GOUVERNEMENT DE
TERRE-NEUVE-ET-LABRADOR

Ministère de l'Éducation et du Développement de la petite enfance

Précisions pour le cours Chimie 3232

Ce document contient des barèmes de correction détaillés pour les questions qui sont souvent posées par les enseignants ou les éléments avec lesquels les élèves ont souvent de la difficulté. Les erreurs ou les problèmes de compréhension courants des élèves sont soulignés et quelques suggestions pédagogiques sont fournies. Ce document sera revu par les enseignants chaque année et tous les ajouts ou corrections recommandés seront faits à ce moment.

Module 1

Concept 1.1 : Diagrammes d'énergie potentielle
Problème : L'étiquetage des diagrammes n'est pas complet

Exemple de question :

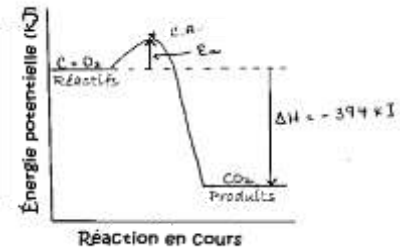
3 % La réaction suivante a une énergie d'activation de

$$100 \text{ kJ } C_{(s)} + O_{2\,(g)} \longrightarrow CO_{2\,(g)} + 394 \text{ kJ}$$

a) Dessinez le diagramme d'énergie potentielle de la réaction et étiquetez-le de façon claire.
b) Calculez l'énergie d'activation de la réaction inverse.

Réponse avec barème et explication :

a) Un diagramme bien étiqueté doit comprendre :
- i) l'identification des axes **(0,5 point)**
- ii) l'emplacement des réactifs et des produits **(0,5 point)**
- iii) l'emplacement de l'Ea et du complexe activé **(0,5 point)**
- iv) la ΔH **(0,5 point)**
- v) la courbe de réaction exothermique **(0,5 point)**



b) E_a (inverse) = 394 kJ + 100 kJ = 494 kJ **(0,5 point)**

Les erreurs fréquentes et les problèmes de compréhension :

1) Les élèves n'identifient pas tous les éléments du diagramme à moins que cela ne soit demandé.
2) Les élèves confondent la courbe d'une réaction endothermique et exothermique.

Remarques :

1) Les enseignants devraient souligner que la hauteur du sommet de la courbe et la différence entre la hauteur de l'énergie des produits et des réactifs ne sont pas importantes; l'énergie des produits doit être plus faible que celle des réactifs (l'énergie exothermique est un produit)
2) Un autre type de question sur les diagrammes d'énergie potentielle pourrait être :
   a) montrez l'effet d'un catalyseur.
   b) dessinez le diagramme d'énergie potentielle du mécanisme d'une réaction donnée, ou répondez à des questions au sujet du mécanisme d'une réaction en se fondant sur son diagramme d'énergie potentielle (voir à la p.30 du programme d'études)

Concept 1.2 : Appliquer la théorie des collisions
Problème : Les résultats pour ce type de question sont médiocres; les réponses ne sont pas fondées sur l'application de la théorie des collisions

Exemple de question :

2 % Expliquez l'effet des facteurs suivants sur la vitesse à laquelle les cubes de carbonate de calcium réagissent avec l'acide chlorhydrique en utilisant la théorie des collisions.
   i) l'écrasement des cubes en morceaux plus petits
   ii) le déplacement du récipient de réaction de la table de laboratoire à un congélateur

Réponse avec barème et explication :

i) L'écrasement des cubes augmente la surface de contact. Comme un plus grand nombre de particules peuvent entrer en collision, le nombre de collisions entre les particules de réactif augmente. Ainsi, le nombre de collisions efficaces augmentera, et donc la vitesse de réaction augmentera.

0,5 point pour l'effet sur la vitesse de réaction, **0,5 point** pour l'explication en termes d'augmentation du nombre de collisions efficaces

ii) Le déplacement de la table de laboratoire à un congélateur réduit la température. Les particules bougent plus lentement et entrent en collision moins souvent et avec moins d'énergie. Ainsi, le nombre de collisions efficaces diminue, donc la vitesse de réaction diminue.

0,5 point pour l'effet sur la vitesse de réaction, **0,5 point** pour l'explication en termes d'augmentation du nombre de collisions efficaces

Les erreurs fréquentes et les problèmes de compréhension :

1) Les élèves n'expliquent pas leur réponse par l'augmentation ou la diminution des collisions. Dans le cas de (i) ils expliqueraient tout simplement que, comme la surface a augmenté, la vitesse de réaction a augmenté. Dans le cas de (i) ils expliqueraient tout simplement que, comme la température a diminué, la vitesse de réaction a diminué.
2) Les élèves appliquent souvent les concepts d'équilibre de façon inappropriée, et parlent de déplacement vers la droite ou la gauche.

