

Expérience # 5

Détermination du nombre d'Avogadro et du volume molaire

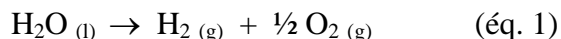
1. But

Déterminer le nombre d'Avogadro par électrolyse de l'eau en utilisant l'appareil de Hoffman et déterminer le volume d'une mole de gaz à TPN par la réaction du magnésium métallique avec l'acide chlorhydrique.

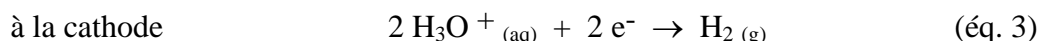
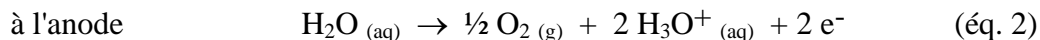
2. Théorie

2.1 Électrolyse de l'eau et N_A

Le passage d'un courant continu d'électricité dans l'eau rendue conductrice (par exemple par l'ajout d'une faible quantité de l'acide sulfurique) provoque une réaction d'électrolyse qui sépare l'eau en ses éléments selon la réaction suivante :



Les demi-réactions ioniques d'oxydation et de réduction sont les suivantes :



Dans la littérature, nous trouvons qu'une mole d'un élément contient exactement $6,02214 \times 10^{23}$ atomes (vous le confirmerez à la seconde partie de l'expérience). D'après les réactions précédentes nous constatons que pour chaque atome d'hydrogène libéré à la cathode, il y a un électron de mis en cause (2 électrons pour deux atomes de H par molécule de H_2) ou encore une charge de $1,6022 \times 10^{-19}$ coulomb. De plus, on constate que la réaction libère deux fois plus d'hydrogène que d'oxygène

Nous pouvons vérifier expérimentalement le nombre d'Avogadro. En effet, le nombre d'électrons impliqués pour la réaction est directement relié au nombre de molécules d'hydrogène ayant été produites par les relations suivantes :

$$Q = I \times t \quad (\text{éq. 4})$$

où, Q = charge impliquée lors de l'électrolyse (en coulombs, C), I = intensité du courant (en ampères, A) et t = temps de l'électrolyse (sec)

et,

$$\text{nombre d'électrons} = \frac{Q}{e} \quad (\text{éq. 5})$$

où, e représente la charge élémentaire d'un électron, $1,6022 \times 10^{-19} \text{ C}$

Le nombre d'électrons impliqués que nous venons de calculer permettra de déterminer le nombre de molécules de H_2 produites en utilisant l'équation 3. Ainsi en connaissant le nombre de molécules, le volume, la température et la pression du gaz H_2 formé dans le système, nous obtenons :

$$PV = \frac{\# \text{ molécules } \text{H}_2}{N_A} RT \quad (\text{éq. 6})$$

où, P = pression du gaz sec (mm Hg), V = Volume du gaz (L), R = constante des gaz parfaits ($62,364 \text{ L}\cdot\text{mmHg}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}$), T = température du gaz (K) et N_A = nombre d'avogadro (mol^{-1}).

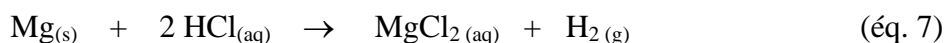
NOTE : la pression de l'hydrogène sec est trouvée à l'aide des équations 8 à 12 qui suivent.

Pour effectuer cette expérience, on se servira de l'appareil de Hoffman (fig.1). Il est constitué d'une colonne surmontée d'une ampoule et reliée à deux eudiomètres munis de robinets. (Un eudiomètre est un tube de verre gradué servant à mesurer des volumes de gaz.) Deux électrodes de platine pénètrent dans l'extrémité inférieure de chacun des eudiomètres.

2.2 Volume molaire

La masse équivalente (l'équivalent-gramme) d'un élément est la masse en gramme de cet élément qui se combine avec, ou déplace, 1,008 gramme d'hydrogène ou se combine avec 8,000 grammes d'oxygène.

