

Les conceptions des élèves à propos de la mole

Introduction

En tant que futurs enseignants, il est primordial de savoir structurer la matière à enseigner. Cela se fait par transposition didactique. Selon Develay (1993, p. 87), « la transposition didactique correspond en dernier ressort à un travail de réorganisation, de présentation, de genèse des connaissances pré-existantes en vue de leur enseignement ». C'est donc, comme Louise Guilbert (2000a, p. 8.0) l'explique, « l'ensemble des processus de transformation des savoirs savants en savoirs enseignés et ce, dans un but didactique : savoirs savants – savoirs curriculaires – savoirs à enseigner – savoirs enseignés. »

En ce qui concerne les savoirs savants, les enseignants peuvent les influencer s'ils font partie de groupes de recherches ayant pour but de faire évoluer les savoirs. Par contre, ce qui est le plus important pour l'enseignant, c'est d'être en mesure de s'approprier ces savoirs savants et de mettre à jour ses connaissances. Quant aux savoirs curriculaires, ce sont plutôt les fonctionnaires du ministère de l'Éducation du Québec qui ont le dernier mot. Les enseignants peuvent cependant influencer ces choix politiques en participant activement à des comités s'occupant de la « matière au programme ».

Là où les enseignants jouent un rôle prédominant, c'est en ce qui concerne les savoirs à enseigner. C'est à eux que revient le choix final des savoirs qu'ils désirent que leurs élèves acquièrent. Ce choix se fait après qu'ils aient consulté leurs élèves, leurs collègues, après qu'ils aient fouillé dans des livres de référence ou après qu'ils aient regardé quelle est leur clientèle et quelles sont les ressources pédagogiques à leur disposition. À propos des savoirs enseignés, notons qu'ils sont largement influencés par les concepts que les enseignants souhaitent enseigner. Cependant, comme il peut surgir toutes sortes d'imprévus dans une classe, les enseignants ne pourront pas toujours enseigner les concepts qu'ils désirent et comme ils le désirent. Les savoirs enseignés sont donc bel et bien ceux qui sont vraiment - et nous disons bien « vraiment » - enseignés.

Le travail qui nous est proposé concerne autant les savoirs savants et curriculaires que les savoirs à enseigner. Malheureusement, tant qu'on ne pourra donner la leçon que l'on va monter, ces savoirs ne pourront se transformer en savoirs enseignés. Nous devons montrer que nous sommes capables « de réaliser les premières étapes avant la prestation d'une leçon, c'est-à-dire la réappropriation d'un contenu scolaire en vue de son enseignement. » (Guilbert, 2000b). Pour ce faire, nous décrirons d'abord le concept choisi par rapport au programme d'études et aux objectifs visés ainsi que la clientèle visée. Par la suite, nous tenterons d'illustrer un réseau décrivant ce concept. Enfin, nous tenterons de décrire des niveaux d'abstraction et de complexité, des analogies, des exemples, des contre-exemples et des mises en situation se rapportant au principe à traiter.

Partie A

1-Description de la clientèle

La préparation de cette leçon s'adresse bien sûr à des élèves de niveau secondaire. Plus particulièrement, nous visons les élèves de quatrième secondaire inscrits au cours de sciences physiques 436. Nous pourrions aussi utiliser ce document, grâce aux niveaux de complexité que nous développerons, pour enseigner à des élèves de cinquième secondaire inscrits au cours de chimie 534.

2-Description du concept choisi

Le concept dont nous traiterons est celui de la mole. Plus spécifiquement, nous nous rapporterons aux objectifs 3.3, 3.4, 3.5, 3.6 du programme de sciences physiques 436 ainsi qu'à l'objectif 4.2 du programme de chimie 534. Voici comment sont énoncés ces objectifs dans les programmes du ministère de l'Éducation du Québec :

3.3 Associer le concept de la mole à une mesure de quantité de matière.

3.4 Associer le concept de la mole au nombre d'Avogadro.

3.5 Associer le concept de la mole à une mesure de la masse molaire d'une substance.

3.6 Préparer, par dilution, une solution aqueuse de concentration molaire donnée.

2.6 Déterminer, à la suite d'une expérience portant sur le volume occupé par une mole de gaz, la valeur de la constante des gaz parfaits.

Le concept de mole est bien plus large que ne le laissent croire les objectifs du ministère de l'Éducation du Québec. La mole ne s'associe pas juste à une quantité de matière, au nombre d'Avogadro ou à une masse molaire, mais aussi au concept de molécule, de masse, d'atome, de volume, de température et de pression. Il sous-tend aussi la connaissance de symboles et d'unités. Nous nous proposons de mettre de l'ordre dans tous ces concepts dans la prochaine partie.

Partie B

1-Justification des réseaux conceptuels

Afin de synthétiser la matière d'une façon autre qu'une succession de lettres et de mots, nous avons monté un réseau conceptuel. Deux formes ont été utilisées dans nos schémas : une forme rectangulaire pour les concepts plus concrets, l'autre arrondie pour les concepts abstraits.

Le critère que nous avons privilégié pour classer un concept se basait sur la visualisation que pouvait se faire un élève de quatrième ou de cinquième secondaire sur ce concept.

Ainsi, nous croyons qu'il est possible pour un élève de visualiser une mole, avec ses $6,022 \times 10^{23}$ particules. Par le fait même, il deviendra facile pour lui de savoir combien il y a de particules dans 1 mole comme dans 3 moles ou dans 1020 moles.