Remarques :

1) Les élèves peuvent utiliser les termes collisions « réussies » ou collisions « efficaces » de manière interchangeable. Les élèves peuvent également définir ce concept en parlant de collisions entre particules de réactifs ayant l'énergie d'activation et l'orientation appropriées.
2) Pour attribuer tous les points, l'élève doit faire le lien entre les collisions efficaces et la vitesse de réaction. Cela serait vrai pour expliquer tout changement de vitesse de réaction en utilisant la théorie des collisions.

Concept 1.3 : Mécanisme de réaction
Problème : Nouveau concept

Exemple de question :

Soit le mécanisme suivant :

$W + X \longrightarrow Y + Z$ rapide
$Z + E \longrightarrow F + G$ lent
$X + H \longrightarrow F + W$ rapide

1,5 % a) Déterminez la réaction globale et sa vitesse.
0,5 % b) Quels sont les intermédiaires de réaction?
1 % c) Expliquez l'effet d'une augmentation de la concentration de E sur la vitesse de la réaction globale.

Réponse avec barème et explication :

a) additionner les réactifs et les produits de chaque étape, annuler les espèces communes aux réactifs et aux produits

$$2\,X + E + H \longrightarrow Y + G + 2\,F$$ **(1 point)**

la vitesse globale de la réaction est celle de son étape déterminante de la vitesse
vitesse de réaction globale : lente **(0,5 point)**

b) Intermédiaire de réaction : Z **(0,5 point)**

c) L'augmentation de la concentration de E augmentera la vitesse de réaction globale **(0,5 point)** parce qu'elle augmente la vitesse de la réaction la plus lente, qui est l'étape déterminante de la vitesse **(0,5 point).**

Les erreurs fréquentes et les problèmes de compréhension :

1) Les élèves confondent les intermédiaires de réaction et les catalyseurs.
2) Les élèves n'appliquent pas le concept d'étape déterminante de la vitesse lorsqu'il y a des changements de concentration dans un mécanisme de réaction.

Remarques :

1) Plusieurs questions différentes peuvent être posées fondées sur cet exemple :
   a) Expliquez la différence entre un intermédiaire de réaction et un catalyseur en utilisant le mécanisme ci-dessus.
   b) Dessinez un diagramme d'énergie potentielle possible pour le mécanisme.

c) Expliquez pourquoi une augmentation de la concentration du réactif X a un effet négligeable sur la vitesse de réaction globale.

Concept 1.4 : Équilibre et principe de Le Chatelier
Problème : On utilise le principe de Le Chatelier pour prédire l'état d'équilibre d'une réaction; et la vitesse de réaction pour l'expliquer!

Exemple de question :
(1 %) Prédisez dans quelle direction se déplacera l'équilibre de la réaction suivante si on ajoute de l'O_2. Justifiez votre réponse.

$$2\ Cl_{2\,(g)} + O_{2\,(g)} \rightleftharpoons 2\ Cl_2O_{(g)}$$

Réponse avec barème et explication :
Selon le principe de Le Chatelier, l'équilibre se déplacera de façon à diminuer la concentration d'O_2 **(0,5 point)**; déplacement vers la droite **(0,5 point)**

Question et réponse :
Q. Expliquez l'effet qu'aura l'ajout d'O_2 sur l'équilibre de la réaction suivante.

$$2\ Cl_{2\,(g)} + O_{2\,(g)} \rightleftharpoons 2\ Cl_2O_{(g)}$$

R. La formation des produits est favorisée puisque le nombre de collisions entre les particules de réactifs augmente **(0,5 point)**; comme la formation de produits augmente, la vitesse de la réaction inverse augmentera aussi jusqu'à ce qu'un nouvel équilibre soit atteint. **(0,5 point)**

Les erreurs fréquentes et les problèmes de compréhension :
1) Les élèves ne tiennent pas compte du déplacement de l'équilibre et répondent comme s'il s'agissait d'un problème de vitesse de réaction.
2) Les élèves se trompent avec le sens du déplacement, ce qui mène à des réponses qui sont « l'opposé » de la bonne réponse.

Remarques :
1) Les enseignants devraient souligner qu'il faut utiliser le principe de Le Chatelier pour répondre aux questions qui demandent de ***prédire*** la direction du déplacement de l'équilibre, et la vitesse de réaction pour répondre aux questions qui demandent ***d'expliquer*** la direction du déplacement de l'équilibre.
2) Les termes suivants sont acceptables pour décrire les changements d'équilibre :
3)

- déplacement vers la droite	- réaction vers « l'avant » favorisée
- côté droit favorisé	- produits favorisés

Concept 1.5 : Calculs d'équilibre

Problème : Procédure pour la résolution de problèmes d'équilibre en partant des concentrations initiales

Exemple de question :

5 % Quand 3,00 moles d'ammoniac sont placées dans un ballon de 2,00 L, l'équilibre suivant est établi.

$$2\ NH_{3(g)} \rightleftharpoons N_{2(g)} + 3\ H_{2\ (g)}$$

À l'équilibre, il y a 0,900 mol d'hydrogène. Calculez la valeur de K pour cette réaction à l'équilibre.