Pour le magnésium, cette masse est exactement la moitié de la masse molaire de l'élément (compte tenu qu'il peut se combiner avec 1 mole d'oxygène, soit 16,000 g). Il est alors possible de prévoir le nombre de moles d'hydrogène qui sera libéré par l'action d'une solution d'un acide sur un échantillon d'un métal. Dans cette expérience on étudiera la réaction du magnésium et d'une solution aqueuse d'acide chlorhydrique. L'équation chimique qui nous intéresse est :



Un échantillon de magnésium de masse connue est tout d'abord soumis à l'action de l'acide chlorhydrique qui est en excès (rien ne sert alors de le mesurer avec précision). Le volume d'hydrogène dégagé est mesuré à l'aide d'une burette à gaz. La pression est ensuite déterminée à l'aide de la hauteur de la colonne d'eau. En effet, nous savons que la pression totale (P_t en mm Hg) à l'intérieur de la burette peut être trouvée lorsque nous connaissons la pression exercée par l'atmosphère (P_{atm} en mm Hg) et la pression exercée par la colonne d'eau ($P_{colonne}$) exprimée aussi en mm Hg. Nous obtenons ainsi :

$$P_t = P_{atm} + P_{colonne} \text{ (si } P_t > P_{atm} \text{)} \quad (\text{éq. 8})$$

ou,

$$P_t = P_{atm} - P_{colonne} \text{ (si } P_t < P_{atm} \text{)} \quad (\text{éq. 9})$$

ou,

$$P_t = P_{atm} \quad (\text{si } P_t = P_{atm}) \quad (\text{éq. 10})$$

La pression de la colonne, $P_{colonne}$, est trouvée grâce à sa hauteur, h (différence entre le niveau d'eau dans le bécher et celui dans la colonne en cm). L'équation 8 s'applique lorsque le niveau d'eau dans la colonne est supérieur à celui du bécher tandis que l'équation 9 s'applique lorsque le niveau d'eau du bécher est supérieur à celui dans la colonne. La hauteur de la colonne d'eau est transformée en pression (en mm Hg) à l'aide du rapport des masses volumiques (ρ) du mercure et de l'eau (**NOTE: Il faut les chercher dans un handbook**).

$$P_{colonne} = \frac{10 \times h}{\left(\frac{\rho_{Hg}}{\rho_{H_2O}} \right)} \quad (\text{éq. 11})$$

Maintenant que nous connaissons la pression totale à l'intérieur de la burette, il ne reste qu'à soustraire la pression partielle exercée par l'eau à la température donnée, P_{H_2O} (**que l'on trouve aussi dans un handbook**), pour trouver celle exercée par l'hydrogène pur selon :

$$P_{H_2} = P_t - P_{H_2O} \quad (\text{éq. 12})$$

Comme 1 mole de magnésium produit 1 mole d'hydrogène moléculaire (H_2), on peut calculer le nombre exact de moles de gaz produites. Ainsi, nous connaissons le volume d'hydrogène occupé par le nombre de moles produites à la température du laboratoire (celle du laboratoire que vous devrez noter...). Nous pourrions maintenant convertir ce volume en litre(s) et déterminer le volume occupé par 1 mole de gaz.

Grâce à la relation des gaz parfaits (éq. 13 ou 6) où P = pression (mm Hg), V = volume (L), n = nombre de mole (mol), R = constante des gaz (62,364 L.mmHg.mol⁻¹.K) et T = température (K), on peut trouver le volume occupé par 1 mole à TPN (température et pression normales : 273,15 K et 760,0 mm Hg) (voir éq. 14) :

$$PV = nRT \quad (\text{éq. 13})$$

$$\frac{P_{\text{exp}} V_{\text{exp}}}{T_{\text{exp}}} = \frac{760 \text{ mm Hg} \times V_m}{273,15 \text{ K}} \quad (\text{éq. 14})$$

Suite de la théorie...

* Raymond Chang, Luc Papillon, *Chimie fondamentale volume 1, 2^{ième} édition*, Chenelière, Montréal (2002). Pages 97-100 et 103-17.