De plus, les apprenants devraient aussi être capables de bien visualiser le concept de molécule. Si nous nous rendons compte qu'ils ont de la peine à le faire, nous devons les y aider. Si la notion de molécule est bien comprise, les notions d'atome, de formule atomique et de formule moléculaire devraient l'être tout autant.

Notons aussi que les concepts de particule et de quantité de matière sont de nature concrète puisqu'on en voit depuis notre tout jeune âge. Enfin, disons que les appellations nombre d'Avogadro et constante des gaz, qui se rapportent à des chiffres concrets, sont par le fait même « concrètes » pour les apprenants.

Les notions de volume, pression et concentration sont un peu plus abstraites au départ, mais nous croyons que si un travail intellectuel est bien fait de la part de l'apprenant, ces concepts peuvent devenir concrets. Le volume est le plus facile à visualiser et à comprendre. Il suffit de se représenter l'espace occupé par de la matière. Quant à la pression, il faut pousser un peu plus loin et être capables de se représenter des particules ayant une certaine vitesse qui frappent une paroi. Plus il y aura de particules qui frapperont une paroi, plus la pression exercée sur cette paroi sera élevée. Pour ce qui est de la concentration, ce concept se concrétise facilement en voyant que plus il y aura de particules dans une solution, plus celle-là sera concentrée en ces particules.

Par contre, les concepts de masse et de masse molaire sont abstraits. On ne peut pas se figurer une masse, on ne peut que voir ce qui possède une masse. Il en va de même pour la température. On ne peut pas voir la température, on ne peut que sentir ses effets.

Voilà pour les formes. Parlons maintenant de la symétrie des réseaux. Sur l'axe vertical, il y a deux niveaux : un premier niveau contenant les termes *une mole, chacune des molécules, chacun des atomes et le nombre de moles* et un deuxième niveau contenant tous les autres rectangles et cercles. Le deuxième niveau sert à donner des informations sur les concepts du premier niveau. Les flèches sont des indicatrices de la voie à suivre pour lire les schémas. Par exemple, on peut y lire *le nombre de moles c'est la masse divisée par la masse molaire*. Il est à noter que tout ce qui précède un concept concret est concret et tout ce qui suit un concept abstrait est abstrait.

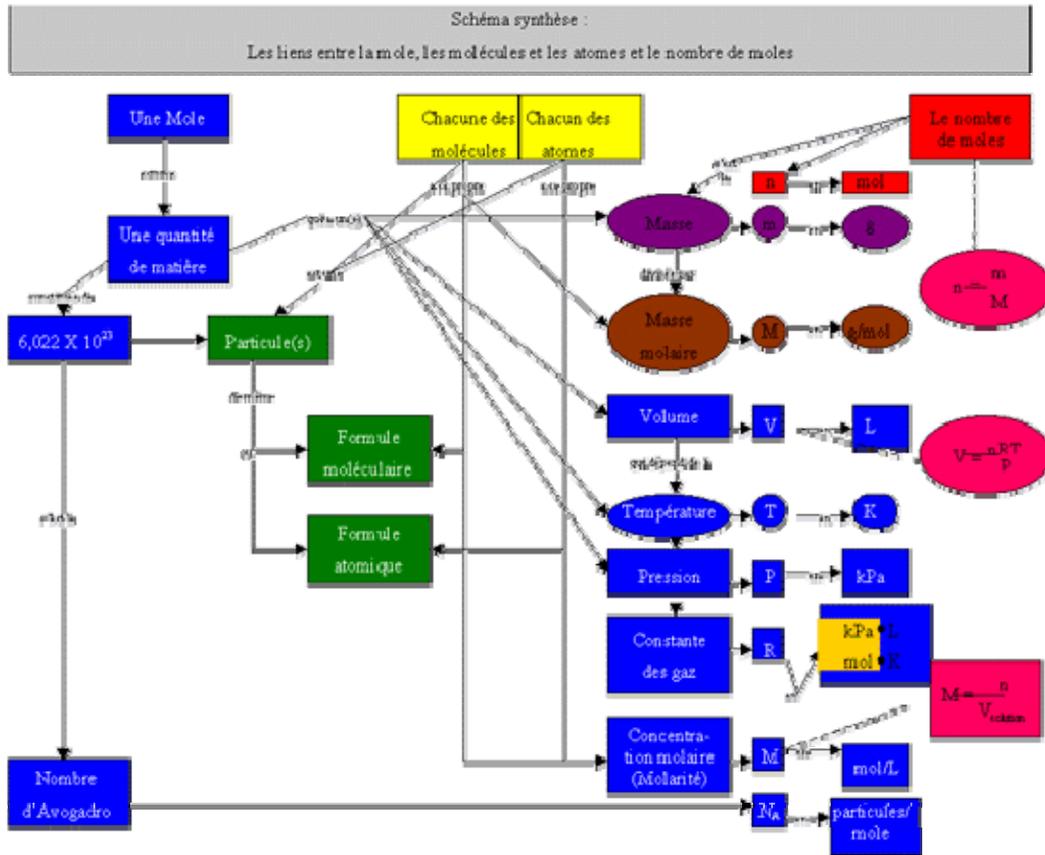
De plus, il y a une certaine symétrie horizontale. À gauche, on explique le concept de mole en termes de particules alors qu'à droite, on l'explique en termes de quantité et de relations avec la masse, le volume, la température et la molarité.

