Chimie 40S

Centre scolaire Léo-Rémillard

Préparé par :
Roger Durand

Ce cahier appartient à :

_____

I. La structure de l'atome 1
A. L'historique des atomes 1
1. Le modèle de Dalton 1
2. Le modèle de Thomson 2
3. Le modèle de Rutherford 3
4. Le modèle de Bohr 5
5. Le modèle quantique 6
B. Les orbitales 7
1. Les nombres quantiques 7
2. La configuration électronique 10
Pratique : l'historique, les orbitales et la configuration 14
C. La périodicité 17
1. Le rayon atomique 17
2. L'électronégativité 18
3. L'énergie de première ionisation 19
D. La forme moléculaire 20
1. Les liaisons ioniques 20
2. Les liaisons covalentes 21
3. La théorie RPECV 22
4. L'hybridation des atomes 23
5. La polarité des molécules 27
Pratique : la périodicité, les liaisons et la forme moléculaire 28
E. Les forces moléculaires 31
II. La vitesse de réaction 33
A. La vitesse de réaction 33
Pratique : vitesse de réaction 34
B. Les facteurs affectant la vitesse de réaction 35
C. La vitesse moyenne et instantanée 38
1. La vitesse moyenne 38
2. La vitesse instantanée 39
Pratique : vitesse moyenne et instantanée 40
D. La loi de la vitesse 41
Pratique : la loi de la vitesse 43
E. La demi-vie des réactions 44
Pratique : la demi-vie 45
F. Les mécanismes réactionnels 46
Pratique : les mécanismes réactionnels 47
III. L'équilibre chimique 48
A. La constante d'équilibre 48
1. Les réactions réversibles et l'équilibre 48
2. L'expression de la constante d'équilibre 48
B. Les calculs de la constante d'équilibre 50
C. Le quotient de réaction 54
D. Le principe de Le Châtelier 55
Pratique : La constante d'équilibre et Le Châtelier 57

IV. La solubilité 62
A. La dissolution 62
B. La thermodynamique 63
C. Le produit de solubilité $\boldsymbol{K_{ps}}$ 64
D. L'effet d'ion commun 66
E. La prédiction de précipité 68
1. le produit ionique $\boldsymbol{Q_{ps}}$ 68
2. l'utilisation du produit ionique 68
Pratique : la solubilité 71
V. Les acides et les bases 73
A. Définitions des acides et des bases 73
1. La théorie d'Arrhenius 73
2. La théorie de Brønsted-Lowry 74
3. La théorie de Lewis 74
B. Les acides forts et les bases fortes 75
C. La neutralisation 76
D. Le pH et le pOH 78
1. La constante de dissociation de l'eau 78
2. Le calcul du pH et du pOH 79
E. La constante de dissociation 81
1. La constante de dissociation acide 81
2. Les acides polyprotiques 83
3. La constante de dissociation basique 84
F. Les solutions tampons 85
Pratique : acides et bases 87
VI. L'oxydoréduction 90
A. Définitions 90
B. Les degrés d'oxydation 91
C. L'équation d'oxydoréduction 93
D. Équilibrer des réactions 94
Pratique : oxydoréduction 98
E. L'électrochimie et les piles électrochimiques 100
F. Le potentiel de piles 103
G. L'électrolyse et la spontanéité des réactions 104
H. La loi de Faraday 106
Pratique : l'électrochimie 107

I. La structure de l'atome

A. L'historique des atomes

1. Le modèle de Dalton

John Dalton a proposé son modèle atomique en _____.
Quel est le modèle atomique selon lui?

Le modèle atomique de Dalton repose sur ces hypothèses :

Quelles observations/expérience John Dalton a-t-il fait pour arriver à son modèle atomique?

Qu'est-ce que sa théorie ne permet pas d'expliquer?

2. Le modèle de Thomson

En _____, Joseph John Thomson a fait une expérience utilisant un _____ (ou tube de Crookes). Explique cette expérience et ce qu'il a pu déterminer.

Décris et dessine le modèle atomique de Thomson.

Comment son modèle est une amélioration de celui de Dalton?

3. Le modèle de Rutherford

En _____, les étudiants de Ernest Rutherford, Hans _____ et Ernest _____ ont mené l'expérience de _____.

Explique cette expérience.

Qu'est-ce que Rutherford s'attendait de voir lors de l'expérience et qu'a-t-il observé? Comment cette observation lui a mené à changer le modèle de Thomson?

Décris et dessine le modèle atomique de Rutherford. Vidéo

Que sont certaines lacunes du modèle atomique de Rutherford?

Le noyau

La masse

Les électrons

Quelle découverte, en 1932, semblait avoir résolu les problèmes de la masse et du noyau?

4. Le modèle de Bohr

Bohr a observé le spectre d'émission (les raies spectrales) de l'hydrogène. Lorsqu'un électron absorbe de l'énergie, ça le permet de _____ du noyau. En revenant à son niveau d'énergie original l'électron relâche l'énergie absorbée sous forme de _____.

Pourquoi ne voit-on pas tout le spectre lumineux (toutes les couleurs)?

D'après ses observations, Bohr a conclu que les électrons occupent une _____ fixe du noyau et peuvent donc seulement absorber des niveaux spécifiques _____. Ces quantités spécifiques d'énergie s'appellent _____.

Quel changement Bohr a-t-il fait au modèle de Rutherford étant donné ces observations?

Qu'est-ce que le modèle de Bohr-Rutherford nous permet de faire que celui de Rutherford ne nous permettait pas?

5. Le modèle quantique

Quoique le modèle de Bohr-Rutherford expliquait bien les éléments et les ions plus simples, il n'arrivait pas à expliquer les spectres des éléments plus complexes, tel le mercure.

Décris la dualité onde-particule de la lumière.

Louis de Broglie (prononcé « de Breuil ») a remarqué que les électrons, comme la lumière, agissait parfois comme _____ et autrefois comme _____. Pour son travail accompli en 1924, on lui accorde le prix Nobel en 1929.

Werner Heisenberg ajoute au monde de la physique qu'on ne peut pas savoir avec certitude la _____ et la _____ d'un objet, tel un électron. C'est le principe _____ de Heisenberg.

Le modèle planétaire, où les électrons _____ autour du noyau, ne peut donc être correct. Sinon, on pourrait prédire la position exacte d'un électron comme on le fait pour les planètes. Cependant, ceci n'est pas possible pour les électrons.

Erwin Schrödinger, se base sur les principes de Heisenberg, de Broglie et Einstein afin d'élaborer une _____ mathématique qui permet de déterminer la probabilité qu'un électron se retrouve à un endroit donné. On nomme sa formule la _____ d'onde.

On a pu déterminer la forme de ces zones de probabilité et on les nomme _____ .

Bienvenue au monde quantique!

B. Les orbitales

Les orbitales sont une région où la _____ de retrouver un électron est de _____ %. On dénote les orbitales par des _____.
Il existe ___ nombres quantiques qui décrivent les orbitales et un nombre quantique qui décrit les _____ qui occupent les orbitales.

1. Les nombres quantiques

a. le nombre quantique principal
Le nombre quantique principal décrit la _____ de l'atome ainsi que le niveau _____ des électrons.

Son symbole est _____.

Ses valeurs possibles sont de _____ à _____.

On peut comparer le nombre quantique principal aux _____ du tableau périodique.

b. le nombre quantique secondaire
Aussi nommé _____, ce nombre quantique décrit sa _____.

Son symbole est _____.

Ses valeurs possibles sont de _____ à _____.

Chaque valeur a une lettre et une forme correspondante :

$\ell = 0$ porte la lettre _____

$\ell = 1$ porte la lettre _____

$\ell = 2$ porte la lettre _____

$\ell = 3$ porte la lettre _____

c. le nombre quantique tertiaire
Aussi nommé nombre quantique _____, ce nombre décrit _____ de l'orbitale.

Son symbole est _____.

Ses valeurs possibles sont de _____ à _____.

Remplis les tableaux suivants avec les valeurs permises pour les nombres quantiques.

n	ℓ	nom	m_ℓ	Forme et orientation
1				
2				
3				
4				

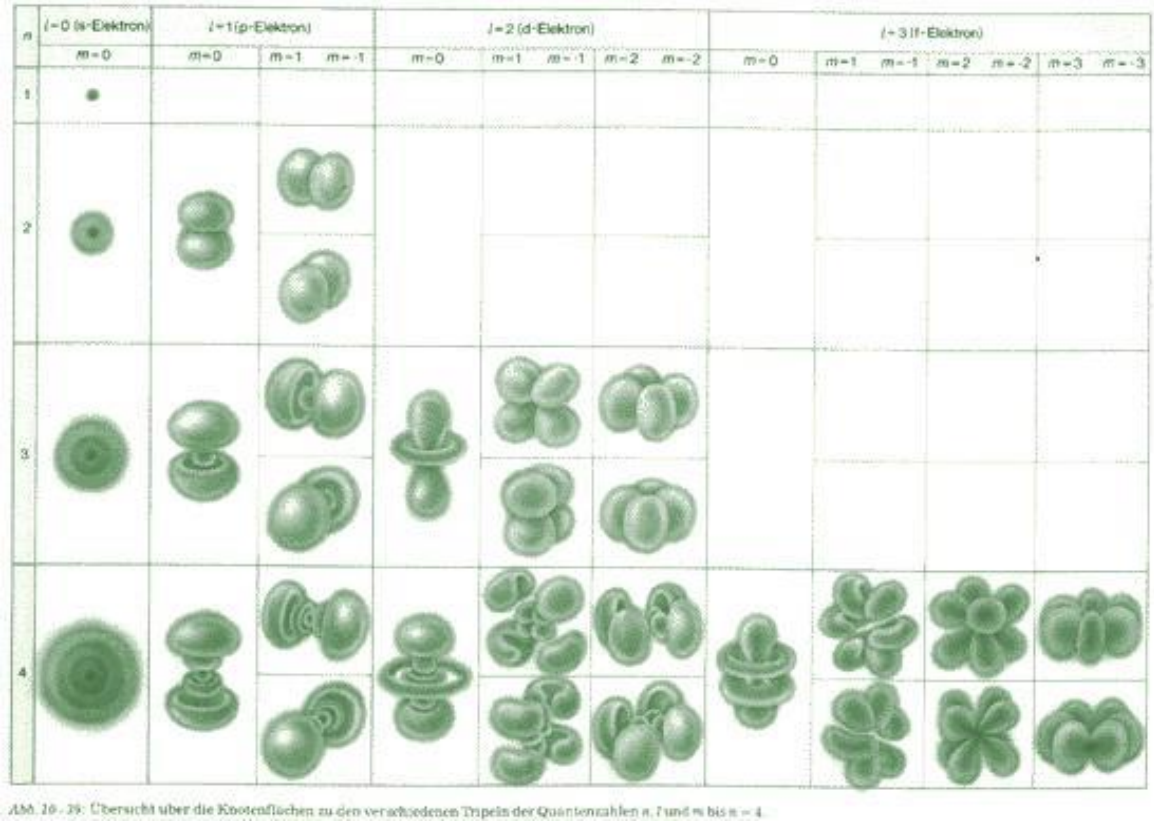


Abb. 20 - 39: Übersicht über die Knotenflächen zu den verschiedenen Tripeln der Quantenzahlen n, l und m bis n = 4.

Dans chaque orbitale avec une orientation spécifique, _____ électrons peuvent occuper cet espace.

Exemple
Combien d'électrons peuvent occuper les situations suivantes?
- Toutes les orientations possibles pour 4s :
- Toutes les orientations possibles pour 2p :
- Toutes les orientations possibles pour 3d :

Est-ce que le nombre quantique principal affecte le nombre d'électrons qui peuvent occuper un orbitale?

Exemple
Élabore une formule pour déterminer le nombre d'électrons étant donné n'importe quel nombre n

- Combien d'électrons pour tout le niveau $n = 1$?
- Tout le niveau $n = 2$?
- Tout le niveau $n = 3$?
- …

2. La configuration électronique

a. le quatrième nombre quantique

Le nombre quantique décrivant les électrons est nommé le _____. Ce n'est pas la direction que tourne un électron. La façon la plus simple d'expliquer le spin c'est que c'est une propriété de l'électron qui le rend magnétique.

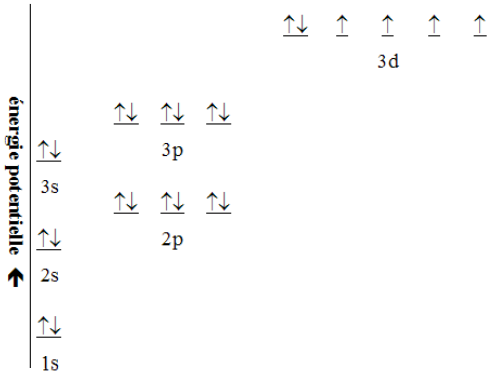
Son symbole est _____.

Ses valeurs possibles sont _____ ou _____.

On représente ses deux valeurs par _____ ou _____.

b. le principe d'Aufbau

Chaque orbitale a un niveau d'énergie déterminé en partie par le nombre quantique principal. Cependant, certaines orbitales, même si leur nombre principal est plus élevé, possède un niveau d'énergie moins élevé.

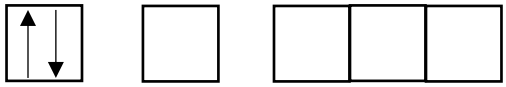


Règles de « remplissage » (le principe d'Aufbau) :
- on doit placer les électrons en ordre croissant de niveau d'énergie
- on doit remplir une _____ avant de continuer à la prochaine
- on remplit les orbitales en plaçant les électrons du même _____ (flèche vers le haut) dans chaque orbitale (orientation) avant de placer les électrons du spin opposé

Le principe d'exclusion de Pauli dit qu'une orbitale ne peut pas occuper deux électrons du même spin. Par conséquent, tous les électrons dans un élément on des nombres quantiques distincts.

Voici l'ordre de remplissage des orbitales :

c. le diagramme orbitale
Voici le diagramme orbitale du carbone.



Dessine le diagramme orbitale de l'oxygène.

Dessine le diagramme orbitale du chrome.

Dessine le diagramme orbitale de l'argent.

d. la notation
Pour la notation, on écrit la **configuration électronique complète** soit en ordre de remplissage ou en ordre de nombre quantique principal.

Exemple
Carbone
$1s^2 2s^2 2p^2$ ou $1s^2 2s^2 p^6$

On peut aussi écrire la **configuration électronique abrégée**. Pour y faire, nous remplaçons une partie de la configuration par le _____ précédent le plus proche suivi du reste de la configuration.

Exemple
Titane
$1s^2 2s^2 p^6 3s^2 p^6 d^2 4s^2$ alors la forme abrégée sera

pareil que

Déterminez la configuration complète et abrégée des éléments suivants :

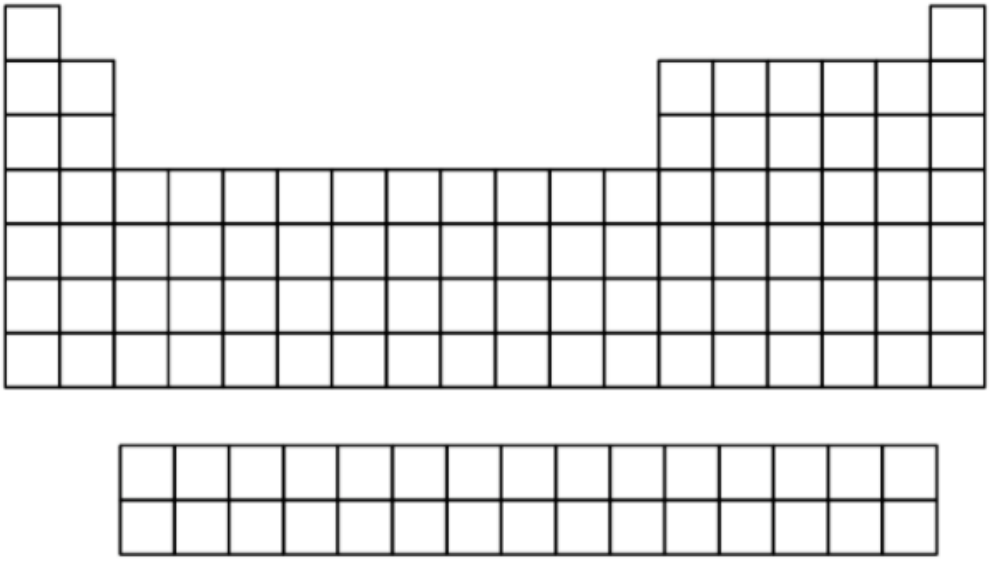
Sélénium

Aluminium

Technétium

e. la périodicité et les blocs
Détermine tous les éléments dont leur dernier électron est placé dans un orbitale s. Fais la même chose pour les orbitales p et d.