Réponse avec barème et explication :

Il est recommandé d'utiliser un tableau IVE pour résoudre les problèmes d'équilibre quand la concentration initiale est donnée.

	$2\ NH_{3\ (g)} \rightleftharpoons$	$N_{2\ (g)}$ +	$3\ N_{2\ (g)}$
I$_{\text{intiale}}$	1,50	0	0
V$_{\text{ariation}}$	- 2*x*	+ *x*	+ 3*x*
É$_{\text{quilibre}}$	1,50 – 2*x*	*x*	3*x*
	(0,5 point)	**(0,5 point)**	**(0,5 point)**

$[NH_3]_{\text{initiale}} = \frac{3{,}00\ \text{mol}}{2{,}00\ \text{L}}$ = **1,50 mol/L**

$[H_2]_{\text{équilibre}} = \frac{0{,}900\ \text{mol}}{2{,}00\ \text{L}}$ = **0,450 mol/L**

(0,5 point pour la calculation de la concentration)

$[H_2]_{\text{équilibre}}$ = 0,450 mol/L = 3*x*; donc *x* = 0,150 mol/L **(0,5 point)**
(donné) ***(tableau)***

$[NH_3]_{\text{équilibre}}$ = 1,50 - 2*x* = 1,50 - 2(0,150) = 1,20 mol/L **(0,5 point)**

$[N_2]_{\text{équilibre}}$ = *x* = 0,150 mol/L **(0,5 point)**

$$K = \frac{[N_2][H_2]^3}{[NH_3]^2} = \frac{(0{,}150)(0{,}450)^3}{(1{,}20)^2} = 9{,}48 \times 10^{-3}$$

$(0{,}5\ \text{point})$ $(0{,}5\ \text{point})$ $(0{,}5\ \text{point})$

(aucune unité de mesure n'est attribuée à K puisqu'elle changerait en fonction de la nature du système)

Les erreurs fréquentes et les problèmes de compréhension :

1. Les élèves oublient de convertir les moles en concentration.
2. Les élèves n'arrivent pas à la bonne valeur de *x* lorsque le rapport n'est pas de 1:1:1
3. Les élèves font des erreurs lors du calcul de la valeur numérique de K; ils oublient souvent de mettre un nombre au carré ou au cube.

Remarques :

1. Le tableau IVE est la procédure recommandée, mais d'autres méthodes sont acceptables.
2. Il est possible d'utiliser des valeurs de concentration ou de quantité en moles dans un tableau IVE. Si les valeurs en moles ont utilisé, elles doivent être converties en concentration avant d'être entrées dans l'expression de K.
3. Pour obtenir tous les points, l'expression de K doit être donnée.
4. Cette question pourrait aussi être modifiée en donnant la concentration initiale et le pourcentage de réaction.

Module 2
Concept 2.1 : Équilibre acido-basique
Problème : pH des acides ou des bases faibles - résoudre l'équation quadratique

Exemple de question :
4 % Calculez le pH d'une solution 0,15 M d'acide nitreux. $K_a(HNO_2) = 5{,}6 \times 10^{-3}$

Réponse avec barème et explication :

	$HNO_{2\,(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons$	$NO_{2\,(aq)} +$	$H_3O^+_{(aq)}$
I$_{\text{intiale}}$	0,15	0	~0
V$_{\text{ariation}}$	- x	+ x	+ x
É$_{\text{quilibre}}$	0,15– x	x	x
	(0,5 point)	**(0,5 point)**	

note : À cette étape, les élèves doivent réaliser dans leur processus de réflexion qu'ils veulent le pH, et ont donc besoin de résoudre $[H_3O^+]_{\text{équilibre}} = x$

$$K_a = \frac{[NO_2][H_3O^+]}{[HNO_2]} \qquad 5{,}6 \times 10^{-3} = \frac{x^2}{(0{,}15 - x)}$$

(0,5 point) **(0,5 point)**

note : À cette étape, les élèves constatent généralement qu'ils pourraient avoir à résoudre une équation quadratique; pour déterminer ***si*** l'équation quadratique est nécessaire, ils peuvent faire le calcul de vérification suivant :

$$\frac{[\text{acide}]}{K_a}\text{initiale} = \frac{0{,}15}{5{,}6 \times 10^{-3}} = 27 < \boldsymbol{500}$$ donc il faut résoudre l'équation quadratique

$$x^2 + 5{,}6 \times 10^{-3} x - 8{,}4 \times 10^{-4} = 0$$ **(0,5 point)**

$$x = \frac{-b \pm \sqrt{(b^2 - 4ac)}}{2a} = \frac{5{,}6 \times 10^{-3} \pm \sqrt{(5{,}6 \times 10^{-3})^2 - (4 \times 1 \times -8{,}4 \times 10^{-4})}}{2 \times 1}$$ **(0,5 point)**

$x = 0{,}031 = [H_3O^+]$ **(0,5 point)** (ou -0,026, valeur rejetée, car la concentration ne peut pas être négative)

$pH = -\log[H_3O^+] \doteq -\log 0{,}031 = 1{,}50$ **(0,5 point)**

Les erreurs fréquentes et les problèmes de compréhension :

1. Les enseignants doivent noter qu'à cause des limitations imposées aux valeurs de K dans l'ancien programme il n'était pas nécessaire d'écrire et de résoudre une équation quadratique.

