1ère S_1 CORRECTION
Chimie Devoir 1

QUANTITÉS DE MATIÈRE – TRANSFORMATION CHIMIQUE

EXERCICE I

1. a. Pour convertir la masse volumique de l'éthanol, de $kg.m^{-3}$ en $g.cm^{-3}$, il faut savoir qu' $1\ m^3 = 10^6\ cm^3$ et qu' $1\ kg = 10^3\ g$. On a donc

$1\ kg.m^{-3} = \frac{10^3\ g}{1\ m^3} = \frac{10^3\ g}{10^6\ cm^3} = 10^{3-6}\frac{g}{cm^3} = 10^{-3} g.cm^{-3}$ et $\rho_{éthanol} = 789\ kg.m^{-3} = 789.10^{-3}\ g.cm^{-3} = 0{,}789\ g.cm^{-3}$.

Pour convertir la masse volumique du plomb, de $g.L^{-1}$ en $g.cm^{-3}$, il faut savoir qu' $1L = 1000\ mL = 1000\ cm^3 = 10^3\ cm^3$. On a donc

$1\ g.L^{-1} = \frac{1\ g}{10^3\ cm^3} = 10^{-3}\frac{g}{cm^3} = 10^{-3} g.cm^{-3}$ et $\rho_{plomb} = 11{,}34.10^3\ g.L^{-1} = 11{,}34.10^3.10^{-3}\ g.cm^{-3} = 11{,}34\ g.cm^{-3}$.

b. Une quantité de matière n = 0,100 mol, correspond à une masse de $m = n.M$. Puisque la masse molaire de l'éthanol est $M(C_2H_6O) = 2\times M(C)+6\times M(H)+M(O) = 46\ g.mol^{-1}$, la masse d'éthanol est de $m_{éthanol} = 0{,}100\times 46 = 4{,}6\,g$ et comme la masse molaire de du plomb est $M(Pb) = 207\ g.mol^{-1}$, la masse de plomb est de $m_{plomb} = 0{,}100\times 207 = 20{,}7\,g$.

En ce qui concerne le calcul du volume, il faut utiliser la masse volumique et non le volume molaire car l'éthanol est liquide et le plomb est solide à température ambiante. On a donc $V = \frac{m}{\rho}$ et comme les masses viennent d'être calculées en gramme et que dans la partie 1.a. on a exprimé les masses volumiques en $g.cm^{-3}$, on va directement obtenir le volume exprimé en cm^3. Soit $V_{éthanol} = \frac{4{,}6}{0{,}789} = 5{,}8\ cm^3$ et $V_{plomb} = \frac{20{,}7}{11{,}34} = 1{,}82\ cm^3$.

2. Pour obtenir V = 0,5 L d'une solution aqueuse homogène d'éthanol de concentration molaire c = 2,06 mol.L-1, il nous faut une quantité de matière d'éthanol de $n = c.V = 2{,}06\times 0{,}5 = 1{,}03\ mol$. Puisque la masse molaire de l'éthanol est $46\ g.mol^{-1}$, la masse d'éthanol nécessaire pour obtenir un demi litre de cette solution aqueuse est $m = n\times M = 1{,}03\times 46 = 47{,}4\ g$. (La calculatrice donne 47,38 mais on ne garde que 3 chiffres significatifs).

EXERCICE II

Puisque la glycémie de cette personne, c'est-à-dire la concentration massique C_m de glucose, est de 1,2 g/L et que le volume sanguin moyen est de 5,0 L, la masse de glucose qu'il contient est $m = C_m\times V = 1{,}2\times 5{,}0 = 6{,}0\,g$.

Puisque la masse molaire du glucose est $M(C_6H_{12}O_6) = 6\times M(C)+12\times M(H)+6\times M(O) = 180\ g.mol^{-1}$, la quantité de matière de glucose dans le corps de cette personne est $n = \frac{m}{M} = \frac{6{,}0}{180} = 3{,}3\times 10^{-2}\ mol$.

