^{x-})$ ,  $M(C^{y+})$  et  $M(C_xA_y)$

Masse molaire moléculaire :  $M(X_xY_y)$

### 2c. Masse molaire du carbone

Le carbone naturel est constitué à partir de 2 atomes **isotopes**  $^{12}_6\text{C}$  (98,822 %) et  $^{13}_6\text{C}$  (1,108 %).

a- Les masses molaires atomiques du carbone-12 et du carbone-13 sont :

$$M(^{12}_6\text{C}) = 12 \text{ g.mol}^{-1} \text{ et } M(^{13}_6\text{C}) = 13,0 \text{ g.mol}^{-1}$$

« Le nombre de masse A (ici 12 ou 13) correspond à la masse molaire atomique », puisque

$$M(\text{proton}) \approx M(\text{neutron}) \approx 1 \text{ g.mol}^{-1} \approx M(\text{nucleon})$$

b- La masse molaire du carbone est :

$$M(\text{C}) = 12 \frac{98,822}{100} + 13 \frac{1,108}{100}$$

$$M(\text{C}) = 12,00268 \text{ g.mol}^{-1}$$

**$M(\text{C}) \approx 12,0 \text{ g.mol}^{-1}$**  (les masses molaires sont données 1 chiffre après la virgule)

Exercice 1 : Calculer les **masses molaires atomiques**...

a- de l'hydrogène : hydrogène-1 (99,984 %) et hydrogène-2 (0,016 %)

b- du chlore : chlore-35 (75,8 %) et chlore-37 (24,2 %)

c- du fer : fer-56 (91,72 %), fer-54 (5,8 %), fer-57 (2,2 %) et fer-58 (0,28 %)

d- du potassium : potassium-39 (93,08 %), potassium-40 (0,01 %) et potassium-41 (6,91 %)

### 2d. Bilan

*La masse des électrons étant négligeable devant celles des nucléons,  
la masse d'un ion monoatomique est égale à celle de l'atome dont il est issu.*

**Masse molaire atomique = Masse molaire ionique = Masse molaire de l'élément**

Masse molaire des composés ioniques et des composés moléculaires  
**Somme** des masses molaires des éléments chimiques les constituants.

$$M = \sum_{i=1}^n M_i$$

Exercice 2 : Calculer les masses molaires des ions, des produits ioniques et des produits moléculaires :



### 3. Quantité de matière

On mesure la masse m d'un produit avec une balance.

On peut aussi la calculer si on connaît son volume V (calculé si le solide a une forme géométrique bien particulière ou mesuré dans le cas d'un fluide, liquide ou gazeux, contenu dans un récipient dont on connaît la capacité) et sa masse volumique  $\rho$  avec la relation :  $m = \rho \cdot V$ .

$$(\rho \text{ en kg.m}^{-3}, V \text{ en m}^3 \text{ et m en kg})$$

Tous les exercices de chimie, pour leur résolution, utilisent la quantité de matière n (mol).

La quantité de matière se calcule, elle ne se mesure pas...il n'y a pas de « molmètre ».

### 4. masse et quantité de matière

$$n = \frac{m}{M}$$

n : quantité de matière, solide, liquide ou gaz (mol)

m : masse du corps (g)

M : masse molaire du produit ( $g \cdot mol^{-1}$ )

Exercice 3 : Calculer la quantité de matière dans :

a- Une pièce de 1 F (...c'était avant l'euro !) de 6 g constituée d'atomes de nickel (Ni).

b- Un litre d'eau.

c- Un sachet de 20 g de chlorure de magnésium ( $MgCl_{2s}$ ).

Exercice 4 : extraits BTS

1) eb 1996

Sur l'ensemble d'un châssis de fenêtre, on estime à 15,6 g la masse d'hydroxyde d'aluminium  $Al(OH)_{3s}$  qu'il s'est formé par l'oxydation de l'aluminium au contact de l'air.

Calculer la quantité d'hydroxyde d'aluminium formé.

2) tp 1996

La composition en masse d'une essence est de : 70 % d'heptane  $C_7H_{16l}$  et 30 % d'octane  $C_8H_{18l}$ .

La masse volumique de cette essence, mélange homogène, est  $\rho = 720 \text{ kg.m}^{-3}$ .

Calculer la masse puis la quantité de matière de chacun des composés dans un litre d'essence.

3) eec 1999

Une chaudière est alimentée en gaz naturel composé à 85 % de méthane  $CH_{4g}$ .

Le débit massique d'arrivée du gaz est de  $1,6 \text{ kg.h}^{-1}$ .

Calculer la quantité de méthane consommé pendant une heure de fonctionnement.

4) tp 2001

Pour fabriquer du fer dans un haut-fourneau, on mélange du coke (carbone  $C_s$ ) et du minerai de fer dont la teneur massique en oxyde de fer  $Fe_2O_{3s}$  est 20 %.

Calculer la quantité de matière des deux réactifs.

Exercice 5 : Calculer la masse des produits suivants dont la quantité de matière est  $n = 0,3 \text{ mol}$  :

cuire, oxyde d'aluminium  $Al_2O_{3s}$ , butane  $C_4H_{10g}$ , eau.

## 5. Volume et quantité de matière

Pour un **fluide**, quand le **volume**  $V$  est connu :

### 5A. Fluide

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

$n$  : quantité de matière, liquide ou gaz (mol)

$V$  : volume du fluide (L)

$V_m$  : volume molaire du fluide ( $\text{L}\cdot\text{mol}^{-1}$ )

### 5B. Liquide

$V_m$  dépend très peu de la température (dilatation) et de la pression.

$$V_m = \frac{M}{\rho}$$

$M$  : masse molaire ( $\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$ ) et  $\rho$  : masse volumique ( $\text{g}\cdot\text{L}^{-1}$ )

### 5C. Gaz

$V_m$  dépend de la température (dilatation) et de la pression.

$V_m$  ne dépend pas de la nature du gaz (corps purs :  $\text{H}_2$ ,  $\text{CO}_2$ ...ou mélange : air...).

Deux possibilités :

a-  $V_m$  est fourni dans l'énoncé.

b-  $V_m$  est calculé avec la formule des gaz parfaits ( $n = 1$  mol)

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T$$

$$V_m = \frac{R \cdot T}{P}$$

$T$  : température absolue du gaz (K)

$P$  : pression du gaz (Pa)

$R$  : constante ( $8,314 \text{ J}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$ )

$V_m$  : volume molaire ( $\text{m}^3\cdot\text{mol}^{-1}$ )

Conditions Normales de Température et de Pression :

$$T = 273,15 \text{ K (0}^\circ\text{C)} - P = 101325 \text{ Pa} - V_m \approx 22,4 \cdot 10^{-3} \text{ m}^3\cdot\text{mol}^{-1} (22,4 \text{ L}\cdot\text{mol}^{-1})$$

Exercice 6 : Calculer le **volume molaire**...

a- d'un gaz parfait :

pression	température ( $^\circ\text{C}$ )	volume molaire ( $\text{m}^3\cdot\text{mol}^{-1}$ )	volume molaire ( $\text{L}\cdot\text{mol}^{-1}$ )
101325 Pa	0		
$10^5$ Pa	25		
$10^5$ Pa	- 20		
$10^5$ Pa	700		
7 MPa	25		
10 MPa	25		

b- d'un liquide :

Liquide à $25^\circ\text{C}$	masse molaire ( $\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$ )	masse volumique	volume molaire ( $\text{m}^3\cdot\text{mol}^{-1}$ )	volume molaire ( $\text{L}\cdot\text{mol}^{-1}$ )
Eau	18	$1 \text{ kg}\cdot\text{L}^{-1}$		
Mercure	200,6	$13546 \text{ g}\cdot\text{L}^{-1}$		
Ethanol	46	$775 \text{ kg}\cdot\text{m}^{-3}$		
Dibrome	159,8	$13,1 \text{ g}\cdot\text{cm}^{-3}$		
Acide sulfurique	98	$1840 \text{ g}\cdot\text{dm}^{-3}$		

c- Comparer les valeurs obtenues.