Pour ce qui est des couleurs, elles sont agencées comme suit. Les trois couleurs primaires (le bleu, le jaune et le rouge) ont été données aux trois concepts de premier niveau (*chacune des molécules* et *chacun des atomes* ont été regroupés en un seul concept). Cette couleur suit les flèches et si un rectangle ou un cercle est l'effet ou suit l'ordre logique de deux ou plusieurs concepts de couleurs différentes, il prend alors la couleur

composée des rectangles ou des cercles qui le précédaient. De plus, une couleur a été réservée pour les formules qui lient les différents concepts.

Voici donc le réseau conceptuel que nous avons bâti.

2- Les réseaux conceptuels



[Version agrandie](#)

3-Justification des niveaux de complexité

Suivent maintenant les niveaux d'abstraction et les niveaux de complexité. Nous avons retenu quatre niveaux de complexité. Les trois premiers niveaux devraient s'atteindre en quatrième secondaire alors que le dernier niveau devrait être conceptualisé par des élèves de cinquième secondaire, bien que des élèves de quatrième secondaire puissent très bien s'attaquer à ce niveau de complexité.

La complexité augmente au fur et à mesure qu'on introduit un nouveau concept qui qualifie la mole. Ainsi, le premier niveau de complexité ne demande qu'à savoir qu'une mole est une unité de mesure. Le deuxième niveau de complexité renvoie à la notion de masse et inscrit une nouvelle caractéristique de la mole, celle qui dit qu'elle possède une

masse, la masse molaire. Pour le troisième niveau de complexité, on fait appel au concept de solvant, de soluté et de solution. On parle ici de la concentration molaire. Finalement, le quatrième niveau de complexité fait intervenir une troisième dimension, ainsi que les concepts de température et de pression dont dépend le volume d'une mole.

Dans les pages suivantes, nous vous présentons ces quatre niveaux de complexité avec chacun quatre niveaux d'abstraction que nous commenterons. Un schéma synthèse suivra.

4-Les niveaux d'abstraction

1er niveau de complexité : La mole

Niveau discursif

La mole est l'unité de mesure de la quantité de particules dans une substance.

C'est la définition de la mole. Pour atteindre ce niveau, l'élève devra donner cette définition dans ses propres mots.

Niveau abstrait

1 mole = $6,022 \times 10^{23}$ particules $6,022 \times 10^{23} = N_A$ N_A = le Nombre d'Avogadro.

Le langage mathématique est ici utilisé pour se représenter le concept. « En plus des niveaux concrets et discursifs, il est aussi possible de représenter un concept de façon abstraite, par exemple en utilisant un langage mathématique ou graphique : cinétique enzymatique, vitesse d'un corps en chute libre, etc. »

Niveau procédural

Ex : Combien y a-t-il d'atomes dans 1 mole de molécules de H₂O ?

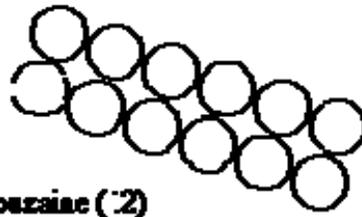
$$1 \text{ mole} \times \frac{2 \text{ atomes}}{\text{molécule}} \times 6,022 \times 10^{23} \frac{\text{molécules}}{\text{mole}} = 1,207 \times 10^{24} \text{ atomes}$$

Ici, on présente une recette pour d'abord déterminer le nombre de particules dans une mole.

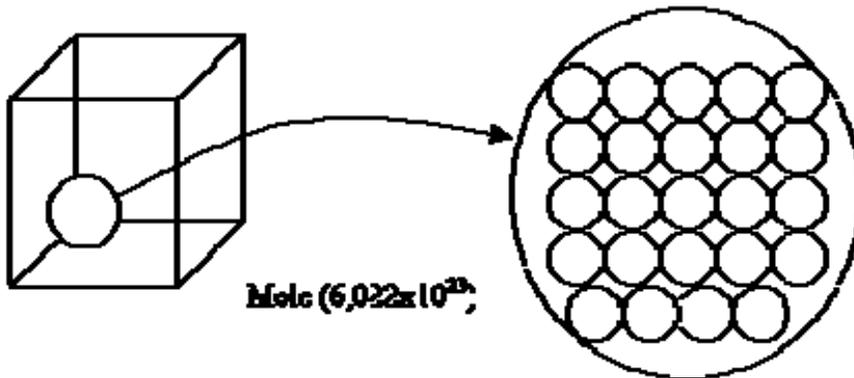
Niveau concret



Paire (2)



Douzaine (12)



C'est une illustration à l'aide d'analogies. C'est donc un niveau concret analogique, celui qui est le plus primitif des niveaux conceptuels. Tous les élèves savent ce que c'est une douzaine ou une paire. L'analogie est donc facile à faire.

2e niveau de complexité : La masse molaire

Niveau discursif

La masse molaire est la masse d'une mole de particules formées des mêmes atomes ou des mêmes molécules. Si les particules sont des atomes, on parle de masse molaire atomique. Si les particules sont des molécules, il est question de masse molaire moléculaire.

