

Dépôt



Gouvernement du Québec  
Ministère de l'Éducation  
Direction générale de l'enseignement  
élémentaire et secondaire  
Service des programmes

16-3139

# fascicule A

U.Q.A.M.  
LABORATOIRES DE  
MATHÉMATIQUES ET  
D'INFORMATIQUE

**CHIMIE 442**

**462**

**562**

**CONSULTATION SUR  
PLACE SEULEMENT**

## GUIDE PÉDAGOGIQUE

**ANCIEN PROGRAMME**

Ancien programme

Dépôt légal - 3e trimestre 1976  
Bibliothèque nationale du Québec

T A B L E D E S M A T I E R E S

INTRODUCTION .....	1
PRESENTATION .....	1
EVOLUTION .....	1
STATUT .....	2
EQUIVALENCE .....	2
AVERTISSEMENT .....	3
I - POPULATION-CIBLE .....	4
II - CHEMINEMENT .....	4
III - DIFFERENCES ENTRE LES PROGRAMMES 442 ET 462 .....	5
IV - ORGANISATION .....	6
NOTIONS DU CONTENU .....	6
DIDACTIQUE .....	8
OBJECTIFS DE COMPORTEMENT .....	8
V - CONTENU ET OBJECTIFS DES PROGRAMMES 442 ET 462 .....	14
VI - CONTENU ET OBJECTIFS DU PROGRAMME 562 .....	42

## I N T R O D U C T I O N

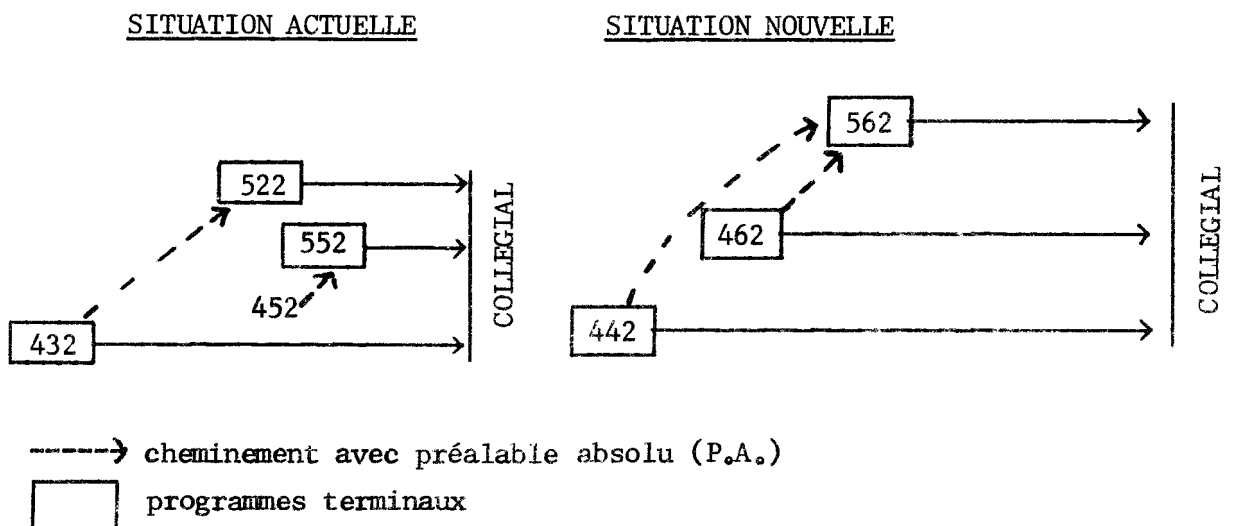
### P R E S E N T A T I O N

Ce document s'adresse de façon générale aux directeurs des services de l'enseignement, aux coordonnateurs de l'enseignement général, aux conseillers pédagogiques en sciences et plus particulièrement aux professeurs de chimie du secondaire.

Il a pour but d'aider les organismes scolaires locaux à traduire les programmes de chimie du ministère de l'Education en des documents d'appoint adaptés aux besoins de leurs élèves tout en maintenant un tronc commun provincial.

### E V O L U T I O N

Un rapide coup d'oeil sur le diagramme ci-dessous permet de constater une évolution importante dans la distribution des programmes de chimie du secondaire.



### STATUT

Chaque programme de chimie est terminal, c'est-à-dire qu'il permet l'accès à un profil de niveau collégial tel que décrit à la règle 10-01-00 du Recueil des règles de gestion des commissions scolaires.<sup>@</sup> De plus, chacun des programmes donne droit à deux (2) unités de certification reconnues de niveau 5e secondaire.

### EQUIVALENCE

Il est généralement intéressant de comparer des nouveaux programmes avec ceux qu'ils remplacent; à cet égard, voici un tableau incluant les correspondances des numéros de codes.

NOUVEAUX PROGRAMMES	ANCIENS PROGRAMMES
270-442	270-432, 270-441
270-462	270-452
270-562	270-552 270-522

<sup>@</sup> Les programmes 270-442 et 270-462 sont équivalents au programme 270-432.

Le programme 270-562 est équivalent aux programmes 270-522 et 270-552.

AVERTISSEMENT

Ces programmes doivent tenir compte exclusivement des unités de mesure du SI. Les normes du SI sont contenues dans le Guide d'usage du système métrique, approuvé par le Conseil des ministres de l'éducation du Canada, et le Système international d'unités dans les sciences au secondaire, D.G.E.E.S., (Doc. 16-3136).

On devra tenir compte du fait que le Système international d'unités (SI) implique à l'occasion le besoin d'uniformiser certaines expressions; on retirera donc un certain avantage à suivre les étapes de son implantation progressive afin de l'actualiser dans les classes au fur et à mesure que des directives précises seront émises.

Quoi qu'il en soit, il est important, pour la compréhension du Guide Pédagogique, de tenir compte du fait que les symboles d'unités doivent être écrits en caractère romain droit tandis que les symboles des grandeurs physiques doivent être écrits en caractère romain penché (italique) (Voir exemple page 14).

Le fascicule B (Doc. 16-3140) ci-joint fait ressortir les principaux changements apportés par le SI ou par souci d'uniformisation dans ces programmes de chimie.

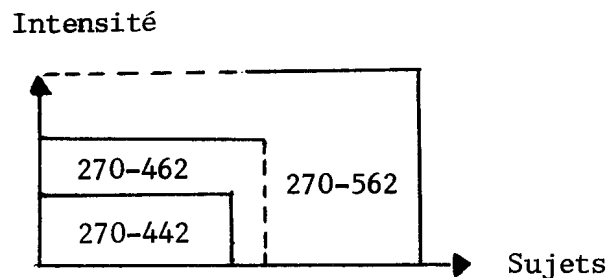
## I- POPULATION-CIBLE

Compte tenu des dispositions générales du Règlement No 7 et des modalités particulières d'accueil et d'implantation des programmes 270-442 et 270-462 en 4e secondaire, et du programme 270-562 en 5e secondaire, les deux premiers programmes s'adressent à une population-cible d'environ quinze (15) ans d'âge moyen, et le dernier, à une population-cible d'environ seize (16) ans d'âge moyen.

Chacun des trois (3) programmes de chimie est optionnel, mais la réussite du programme 442 ou du programme 462 est obligatoire pour pouvoir s'inscrire au programme 562.

## II- CHEMINEMENT

A. Le programme 270-462 couvre le contenu du programme 270-442, plus une différence portant sur l'intensité des sujets et quelques sujets spécifiques. Il s'ensuit une certaine souplesse de transition bilatérale pour fin de réorientation comme l'indique le diagramme suivant:



B. Les personnes intéressées trouveront ci-après un tableau du cheminement possible de l'élève à l'intérieur du secondaire et les débouchés éventuels.

T A B L E A U

COLLEGIAL

Autres options

Certaines techniques

Sciences de la santé  
Sciences pures et appliquées  
Certaines techniques plus exigeantes

Autres options

SECONDAIRE 5

**270-562**

**270-442**

**270-462**

- 4 a -

4

2 ou 3

1 ou 2

①

⑤

⑪

⑨

⑦

⑩

⑥

⑧

⑭

⑬

②

③

④

⑫

S C I E N C E S   P H Y S I Q U E S   2 2 0

B I O L O G I E   2 2 0

20%

LEGENDE

1. cheminement suggéré pour les élèves qui n'ont pas suivi le programme de sciences physiques et n'ont pas démontré d'aptitudes et/ou d'intérêt pour l'étude des sciences;
2. cheminement suggéré pour les élèves qui n'ont pas suivi le programme de sciences physiques mais ont démontré des aptitudes et/ou un intérêt pour l'étude des sciences (un critère d'évaluation pourrait être la recommandation du professeur basée sur l'ensemble des points suivants: rendement scolaire, travaux de l'année, dossier cumulatif et autres facteurs pertinents);
3. cheminement suggéré pour les élèves qui ont suivi le programme de sciences physiques et qui n'ont pas démontré de façon satisfaisante qu'ils avaient atteint les objectifs visés par ce programme mais qui ont démontré un intérêt pour l'étude des sciences;
4. cheminement suggéré pour les élèves qui ont suivi le programme de sciences physiques, ont démontré de façon satisfaisante qu'ils avaient atteint les objectifs visés par ce programme et ont démontré un intérêt pour l'étude des sciences;
5. cheminement suggéré pour les élèves qui ont suivi le programme de sciences physiques et qui ne désirent pas suivre un programme de chimie au secondaire;
6. cheminement suggéré pour les élèves qui ont réussi le programme 462 et ont manifesté le désir de suivre un deuxième cours de chimie au secondaire;
7. cheminement suggéré pour les élèves qui ont réussi le programme 462 mais n'ont pas manifesté le désir de suivre un deuxième cours de chimie au secondaire;

8. cheminement suggéré pour les élèves qui n'ont pas réussi le programme 462;
9. cheminement suggéré pour les élèves qui ont réussi le programme 442;
10. cheminement suggéré pour les élèves qui ont réussi de façon exceptionnelle le programme 442 et ont manifesté le désir de suivre un deuxième cours de chimie au secondaire;  
  
(Partant de l'hypothèse que l'orientation des élèves a été faite adéquatement, des données empiriques indiquent qu'environ 20% de la clientèle scolaire inscrite au programme 442 peut accéder avec une certaine espérance de succès au programme 562.)
11. cheminement suggéré pour les élèves qui n'ont pas réussi le programme 442;
12. Cheminement suggéré pour les élèves qui ont réussi de façon exceptionnelle le programme de Biologie 220 et ont démontré des aptitudes et/ou un intérêt pour l'étude des sciences (un critère d'évaluation pourrait être la recommandation du professeur basée sur l'ensemble des points suivants: rendement scolaire, travaux de l'année, dossier cumulatif et autres facteurs pertinents);
13. des données empiriques indiquent que si l'orientation des élèves a été faite adéquatement, environ 25% de la clientèle scolaire inscrite aux programmes de chimie de 4e secondaire se trouve inscrite au programme 462;
14. des données empiriques indiquent que si l'orientation des élèves a été faite adéquatement, environ 75% de la clientèle scolaire inscrite aux programmes de chimie de 4e secondaire se trouve inscrite au programme 442.

### III - DIFFERENCES ENTRE LES PROGRAMMES 442 ET 462

Les contenus de ces deux programmes à structure intégrée ne présentent pas de différences évidentes justement pour servir le principe de "transition" entre les voies.

C'est pourquoi il convient de ne pas céder à la tentation de simplifier les problèmes de classement par réduction de ces deux programmes, de fait, distincts, en un tronc commun unique. La qualité et la quantité différentes des objectifs visés ainsi que la didactique propre à la population-cible de chacun des programmes risqueraient de mal servir aussi bien les professeurs que les élèves qui auraient à souffrir pareille expérience.

Aussi l'institution de ces deux programmes parallèles procure au professeur un mécanisme lui permettant d'ajuster le cours au niveau de l'élève.

Une analyse des données empiriques recueillies lors de la période expérimentale de ces programmes a permis de déceler certaines caractéristiques générales propres à l'ensemble des élèves inscrits à chacun des deux programmes de chimie de 4<sup>e</sup> secondaire.

Dans de prochains documents de mise à jour, on pourra utiliser certaines données pertinentes afin de mieux adapter chacun des programmes à la population-cible.

#### IV - ORGANISATION

##### A. NOTIONS DU CONTENU

Le contenu regroupe un bloc théorique (1.0 à 9.0) et un bloc d'applications (10.0 et 11.0).

##### 1. Principes de construction du bloc théorique

Ce bloc applique le principe de la spirale et s'articule de façon logique, ainsi:

- a) La classification macroscopique de la matière (3.0) doit être le prétexte à l'intégration des notions fondamentales (1.0), à l'exploration et à l'initiation à la méthode scientifique (2.0). Cette classification débouche sur un premier modèle atomique, l'atome de Dalton (4.0).
- b) La phase gazeuse de la matière (6.0) ajoute la dimension cinétique à l'interprétation du comportement de la matière (5.0).
- c) La frontière "matière-électricité" amène l'investigation de la nature électrique de la matière et introduit ensuite le modèle atomique nucléaire de Rutherford (7.0 et 8.0).
- d) Surviennent ensuite les éléments de l'interprétation de la structure atomique et de la liaison (8.0 et 9.0).