Exercice 7 :

Une bouteille de gaz butane « juste vide », de volume 26,6 L, contient du gaz à la pression atmosphérique. On assimile le butane à un gaz parfait de volume molaire  $V_m = 22,4 \text{ L.mol}^{-1}$ .

1) Calculer la quantité de gaz restant dans la bouteille.

Au cours d'une combustion on a utilisé 150 mol d'air.

L'air contient, en volume, 20 % de dioxygène.

2) a- Calculer la quantité, le volume de dioxygène consommé pendant cette combustion, dans les conditions normales de température et de pression ( $V_m = 22,4 \text{ L.mol}^{-1}$ ), ainsi que sa masse.

Cette combustion a libéré, entre autre, 812 g de dioxyde de carbone.

b- Calculer le volume gazeux correspondant.

Exercice 8 : l'air est un mélange gazeux.

Dans les conditions normales de température et de pression ( $V_m = 22,4 \text{ L.mol}^{-1}$ ), la composition approchée de l'air est donnée par les pourcentages volumiques suivants :

- diazote  $N_{2g}$  : 78,07 %

- dioxygène  $O_{2g}$  : 20,94 %

- argon  $Ar_g$  : 0,91%

- dioxyde de carbone  $CO_{2g}$  : 0,08 %

- il y a aussi de la vapeur d'eau, du dihydrogène, d'autres gaz rares (*présence négligée dans les calculs à venir*).

Soit un local de dimensions :  $L = 5,5 \text{ m}$  ;  $\ell = 3,7 \text{ m}$  ;  $h = 2,5 \text{ m}$ .

Calculer :

1) Le volume de chaque gaz présent.

2) La masse de chacun d'eux.

3) La masse volumique de l'air du local.

4) La masse molaire moyenne de l'air.

Exercice 9 : extraits BTS

1) eec 1996

Le brûleur d'un appareil de chauffage est alimenté par du butane de formule brute  $C_4H_{10g}$ , avec un débit de  $1,93 \text{ kg.h}^{-1}$ , et par de l'air dont la température est de  $18^\circ\text{C}$  et la pression de 1013 hPa.

a- Déterminer, pour une heure de fonctionnement ininterrompu, la quantité de gaz utilisé.

b- Calculer le volume de gaz utilisé.

2) b 1997

Une voiture consomme en moyenne 8 litres d'essence pour 100 km.

a- Sachant que sa masse volumique est  $\rho = 750 \text{ kg.m}^{-3}$ , calculer la quantité d'essence consommée lors d'un parcours de 100 km (l'essence a pour formule  $C_6H_{14}$ ).

En faisant brûler complètement dans du dioxygène un hydrocarbure, on obtient 31,4 g de dioxyde de carbone.

Ce dernier est recueilli à 343 K, sous une pression de 0,300 MPa.

b- Calculer la quantité de matière de ce gaz ?

c- En le considérant comme un gaz parfait, quel est le volume occupé par ce gaz ?

3) b 2008, af 2002, af 2007

La chaudière collective d'un immeuble brûle du propane de formule brute  $C_3H_{8g}$ .

Chaque mole brûlée de propane libère dans l'atmosphère trois moles de dioxyde de carbone et consomme cinq moles de dioxygène.

L'air contient environ un cinquième de son volume de dioxygène.

Le pouvoir calorifique de propane est égal à  $13,7 \text{ kWh.kg}^{-1}$ .

La consommation annuelle d'énergie pour le chauffage du local est égale à 5600 kWh.

Le volume molaire dans les conditions normales de température et de pression est égal à  $22,4 \text{ L.mol}^{-1}$ .

Pour satisfaire les besoins de chauffage du local étudié en une année, calculer :

a- La masse, puis la quantité de matière de propane brûlé dans la chaudière.

b- La quantité, la masse, ainsi que le volume de dioxygène consommé.

c- La quantité, la masse, ainsi que le volume de dioxyde de carbone mesuré dans les conditions normales de température et de pression.

d- En déduire le volume d'air utilisé.

## 6. Solution aqueuse et quantité de matière

### 6A. Dissolution(définition)

( du latin « solvere » : dissoudre et « aqua » : eau)

**DISSOLUTION**  
Mise en solution d'un **soluté** (solide, liquide ou gazeux) dans un **solvant**.  
**SOLUTION AQUEUSE** : le **solvant**, c'est l'**eau**

### 6B. Relations

$$n = C_{\text{solution}} \cdot V_{\text{solution}}$$

$n$  : quantité de matière, du soluté (mol)

$V_{\text{solution}}$  : volume de la solution (L)

$C$  : concentration molaire (volumique) de la solution ( $\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$ )

$\chi$  : concentration massique (volumique) de la solution ( $\text{g} \cdot \text{L}^{-1}$ )

$$\chi = \frac{m_{\text{soluté}}}{V_{\text{solution}}}$$

$m_{\text{soluté}}$  : masse de soluté dissous (g)

$$\chi = C \cdot M$$

$M$  : masse molaire du soluté dissous ( $\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$ )

$\rho$  : masse volumique de la solution ( $\text{g} \cdot \text{L}^{-1}$ )

$$\rho = \frac{m_{\text{solution}}}{V_{\text{solution}}} \quad m_{\text{solution}} = m_{\text{solvant}} + m_{\text{soluté}}$$

$d$  : densité de la solution par rapport à l'eau

$$d = \frac{\rho_{\text{solution}}}{\rho_{\text{eau}}}$$

$$\text{titre massique (pourcentage massique)} \quad t_{\text{soluté}} = 100 \cdot \frac{m_{\text{soluté}}}{m_{\text{totale}}}$$

#### Exercice 10 :

Le bassin (cristalliseur) d'un marais salants contient  $10 \text{ m}^3$  d'eau de l'Atlantique.

Après évaporation on récupère 280 kg de sel (chlorure de sodium  $\text{NaCl}_s$ ).

Calculer :

1) La masse volumique, la densité, et le titre massique de cette eau salée (on considère que le volume de la solution saline est peu différent de celui du solvant).

$$(\rho_{\text{eau}} = 10^3 \text{ kg} \cdot \text{m}^{-3})$$

2) La concentration massique de cette eau salée.

3) La concentration molaire de cette eau salée.

#### Exercice 11 :

L'eau de la mer morte (- 417 m, un des plus bas), a une concentration massique environ égale à  $140 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}$ .

Calculer la densité et la concentration molaire de cette eau salée.

#### Exercice 12 :

Une solution de soude a une concentration molaire égale à  $10^{-1} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ . Calculer :

1) La quantité de soude (en mol) dans 100 mL de solution.