3. Mode opératoire

3.1 Détermination du N_A

- 1) Reliez au redresseur de courant un ampèremètre en série avec l'appareil de Hoffman et complétez le circuit électrique tel que décrit à la figure 1.

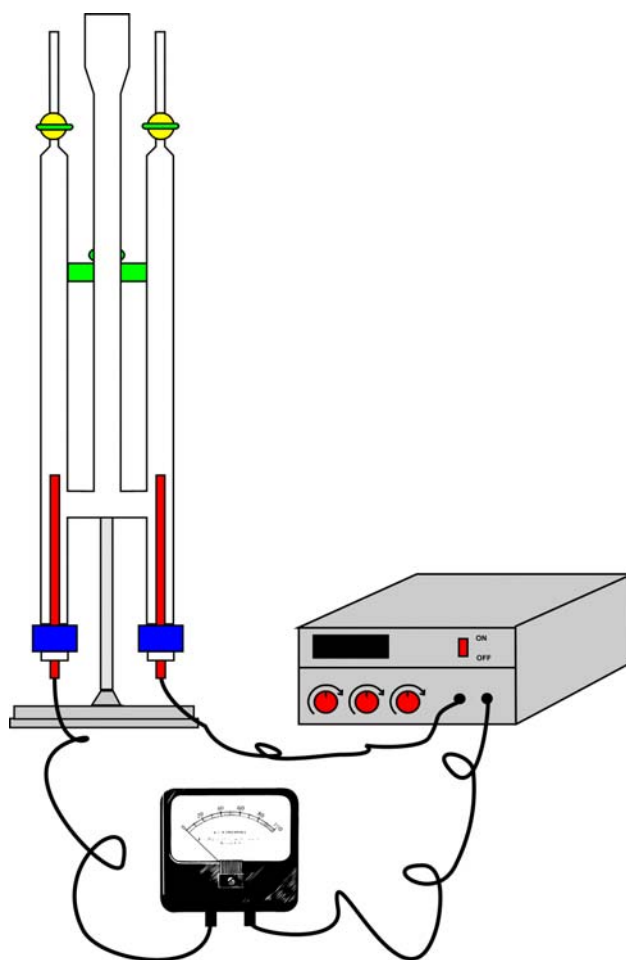


Figure 1. Appareil de Hoffman

- 2) Assurez-vous que les bouchons de caoutchouc sont bien fixés et que les robinets sont ouverts. Ajoutez une solution d'acide sulfurique à 10 % dans l'appareil jusqu'à ce que les eudiomètres soient à moitié pleins (**Attention** : l'acide sulfurique est corrosif). Fermez les robinets et ajoutez la solution jusqu'à ce que le ballon soit à moitié plein. Ouvrez lentement le robinet des eudiomètres pour en chasser l'air complètement.
- 3) Mettez le redresseur en marche et ajustez le voltage de façon à ce que l'intensité du courant soit de 200 mA. Fermez l'appareil et réajustez le niveau dans les eudiomètres en rejetant les gaz.

- 4) Remettez le redresseur de courant en marche et mesurez le temps nécessaire pour recueillir exactement environ 30 mL d'hydrogène gazeux. (Maintenez le courant à 200 mA pendant toute la durée de l'électrolyse)
- 5) Notez la température, la pression barométrique et les volumes de d'hydrogène et d'oxygène recueillis. Mesurez aussi, à l'aide d'une règle, la différence de hauteur, en millimètres, de la colonne de liquide dans le tube central de l'appareil par rapport au niveau de liquide dans la burette d'hydrogène.
- 6) Considérez la pression de vapeur de la solution comme étant celle de l'eau à la même température. Trouvez celle-ci dans le dictionnaire chimique.
- 7) Trouvez la masse volumique de l'électrolyte en pesant exactement 10,00 mL de la solution.
- 8) Ne videz pas l'appareil.