Si l'élève peut formuler cette définition dans ses mots de façon claire et organisée, c'est qu'il a bien compris ce qu'est la masse molaire et qu'il s'aperçoit qu'on attribue la masse aux particules qui sont soit des atomes ou soit des molécules.

Niveau abstrait

$$\text{Masse molaire} = \frac{\text{masses d'une mole}}{\text{nombre de mole}}$$

$$\text{unités} = \frac{\text{g}}{\text{mol}}$$

Le concept est ici représenté en utilisant un langage mathématique, hors de tout contexte.

Niveau procédural

Ex : Combien y a-t-il de molécules dans 36g de NH₃ ?

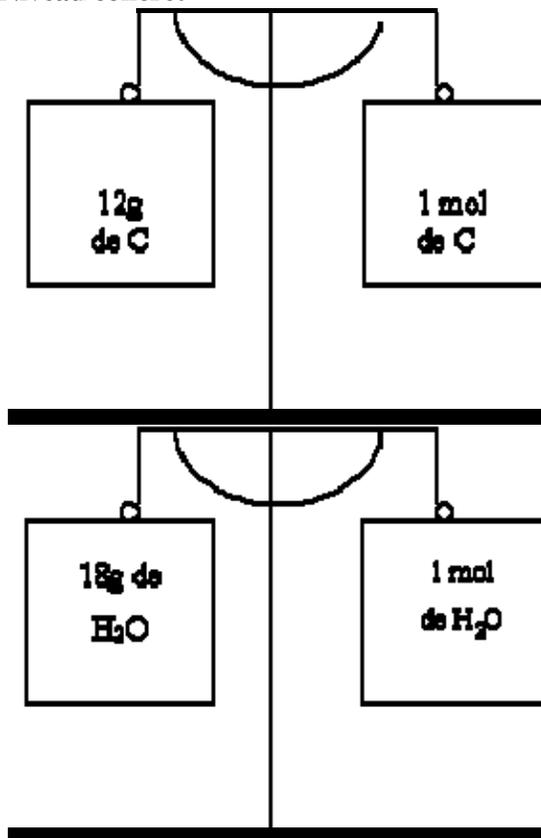
$$1 \text{ mol de NH}_3 = 14,0067 + 3 \times 1,007 = 17,0277 \text{ g/mol}$$

$$\frac{36 \text{ g}}{17,0277 \text{ g/mol}} = 2,1 \text{ mol}$$

$$2,1 \text{ mol} \times 6,022 \times 10^{23} \text{ molécules/mol} = 1,3 \times 10^{24} \text{ molécules}$$

On présente encore une fois la recette pour utiliser la masse molaire. La situation est ici contextualisée.

Niveau concret



La pesée est bien connue des élèves et grâce à cette illustration, l'apprenant est à même de constater qu'une mole de particules possède une masse mais qu'en plus, cette masse varie selon la nature des particules. Ici, nous avons bien spécifié 12g de C ou 18g de H₂O, car nous ne voulions pas faire intervenir les masses volumiques dans la représentation.

3e niveau de complexité : La concentration molaire

Niveau discursif

La concentration molaire ou la molarité, c'est le nombre de moles de soluté par litre de solution.

Bien sûr, c'est la définition de la concentration molaire. Si l'élève conceptualise bien cette notion ainsi que les notions de soluté, solvant, solution et dilution, il sera d'autant plus capable de préparer une solution aqueuse de concentration molaire donnée par dilution.

Niveau abstrait

$$\text{Concentration molaire} = M = \frac{\text{mol de soluté}}{\text{litre de solution}}$$

$$\text{unités} = \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

Encore une fois, c'est le langage mathématique du concept de concentration qui est présenté ici. Bien entendu, il est encore dénudé de tout contexte, et, par ce fait, du contexte de l'expérimentation.

Niveau procédural

Ex : On dissout 10g de NaCl dans un bécher et on complète le volume à 250mL avec de l'eau. Quelle est la concentration molaire de cette solution ?