2) Le volume de solution quand la quantité de soude est  $4 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$ .

## 6c. Eau

Soit **1 litre d'eau** (distillée) de masse 1000 g à 25°C (298 K).

### 6c1 eau : autoprotolyse

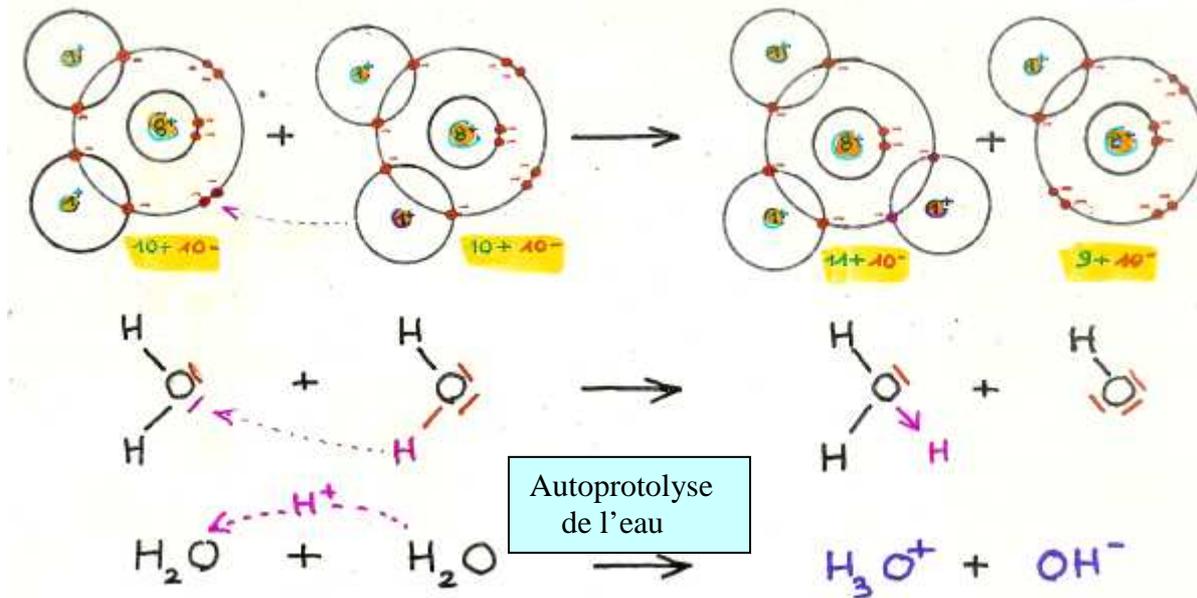
a- Quantité d'eau  $n(\text{H}_2\text{O})$  :  $n(\text{H}_2\text{O}) = \frac{m(\text{H}_2\text{O})}{M(\text{H}_2\text{O})} = \frac{1000\text{g}}{18\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}}$

$$n(\text{H}_2\text{O}) \approx 55,56 \text{ mol} \quad (\dots \text{la concentration molaire de l'eau est } 55,56 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1})$$

b- Nombre de molécules d'eau :  $n(\text{H}_2\text{O}) \cdot N_A = n(\text{H}_2\text{O}) \cdot 6,02 \cdot 10^{23} \approx 3,34 \cdot 10^{25}$  molécules  $\text{H}_2\text{O}$ .

c- Dans l'eau, les molécules se déplacent, il y a des chocs entre elles.

Sur environ  $555 \cdot 10^6$  molécules  $\text{H}_2\text{O}$ , au cours d'un choc 2 molécules d'eau échangent 1 proton  $\text{H}^+$ ...\*



molécule **basique** + molécule **acide** → ion **hydronium** (oxonium) + ion **hydroxyde**  
(Autoprotolyse ou autoionisation ou autodissociation)

### 6c2 eau : amphotère

Elle se comporte à la fois comme une base en captant un proton  $\text{H}^+$  et comme un acide en libérant un proton  $\text{H}^+$ .

### 6c3 eau : pH = 7 et produit ionique $K_i$

\*Nombre d'ions  $\text{H}_3\text{O}^+$  et  $\text{OH}^-$  :  $\frac{3,34 \cdot 10^{25}}{555 \cdot 10^6} \approx 6,02 \cdot 10^{16}$  ions hydronium et  $\approx 6,02 \cdot 10^{16}$  ions hydroxyde.

(Dans l'eau, aussitôt que les ions sont formés, pendant les chocs, avec les molécules il y a échanges de protons  $\text{H}^+$ , mais leur nombre reste constant).

d- Concentration molaire des ions  $\text{H}_3\text{O}^+$  et  $\text{OH}^-$  :  $\frac{6,02 \cdot 10^{16}}{N_A} = \frac{6,02 \cdot 10^{16}}{6,02 \cdot 10^{23}} = 10^{-7} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ .

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{OH}^-] = 10^{-7} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$$

$\text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+]$  : potentiel hydrogène, il mesure l'acidité.

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}}$$

$K_e (K_i) = [\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [\text{OH}^-] = 10^{-14}$  : produit ionique de l'eau (à 25°C)

$K_e$  dépend de la température (les chocs sont plus ou moins nombreux)

$\theta$ (°C)	0	10	20	30	40	50
$K_e$	$0,11 \cdot 10^{-14}$	$0,30 \cdot 10^{-14}$	$0,69 \cdot 10^{-14}$	$1,5 \cdot 10^{-14}$	$3,0 \cdot 10^{-14}$	$5,5 \cdot 10^{-14}$

#### 6<sub>C4</sub> eau : électriquement neutre

$$[H_3O^+] = [OH^-] = 10^{-7} \text{ mol.L}^{-1} \text{ (à } 25^\circ\text{C)}$$

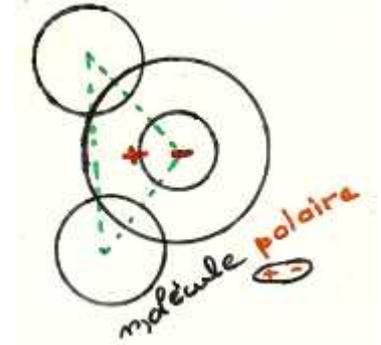
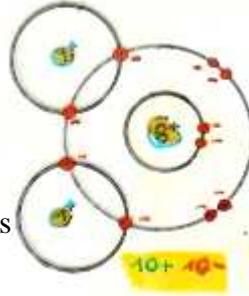
Il y a autant de charges + apportées par les cations  $H_3O^+$  que de charges - apportées par les anions  $OH^-$ .

#### 6<sub>C5</sub> eau : solvant polaire

1) La molécule d'eau est polaire : le centre de gravité des charges + et le centre de gravité des charges - sont décalés.

2) L'eau possède une permittivité relative  $\epsilon_r$  importante ( $\epsilon_r \approx 80$ ).

Les forces électriques entre les cations et les anions d'un composé ionique (NaCl par exemple) sont divisées par 80.



$$F = \frac{9 \cdot 10^9 \frac{q(Na^+) \cdot |q(Cl^-)|}{d^2}}{80}$$

3) Les ions  $Na^+$  et  $Cl^-$  se dispersent alors individuellement plus facilement.