REMARQUE: Ce bloc théorique vise la continuité des éléments du contenu. Cette suite d'aspect directionnel constitue en fait une composition qui s'efforce de supprimer l'impression de découpage et d'incohérence. Toutefois, cette séquence n'a pas la rigidité d'un

livre et laisse place à l'initiative personnelle; ainsi, l'ordre de présentation des notions est-il sujet à des variations sans toutefois nuire à l'approche expérimentale requise.

## 2. Le bloc d'applications

Le choix rajeuni de ces notions constitue une tentative d'exploiter la motivation existante des élèves pour les sujets d'actualité. Ces notions de nature à respecter, à captiver et à soutenir leur intérêt ajoutent une dimension nouvelle aux programmes pour tenter d'illustrer la pertinence de la chimie dans la vie de l'élève. Bien que les activités propres à ce domaine aient un caractère de moyen, les notions du contenu y apparaissent pour fins d'acquisition (10.0 et 11.0).

## 3. Articulation des 2 blocs

Il est évident que l'étude consécutive ou juxtaposée de ces 2 blocs affaiblira l'impact de cette source de motivation. Aussi appartient-il au maître de planifier la distribution de ce bloc d'applications sur l'ensemble de l'année et selon les besoins de motivation de ses groupes d'élèves.

Par exemple, il pourra réserver l'équivalent de 20 minutes par semaine pour l'organisation et la poursuite de l'étude et des activités reliées à ces notions.

Ce bloc pourrait être aussi l'occasion d'enseignement réciproque, si on choisit d'en faire des assignations de recherches bibliographiques et appliquées; dans ce dernier cas, il conviendrait de remettre à l'élève cette partie du guide constituant son plan de travail et ses objectifs, accompagnés des indications pertinentes en ce qui concerne l'accès aux ressources disponibles.

B. DIDACTIQUE

Il appartient à chaque enseignant appelé à dispenser l'un ou l'autre de ces programmes d'élaborer son propre plan d'études. Cependant, fidèle à la philosophie de ces programmes, la D.G.E.E.S. publiera éventuellement certains "Fascicules" susceptibles d'appuyer et d'aider les utilisateurs de ces programmes.

C. OBJECTIFS DE COMPORTEMENT

C'est un fait généralement reconnu que les tentatives d'application de la classification des objectifs pédagogiques de "Bloom" aux questions d'examens peut causer une certaine incohérence, parce qu'une question classée au titre de l'acquisition de connaissances peut tout aussi bien en être une de compréhension selon l'explication qu'en a donnée le professeur. Or, l'application de cette classification à des programmes conçus sans objectifs préalables ne peut que difficilement s'appliquer à l'échelle provinciale. Donc, il fallait définir ces objectifs au départ et surtout les exprimer sous des formes mesurables et sans équivoque, c'est-à-dire en termes d'objectifs de comportement.

L'application de la méthode d'enseignement par objectifs de comportement peut contribuer à diminuer les causes de disparité en secondant avantageusement les besoins de planification, de coordination et d'évaluation d'un programme d'études.

Indicatif de nature et d'intensité relié à chaque concept, l'objectif de comportement diminue la variabilité d'interprétation sur l'insistance à accorder aux divers concepts d'une répartition. Cette dernière devant plutôt s'inspirer du rapport temps-objectif, c'est-à-dire du temps à consacrer à l'enseignement orienté vers l'élève plutôt que celui orienté vers la matière.

Il deviendra aussi plus facile de coordonner des projets communs de planification et d'évaluation inter-groupes, inter-écoles, régionale et provinciale.

La personnalité du professeur, le choix de ses activités d'apprentissage, le classement de son groupe, l'empathie de ses élèves, l'aménagement du calendrier scolaire et de l'horaire institutionnel, le style de gestion et le potentiel matériel des laboratoires sont autant de variables qui pourront influencer sur le temps à consacrer aux divers concepts du programme et de leurs objectifs correspondants.

#### 1. Définitions

- a) Objectif: un objectif est une intention communiquée par une déclaration qui décrit la modification que l'on désire provoquer chez l'élève, déclaration précisant en quoi celui-ci aura été transformé une fois qu'il aura suivi avec succès tel ou tel enseignement. Il s'agit de la description d'un ensemble de comportements (performances) que nous désirons voir l'élève capable de manifester.

Comme l'a dit le psychologue Paul Whitmore: "L'exposé des objectifs d'un programme d'enseignement doit faire état des réactions observables et mesurables de la part des étudiants qui ont suivi ce programme jusqu'au bout; autrement il est impossible de déterminer si le programme a atteint ou non les objectifs assignés." (1)

- 
- (1) On recommande fortement à tout usager de ce guide de lire:  
a) Comment définir des objectifs pédagogiques, R.F. Mager  
Gauthier-Villars Editeur  
55, Quai des Grands-Augustins, Paris (6e), 1971.  
b) Taxonomie des objectifs pédagogiques, Bloom S. et al.  
Traduit par M. Lavallée  
Education Nouvelle, Montréal

La définition d'un objectif pédagogique est un ensemble de mots ou de symboles décrivant une intention pédagogique et exposant le résultat attendu de l'enseignement mais jamais la présentation ni le résumé d'un cours.

La définition des objectifs se rapportant à un programme complet de formation se compose de nombreuses définitions précises; à cette fin, il est souhaitable d'écrire la définition de chaque objectif. En effet, il est généralement acquis que plus le nombre de définitions est grand, plus les intentions ont des chances d'être clairement perçues.

b) Comportement: toute activité visible, manifestée par un élève. Un objectif est utilement défini, lorsqu'il est défini en termes de comportement ou de performances, c'est-à-dire lorsqu'il décrit ce que l'élève FERA lorsqu'il devra prouver qu'il a atteint l'objectif.

c) Comportement final: comportement que l'on souhaite voir manifester par l'élève, au moment où cesse l'influence sur lui. Ce comportement exprime non pas l'activité d'apprentissage elle-même mais le résultat de cette activité.

Pour décrire le comportement final (c'est-à-dire ce que l'élève FERA), il faut:

1. identifier et désigner par son nom le comportement global, ou l'acte observable accepté comme preuve de ce que l'élève a atteint l'objectif; le verbe d'action (ou comportement) exprimé dans l'objectif est assez

spécifique pour que son interprétation par diverses personnes se prête à des définitions opérationnelles possiblement variées mais de même nature;

2. définir les conditions importantes dans lesquelles le comportement doit se manifester (incluant les faits et les restrictions) et la manière dont l'on vérifiera que l'élève l'a réellement atteint. Ainsi, les conditions sous lesquelles ce comportement devra se manifester sont précisées de telle manière qu'il est déjà possible de concevoir une tâche concrète ou une situation d'examen pour observer la manifestation du comportement attendu;
3. définir les critères d'une performance acceptable, c'est-à-dire les mesures ou tests au moyen desquels on évalue le comportement final: qualité du travail, critères de réussite, seuil minimum de performance, temps limite.

## 2. Convention

Un nombre limité de verbes d'action qui forcent habituellement l'élève à ne penser en particulier qu'à un sujet précis a été retenu.

Il a également été convenu d'une forme d'énoncé des objectifs: le verbe d'action en majuscules précède un énoncé circonstancié de faits ou de restrictions s'il y a lieu.

Exemples:

CALCULER la valeur d'une variable, connaissant la valeur des autres variables.

IDENTIFIER, à partir d'une liste d'observations, les descriptions qualitatives, les descriptions quantitatives et les interprétations.

DEFINIR opérationnellement<sup>@</sup> un acide.

3. Usage

C'est à titre explicatif mais non suggestif que sont rapportés les définitions et principes explicités précédemment, tout au plus, pourront-ils servir au maître pour fin d'élaboration à titre d'exercice gratuit d'enrichissement didactique; car les objectifs de comportement stipulés au guide ne sont PAS sujets à modification ou à interprétation.

En effet, dans leur état actuel, ces objectifs de comportement

- limitent le champ de la qualité et de la quantité des notions du contenu au programme et
- dictent en corollaire le choix des questions ministérielles d'évaluation.

Ces objectifs n'ont pas été déterminés dans le but d'être distribués aux élèves, ni pour favoriser un type d'enseignement en particulier.

---

<sup>@</sup> Attendu la fréquence d'usage de l'expression "DEFINITION OPERATIONNELLE" retrouvée dans les objectifs de comportement, le lecteur concerné pourra se référer à la section 11-3.5 de CHEM: La chimie: science expérimentale, (Freeman).

Cependant, si l'on choisit de distribuer une copie des objectifs à chacun des élèves, on s'oblige en même temps à adapter la méthodologie au type d'enseignement que l'on souhaite adopter, soit l'enseignement collectif par objectifs, soit l'enseignement individualisé par objectifs.

#### 4. Champs d'application

Le fait que les objectifs dits de comportement de ce programme ne sont pas exclusivement des objectifs de comportement ne peut passer sous silence. En effet, plusieurs objectifs non explicitement exprimés et non mesurables par les méthodes classiques d'évaluation sont aussi visés. Tout lecteur attentif sera en mesure de déceler des objectifs à caractère psychomoteur, affectif, social, d'attitude, pour n'en nommer que quelques-uns.

Il est entendu qu'il revient à l'utilisateur de les déceler et de leur donner toute l'importance qu'il jugera à-propos, afin de rejoindre les objectifs généraux de ces programmes.

U.Q.A.M.  
LABORATOIRES DE  
MATHÉMATIQUES ET  
D'INFORMATIQUE

V - CONTENU ET OBJECTIFS DES PROGRAMMES 442 ET 462 (1)

1.00	NOTIONS FONDAMENTALES <sup>(2)</sup>		
1.10	<u>Concepts fondamentaux</u>		
1.11	Masse ( $m$ ) <sup>(3)</sup> (g) <sup>(4)</sup>	1	DEFINIR la masse
		2	NOMMER l'unité de base de la masse
1.12	Volume ( $V$ ) ( $\text{cm}^3$ et $\ell$ )	3	DEFINIR le volume
		4	NOMMER l'unité de volume
1.13	Masse volumique ( $\rho$ ) ( $\text{g}/\text{cm}^3$ )	5	DEFINIR la masse volumique
		6	DEFINIR, sous forme de rapport, la masse volumique
		7	DEFINIR, sous forme symbolique, la masse volumique
		8	NOMMER une unité de masse volumique
		9	IDENTIFIER, parmi un certain nombre d'unités, celles qui expriment:
			a) une masse
			b) un volume
			c) une masse volumique
		10	CALCULER, à partir de données expérimentales, la masse volumique
			a) d'un solide
			b) d'un liquide
			c) d'un gaz

- 14 -

---

(1) Les objectifs particuliers du programme 270-462 sont identifiés par " \* "

(2) Ces notions ne seront enseignées qu'au besoin s'il y a lieu

(3) Tout au long du document, on trouvera entre parenthèses le symbole de grandeur physique du concept (document 16-3136 éd. 1976)

(4) Suivra aussi le symbole de l'unité privilégiée dans ce document

1.20	<u>Techniques fondamentales</u>			
1.21	Mesure de	11	MESURER	
	a) longueur ( $l$ ) (cm)		a) la longueur d'un objet	
	b) aire ( $A$ ) (m <sup>2</sup> )		b) l'aire d'un objet	
	c) volume ( $V$ ) (cm <sup>3</sup> et l)	12	MESURER le volume	
			a) d'un solide	
			b) d'un liquide	
			c) d'un gaz	
	d) masse ( $m$ ) (g)	13	MESURER la masse	
			a) d'un solide	
			b) d'un liquide	
			c) d'un gaz	
1.22	Lecture d'instruments	14	LIRE des instruments de mesure usuels de laboratoire	
			<u>DEFINIR opérationnellement</u>	<u>EFFECTUER ces opérations</u>
1.23	Sédimentation	15, 16	sédimentation	SEDIMENTER
	Décantation	17, 18	décantation	DECANTER
	Filtration	19, 20	filtration	FILTRER
	Centrifugation	21, 22	centrifugation	CENTRIFUGER
	Précipitation	23, 24	précipitation	PRECIPITER
	Dilution	25, 26	dilution	DILUER
	Distillation	27, 28	distillation	DISTILLER
	Cristallisation	29, 30	cristallisation	CRISTALLISER
	Dissolution	31, 32	dissolution	DISSOUDRE
1.30	<u>Mathématiques fondamentales</u>			
1.31	Opérations algébriques	33	ISOLER une variable d'une relation (mathématique) algébrique	
		34	CALCULER la valeur d'une variable connaissant la valeur des autres variables	
1.32	Notation scientifique (cf. Doc. 16-3136 éd. 1976)	35	CONVERTIR un nombre de l'expression décimale à l'expression exponentielle, et vice-versa ( $1 \leq$ la partie entière $< 10$ )	
		36	ADDITIONNER, SOUSTRAIRE, MULTIPLIER et DIVISER des expressions décimales	