$$10\text{g} = ? \text{ mol de NaCl}$$

$$1 \text{ mol de NaCl} = 58,5\text{g}$$

$$\frac{10\text{g}}{58,5\text{g/mol}} = 0,17 \text{ mol}$$

$$10\text{g} = 0,17 \text{ mol de NaCl dans } 250\text{mL}$$

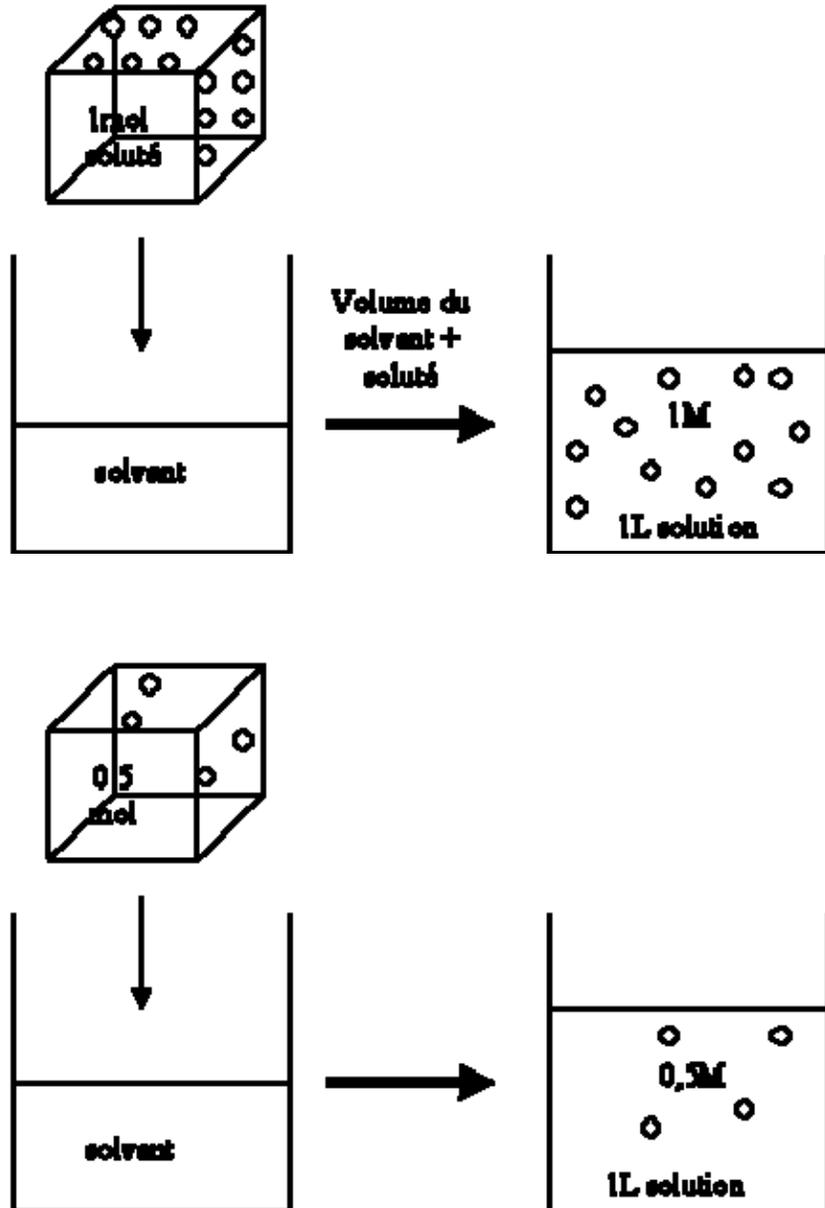
$$250\text{mL} = 0,250\text{L}$$

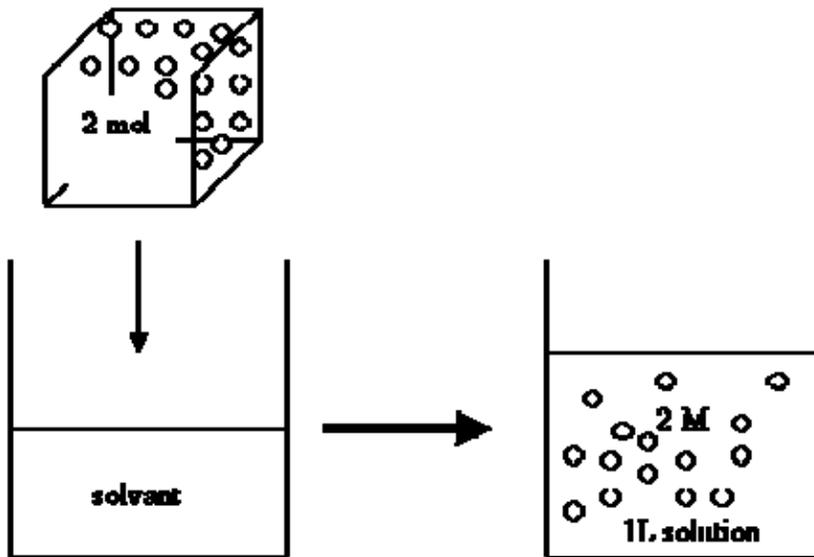
$$\frac{0,17\text{mol}}{0,250\text{L}} = 0,68 \text{ mol/L}$$

$$M = 0,68 \text{ mol/L}$$

Si l'apprenant sait comment calculer la molarité d'une solution, comme la recette le montre, il pourra alors établir les paramètres lui permettant d'obtenir une solution à une concentration molaire donnée.

Niveau concret





Ce dessin montre bien que pour avoir une concentration de 1 molaire, il faut 1 mole de soluté dans un litre de solvant et que pour avoir une solution de 2 molaires, il faut avoir 2 moles de soluté dans un litre de solution et ainsi de suite. L'apprenant peut donc imaginer pourquoi $M = n / V$.

4e niveau de complexité : Le volume molaire

Niveau discursif

Volume occupé par une mole de gaz. Il ne dépend pas de la nature du gaz, mais de sa quantité, de la pression, de la température et d'une constante.

Comment dire mieux pour exprimer ce qu'est le volume d'une mole de gaz. En concevant que le volume d'un gaz n'a rien à voir avec la nature de ce gaz, mais plutôt de sa quantité, de la pression, de la température et d'une constante qu'il doit trouver, il peut poser les bases de son protocole expérimental.

Niveau abstrait

Pour un gaz parfait :

$$V = \frac{nRT}{p}$$

n = nb de mol

R = 8,31 kPa / mol · K

T = température

p = pression

Encore une fois, on présente le langage mathématique, mais sans la valeur de la constante à trouver grâce à l'expérimentation.

Niveau procédural

Ex : Un contenant extensible est rempli de 0,075kg de CO₂ (dioxyde de carbone) à une pression de 104,7kPa et à une température de 32 °C. Quelle est le volume de CO₂ ?