Dans le tableau périodique indique chacun des blocs (s, p, d, f), d'après tes observations précédentes.



Que sont les terminaisons de tous les éléments du groupe I (famille des alcalino-terreux)? Du groupe II? …?

Comment détermine-t-on le groupe d'un élément sachant sa configuration électronique?

Pourquoi certains éléments, surtout les métaux de transitions, ne suivent pas exactement l'ordre de remplissage?

Pratique : l'historique, les orbitales et la configuration

1 a) C/C En quoi le modèle atomique de Rutherford diffère-t-il de celui de Thomson ?

b) Sur quels éléments de preuve Rutherford s'est-il fondé pour proposer son modèle ?

2 C/C Pourquoi fallait-il modifier le modèle atomique de Rutherford ? Donne une réponse aussi précise que possible.

3 a) C Imagine que tu es Niels Bohr. Explique tes idées sur l'atome à des scientifiques connaissant bien les travaux de Planck et d'Einstein.

b) Imagine que tu es une ou un scientifique du XIXe siècle et que tu n'as jamais entendu parler des idées de Planck et d'Einstein. Tu viens d'examiner le modèle de l'atome proposé par Bohr. Décris en un paragraphe ta réaction au modèle de Bohr.

4 C Énumère et classe les types de rayonnement électromagnétique

a) de la longueur d'onde la plus longue à la longueur d'onde la plus courte ;

b) de la fréquence la plus haute à la fréquence la plus basse.

5 C Compare le rayonnement de la lumière visible au rayonnement ultraviolet. En quoi sont-ils différents ? En quoi sont-ils semblables ?

6 RS Explique l'importance des énoncés suivants au plan de l'absorption ou de l'émission des photons.

a) Un électron passe de $n = 1$ à $n = 6$.

b) Un électron passe de $n = 5$ à $n = 2$.

c) Un électron passe de $n = 4$ à $n = 3$.

7 C Classe les niveaux suivants du niveau d'énergie le plus faible au plus élevé et justifie ton classement : $n = 7$, $n = 2$, $n = 5$, $n = 4$, $n = 1$.

1. Quelles sont les valeurs permises de ℓ dans chacun des cas suivants ?

a) $n = 5$ b) $n = 1$

2. Quelles sont les valeurs permises de m_ℓ pour un électron ayant les nombres quantiques suivants ?

a) $\ell = 4$ b) $\ell = 0$

3. Quels sont les noms, les valeurs de m_ℓ et le nombre total d'orbitales décrits par les nombres quantiques suivants ?

a) $n = 2, \ell = 0$ b) $n = 4, \ell = 3$

4. Détermine la valeur de n, celle de ℓ et les valeurs possibles de m_ℓ pour un électron se trouvant dans l'orbitale $2p$.

5. Lesquels des ensembles de nombres quantiques suivants sont permis dans une orbitale atomique ? Explique ta réponse dans chaque cas.

a) $n = 4, \ell = 4, m_\ell = 0$ c) $n = 2, \ell = 0, m_\ell = 0$

b) $n = 3, \ell = 2, m_\ell = 1$ d) $n = 5, \ell = 3, m_\ell = -4$

1 C/C Explique en quoi le modèle atomique tel que précisé par la mécanique quantique diffère du modèle atomique proposé par Bohr.

2 C/C Nomme les trois premiers nombres quantiques, indique le symbole de chacun et identifie la propriété des orbitales que chacun décrit.

3 C Crée un tableau présentant toutes les valeurs possibles de ℓ et de m_ℓ pour un électron à $n = 4$.

4 C Indique si tu es d'accord ou non avec l'énoncé suivant : « La signification du nombre quantique n dans le modèle atomique de Bohr est identique à la signification du nombre quantique principal n dans le modèle atomique tel que précisé par la mécanique quantique. » Justifie ton opinion.

5 RS Détermine s'il y a des valeurs incorrectes dans les ensembles de nombres quantiques suivants.

a) $n = 1$, $\ell = 1$, $m_\ell = 0$; nom : $1p$

b) $n = 4$, $\ell = 3$, $m_\ell = +1$; nom : $4d$

c) $n = 3$, $\ell = 1$, $m_\ell = -2$; nom : $3p$

6 RS Inscris les valeurs manquantes dans les ensembles de nombres quantiques suivants.

a) $n = ?$, $\ell = ?$, $m_\ell = 0$; nom : $4p$

b) $n = 2$, $\ell = 1$, $m_\ell = 0$; nom : ?

c) $n = 3$, $\ell = 2$, $m_\ell = -2$; nom : ?

d) $n = ?$, $\ell = ?$, $m_\ell = ?$; nom : $2s$

6. Sers-toi du principe Aufbau pour écrire la configuration électronique complète et le diagramme d'orbitales complet des atomes des éléments suivants : le sodium, le magnésium, l'aluminium, le silicium, le phosphore, le soufre, le chlore et l'argon (numéros atomiques de 11 à 18).

7. Écris la configuration électronique condensée des atomes des mêmes éléments.

8. Fais un croquis du tableau périodique des éléments 1 à 18, en y incluant les renseignements suivants : le numéro de groupe, le numéro de période, le numéro atomique, le symbole atomique et la configuration électronique condensée.

9. La configuration électronique générale des atomes appartenant à n'importe quel élément du groupe 1 (IA) est ns^1, où n est le nombre quantique du niveau d'énergie le plus élevé occupé. Sur la base des régularités observées jusqu'ici pour les éléments 1 à 18, prédis la configuration électronique générale du niveau d'énergie le plus élevé occupé des groupes 2 (IIA), 13 (IIIA), 14 (IVA), 15 (VA), 16 (VIA), 17 (VIIA) et 18 (VIIIA).

10. Sans regarder le tableau périodique, identifie le numéro de groupe, le numéro de la période et le nom du bloc auxquels appartient un atome correspondant à chacune des configurations électroniques suivantes.

a) $[Ne]3s^1$ **b)** $[He]2s^2$ **c)** $[Kr]5s^24d^{10}5p^5$

11. À l'aide du principe Aufbau, écris la configuration électronique complète de l'atome de l'élément correspondant à chacune des descriptions suivantes.

a) un élément du groupe 2 (IIA) et de la période 4

b) un gaz rare de la période 6

c) un élément du groupe 12 (IIB) et de la période 4

d) un élément du groupe 16 (VIA) et de la période 2

12. Identifie tous les éléments possibles ayant les configurations d'électrons de valence suivantes.

a) s^2d^1 **b)** s^2p^3 **c)** s^2p^6

13. Pour chacun des éléments suivants, sers-toi du principe Aufbau pour écrire la configuration électronique complète et condensée et pour représenter par un diagramme d'orbitales partiel les électrons de valence de ses atomes. Tu peux consulter le tableau périodique à l'annexe C ou tout autre tableau périodique ne donnant pas les configurations électroniques.

a) potassium **b)** nickel **c)** plomb

C. La périodicité

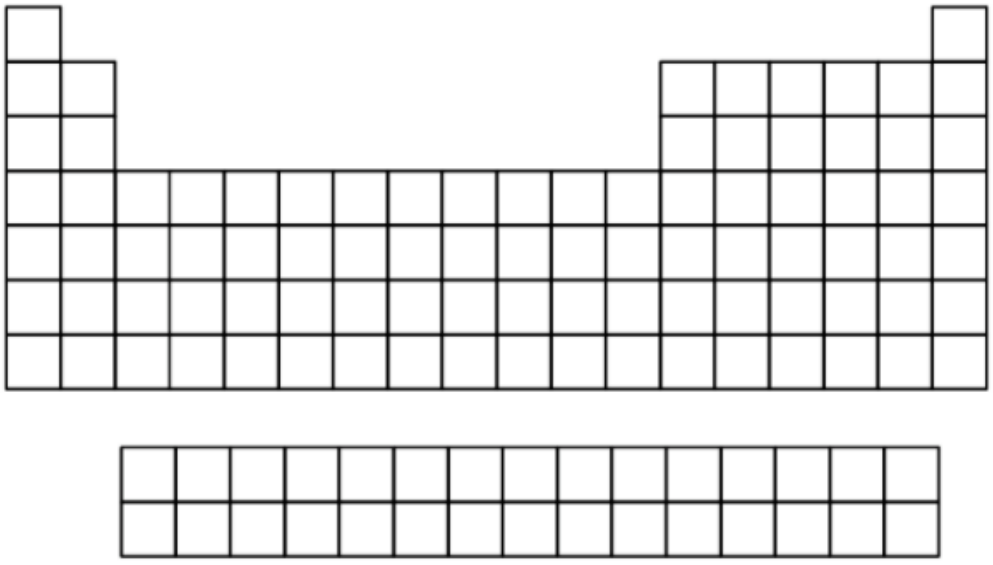
1. Le rayon atomique

Comment le rayon change-t-il dans une famille?

Quelle est la raison principale pour la périodicité du rayon dans une famille?

Comment le rayon change-t-il dans une période?

Quelle est la raison principale pour la périodicité du rayon dans une période?

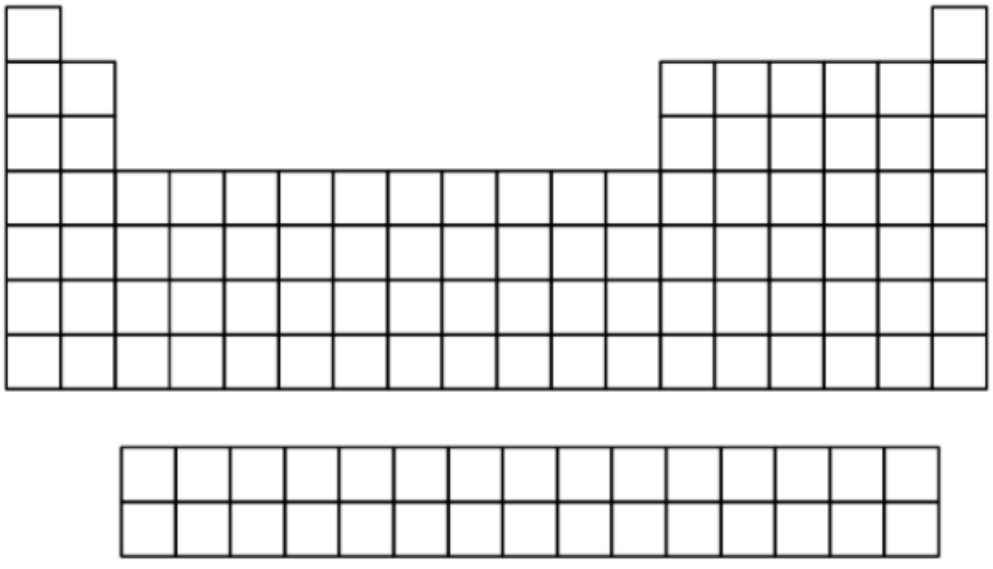


2. L'électronégativité

Qu'est-ce que l'électronégativité?

Comment l'électronégativité change-t-elle dans une famille?
Quelle est la raison principale pour la périodicité de l'électronégativité dans une famille?

Comment l'électronégativité change-t-elle dans une période?
Quelle est la raison principale pour la périodicité de l'électronégativité dans une période?

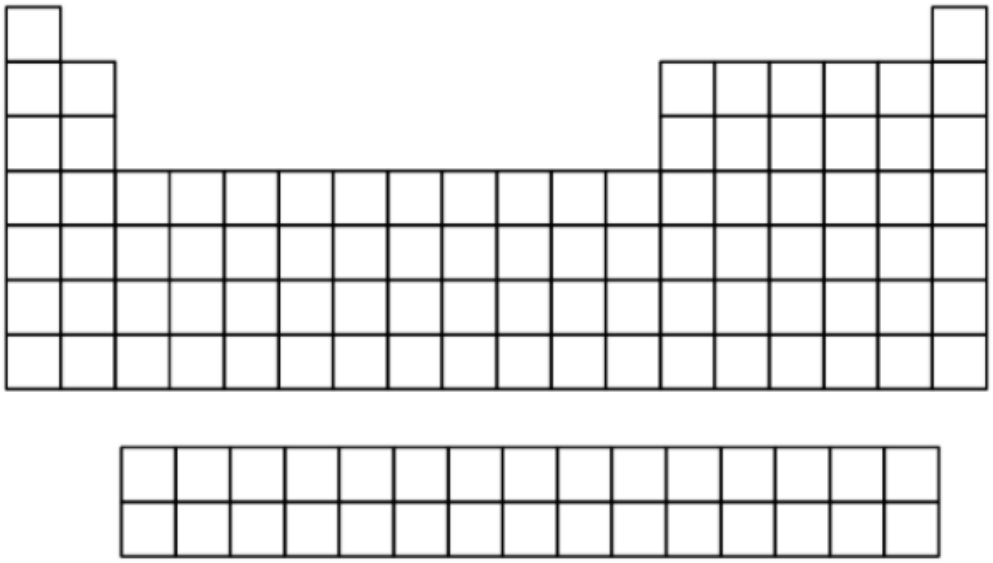


3. L'énergie de première ionisation

Qu'est-ce que l'énergie de première ionisation?

Comment l'énergie de première ionisation change-t-elle dans une famille? Quelle est la raison principale pour la périodicité de l'énergie de première ionisation dans une famille?

Comment l'énergie de première ionisation change-t-elle dans une période? Quelle est la raison principale pour la périodicité de l'énergie de première ionisation dans une période?



D. La forme moléculaire

Liaison		Éléments	Électrons
Ionique			
Covalente	Polaire		
	Non-polaire		
Métallique		Métal + Métal	Libres dans un réseau d'ions métalliques positifs

1. Les liaisons ioniques

Une liaison ionique est une liaison formée entre un _____ et un _____.

Les électrons sont _____ d'un élément à un autre.

Une liaison est considérée ionique si la différence d'électronégativité est plus que _____.

Exemple
Dessine le diagramme de Lewis des suivants.

$MgCl_2$ F avec Ca Mg avec O

2. Les liaisons covalentes

Une liaison covalente est une liaison formée entre un _____ et un _____.

Les électrons sont _____ entre les éléments.

Si les éléments tirent également sur les électrons, on dit que la liaison est _____.
Si les éléments tirent inégalement sur les électrons, on dit que la liaison est _____.
La force relative avec laquelle les éléments tirent sur les électrons est déterminée par leur degré _____.

Une liaison est considérée covalente _____ si la différence d'électronégativité est moins que _____.
Une liaison est considérée covalente _____ si la différence d'électronégativité est entre _____ et _____.

Exemple
Dessine le diagramme de Lewis des suivants.

H_2 O_2 N_2

H_2O CH_4 CO_2

NH_3 NH_4^+

3. La théorie RPECV

La théorie de répulsion de paires d'électrons de couches de valence repose sur le fait que des doublets liants et non-liants se repousse à des degrés différents.

Qu'est-ce qu'un doublet liant? Qu'est-ce qu'un doublet non-liant?

La forme dépend du nombre de doublets liants et non-liants. Les doublets _____ sont plus libres et repoussent plus facilement les doublets _____.

La notation est dénotée AX_nE_m. Le X_n dénote le nombre de doublets _____ et le E_m le nombre de doublets _____.

Un atome ayant 3 doublets liants et 2 doublets non-liants serait dénoté :

Exemple
Détermine le nombre de doublets liants et non-liants des suivants :

NH_3 CH_4 H_2O

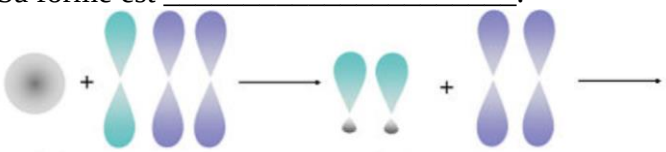
$BrCl_4^-$ H_3O^+ SiF_6^{2-}

4. L'hybridation des atomes

Afin de déterminer la forme d'une moléculaire nous devons connaître comment les atomes se déforment afin de se lier à d'autres atomes.

Lorsqu'un atome central possède ____ doublets (liants ou non), alors ____ de ses orbitales p et son orbitale s se déforment et s'unissent afin de former une orbitale hybride, nommée _____.

Sa forme est _____.