Remarques :

1. Dans le texte du Chenelière/MGH, la méthode pour vérifier que l'équation quadratique a été résolue correctement est montrée aux élèves. Il s'agit d'un calcul de vérification optionnel pour lequel aucun point n'est attribué.

2. La réponse finale doit être arrondie au bon nombre de chiffres significatifs. Il est important de conserver, **au minimum,** une décimale de plus que le nombre de chiffres significatifs nécessaires, c.-à-d. conserver 0,031(9) jusqu'au calcul final.

Concept 2.2 : Équilibre acido-basique

Problème : Le pH des acides faibles ou des bases faibles - en utilisant des hypothèses et un calcul de vérification; **résoudre l'équation quadratique est possible, mais pas nécessaire**

Exemple de question :

4 % Calculez le pH d'une solution d'acide cyanhydrique 0,15 M. $K_a(HCN) = 6,2 \times 10^{-10}$

Réponse avec barème et explication :

Il est recommandé de construire un tableau IVE pour résoudre les problèmes sur les acides et les bases faibles.

	$HCN_{(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons$	$CN^-_{(aq)} +$	$H_3O^+_{(aq)}$
I$_{\text{intiale}}$	0,15	0	~0
V$_{\text{ariation}}$	$-x$	$+x$	$+x$
É$_{\text{quilibre}}$	$0,15 - x$	x	x
	(0,5 point)	**(0,5 point)**	

note : À cette étape, les élèves doivent réaliser dans leur processus de réflexion qu'ils veulent le pH, et ont donc besoin de résoudre $[H_3O^+]_{\text{équilibre}} = x$

$$K_a = \frac{[CN^-][H_3O^+]}{[HCN]} \qquad 6,2 \times 10^{-10} = \frac{x^2}{(0,15 - x)}$$

(0,5 point) **(0,5 point)**

note : À cette étape, les élèvent constatent généralement qu'ils pourraient avoir à résoudre une équation quadratique; pour déterminer ***SI*** l'équation quadratique est nécessaire, ils peuvent faire le calcul de vérification suivant

$$\frac{[\text{acide}]}{K_a}\text{initiale} = \frac{0,15}{6,2\times10^{-10}} > \mathbf{500}$$

comme la réponse est > 500 il n'est pas nécessaire de résoudre l'équation quadratique

(0,5 point)

L'élève ***doit indiquer son hypothèse*** s'il ne résout pas l'équation quadratique

Supposons que 0,15 - x ~ 0,15 **(0,5 point)**

$$6,2 \times 10^{-10} = \frac{x^2}{0,15}$$

$$x = \sqrt{(6,2\times10^{-10})(0,15)} = 9,6(4)\times10^{-6}\ \text{M} = [H_3O^+]$$ **(0,5 point)**

(4) est une décimale additionnelle non significative qui doit être reportée au calcul suivant

$$pH = -\log[H_3O^+] = -\log 9,6(4) \times 10^{-6} = 5,02$$

Les erreurs fréquentes et les problèmes de compréhension :

1. Les enseignants doivent noter qu'à cause des limitations imposées aux valeurs de K dans l'ancien programme, les élèves n'avaient pas à poser une hypothèse et à faire un calcul de vérification.

Remarques :

1. Les élèves peuvent résoudre l'équation quadratique s'ils le souhaitent; les points attribués à l'hypothèse et au calcul de vérification sont alors attribués à la construction de l'équation quadratique.
2. Les élèves peuvent vérifier leur hypothèse après avoir résolu l'équation pour x en utilisant la règle de 5 % :

$$\%\,\text{rxn} = ([\ ]_{\text{variation}} / [\ ]_{\text{initale}}) \times 100\% = (9,6(4)\times10^{-6}/0,15)\times100\%$$

$$= 6,4\times10^{-3}\,\% < 5\%$$ (l'hypothèse est bonne)

3. La réponse finale doit être arrondie au bon nombre de chiffres significatifs. Il est important de conserver, **au minimum,** une décimale de plus que le nombre de chiffres significatifs nécessaires, c.-à-d. conserver 0,031(9) jusqu'au calcul final.