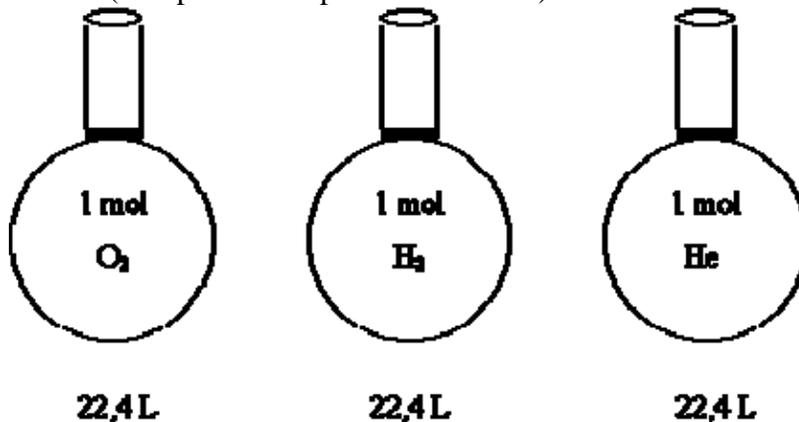
$$n = \frac{m}{M} = \frac{0,075 \text{ kg}}{32 \text{ g/mol}} = \frac{75 \text{ g de CO}_2}{32 \text{ g/mol}} = 2,34 \text{ mol de CO}_2$$

$$V = \frac{nRT}{P} = \frac{2,34 \text{ mol} \times 8,314 \text{ J/mol}\cdot\text{K} \times 305 \text{ K}}{104,7 \text{ kPa}} = Y \text{ L}$$

On montre ici la recette que l'on va pouvoir utiliser lorsque l'expérimentation sera terminée et que l'on connaîtra la valeur de R.

Niveau concret

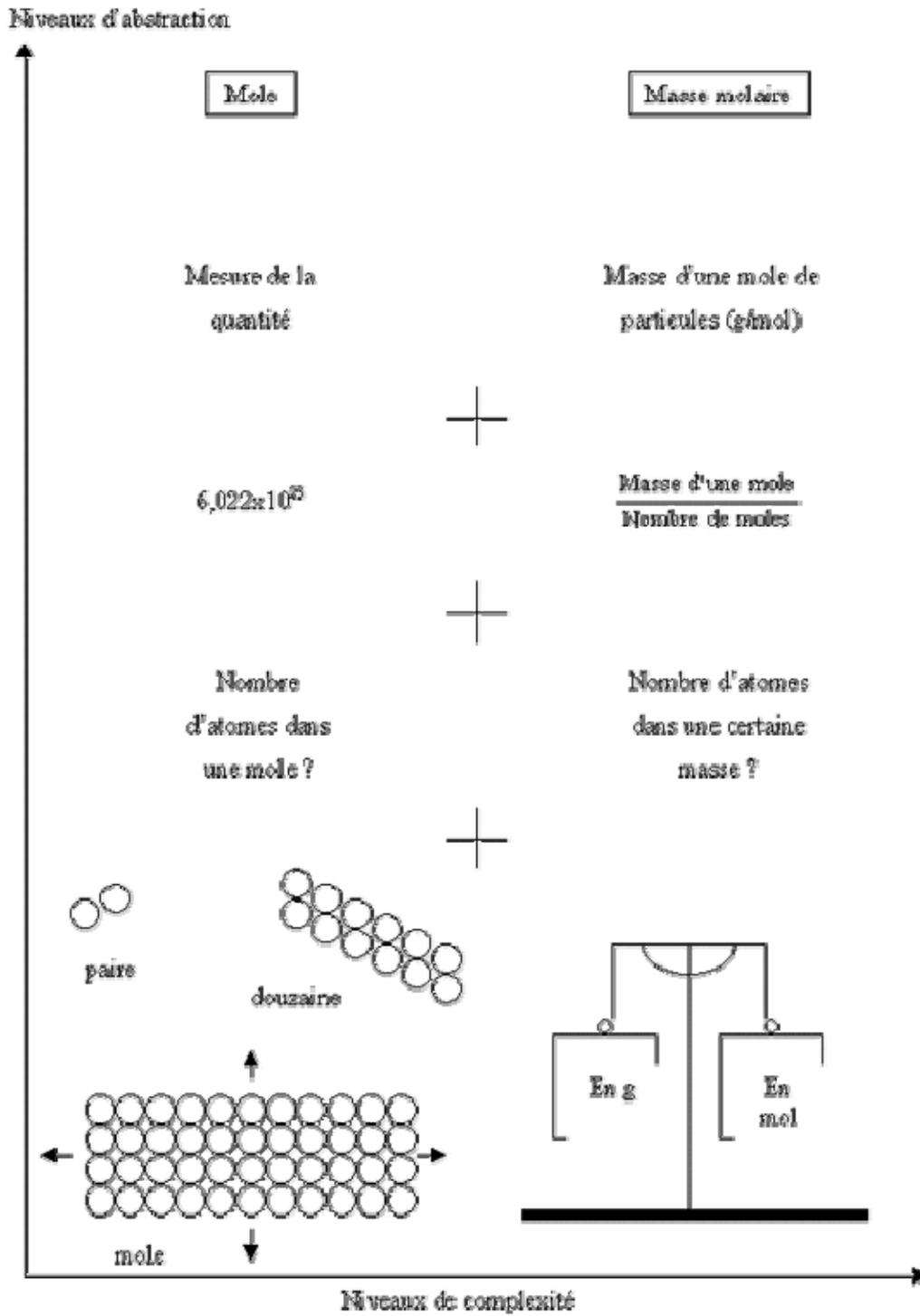
À TPN (Température et pression normale)