Lorsqu'un atome central possède ____ doublets (liants ou non), alors ____ de ses orbitales p et son orbitale s se déforment et s'unissent afin de former une orbitale hybride, nommée _____.

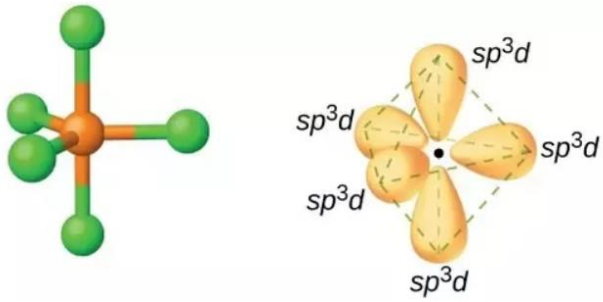
Sa forme est _____.

Lorsqu'un atome central possède 4 doublets (liants ou non), alors ses ____ orbitales p et son orbitale s se déforment et s'unissent afin de former une orbitale hybride, nommée _____.

Sa forme est _____.

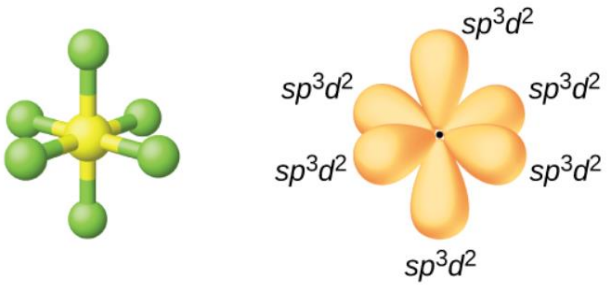
Lorsqu'un atome central possède ____ doublets (liants ou non), alors ____ de ses orbitales p, ____ de ses orbitales d et son orbitale s se déforment et s'unissent afin de former une orbitale hybride, nommée _____.

Sa forme est _____.



Lorsqu'un atome central possède ____ doublets (liants ou non), alors ____ de ses orbitales p, ____ de ses orbitales d et son orbitale s se déforment et s'unissent afin de former une orbitale hybride, nommée _____.

Sa forme est _____.



Afin de déterminer la forme de la molécule, nous déterminons l'hybridation de l'atome central (basé sur le nombre de _____). Ensuite, utilisant la forme de base de cette hybridation nous déterminons la forme que prendra la molécule.

Voici un tableau que peut prendre les molécules dépendant des doublets :

Hybridation	# DL	#DNL	Forme
sp			
sp^2			
sp^3			
sp^3d			
sp^3d^2			

Détermine la forme des molécules suivantes :

NH_3 CH_4 H_2O

$BrCl_4^-$ H_3O^+ SiF_6^{2-}

CCl_4 $CHCl_3$

5. La polarité des molécules

La polarité des molécules dépend de deux facteurs :

- La _____ de la molécule.

  Si la molécule est symétrique, alors la molécule sera _____ puisque :

  Si la molécule n'est pas symétrique, alors la molécule sera _____ puisque :

Que sont les formes moléculaires symétriques?

Que sont les formes moléculaires non-symétriques?

- Les éléments présents dans la molécule.
  Si une molécule est symétrique et que les éléments autour de l'atome central sont tous identiques, alors la molécule sera _____ puisque :

  Si une molécule est symétrique mais que les éléments autour de l'atome central sont différents, alors la molécule sera _____ puisque :

Quelle est la polarité des molécules à la page 26?

Pratique : la périodicité, les liaisons et la forme moléculaire

1. Écris les configurations électroniques des ions suivants :

a) Li^+ **b)** Ca^{2+}

c) Br^- **d)** O^{2-}

2. Représente des structures de Lewis les ions de la question 1.

3. Représente par des diagrammes d'orbitales et des structures de Lewis la façon dont les paires d'éléments suivantes peuvent se combiner. Dans chaque cas, écris la formule chimique du produit.

a) Li et S **b)** Ca et Cl

c) K et Cl **d)** Na et N

4. À quel groupe principal du tableau périodique X appartient-il ?

a) MgX **b)** X_2SO_4

c) X_2O_3 **d)** XCO_3

5. Énumère les composés suivants dans l'ordre décroissant de l'énergie de liaison : H—Br, H—I, H—Cl. Utilise l'annexe E pour vérifier ta réponse.

6. Classe les composés suivants dans l'ordre croissant de leurs points de fusion et donne les raisons de tes décisions : $AsBr_3$, KBr, $CaBr_2$.

7. À l'aide de leur position dans le tableau périodique, prédis quelle liaison est la plus polaire dans les groupes suivants. Vérifie tes prédictions en calculant ΔEN.

a) C—H, Si—H, Ge—H

b) Sn—Br, Sn—I, Sn—F

c) C—O, C—H, C—N

8. Classe la liaison dans chacun des composés suivants comme covalente (non polaire), covalente polaire ou ionique. Par la suite, classe les composés polaires covalents en ordre croissant de polarité.

a) S_8 **d)** SCl_2

b) RbCl **e)** F_2

c) PF_3 **f)** SF_2

9. Représente par des structures de Lewis chacune des molécules suivantes.

a) NH_3 **c)** CF_4 **e)** BrO^- **g)** H_2O_2

b) CH_4 **d)** AsH_3 **f)** H_2S **h)** ClNO

10. Représente par des structures de Lewis chacun des ions suivants. (**Remarque :** Tiens compte des structures de résonance.)

a) CO_3^{2-} **b)** NO^+ **c)** ClO_3^- **d)** SO_3^{2-}

11. On a suggéré le dichlorofluoroéthane, CH_3CFCl_2, en remplacement des chlorofluorocarbures (CFC). La présence d'hydrogène dans CH_3CFCl_2 a réduit d'une manière sensible la capacité de destruction d'ozone du composé. Représente par une structure de Lewis cette molécule.

12. Représente par des structures de Lewis les molécules suivantes. (**Remarque :** Ces molécules possèdent plus d'un atome central.)

a) N_2H_4 **b)** N_2F_2

13. Même si les éléments du groupe 18 (VIIIA) sont inactifs, les chimistes peuvent synthétiser des composés de plusieurs gaz rares, dont Xe. Représente par une structure de Lewis la molécule de XeO_4. Indique si une liaison covalente coordonnée a des chances de faire partie des liaisons de cette molécule.

14. Représente par des structures de Lewis les molécules suivantes.

a) SF_6 **b)** BrF_5

15. Représente par des structures de Lewis les molécules suivantes.

a) XeF_4 **b)** PF_5

16. Comment la disposition des électrons autour de l'atome central diffère-t-elle dans PI_3 et ClI_3 ? Représente par des structures de Lewis ces composés afin de répondre à la question.

17. Représente par une structure de Lewis l'ion IF_4^-.

18. Utilise la théorie de la RPECV pour prédire la forme moléculaire de chaque molécule ou ion qui suit :

a) HCN **b)** SO_2 **c)** SO_3 **d)** SO_4^{2-}

19. Utilise la théorie de la RPECV pour prédire la forme moléculaire de chaque molécule ou ion qui suit :

a) CH_2F_2 **b)** $AsCl_5$ **c)** NH_4^+ **d)** BF_4^-

20. Utilise la théorie de la RPECV pour prédire la forme moléculaire de NO_2^+ et de NO_2^-.

21. Représente par des structures de Lewis les molécules ou ions suivants, et utilise la théorie de la RPECV pour prédire leur forme moléculaire. Indique les exemples dans lesquels l'atome central possède un niveau de valence élargi.

a) XeI_2 **b)** PF_6^- **c)** AsF_3 **d)** AlF_4^-

22. En te basant sur la formule générale et la forme de la molécule ou de l'ion, suggère les éléments pouvant être l'atome central, X, dans chaque composé qui suit :

a) XF_3^+ (pyramide triangulaire) **c)** XF_3 (en forme de T)

b) XF_4^+ (tétraédrique)

23. Utilise la théorie de la RPECV pour prédire la forme de chacune des molécules suivantes. En te basant sur la forme moléculaire et la polarité des liaisons, détermine si la molécule est polaire ou non.

a) CH_3F **b)** CH_2O **c)** GaI_3

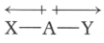
24. On a utilisé le fréon 12, CCl_2F_2, comme produit réfrigérant dans les réfrigérateurs jusqu'à ce qu'on le suspecte d'être la cause de la réduction de l'ozone. Détermine la forme moléculaire de CCl_2F_2 et discute de la possibilité que la molécule soit un dipôle.

25. Lequel des composés suivants est le plus polaire ? Justifie ta réponse dans chaque cas.

a) NF_3 ou NCl_3 **b)** ICl_4^{-1} ou $TeCl_4$

26. On découvre, par expérimentation, qu'une molécule hypothétique ayant pour formule XY_3 existe. Elle est polaire. Quelles formes moléculaires sont possibles pour cette molécule ? Quelles formes sont impossibles ? Justifie ta réponse dans chaque cas.

Remplis le tableau avec la polarité appropriée :

Forme moléculaire	Polarité de la liaison	Polarité moléculaire
linéaire		
linéaire		
courbée		
triangulaire plane		
triangulaire plane		
tétraédrique		
tétraédrique		

E. Les forces moléculaires

Une force intramoléculaire est :

Que sont les forces intramoléculaires, en ordre croissant?

Une force intermoléculaire est :

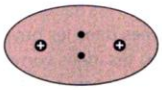
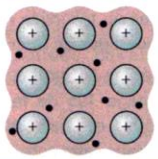
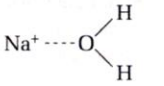
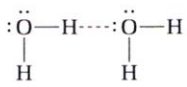
Les forces intermoléculaires sont, en ordre décroissant :

1. la force ion-dipôle

2. la force dipôle-dipôle

3. les forces induites
   a. la force dipôle induite par un ion

   b. la force dipôle induite par un dipôle

	Force	Modèle	Nature de l'attraction	Énergie (kJ/mole)	Exemple
Intramoléculaire	Ionique		Cation-anion	400–4000	NaCl
	Covalente		Paire d'électrons partagée par les noyaux	150–1100	H—H
	Métallique		Électrons délocalisés du cation	75–1000	Fe
Intermoléculaire	Ion-dipôle		Charge ionique -charge dipolaire	40-600	
	Liaison hydrogène		Liaison polaire avec l'hydrogène — charge dipolaire (doublet non liant, *EN* élevée de N, O, F)	10–40	
	Dipôle-dipôle		Charges dipolaires	5–25	I—Cl····I—Cl
	Dipolaire induite par un ion		Électrons polarisables-charge ionique	3–15	Fe^{2+}····O_2
	Dipolaire induite par un dipôle		Électrons polarisables-charge dipolaire	2–10	H—Cl····Cl—Cl

Qu'est-ce qu'une liaison hydrogène? Quelle est son importance?

Quel lien y a-t-il entre la grandeur de la force intramoléculaire et l'état (point de fusion) d'une substance?

II. La vitesse de réaction

A. La vitesse de réaction

La vitesse de réaction est le montant de _____ qui sont consommés par unité de _____ lors d'une réaction.

On peut aussi le considérer comme le montant de _____ résultant de la réaction par unité de _____.

On la calcule de la façon suivante :

Si nous mesurons la concentration,

$$v = —$$

Si nous mesurons le nombre de moles,

$$v = —$$

Expérimentalement, il y a plusieurs façons de déterminer indirectement la concentration ou le nombre de moles :
- mesurer la _____ des produits ou réactifs avant et après la réaction
- s'il y a des gaz faisant partie de la réaction nous pouvons mesurer le changement de _____ ou la _____.
- si nous avons des acides ou des bases dans la réaction, nous pouvons mesurer le changement de _____.

Exemple
Dans la réaction de combustion du propane, $C_3H_8 + 5O_2 \rightarrow 3CO_2 + 4H_2O$, on a produit $0{,}0266mol$ de dioxyde de carbone en $12{,}55s$. Quelle est la vitesse de production du CO_2? Quelle est la vitesse de décomposition du propane et du dioxygène?

Pratique : vitesse de réaction

1. On utilise le cyclopropane, C_3H_6, dans la synthèse de composés organiques ainsi que comme anesthésique à action rapide. Il subit un réarrangement pour former du propène. Si le cyclopropane réagit à une vitesse de 0,25 mol/s, à quelle vitesse le propène est-il produit ?

2. L'ammoniac, NH_3, réagit avec l'oxygène pour produire du monoxyde d'azote, NO, et de la vapeur d'eau.

$4NH_{3(g)} + 5O_{2(g)} \rightarrow 4NO_{(g)} + 6H_2O_{(g)}$

À un moment précis de la réaction, l'ammoniac réagit à une vitesse de 0,068 mol/(L•s).

Quelle est la vitesse correspondante de production de l'eau ?

3. Le bromure d'hydrogène réagit avec l'oxygène pour produire du brome et de la vapeur d'eau.

$4HBr_{(g)} + O_{2(g)} \rightarrow 2Br_{2(g)} + 2H_2O_{(g)}$

Comment la vitesse de décomposition de HBr (en mol/(L•s)) se compare-t-elle avec la vitesse de formation de Br_2 (aussi en mol/(L•s)) ? Exprime ta réponse sous la forme d'une équation.

4. Le magnésium métallique réagit avec l'acide chlorhydrique pour produire le chlorure de magnésium et le gaz hydrogène.

$Mg_{(s)} + 2HCl_{(aq)} \rightarrow MgCl_{2(aq)} + H_{2(g)}$

Durant un intervalle de 1,00 s, la masse de $Mg_{(s)}$ change par – 0,011 g.

a) Quelle est la vitesse correspondante de consommation de $HCl_{(aq)}$ (en mol/s) ?

b) Calcule la vitesse correspondante de production de $H_{2(g)}$ (en L/s) à 20 °C et à 101 kPa.

B. Les facteurs affectant la vitesse de réaction

La théorie des collisions

Pour qu'une réaction ait lieu, il doit avoir des _____ entre les molécules.

Celles-ci doivent répondre à deux conditions:

- la collision doit avoir assez _____. Souvent, ce facteur est déterminé par la _____ des molécules.
- les molécules doivent être dans la bonne _____. Si les molécules ne font pas une collision dans le bon sens, il n'y aura pas de collision.

Il y a 6 facteurs affectant la vitesse de réaction :

1. la t_____

2. la c_____ des r_____

3. la p_____

4. la s_____ de _____

5. la n_____ des r_____
   Ceux-ci inclus des facteurs tels :
   L'état de matière des réactifs (Gaz vs. Liquide vs. Solide)

   La force des liens (Liaisons simples vs. Liaisons doubles)

   Le type de liens (Composés ioniques vs. Composés moléculaires)

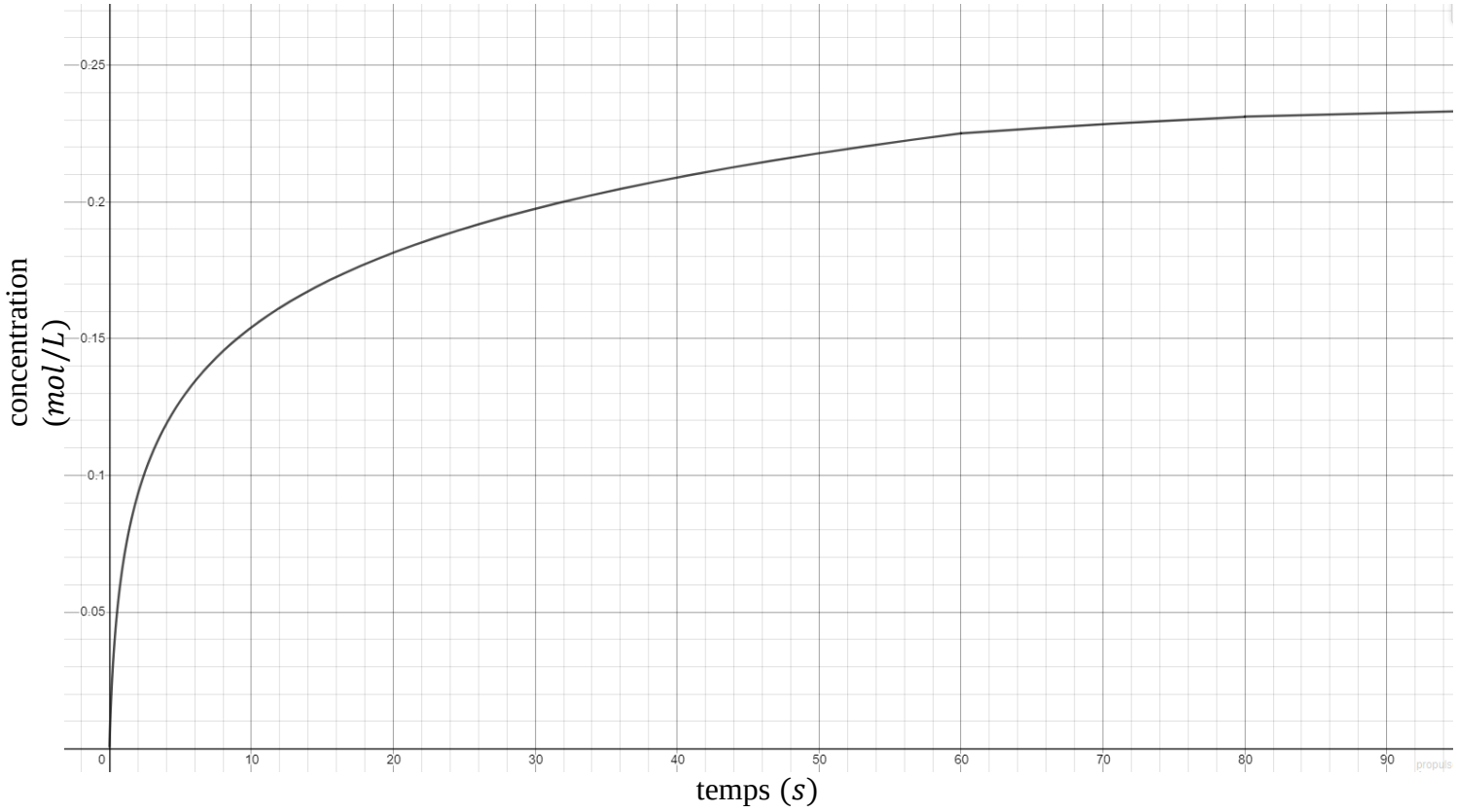
   Le nombre de liens

6. la présence d'un c_____
   C'est une substance qui augmente la vitesse de réaction sans être consommée par celle-ci. Ceci est accompli en baissant l'_____ de la réaction.