1.33	Exposants	37	MULTIPLIER et DIVISER des expressions exponentielles
		38 *	ADDITIONNER et SOUSTRAIRE des expressions exponentielles
1.34	Rapports et proportions	39	RESOUDRE des problèmes de rapports et de proportions limités aux nombres entiers et aux nombres fractionnaires simples
1.35	Calculs de pourcentage	40	CALCULER un pourcentage
		41	CALCULER les masses des éléments d'une substance correspondant à sa composition en pourcentage
1.36	Construction de graphiques	42	CONSTRUIRE adéquatement un graphique à partir d'ensembles de données
1.37	Interprétation de graphiques	43	INTERPRETER un graphique
1.38	Interpolation Extrapolation	44 *	INTERPOLER et EXTRAPOLER à partir de données adéquatement exprimées

2.00 LA METHODE SCIENTIFIQUE (5)

2.10 Description de la méthode scientifique

- 1 DEFINIR "observation"
- 2 DEFINIR "interprétation"
- 3 OBSERVER et décrire un objet donné
- 4 IDENTIFIER, dans une description, les observations qualitatives, les observations quantitatives et les interprétations
- 5 DISTINGUER, dans un ensemble de données organisées, un trait commun, ou une généralisation
- 6 \* ENONCER 2 caractéristiques d'un bon modèle
- 7 \* DISTINGUER, sachant les propriétés d'un modèle suggéré, s'il conviendrait à l'EXPLICATION d'un système à l'étude dont on connaît les propriétés
- 8 EXPRIMER un ensemble de données bi-variables
  - a) qualitativement, selon un énoncé décrivant la relation
  - b) quantitativement, selon un tableau résumant l'information
  - c) graphiquement
  - d) mathématiquement, sous forme d'une expression symbolique

2.20 Notions d'incertitude

- 2.21 Les sources d'erreur
- a) l'expérimentateur
  - b) l'instrument

- 9 IDENTIFIER correctement l'erreur absolue sur la lecture d'un mètre, d'une balance, d'un cylindre gradué, d'un thermomètre, etc.

- 2.22 Expression de l'erreur
- a) au niveau des lectures
  - b) au niveau des calculs

- 10 EXPRIMER l'erreur absolue avec le nombre de chiffres significatifs, ou selon la notation ( $\pm$ ) (cf. Doc. 16-3136 éd. 1976)
- 11 ENONCER les règles pertinentes pour exprimer de façon significative l'erreur sur les mesures dérivées d'additions et de soustractions

---

(5) Le document programme (page 10) suggère un choix moins sélectif et stéréotypé d'étapes de la méthode scientifique que celui d'habitude suggéré par les textes recommandés aux élèves. Il appartiendra au maître d'exploiter la démarche convenant aux différentes situations proposées à l'étudiant. Aussi ces objectifs constituent-ils un minimum.

- 12 \* ENONCER les règles pertinentes pour exprimer, de façon significative, l'erreur sur les mesures dérivées de multiplications et de divisions
- 13 EXPRIMER, en notation ( $\pm$ ), l'erreur sur les mesures dérivées d'additions et de soustractions
- 14 \* EXPRIMER l'erreur relative, en notation de pourcentage, sur les mesures dérivées
- 15 \* APPLIQUER la méthode des chiffres significatifs au traitement des résultats dérivés des 4 opérations: addition, soustraction, multiplication et division
- 16 \* DEFINIR "exactitude d'une mesure"
- 17 \* EVALUER l'exactitude d'un résultat par comparaison à sa valeur acceptée (publiée)
- 18 \* DEFINIR "précision d'une mesure"
- 19 \* EVALUER la précision d'une mesure connaissant la tolérance de l'instrument
- 20 \* DISTINGUER entre valeur précise et valeur exacte (vraie) d'une mesure

2.23 Exactitude et précision  
(cf. Document 16-3136 éd. 1976)

3.00	LA MATIERE (6a)		
3.10	<u>Etats (6b), propriétés et phénomènes de la matière</u>		
3.11	Etats: (s), (l), (g)	1	DISTINGUER les 3 états de la matière par leurs propriétés respectives
3.12	Propriétés physiques et chimiques	2	IDENTIFIER, parmi un ensemble de propriétés de la matière, a) les propriétés physiques b) les propriétés chimiques
3.13	Phénomènes physiques et chimiques	3	IDENTIFIER, parmi un ensemble de phénomènes, a) les phénomènes physiques b) les phénomènes chimiques
		4	DECRIRE ces phénomènes physiques: fusion, solidification, vaporisation, condensation, sublimation
		5	ETABLIR 2 différences entre un phénomène physique et un phénomène chimique
3.20	<u>Classification macroscopique de la matière</u>		
3.21	Définitions	6	DEFINIR "système"
		7	DEFINIR "phase"
		8	DEFINIR "matière homogène" en terme de phase
		9	DEFINIR "matière hétérogène" en terme de phase
3.22	Mélanges	10	SEPARER les constituants d'un mélange par les moyens appropriés
		11	ENUMERER 3 caractéristiques d'un mélange

(6a) Cette unité à caractère opérationnel s'adresse aux élèves de voie 442 et à ceux de voie 462. Au lieu d'en étudier le contenu de façon systématique, les professeurs pourraient avantageusement en diffuser le contenu aux endroits appropriés du programme et s'assurer que les élèves en ont atteint les objectifs.

(6b) Des auteurs utilisent dans des sens différents les termes "états" et "phases"; dans ce document, le mot "phase" désigne les parties homogènes d'un système.

3.23	Solutions	12	DEFINIR "solution" en terme de phase
		13	NOMMER 3 propriétés des solutions
		14	DISTINGUER une solution d'un mélange en terme de phase
3.24	Substances pures	15	DETERMINER expérimentalement la température de fusion ou d'ébullition d'une substance pure
		16	DEFINIR une substance pure
		17	IDENTIFIER 3 caractéristiques d'une substance pure
		18	DISTINGUER une substance pure d'une solution en terme de proportions
		19	DISTINGUER une substance pure d'un mélange
	a) composé	20	DEFINIR "composé chimique"
		21	IDENTIFIER 2 caractéristiques des composés
	b) élément	22	DEFINIR opérationnellement "élément"
		23	DISTINGUER opérationnellement un élément d'un composé
		24	DISTINGUER un composé d'un mélange
		25	ENONCER la "loi des proportions définies"
		26	EXPLIQUER la "loi des proportions définies"
3.30	<u>Energie</u> ( $E$ ) (J)		
3.31	Formes	27	NOMMER quelques formes d'énergie
		28	DEFINIR "énergie potentielle" ( $E_p$ ) (J)
		29	DEFINIR "énergie cinétique" ( $E_k$ ) (J)
3.32	Conservation	30	DECRIRE des exemples de conservation d'énergie
		31	DEFINIR sous forme symbolique la relation matière-énergie
3.33	Chimique	32	DEFINIR "réaction endothermique"
		33	DEFINIR "réaction exothermique"
		34	IDENTIFIER, étant donné une équation thermique, une réaction endothermique ou exothermique
3.34	Ordre de grandeur	35	ORDONNER qualitativement selon leur importance relative croissante les quantités d'énergie reliées aux phénomènes: a) physiques, b) chimiques, c) nucléaires

4.00	THEORIE ATOMIQUE	
4.10	<u>Notion de modèle</u>	1 * DISCERNER les limites d'un modèle 2 * OBSERVER le plus grand nombre possible de comportements d'un système inconnu 3 * ENONCER une hypothèse a priori sur le système exprimée sous forme d'un dessin ou d'un tracé 4 * DECRIRE des expériences pour valider ou rectifier une première hypothèse 5 * ENONCER une deuxième hypothèse révisée, s'il y a lieu, à l'aide des informations additionnelles ainsi obtenues 6 DEFINIR le concept "modèle"
4.20	<u>Modèle particulaire de la matière</u>	7 DEDUIRE du comportement mécanique des gaz l'hypothèse de la nature particulaire ou moléculaire de la matière 8 * DEDUIRE de l'analyse des différences de comportement d'un ensemble de substances l'hypothèse de la nature moléculaire de la matière
4.21	Hypothèse d'Avogadro	9 ENONCER l'hypothèse d'Avogadro 10 ETABLIR quantitativement le rapport entre 2 volumes de gaz réagissant 11 EXPLIQUER les rapports SIMPLES des gaz réagissants à l'aide de l'hypothèse d'Avogadro
4.22	Molécules et atomes	12 DEFINIR l'atome 13 * APPLIQUER les lois de Gay-Lussac et d'Avogadro à déterminer le nombre d'atomes par molécule
4.23	Composés et éléments	14 * DEFINIR conceptuellement "composé" 15 * DEFINIR conceptuellement "élément"
4.24	Modèles moléculaires	16 ASSEMBLER des modèles de molécules déjà rencontrées
4.25	Symboles et formules	17 ECRIRE les symboles chimiques des 18 premiers éléments 18 NOMMER les 18 premiers éléments à partir de leur symbole 19 ECRIRE la formule d'un composé familier étant donné son nom 20 ECRIRE le nom d'un composé familier étant donné sa formule 21 IDENTIFIER le nombre de chaque sorte d'atomes présents dans une formule moléculaire

4.26	Formules moléculaire structurale	22 23 24	DEFINIR formule moléculaire DEFINIR formule structurale DISTINGUER les formules moléculaires et structurales
4.27	Mole, (mol) Constante d'Avogadro ( $N_A$ )	25 26	DEFINIR la mole ETABLIR la corrélation entre la mole et la constante d'Avogadro ( $N_A$ )
4.28	Masses molaires a) de molécules b) d'atomes	27 28 29 30 31 32 33 34 * 35	DEFINIR masse molaire relative DEFINIR masse moléculaire DEFINIR masse molaire moléculaire DISTINGUER masse molaire moléculaire et masse moléculaire DEFINIR masse molaire atomique DISTINGUER masse molaire atomique et masse atomique CALCULER la masse molaire moléculaire d'une substance à partir de sa formule et des masses molaires atomiques d'un tableau DETERMINER la composition centésimale d'un composé de formule connue CALCULER, suivant la formule d'une substance,
		a) b) c) d) *	le nombre de moles de molécules correspondant à une masse donnée de cette substance et vice-versa le nombre de molécules présentes le nombre de moles d'atomes de chaque espèce présente le nombre d'atomes de chaque espèce présente
4.29	Masses molaires relatives des molécules	36 37 * 38 *	COMPARER expérimentalement les masses relatives de volumes égaux de gaz DISTINGUER masse apparente et masse réelle d'un gaz APPLIQUER la loi d'Avogadro à:
		a) b)	déterminer la masse molaire moléculaire d'un gaz inconnu par pesée relative à une masse molaire moléculaire de référence connue identifier le type de molécule de ce gaz

5.00 REACTIONS CHIMIQUES ET STOECHIMETRIE

- 5.10 Réactions chimiques
- 1 ENONCER 3 critères d'identification d'une transformation chimique
  - 2 DEFINIR conceptuellement une transformation chimique
  - 3 ENONCER 2 hypothèses fondamentales que propose la théorie atomique pour expliquer les propriétés caractéristiques à chaque substance (Dalton)
- 5.20 Equations chimiques
- 5.21 Principe d'écriture
- 4 TRADUIRE l'énoncé qualitatif d'une équation sous forme symbolique
  - 5 DECRIRE les transformations d'une équation chimique donnée en indiquant les espèces présentes, le nombre d'atomes dans chaque molécule et le nombre de molécules de chaque substance comprise dans la réaction
  - 6 IDENTIFIER à partir d'une équation chimique donnée les réactants et les produits
- 5.22 Balancement
- 7 EQUILIBRER des équations chimiques simples en tenant compte de ces principes:
    - a) conservation de la masse
    - b) conservation des atomes
    - c) non-conservation des molécules
- 5.23 Calculs
- 8 CALCULER, étant donné l'équation chimique équilibrée, des quantités stoechiométriques impliquant ces conversions ou proportions:
    - a) masse  $\leftrightarrow$  masse
    - b) masse  $\leftrightarrow$  mole
    - c) mole  $\leftrightarrow$  mole
    - \* d) mole  $\leftrightarrow$   $N_A$
    - \* e) masse  $\leftrightarrow$   $N_A$
- $N_A$  = constante d'Avogadro
- 5.30 Lois de conservation
- 5.31 De la masse
- 9 ENONCER la loi de conservation de la masse à partir de données expérimentales

- 5.32 De l'énergie
- a) principe de proportionnalité 10 APPLIQUER la loi de conservation de masse à la solution de problèmes présentant comme inconnue la masse d'un des réactants ou des produits
- b) principe de réversibilité 11 ENONCER un principe sur le rapport entre la quantité de réactant et la quantité d'énergie libérée ou absorbée
- 12 COMPARER la quantité d'énergie libérée par une masse donnée d'une substance, lors de son changement d'état avec la quantité d'énergie absorbée par la même masse en inversion d'état
- 13 COMPARER la quantité d'énergie libérée par une masse donnée d'une substance en formation avec la quantité d'énergie absorbée par la même masse de cette substance en décomposition
- 14 DEDUIRE, des 2 comparaisons précédentes, un principe énergétique