Concept 2.3 : Prédire les produits des réactions entre acides et bases faibles
Problème : Nouveau concept

Exemple de question :
2 % Déterminer la réaction de neutralisation acide-base entre une solution de NaHS et de $KHCO_3$

Réponse avec barème et explication :

$Na^+_{(aq)}$	$HS^-_{(aq)}$	$K^+_{(aq)}$	$HCO_{3(aq)}$	$H_2O_{(l)}$	**(0,5 point)**
neutre	A/B	neutre	A/B	A/B	
	Base plus forte		Acide plus fort		**(0,5 point)**

$$HS^-_{(aq)} + HCO_3^-{}_{(aq)} \rightleftharpoons H_2S_{(aq)} + CO_3^{2-}{}_{(aq)}$$

B A

(0,5 point pour la flèche d'équilibre)

(0,5 point pour les produits)

Les erreurs fréquentes et les problèmes de compréhension :
1) Les élèves traitent ce type de réaction comme une réaction double substitution. Ils ne reconnaissent pas les ions qui réagissent en tant qu'acides ou bases.

$$NaHS + KHCO_3 \longrightarrow NaHCO_3 + KHS$$

2) La charge des ions est fréquemment omise, ce qui fait perdre des points.
3) Les transferts d'hydrogène sont incorrects; les étudiants ne voient pas la nécessité d'utiliser la table des constantes d'acidité pour identifier l'acide et/ou la base les plus forts.

Remarques :
1) L'identification de l'acide le plus fort et de la base la plus forte est la clé. Les élèves peuvent tout simplement montrer leur réaction sans montrer d'autres espèces, mais il est nécessaire d'identifier l'acide et la base.

Réponse acceptable :

$$HS^-_{(aq)} + HCO_3^-{}_{(aq)} \rightleftharpoons H_2S_{(aq)} + CO_3^{2-}{}_{(aq)}$$

BF AF

(0,5 point pour les bons réactifs)
(0,5 point pour la flèche d'équilibre)
(0,5 point pour l'identification de l'AF et la BF)
(0,5 point pour les produits)

Module 3
Concept 3.1 : Calorimétrie
Problème : Nouveau type de problème

Exemple de question :
2 % Un calorimètre fabriqué avec un verre à café contenant 125 g de café à 95,2 °C a une chaleur massique de 4.35 J/g °C. Si l'on ajoute 22 g de lait à 5,0 °C ayant une chaleur massique de 4,54 J/g °C, quelle sera la température finale du mélange?

Réponse avec barème et explication :

$q_{dégagée} + q_{absorbée} = 0$

$q_{dégagée} = -q_{absorbée}$

$q_{café} = -q_{lait}$

$m_c c_c \Delta T_c = -(m_m c_m \Delta T_m)$
$(125\ g)(4{,}35\ J/g\ °C)(T_f - 95{,}2\ °C) = -(22\ g)(4{,}54\ J/g\ °C)(T_f - 5{,}0\ °C)$
$T_f = 81{,}2\ °C$

0,5 point pour indiquer : q (dégagée par le café) = q (absorbée par le lait)
0,5 point pour l'indication du signe
0,5 point pour remplacer les renseignements dans la formule
0,5 point pour la réponse

Les erreurs fréquentes et les problèmes de compréhension :
1) Les élèves oublient le signe négatif
2) La manipulation mathématique donne la mauvaise réponse.

Remarques :
1) Comme il y a plusieurs variables, les réponses varient beaucoup
   - omission de T_i pour une des substances
   - omission de c pour une des substances
   - omission de m pour une des substances

Concept 3.2 : Calcul du bilan énergétique
Problème : Nouvel objectif

Exemple de question :
2 % Calculez la ΔH_f de la réaction suivante en utilisant les énergies de liaison.

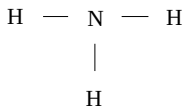
$$N_{2(g)} + 3\ H_{2(g)} \longrightarrow 2\ NH_{3(g)}$$

Réponse avec barème et explication :

$$N_{2(g)} + 3\ H_{2(g)} \longrightarrow 2\ NH_{3(g)}$$

$$N \equiv N + 3 \times (H - H) \longrightarrow 2 \times$$

946 kJ + 3 (436 kJ) ⟶ 2 x 3 (339 kJ)



2254 kJ ⟶ 2034 kJH

$\Delta H_{rxn} = \sum H$ (rupture des liaisons) - $\sum H$ (formation des liaisons)
$= \sum EL$ (réactifs) - $\sum EL$ (produits)
= 2245 kJ - 2034 kJ
= 220 kJ

0,5 point pour le calcul de l'énergie des réactifs
0,5 point pour le calcul de l'énergie des produits
0,5 point pour donner la formule
0,5 point pour la réponse

Les erreurs fréquentes et les problèmes de compréhension :
1) Les élèves peuvent utiliser la valeur de la liaison simple N - N et ne pas réaliser qu'il s'agit d'une liaison triple.
2) Les élèves peuvent inverser l'équation du ΔH_{rxn} telle qu'utilisée dans la loi de Hess :
$\sum \Delta H$ (produits) - $\sum \Delta H$ (réactifs)

Concept 3.3 : Utilisation de la loi de Hess
Problème : Les équations des réactions et leur manipulation doivent être présentées**.**

Exemple de question :