C. La vitesse moyenne et instantanée

1. La vitesse moyenne

La vitesse moyenne est la variation moyenne de réactif ou de produit dans un _____ de temps. Il faut donc un point _____ et un point _____ pour la calculer.



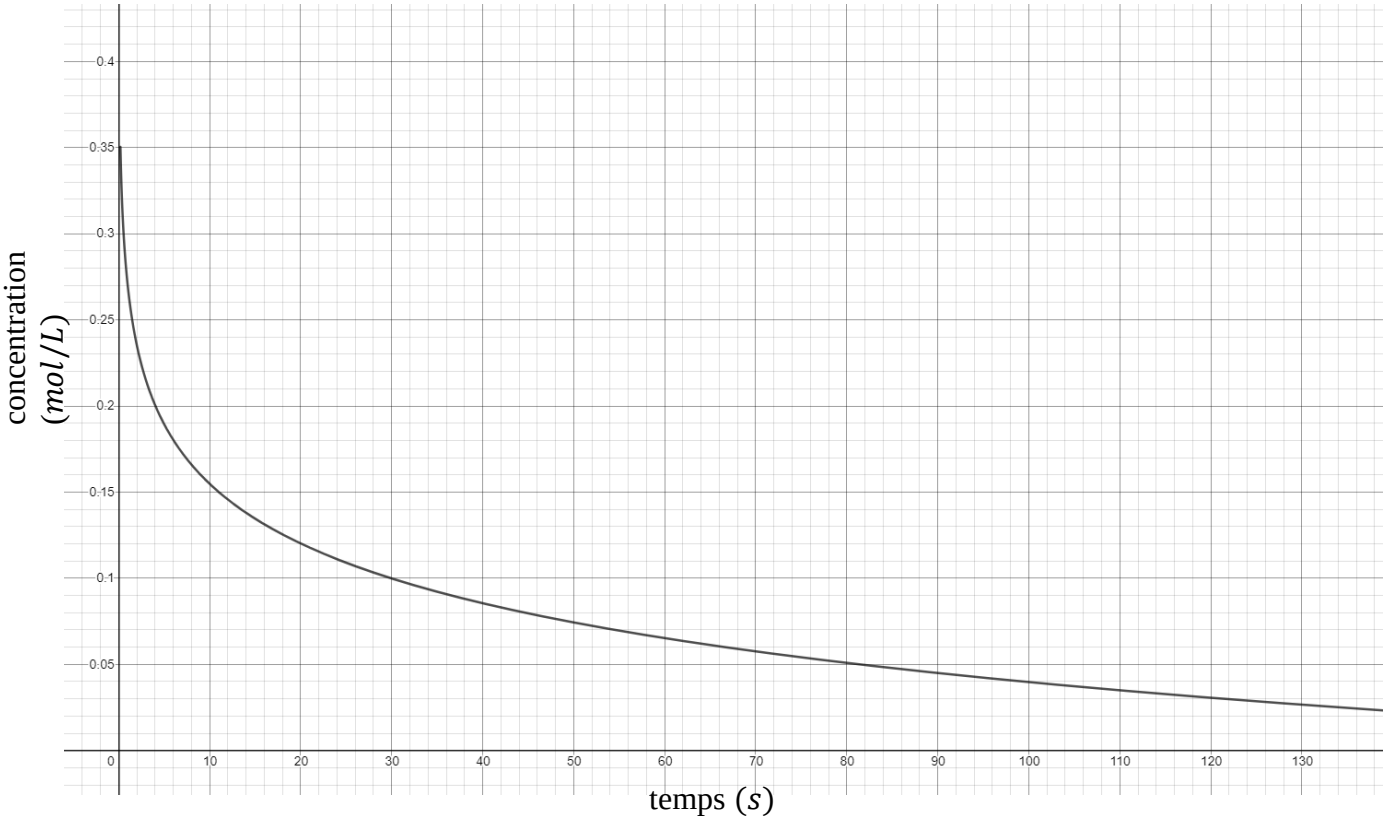
Quelle est la vitesse moyenne durant la première minute de la réaction?
Entre $30s$ et $80s$?

Est-ce qu'il s'agit d'un graphique d'un produit ou d'un réactif? Explique.

Quelle est la durée de la réaction?

2. La vitesse instantanée

La vitesse instantanée est la vitesse de la réaction à un _____ précis de la réaction. Nous calculons donc la vitesse à un seul point du graphique.



Quelle est la vitesse instantanée à $50s$?

Est-ce qu'il s'agit d'un graphique d'un produit ou d'un réactif? Explique.

Est-ce que la réaction est terminée?

Pratique : vitesse moyenne et instantanée

Labo virtuel — Les vitesses moyennes et instantanées de réaction

Des chimistes effectuent une expérience pour trouver la vitesse de décomposition du pentoxyde de diazote.

$$2N_2O_{5(g)} \rightarrow 4NO_{2(g)} + O_{2(g)}$$

Ils recueillent les données suivantes à une température constante.

Temps (s)	$[O_2]$ (mol/L)
0,00	0,0
$6,00 \times 10^2$	$2,1 \times 10^{-3}$
$1,20 \times 10^3$	$3,6 \times 10^{-3}$
$1,80 \times 10^3$	$4,8 \times 10^{-3}$
$2,40 \times 10^3$	$5,6 \times 10^{-3}$
$3,00 \times 10^3$	$6,4 \times 10^{-3}$
$3,60 \times 10^3$	$6,7 \times 10^{-3}$
$4,20 \times 10^3$	$7,1 \times 10^{-3}$
$4,80 \times 10^3$	$7,5 \times 10^{-3}$
$5,40 \times 10^3$	$7,7 \times 10^{-3}$
$6,00 \times 10^3$	$7,8 \times 10^{-3}$

Marche à suivre

1. À l'aide de papier pour graphiques ou d'un tableur, trace une courbe et identifie les composants d'un graphique montrant la vitesse de formation du gaz oxygène. La concentration d'O_2 (en mol/L) est une variable dépendante et le temps (en s) est une variable indépendante.
2. Trace une sécante à la courbe dans l'intervalle t = 0 s à t = 4800 s.
3. Trace une tangente à la courbe à t = 1200 s et à t = 4800 s.
4. Détermine la pente de la sécante. Quelle est la vitesse moyenne de la réaction pour un intervalle de temps donné ? Inclus les unités appropriées et prête attention aux chiffres significatifs.
5. Détermine la pente de chaque tangente. Quelle est la vitesse de réaction instantanée à t = 1200 s et à t = 4800 s ? Inclus les unités appropriées et prête attention aux chiffres significatifs.

Analyse

1. Pourquoi les unités de la vitesse moyenne et de la vitesse instantanée sont-elles les mêmes ?
2. Pour un ensemble particulier de données, deux élèves ont déterminé des vitesses de réaction moyennes différentes. Si aucun des deux élèves n'a fait d'erreur dans ses calculs, explique la différence entre ces vitesses de réaction.
3. Propose une raison expliquant la différence dans les vitesses instantanées à 1200 s et à 4800 s.
4. Quand on compare les vitesses des réactions effectuées dans des conditions différentes, on les compare souvent tout près du début des réactions. Quel ou quels avantages vois-tu dans cette pratique ? **Astuce :** Pense à des réactions lentes.

D. La loi de la vitesse

La loi de la vitesse est décrite comme une équation comportant une _____ et les concentrations des _____.

Pour une réaction $aA + bB \rightarrow cC + dD$, la loi de la vitesse est :

$$v = k[A]^x[B]^y$$

$[A]$: concentration de la substance A
A et B sont les réactifs de la réaction
x et y sont $\leq$ à a et b

<u>L'ordre de la réaction et des réactifs</u>
L'ordre d'un réactif est déterminé par son _____ dans la loi de la vitesse.

L'ordre globale de la réaction est déterminé par la _____ des _____ dans la loi de la vitesse.

Exemple
Pour la réaction $v = k[N_2][H_2]^3$ de la réaction $N_2 + 3H_2 \rightarrow 2NH_3$, que sont l'ordre de réaction du diazote, du dihydrogène et de la réaction?

Puisque les unités de mesure de la vitesse sont $\frac{mol}{L \cdot s}$, alors les unités de mesure de la constante, k, dépendent de l'ordre de la réaction.

Ordre de la réaction	Réactions possibles	Unités pour k
0		
1		
2		
3		
n		

La constante de la loi de vitesse nous aide à déterminer la vitesse relative des réactions. Plus k est grand, plus la vitesse de réaction sera _____.
Une réaction d'ordre 1 ayant une constante de 100 durera environ $0{,}1s$. En comparaison, une réaction ayant une constante de 10^{-3} durera environ $2h$.

<u>Le calcul de la loi de la vitesse</u>
Exemple
Nous avons fait la réaction $2N_2O_5 \rightarrow 4NO_2 + 5O_2$ quelques fois. À $0{,}010M$ de N_2O_5, la vitesse initiale était de $4{,}8 \times 10^{-6}\ mol/L \cdot s$, à $0{,}020M$ de $9{,}6 \times 10^{-6} mol/L \cdot s$ et à $0{,}030M$ de $1{,}5 \times 10^{-5}\ mol/L \cdot s$. Calculer l'exposant et la constante de la réaction.

Exemple
Étant donné la réaction $ClO_2 + 2OH^- \rightarrow ClO_3^- + ClO_2 + H_2O$

$[ClO_2]$	$[OH^-]$	Vitesse initiale
0,015	0,0250	$1{,}30 \times 10^{-3}$
0,015	0,0500	$2{,}60 \times 10^{-3}$
0,045	0,0250	$1{,}16 \times 10^{-2}$

Trouver la loi de vitesse pour cette réaction.

Pratique : la loi de la vitesse

5. Quand on le chauffe, l'oxyde d'éthène se décompose pour produire du méthane et du monoxyde de carbone.
$C_2H_4O_{(g)} \rightarrow CH_{4(g)} + CO_{(g)}$

À 415 °C, on a recueilli les données de vitesse initiale suivantes.

Expérience	$[C_2H_4O]_0$ (mol/L)	Vitesse initiale (mol/(L • s))
1	0,002 85	$5,84 \times 10^{-7}$
2	0,004 28	$8,76 \times 10^{-7}$
3	0,005 70	$1,17 \times 10^{-6}$

Détermine l'équation de la loi de vitesse et la constante de vitesse à 415 °C.

6. Le chlorure d'iode réagit avec l'hydrogène pour produire de l'iode et du chlorure d'hydrogène.
$2ICl + H_2 \rightarrow I_2 + 2HCl$

À la température T, on a obtenu les données de vitesse initiale suivantes.

Expérience	$[ICl]_0$ (mol/L)	$[H_2]_0$ (mol/L)	Vitesse initiale (mol/(L • s))
1	0,20	0,050	0,0015
2	0,40	0,050	0,0030
3	0,20	0,200	0,0060

Détermine l'équation de la loi de vitesse et la constante de vitesse à la température T.

7. On utilise le chlorure de sulfuryle (aussi connu sous les appellations d'oxychlorure de soufre et de chlorure de thionyle), SO_2Cl_2, dans une foule d'applications, dont la synthèse de produits pharmaceutiques, de plastiques caoutchoutés, de colorants et de rayonne. On a étudié la vitesse de décomposition du chlorure de sulfuryle à une certaine température.
$SO_2Cl_{2(g)} \rightarrow SO_{2(g)} + Cl_{2(g)}$

$[SO_2Cl_2]$ (mol/L)	Vitesse initiale (mol/(L • s))
0,150	$3,3 \times 10^{-6}$
0,300	$6,6 \times 10^{-6}$
0,450	$9,9 \times 10^{-6}$

a) Écris l'équation de la loi de vitesse de la décomposition du chlorure de sulfuryle.

b) Détermine la constante de vitesse, k, de la réaction avec les unités appropriées.

8. Considère la réaction suivante.
$2A + 3B + C \rightarrow$ produits

On a découvert que cette réaction obéit à l'équation de la loi de vitesse suivante.
Vitesse = $k[A]^2[B][C]$

Reproduis le tableau ci-dessous dans ton cahier de notes. Utilise ensuite les renseignements donnés pour prédire les valeurs manquantes. N'écris pas dans ce manuel.

Expérience	[A] initiale (mol/L)	[B] initiale (mol/L)	[C] initiale (mol/L)	Vitesse initiale (mol/(L • s))
1	0,10	0,20	0,050	0,40
2	0,10	(a)	0,10	0,40
3	0,20	0,050	(b)	0,20
4	(c)	0,025	0,040	0,45
5	0,10	0,010	0,15	(d)

E. La demi-vie des réactions

La demi-vie ($t_{1/2}$) d'une réaction est le _____ nécessaire pour que la masse ou la concentration d'un réactif diminue à la _____ de sa valeur initiale.

Elle est mesurée en secondes pour la plupart des réactions mais peut avoir n'importe quelles unités dont il est utile (minutes, heures, jours, …)

La demi-vie d'une réaction d'ordre 1 est une constante et peut être calculée à partir de la formule :

$$t_{1/2} = \frac{\ln 2}{k}$$

Ce concept est surtout utile en pharmacologie pour calculer l'intervalle de temps qu'il faut avoir pour s'assurer qu'un médicament ait une certaine concentration dans le corps.

Exemple
La décomposition du chlorure de sulfuryle, SO_2Cl_2, est une réaction d'ordre 1.

$$SO_2Cl_2 \rightarrow SO_2 + Cl_2$$

Si la vitesse est décrite par $v = (2{,}2 \times 10^{-5} s^{-1})[SO_2Cl_2]$, quelle est la demi-vie de la réaction? Combien de temps prend le chlorure de sulfuryle à diminuer jusqu'à un huitième de sa concentration initiale?

Pratique : la demi-vie

9. Le cyclopropane, C_3H_6, possède une structure cyclique triangulaire d'hydrocarbure. Il subit un réarrangement pour former du propène. À 1000 °C, la constante de vitesse d'ordre 1 de la décomposition du cyclopropane est 9,2 s^{-1}.

a) Détermine la demi-vie de la réaction.

b) Quel pourcentage de la concentration originale de cyclopropane restera-t-il après 4 demi-vies ?

10. Le nitrate de peroxyacétyle (NPA), $H_3CCO_2ONO_2$, est un constituant du smog photochimique. Il subit une réaction de décomposition d'ordre 1 avec $t_{1/2}$ = 32 min.

a) Calcule la constante de vitesse en s^{-1} de la décomposition d'ordre 1 du NPA.

b) 128 minutes après que l'échantillon de NPA a commencé à se décomposer, la concentration de NPA dans l'air est de $3{,}1 \times 10^{13}$ molécules/L. Quelle était la concentration de NPA quand la décomposition a commencé ?