6.00 ASPECT CINÉTIQUE DE LA MATIÈRE

6.10 Phase gazeuse

6.11 Pression ( $p$ ) (kPa)

a) Baromètres et manomètres

- 1 DÉFINIR la pression d'un gaz en fonction du nombre de collisions
- 2 EXPLIQUER le principe des baromètres à mercure et métalliques
- 3 \* EXPLIQUER le principe du manomètre à bout fermé
- 4 LIRE, sur un baromètre à mercure ou un diagramme, la pression atmosphérique
- 5 \* LIRE, sur un manomètre à bout fermé ou un diagramme, la pression d'un gaz

b) Pression de référence

- 6 DÉFINIR "pression de référence"

c) Pression partielle ( $p_B$ ) (kPa)

- 7 \* ÉNONCER la loi des pressions partielles
- 8 \* APPLIQUER quantitativement la relation pression-nombre de molécules à résoudre des problèmes comportant des données de pression totale et de pressions partielles de différents gaz

d) Loi de Boyle

- 9 ÉNONCER qualitativement et mathématiquement la relation pression-volume d'un gaz
- 10 CONSTRUIRE et INTERPRÉTER un graphique de la relation pression-volume
- 11 IDENTIFIER parmi un ensemble de graphiques celui qui décrit la relation pression-volume d'un gaz
- 12 APPLIQUER la relation pression-volume à la résolution de problèmes où l'on fait varier tantôt la pression, tantôt le volume à température constante

6.12 Température ( $T$ ) (K)

a) Définition

- 13 DISTINGUER température et chaleur

b) Température de référence

- 14 DÉFINIR "température de référence"

c) Température thermodynamique ( $T$ ) (K)

- 15 CONSTRUIRE et INTERPRÉTER le graphique de la relation pression-température d'un gaz
- 16 DÉTERMINER la température à laquelle la pression devient nulle
- 17 ÉNONCER qualitativement et mathématiquement la relation pression-température
- 18 APPLIQUER la relation pression-température à la résolution de problèmes où l'on fait varier la température, à volume constant

d) Echelles Celsius ( $^{\circ}\text{C}$ ) et Kelvin (K)

- 19 \* DÉCRIRE, par comparaison des principes de calibration de ces 2 échelles, le fondement physique de calibration de l'échelle Kelvin

- e) Loi de Charles
- 20 CONVERTIR les lectures de l'échelle Celsius à l'échelle Kelvin et vice-versa
- 21 CONSTRUIRE et INTERPRETER le graphique de la relation volume-température d'un gaz
- 22 ENONCER qualitativement et mathématiquement la relation volume-température d'un gaz
- 23 APPLIQUER la relation volume-température à la résolution de problèmes où l'on fait varier la température (K), à pression constante
- f) Généralisation du comportement des gaz
- 24 \* FORMULER mathématiquement une relation simple volume-température-pression d'un gaz unifiant les lois de Boyle, Guay-Lussac et de Charles
- 25 \* APPLIQUER cette relation à une technique de solution de problèmes où l'on fait varier une, deux ou les 3 grandeurs physiques à la fois
- 6.13 Volume molaire ( $V_m$ ) (l/mol)
- 26 DETERMINER expérimentalement la valeur approximative du volume molaire d'un gaz aux conditions ambiantes, selon une méthode permettant de délaissier les corrections du volume par rapport à la température et aux pressions - 26 -
- 27 \* CALCULER le volume molaire corrigé d'un gaz à 273 K et 100 kPa, exprimé avec le nombre correct de chiffres significatifs
- 28 DEFINIR le volume molaire d'un gaz
- 29 \* CONVERTIR la valeur du volume molaire d'un gaz à 273 K et 100 kPa, à sa valeur correspondante aux conditions ambiantes
- 30 CALCULER, à partir d'équations, des quantités stoechiométriques impliquant des conversions:
- masse ↔ volume
- volume ↔ volume
- volume ↔ mole
- 31 \* CALCULER, étant donné les formules des réactants seulement, des quantités stoechiométriques impliquant des conversions:
- masse ↔ volume
- volume ↔ volume
- volume ↔ mole

6.14	Théorie cinétique	32	ENONCER les principaux postulats de la théorie cinétique
		33	EXPLIQUER les états de la matière à l'aide de la théorie cinétique
		34	ORDONNER les vitesses de molécules de différents gaz selon leurs dimensions respectives
		35	ENONCER une relation entre les énergies cinétiques des molécules de différents gaz à une même température
		36 *	DECRIRE un modèle de comportement des gaz expliquant la pression reliée aux facteurs $n$ , $V$ , $T$ et $R$
6.20	<u>Changements d'états</u>	37	CONSTRUIRE, à l'aide d'un ensemble de données expérimentales, une courbe correspondant au chauffage d'une substance pure
		38	IDENTIFIER, sur le graphique représentant le chauffage d'une substance pure, la température de fusion et la température d'ébullition
		39	ECRIRE une équation de changement d'état
		40	LIRE une équation de changement d'état
6.21	Solide $\leftrightarrow$ liquide		
	a) Chaleur de fusion ( $Q_f$ ) (J/g)	41	DEFINIR "joule"
		42	DEFINIR "chaleur de fusion"
		43	DETERMINER expérimentalement et mathématiquement la chaleur de fusion d'une substance
		44 *	EXPRIMER ces résultats (43 ci-haut) avec le nombre correct de chiffres significatifs
		45 *	DEFINIR chaleur molaire de fusion ( $\Delta H_f$ ) (J/mol)
		46 *	DETERMINER expérimentalement une chaleur molaire de fusion
		47 *	CALCULER l'énergie requise pour fondre une masse donnée d'une substance, étant donné sa chaleur molaire de fusion connue par l'équation
		48	ENONCER une hypothèse pour expliquer la non-variation de température lors des phénomènes de changements d'états
	b) Chaleur de solidification ( $Q_s$ ) (J/g)	49	DEFINIR chaleur de solidification
		50 *	DEFINIR chaleur molaire de solidification ( $\Delta H_s$ ) (J/mol)

6.22	Liquide $\leftrightarrow$ gaz	
a)	Chaleur de vaporisation ( $Q_v$ ) (J/g)	51
	Chaleur de condensation ( $Q_c$ ) (J/g)	52
		53
		54 *
		55 *
		56 *
b)	Evaporation/ébullition	57
c)	Pression de vapeur	58 *
		59 *
		60 *
d)	Température d'ébullition	61 *
e)	Liquéfaction	62 *
		63 *

51 DEFINIR chaleur de vaporisation  
 52 DEFINIR chaleur de condensation  
 53 CALCULER l'énergie requise pour vaporiser ou condenser une masse donnée d'une substance, connaissant sa chaleur de vaporisation ou de condensation  
 54 \* DEFINIR chaleur molaire de vaporisation ( $\Delta H_v$ ) (J/mol)  
 55 \* DEFINIR chaleur molaire de condensation ( $\Delta H_c$ ) (J/mol)  
 56 \* CALCULER l'énergie requise pour vaporiser ou condenser une masse donnée d'une substance, connaissant sa chaleur molaire de vaporisation ou de condensation  
 57 DISTINGUER évaporation et ébullition  
 58 \* DEFINIR pression de vapeur  
 59 \* ENONCER une généralisation sur l'équilibre liquide  $\leftrightarrow$  gaz en termes moléculaires  
 60 \* ENONCER une généralisation sur la relation pression de vapeur-température  
 61 \* DEFINIR température d'ébullition selon la relation température-pression de vapeur  
 62 \* DEFINIR "liquéfaction"  
 63 \* DISTINGUER condensation et liquéfaction

7.00 LES SOLUTIONS

7.10 Solubilité

- 1 DEFINIR opérationnellement "solubilité"
- 2 DISTINGUER solvant et soluté
- 3 NOMMER 2 facteurs d'influence sur la solubilité
- 4 DECRIRE le rôle du couple solvant-soluté sur l'augmentation ou la diminution de solubilité
- 5 DECRIRE le rôle du facteur température sur l'augmentation ou la diminution de solubilité des solides dans un liquide et des gaz dans un liquide
- 6 IDENTIFIER à partir de leurs courbes de solubilité respectives portées sur un même diagramme, le plus ou le moins soluble des solutés
- 7 DECRIRE a) une solution saturée  
b) une solution non-saturée
- 8 PREPARER a) une solution saturée  
b) une solution non-saturée

- 29 -

7.11 Dissolution

- 9 NOMMER les différents types de couples solvant-soluté susceptibles de former une solution
- 10 INTERPRETER le graphique représentant la relation solubilité-température pour un solide

7.20 Concentration molaire volumique (molarité)  
(c) (mol/l)

- 11 DEFINIR concentration molaire volumique
- 12 PREPARER des solutions de différentes concentrations molaires volumiques de types solide-liquide et liquide-liquide
- 13 INTERPRETER le symbolisme décrivant le contenu qualitatif et quantitatif d'une solution (ex.: 1,0 mol/l de NaOH)
- 14 CALCULER la concentration molaire volumique d'une solution, connaissant le volume de la solution, le nombre de moles du soluté ou sa masse en grammes et réciproquement

7.21 Concentrations particulières usuelles  
cf. Guide d'usage du système métrique, art. 574

- 15 DISTINGUER des situations de la vie courante où l'on utilise les types de concentrations suivantes:
  - a) masse/volume (m/V)
  - b) masse/masse (m/m)
  - c) volume/volume (V/V)
  - d) les mêmes (a, b, c) en pourcentage (%)

- 7.30 Dilution
- 16 \* CALCULER la concentration résultante du mélange de 2 solutions connaissant les concentrations initiales respectives des 2 solutions isolées
- 17 \* RESOUDRE des problèmes de rapport inverse volume-concentration où l'on fait varier tantôt le volume, tantôt la concentration d'une solution pour déterminer l'autre variable
- 7.40 Propriétés
- 7.41 Conductibilité électrique des solutions
- 18 DEFINIR électrolyte et non-électrolyte
- 19 DISTINGUER électrolyte et non-électrolyte
- 20 DEFINIR anode, cathode, cation et anion ( cf. 8.10 )
- 7.42 Dissociation électrolytique
- 21 ENONCER un critère opérationnel de distinction entre un électrolyte faible et un électrolyte fort
- 22 FORMULER une hypothèse pour expliquer la différence de conductibilité entre un électrolyte fort et un électrolyte faible
- 23 IDENTIFIER 3 facteurs responsables de la conductibilité électrique des solutions
- 7.43 Réactions de précipitation dans les solutions aqueuses
- 24 RECONNAITRE une réaction de précipitation
- 25 EQUILIBRER une équation ionique en utilisant un tableau des charges des ions et le principe de conservation des charges
- 26 \* DISTINGUER des ions "réagissants" des ions "spectateurs", la solubilité de toutes les espèces participantes étant connue
- 27 \* APPLIQUER le concept "d'espèces réagissantes" à l'écriture des équations ioniques de réactions rencontrées
- 28 \* ECRIRE l'équation d'une réaction de précipitation étant donné les espèces réagissantes et la solubilité de tous les produits possibles
- 29 \* ENONCER une hypothèse expliquant la précipitation de certaines paires d'ions
- 30 CALCULER, étant donné la concentration d'un soluté ionique, la concentration des ions présents dans une solution aqueuse de ce soluté
- 31 \* PREDIRE les composés à comportement ionique dans l'eau selon la position dans le tableau périodique des anions et des cations de ces composés
- 32 \* PREDIRE la solubilité d'un composé à partir de tableaux indiquant les cations et les anions qui peuvent former des composés solubles ou peu solubles

8.00 STRUCTURE DE L'ATOME ET TABLEAU PERIODIQUE

- 8.10 Modèle de l'atome nucléaire
- 1 DECRIRE le modèle atomique de Thomson
  - 2 DECRIRE le modèle atomique nucléaire de Rutherford
  - 3 DETERMINER la nature de
    - a) la charge de l'électron
    - b) la charge du proton
  - 4 DEFINIR "ion"
  - 5 DEFINIR "corps neutre"
  - 6 FORMULER des hypothèses au sujet de l'attraction ou de la répulsion de corps électriquement chargés
  - 7 CONSTRUIRE un graphique de la force électrostatique ( $F$ ) en fonction de la distance, étant donné un ensemble de valeurs de la variable  $r$
  - 8 \* EVALUER quantitativement à l'aide de la relation  $Fr^2 = k$  l'ordre de grandeur de l'une des variables  $F$  ou  $r$  étant donné la valeur de l'autre
- 8.20 Caractéristiques de l'atome nucléaire
- 8.21 La masse d'un atome et celle de ses constituants
- 9 DEFINIR respectivement par 2 propriétés: a) électron, b) proton, c) neutron
  - 10 \* DISTINGUER quantitativement l'ordre de grandeur entre la masse du proton, du neutron et de l'électron
- 8.22 Les dimensions des atomes
- 11 DISTINGUER l'ordre de grandeur entre le diamètre de l'atome et celui du noyau
- 8.23 Nombre atomique ( $Z$ )
- 12 DEFINIR nombre atomique ( $Z$ )
- 8.24 Nombre de masse ( $A$ )
- 13 DEFINIR nombre de masse ou nombre de nucléons ( $A$ );  $A = Z + N$   
(nombre de neutrons)