Les ions s'hydratent (se solvatent) avec des molécules d'eau, 6 pour chaque ion :  $Na^+_{aqueux}$  et  $Cl^-_{aqueux}$ .

### 6<sub>D</sub>. Dissolution (exemple)

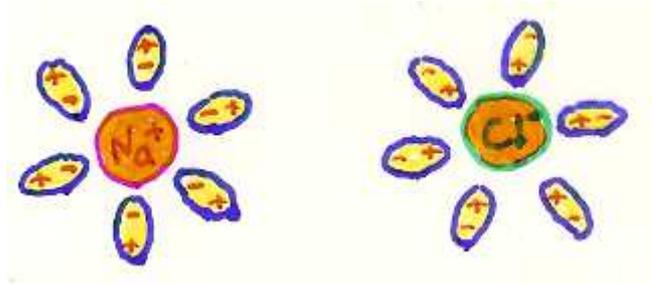
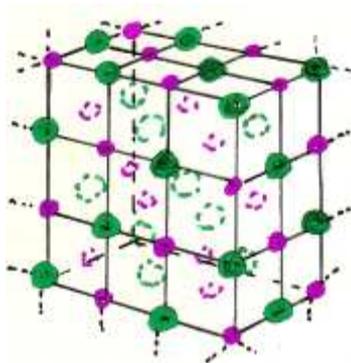
#### 6<sub>D1</sub> équation bilan

Soluté à gauche.

Cations et anions à droite, dans des proportions stœchiométriques.

Cations et anions hydratés :(aq).

dissolution



#### 6<sub>D2</sub> remarques

1- Les solutés ioniques plus ou moins dissociés dans l'eau, sont des électrolytes plus ou moins forts, ils permettent le passage d'un courant électrique par migration des ions.

2- Les solutés moléculaires, pour être solubles dans l'eau, doivent être polaires ou polarisables. Les molécules solvatées, conservent tous leurs éléments chimiques.

3- La solubilité est limitée, elle dépend de la température.

4- L'eau se combine peu avec les produits pétroliers, molécules non polaires.

## 6E. Solutions ioniques et tableau de bilan

### Exercice 13 :

1) Compléter le tableau suivant :

soluté	V <sub>solution</sub>	m <sub>soluté</sub>	M <sub>soluté</sub>	n <sub>soluté</sub>	C <sub>solution</sub>	χ <sub>solution</sub>
MgCl <sub>2</sub>	500 mL	23 g				
NaOH		15 g				120 g.L <sup>-1</sup>
AgNO <sub>3</sub>				10 <sup>-1</sup> mol	10 <sup>-2</sup> mol.L <sup>-1</sup>	
KOH	375 cm <sup>3</sup>					2,8 g.L <sup>-1</sup>
Ca(OH) <sub>2</sub>	3 L					2 g.L <sup>-1</sup>
Na <sub>2</sub> CO <sub>3</sub>		39,75 g			1,5 mol.L <sup>-1</sup>	
Al <sub>2</sub> (SO <sub>4</sub> ) <sub>3</sub>	200 cm <sup>3</sup>			0,2 mol		
HCl	250 mL				1 mol.L <sup>-1</sup>	

### Tableau de bilan molaire de dissolution de Al<sub>2</sub>(SO<sub>4</sub>)<sub>3</sub> solide :



On utilise une variable (x en moles) appelée **avancement** :

État du système	avancement	n(Al <sub>2</sub> (SO <sub>4</sub> ) <sub>3</sub> )	n(Al <sup>3+</sup> )	n(SO <sub>4</sub> <sup>2-</sup> )
État initial	0	n <sub>1</sub>	0	0
État intermédiaire	x	n <sub>1</sub> - x	2 x	3 x
État final	x <sub>max</sub> = n <sub>1</sub>	0	n <sub>2</sub>	n <sub>3</sub>

$$n_1 - x_{\text{max}} = 0 \quad n_2 = 2 x_{\text{max}} \quad n_3 = 3 x_{\text{max}}$$

$$\frac{n_1}{1} = x_{\text{max}} \quad \frac{n_2}{2} = x_{\text{max}} \quad \frac{n_3}{3} = x_{\text{max}}$$

Relation des proportions stœchiométrique :  $\frac{n_1}{1} = \frac{n_2}{2} = \frac{n_3}{3}$

État intermédiaire: Pour le soluté (il disparaît), on retranche à sa quantité de matière initiale l'avancement x et pour chaque cation et anion (ils apparaissent), on met l'avancement multiplié par son coefficient stœchiométrique de l'équation de dissolution.

Concentration molaire volumique C (mol.L<sup>-1</sup>) et volume de la solution V (L):

$$C_{\text{solide}} = \frac{n_1}{V} = \frac{n_2}{2V} = \frac{n_3}{3V}$$

$$C_s = \frac{[\text{Al}^{3+}_{\text{aq}}]}{2} = \frac{[\text{SO}_4^{2-}_{\text{aq}}]}{3}$$

Généralisation :



$$C_s = \frac{[C^{v_j+}]}{v_i} = \frac{[A^{v_i-}]}{v_j}$$

Application numérique : Si n<sub>1</sub> = 0,5 mol et V<sub>solution</sub> = 0,2 L

alors n<sub>2</sub> = 2.n<sub>1</sub> = 1 mol ; n<sub>3</sub> = 3.n<sub>1</sub> = 1,5 mol

et C<sub>s</sub> = 2,5 mol.L<sup>-1</sup>; [Al<sup>3+</sup><sub>aq</sub>] = 5 mol.L<sup>-1</sup> et [SO<sub>4</sub><sup>2-</sup><sub>aq</sub>] = 7,5 mol.L<sup>-1</sup>

2) Ecrire les équations de dissolution dans l'eau des composés ioniques solides suivants :

chlorure de magnésium MgCl<sub>2s</sub>, sulfate de fer II FeSO<sub>4s</sub>, hydroxyde de sodium NaOH<sub>s</sub>

hydroxyde d'aluminium Al(OH)<sub>3s</sub>, sulfate d'aluminium Al<sub>2</sub>(SO<sub>4</sub>)<sub>3s</sub>...

3) On dissout 6 mol de chlorure de sodium (NaCl<sub>s</sub>) dans 2 L d'eau.

a- Calculer la concentration molaire du chlorure de sodium.

b- En déduire la concentration molaire des ions sodium Na<sup>+</sup><sub>aq</sub> et des ions chlorure Cl<sup>-</sup><sub>aq</sub>.

4) Mêmes questions avec 0,24 mol de chlorure de sodium dissoute dans 600 mL d'eau.

5) Quelle quantité de chlorure de sodium est dissoute dans  $800 \text{ cm}^3$  de solution aqueuse dont la concentration molaire en soluté est  $2,5 \cdot 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$  ?

6) On dissout 90 g de chlorure de potassium ( $\text{KCl}_s$ ) dans 3 L d'eau.

Calculer :

a- La concentration massique et la concentration molaire du chlorure de potassium.

b- La concentration molaire des ions potassium  $\text{K}^+_{\text{aq}}$  et chlorure  $\text{Cl}^-_{\text{aq}}$ .

7) La concentration molaire des ions bromure  $\text{Br}^-_{\text{aq}}$  et potassium  $\text{K}^+_{\text{aq}}$  dans une solution de bromure de potassium est  $10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$ .

Calculer la masse de bromure de potassium utilisée pour avoir 200 mL de solution.