11. En règle générale, une réaction est complètement terminée après 10 demi-vies. Prouve que cette généralisation est raisonnable.

12. La demi-vie d'une réaction d'ordre 1 dure 120 s. Combien de temps penses-tu que cela prendra pour que 90 % de l'échantillon original réagisse ?

F. Les mécanismes réactionnels

La plupart des réactions consistent d'une série d'étapes qui se suivent pour former une réaction globale. Chaque étape est une réaction élémentaire qui doit se produire pour que la réaction globale se produise.

La vitesse globale de la réaction est déterminée par l'étape la plus _____ des réactions élémentaires; c'est l'étape _____ de la vitesse.

Pour qu'un mécanisme réactionnel soit acceptable, il doit satisfaire deux conditions :

- Les exposants de l'étape _____ doivent correspondre aux coefficients de la _____ de la réaction.
- La somme des étapes du mécanisme réactionnel doit donner la _____ globale.

Le _____ est une molécule intermédiaire qui ne paraît pas comme produit de la réaction globale.

Exemple
Détermine un mécanisme réactionnel approprié pour la réaction $2NO + O_2 \rightarrow 2NO_2$ sachant que la loi de la vitesse de cette réaction est $v = k[NO][O_2]$. Nomme l'étape déterminante et le complexe activé.

Exemple
Détermine un mécanisme réactionnel approprié pour la réaction $2NO_2 + Cl_2 \rightarrow 2NO_2Cl$ sachant que la loi de la vitesse est $v = k[NO_2][Cl_2]$. Nomme l'étape déterminante et le complexe activé.

Pratique : les mécanismes réactionnels

13. La réaction suivante est exothermique.

$2ClO_{(g)} \rightarrow Cl_{2(g)} + O_{2(g)}$

Représente le diagramme d'énergie potentielle de la réaction et détermine ses composants. Propose un complexe activé acceptable.

14. Considère la réaction suivante.

$AB + C \rightarrow AC + B \quad \Delta H = +65 \text{ kJ}, E_{a(inv)} = 34 \text{ kJ}$

Représente le diagramme d'énergie potentielle de cette réaction et détermine ses composants. Calcule et identifie $E_{a(dir)}$. Inclus une structure possible du complexe activé.

17. $NO_{2(g)}$ et $F_{2(g)}$ réagissent pour former $NO_2F_{(g)}$. La loi de vitesse déterminée par expérimentation de cette réaction s'écrit comme suit :
Vitesse = $k[NO_2][F_2]$

Un ou une chimiste propose le mécanisme suivant. Détermine si le mécanisme est raisonnable.

Étape 1 $NO_{2(g)} + F_{2(g)} \rightarrow NO_2F_{(g)} + F_{(g)}$ (lente)

Étape 2 $NO_{2(g)} + F_{(g)} \rightarrow NO_2F_{(g)}$ (rapide)

18. Une chercheuse ou un chercheur étudie la réaction globale suivante.
$2C + D \rightarrow E$

La chercheuse ou le chercheur déclare que l'équation de la loi de vitesse de cette réaction s'écrit comme suit :
Vitesse = $k[C][D]$

a) L'équation de la loi de vitesse est-elle possible pour la réaction donnée ?

b) Si oui, suggère un mécanisme qui correspondrait à la loi de vitesse. Si non, explique pourquoi.

19. Une ou un chimiste propose le mécanisme de réaction suivant pour une réaction.

Étape 1 $A + B \rightarrow C$ (lente)

Étape 2 $C + A \rightarrow E + F$ (rapide)

a) Écris l'équation de la réaction chimique décrite par ce mécanisme.

b) Écris l'équation de la loi de vitesse en accord avec le mécanisme proposé.

20. Considère la réaction entre le 2-bromo-2-méthylpropane et l'eau.

$(CH_3)_3CBr_{(aq)} + H_2O_{(\ell)} \rightarrow (CH_3)_3COH_{(aq)} + H^+_{(aq)} + Br^-_{(aq)}$

Des expériences de vitesse montrent que la réaction est d'ordre 1 pour $(CH_3)_3CBr$, mais d'ordre 0 pour l'eau. Démontre que le mécanisme accepté, montré ci-dessous, est raisonnable.

Étape 1 $(CH_3)_3CBr_{(aq)} \rightarrow (CH_3)_3C^+_{(aq)} + Br^-_{(aq)}$ (lente)

Étape 2 $(CH_3)_3C^+_{(aq)} + H_2O_{(\ell)} \rightarrow (CH_3)_3COH_2^+{}_{(aq)}$ (rapide)

Étape 3 $(CH_3)_3COH_2^+{}_{(aq)} \rightarrow H^+_{(aq)} + (CH_3)_3COH_{(aq)}$ (rapide)

III. L'équilibre chimique

A. La constante d'équilibre

1. Les réactions réversibles et l'équilibre

Une réaction réversible est une réaction qu'on peut lire de gauche à droite (sens _____) et de droite à gauche (sens _____).

Certaines réactions ne sont pas réversibles. Quelques exemples sont :

D'autres réactions sont réversibles. Quelques exemples sont :

$H_{2\,(g)} + I_{2\,(g)} \rightleftharpoons 2HI_{(g)}$
$CaSO_{4\,(s)} \rightleftharpoons Ca^{2+}_{(aq)} + SO^{2-}_{4\,(aq)}$
$HBr_{(aq)} \rightleftharpoons H^{+}_{(aq)} + Br^{-}_{(aq)}$

2. L'expression de la constante d'équilibre

Puisque la réaction se déroule dans deux sens en même temps, on peut aussi décrire la vitesse dans les deux sens.

Étant donné la réaction $aA + bB \rightleftharpoons cC + dD$

Utilise la loi de la vitesse pour décrire les vitesses des deux sens.

Sens _____

$v_1 =$

Sens _____

$v_2 =$

Lorsque la vitesse du sens _____ et du sens _____ sont égales, la réaction se trouve en _____ chimique.

$v_1 = v_2$

Substitue les vitesses :

Isole les concentrations :

$$K_c = \frac{k_1}{k_2} =$$

Pour qu'une réaction atteigne un équilibre chimique, elle doit rencontrer les conditions suivantes :

- La réaction doit être _____, c'est-à-dire, elle doit pouvoir être décrite dans n'importe quel sens.
- Les propriétés _____ (macroscopiques) doivent être constantes. Certaines de ces propriétés sont la t_____, la p_____ et la c_____.
- Le système doit être _____.

Lorsqu'on écrit l'expression de la _____, on ignore les _____ et les _____. Ceux-ci n'ont pas de concentrations alors on ne les inclut pas dans la constante.

Exemple
Écrivez l'expression de la constante d'équilibre des réactions suivantes.

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

$CaCO_{3\,(s)} \rightleftharpoons Ca^{2+}_{(aq)} + CO^{2-}_{3\,(aq)}$

$H_2O_{(l)} \rightleftharpoons H^{+}_{(aq)} + OH^{-}_{(aq)}$

$4P_{(g)} + 5O_{2\,(g)} \rightleftharpoons 2P_2O_{5\,(g)}$

$Cu_{(s)} + 2Ag^{+}_{(aq)} \rightleftharpoons Cu^{2+}_{(aq)} + 2Ag_{(s)}$

B. Les calculs de la constante d'équilibre

Si $k > 1$, la réaction favorise le sens _____. Il y aura donc plus de _____que de _____.
Une réaction complète en est une où $k > 10^{10}$.

Si k environ 1, les concentrations des réactifs et des produits sont à peu près égales.

Si $k < 1$ la réaction favorise le sens _____. À l'équilibre, il y aura plus de _____ que de _____.
Lorsque $k < 10^{-10}$, on considère que la réaction n'a pas eu lieu.

<u>Calculer la constante lorsqu'on connaît les valeurs à l'équilibre :</u>
Dans un ballon de $5{,}0L$, un mélange d'azote et de chlore gazeux réagissent suivant la réaction $N_{2\,(g)} + 3Cl_{2\,(g)} \rightleftharpoons 2NCl_{3\,(g)}$. À l'équilibre, le mélange contient $0{,}0070mol$ de diazote, $0{,}0022mol$ de dichlore et $0{,}95mol$ de trichlorure d'azote. Calcule la constante d'équilibre de cette réaction.

<u>Calculer la constante lorsqu'on connaît les valeurs initiales et certaines valeurs à l'équilibre :</u>

Dans la réaction $Fe^{3+}_{(aq)} + SCN^{-}_{(aq)} \rightleftharpoons Fe(SCN)^{2+}_{(aq)}$ nous avons débuté avec $0{,}0064\ mol/L$ de Fe^{3+} et de $0{,}0010\ mol/L$ de SCN^{-}. Si à l'équilibre nous avons $0{,}00045 mol/L$ de $Fe(SCN)^{2+}$, que sera la valeur de la constante d'équilibre?

<u>Calculer les concentrations inconnues lorsque nous connaissons la constante d'équilibre.</u>

À une température de 700K, la constante d'équilibre de la réaction $CO_{(g)} + H_2O_{(g)} \rightleftharpoons H_{2\,(g)} + CO_{2\,(g)}$ est de $0{,}83$. Suppose que tu commences avec $1{,}0mol$ de CO et $1{,}0mol$ de H_2O dans un récipient de $5{,}0L$. Quelle quantité de chaque substance sera présente dans le récipient lorsque les gaz seront à l'équilibre?

La réaction $H_{2\,(g)} + I_{2\,(g)} \rightleftharpoons 2HI_{(g)}$ a une constante d'équilibre de $25{,}0$ à 1100K. On place $2{,}00mol$ de H_2 et $3{,}00mol$ de I_2 dans un contenant de $1{,}00L$ à 1100K. Quelle est la concentration de chaque gaz à l'équilibre?

Estimer selon la valeur de la constante d'équilibre

Selon la valeur de la constante, il est parfois utile de faire une approximation afin de simplifier nos calculs. Ceci se passe dans le cas où le _____ est petit en comparaison avec notre concentration _____.

Qu'est-ce qui est considéré petit?

On divise la concentration _____ par la _____.

$$\text{—} > 500$$

Si la réponse est < 100, on ne peut pas utiliser l'approximation.
Si la réponse est entre 100 et 500, on peut utiliser l'approximation mais sachant que notre réponse finale pourrait être légèrement inexacte.
Si la réponse est > 500, on peut utiliser l'approximation sans hésitation.

Exemple

Dans $N_{2\,(g)} + O_{2\,(g)} \rightleftharpoons 2NO_{(g)}$, la constante d'équilibre est de $4{,}2 \times 10^{-8}$. On place $0{,}085mol$ d'azote et $0{,}038mol$ d'oxygène dans un contenant de 1 litre. Quelle est la concentration de monoxyde d'azote à l'équilibre?

C. Le quotient de réaction

Le quotient de réaction est utilisé pour déterminer si une réaction est à l'équilibre ou non. Il est calculé de la même façon que la constante d'équilibre mais on utilise le symbole _____.

Une fois le quotient calculé, on le compare à la constante pour déterminer si la réaction est à l'équilibre ou non.

$K_c = Q_c$
Puisque la constante est égale au quotient, la réaction est à _____.

$K_c < Q_c$
Pour que le quotient soit égal à la constante, nous devons augmenter le montant de _____. Ceci veut dire que la réaction se dirige dans le sens _____.

$K_c > Q_c$
Pour que le quotient soit égal à la constante, nous devons augmenter le montant de _____. Ceci veut dire que la réaction se dirige dans le sens _____.

Exemple
La réaction $H_{2\,(g)} + I_{2\,(g)} \rightleftharpoons 2HI_{(g)}$ a une constante d'équilibre de $25{,}0$. On place $2{,}00mol$ de H_2 et $3{,}00mol$ de I_2 dans un contenant de $1{,}00L$. Un peu plus tard on observe qu'il y a $1{,}25mol$ d'iodure d'hydrogène dans le contenant. Est-ce que la réaction est à l'équilibre? Sinon, dans quel sens la réaction se dirige-t-elle?

D. Le principe de Le Châtelier

Le principe de Le Châtelier dit que si on fait varier les conditions imposées à un système initialement à l'équilibre, ce dernier se déplacera dans le sens qui rapportera le système à l'équilibre.

Les facteurs affectant l'équilibre d'un système :

1. La concentration

   Si on augmente la concentration d'une substance, la réaction cherchera à diminuer celle-ci.

   Si on augmente :

   La concentration d'un réactif, pour diminuer celle-ci la réaction doit se diriger dans le sens _____.

   La concentration d'un produit, pour diminuer celle-ci la réaction doit se diriger dans le sens _____.

   Si on diminue :

   La concentration d'un réactif, pour augmenter celle-ci la réaction doit se diriger dans le sens _____.

   La concentration d'un produit, pour augmenter celle-ci la réaction doit se diriger dans le sens _____.

2. La pression

   Plus il y a de particules de gaz dans un système, plus la pression sera élevée.

   Si on augmente la pression, le système aura à _____ la pression afin de retourner à l'équilibre. La réaction se dirigera donc dans le sens où il y a _____ de moles de gaz.

   Si on diminue la pression, le système aura à _____ la pression afin de retourner à l'équilibre. La réaction se dirigera donc dans le sens où il y a _____ de moles de gaz.

   $2A_{(g)} + 3B_{(s)} \rightleftharpoons 2C_{(g)} + 2D_{(g)}$

   Sur quel côté de la réaction la pression sera-t-elle plus élevée?

   Étant donné la réaction suivante, une hausse de pression du système mènera à la réaction à se diriger dans quel sens?

3. La température
   Le sens de la réaction, à la suite d'un changement de température, dépend du type de réaction, selon si elle est exothermique ou endothermique.

   Est-ce que la réaction suivante est endothermique ou exothermique?

   $2A_{(g)} + 3B_{(s)} \rightleftharpoons 2C_{(g)} + 2D_{(g)} \qquad \Delta H = -345kJ$

   Récris la réaction avec l'énergie inclus dans la réaction (sur le bon côté) :

   Il est utile de penser à l'énergie comme un réactif. Si on augmente la température du système, c'est comme si on augmente la « concentration » de ce réactif/produit.

   Dans quel sens la réaction, originalement à l'équilibre, se dirigera si on augmente la température?

   Pour une réaction exothermique :

   Si on augmente la température, pour renverser l'effet de ce changement, la réaction se diriger dans le sens _____.

   Si on diminue la température, pour renverser l'effet de ce changement, la réaction se diriger dans le sens _____.

   Pour une réaction endothermique :

   Si on augmente la température, pour renverser l'effet de ce changement, la réaction se diriger dans le sens _____.

   Si on diminue la température, pour renverser l'effet de ce changement, la réaction se diriger dans le sens _____.

4. Les catalyseurs
   Les catalyseurs n'affectent pas l'équilibre. Cependant, si une réaction n'est pas à l'équilibre, elle sera atteinte plus rapidement avec un catalyseur.

Pratique : La constante d'équilibre et Le Châtelier

Écris l'expression de l'équilibre de chacune des réactions homogènes suivantes.