4 % Calculez la ΔH_{rxn} de la réaction suivante :

$$C_{(s)} + 4\ H_{2\,(g)} \longrightarrow C_3H_{8\,(g)}$$

Selon les données suivantes :

$$C_3H_{8\,(g)} + 5\ O_{2\,(g)} \longrightarrow 3\ CO_{2\,(g)} + 4\ H_2O_{(g)} \qquad \Delta H = -\ 2219{,}9\ kJ$$
$$C_{(s)} + O_{2\,(g)} \longrightarrow CO_{2\,(g)} \qquad \Delta H = -\ 393{,}5\ kJ$$
$$H_{2\,(g)} + ½\ O_{2\,(g)} \longrightarrow H_2O_{(g)} \qquad \Delta H = -\ 285{,}8\ kJ$$

Réponse avec barème et explication :

$$3\ CO_{2\,(g)} + 4\ H_2O_{(g)} \longrightarrow C_3H_{8\,(g)} + 5\ O_{2\,(g)} \qquad \Delta H = +2219{,}9\ kJ \qquad \textbf{(1 point)}$$
$$3\ C_{(s)} + 3\ O_{2\,(g)} \longrightarrow 3\ CO_{2\,(g)} \qquad \Delta H = -\ 1181{,}0\ kJ \qquad \textbf{(1 point)}$$
$$4\ H_{2\,(g)} + 2\ O_{2\,(g)} \longrightarrow 4\ H_2O_{(g)} \qquad \Delta H = -\ 1143{,}0\ kJ \qquad \textbf{(1 point)}$$

en additionnant les équations et en annulant les termes communs, on obtient

$$3\ C_{(s)} + 4\ H_{2\,(g)} \longrightarrow C_3H_{8\,(g)} \qquad \Delta H = -\ 104{,}0\ kJ \qquad \textbf{(1 point)}$$

(0,5 point pour la manipulation de l'équation, 0,5 point pour chaque valeur de ΔH calculée)

Les erreurs fréquentes et les problèmes de compréhension :

1) Ce genre de question est généralement bien réussi, mais les élèves font des erreurs en additionnant les valeurs de ΔH.

Remarques :

1) Lorsqu'ils résolvent ce type de problème, les élèves ***doivent*** :
   i) <u>montrer</u> les nouvelles équations et leur ***manipulation*** pour obtenir l'équation finale; c.-à-d. montrer l'inversion de ces équations avec la valeur et le signe de ΔH appropriés, montrer la multiplication de ces équations par un facteur avec la valeur et le signe de ΔH appropriés
   ii) <u>montrer</u> l'annulation des termes de façon à « voir » la réaction globale.

Module 4
Concept 4.1 : Équilibrer les réactions d'oxydoréduction
Problème : Électrochimie - Nouvelle unité

Exemple de question :
3 % Équilibrer l'équation d'oxydoréduction suivante en conditions basiques

$$Al + NO_2^- \rightarrow NH_3 + AlO_2^-$$

Réponse avec barème et explication :

Une des façons d'équilibrer les équations d'oxydoréduction utilise la méthode des demi-réactions.

$2\,H_2O + Al \rightarrow AlO_2^- + 4\,H^+ + 3\,e^-\ ]\times 2$ **(0,5 point pour la demi-réaction équilibrée)**

$6\,e^- + 7\,H^+ + NO_2^- \rightarrow NH_3 + 2\,H_2O\ ]\times 1$ **(0,5 point pour la demi-réaction équilibrée)**

$4\,H_2O + 2\,Al \rightarrow 2\,AlO_2^- + 8\,H^+ + 6\,e^-$ **(0,5 point pour les bons facteurs de multiplication)**

$6\,e^- + 7\,H^+ + NO_2^- \rightarrow NH_3 + 2\,H_2O$

$2\,H_2O + 2\,Al + NO_2^- \rightarrow 2\,AlO_2^- + NH_3 + H^+$ **(0,5 point pour l'équation équilibrée)**

$+ OH^-$ $+ OH^-$ **(0,5 point pour la conversion de l'acide en base)**

$OH^- + H_2O + 2\,Al + NO_2^- \rightarrow 2\,AlO_2^- + NH_3$ **(0,5 point pour l'équation équilibrée finale)**

Remarques :

1) Méthode utilisée par les élèves :
   i) les élèves équilibrent la réaction comme si elle se déroulait dans des conditions acides (voir l'exemple aux pages 489-490 du texte du Chenelière/MGH)
   ii) pour équilibrer en conditions basiques, il est nécessaire d'ajouter un nombre d'ions OH^- équivalent au nombre d'ions H^+ de chaque côté de l'équation
   iii) de combiner les ions H^+ et OH^- pour former de H_2O
   iv) d'éliminer les molécules d'H_2O présentes des deux côtés de l'équation.
2) La méthode du nombre d'oxydation expliquée aux pages 495 - 496 du texte peut aussi être utilisée.
3) Les élèves n'auront pas à équilibrer en utilisant une méthode particulière.