8) On dissout dans  $100 \text{ cm}^3$  d'eau 11,11 g de chlorure de calcium.

Sachant que le volume de la solution est égal à ...100 mL, calculer la concentration molaire du chlorure de calcium introduit dans la solution ainsi que les concentrations molaires des ions chlorure  $\text{Cl}^-_{\text{aq}}$  et calcium  $\text{Ca}^{2+}_{\text{aq}}$  présents dans la solution.

9) On dissout du chlorure de fer III ( $\text{FeCl}_{3s}$ ) dans de l'eau.

La concentration molaire en ions fer III ( $\text{Fe}^{3+}_{\text{aq}}$ ) de cette solution est égale à  $0,22 \text{ mol.L}^{-1}$ .

Calculer :

a- La concentration molaire des ions chlorure  $\text{Cl}^-_{\text{aq}}$ , celle du chlorure de fer.

b- La masse de chlorure de fer dans 300 mL de solution.

10) On dissout du chlorure de zinc ( $\text{ZnCl}_{2s}$ ) dans de l'eau.

La concentration molaire des ions chlorure  $\text{Cl}^-_{\text{aq}}$  est égale à  $5 \cdot 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$ .

Calculer :

a- La concentration molaire des ions zinc  $\text{Zn}^{2+}_{\text{aq}}$  et celle du chlorure de zinc.

b- La masse de chlorure de zinc dans 0,5 L de solution.

#### Exercice 14 : boisson alcoolisée.

Sur l'étiquette d'une boisson on lit : « volume 75 cL et  $45^\circ$  », et j'ajoute  $d = 0,79$ .

«  $45^\circ$ , signifie 45% d'alcool pur »

Calculer :

1) Le volume d'alcool liquide (éthanol :  $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}_l$ ) contenu dans la bouteille contenant cette boisson.

2) La masse d'alcool contenue dans cette bouteille.

3) La quantité d'alcool (en moles).

4) La concentration molaire en alcool de cette boisson.

#### Exercice 15:

Concentration molaire d'une solution commerciale.

Sur l'étiquette d'une solution commerciale d'ammoniac  $\text{NH}_{3g}$  (ammoniaque) on lit :

-  $d = 0,95$  (densité)

- pourcentage massique en ammoniac : 28 %.

-  $M = 17 \text{ g.mol}^{-1}$  (masse molaire de  $\text{NH}_{3g}$ )

1) Montrer que la concentration molaire de cette solution est :  $C_s = t_{\text{soluté}} \cdot \frac{\rho_{\text{H}_2\text{O}} \cdot d_{\text{solution}}}{M_{\text{soluté}}}$ .

2) Calculer  $C_s$ .

#### Exercice 16 : Extraits BTS

1) eb 1997

Afin de nettoyer de l'aluminium, on utilise un bain de soude de 200 litres de concentration molaire  $2 \text{ mol.L}^{-1}$ .

a- Ecrire l'équation de dissociation de l'hydroxyde de sodium ( $\text{NaOH}_s$ ) dans l'eau.

b- Calculer la masse d'hydroxyde de sodium qu'il a fallu introduire dans 200 litres, afin d'obtenir une telle concentration.

2) af 2001

Le chlorure de baryum et le sulfate de sodium sont deux solides constitués d'ions baryum  $\text{Ba}^{2+}_{\text{aq}}$  et

d'ions chlorure  $\text{Cl}^-_{\text{aq}}$  pour le premier, et d'ions sodium  $\text{Na}^+_{\text{aq}}$  et d'ions sulfate  $\text{SO}_4^{2-}_{\text{aq}}$  pour le second.

On prépare deux solutions A et B :

a-  $1 \text{ m}^3$  de solution A est obtenu en dissolvant 30 kg de chlorure de baryum dans l'eau.

Quelle est la concentration molaire des ions baryum dans la solution A ?

b- La concentration molaire des ions sulfate dans la solution B est égale à  $0,144 \text{ mol.L}^{-1}$ .

Quelle masse de sulfate de sodium a-t-on dissous pour préparer  $1 \text{ m}^3$  de cette solution B ?

3) af 2005

Dans l'émulsion acrylique utilisée, on note la présence de 1 % de solution de soude (ou hydroxyde de sodium  $\text{NaOH}_s$ ) à 5 %.

La densité d'une solution de soude à 5 % est :  $d = 1,13$ .

a- calculer la masse molaire de l'hydroxyde de sodium.

b- calculer la masse volumique  $\rho_{\text{sol}}$  de la solution de soude considérée.

c- montrer que la concentration molaire de la solution s'écrit :  $C = \frac{0,05 \times \rho_{\text{sol}}}{M_{\text{NaOH}}}$ .

d- calculer la concentration molaire de cette solution de soude.

## 6F. Les trois relations

### 6F1 pH

$$1. \text{pH} = -\log [H_3O^+] ; [H_3O^+] = 10^{-\text{pH}}$$

$$\text{pH} = -\log \frac{10^{-14}}{[OH^-]} = -\log 10^{-14} + \log [OH^-] = 14 + \log [OH^-]$$

### 6F2 Produit ionique de l'eau

$$2. K_e (K_i) = [H_3O^+] \cdot [OH^-] = 10^{-14} \text{ à } 25^\circ\text{C, produit ionique de l'eau.}$$

### 6F3 Solution électriquement neutre

$$3. \dots + [H_3O^+] = [OH^-] + \dots \text{généralisée, solution électriquement neutre.}$$

### 6F4 Applications des trois relations

#### a- eau

La seule « solution » dans laquelle ne coexistent que 2 espèces ioniques, les ions hydronium  $\text{H}_3\text{O}^+$  et les ions hydroxyde  $\text{OH}^-$  avec les molécules d'eau  $\text{H}_2\text{O}$ .

#### b- toute solution aqueuse

La relation 3 appliquée dans toutes les solutions aqueuses comportant des cations ( $\text{Na}^+$ ,  $\text{K}^+$ ,  $\text{Ca}^{2+}$ ,  $\text{NH}_4^+$ , ...) et des anions ( $\text{Cl}^-$ ,  $\text{SO}_4^{2-}$ , ...) permet de rechercher les concentrations molaires des ions présents.

**Remarque** au sujet de la relation 3 traduisant que toute solution aqueuse est électriquement neutre.

La relation entre les concentrations molaires des ions est transformée en relation entre les concentrations molaires des charges

- 1 ion monovalent (+ ou -) apporte 1 charge + ou -

- 1 ion divalent (2+ ou 2-) apporte 2 charges + ou -

- 1 ion trivalent (3+ ou 3-) apporte 3 charges + ou -

La charge électrique totale d'une solution est nulle

$$\sum_{i=1}^k \nu_i \cdot [C_i^{\nu_i+}] = \sum_{j=1}^p \nu_j \cdot [A_j^{\nu_j-}]$$

$[C_i^{\nu_i+}]$  : concentration molaire de chaque cation

$[A_j^{\nu_j-}]$  : concentration molaire de chaque anion

Exercice 17 :

1) Une solution d'acide chlorhydrique a un pH = 6.

Calculer la concentration molaire des ions présents dans cette solution, dans l'ordre :

- ions hydronium  $\text{H}_3\text{O}^+_{\text{aq}}$
- ions hydroxyde  $\text{OH}^-_{\text{aq}}$
- ions chlorures  $\text{Cl}^-_{\text{aq}}$

2) Mêmes questions quand le pH = 1.