1. La réaction entre l'éthanol et l'acide éthanoïque produisant de l'éthanoate d'éthyle et de l'eau :
   $CH_3CH_2OH_{(\ell)} + CH_3COOH_{(\ell)} \rightleftharpoons CH_3CHOOCH_2CH_{3(\ell)} + H_2O_{(\ell)}$
2. La réaction entre le gaz azote et le gaz oxygène à température élevée :
   $N_{2(g)} + O_{2(g)} \rightleftharpoons 2NO_{(g)}$
3. La réaction entre le gaz hydrogène et le gaz oxygène produisant de la vapeur d'eau :
   $2H_{2(g)} + O_{2(g)} \rightleftharpoons 2H_2O_{(g)}$
4. L'équilibre de l'oxydoréduction du fer et des ions d'iode dans une solution aqueuse :
   $2Fe^{3+}_{(aq)} + 2I^-_{(aq)} \rightleftharpoons 2Fe^{2+}_{(aq)} + I_{2(aq)}$
   Remarque : Tu étudieras les réactions d'oxydoréduction dans le prochain module.
5. L'oxydation de l'ammoniac (une des réactions employées dans la production de l'acide nitrique) :
   $4NH_{3(g)} + 5O_{2(g)} \rightleftharpoons 4NO_{(g)} + 6H_2O_{(g)}$

6. La réaction suivante se produit dans un ballon scellé à 250 °C.
   $PCl_{5(g)} \rightleftharpoons PCl_{3(g)} + Cl_{2(g)}$
   À l'équilibre, les gaz contenus dans le ballon ont les concentrations suivantes : $[PCl_5] = 1{,}2 \times 10^{-2}$ mol/L, $[PCl_3] = 1{,}5 \times 10^{-2}$ mol/L et $[Cl_2] = 1{,}5 \times 10^{-2}$ mol/L. Calcule la valeur de K_c à 250 °C.
7. L'iode et le brome réagissent pour former du monobromure d'iode, IBr.
   $I_{2(g)} + Br_{2(g)} \rightleftharpoons 2IBr_{(g)}$
   À 250 °C, un mélange à l'équilibre dans un ballon de 2,0 L contient 0,024 mol de $I_{2(g)}$, 0,050 mol de $Br_{2(g)}$ et 0,38 mol de $IBr_{(g)}$. Quelle est la valeur de K_c pour cette réaction à 250 °C ?
8. À haute température, le gaz dioxyde de carbone se décompose en monoxyde de carbone et en oxygène à l'état gazeux. À l'équilibre, les gaz ont les concentrations suivantes : $[CO_{2(g)}] = 1{,}2$ mol/L, $[CO_{(g)}] = 0{,}35$ mol/L et $[O_{2(g)}] = 0{,}15$ mol/L. Détermine K_c à la température de la réaction.
9. Le sulfure d'hydrogène est un gaz âcre et toxique. À 1400 K, on constate dans un mélange à l'équilibre la présence de 0,013 mol/L d'hydrogène, 0,046 mol/L de soufre sous forme de $S_{2(g)}$ et 0,18 mol/L de sulfure d'hydrogène. Calcule la constante d'équilibre, à 1400 K, de la réaction suivante.
   $2H_2S_{(g)} \rightleftharpoons 2H_{2(g)} + S_{2(g)}$
10. Le méthane, l'éthyne et l'hydrogène forment le mélange suivant à l'équilibre.
    $2CH_{4(g)} \rightleftharpoons C_2H_{2(g)} + 3H_{2(g)}$
    Pour étudier ce mélange réactionnel, une ou un chimiste analyse un ballon scellé de 4,0 L à 1700 °C. On trouve 0,46 mol de $CH_{4(g)}$, 0,64 mol de $C_2H_{2(g)}$ et 0,92 mol de $H_{2(g)}$. Quelle est la valeur de K_c pour la réaction à 1700 °C ?

11. À 25 °C, la valeur de K_c dans la réaction suivante est de 82.

$I_{2(g)} + Cl_{2(g)} \rightleftharpoons 2ICl_{(g)}$

On place 0,83 mol de $I_{2(g)}$ et 0,83 mol de $Cl_{2(g)}$ dans un récipient de 10 L à 25 °C. Quelle est la concentration de chacun des trois gaz à l'équilibre ?

12. À une certaine température, $K_c = 4,0$ dans la réaction suivante.

$2HF_{(g)} \rightleftharpoons H_{2(g)} + F_{2(g)}$

Une cuve à réaction de 1,0 L contient 0,045 mol de $F_{2(g)}$ à l'équilibre. Quelle était la quantité initiale de HF dans la cuve à réaction ?

13. Une ou un chimiste étudie la réaction suivante.

$SO_{2(g)} + NO_{2(g)} \rightleftharpoons NO_{(g)} + SO_{3(g)}$

Dans un récipient de 1,0 L, on ajoute $1,7 \times 10^{-1}$ mol de $SO_{2(g)}$ à $1,1 \times 10^{-1}$ mol de $NO_{2(g)}$. La valeur de K_c de cette réaction à une certaine température est de 4,8. Quelle est la concentration à l'équilibre de $SO_{3(g)}$ à cette température ?

14. Le phosgène, $COCl_{2(g)}$, est un gaz très toxique. On l'a utilisé au cours de la Première Guerre mondiale. Aujourd'hui, on s'en sert pour fabriquer des pesticides, des produits pharmaceutiques, des teintures et des polymères. On le prépare en mélangeant du monoxyde de carbone et du chlore à l'état gazeux.

$CO_{(g)} + Cl_{2(g)} \rightleftharpoons COCl_{2(g)}$

On place 0,055 mol de $CO_{(g)}$ et 0,072 mol de $Cl_{2(g)}$ dans un récipient de 5,0 L. À 870 K, la constante d'équilibre est 0,20. Quelle est la concentration des composantes du mélange à l'équilibre à 870 K ?

15. Le bromure d'hydrogène se décompose à 700 K.

$2HBr_{(g)} \rightleftharpoons H_{2(g)} + Br_{2(g)} \quad K_c = 4,2 \times 10^{-9}$

On place 0,090 mol de HBr dans une cuve à réaction de 2,0 L qu'on chauffe à 700 K. Quelle est la concentration à l'équilibre de chacun des gaz ?

16. Dans la réaction $H_{2(g)} + I_{2(g)} \rightarrow 2HI_{(g)}$, la valeur de K_c est de 25,0 à 1100 K et de 8,0 x 10^2 à la température ambiante, 300 K. Laquelle de ces températures favorise la dissociation du $HI_{(g)}$ en ses gaz composants ?

17. Trois réactions et leur constante d'équilibre sont données ci-dessous.

I. $N_{2(g)} + O_{2(g)} \rightleftharpoons 2NO_{(g)} \quad K_c = 4,7 \times 10^{-31}$

II. $2NO_{(g)} + O_{2(g)} \rightleftharpoons 2NO_{2(g)} \quad K_c = 1,8 \times 10^{-6}$

III. $N_2O_{4(g)} \rightleftharpoons 2NO_{2(g)} \quad K_c = 0,025$

Classe ces réactions dans l'ordre de leur tendance à former des produits.

18. Détermine si, pour l'essentiel, chacune des réactions suivantes se produit de façon complète ou si elle n'a pas lieu.

a) $N_{2(g)} + 3Cl_{2(g)} \rightleftharpoons 2NCl_{3(g)} \quad K_c = 3,0 \times 10^{11}$

b) $2CH_{4(g)} \rightleftharpoons C_2H_{6(g)} + H_{2(g)} \quad K_c = 9,5 \times 10^{-13}$

c) $2NO_{(g)} + 2CO_{(g)} \rightleftharpoons N_{2(g)} + 2CO_{2(g)} \quad K_c = 2,2 \times 10^{59}$

19. La plupart des ions métalliques se combinent à d'autres ions dans les solutions. Par exemple, dans l'ammoniac en solution aqueuse, des ions d'argent sont à l'équilibre avec divers ions complexes.

$[Ag(H_2O)_2]^+_{(aq)} + 2NH_{3(aq)} \rightleftharpoons [Ag(NH_3)_2]^+_{(aq)} + 2H_2O_{(\ell)}$

À la température ambiante, la valeur de K_c dans cette réaction est de 1×10^7. Lequel des deux ions complexes d'argent est le plus stable ? Explique ton raisonnement.

20. Examine la réaction suivante.

$H_{2(g)} + Cl_{2(g)} \rightleftharpoons 2HCl_{(g)} \quad K_c = 2{,}4 \times 10^{33}$ à 25 °C

On place du $HCl_{(g)}$ dans une cuve à réaction. Dans quelle mesure t'attends-tu à ce que le mélange à l'équilibre se dissocie en $H_{2(g)}$ et en $Cl_{2(g)}$?

21. L'équation suivante représente la réaction d'équilibre de la dissociation du gaz phosgène.

$COCl_{2(g)} \rightleftharpoons CO_{(g)} + Cl_{2(g)}$

À 100 °C, la valeur de K_c de cette réaction est de $2{,}2 \times 10^{-8}$. La concentration initiale de $COCl_{2(g)}$ dans un récipient clos à 100 °C est de 1,5 mol/L. Quelles sont les concentrations de $CO_{(g)}$ et de $Cl_{2(g)}$ à l'équilibre ?

22. Le sulfure d'hydrogène est un gaz toxique dont l'odeur nauséabonde est caractéristique. Il se dissocie à 1400 °C et K_c est alors égale à $2{,}4 \times 10^{-4}$.

$H_2S_{(g)} \rightleftharpoons 2H_{2(g)} + S_{2(g)}$

On place 4,0 mol de H_2S dans un récipient de 3,0 L. Quelle est la concentration de $H_{2(g)}$ à l'équilibre à 1400 °C ?

23. À une certaine température, la valeur de K_c de la réaction suivante est de $3{,}3 \times 10^{-12}$.

$2NCl_{3(g)} \rightleftharpoons N_{2(g)} + 3Cl_{2(g)}$

On place une certaine quantité de trichlorure d'azote, $NCl_{3(g)}$, dans une cuve à réaction de 1,0 L à cette température. À l'équilibre, on constate la présence de $4{,}6 \times 10^{-6}$ mol de $N_{2(g)}$. Quelle quantité de $NCl_{3(g)}$ a-t-on placée dans la cuve à réaction ?

24. À une certaine température, la valeur de K_c de la réaction suivante est de $4{,}2 \times 10^{-8}$.

$N_{2(g)} + O_{2(g)} \rightleftharpoons 2NO_{(g)}$

On place 0,45 mol de $N_{2(g)}$ et 0,26 mol de $O_{2(g)}$ dans une cuve à réaction de 6,0 L. Quelle est la concentration de $NO_{(g)}$ à l'équilibre à cette température ?

25. À une température donnée, la valeur de K_c pour la décomposition du gaz dioxyde de carbone est de $2{,}0 \times 10^{-6}$.

$2CO_{2(g)} \rightleftharpoons 2CO_{(g)} + O_{2(g)}$

On place 3,0 mol de CO_2 dans un récipient de 5,0 L. Calcule la concentration de chaque gaz à l'équilibre.

26. La réaction suivante se produit à l'intérieur d'un cylindre à piston mobile.

$2NO_{2(g)} \rightleftharpoons N_2O_{4(g)}$

À la température ambiante, les concentrations à l'équilibre à l'intérieur du cylindre sont $[NO_2] = 0{,}0206$ mol/L et $[N_2O_4] = 0{,}0724$ mol/L.

a) Calcule la valeur de K_c.

b) Calcule la concentration de chacun des gaz au moment où on utilise le piston pour réduire de moitié le volume du mélange réactionnel. Suppose que la température demeure constante.

c) Détermine la valeur de Q_c lorsqu'on réduit le volume de moitié.

d) Prévois le sens dans lequel la réaction se déroulera pour rétablir l'équilibre.

27. L'acétate d'éthyle est un ester qu'on peut synthétiser en faisant réagir de l'acide éthanoïque (acide acétique) avec de l'éthanol. À la température ambiante, la constante d'équilibre de cette réaction est de 2,2.

$CH_3COOH_{(\ell)} + CH_3CH_2OH_{(\ell)} \rightleftharpoons CH_3COOCH_2CH_{3(l)} + H_2O_{(\ell)}$

On analyse divers échantillons. Les concentrations sont données dans le tableau ci-dessous. Détermine si chacun des échantillons est à l'équilibre. S'il n'est pas à l'équilibre, prévois le sens dans lequel la réaction se déroulera pour établir l'équilibre.

Échantillon	$[CH_3COOH]$ (en mol/L)	$[CH_3CH_2OH]$ (en mol/L)	$[CH_3COOCH_2CH_3]$ (en mol/L)	$[H_2O]$ (en mol/L)
a)	0,10	0,10	0,10	0,10
b)	0,084	0,13	0,16	0,28
c)	0,14	0,21	0,33	0,20
d)	0,063	0,11	0,15	0,17

28. Par le passé, on obtenait du méthanol en chauffant du bois sans le laisser brûler. On recueillait les produits et on séparait le méthanol (parfois appelé « alcool de bois ») par distillation. Aujourd'hui, on fabrique du méthanol en faisant réagir du monoxyde de carbone avec du gaz hydrogène.

$CO_{(g)} + 2H_{2(g)} \rightleftharpoons CH_3OH_{(g)}$

À 210 °C, la valeur de K_c de cette réaction est de 14,5. Un mélange gazeux à 210 °C contient les concentrations de gaz suivantes : $[CO] = 0{,}25$ mol/L, $[H_2] = 0{,}15$ mol/L et $[CH_3OH] = 0{,}36$ mol/L. Quel sera le sens de la réaction si le mélange gazeux atteint l'équilibre ?

29. Examine la réaction suivante :

$H_{2(g)} + I_{2(g)} + 52\ kJ \rightleftharpoons 2HI_{(g)}$

Dans quel sens l'équilibre se déplace-t-il si on élève la température ?

30. On provoque une baisse de la pression de chacun des systèmes à l'équilibre ci-dessous en augmentant le volume de la cuve à réaction. Dans quel sens l'équilibre se déplace-t-il ?

a) $CO_{2(g)} + H_{2(g)} \rightleftharpoons CO_{(g)} + H_2O_{(g)}$

b) $2NO_{2(g)} \rightleftharpoons N_2O_{4(g)}$

c) $2CO_{2(g)} \rightleftharpoons 2CO_{(g)} + O_{2(g)}$

d) $2CH_{4(g)} + 2H_2S_{(g)} \rightleftharpoons CS_{2(g)} + 4H_{2(g)}$

31. La réaction suivante est exothermique.

$2NO_{(g)} + 2H_{2(g)} \rightleftharpoons N_{2(g)} + 2\ H_2O_{(g)}$

Dans quel sens l'équilibre se déplace-t-il à la suite de chacun des changements suivants ?

a) On enlève le gaz hydrogène.

b) On accroît la pression des gaz dans la cuve à réaction en diminuant son volume.

c) On accroît la pression des gaz dans la cuve à réaction en y pompant du gaz argon tout en maintenant constant le volume de la cuve.

d) On élève la température.

e) On emploie un catalyseur.

32. À la question 31, quels changements ont un effet sur la valeur de K_c ? Quels changements n'ont aucun effet sur la valeur de K_c ?

33. Le toluène, C_7H_8, est un important solvant organique. On le fabrique de façon industrielle à l'aide du cyclohexane de méthyle.

$C_7H_{14(g)} \rightleftharpoons C_7H_{8(g)} + 3H_{2(g)}$

La réaction de base est endothermique. Mentionne trois changements différents à un mélange à l'équilibre de ces gaz réactifs qui déplaceront l'équilibre vers une plus grande production de toluène.

IV. La solubilité

La solubilité est le montant _____ de _____ qu'on peut dissoudre dans un _____ à une température donnée.

La solubilité est généralement mesurée en _____.

Lorsqu'on dit qu'une substance est soluble ou non-soluble, on veut savoir si elle peut se dissoudre ou non. Parfois on dit peu soluble d'une substance pour laquelle on peut dissoudre un petit montant.

A. La dissolution

Comment un soluté ionique fait-il pour se dissoudre dans l'eau?

L'eau, étant une molécule _____, possède une charge partielle _____ et une charge partielle _____. Cette polarité fait en sorte que le côté partiellement positif attire l'ion négatif du soluté. Le côté partiellement négatif attire aussi l'ion positif. Il y a tellement de molécules d'eau que leur force collective peut séparer l'ion négatif du positif. La séparation d'un composé ionique en ses ions s'appelle _____.

Dessine un diagramme d'un soluté ionique qui se dissout dans un solvant.

La _____ est le processus par lequel un soluté et un solvant forment un mélange homogène. De façon simple, c'est lorsque le soluté « disparaît » dans le solvant. Le soluté est encore présent mais puisque les ions ne forment plus une agglomération substantielle avec d'autres ions, nous ne pouvons pas les voir.

Lorsqu'un soluté se dissocie en ions, ce n'est pas un système stable. Entre les ions et le solide correspondant il y a un dynamisme où le solide se dissocie et les ions précipitent (redeviennent solide).

À l'équilibre, la vitesse de _____ est égale à la vitesse de _____.

La dissolution est donc une réaction _____.

Exemple
Écris la dissociation du chlorure de sodium sous forme de réaction chimique.

$NaCl_{(s)}$

Exemple
Écris la dissociation du chlorure de magnésium sous forme de réaction chimique.

B. La thermodynamique

Lors de la dissolution, il y a un équilibre qui s'établit entre deux processus thermodynamiques.

L'entropie maximum
Les systèmes ont une tendance vers l'entropie (désordre) maximum. L'entropie favorise la dissolution des solides en ions parce qu'il y a un plus grand désordre pour des ions en solution qu'en forme solide. Ceci favorise le sens direct de la réaction.