3.2 Détermination du volume molaire d'un gaz

- 1) Effectuez le montage illustré à la figure 2 de la page suivante.
- 2) Pesez un échantillon d'un ruban de magnésium de 6 cm de longueur (exactement environ 0,05 g) **préalablement** nettoyé avec une laine d'acier et un papier essui-tout.
- 3) Entourez le ruban de magnésium en spirale autour d'un fil de cuivre (ou une ficelle) de 12 à 15 cm de longueur.
- 4) Versez environ 20 mL d'acide chlorhydrique dilué (6M) dans la burette et emplissez ensuite celle-ci **lentement** avec de l'eau distillée (nous essayons de diluer l'acide le moins possible en réduisant les remous). En versant l'eau il faut rincer les bords de la burette afin que le liquide au haut de la burette ne renferme que très peu d'acide. Ainsi, la réaction ne s'amorcera pas trop rapidement. Si des bulles s'accrochent aux parois de la burette lors le remplissage on peut frapper légèrement les parois pour les dégager (nous ne voulons pas que le volume mesuré soit augmenté par la présence d'air résiduel).
- 5) Insérez le magnésium, fermez la burette avec l'index et renversez dans un bécher d'au moins 1 L à demi rempli d'eau distillée à la température de la pièce. Attendez que la réaction soit complétée (c'est-à-dire que le magnésium soit consommé et que l'hydrogène soit complètement dégagé).
- 6) Lorsque la réaction est terminée on attend quelques minutes pour laisser la burette atteindre une température constante et on déloge toutes les bulles fixées aux parois. On peut ensuite mesurer les niveaux d'eau à l'intérieur et à l'extérieur de la burette à gaz et le volume d'hydrogène dans la burette (en cc). Les lectures sont prises en regardant horizontalement le bas de la courbe du ménisque.
- 7) Mesurez la température de l'eau près de l'ouverture de la burette à gaz pour pouvoir déterminer la pression de vapeur d'eau mêlée à l'hydrogène et la masse volumique de la colonne d'eau. Vous devrez trouver ces données dans un Handbook avant de quitter le laboratoire.
- 8) Notez la pression barométrique et répétez l'expérience à au moins une reprise.