8.25	Isotopes	14	DEFINIR "isotopes"	
		15	INDIQUER le nombre de protons, de neutrons et d'électrons de l'isotope donné d'un élément de nombre de masse et de nombre atomique connus	
		16	NOMMER quelques domaines d'application des isotopes de certains éléments (I, Co, P, Na)	
8.26	Réactions nucléaires	17	DECRIRE une réaction nucléaire	
		18	ECRIRE correctement l'équation d'une réaction nucléaire équilibrée	
8.30	<u>Familles chimiques et périodicité</u>	19	DEFINIR "périodicité"	
		20	ASSOCIER la périodicité aux nombres périodiques 2, 8, 18	
		21	ENONCER la loi de périodicité	
8.31	Classification	22	DISTINGUER par leurs propriétés physiques les métaux et les non-métaux	
		23	DEFINIR "familles chimiques" en termes d'activité chimique	
		24	IDENTIFIER par leur position respective dans le tableau périodique les familles des gaz nobles, des alcalins et des halogènes	
		25	DEFINIR "période"	
		26	ENUMERER des propriétés permettant d'identifier une famille (groupe) ou une période du tableau périodique	
8.32	Propriétés périodiques a) activité chimique b) volume atomique c) électronégativité d) énergie d'ionisation	27	DEFINIR "électronégativité"	
		28 *	DEFINIR "énergie d'ionisation"	
		29	IDENTIFIER les tendances des propriétés suivantes pour une famille (groupe) donnée du tableau périodique a) température du fusion b) température d'ébullition c) activité chimique d) électronégativité e) volume atomique	
		*	f) énergie d'ionisation	
		30 *	IDENTIFIER les tendances des propriétés précédentes pour une période donnée du tableau périodique	

- 31 \* INDIQUER un facteur d'influence sur l'énergie d'ionisation  
32 \* DECRIRE l'activité chimique des éléments des familles chimiques  
étudiées à l'aide de leur énergie d'ionisation respective

9.00 LIAISON CHIMIQUE

9.10 Configuration électronique

- 9.11 Couches électroniques et niveaux d'énergie
- 1 DEFINIR "couches électroniques"
  - 2 DEFINIR "niveaux d'énergie"
  - 3 ETABLIR la configuration électronique des atomes des éléments 1 à 20 suivant le modèle de l'atome de Bohr

9.20 Principes de stabilité

- 4 ENONCER l'hypothèse qui explique la stabilité des gaz nobles
- 5 ASSOCIER le comportement électronique des atomes des éléments du 1er, 2e, 6e et 7e groupes (en particulier) au modèle de stabilité des gaz nobles
- 6 INDIQUER la différence entre les configurations électroniques des éléments des familles 1, 2... 6, 7 et le gaz noble le plus proche
- 7 DETERMINER les charges respectives des ions simples des éléments de ces groupes en particulier
- 8 ECRIRE les formules des halogénures, des oxydes et des hydrures pertinents de chacun des éléments 1 à 20, sachant le groupe d'appartenance de chaque élément

9.30 Electrons de valence

- 9 DEFINIR "électron de valence"
- 10 IDENTIFIER, étant donné le nombre atomique d'un élément, le nombre d'électrons de valence de cet élément
- 11 REPRESENTER, à l'aide de la notation de Lewis, les électrons de valence des atomes des 20 premiers éléments
- 12 PREDIRE, sachant le groupe d'appartenance d'un élément,
  - a) ses propriétés physiques probables
  - b) la formule de son hydrure, de son oxyde et de son halogénure
  - c) le nombre de ses électrons impliqués dans les réactions chimiques les plus simples

- 9.40 Liens chimiques
- 9.41 Ionique 13 DEFINIR la liaison ionique en terme de différence d'électronégativité
- 9.42 Covalent 14 DEFINIR la liaison covalente en terme de différence d'électronégativité
- 15 REPRESENTER ces 2 types de liaisons en notations de Lewis
- 16 NOMMER 2 méthodes d'atteindre la structure des gaz nobles dans un système à 2 atomes ou plus
- 17 \* DEFINIR la liaison polaire en terme d'électronégativité
- 18 \* PREDIRE la polarité d'une liaison étant donné la formule d'une molécule et les différentes valeurs d'électronégativité des atomes impliqués
- 19 \* PREDIRE la polarité d'une liaison étant donné les différentes énergies d'ionisation des atomes impliqués
- 20 PREDIRE le type éventuel de liaison (ionique, covalente polaire \*, covalente) impliquée entre 2 atomes à l'aide des valeurs de - 35 - différence d'électronégativité
- 21 IDENTIFIER les structures de Lewis correspondantes aux halogénures et aux oxydes des 20 premiers éléments, y compris les structures homonucléaires possibles
- 22 IDENTIFIER les cas de liaisons simples, doubles ou triples
- 9.50 Géométrie moléculaire
- 23 CONSTRUIRE, à partir de modèles commerciaux, 2 molécules au moins illustrant chacune des formes moléculaires suivantes:
- a) linéaire
- b) angulaire
- c) trigonale plane
- d) pyramidale
- e) tétrahédrique
- 24 IDENTIFIER, parmi un ensemble de molécules, une forme moléculaire donnée

10.00	ACIDES ET BASES		
10.10	<u>Propriétés des acides et des bases</u>	1 2	DEFINIR "acide" opérationnellement DEFINIR "base" opérationnellement
10.20	<u>Explication des propriétés des acides et des bases</u>	3 4 5 6 7	DEFINIR conceptuellement acide et base selon la théorie d'Arrhénius ECRIRE des équations d'ionisation d'acide ou de base selon cette théorie ECRIRE l'équation de la dissociation de l'eau sous forme d'ions aqueux IDENTIFIER la concentration molaire volumique des ions $H^+$ et $OH^-$ de l'eau pure DISTINGUER opérationnellement acide fort d'acide faible
10.21	Degré d'ionisation	8 *	CALCULER le % de dissociation d'un acide, à partir de sa concentration molaire volumique et de celle des $H^+$
10.22	Neutralisation	9 10 11 12 *	DECRIRE sommairement l'action réciproque des acides et des bases ECRIRE l'équation ionique nette de neutralisation RECONNAITRE une réaction de neutralisation CALCULER la concentration d'un acide ou d'une base à partir des résultats d'un titrage
10.30	<u>Echelle du pH</u>	13 14 15 16	ASSOCIER la concentration molaire volumique des ions $H^+ = 10^{-1}$ mol/l ou $pH = 1$ DETERMINER le pH d'une solution étant donné la concentration molaire volumique des ions $H^+$ DETERMINER la concentration molaire volumique des ions $H^+$ à partir du pH d'une solution ETABLIR une correspondance entre l'échelle de concentration molaire volumique des ions $H^+$ ( $10^{-1}$ à $10^{-14}$ mol/l) ou l'échelle du pH (1 à 14) et le caractère acide, basique ou neutre d'une solution

10.40 Indicateurs

- 17 DISTINGUER un milieu acide, basique ou neutre, à partir de la concentration molaire volumique des  $H^+$  ou du  $pH$  d'une solution
- 18 IDENTIFIER plusieurs systèmes simples où le contrôle du  $pH$  joue un rôle important
- 19 IDENTIFIER, à l'aide d'indicateurs, le caractère acide ou basique de certaines substances domestiques
- 20 NOMMER quelques indicateurs domestiques

11.00 ASPECT CHIMIQUE DE L'ENVIRONNEMENT (7)

11.10 Considérations générales sur l'environnement

- 11.11 a) les équilibres et les cycles naturels
- 1 DEFINIR "communauté"
  - 2 DEFINIR "pyramide alimentaire"
  - 3 DECRIRE, à l'aide d'un exemple, les liens nutritifs, reproducteurs et protecteurs qui relient les membres d'une communauté entre eux
  - 4 DECRIRE comment se maintient l'équilibre numérique d'une communauté à long terme
  - 5 DECRIRE l'équilibre de l'influence organisme ↔ milieu
  - 6 DECRIRE l'influence sur l'environnement de la spécialisation des espèces et des communautés
- b) les cycles naturels
- 7 NOMMER les 3 grandes subdivisions du milieu global
  - 8 DECRIRE le cycle de l'eau
  - 9 DECRIRE le cycle lithosphérique des substances minérales
  - 10 DECRIRE et schématiser la contribution de chacune des 3 subdivisions du milieu à la nutrition des êtres vivants
- c) les cycles chimiques
- 11 DECRIRE et schématiser le cycle de l'oxygène
  - 12 DECRIRE et schématiser le cycle du carbone
  - 13 DECRIRE et schématiser le cycle de l'azote
  - 14 EXPLIQUER l'importance des bactéries dans ce cycle
  - 15 SITUER le rôle de la décomposition des organismes morts dans les grands cycles de l'atmosphère, de la lithosphère et de l'hydrosphère
- 11.12 Pollution
- 16 NOMMER 4 caractéristiques de la pollution
  - 17 DECRIRE les dimensions horizontales de la pollution
  - 18 EXPLIQUER la dimension verticale fondamentale de la pollution

---

(7) L'étude de cette section comporte le choix d'un des 3 sujets 11.20, 11.30 ou 11.40

11.13	Effets de la pollution		
	a) valeurs sociales	19	NOMMER 3 effets de la pollution sur les valeurs sociales
	b) valeurs économiques	20	NOMMER 3 effets de la pollution sur les valeurs économiques
11.20	<u>Atmosphère terrestre</u>		
11.21	Composition naturelle de l'air	21	ORDONNER une liste quantitative de pourcentages d'abondance relative des constituants de l'air sec et propre
		22	ETABLIR l'importance biologique du rôle de l'air dans la respiration
		23	NOMMER 3 propriétés physiques, 3 propriétés chimiques et 3 usages de l'oxygène
		24	NOMMER 3 propriétés physiques, 3 propriétés chimiques et 3 usages de l'azote
11.22	Polluants atmosphériques		
	a) nature	25	NOMMER 10 formes de polluants atmosphériques
	b) sources	26	IDENTIFIER pour chacune de ces formes de polluants 2 foyers ou sources
	c) effets	27	ASSOCIER à chacune de ces formes de polluants un effet
			a) sur les vivants
			b) sur les plantes
			c) sur les matériaux
	d) dépistage	28	DECRIRE une méthode de dépistage appropriée à chacune de ces formes
		29	NOMMER 2 moyens naturels d'autoépuration de l'air
		30	NOMMER quelques moyens artificiels d'épuration de l'air
		31	INDIQUER 2 façons d'exprimer la concentration de certains polluants
		32	DISTINGUER concentration de fond et concentration critique
		33	ETABLIR une liste des concentrations critiques des 10 formes de polluants déjà énumérés
11.23	Contribution personnelle "anti-pollution"	34	IDENTIFIER 5 habitudes sociales personnelles, sources de pollution de l'air
		35	IDENTIFIER 5 moyens de contribution personnelle d'assainissement de l'air