L'enthalpie minimum
Tous les systèmes tendent vers l'énergie minimum. Moins une réaction requiert de l'énergie, plus elle aura de chances de se produire. Puisque les solides sont moins énergétiques que les liquides, l'enthalpie favorise la précipitation ou la cristallisation. Ceci favorise le sens inverse de la réaction.

Il y a un équilibre qui s'établit entre la favorisation d'être en désordre maximum et de posséder une énergie minimum.

C. Le produit de solubilité (K_{ps})

Le produit de solubilité est une constante d'équilibre appliquée au cas de solubilité.

Dans les systèmes de solubilité, il y a généralement un solide qui se dissocie en ions.

$$AgCl_{(s)} \rightleftharpoons Ag^{+}_{(aq)} + Cl^{-}_{(aq)}$$

Quelle est l'expression de produit de solubilité (K_{ps}) de la réaction précédente?
Prenez en note que le réactif est un solide.

Exemple
Écris la réaction de dissociation et l'expression du produit de solubilité (K_{ps}) des substances suivantes.

carbonate de baryum

iodate de calcium

phosphate de cuivre (II)

Exemple
La solubilité du carbonate d'argent, Ag_2CO_3, est de $1{,}3 \times 10^{-4} mol/L$ à $25°C$.
Quelle est la valeur de K_{ps} pour cette substance?

Exemple
À $25°C$, le K_{ps} pour le PbI_2 est $9{,}8 \times 10^{-9}$. Quelle est la solubilité de cette substance?

D. L'effet d'ion commun

Dans tous les exemples qu'on a fait à date, la concentration initiale des produits était toujours 0. Qu'arriverait-il si ce n'était pas le cas?

Prenons, par exemple, une solution saturée d'un composé ionique, un sel.

$$MgCl_{2\,(s)} \rightleftharpoons Mg^{2+}_{(aq)} + 2Cl^{-}_{(aq)}$$

Selon le principe de Le Châtelier, qu'arrivera-t-il si on ajoute des ions de chlore à cette solution?
Si on ajoute l'ion de chlore, la réaction va vouloir la _____ afin de revenir à l'équilibre. Pour faire ceci, la réaction doit se diriger dans le sens _____.

Mais en faisant ceci, il y a donc une _____ des ions en solution. Par définition, s'il y a _____ d'ions en solution, la solubilité est, elle aussi, _____.

Pour ajouter un ion, on ne peut pas ajouter directement les ions car on ne les retrouve pas sous cette forme naturellement. Il faut donc ajouter un composé contenant cet ion.

Si nous avons du $MgCl_2$ et nous voulons ajouter l'ion Cl^-, il faut ajouter un composé contenant cet ion. On pourrait, par exemple, ajouter du $NaCl$ ou du KCl. Ce composé possède un ion _____ avec le $MgCl_2$.

Exemple
On verse du fluorure de cadmium dans une solution de fluorure de sodium. Quel sera l'effet sur la solubilité du fluorure de cadmium?

Exemple
Quelle est la solubilité du chromate de plomb(II) dans l'eau pure?
Quelle sera la solubilité du chromate de plomb si on l'ajoute à une solution de Na_2CrO_4 de 0,10mol/L?

E. La prédiction de précipité

1. le produit ionique (Q_{ps})

Le produit ionique nous aide, comme le quotient de réaction, à déterminer si une réaction est à l'équilibre. Dans le cas de la solubilité, il nous aide à déterminer si la solution formera un précipité.

Un précipité est la formation d'un composé _____ dans la solution. Un _____ apparaît dans la solution.

vidéo

$$AB_{(s)} \rightleftharpoons A^{+}_{(aq)} + B^{-}_{(aq)}$$

côté solide ⇌ côté dissous (ions)

Si $K_{ps} > Q_{ps}$ la réaction se dirige en sens _____. Il y a donc encore du solide qui se dissocie en ions.

Si $K_{ps} = Q_{ps}$ alors le système est à l'équilibre.

Si $K_{ps} < Q_{ps}$ la réaction se dirige en sens _____. Les ions deviennent solides, il y aura un _____ qui se forme.

2. l'utilisation du produit ionique

La précipitation est une réaction de _____.

Dans la réaction suivante, que sont les produits?

$$AgNO_{3\,(aq)} + NaCl_{(aq)} \rightleftharpoons$$

Comment sait-on s'il y aura précipité ou non?
On peut utiliser le tableau de solubilité afin de déterminer si l'un des produits précipitera ou non.

Quelques trucs :

- Les composés avec métaux alcalins sont toujours solubles
- Les nitrates sont toujours solubles
- Les sulfates sont solubles avec la plupart des cations, mais sont insolubles avec _____, _____, _____, _____, _____.

Dans l'exemple précédent, le _____ est peu soluble et pourra précipiter.

Indique avec l'indice (aq) si le produit restera dissocié (sous forme d'ions) ou avec (s) si le produit sera solide (précipité).

Il y a deux types de problèmes de précipitation : ceux où le mélange ne change pas de volume et celui où il y a une dilution des ions.

On suivra les mêmes étapes :

- Détermine le composé qui est un candidat de précipiter (à l'aide de la réaction de déplacement double).
- Détermine la concentration des ions de ce candidat. À noter que ces ions viennent des composés originaux et non du précipité. Utilise les réactifs du déplacement double pour aider.
- Écris la réaction de dissociation de ce composé mais seulement pour déterminer l'équation du Q_{ps}. C'est la seule raison d'écrire cette réaction!
- Calcule le Q_{ps} et compare au K_{ps} pour déterminer s'il y aura un précipité.

Exemple
On place $0{,}55g$ de chromate de sodium à $575mL$ d'une solution de sulfate d'argent, $0{,}021M$. Est-ce qu'un précipité se formera?

Exemple
On verse $100mL$ d'une solution de $Fe_2(SO_4)_3, 0{,}12M$ dans $50mL$ d'une solution de $Ca(NO_3)_2, 0{,}08M$. Est-ce qu'un précipité se formera?

Pratique : la solubilité

9. Écris l'équation chimique équilibrée représentant la dissociation de chacun des composés suivants dans l'eau. Puis écris l'expression du produit de solubilité correspondant.

a) chlorure de cuivre(I) **c)** sulfate d'argent

b) fluorure de baryum **d)** phosphate de calcium

10. Écris l'équation équilibrée et l'expression du produit de solubilité correspondant à la dissolution du carbonate d'argent, Ag_2CO_3.

11. Écris l'équation équilibrée et l'expression du produit de solubilité correspondant à la dissolution du phosphate d'ammonium et de magnésium, $MgNH_4PO_4$.

12. Le nitrate de fer(III) a une solubilité très faible.

a) Écris l'expression du produit de solubilité du nitrate de fer(III).

b) T'attends-tu à ce que la valeur de K_{ps} pour le nitrate de fer(III) soit plus grande ou plus petite que la valeur de K_{ps} pour l'hydroxyde d'alumimium, dont la solubilité est un peu plus élevée ?

13. La solubilité maximale du cyanure d'argent, AgCN, est de $1{,}5 \times 10^{-8}$ mol/L à 25 °C. Calcule la valeur de K_{ps} cyanure d'argent.

14. Une solution saturée de phosphate de cuivre(II), $Cu_3(PO_4)_2$, a une concentration de $6{,}1 \times 10^{-7}$ g de $Cu_3(PO_4)_2$ par $1{,}00 \times 10^2$ mL de solution à 25 °C. Que vaut K_{ps} pour $Cu_3(PO_4)_2$ à 25 °C ?

15. Une solution saturée de CaF_2 contient $1{,}2 \times 10^{20}$ molécules de fluorure de calcium par litre de solution. Calcule K_{ps} pour CaF_2.

16. La concentration de l'iodure de mercure(I), Hg_2I_2, dans une solution saturée à 25 °C est de $1{,}5 \times 10^{-4}$ ppm.

a) Calcule K_{ps} pour Hg_2I_2. L'équilibre de la solubilité s'écrit comme suit :

$Hg_2I_2 \rightleftharpoons Hg_2^{2+} + 2I^-$

b) Énonce les hypothèses que tu as faites en convertissant les ppm en mol/L.

17. La valeur de K_{ps} pour le chlorure d'argent, AgCl, est de $1{,}8 \times 10^{-10}$ à 25 °C.

a) Calcule la solubilité molaire de AgCl dans une solution saturée à 25 °C.

b) Combien de molécules de AgCl se dissolvent dans 1,0 L de solution saturée de chlorure d'argent ?

c) Quel est le pourcentage (m/v) de AgCl dans une solution saturée à 25 °C ?

18. L'hydroxyde de fer(III), $Fe(OH)_3$, est un composé très insoluble. La valeur de K_{ps} pour $Fe(OH)_3$ est de $2{,}8 \times 10^{-39}$ à 25 °C. Calcule la solubilité molaire de $Fe(OH)_3$ à 25 °C.

19. La valeur de K_{ps} pour l'iodate de zinc, $Zn(IO_3)_2$, est de $3{,}9 \times 10^{-6}$ à 25 °C. Calcule la solubilité (en mol/L et en g/L) de $Zn(IO_3)_2$ dans une solution saturée.

20. Quel est le nombre maximal de molécules de sulfure de zinc, ZnS, que l'on peut dissoudre dans 1,0 L de solution à 25 °C ? La valeur de K_{ps} pour ZnS est de $2{,}0 \times 10^{-22}$.

21. Détermine la solubilité molaire de AgCl

a) dans l'eau pure **b)** dans une solution de NaCl à 0,15 mol/L.

22. Détermine la solubilité molaire de l'iodure de plomb(II), PbI_2, dans une solution de NaI à 0,050 mol/L.

23. Calcule la solubilité molaire du sulfate de calcium, $CaSO_4$,

a) dans l'eau pure **b)** dans une solution de Na_2SO_4 à 0,25 mol/L.

24. La valeur de K_{ps} pour chlorure de plomb(II), $PbCl_2$, est de $1,6 \times 10^{-5}$. Calcule la solubilité molaire de $PbCl_2$

a) dans l'eau pure **b)** dans une solution de $CaCl_2$ à 0,10 mol/L.

29. Une solution contient du NaCl à 0,15 mol/L et du $Pb(NO_3)_2$ à 0,0034 mol/L. Un précipité se forme-t-il ? Écris l'équation chimique équilibrée de la formation éventuelle du précipité. La valeur de K_{ps} pour $PbCl_2$ est de $1,7 \times 10^{-5}$.

30. On ajoute une goutte (0,050 mL) de chromate de potassium, K_2CrO_4, à 1,5 mol/L à 250 mL de $AgNO_3$ à 0,10 mol/L. Un précipité se forme-t-il ? Écris l'équation chimique équilibrée de la formation éventuelle du précipité. La valeur de K_{ps} pour Ag_2CrO_4 est de $2,6 \times 10^{-12}$.

31. Une ou un chimiste ajoute 0,010 g de $CaCl_2$ à $5,0 \times 10^2$ mL de carbonate de sodium, Na_2CO_3, à 0,0015 mol/L. Un précipité de carbonate de calcium se forme-t-il ? Écris l'équation chimique équilibrée de la formation éventuelle du précipité.

32. On ajoute 0,10 mg de chlorure de magnésium, $MgCl_2$, à $2,5 \times 10^2$ mL de NaOH à 0,0010 mol/L. Un précipité d'hydroxyde de magnésium se forme-t-il ? Écris l'équation chimique équilibrée de la formation éventuelle du précipité.

33. On ajoute $1,0 \times 10^2$ mL de $Pb(NO_3)_2$ à $1,0 \times 10^{-3}$ mol/L à 40 mL de NaCl à 0,040 mol/L. Un précipité se forme-t-il ? Écris l'équation chimique équilibrée de la formation du précipité qui pourrait se former.

34. On ajoute $2,3 \times 10^2$ mL de $AgNO_3$ à 0,0015 mol/L à $1,3 \times 10^2$ mL d'acétate de calcium, $Ca(CH_3COO)_2$, à 0,010 mol/L. Un précipité se forme-t-il ? Écris l'équation chimique équilibrée de la formation du précipité qui pourrait se former. La valeur de K_{ps} pour $AgCH_3COO$ est de $2,0 \times 10^{-3}$.

35. On ajoute 25 mL de NaOH à 0,10 mol/L à $5,0 \times 10^2$ mL de chlorure de cobalt(II), $CoCl_2$, à 0,00010 mol/L. Un précipité se forme-t-il ? Écris l'équation chimique équilibrée de la formation du précipité qui pourrait se former.

36. On ajoute 250 mL de $Al_2(SO_4)_3$ à 0,0011 mol/L à 50 mL de $BaCl_2$ à 0,022 mol/L. Un précipité se forme-t-il ? Écris l'équation chimique équilibrée de la formation du précipité qui pourrait se former.

V. Les acides et les bases

A. Définitions des acides et des bases

Les acides et les bases sont connus depuis plusieurs centaines d'années. Les gens ont passé beaucoup de temps à essayer de les catégoriser, premièrement par goût ensuite par des tests de papier tournesol (« litmus tests » en anglais). Les premières définitions d'acides et de base est élaborée en 1883 par le chimiste suédois Svante Arrhenius.

1. La théorie d'Arrhenius

Arrhenius suggère que des ions spécifiques sont responsables de rendre une solution acide ou base.

Un **acide** est une substance qui se dissocie et relâche un _____ lorsqu'en solution aqueuse.

Cette définition s'applique surtout aux acides dits binaires. Des exemples sont : _____, _____ et _____.
Remarquez la méthode utilisée pour nommer les acides binaires.

Exemple
Écrivez l'équation de dissociation de l'acide chlorhydrique.

Une **base** est une substance qui se dissocie et relâche un _____ lorsqu'en solution aqueuse.

Exemple
Écrivez l'équation de dissociation de l'hydroxyde de calcium.

L'ion _____, il est découvert plus tard, se retrouve plutôt comme étant _____ en solution. En plus, _____ ne contient pas d'ion hydroxyde mais a des propriétés de bases.

Cette définition ne fonctionne pas pour assez de composés.

2. La théorie de Brønsted-Lowry

Cette théorie règle le problème de l'ammoniac. En changeant les définitions légèrement.

Un **acide** est une substance qui _____ un _____ à une autre substance. C'est essentiellement la même définition qu'avant puisque le cation de l'hydrogène est un proton.

Une **base** est une substance qui _____ un _____ d'une autre substance.

Selon cette définition, il nous faut une paire de substances. Un acide qui _____ un proton à une base qui le _____.

La paire acide-base devient deux autres substances, qu'on nomme _____.
L'acide, ayant perdu un _____ devient _____.
La base, ayant reçu un _____ devient _____.

Il est à noter qu'il ne s'agit pas d'une neutralisation, même si un acide et une base font partie de l'équation de la réaction.

Exemple
Étant donné l'équation suivante nomme l'acide, la base, l'acide conjugué et la base conjuguée.

$$CH_3COOH_{(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons CH_3COO^-_{(aq)} + H_3O^+_{(aq)}$$

$$NH_{3\,(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons NH_4^+{}_{(aq)} + OH^-_{(aq)}$$

Une substance pouvant agir à la fois comme acide ou comme base (comme l'eau) est dite _____.

3. La théorie de Lewis

Une troisième définition existe nommé d'après le chimiste Gilbert N. Lewis.

Dans son modèle, élaborée en 1932, un acide est une substance pouvant recevoir un doublet électronique tandis qu'une base est une substance pour donner un doublet électronique.

Nous n'entrerons pas dans plus de détails dans ce cours.

B. Les acides forts et les bases fortes

Un acide fort est un acide qui se _____ complètement dans l'eau.

Quelques exemples d'acides forts sont :
L'acide _____hydrique, HCl
L'acide bromhydrique, _____
L'acide nitrique, _____
L'acide sulfurique, _____

Un acide _____ est un acide qui ne se dissocie pas complètement dans l'eau.

Exemple
Si la concentration de l'acide bromhydrique est de $0{,}3M$, quelle est la concentration de l'ion hydronium dans cette solution?

Une base forte est une base qui se _____ complètement dans l'eau.

Les hydroxydes sont des bases fortes.

Une base _____ est une base qui ne se dissocie pas complètement dans l'eau.

Exemple
Si la concentration de l'hydroxyde de calcium est de $0{,}45M$, quelle est la concentration de l'ion hydroxyde dans cette solution?

C. La neutralisation

Une neutralisation est une réaction entre un _____ et une _____. Les ions _____ de l'acide se combine avec les ions _____ de la base pour former de l'eau. Ainsi, la concentration de chacun de ces ions diminue, neutralisant l'acide et la base.