Exercice 18 :

1) Une solution basique d'hydroxyde de sodium (soude) a un pH = 12,5.

Calculer la concentration molaire des ions présents dans cette solution, dans l'ordre :

- ions oxonium  $\text{H}_3\text{O}^+_{\text{aq}}$
- ions hydroxyde  $\text{OH}^-_{\text{aq}}$
- ions sodium  $\text{Na}^+_{\text{aq}}$

2) Mêmes questions quand le pH = 7,8.

Exercice 19 :

1) Une solution d'hydroxyde de baryum  $\text{Ba}(\text{OH})_{2\text{g}}$  a un pH = 7,6.

Calculer la concentration molaire des ions hydronium, hydroxyde et baryum  $\text{Ba}^{2+}_{\text{aq}}$ .

2) Une solution d'acide sulfurique  $\text{H}_2\text{SO}_{4\text{ℓ}}$  a un pH = 6,7.

Calculer la concentration molaire des ions oxonium, hydroxyde et sulfate  $\text{SO}_4^{2-}_{\text{aq}}$ .

Exercice 20 :

On dissout du chlorure de sodium  $\text{NaCl}_s$  et du chlorure de calcium  $\text{CaCl}_{2s}$  dans l'eau.

Ecrire l'équation de neutralité de cette solution.

Exercice 21 : eau badoit Elle a un pH = 6.

Elle contient des cations : calcium, sodium, magnésium et potassium, ainsi que des anions : hydrogénocarbonate, chlorure, sulfate et fluorure.

Calculer la concentration molaire des ions sulfate  $\text{SO}_4^{2-}$  sachant que  $[\text{Ca}^{2+}] = 4,738 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$ ,

$$[\text{Na}^+] = 6,522 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}, [\text{Mg}^{2+}] = 3,498 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}, [\text{K}^+] = 0,256 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$$

$$[\text{HCO}_3^-] = 21,24 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}, [\text{Cl}^-] = 1,127 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1} \text{ et } [\text{F}^-] = 0,053 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$$

**6G. Dilution d'une solution**

Diluer, c'est ajouter du solvant.

La quantité de matière de soluté reste inchangée.

$n_1 = C_1 \cdot V_1$

$C_2 = \frac{C_1 \cdot V_1}{V_1 + V_{\text{eau}}}$

$[\text{ion}] = \frac{x \cdot C_1 \cdot V_1}{V_1 + V_{\text{eau}}} \quad x \geq 0$

Exercice 22 :

1) On dilue 100 mL d'une solution de chlorure de sodium de concentration molaire  $10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$  avec 900 mL d'eau.

Calculer la nouvelle concentration molaire en chlorure de sodium ainsi que celles des ions chlorure et des ions sodium.

2) Que devient une concentration molaire d'une solution quand on la dilue 10 fois, 100 fois, x fois ?

3) On dilue 200 mL d'une solution de chlorure de calcium de concentration molaire  $2 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$  avec 300 mL d'eau.

Calculer la nouvelle concentration molaire en chlorure de calcium, ainsi que celles des ions chlorure et des ions calcium.

4) On dilue  $V_1 = 500$  mL d'une solution de chlorure de sodium de concentration molaire

$C_1 = 5.10^{-2}$  mol.L<sup>-1</sup> avec un volume d'eau  $V_{eau}$ .

La solution obtenue a une concentration molaire  $c_2 = 3.10^{-2}$  mol.L<sup>-1</sup>.

Montrer que le volume d'eau est :  $V_{eau} = V_1 \cdot \left( \frac{C_1}{c_2} - 1 \right)$

Calculer  $V_{eau}$ .

### Exercices 23 : extraits BTS

1) tp 1992

Une solution acide  $S_2$  de concentration molaire  $C_2 = 1,00.10^{-2}$  mol.L<sup>-1</sup> a été préparée par dilution d'une solution acide de concentration  $C_a = 1,00$  mol.L<sup>-1</sup> et de volume  $V_a = 10,0$  mL.

Le volume  $V_a$  a été complété avec de l'eau pure dans une fiole jaugée de volume  $V$ .

Déterminer le volume  $V$  de la fiole qu'il faut prendre, pour réaliser cette dilution.

2) eb 1997, eec 2003

Afin de nettoyer de l'aluminium, on utilise un bain de soude de 200 litres de concentration molaire 2 moles/L.

On se propose d'étudier la limite d'utilisation du bain.

a- Ecrire l'équation-bilan de dissociation de l'hydroxyde de sodium ( $NaOH_s$ ) dans l'eau.

b- Calculer la masse d'hydroxyde de sodium qu'il a fallu introduire dans les 200 litres afin d'obtenir une telle concentration molaire.

Après plusieurs bains, la concentration molaire en ions  $OH^-_{aq}$  diminue.

On prélève 10 mL du bain que l'on dilue avec 990 mL d'eau distillée (solution S).

Par dosage on montre que la concentration molaire des ions hydroxyde  $OH^-_{aq}$  de la solution S est  $9,5.10^{-3}$  mol.L<sup>-1</sup>.

c- Calculer la concentration molaire des ions hydroxyde  $OH^-_{aq}$  présents dans le bain.

3) tp 1997

On prépare une solution  $S_2$  d'acide chlorhydrique de concentration molaire  $C_2 = 2,0.10^{-3}$  mol.L<sup>-1</sup> à partir d'une solution initiale de concentration  $C_1 = 1,25.10^{-2}$  mol.L<sup>-1</sup>.

Calculer le volume d'eau qu'il faudra ajouter à 10 mL de solution initiale  $S_1$  pour obtenir la solution  $S_2$ .

4) af 2002

Pour décaper des portes on utilise des solutions d'hydroxyde de potassium (potasse)  $KOH_s$ .

a- Calculer la masse de potasse à dissoudre dans 50 L d'eau pour préparer un bain de potasse de concentration  $1,5$  mol.L<sup>-1</sup>.

Pour réaliser un dosage, on introduit dans un récipient 5 mL du bain de potasse que l'on dilue avec de l'eau distillée.

b- Quel volume d'eau faut-il ajouter pour obtenir une solution diluée de potasse de concentration molaire  $10^{-2}$  mol.L<sup>-1</sup> ?

5) b 2003

Une solution de détartrant concentré est utilisée pour l'entretien d'une piscine de concentration molaire  $C = 1,585.10^{-2}$  mol.L<sup>-1</sup>.

Pour l'utiliser on dilue 1 L de cette solution concentrée dans 24 L d'eau.

Déterminer la concentration molaire de cette nouvelle solution.

6) af 2007

Pour déboucher les canalisations, on utilise des produits domestiques qui sont des solutions concentrées d'hydroxyde de sodium,  $NaOH_s$ , (soude).