11.30	<u>Le milieu aquatique (hydrosphère)</u>		
11.31	Importance des ressources hydrauliques		
	a) usages	36	ILLUSTRER à l'aide d'exemples les multiples usages de l'eau
		37	ESTIMER l'ordre de grandeur moyen des besoins industriels et domestiques en litres d'eau par personne et par jour
	b) besoins actuels et futurs	38	DECRIRE brièvement l'influence sur les demandes futures en eau de ces 5 facteurs: population, nature de l'économie, technologie, habitudes sociales et décisions gouvernementales
	c) disponibilités actuelles et futures	39	EVALUER statistiquement et de façon critique l'estimé des ressources en eau disponibles au Québec en milliards de litres par rapport aux besoins (en 1980) en milliards de litres par année
11.32	Composition naturelle de l'eau		
	a) composantes naturelles	40	NOMMER les principaux constituants de l'eau de rivière
		41	NOMMER les réactifs révélateurs de ces ions: $\text{Ca}^{2+}$ , $\text{Cl}^-$ , $\text{Mg}^{2+}$ , $\text{CO}_3^{2-}$
		42	DECRIRE une méthode de mesure qualitative de la concentration en $\text{O}_2$ de l'eau
		43 *	APPLIQUER une méthode quantitative de mesure de la concentration en $\text{O}_2$ dans l'eau
		44	DISTINGUER "eau naturelle" et "eau chimiquement pure"
		45	DISTINGUER eau douce et eau dure
		46 *	APPLIQUER une méthode de détermination du degré de dureté de l'eau
	b) propriétés et composition de l'eau domestique	47	ENONCER quelques propriétés de l'eau potable
		48 *	DEFINIR les normes quantitatives d'acceptation de l'eau potable
11.33	Polluants de l'eau		
	a) nature	49	NOMMER 10 formes de polluants de l'eau
	b) sources	50	IDENTIFIER pour chacune de ces formes de polluants 2 sources domestiques ou industrielles
	c) effets	51	ASSOCIER à chacune de ces formes de polluants un effet correspondant sur
			a) les vivants
			b) les plantes
			c) l'écologie
			d) les matériaux

d) dépistage et normes	52	DECRIRE une méthode de dépistage appropriée à chacune de ces formes de polluants
	53	ENONCER certains critères ou normes de refus
	54	CLASSIFIER eau saine et eau polluée sur la base de ces critères
e) épuration et contrôle		
- moyens naturels	55	NOMMER 2 moyens naturels d'auto-épuration de l'eau
- moyens artificiels	56	DECRIRE comme moyens artificiels d'épuration de l'eau
		a) 4 méthodes physiques
		b) 6 méthodes chimiques
	57	DISTINGUER les propriétés chimiques de $F_2(g)$ et $F^-(aq)$
	58	NOMMER certains composés du chlore et du fluor utilisables pour le traitement chimique de l'eau
11.34 Contribution personnelle "anti-pollution"	59	IDENTIFIER 5 habitudes sociales personnelles, sources de pollution de l'eau
	60	DECRIRE un programme d'action de 5 contributions personnelles d'assainissement de l'eau
11.40 <u>Le milieu terrestre (lithosphère)</u>		
11.41 Polluants		
a) nature	61	DISTINGUER polluants de type organique et de type inorganique
b) sources	62	DISTINGUER substance biodégradable et élémentaire
	63	NOMMER 5 exemples de rebus domestiques ou industriels polluants
c) épuration	64	NOMMER 3 méthodes de contrôle de la pollution terrestre par les déchets solides
	65	DISCUTER du mérite relatif de chacune de ces méthodes
11.42 Contribution personnelle "anti-pollution"	66	IDENTIFIER 5 habitudes sociales personnelles de consommateur polluant
	67	DECRIRE un programme de lutte anti-pollution comportant 10 moyens à prendre pour limiter sa contribution personnelle à la pollution par les déchets solides

VI - CONTENU ET OBJECTIFS DU PROGRAMME 562

1.00	ASPECT ENERGETIQUE DES REACTIONS CHIMIQUES		
1.10	<u>La chaleur dans les réactions chimiques</u>		
1.11	Enthalpie ( $H$ ) (J)	1	DEFINIR "enthalpie"
1.12	Chaleur de réaction ( $\Delta H$ ) (kJ/mol)	2 3 4	DISTINGUER entre $\Delta H$ positif (+) et $\Delta H$ négatif (-) DEFINIR la chaleur molaire de réaction en fonction de l'enthalpie CONSTRUIRE le graphique "enthalpie en fonction de la réaction", tant pour une réaction exothermique qu'endothermique, en identifiant correctement les coordonnées, les produits, les réactifs et le signe approprié de $\Delta H$
1.13	Prévision des chaleurs de réaction	5	A l'aide de la loi d'additivité des chaleurs de réaction, CALCULER le $\Delta H$ d'une réaction inconnue à partir d'équations thermiques dont la somme algébrique donne la réaction inconnue
1.14	Mesure des chaleurs de réaction	6 7 8 9	DETERMINER expérimentalement et quantitativement les chaleurs de réaction $\Delta H$ à partir des données calorimétriques CALCULER les résultats (selon 6 ci-haut) à l'aide d'une relation mathématique convenable incluant les variables $Q$ , $m$ , $c$ , $\Delta T$ EXPRIMER les résultats avec le nombre correct de chiffres significatifs DEFINIR "joule"
1.20	<u>La loi de la conservation de l'énergie</u>	10	DEFINIR:
1.21	Travail ( $W$ ) (J)		a) Travail

1.22	Energie cinétique ( $E_k$ ) (J)		b) Energie cinétique
1.23	Energie potentielle ( $E_p$ ) (J)		c) Energie potentielle
1.24	Conservation de l'énergie dans une réaction chimique	11	RESOUDRE des problèmes qui sont des applications de la loi de conservation de l'énergie
1.30	<u>L'énergie emmagasinée dans une molécule</u>		
1.31	Energie cinétique ( $E_k$ ) (J) a) vibration b) rotation c) translation	12	DEFINIR les divers types de mouvement d'une molécule
1.32	Energie potentielle ( $E_p$ ) (J) a) intermoléculaire b) intramoléculaire 1) énergie chimique des liaisons 2) énergie associée aux électrons et au noyau 3) énergie nucléaire	13	DEFINIR: a) Energie intermoléculaire b) Energie intramoléculaire c) Energie chimique  d) Energie nucléaire
		14	DISTINGUER entre énergie intermoléculaire et énergie intramoléculaire
1.40	<u>Energie, température, états de la matière et leurs changements</u>	15	IDENTIFIER quels types d'énergie prédominent lors des différents stages de chauffage d'un solide
1.50	<u>Energie nucléaire</u>	16	INTERPRETER correctement une équation nucléaire
		17	CALCULER, à l'aide de la relation $E = mc^2$ , la variation d'énergie dans une réaction nucléaire
		18	ORDONNER des phénomènes physiques, chimiques et nucléaires selon leur ordre de grandeur d'énergies respectives

2.00 CINETIQUE CHIMIQUE

- 2.10 Vitesse d'une réaction chimique 1 DEFINIR opérationnellement "vitesse d'une réaction"  
2 ECRIRE l'expression mathématique correspondant à la définition opérationnelle de la vitesse d'une réaction chimique selon l'état des réactifs et des produits  
3 DECRIRE, à partir de données obtenues en laboratoire,  
a) l'effet de la nature des substances réagissantes  
b) l'effet de la variation des concentrations de ces substances  
c) l'effet de la variation de température  
d) l'effet de l'addition d'un catalyseur sur la vitesse d'une réaction chimique
- 2.20 Facteurs qui influencent la vitesse d'une réaction chimique 4 NOMMER les facteurs qui influencent la vitesse d'une réaction chimique
- 2.21 Nature des substances réagissantes 5 PREDIRE, en se référant au nombre et aux types de liens à briser, laquelle, parmi plusieurs réactions chimiques données, s'effectuera le plus rapidement et laquelle sera la plus lente
- 2.22 Concentration des substances réagissantes
- 2.23 Température 6 DETERMINER l'influence des facteurs énoncés en 4 ci-haut sur  
a) principe d'énergie minimum une réaction chimique et sur la réaction inverse en terme de  
b) distribution des énergies minimum théorie des collisions
- 2.24 Catalyseur 7 DEFINIR opérationnellement "catalyseur"  
8 DEFINIR conceptuellement "catalyseur"  
9 IDENTIFIER quelques types de catalyseurs  
10 DECRIRE sommairement les rôles de divers catalyseurs  
11 DISTINGUER, à l'aide de diagrammes, entre une réaction catalytique et non-catalytique  
12 TRACER, à partir de données obtenues en laboratoire, les graphiques comparatifs d'une réaction catalytique et d'une réaction non-catalytique

2.30	<u>Mécanisme des réactions</u>	13	DEFINIR "mécanisme d'une réaction chimique"
2.31	Etape déterminante de la vitesse d'une réaction	14	DEFINIR "étape déterminante de la vitesse d'une réaction"
		15	IDENTIFIER, parmi les diverses étapes d'une réaction chimique, laquelle des étapes est considérée comme "l'étape déterminante de la vitesse" de cette réaction
		16	ECRIRE l'équation globale d'une réaction à partir d'un mécanisme de réaction proposé
2.40	<u>Rôle de l'énergie dans la vitesse d'une réaction</u>		
2.41	Energie d'activation $\Delta H^\ddagger$	17	DEFINIR conceptuellement "énergie d'activation"
2.42	Complexe activé	18	DEFINIR conceptuellement "complexe activé"
2.43	Chaleur de réaction $\Delta H$ a) réaction endothermique b) réaction exothermique	19	DEFINIR conceptuellement "chaleur de réaction"
		20	TRACER un diagramme "énergie potentielle en fonction de la progression d'une réaction", en identifiant les axes, l'énergie d'activation de la réaction directe ( $\Delta H_D^\ddagger$ ) et de la réaction inverse ( $\Delta H_G^\ddagger$ ), le $\Delta H$ de la réaction, le complexe activé, les réactants et les produits
		21	CALCULER la valeur de $\Delta H$ , $\Delta H_D^\ddagger$ , $\Delta H_G^\ddagger$ , à partir d'un diagramme "énergie potentielle en fonction de la progression d'une réaction"

3.00	EQUILIBRE DANS LES REACTIONS CHIMIQUES		
3.10	<u>Notion d'équilibre</u>		
3.11	Système ouvert	1	DEFINIR "système ouvert"
3.12	Système isolé	2	DEFINIR "système isolé"
3.13	Etat stationnaire	3	DEFINIR "état stationnaire"
3.14	Etat d'équilibre	4	RECONNAITRE les propriétés macroscopiques d'un système à l'équilibre
		5	DEFINIR "système en équilibre"
		6	DISTINGUER entre l'état d'équilibre et l'état stationnaire
3.20	<u>Nature dynamique de l'équilibre dans un système</u>	7	DEFINIR la nature dynamique de l'état d'équilibre
		8	PROPOSER un modèle capable d'expliquer, à l'échelle moléculaire, la nature dynamique de l'équilibre dans les systèmes suivants:
3.21	Dissolution et cristallisation		a) dissolution et cristallisation
3.22	Liquide et tension de vapeur		b) liquide et tension de vapeur
3.23	Réactants et produits		c) réactants et produits dans une réaction chimique
3.30	<u>Facteurs qui influencent l'état d'équilibre</u>	9	DECRIRE, à partir de données obtenues en laboratoire,
3.31	Concentration		a) l'effet de la concentration
3.32	Température		b) l'effet de la température
3.33	Catalyseur		c) l'effet d'un catalyseur
			sur l'état d'équilibre d'un système chimique

		10	ENUMERER les facteurs qui modifient l'état d'équilibre
		11	EXPLIQUER à l'échelle moléculaire l'effet de ces 3 facteurs sur les concentrations à l'équilibre
3.40	<u>Principe de Le Châtelier</u>		
3.41	Application aux systèmes gazeux et aux systèmes liquides	12	PREDIRE, en appliquant le principe de Le Châtelier à un système gazeux ou à un système liquide, a) l'effet d'une variation de la concentration de l'une des espèces présentes b) l'effet d'une variation de pression c) l'effet d'une variation de volume d) l'effet d'une variation de température e) l'effet de la présence d'un catalyseur
3.42	Exemple d'application: le procédé Haber	13	PREDIRE qualitativement les conditions optimales de rendement d'une réaction donnée
3.50	<u>Aspect quantitatif de l'équilibre</u>		
3.51	Constante d'équilibre ( $K_c$ )	14	DETERMINER expérimentalement la valeur de la constante d'équilibre ( $K_c$ ) d'un système
3.52	Loi d'équilibre chimique	15	ENONCER à partir de l'expression mathématique générale de la constante d'équilibre ( $K_c$ ) la loi de l'équilibre chimique
		16	ETABLIR l'expression mathématique de la constante d'équilibre ( $K_c$ ) d'une réaction donnée
		17	CALCULER la valeur de la constante d'équilibre ( $K_c$ ) d'un système étant donné les concentrations des espèces présentes à l'équilibre
		18	CALCULER la valeur de la constante d'équilibre ( $K_c$ ) d'un système étant donné les concentrations <sup>@</sup> initiales des réactants et la concentration d'une des espèces présentes à l'équilibre
		19	PREDIRE, à partir des valeurs respectives des constantes d'équilibre de réactions données, lesquelles favorisent les produits et lesquelles favorisent les réactants

<sup>@</sup> Désormais, "concentration" signifiera "concentration molaire volumique" jusqu'à la fin de ce document à moins d'avis contraire.