→Voilà la représentation que devrait se faire l'apprenant de son expérimentation. Afin de voir plus en synthèse les différents niveaux d'abstraction et de complexité, nous vous proposons, aux 2 pages suivantes, de voir un diagramme montrant la relation entre les niveaux d'abstraction en fonction des niveaux de complexité. Bien entendu, les niveaux de complexité sont moins élevés dans la première page que dans la deuxième.

4. Dans Guilbert, L., Recueil de textes *Didactique des sciences II (DID-19603)* Université Laval, automne 2000, p.8.2.2.

5- Les schémas des niveaux d'abstraction vs les niveaux de complexité



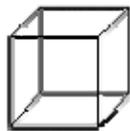
Niveaux d'abstraction

Concentration
molaire

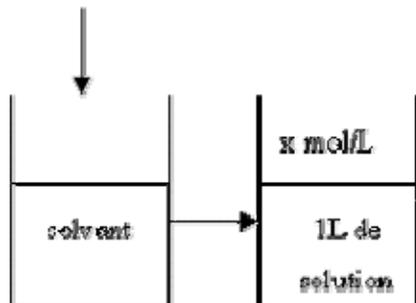
Concentration exprimée en
mol de soluté par litre de
solution (mol/L) ou (M)

$$\frac{\text{mol de soluté}}{\text{litre de solution}}$$

Certaines quantité de
soluté dans un certain
volume de solvant,
molarité de la solution ?



x mol de soluté



Volume molaire

Volume occupé par une mole de
gaz, dépend de la pression et de la
température (V_m)

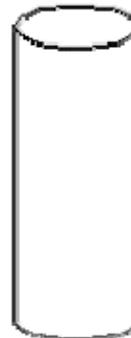
Pour un gaz parfait :

$$V = \frac{nRT}{p}$$

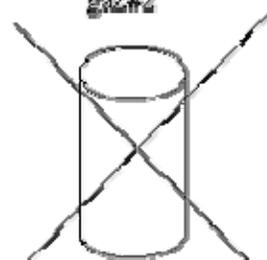
R = constante T = température
n = nb de mol p = pression

Volume de x L de gaz à
température et pression
connues, masse de gaz
présent ?

1 mol
gaz#1



1 mol
gaz#2



6-Les analogies et la contextualisation

Reste maintenant les analogies, les exemples, les contre-exemples et les mises en situation. Les analogies sont en quelque sorte « une comparaison entre les structures de deux domaines partageant certaines similitudes relationnelles mais qui sont clairement distincts l'un de l'autre » (Gauthier). Cependant, ces similitudes ont leurs avantages et leurs inconvénients que nous tenterons de vous faire connaître.

Quant à l'exemple et au contre-exemple, le premier donne une représentation fidèle du concept alors que le second est plutôt un trompe-l'oeil. Nous avons eu plus de difficulté à trouver des exemples et des contre-exemples, mais ceux que nous avons nous semblent bien.

Enfin, les mises en situation, comme leur nom l'indique, permettent de mettre les apprenants en situation, dans la « vraie vie ». Encore là, malgré, encore une fois, que nous avons feuilleté beaucoup de références, nous avons eu de la difficulté à en formuler une. Il faut dire que ce n'est pas tous les jours de notre vie que nous comptons des moles. Voici donc ces trouvailles.

Analogies

Compter les atomes, c'est comme compter les grains de sable d'un désert ou les gouttes d'eau d'un océan. Il est plus facile de les compter par groupe (d'une mole).

Avantage : On voit « l'infini » du nombre d'atomes à traiter.

Inconvénient : On peut se tromper d'ordre de grandeur (un atome ~ un grain de sable).

1 paire = 2

1 douzaine = 12

1 centaine = 100

1 mole = $6,022 \times 10^{23}$

Avantage : Très concret.

Inconvénient : L'ordre de grandeur n'est pas du tout le même entre le domaine-cible et le domaine analogue.

Quand on regarde une douzaine d'éléphants, on voit :

Combien de douzaines de trompes ?

Combien de douzaines de pattes ?

Avantage : Même que le précédent

Inconvénient : Même que le précédent

Quand on a une mole de CH₄, on a :

Combien de mole de C ?

Combien de mole de H ?

Si tous les Canadiens (30 000 000) comptaient une mole d'objets, un à la seconde, 40 heures par semaine et sans vacances, ça leur prendrait 2,68 milliards d'années !

Avantage : Bien qu'encore loin, les ordres de grandeurs se rapprochent.

Inconvénient : Situation assez loufoque.

Une mole de gouttes d'eau, c'est à peu près l'océan Pacifique.

Avantage : Là, l'ordre de grandeur est observable.

Inconvénients : L'océan Pacifique est beaucoup plus volumineux qu'une mole de O₂ par exemple. De plus, c'est un calcul inexact alors que le nombre d'Avogadro, lui, est exact. Il s'est écoulé $2,15 \times 10^{-9}$ mole de secondes (moins d'un milliardième de mole) depuis la formation de l'Univers.