Concept 4.2 : Cellules électrochimiques
Problème : Électrochimie - Nouvelle unité

Exemple de question :
4 % Soit la pile suivante : $Al_{(s)} \mid Al^{3+}_{(aq)} \parallel Zn^{2+}_{(aq)} \mid Zn_{(s)}$

a) Dessinez la pile électrochimique et identifiez
   i) l'anode et la cathode **(1,0 point)**
   ii) les demi-réactions d'oxydation et de réduction **(1,0 point)**
   iii) la direction du flux des électrons et des ions **(1,0 point)**

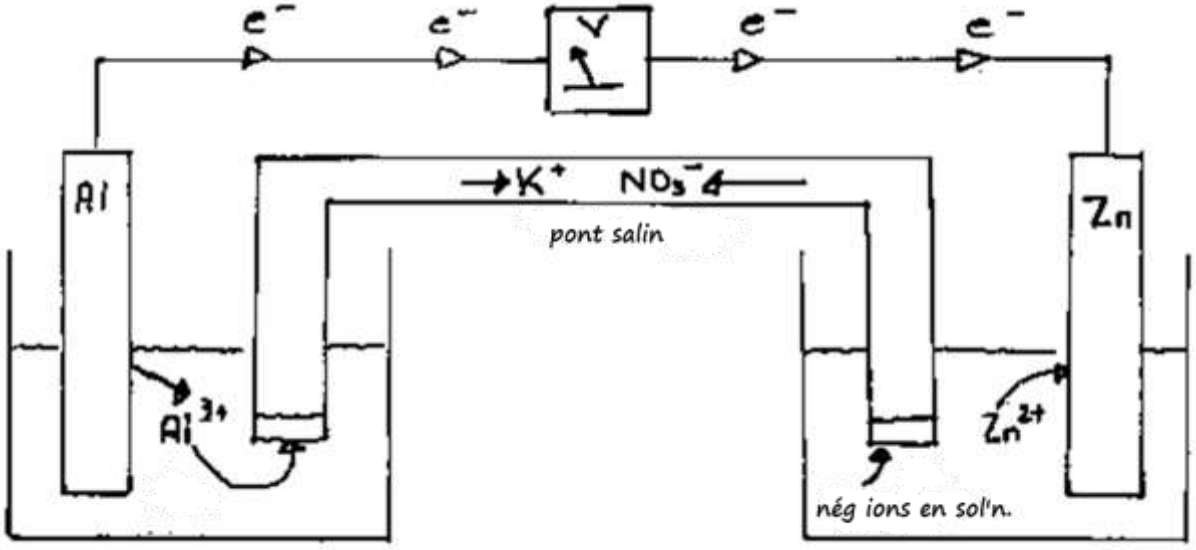
b) Calculez la tension globale de la pile suivante. S'agit-il d'une réaction spontanée? **(1,0 point)**

Réponse avec barème et explication :

anode — oxydation
demi-réaction : $Al \longrightarrow Al^{3+} + 3\ e^-$

cathode — réduction
demi-réaction : $Zn^{2+} + 2\ e^- \longrightarrow Zn$

b) tension globale de la pile : $Al \longrightarrow Al^{3+} + 3\ e^-$ $E° = +1,66$ V



$Zn^{2+} + 2\ e^- \longrightarrow Zn$ $E° = -0,76$ V

$E°_{cellule} = +0,90$ V spontanée

Les erreurs fréquentes et les problèmes de compréhension :

1. Inversion des éléments suivants, résultant en une pile mal dessinée :
   i) Convention pour la notation des piles : anode/solution d'oxydation//solution de réduction/cathode;
   ii) anode - oxydation - perte d'électrons / cathode - réduction - gain d'électrons.
2. Multiplication des valeurs de E° par le facteur de multiplication utilisé pour équilibrer l'équation (comme pour la valeur de ΔH en utilisant la loi de Hess).
3. Signes des valeurs de E° non changés lorsque la demi-réaction est inversée.
4. Addition des valeurs de E° pour obtenir la valeur de E° globale de la pile.

Remarques :

1) D'autres styles de questions pourraient être :
   i) Donner le schéma d'une pile et demander aux élèves d'identifier les éléments de façon appropriée et de donner la réaction globale.
   ii) Donner la composition d'une des électrodes et la tension globale de la pile; déterminer la composition de la deuxième électrode.

Concept 4.3 : Électrolyse
Problème : Électrochimie - Nouvelle unité

Exemple de question :

3 % Si un courant de 20,0 A circule à travers une cellule électrolytique contenant de l'oxyde d'aluminium fondu pendant 1.00 h, quelle masse d'aluminium sera déposée à la cathode?

Réponse avec barème et explication :

L'élève devrait :

$$Al^{3+}_{(l)} + 3\ e^- \longrightarrow Al_{(l)}$$

(0,5 point)

Mettre le temps en secondes

t = 1,00 h x 3600 s/h = 360(0) s **(0,5 point)**

Calculez la charge électrique (Q) emmagasinée

Q = I * t = (20,0 A) (360(0)s) = 720(0) C **(0,5 point)**

Calculez le nombre de moles d'électrons transférés

nombre d'e^- = Q / F = (720(0)C / 96 500 C/mol e^-) = 0,0746(1) mol e^- **(0,5 point)**

Calculez le nombre de moles d'Al en utilisant l'équation

nombre d'Al = 0,0746(1) mol e^- x $\frac{1 \text{ mol Al}}{3 \text{ mol } e^-}$ = 0,0248(7) mol **(0,5 point)**

Calculez la masse d'Al

m d'Al = n x M = (0,0746(1)) (26,98 g/mol) = 0,671 g **(0,5 point)**

Les erreurs fréquentes et les problèmes de compréhension :

1. Les élèves savent généralement qu'ils doivent utiliser les moles pour trouver la masse d'Al, mais utilisent tout de suite n = Q/F. Ils ne font pas le lien entre les moles d'électrons transférées et les moles d'Al produites.