		20	PREDIRE l'effet sur la valeur numérique de la constante d'équilibre d'une variation de pression, de température et de concentration dans le système, de même que la présence d'un catalyseur
3.53	Loi de l'équilibre chimique dérivée des vitesses de réactions inverses	21	DEFINIR l'équilibre chimique en fonction des vitesses des réactions inverses
3.60	<u>Facteurs qui déterminent l'équilibre</u>	22	ENUMERER les facteurs qui déterminent l'équilibre
3.61	Enthalpie (énergie) ( $H$ ) (J)	23	PREDIRE dans quel sens: a) une augmentation ou une diminution d'enthalpie favorisera l'équilibre
3.62	Entropie (désordre) ( $S$ ) (J/K)		b) une augmentation ou une diminution d'entropie favorisera l'équilibre
		24	ENONCER une relation entre la température et chacun des facteurs cités en 22 ci-haut
		25	DEFINIR l'équilibre d'un système chimique en terme d'enthalpie et d'entropie

4.00	SOLUBILITE ET EQUILIBRE		
4.10	<u>Nature dynamique de l'équilibre dans la solubilité</u>	1	DEFINIR "solubilité" au "point d'équilibre"
4.11	Vitesse de dissolution a) aire de contact du cristal b) température du solvant	2	DECRIRE, à partir de données obtenues en laboratoire, a) l'effet de l'aire de contact b) l'effet de la température sur la vitesse de dissolution d'un cristal
		3	ENONCER 2 facteurs qui affectent la vitesse de dissolution d'un cristal
		4	EXPRIMER mathématiquement une "vitesse de dissolution"
4.12	Vitesse de précipitation (ou cristallisation) a) concentration du soluté en solution b) température de la solution	5	DECRIRE, à partir de données obtenues en laboratoire, a) l'effet de la concentration d'un soluté en solution b) l'effet de la température d'une solution sur la vitesse de précipitation d'une substance
		6	ENONCER 2 facteurs qui affectent la vitesse de précipitation
		7	EXPRIMER mathématiquement une vitesse de précipitation
4.20	<u>Facteurs qui déterminent la solubilité d'un solide dans un liquide</u>	8	ENONCER 3 facteurs qui affectent la solubilité d'un solide dans un liquide
		9	PRECISER dans quel sens ces facteurs (en 8 ci-haut) affectent la solubilité
4.21	Enthalpie ( $\Delta H$ ) (J)	10	EXPRIMER symboliquement la relation entre la solubilité et l'enthalpie d'un solide
4.22	Entropie ( $\Delta S$ ) (J/K)	11	EXPRIMER symboliquement la relation entre la solubilité et l'entropie d'un solide
4.23	Température ( $\Delta T$ ) (K)		

4.30	<u>Facteurs qui déterminent la solubilité d'un gaz dans un liquide</u>	12	ENONCER 3 facteurs qui affectent la solubilité d'un gaz dans un liquide
		13	PRECISER dans quel sens ces facteurs (en 12 ci-haut) affectent la solubilité
4.31	Enthalpie ( $\Delta H$ ) (J)	14	EXPRIMER symboliquement la relation entre la solubilité et l'enthalpie d'un gaz
4.32	Entropie ( $\Delta S$ ) (J/K)	15	EXPRIMER symboliquement la relation entre la solubilité et l'entropie d'un gaz
4.33	Température ( $\Delta T$ ) (K)		
4.40	<u>Aspect quantitatif de la solubilité</u>		
4.41	Loi d'équilibre et produit de solubilité ( $K_{ps}$ )	16	DEFINIR opérationnellement "produit de solubilité"
		17	INTERPRETER la valeur du produit de solubilité d'une substance
		18	DETERMINER le $K_{ps}$ d'une substance dont on connaît la solubilité
4.42	Calcul de la solubilité d'un composé	19	CALCULER la solubilité d'une substance dont on connaît le $K_{ps}$
		20	CALCULER la solubilité d'une substance dont on connaît le $K_{ps}$ et dont la dissociation ionique se fait dans les rapports 1:1, 1:2 ou 1:3
4.43	Prévision de la formation d'un précipité	21	PREDIRE, connaissant la valeur du $K_{ps}$ , la concentration des ions et le volume de chaque solution, s'il y aura ou non précipitation lors du mélange de ces solutions
		22	ETABLIR le schème d'une analyse qualitative permettant la séparation d'ions connus

5.00 EQUILIBRE IONIQUE: ACIDES ET BASES

5.10 Dissociation de l'eau

- 5.11 Constante de dissociation de l'eau 1 ECRIRE l'expression de la constante d'équilibre de l'eau ( $K_{H_2O}$ )
- 5.12 Variation de  $K_{H_2O}$  avec la température 2 PRECISER la valeur numérique de cette constante à 298 K
- 5.13 Concentration molaire volumique des  $H^+$  et des  $OH^-$  à l'équilibre 3 DETERMINER la concentration de la réciproque étant donné la concentration en  $H^+$  ou en  $OH^-$
- 5.14 Rôle particulier de  $H^+$  et de  $OH^-$  dans l'eau 4 DECRIRE l'effet de l'addition d'ions  $H^+$  ou d'ions  $OH^-$  dans l'eau
- 5.15 Concentrations molaires volumiques des  $H^+$  (aq) et des  $OH^-$  (aq) dans des solutions de HCl et de NaOH 5 CALCULER, à partir de  $K_{H_2O}$  la concentration molaire volumique des  $H^+$  (aq) ou des  $OH^-$  (aq) d'une solution, l'une des deux concentrations étant connue - 51 -
- 5.20 Modèle explicatif des propriétés des acides et des bases 6 DEFINIR conceptuellement un "acide", une "base", selon la théorie de Bronsted-Lowry
- 5.30 Les titrages acide-base
- 5.31 Excès d'acide dans un système acide-base 7 DECRIRE, en utilisant le principe de Le Châtelier, le phénomène produit par l'excès d'acide dans un système acide-base  
8 DECRIRE l'importance de l'effet, au point d'équivalence, d'un excès d'acide sur la concentration des ions  $OH^-$  d'une solution
- 5.32 Excès de base dans un système acide-base 9 DECRIRE, en utilisant le principe de Le Châtelier, le phénomène produit par l'excès de base dans un système acide-base  
10 DECRIRE l'importance de l'effet, au point d'équivalence, d'un excès de base sur la concentration des ions  $H^+$  d'une solution

5.33	Système acide-base: sans excès	11	DEFINIR opérationnellement une "solution neutre"
5.34	Titration acide-base	12	CALCULER la concentration d'un acide ou d'une base à partir des résultats d'un titrage
5.40	<u>Echelle de pH</u>	13	DEFINIR la notation "pH" conventionnellement
		14	ENONCER une relation mathématique de conversion réciproque de la notation de concentration à la notation de pH
		15	CONVERTIR réciproquement d'une notation à l'autre toute valeur numérique entière
		16	DETERMINER le pH d'une solution étant donné la concentration molaire volumique des ions OH <sup>-</sup>
		17	DETERMINER la concentration molaire volumique des ions OH <sup>-</sup> à partir du pH d'une solution
		18	CALCULER le pH d'une solution d'acide fort et d'une base forte dont la concentration est exprimée en mol/l
			- 52 -
5.50	<u>Détermination du K<sub>c</sub></u>	19	CALCULER la valeur de la constante K <sub>c</sub> d'un acide à partir des concentrations des espèces présentes à l'équilibre
		20	CALCULER la valeur de la constante K <sub>c</sub> d'un acide à partir de la concentration molaire volumique initiale et du pH de cet acide
5.60	<u>Forces des acides</u>	21	DEFINIR quantitativement et conceptuellement un "acide fort", un "acide faible" en termes de K <sub>c</sub>
		22	CALCULER le degré de dissociation d'un acide connaissant sa concentration molaire volumique et sa concentration molaire volumique en H <sup>+</sup> ou son pH
		23	CALCULER la concentration molaire volumique en H <sub>3</sub> O <sup>+</sup> connaissant la valeur de K <sub>c</sub> et la concentration de l'acide
5.70	<u>Théorie de transfert du proton: ion hydronium</u>	24	ECRIRE les équations d'ionisation d'acide et de base selon la théorie de Bronsted-Lowry
		25	CALCULER la [H <sub>3</sub> O <sup>+</sup> ] d'un acide faible dont on connaît la concentration molaire et la constante K <sub>c</sub>

5.80 Concept acide-base en terme de transfert de protons 26 DETERMINER les substances favorisées par un système acide-base à l'équilibre à partir des valeurs connues de  $K_c$

6.00 LES REACTIONS D'OXYDORÉDUCTION

6.10 Piles électrochimiques

- 6.11 Vocabulaire 1 DEFINIR opérationnellement:  
a) électrodes  
b) oxydation  
c) anode  
d) anion  
e) réduction  
f) cathode  
g) cation  
h) agent réducteur  
i) agent oxydant
- 6.12 Fonctionnement 2 IDENTIFIER, sur le diagramme de 2 demi-piles, l'anode, la cathode, le sens du flot des électrons, l'électrode où a lieu la réduction et l'électrode où a lieu l'oxydation et la nature des ions en - 54 - solution
- 6.13 Réaction partielle d'oxydation, de réduction 3 ECRIRE une équation d'oxydoréduction à partir des réactions partielles  
Réaction globale d'oxydoréduction
- 6.14 Lutte des métaux pour les électrons 4 SERIER plusieurs métaux selon leur tendance décroissante d'oxydation  
5 SERIER plusieurs éléments (métaux et non-métaux) selon leur tendance décroissante d'oxydation comparée expérimentalement
- 6.20 Transfert d'électrons et prédiction des réactions
- 6.21 Unités d'électricité 6 DEFINIR:  
a) volt (V)      b) ampère (A)      c) coulomb (C)
- 6.22 Mesure de la tendance des éléments à perdre des électrons (potentiels normaux d'oxydoréduction) 7 DEFINIR "potentiel normal d'oxydoréduction ( $E^{\circ}$ ) d'une pile"

6.23	Choix d'une demi-cellule étalon	8	IDENTIFIER la réaction partielle de référence, la valeur arbitraire de son potentiel
6.24	Etat de référence	9	PRECISER les conditions standards de concentration, de température et de pression pour la mesure des potentiels normaux d'oxydation et de réduction des substances dans le cas des gaz et des ions respectivement
6.25	Application des potentiels normaux au fonctionnement d'une pile	10	CALCULER à partir des valeurs des $E^{\circ}$ de deux demi-piles, le $E^{\circ}$ de cette pile
6.26	Prédiction des réactions à l'aide des tables de potentiels normaux	11	PREDIRE, à partir de la valeur $E^{\circ}$ de chaque demi-pile, s'il y aura réaction d'oxydoréduction
		12	PREDIRE, pour 2 espèces données, en utilisant les valeurs des potentiels normaux d'oxydation, l'espèce qui s'oxyde ou se réduit le plus facilement
6.27	Prédiction des effets de la concentration et de la température	13	PREDIRE, en appliquant le principe de Le Châtelier, l'effet d'une variation de concentration et/ou de température des solutions d'une pile électrochimique sur le voltage de cette pile
6.30	<u>Balancement des équations d'oxydoréduction</u>		
6.31	Degré d'oxydation	14	ATTRIBUER un nombre d'oxydation à chacun des atomes formant une molécule ou un ion en respectant les valeurs conventionnelles établies pour certains éléments
6.32	Méthode des réactions partielles	15	BALANCER une équation partielle d'oxydation, de réduction
		16	BALANCER une équation d'oxydoréduction à partir de réactions partielles connues
6.33	Méthode des nombres d'oxydation	17	ECRIRE les équations des deux réactions partielles, l'équation globale non équilibrée d'une réaction d'oxydoréduction étant donnée
		18	BALANCER une équation d'oxydoréduction en utilisant les nombres d'oxydation

6.40	<u>Electrolyse</u>		
6.41	Analyse ionique du procédé	19 20	DEFINIR opérationnellement le phénomène d'électrolyse DISTINGUER entre réaction d'oxydoréduction spontanée et non spontanée
6.42	Comparaison entre le fonctionnement d'une pile électrochimique et celui d'une pile électrolytique	21 22	DISTINGUER une pile électrochimique d'une pile électrolytique CALCULER le nombre de moles d'électrons circulant dans une pile électrolytique et/ou la masse de substance formée par les réactions cathodique et anodique, connaissant l'ampérage et le temps de fonctionnement de la pile électrolytique
6.50	<u>Applications usuelles</u>	23	IDENTIFIER 5 exemples de phénomènes d'oxydoréduction empruntés à la vie courante

7.00 RAYONNEMENT ELECTROMAGNETIQUE ET STRUCTURE ATOMIQUE

7.10 Lumière et couleur

7.11 Oscillation des champs magnétique et électrique

- a) rayonnement électromagnétique 1 DEFINIR "onde électromagnétique"
- b) spectre électromagnétique 2 IDENTIFIER quelques applications familières des ondes électromagnétiques
- c) spectre de la lumière visible 3 IDENTIFIER, à l'aide d'un spectroscope, les principales ondes (couleurs) du spectre continu de la lumière visible

7.12 Absorption et émission d'ondes lumineuses par la matière 4 IDENTIFIER quelques phénomènes d'interaction ondes-matière

7.13 Ondes et leurs caractéristiques fondamentales 5 DEFINIR:

- a) longueur d'onde ( $\lambda$ ) (m) a) longueur d'onde
  - b) fréquence ( $f$ ) (Hz) b) fréquence
  - c) énergie ( $E$ ) (J) c) quanta d'énergie
- 6 INTERPRETER qualitativement les relations  $f = \frac{c}{\lambda}$  et  $E \propto f$
- 7 UTILISER la relation  $f = \frac{c}{\lambda}$  dans la résolution de problèmes appropriés
- 8 PRECISER le rôle de la constante de Planck ( $h$ ) dans la relation  $E = hf$
- 9 ETABLIR correctement la corrélation entre les diverses couleurs de la lumière, la fréquence et l'énergie
- 10 UTILISER la relation  $E = hf$  dans la résolution de problèmes appropriés