EXERCICE III

1. Puisque la pression augmente d'un bar tous les dix mètres, on peut écrire $P_{Profondeur} = P_{atmosphérique} + \frac{Profondeur}{10}\times 1$. Donc à 20 mètres de profondeur, on a donc $P_{20\,mètres} = P_{atmosphérique}+\frac{20}{10}\times 1 = 1+2 = 3\ bars$.
2. A 20 mètres de profondeur, la pression est donc $P_{20\,mètres} = 3\ bars = 3\times 101300 = 303900\,Pa = 3{,}039.10^5\,Pa$, la température exprimée en Kelvin est de $T = 273{,}15 + 8 = 281{,}15\ K = 2{,}8115.10^2\ K$ et puisque le rayon de la bulle est de $1\ cm = 10^{-2}\ m$, son volume est de $V = \frac{4}{3}\times\pi.R^3 = \frac{4}{3}\times\pi.(10^{-2})^3 = 4{,}19.10^{-6}\,m^3$.

Maintenant qu'on a exprimé toutes les grandeurs selon les unités du système international, on peut utiliser la formule des gaz parfaits pour déterminer la quantité de matière contenue dans cette bulle. Puisque $P\times V = n\times R\times T$, on peut écrire $n = \frac{P\times V}{R\times T}$ et on obtient donc $n = \frac{3{,}039.10^5\times 4{,}19.10^{-6}}{8{,}31\times 2{,}8115.10^2} = \frac{3{,}039\times 4{,}19}{8{,}31\times 2{,}81}\times 10^{(5-6-2)} = 0{,}54\times 10^{-3}\,mol = 5{,}4\times 10^{-4}\,mol$.
3. Une fois arrivée à la surface, la bulle contient toujours la même quantité de matière mais sa température et sa pression ayant changée (passage de 8 à 13 °C et de 3 bars à 1 bar), son volume évolue également. De $P\times V = n\times R\times T$, on tire $V = \frac{n\times R\times T}{P}$ et on a donc $V = \frac{5{,}4.10^{-4}\times 8{,}31\times 2{,}8615.10^2}{1{,}013.10^5} = \frac{5{,}4\times 8{,}31\times 2{,}8615}{1{,}013}\times 10^{(-4+2-5)} = 126{,}8\times 10^{-7} = 1{,}27\times 10^{-5}\,m^3$.

Le rayon de cette bulle sera donc tel que $V = \frac{4}{3}\times\pi.R^3 = 1{,}27.10^{-5}\,m^3$ donc $R = \sqrt[3]{\frac{3\times V}{4\times\pi}} = \sqrt[3]{\frac{3\times 1{,}27.10^{-5}}{4\times 3{,}14159}} = 1{,}4\,10^{-2}\,m$.

EXERCICE IV

1. Les produits de la transformation chimique sont les espèces chimiques apparues au cours de cette transformation. Il s'agit des ions zinc Zn^{2+} et du dihydrogène H_2. Il reste également des ions hydrogène H^+ qui n'ont pas été utilisés pour créer le dihydrogène et des ions Cl^- qui ont été spectateurs de la réaction et que nous allons donc pouvoir ignorer lors de l'écriture de l'équation de la réaction. Cette équation s'écrit donc $Zn(s) + 2\ H^+(aq.) \rightarrow Zn^{2+}(aq.) + H_2(g)$.
2. Pour tracer le tableau d'avancement, il nous faut d'abord déterminer les quantités de matière initiales. Nous avons 0,05 g de zinc en poudre soit, puisque la masse molaire du zinc est de 65,4 $g.mol^{-1}$, $n = \frac{m}{M} = \frac{0{,}05}{65{,}4} = 7{,}6\times10^{-4}$ mol de zinc et 10 mL de solution d'acide chlorhydrique de concentration c = 1 mol/L soit $n = c\times V = 1\times10^{-2} = 10^{-2}$ mol d'ions hydrogène H^+.

Équation chimique		Zn (s)	+ 2 H^+ (aq.)	⟶ Zn^{2+} (aq.) +	H_2 (g)
État du système	Avancement	Quantités de matière correspondantes (mol)			
État initial	0	$7{,}6.10^{-4}$	10^{-2}	0	0
En cours de transformation	x	$7{,}6.10^{-4} - x$	$10^{-2} - 2\ x$	x	x
Etat final	$x_{max} = 7{,}6.10^{-4}$	$7{,}6.10^{-4} - x_{max}$ $= 0$	$10^{-2} - 2\ x_{max}$ $= 8{,}5.10^{-3}$	x_{max} $= 7{,}6.10^{-4}$	x_{max} $= 7{,}6.10^{-4}$