2. Les élèves font souvent leurs calculs comme si le rapport entre les électrons et Al était de 1 : 1. Ils doivent comprendre que Al_2O_3 fondu est en fait de Al^{3+} et de O^{2-} et que c'est Al^{3+} qui est réduit en Al, d'où l'importance d'utiliser le bon nombre d'électrons pour équilibrer la charge.

Remarques :

1. La réponse finale doit être arrondie au bon nombre de chiffres significatifs. Il est important de conserver **au minimum** une décimale additionnelle (montrée entre parenthèses) pendant tous les calculs et d'arrondir la réponse au bon nombre de chiffres significatifs.
2. D'autres styles de questions pourraient être :
   i) combien de temps faire circuler le courant pour obtenir une masse particulière
   ii) quel doit être le courant moyen pendant un temps donné pour obtenir une masse particulière

Concept 4.4 : Stœchiométrie des réactions d'oxydoréduction

Problème : Électrochimie - Nouvelle unité
Les étudiants doivent utiliser des tables des potentiels standards, puis bien équilibrer la réaction d'oxydoréduction de sorte que la stœchiométrie appropriée puisse être appliquée.

Exemple de question :

4 % Dans un titrage, 25,0 mL de $Br^-_{(aq)}$ a été oxydé en $Br_{2\,(aq)}$ par $KMnO_4$ à 0,200 mol/L dans une solution acide. Si 15,0 mL de $KMnO_{4\,(aq)}$ a été nécessaire, quelle est la concentration du $Br_{(aq)}$?

Réponse avec barème et explication :

Les élèves doivent équilibrer la réaction d'oxydoréduction :

démi-réaction d'oxydation : $2\,Br^-_{(aq)} \rightarrow Br_{2(aq)} + 2e^-$ **(0,5 point)**] x 5

démi-réaction de réduction : $MnO_4^-{}_{(aq)} + 8\,H^+_{(aq)} + 5e^- \rightarrow Mn^{2+}_{(aq)} + 4\,H_2O_{(l)}$ **(0,5 point)**] x 2

note : 1) Il est dit dans l'énoncé du problème que le Br^- est oxydé en Br_2.

2) Les élèves doivent réaliser que le K^+ est un ion spectateur et ne participe pas à la réaction et que c'est le MnO_4^- qui est réduit.

3) Les élèves doivent consulter les tables des potentiels standards pour prédire la demi-réaction de réduction du MnO_4^- dans des conditions acides.

---

démi-réaction d'oxydation : $10\,Br^-_{(aq)} \rightarrow 5\,Br_{2(aq)} + 10e^-$

démi-réaction de réduction : $2\,MnO_4^-{}_{(aq)} + 16\,H^+_{(aq)} + 10e^- \rightarrow 2\,Mn^{2+}_{(aq)} + 8\,H_2O_{(l)}$

(1,0 point pour les bons facteurs de multiplication)

équilibrée : $10\,Br^-_{(aq)} + 2\,MnO_4^-{}_{(aq)} + 16\,H^+_{(aq)} \rightarrow 5\,Br_{2(aq)} + 2\,Mn^{2+}_{(aq)} + 8\,H_2O_{(l)}$

(0,5 point pour l'équation équilibrée)

Les élèves peuvent utiliser la stœchiométrie pour trouver [Br^-] :

$n(MnO_4^-) = c * v = (0,200 \text{ mol/L}) (0,0150 \text{ L}) = 0,00300 \text{ mol}$ **(0,5 point)**

$n(Br^-) = 0,0300 \text{ mol } MnO_4^- \times (10 \text{ mol } Br^- / 2 \text{ mol } MnO_4^-) = 0,150 \text{ mol}$ **(0,5 point)**

$c (Br^-) = n / v = 0,150 \text{ mol}/ 0,0250 \text{ L} = 6,00 \text{ mol/L}$ **(0,5 point)**

Les erreurs fréquentes et les problèmes de compréhension :

1. L'équation n'est pas bien équilibrée, et l'élève n'obtient pas les bons coefficients molaires.

Remarques :

1. Si le terme « oxydé » n'était **PAS** utilisé dans la question, mais que « réagit » était employé, les élèves pourraient tenter d'équilibrer l'équation comme une réaction de déplacement double.
2. Les élèves doivent être capables d'utiliser des tables des potentiels standards pour identifier les agents oxydants et réducteurs les plus forts et donc prédire la réaction si le composé oxydé ou réduit n'est pas identifié dans la question.