- 57 -

7.20 Interprétation du spectre discontinu de l'atome d'hydrogène

- Bonds d'énergie
- 11 INTERPRETER qualitativement en terme de perte d'énergie les raies du spectre de l'atome d'hydrogène
  - 12 ETABLIR correctement la corrélation entre les diverses couleurs de lumière, la fréquence et l'énergie de l'atome d'hydrogène

		13	UTILISER la relation $E = hf$ dans la résolution de problèmes appliqués aux bonds d'énergie de l'électron de l'atome d'hydrogène
		14	COMPARER les émissions lumineuses du spectre de l'hydrogène en terme de passage de l'électron d'un niveau d'énergie supérieur à un niveau d'énergie inférieur
7.30	<u>Modèles atomiques mécaniques</u>	15	ENUMERER les étapes qui ont présidé à la découverte de l'électron
		16	ENUMERER les étapes qui ont présidé à la découverte du proton
		17	COMPARER le rapport $e/m$ d'une particule positive au rapport $e/m$ d'une particule négative formées dans un tube cathodique
7.31	Modèle de Thomson	18	CRITIQUER le modèle atomique de Thomson en mettant en évidence certaines caractéristiques incohérentes avec les résultats expérimentaux de Rutherford
7.32	Modèle de Rutherford	19	CRITIQUER le modèle atomique de Rutherford en mettant en évidence certaines caractéristiques incohérentes avec les résultats expérimentaux
7.33	Modèle de Bohr	20	EXPLIQUER le modèle de Bohr en fonction du spectre de l'hydrogène
7.40	<u>Modèle atomique quantique</u>		
7.41	L'atome d'hydrogène	21	DEFINIR:
	a) nombre quantique principal ( $n$ )		a) nombre quantique principal
	b) orbitales: s, p, d		b) orbitale
		22	IDENTIFIER correctement les orbitales s et p à partir de schémas ou de descriptions appropriés
		23	REPRESENTER correctement les orbitales s et p
		24	DETERMINER, à partir de la valeur connue du nombre quantique principal ( $n$ ):
			a) le nombre et le type d'orbitales possibles
			b) le nombre total d'électrons correspondant à ce niveau d'énergie
7.42	Atome polyélectronique		
	a) postulats de remplissage: principe d'exclusion de Pauli	25	ENONCER le principe d'exclusion de Pauli

b) remplissage et notation orbitale	26	ECRIRE la configuration électronique de l'atome de divers éléments
	27	ECRIRE la configuration électronique de l'ion de divers éléments
	28	IDENTIFIER l'atome de différents éléments à partir du nombre quantique principal, des orbitales de valence et du nombre d'électrons de valence
c) éléments de transition	29	CARACTERISER les éléments de transition en identifiant leurs configurations électroniques

7.50 Energie d'ionisation, niveaux d'énergie et tableau périodique

7.51	Energies successives d'ionisation (première, deuxième, ...) ( $E$ ) (J/mol)	30	NOMMER et DECRIRE une technique de mesure de l'énergie d'ionisation des éléments
		31	CALCULER les énergies d'ionisation successives de divers éléments
7.52	Diagrammes de niveaux d'énergie	32	UTILISER les valeurs des énergies successives d'ionisation pour redécouvrir
			a) les couches électroniques d'un élément
			b) les sous-couches électroniques d'un élément
			c) les électrons de valence de cet élément
7.53	Electrons de valence	33	DETERMINER le nombre d'électrons de valence de l'atome d'un élément à partir du symbole et/ou du nombre atomique de cet élément
7.54	Tendances des énergies d'ionisation	34	ETABLIR une corrélation entre les valeurs d'énergie d'ionisation des éléments d'une même famille, d'une même période

8.00	LIAISON CHIMIQUE		
8.10	<u>Lien covalent</u>		
8.11	Interaction entre les atomes a) d'hydrogène: liaison simple b) d'hélium: pas de lien	1	DECRIRE la formation d'une liaison en terme de résultante des forces coulombiennes d'attraction et de répulsion des charges des particules
8.12	Principe de stabilité de la liaison	2	ENONCER 3 conditions de stabilité d'une liaison entre 2 atomes en terme a) d'énergie potentielle b) d'attraction coulombienne c) de possibilité de recouvrement d'orbitales
8.13	Liaison covalente	3	DEFINIR conceptuellement la "liaison covalente"
8.14	Affinité électronique	4	DISTINGUER la plus stable des 2 formes (atomique ou ionique) d'un atome donné, connaissant la variation d'enthalpie entre les 2 formes
8.15	Notation de structure électronique	5	REPRESENTER, à l'aide de points et/ou d'orbitales, la structure électronique d'atomes variés
8.16	Concept de promotion d'électrons	6	REPRESENTER, à l'aide d'orbitales, la structure électronique la plus stable d'atomes variés
8.17	Représentation d'un lien chimique a) notation par points b) notation "par trait" c) notation par recouvrement d'orbitales	7	REPRESENTER dans les 3 notations le lien covalent de molécules simples

8.20	<u>Capacité de liaison des éléments de la deuxième période</u>		
8.21	Molécules homonucléaires	8	REPRESENTER dans les 3 notations les liaisons simples, les liaisons doubles et les liaisons triples de molécules covalentes
	a) lien simple		
	b) lien double	9	PREDIRE, à l'aide des éléments du tableau périodique, ceux qui sont les plus aptes à former des liaisons covalentes simples, doubles ou triples
	c) lien triple		
8.22	Molécules hétéronucléaires atomes des éléments de la deuxième et de la troisième période		
	a) avec l'hydrogène	10	REPRESENTER dans les 3 notations la liaison chimique entre l'hydrogène et les atomes des éléments de la 2e et de la 3e période
	b) avec le fluor	11	REPRESENTER dans les 3 notations la liaison chimique entre le fluor et les atomes des éléments de la 2e et de la 3e période
		12	ETABLIR, connaissant la configuration électronique d'éléments, la formule moléculaire d'un composé covalent
8.23	Réactivité	13	IDENTIFIER le caractère réactif d'une molécule en se basant sur le nombre d'électrons en jeu et la règle de l'octet
8.30	<u>Lien ionique (ou électrovalent)</u>	14	DEFINIR opérationnellement la "liaison ionique"
		15	DETERMINER, à partir d'une série d'éléments donnés, lesquels sont les plus aptes à former des liaisons ioniques
		16	ETABLIR, connaissant la configuration électronique et/ou la charge ionique d'éléments la formule empirique du composé résultant
8.40	<u>Caractère ambivalent de la liaison des fluorures de la deuxième période</u>	17	ORDONNER le caractère ionique croissant ou décroissant des liens d'un certain nombre de molécules diatomiques
8.41	Dipôle électrique	18	PREDIRE la polarité d'une liaison connaissant l'énergie d'ionisation ou la valeur d'électronégativité des 2 atomes impliqués

8.50	<u>Géométrie moléculaire</u>		
8.51	Hybridation	19	DEFINIR l'hybridation
8.52	Liaisons: $sp$ , $sp^2$ , $sp^3$	20	REPRESENTER l'un ou l'autre des liens $sp$ , $sp^2$ , $sp^3$ , dans la molécule d'un composé de formule donnée
		21	PREDIRE le type de liaison d'un composé à partir de la notation orbitale de ses éléments
		22	DECRIRE la géométrie des orbitales hybrides $sp$ , $sp^2$ , $sp^3$
8.53	Formes: linéaire diatomique linéaire triatomique triangulaire plane tétraédrique pyramidale angulaire	23	PREDIRE la géométrie moléculaire de divers composés basée sur le principe d'hybridation
8.54	Polarité moléculaire	24	DISTINGUER composés polaires et composés non-polaires à partir de leurs formules respectives
8.55	Isomérisie: liaison double ( $C = C$ )	25	PRECISER, à partir des formules structurales CIS - et TRANS - des isomères d'un composé, laquelle de ces formules correspond respectivement à la forme CIS -, à la forme TRANS -

9.00	LIAISONS DANS LES SOLIDES ET LES LIQUIDES		
9.10	<u>Forces de Van der Waals</u>		
9.11	Nature	1	DEFINIR "forces de Van der Waals"
9.12	Facteurs déterminant l'intensité des forces de Van der Waals	2	EXPLIQUER l'influence sur l'intensité des forces de Van der Waals a) du nombre d'électrons b) des dimensions de la molécule c) de la forme de la molécule
		3	PREDIRE, sur la base de ces facteurs, laquelle parmi un choix de substances possède le point de fusion et/ou d'ébullition le plus élevé
9.20	<u>Solides moléculaires (élémentaires et composés</u>	4	DEFINIR opérationnellement "solide moléculaire"
9.21	Classification	5	SITUER dans le tableau périodique les atomes d'éléments générateurs de cristaux moléculaires
9.22	Liaisons hydrogènes		
	a) nature	6	DEFINIR la nature de la force du dipôle d'un pont hydrogène
	b) énergie	7	ORDONNER comparativement la valeur en énergie d'un lien hydrogène
	c) occurrence	8	NOMMER trois paires d'atomes générateurs de ponts hydrogènes
	d) intramoléculaire et intermoléculaire	9	DISTINGUER entre un pont hydrogène intra et intermoléculaire dans une molécule de formule structurale donnée
		10	ENONCER les effets des liens hydrogènes sur les diverses propriétés de l'eau, du fluorure d'hydrogène et de l'ammoniac
		11	DETERMINER, à partir d'une série d'éléments variés, lesquels sont les plus aptes à former des liens hydrogènes
9.23	Polarité	12	DISTINGUER solide moléculaire a) non-polaire b) polaire

9.24	Effets de polarité		
	a) propriétés des solvants	13	COMPARER les effets sur la solubilité de couples solvant-soluté de polarité semblable ou dissemblable
	b) hydratation	14	EXPLIQUER le phénomène de l'hydratation
		15	DEDUIRE les effets de ce phénomène sur la solubilité d'un électrolyte dans l'eau
9.30	<u>Solides covalents (élémentaires et composés)</u>	16	DEFINIR opérationnellement "solide covalent"
9.31	Solide à réseau bidimensionnel	17	DEDUIRE les propriétés des solides covalents à la lumière de la nature des liens covalents
9.32	Solide à réseau tridimensionnel		
9.33	Classification	18	SITUER dans le tableau périodique les atomes d'éléments générateurs de cristaux covalents
9.40	<u>Solides métalliques</u>		
9.41	Cristallographie	19	IDENTIFIER quelques systèmes cristallins: cubique, hexagonal
		20	DISTINGUER à l'aide de modèles la maille cristalline de métaux durs (cubique face centrée ou hexagonale)
9.42	Nature du lien métallique	21	CARACTERISER le lien métallique
		22	REPRESENTER à l'aide de schémas et de modèles la formation du lien métallique
9.43	Propriétés des métaux	23	DEFINIR opérationnellement "solide métallique"
9.44	Explication des propriétés des métaux	24	EXPLIQUER la malléabilité des métaux en terme de modèle d'empilement
		25	EXPLIQUER, à la lumière de la nature du lien métallique, la conductibilité électrique et calorifique des métaux en fonction de la saturation des orbitales de valence et de la mobilité des électrons
		26	DEDUIRE de la nature du lien métallique les propriétés des solides métalliques

9.45	Classification	27	SITUER dans le tableau périodique les atomes des éléments générateurs de solides métalliques
9.46	Alliages métalliques	28	ETABLIR une relation entre la pureté d'un métal et a) sa conductivité b) sa dureté et sa force
9.50	<u>Solides ioniques</u>	29	DEFINIR opérationnellement "solide ionique"
9.51	Formule empirique des solides ioniques	30	DEFINIR l'expression "formule empirique" appliquée à un solide ionique
		31	ETABLIR la formule empirique d'un solide ionique connaissant sa composition centésimale
9.52	Cristallographie	32	IDENTIFIER à l'aide de modèles les principales mailles cristallines (cubique centrée et cubique face centrée) des solides ioniques
9.53	Propriétés des cristaux ioniques	33	DEDUIRE les propriétés des solides ioniques à la lumière du lien électrovalent
9.54	Classification	34	SITUER dans le tableau périodique les cations et les anions générateurs de solides ioniques
		35	DETERMINER, à partir d'une série d'éléments variés, les plus aptes à former des liens covalents, métalliques, Van der Waals
		36	IDENTIFIER les types de liaisons pouvant exister dans les substances dont la formule est donnée
		37	PREDIRE, suivant un ordre croissant, les points de fusion de substances variées
		38	DETERMINER, à partir d'un choix d'éléments ou de molécules, ceux qui peuvent être pairés pour former des liens dont la prédominance est à caractère: a) métallique b) covalent c) ionique d) non-polaire (Van der Waals) e) polaire



L'ÉDITEUR OFFICIEL DU QUÉBEC  
SERVICE DE LA REPROGRAPHIE  
Juin 1977