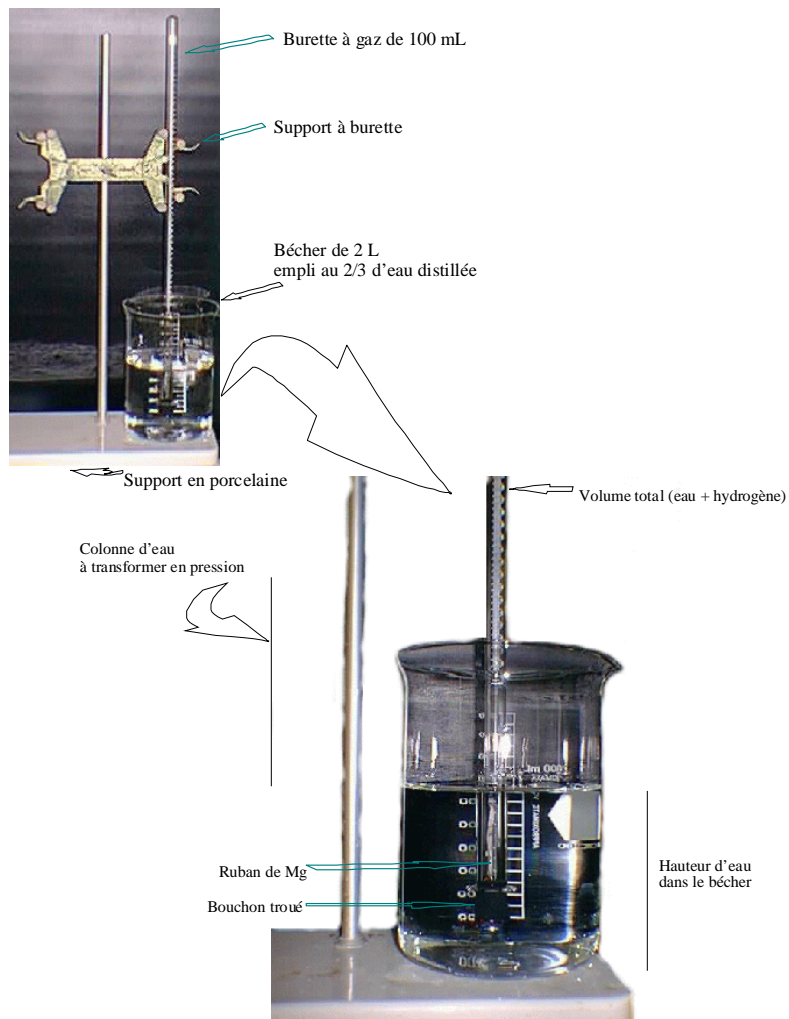


Figure 2: Montage pour la détermination du volume molaire

4. Cahier de laboratoire

1. Titre de l'expérience
2. But
3. Résumé des manipulations sous la forme d'un organigramme
4. Données et observations

5. Rapport de laboratoire

1. Page titre
2. Données et observations (3,0 pts)

Tableau # 1. Détermination du nombre d'Avogadro avec l'appareil de Hoffman

Essai #	1	2
Pression barométrique (± mm de Hg)		
Température de la pièce (± °C)		
Pression de vapeur de l'eau à cette température (Handbook) (mm de Hg)		
Masse volumique du mercure à cette température (handbook) (g/mL)		
Masse de 10,00 mL de la solution (± g)		
Volume de gaz côté H ₂ (± mL)		
Volume de gaz côté O ₂ (± mL)		
Temps écoulé (± sec)		
Courant (± mA)		
Hauteur colonne d'eau HYDROGÈNE (± mm)		
Hauteur colonne d'eau OXYGÈNE (± mm)		

OBSERVATIONS :

Tableau # 2 Données expérimentales pour la réaction du Mg avec le $\text{HCl}_{(\text{aq})}$

Essai #	1	2
Masse de Mg (\pm g)		
Volume de $\text{H}_2 + \text{H}_2\text{O}$ (volume de gaz) (\pm cm^3)		
Hauteur de la colonne d'eau à partir du niveau de la table (\pm cm)		
Hauteur de l'eau dans le bécher (\pm cm)		
Température de l'eau (\pm $^\circ\text{C}$)		
Température du laboratoire (\pm $^\circ\text{C}$)		
Pression de vapeur de l'eau à la température de l'eau (mm de Hg)		
Masse volumique du Hg à la température de l'eau (g/cm^3)		
Masse volumique de l'eau à la température d'opération (g/cm^3)		
Pression atmosphérique dans le laboratoire (\pm mm de Hg)		

OBSERVATIONS :

3. Calculs (4,0 pts)

* **Démontrez tous vos calculs et calculez aussi les incertitudes absolues.**

* Présentez vos calculs dans l'ordre retrouvé aux tableaux des résultats qui suivent.

NOTE : Prenez le temps de réviser ATTENTIVEMENT la section théorie avant d'entreprendre les calculs.

4. Résultats (3,0 pts)

*** La qualité des résultats est évaluée***

* Complétez les tableaux suivants.

Tableau 3. Détermination du nombre d'Avogadro

Essai #	1	2	moyenne
Pression totale des gaz côté H ₂ (± mm Hg)			
Pression d'hydrogène (sec) (± mm Hg)			
Nombre moles de H ₂ (± mol)			
Charge utilisée (± C)			
Nombre d'électrons impliqués (± x 10 ⁻)			
Nombre de molécules H ₂ (± x 10 ⁻)			
Nombre d'Avogadro exp. (± x 10 ⁺²³ mol ⁻¹)			
Nombre d'Avogadro (x 10 ⁺²³ mol ⁻¹)	6,02214		
% Écart			

Tableau 4. Détermination du volume molaire à TPN

Essai #	1	2	moyenne
Hauteur de la colonne d'eau (± cm)			
Pression totale des gaz (± mm Hg)			
Pression d'hydrogène (sec) (± mm Hg)			
nbre moles de Mg et de H ₂ (± mol)			
Volume molaire à T=_____°C et P=_____mm Hg (± L)			
Volume molaire à TPN (± L)			
Volume molaire prévu à TPN (L)	22,414		
% d'écart			