Avantage : Montre que la mole est une unité de mesure.

Inconvénient : On ne connaît personne qui calcule le temps en mole de secondes.

Exemples

Démonstration avec un bécher rempli d'une mole de solide, un bécher d'une mole de liquide et un contenant d'une mole de gaz.

Avantages : Plus visuel et montre bien que le comportement d'un gaz est différent d'un solide et d'un liquide.

Inconvénient : C'est dur de voir le gaz.

Regarder et étudier les masses molaires atomiques dans le tableau périodique.

Avantage : En synthèse, en résumé.

Inconvénient : Où est l'étude de la masse molaire des molécules ?

Montrer des solutions de concentrations molaires différentes, de la même couleur, mais plus pâle ou plus foncée.

Avantage : Plus visuel.

Inconvénient : On doit rester dans les mêmes composés, car une solution contenant un composé moins concentré peut être plus foncée qu'une solution contenant un autre composé plus concentré.

Contre-exemple

Le volume d'une mole de solide change selon sa nature. (Assumons des masses volumiques semblables.)

Ex :

1 mol de C = 12g (petit)

1 mol de Fe = 56g (plus gros)

Le volume d'une mole de liquide change selon sa nature.

Ex :

1 mol de H₂O = 18g

1 mol de C₈H₁₈ = 703g

Donc, le volume d'une mole de gaz change selon sa nature.

FAUX ! Toujours 22,4L.

Avantage : Montre bien la loi des gaz parfaits.

Inconvénient : Aucune difficulté pour les élèves, qui ont moindrement bien conceptualisé la loi des gaz parfaits, à prouver pourquoi c'est un contre-exemple.

Mise en situation

Une voiture consomme environ 1L d'essence (703g d'octane C₈H₁₈ (l)) pour parcourir 10 km.



Si l'on suppose que la température est de 20 °C et la pression de 96kPa, quel volume de CO₂ la voiture libère-t-elle dans l'atmosphère en franchissant cette distance ?

$$pV = nRT \quad V = \frac{nRT}{p}$$

$$n = \frac{703\text{g}}{114\text{g/mol}} = 6,17 \text{ mol}$$

$$V = \frac{6,17 \text{ mol} \times 8,31 \text{ J/mol} \cdot \text{K} \times 293\text{K}}{96 \text{ kPa}} = 156,4\text{L}$$

Avantage : Peut amener sur un beau débat sur les gaz d'échappement, les émissions de dioxines, etc.

Conclusion

Ce travail nous a permis de nous rendre compte qu'un concept peut être représenté à divers niveaux d'abstraction et de complexité. Cependant, nous croyons aussi qu'il doit être représenté de différentes manières. Premièrement, parce que cela présente plusieurs méthodes d'enseignement et, deuxièmement, chaque élève a sa façon favorite de se représenter un concept.

Par contre, et nous trouvons cela malheureux, ce travail n'est pas fait dans les livres que nous avons consultés. Parfois, quelques niveaux sont présents, mais c'est la rigueur dans la présentation de ces niveaux qui laisse à désirer. Par exemple, lorsque certains auteurs comparent la masse molaire avec une masse quelconque, ils oublient de tenir compte de la masse volumique.

C'est pourquoi, nous, les enseignants, devons toujours garder un œil critique sur le matériel didactique et être préparés à combler les lacunes. C'est d'ailleurs ce que nous avons tenté de faire dans ce travail.

Ce document est très théorique et s'arrête aux savoirs à enseigner. La perspective que nous voyons pour ce document, c'est de le rendre pratique. Nous espérons donc qu'un jour nous pourrons l'utiliser en classe pour le tester et pour voir quels seront les savoirs vraiment enseignés et quels sont les ajustements à faire.

Bibliographie

- ATKINS, P. (1994). *Physical Chemistry*, Éditions W.H. Freeman and company, New York, 1031 p.
- BANDZUCK, C., L. BÉLISLE et P. VALIQUETTE (1992). *Odyssée - Cahier de bord 436*, Éditions du Renouveau pédagogique, Montréal, p. 320.
- BOUCHARD, R. et R. DIONNE (1992). *Découvertes*, Éditions Lidec, Montréal, 617 p.
- DEVELAY, M. (1993). *De l'apprentissage à l'enseignement*. Paris : Éditeur ESF.
- GAUTHIER, B. cité par GUILBERT, L., dans *Recueil de textes Didactique II (DID-19603)*, Université Laval, automne 2000, p. 8.3.
- GRENIER, É., L. DAIGLE et C. RHÉAUME (1992). *En quête - Manuel de l'élève*, Éditions HRW ltée, Laval, p. 50.
- GRENIER, E. et C. RHÉAUME (1993). *Contact*, Éditions HRW ltée, Laval, 296 p.
- GUILBERT, L. (2000a). *Recueil de textes Didactique des sciences II (DID-19603)*, Université Laval.
- GUILBERT, L. (2000b). *Directives sur le travail « Travail I » : Reconceptualisation et transposition*.
- KOZMAN, N. (1992). *Incursion - Manuel de l'élève*, Éditions Beauchemin, Laval, p. 331.
- TOURNIER, M. (1993). *Chimie 1*, Éditions Centre Éducatif et Culturel, Montréal, 70 p.