Sur l'étiquette de l'un de ces produits on lit :  
- densité  $d = 1,2$  (masse volumique  $\rho = 1,2$  g.cm<sup>-3</sup>)

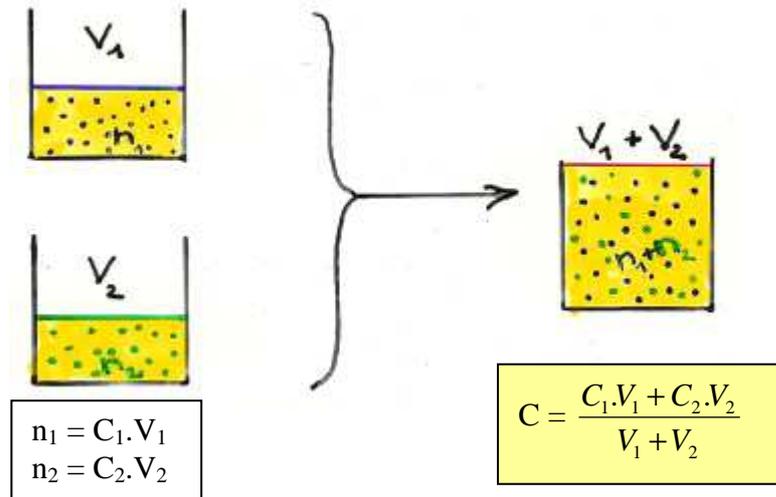
- contient 20 % en masse de soude.

- a- Montrer que la concentration molaire  $C$  de la solution commerciale est voisine de  $6 \text{ mol.L}^{-1}$ .  
 b- Quel volume de solution commerciale faut-il prélever pour obtenir 1L de solution diluée de concentration molaire  $3 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$  ?

7) af 2008

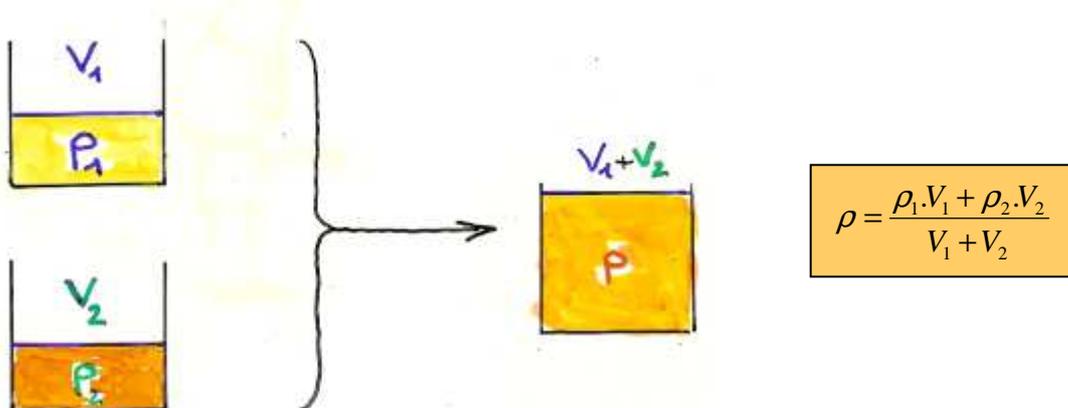
### 6H- Mélange de deux solutions

Mélanger des espèces chimiques identiques, c'est ajouter les quantités de matière.  
 Si les espèces mélangées sont différentes, cela revient à faire une dilution.



Exercice 24 :

- 1) On mélange 100 mL d'une solution de chlorure de sodium de concentration molaire  $10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$  avec 200 mL d'une solution de chlorure de sodium de concentration molaire  $5 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$ .  
 Calculer la concentration molaire du chlorure de sodium, ainsi que celle des ions sodium et des ions chlorure.
- 2) On mélange 200 mL d'une solution de chlorure de sodium de concentration molaire  $10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$  avec 300 mL d'une solution de chlorure de calcium  $\text{CaCl}_2$  de concentration molaire  $5 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$ .  
 a- Calculer la concentration molaire des ions chlorure, des ions sodium et des ions calcium.  
 b- Vérifier la relation :  $2 \cdot [\text{Ca}^{2+}_{\text{aq}}] + [\text{Na}^{+}_{\text{aq}}] = [\text{Cl}^{-}_{\text{aq}}]$ .



Exercice 25 :

- On mélange 300 mL d'eau (masse volumique  $1 \text{ g.cm}^{-3}$ ) et 200  $\text{cm}^3$  d'alcool (masse volumique  $0,8 \text{ kg.dm}^{-3}$ ).  
 Calculer la masse volumique du mélange d'eau alcoolisée obtenu.

## 6. Concentration molaire, dilution, mélange et pH

On négligera les ions hydronium  $\text{H}_3\text{O}^+_{\text{aq}}$  et les ions hydroxyde  $\text{OH}^-_{\text{aq}}$  contenus dans l'eau.  
On utilise les solutions suivantes :

- Solution 1 acide, de volume  $V_1 = 200$  mL et de  $\text{pH}_1 = 3$ .
- Solution 2 acide, de volume  $V_2 = 300$  mL et de  $\text{pH}_2 = 2,1$ .
- Solution 3 basique, de volume  $V_3 = 250$  mL et de  $\text{pH}_3 = 12$ .
- Solution 4 basique, de volume  $V_4 = 250$  mL et de  $\text{pH}_4 = 10,7$ .

### Exercice 26

#### Remarque :

- Dans une solution acide, on « travaille » avec les ions hydronium  $\text{H}_3\text{O}^+_{\text{aq}}$ .
- Dans une solution basique, on « travaille » avec les ions hydroxyde  $\text{OH}^-_{\text{aq}}$ .

- 1) On dilue la solution 1 avec 300 mL d'eau.  
Calculer la concentration molaire des ions hydronium  $\text{H}_3\text{O}^+_{\text{aq}}$  de la solution 1 et de la solution diluée.  
En déduire le pH de la solution diluée.
- 2) On dilue la solution 3 avec 200 mL d'eau.  
Calculer la concentration molaire des ions hydroxyde  $\text{OH}^-_{\text{aq}}$  de la solution 3 et de la solution diluée.  
En déduire le pH de la solution diluée.
- 3) Après dilution de la solution 1, on obtient un pH égal à 3,8.  
Quelle est la concentration molaire des ions hydronium  $\text{H}_3\text{O}^+_{\text{aq}}$  de la solution diluée.  
Calculer le volume d'eau « diluante ».
- 4) Après dilution de la solution 3, on obtient un pH égal à 10,4.  
Calculer la concentration molaire des ions hydroxyde  $\text{OH}^-_{\text{aq}}$  de la solution diluée.  
Calculer le volume d'eau « diluante ».
- 5) Calculer le pH de la solution obtenue en mélangeant les deux solutions acides 1 et 2, après avoir calculé la concentration molaire des ions hydronium  $\text{H}_3\text{O}^+$  et élaboré la relation:

$$\text{pH}_{\text{mélange (solution1,solution2)}} = -\log \frac{10^{-\text{pH}_{\text{solution1}}} \cdot V_1 + 10^{-\text{pH}_{\text{solution2}}} \cdot V_2}{V_1 + V_2}$$

- 6) Calculer le pH de la solution obtenue en mélangeant les deux solutions basiques 3 et 4, après avoir calculé :
  - a- la concentration molaire des ions hydroxydes  $\text{OH}^-_{\text{aq}}$ .

$$\text{Montrer que } [\text{OH}^-] = \frac{10^{(\text{pH}_3-14)} \cdot V_3 + 10^{(\text{pH}_4-14)} \cdot V_4}{V_3 + V_4}$$

- b- la concentration molaire des ions hydronium  $\text{H}_3\text{O}^+_{\text{aq}}$  ( puis pH).

$$\text{c- Montrer « pour le plaisir » que : } \text{pH}_{\text{mélange (solution3,solution4)}} = 14 + \log \frac{10^{(\text{pH}_3-14)} \cdot V_3 + 10^{(\text{pH}_4-14)} \cdot V_4}{V_3 + V_4}$$

### Exercice 27 : Extraits BTS – Sujets BTS.

#### 1) b 1992

Une piscine, de longueur  $L = 25$  m et de largeur  $\ell = 6$  m, est remplie d'eau jusqu'à une hauteur  $h = 2,5$  m.  
On mesure le pH de cette dernière et on trouve  $\text{pH} = 5,5$ .