Avant de remplir la dernière ligne, il faut déterminer l'avancement maximal.
Il faut donc chercher la valeur minimale que prend x_{max} selon que le zinc soit réactif limitant et que $7{,}6.10^{-4} - x_{max} = 0$ ou que les ions H^+ soient réactifs limitant et qu'alors $10^{-2} - 2\ x_{max} = 0$. Dans le premier cas, $x_{max} = 7{,}6.10^{-4}$ mol et dans l'autre $x_{max} = 5.10^{-3}$ mol. La plus petite valeur est donc $x_{max} = 7{,}6.10^{-4}$ mol et c'est le zinc le réactif limitant. On peut alors compléter la dernière ligne du tableau d'avancement.
3. Puisqu'on sait qu'on ajoute dans du gaz dans l'erlenmeyer bouché pendant la transformation chimique, la pression va augmenter. Puisque d'après la formule des gaz parfaits, pression et quantité de matière sont proportionnelles (si on fixe le volume et la température), l'augmentation de pression sera telle que $\Delta P = \frac{\Delta n\times R\times T}{V}$, où le symbole Δ indique une variation.
Pour déterminer le volume de gaz dans l'erlenmeyer, il faut ôter au volume total (150 mL), le volume occupé par la solution (10 mL), donc V = 150 – 10 = 140 mL = $1{,}4.10^{-4}$ m^3.
La température doit être exprimée en kelvin et vaut T = 273,15 + 20 = 293,15 K puisque l'expérience a eu lieu à température ambiante.
On a donc $\Delta P = \frac{\Delta n\times R\times T}{V} = \frac{7{,}6.10^{-4}\times 8{,}31\times 293{,}15}{1{,}4.10^{-4}} = \frac{7{,}6\times 8{,}31\times 293{,}15}{1{,}4} = 13200$ Pa et la pression finale est donc de $P_f = P_i + \Delta P = 1{,}013.10^5 + 1{,}32.10^4 = 1{,}145.10^5$ Pa.

Exercice V

Déterminons avant toute chose, l'équation de la réaction chimique. Il est écrit dans l'énoncé que « les ions hydroxyde réagissent sur l'aluminium solide pour donner des ions aluminate $Al(OH)_4^-(aq)$ ». Nous pouvons donc ignorer les ions sodium Na^+ et écrire l'équation $Al(s) + 4\ HO^-(aq.) \rightarrow Al(OH)_4^-(aq.)$

Attention, cette équation n'est pas correcte car les charges électriques ne sont pas équilibrées.

Pour tracer le tableau d'avancement, il nous faut maintenant déterminer les quantités de matière initiales. Nous avons 0,54 g d'aluminium solide soit, puisque la masse molaire de l'aluminium est de 27 $g.mol^{-1}$, $n = \frac{m}{M} = \frac{0{,}54}{27} = 2\times10^{-2}$ mol d'aluminium et 10 mL de soude de concentration c = 2 mol/L soit $n = c\times V = 2\times10^{-2} = 2\times10^{-2}$ mol d'ions hydroxyde HO^-.

Équation chimique		Al (s) +	4 HO^- (aq.) ⟶	$Al(OH)_4^-$ (aq.)
État du système	Avancement	Quantités de matière correspondantes (mol)		
État initial	0	2.10^{-2}	2.10^{-2}	0
En cours de transformation	x	$2.10^{-2} - x$	$2.10^{-2} - 4\ x$	x
Etat final	$x_{max} = 5.10^{-3}$	$2.10^{-2} - x_{max}$ $= 1{,}5.10^{-2}$	$2.10^{-2} - 4\ x_{max}$ $= 0$	x_{max} $= 5.10^{-3}$

Avant de remplir la dernière ligne, il faut déterminer l'avancement maximal.
Il faut donc chercher la valeur minimale que prend x_{max} selon que l'aluminium soit réactif limitant et que $2.10^{-2} - x_{max} = 0$ ou que les ions HO^- soient réactifs limitant et qu'alors $2.10^{-2} - 4\ x_{max} = 0$. Dans le premier cas, $x_{max} = 2.10^{-2}$ mol et dans l'autre $x_{max} = 5.10^{-3}$ mol. La plus petite valeur est donc $x_{max} = 5.10^{-3}$ mol et ce sont les ions hydroxydes qui constituent le réactif limitant. On peut alors compléter la dernière ligne du tableau d'avancement.