On y déverse un volume  $V = 250$  cm<sup>3</sup> de solution d'acide chlorhydrique de concentration dont la concentration molaire des ions hydronium est  $[\text{H}_3\text{O}^+] = 12$  mol.L<sup>-1</sup>.

Calculer le pH final en considérant que les ions hydronium apportés par l'acide s'ajoutent aux ions existant dans l'eau de la piscine.

#### 2) eec 1992

Les eaux naturelles contiennent de nombreuses espèces dissoutes.

On lit par exemple sur l'étiquette portée sur une bouteille d'eau d'EVIAN, entre autres :



pH : 7,5

Calculer la concentration molaire volumique en ions hydrogénocarbonate  $\text{HCO}_3^-_{\text{aq}}$ , hydronium  $\text{H}_3\text{O}^+_{\text{aq}}$  et hydroxyde  $\text{OH}^-_{\text{aq}}$ .

3) tp 1992

On prépare une solution  $S_1$ , de volume  $V = 5,0 \text{ L}$  en dissolvant une masse  $m = 4,0 \text{ g}$  d'hydroxyde de sodium ( $\text{NaOH}_s$ ), appelé aussi soude, dans de l'eau pure.

La température de la solution est de  $25^\circ\text{C}$ .

- 1) a- Quelle est la concentration molaire, exprimée en  $\text{mol.L}^{-1}$ , de la solution ainsi préparée ?
- b- Après avoir rappelé l'équation de dissolution de la soude, calculer les concentrations molaires des différents ions présent dans la solution  $S_1$  ?
- c- Calculer le pH de la solution  $S_1$ .

4) tp 1994

L'analyse chimique de l'eau d'un puits a donné les résultats suivants :

$$\text{pH} = 8$$

dioxygène dissous ( $\text{O}_{2g}$ ) :  $8,2 \text{ mg.L}^{-1}$

ions chlorures ( $\text{Cl}^-_{\text{aq}}$ ) :  $20 \text{ mg.L}^{-1}$

ions sulfates ( $\text{SO}_4^{2-}_{\text{aq}}$ ) :  $70 \text{ mg.L}^{-1}$

ions phosphates ( $\text{PO}_4^{3-}_{\text{aq}}$ ) :  $0,1 \text{ mg.L}^{-1}$

ions sodium ( $\text{Na}^+_{\text{aq}}$ ) :  $71 \text{ mg.L}^{-1}$

ions hydrogénocarbonates ( $\text{HCO}_3^-_{\text{aq}}$ ) :  $121 \text{ mg.L}^{-1}$

Le produit ionique de l'eau sera pris égal à  $10^{-14}$

Etude du pH :

- a-1. Cette eau est-elle acide ou basique ?
2. Ecrire l'équation d'autoionisation (autoprotolyse) de l'eau.
3. Calculer les concentrations molaires exprimées en  $\text{mol.L}^{-1}$  des ions  $[\text{H}_3\text{O}^+_{\text{aq}}]$  et  $[\text{OH}^-_{\text{aq}}]$

Les ions :

- b- Calculer en  $\text{mol.L}^{-1}$  les concentrations molaires suivantes des ions  $[\text{Cl}^-_{\text{aq}}]$  ;  $[\text{SO}_4^{2-}_{\text{aq}}]$  ;  $[\text{PO}_4^{3-}_{\text{aq}}]$

5) b 1995

La concentration molaire volumique d'une solution commerciale d'acide chlorhydrique est  $C_1 = 12 \text{ mol.L}^{-1}$ .

Avant d'utiliser la solution commerciale on la dilue.

Pour cela on en prélève un volume  $V_1 = 5 \text{ mL}$  qu'on introduit dans un récipient et on ajoute de l'eau distillée jusqu'à obtenir un volume total  $V_2 = 1 \text{ L}$ .

- a- Calculer les concentrations molaires volumiques des différents ions présents dans la solution diluée.
- b- Calculer le pH de la solution diluée.

6) b 19967) b 2002

Les effluents liquides d'un laboratoire atteignent une épaisseur de  $0,80 \text{ m}$  dans un bassin de récupération de longueur  $1,60 \text{ m}$  et de largeur  $1,10 \text{ m}$ .

Une mesure du pH de la solution réalisée à l'aide d'un papier indicateur de pH donne la valeur 2.

Ce laboratoire emploie de l'acide chlorhydrique.

La solution contient au moins trois types d'ions.

Un ion est responsable de l'acidité de la solution.

- 1) a- Donner son nom, sa formule et sa concentration molaire dans la solution.

En déduire la quantité de matière (en moles) de cet ion présente en solution.

Un ion l'accompagne dans toute solution aqueuse.

- b- Lequel ? Montrer que la concentration molaire de cet ion est très faible dans le cas présent.

Un troisième ion est présent en grande quantité.

c- Lequel ? Quelle est sa concentration molaire ?

8) tp 2002 (voir tp 1992)

On suppose l'expérience faite à 25°C.

On dispose d'une solution d'acide chlorhydrique dont on veut déterminer la concentration par dosage acido-basique.

Pour cela, on prépare une solution de soude obtenue en dissolvant 2,4 g d'hydroxyde de sodium dans 400 cm<sup>3</sup> d'eau.

- 1) a- Calculer la concentration molaire  $C_b$  de la solution de soude.
- b) Quel est son pH ?

9) b 2003

Une solution de détartrant concentré utilisée pour l'entretien de la piscine a un pH = 1,8.

En utilisation normale ce produit doit être dilué.

- 1) Définir le pH d'une solution.
- 2) Ce détartrant est-il acide ou basique ?
- 3) En supposant qu'il soit totalement dissocié, quelle est sa concentration molaire  $C$ , en ions hydronium ? Pour l'utiliser on dilue 1 L de ce produit dans 24 L d'eau.
- On obtient une solution de concentration molaire en ions hydronium  $C_1$ .
- 4) Déterminer  $C_1$ , ainsi que le pH de cette nouvelle solution.

10) tp 2008

Calcul de pH

On dispose de deux solutions aqueuses de concentration molaire  $C$  dans des récipients sur lesquels manquent des étiquettes :  $C = 1.10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$ .

On dispose également d'étiquettes sur lesquelles sont inscrites les indications suivantes :



a- Calculer les pH théoriques d'une solution d'acide chlorhydrique et d'une solution d'hydroxyde de sodium de même concentration  $C$ .

On désire retrouver par des mesures de pH à quel flacon correspond chaque étiquette.

On obtient les mesures suivantes :

Flacon	n°1	n°2
pH mesuré	2,90	11,2

b- Indiquer, pour chaque flacon, l'étiquette qui lui correspond.