En se neutralisant, les ions ne participant pas à la production d'eau se lient afin de former un composé ionique, _____. Étant donné qu'ils sont en solution aqueuse, il est probable que les ions restent dissociés et ne précipitent pas.

Exemple

$HCl_{(aq)} + NaOH_{(aq)} \rightleftharpoons NaCl_{(aq)} + H_2O_{(l)}$

On peut aussi démontrer avec la réaction ionique globale :

$H^+_{(aq)} + Cl^-_{(aq)} + Na^+_{(aq)} + OH^-_{(aq)} \rightleftharpoons Na^+_{(aq)} + Cl^-_{(aq)} + H_2O_{(l)}$

On voit que l'ion hydrogène se combine avec l'ion hydroxyde pour former de l'eau.

Il est important de noter que c'est _____ d'acide et de base qui se combine suivant les rapports molaires afin de se neutraliser.
Il <u>ne faut pas</u> comparer la ___ _____ de l'acide et de la base.

Exemple
Si on a 5 moles d'acide chlorhydrique qu'on mélange avec 3 moles d'hydroxyde de sodium. Quel montant de chacun sera neutralisé? Lequel entre l'acide et la base sera le réactif limitant et lequel sera le réactif en excès? Est-ce que la solution résultante sera acide ou base?

Exemple
On verse $25{,}0mL$ d'acide nitrique à $1{,}40mol/L$ dans un bécher qui contient $15{,}0mL$ d'hydroxyde de sodium à $2{,}00mol/L$. La solution résultante sera-t-elle acide ou basique? Quelle est la concentration de l'ion la rendant acide ou basique?

Exemple
On utiliser $44{,}1mL$ de d'hydroxyde de calcium, $0{,}75M$ pour neutraliser $28{,}6mL$ d'acide bromhydrique de concentration inconnue. Quelle était la concentration de l'acide avant la neutralisation? Quel sel a été formé par la neutralisation?

D. Le pH et le pOH

Le _____ ou (_____) décrit l'acidité d'une solution selon la concentration d'ions _____ présents. L'échelle de pH est de _____ et est logarithmique. C'est-à-dire qu'une solution de pH de 5 aura 10 fois plus d'ions qu'une solution de pH de 6.

Un acide est une solution ayant un pH de _____.
Une base est une solution ayant un pH de _____.
Une solution neutre a un pH de _____.

On calcule le pH avec la formule suivante :

Un autre mesure d'ions en solution s'agit du _____. Celui-ci décrit le montant d'ions _____ en solution, utilisant aussi une échelle logarithmique.

On calcule le pOH avec la formule suivante :

1. La constante de dissociation de l'eau

Nous semblons penser que l'eau est toujours sous la forme H_2O mais ce n'est pas le cas. L'eau liquide se dissocie, comme le fait des composés ioniques, en deux ions : _____ et _____.

L'équation de dissociation de l'eau est :

Étant donné qu'il s'agit d'une réaction réversible, l'eau possède aussi une _____.
L'expression de cette constante est :

$$K_e =$$

À $25°C$, la constante de dissociation de l'eau est _____.
C'est-à-dire que plus il y a d'ions _____ moins il y aura d'ions _____ et vice versa. En plus, dans l'eau pure, il y a le même montant d'ions _____ et _____.

Si $[H_3O^+] > [OH^-]$, la solution est un _____.
Si $[H_3O^+] < [OH^-]$, la solution est une _____.

2. Le calcul du pH et du pOH

Utilisant la constante de dissociation de l'eau, nous pouvons déterminer le rapport entre le pH et le pOH.

$$K_e = [H_3O^+][OH^-]$$

Mais à $25°C$ on sait que $K_e = 10^{-14}$

$$10^{-14} = [H_3O^+][OH^-]$$

Exemple

Un shampooing liquide a une concentration d'ions hydroxyde de $6{,}8 \times 10^{-5}M$. Calcule la concentration d'ions hydronium. Le shampooing est-il acide, base ou neutre? Que sont le pH et le pOH du shampooing? Décris l'échelle de pOH.

Exemple
Une solution d'acide acétique, CH_3COOH, a un pH de 5. Que sont les concentrations des ions H_3O^+ et OH^-?

Exemple
Quel est le pH et le pOH d'une solution d'acide nitrique, $0{,}25M$?

Exemple
Quel est le pH et le pOH d'une solution d'hydroxyde de calcium, $0{,}16M$?

E. La constante de dissociation

1. La constante de dissociation acide

Les acides forts et les bases fortes se dissocient complètement alors le calcul des ions est moins complexe. Pour les _____, nous devons utiliser la constante de dissociation afin de déterminer la concentration des ions _____.

L'équation de dissociation des acides monoprotiques (voulant dire qu'il n'y a qu'un seul _____ dans l'acide) est la suivante :

L'expression de la constante de dissociation acide est :

$$K_a =$$

Exemple
L'acide propanoïque, un acide faible, de $0{,}1M$ a un pH de $2{,}96$. Quelle est sa constante de dissociation? Quel pourcentage de cet acide s'est dissocié en ions, ou en autres mots, quel est son pourcentage de dissociation?

Exemple
L'acide méthanoïque (ou formique puisqu'elle est retrouvée dans certaines espèces de fourmis), $HCOOH$, a une concentration de $0{,}025M$. Quel est le pH de cet acide?

2. Les acides polyprotiques

Un acide _____ est un acide qui possède plusieurs atomes d'hydrogène qui se _____ chacun leur tour. Un acide polyprotique est généralement un acide _____ qui qui devient de plus en plus faible à chaque proton qu'il perd. L'exception la plus courante est l'acide sulfurique qui est un acide fort pour son premier proton mais un acide faible pour son deuxième.

Pour résoudre les problèmes d'acides polyprotiques, on sépare le problème en autant d'étapes qu'il y a d'hydrogène dans l'acide.

Exemple
Calcule le pH de l'acide phosphorique, H_3PO_4, $0{,}35M$.

3. La constante de dissociation basique

La constante de dissociation pour les bases se calcule de la même façon que pour les acides. S'il s'agit d'un hydroxyde, il n'y aura pas de constante de dissociation puisque ce sont des _____.

Nous allons utiliser la définition des bases de Brønsted-Lowry afin de déterminer l'équation de dissociation :

L'expression de la constante des bases est :

$$K_b =$$

Exemple
La quinine est un composé qui est utilisé pour traiter la malaria. Sa constante de dissociation est $3{,}3 \times 10^{-6}$. Quel est le pH si la concentration de solution est de $1{,}7 \times 10^{-3} M$?

F. Les solutions tampons

Une solution tampon est formée :

- d'un acide _____ et d'un composé possédant sa _____
  ou
- d'une base _____ et d'un composé possédant son _____.

Les solutions tampons résistent aux changements de _____ et sont très importantes dans des systèmes biologiques.

Crash Course

Qu'arrive-t-il au pH d'une solution acide si on y ajoute sa base conjuguée?
Calcule le pH d'une solution d'acide acétique, $0{,}1M$.

Calcule le pH de cette même solution si on ajoute de l'acétate de sodium, $NaCH_3COO$, pour avoir une concentration de $0{,}075M$ de cette substance.

Comment la solution tampon résiste-t-elle au changement de pH?

L'ajout de la base conjuguée _____ le montant de l'acide faible qui sera dissocié (comme dans le module de solubilité avec l'effet _____) suivant le principe de _____.

Si on ajoute un acide fort à la solution tampon, selon le principe de Le Châtelier, la réaction se dirigera en sens _____ afin de réduire ce changement.

En temps normal (sans l'ajout de la base conjuguée), il n'y aurait pas assez de produits pour complètement renverser l'ajout de l'acide. Il y a donc un _____ d'ions hydronium, la solution subit une chute de pH dû à _____ de protons en solution.

Cependant, une solution tampon possède un excès de la _____. Lorsqu'on ajoute un acide fort à la solution tampon, la réaction peut se diriger en sens _____ tant et aussi longtemps qu'il y a un _____ de cette base conjuguée. Une fois que la base conjuguée est consommée par un ajout suffisant d'ions H^+, c'est à ce moment que la concentration d'ions hydronium augmentera et que le pH chutera.

Pratique : acides et bases

1. Nomme et écris la formule de la base conjuguée de chaque molécule ou ion.
   a) HCl **b)** HCO_3^- **c)** H_2SO_4 **d)** $N_2H_5^+$
2. Nomme et écris la formule de l'acide conjugué de chaque molécule ou ion.
   a) NO_3^- **b)** OH^- **c)** H_2O **d)** HCO_3^-
3. Identifie les paires acide-base conjuguées dans chacune des réactions.
   a) $HS^-_{(aq)} + H_2O_{(\ell)} \rightleftharpoons H_2S_{(aq)} + OH^-_{(aq)}$
   b) $O^{2-}_{(aq)} + H_2O_{(\ell)} \rightleftharpoons 2OH^-_{(aq)}$
4. Identifie les paires acide-base conjuguées dans chacune des réactions.
   a) $H_2S_{(aq)} + NH_{3(aq)} \rightleftharpoons NH_4^+{}_{(aq)} + HS^-_{(aq)}$
   b) $H_2SO_{4(aq)} + H_2O_{(\ell)} \rightarrow H_3O^+_{(aq)} + HSO_4^-{}_{(aq)}$
5. Calcule la concentration d'ions hydronium dans chaque solution.
   a) 4,5 mol/L de $HCl_{(aq)}$
   b) 30,0 mL de $HBr_{(aq)}$ à 4,50 mol/L dilués à 100,0 mL
   c) 18,6 mL de $HClO_{4(aq)}$ à 2,60 mol/L ajoutés à 24,8 mL de $NaOH_{(aq)}$ à 1,92 mol/L
   d) 17,9 mL de $HNO_{3(aq)}$ à 0,175 mol/L ajoutés à 35,4 mL de $Ca(OH)_{2(aq)}$ à 0,0160 mol/L
6. Calcule la concentration d'ions hydroxyde dans chaque solution.
   a) 3,1 mol/L de $KOH_{(aq)}$
   b) 21,0 mL de KOH à 3,1 mol/L dilués à 75,0 mL
   c) 23,2 mL de $HCl_{(aq)}$ à 1,58 mol/L ajoutés à 18,9 mL de $NaOH_{(aq)}$ à 3,50 mol/L
   d) 16,5 mL de $H_2SO_{4(aq)}$ à 1,50 mol/L ajoutés à 12,7 mL de $NaOH_{(aq)}$ à 5,50 mol/L
7. Détermine si la réaction de chacune des paires de réactifs donne une solution acide ou une solution basique. Calcule ensuite la concentration de l'ion qui rend la solution acide ou basique. (Suppose que les volumes de la partie (a) sont additifs. Suppose que les volumes de la partie (b) restent les mêmes.)
   a) 31,9 mL de $HCl_{(aq)}$ à 2,75 mol/L ajoutés à 125 mL de $Mg(OH)_{2(aq)}$ à 0,0500 mol/L
   b) 4,87 g de $NaOH_{(s)}$ ajoutés à 80,0 mL de $HBr_{(aq)}$ à 3,50 mol/L
8. On ajoute 2,75 g de $MgO_{(s)}$ à 70,0 mL de $HNO_{3(aq)}$ à 2,40 mol/L. La solution obtenue à la suite de cette réaction est-elle acide ou basique ? Quelle est la concentration de l'ion qui est responsable du caractère de la solution ?

9. Trouve la $[H_3O^+]$ et la $[OH^-]$ dans chaque solution.

a) acide chlorhydrique à 0,45 mol/L

b) hydroxyde de sodium à 1,1 mol/L

10. Trouve la $[H_3O^+]$ et la $[OH^-]$ dans chaque solution.

a) acide bromhydrique à 0,95 mol/L

b) hydroxyde de calcium à 0,012 mol/L

11. La $[OH^-]$ dans une solution d'acide chlorhydrique est $5,6 \times 10^{-14}$ mol/L. Quelle est la concentration molaire du $HCl_{(aq)}$?

12. La $[H_3O^+]$ dans une solution d'hydroxyde de calcium est $1,7 \times 10^{-14}$. Quelle est la concentration molaire du $Ca(OH)_{2(aq)}$?

13. La $[H_3O^+]$ d'un échantillon de lait est mesurée à $3,98 \times 10^{-7}$ mol/L. Le lait est-il acide, neutre ou basique ? Calcule le pH et la $[OH^-]$ de l'échantillon.

14. Un échantillon d'ammoniaque domestique a un pH de 11,9. Quels sont le pOH et la $[OH^-]$ de l'échantillon ?

15. Le phénol, C_6H_5OH, est utilisé comme désinfectant. Le pH d'une solution aqueuse de phénol a été mesuré à 4,72. Le phénol est-il acide, neutre ou basique ? Calcule la $[H_3O^+]$, la $[OH^-]$ et le pOH de la solution.

16. À la température normale du corps, 37 °C, la valeur de la K_e pour l'eau est $2,5 \times 10^{-14}$. Calcule la $[H_3O^+]$ et la $[OH^-]$ à cette température. À 37 °C, l'eau pure est-elle acide, neutre ou basique ?

17. Un échantillon de bicarbonate de soude a été dissous dans l'eau et le pOH de la solution est 5,81 à 25 °C. La solution est-elle acide, basique ou neutre ? Calcule le pH, la $[H_3O^+]$ et la $[OH^-]$ de la solution.

18. Une chimiste dissout un peu d'Aspirine^{MD} dans l'eau. La chimiste mesure ensuite le pH de la solution et trouve une valeur de 2,73 à 25 °C. Quelles sont la $[H_3O^+]$ et la $[OH^-]$ de la solution ?

19. Calcule le pH d'un échantillon de vinaigre qui contient de l'acide acétique à 0,83 mol/L. Quel est le degré de dissociation du vinaigre ?

20. À bas dosages, les barbituriques agissent comme des sédatifs. Les barbituriques sont fabriqués à l'aide d'acide barbiturique, un acide monoprotique faible qui a été préparé la première fois par le chimiste allemand Adolph von Baeyer en 1864. La formule de l'acide barbiturique est $C_4H_4N_2O_3$. Une ou un chimiste prépare une solution d'acide barbiturique à 0,10 mol/L. La ou le chimiste trouve un pH de 2,50 pour la solution. Quelle est la constante de dissociation acide de l'acide barbiturique ? Quel pourcentage de ses molécules se dissocient ?

21. Une solution d'acide fluorhydrique a une concentration molaire de 0,0100 mol/L. Quel est le pH de cette solution ?

22. L'acide hypochloreux, HOCl, est utilisé comme agent de blanchiment et comme germicide. Un chimiste trouve que 0,027 % des molécules de l'acide hypochloreux sont dissociées dans une solution à 0,40 mol/L de l'acide. Quelle est la valeur de la K_a de l'acide ?

23. Le mot « beurre » vient du mot grec *butyros*. L'acide butanoïque (nom usuel : acide butyrique) donne au beurre rance son odeur caractéristique. Calcule le pH d'une solution à $1,0 \times 10^{-2}$ mol/L d'acide butanoïque ($K_a = 1,51 \times 10^{-5}$).

24. L'acide caproïque, $C_5H_{11}COOH$, est présent à l'état naturel dans les huiles de palme et de noix de coco. C'est un acide monoprotique faible, avec une $K_a = 1,3 \times 10^{-5}$. Une certaine solution aqueuse d'acide caproïque montre un pH de 2,94. Quelle quantité d'acide a été dissoute pour préparer 100 mL de cette solution ?

25. Les boissons gazeuses contiennent une solution d'acide carbonique. L'acide carbonique est également un élément important dans la formation des ions présents dans le sang.

$$CO_{2(aq)} + H_2O_{(\ell)} \rightleftharpoons H_2CO_{3(aq)}$$
$$H_2CO_{3(aq)} + H_2O_{(\ell)} \rightleftharpoons HCO_3^-{}_{(aq)} + H_3O^+_{(aq)} \quad K_{a1} = 4{,}5 \times 10^{-7}$$
$$HCO_3^-{}_{(aq)} + H_2O_{(\ell)} \rightleftharpoons CO_3^{2-}{}_{(aq)} + H_3O^+_{(aq)} \quad K_{a2} = 4{,}7 \times 10^{-11}$$

Calcule le pH d'une solution d'acide carbonique à $5{,}0 \times 10^{-4}$ mol/L. Quelle est la $[CO_3^{2-}]$ en solution ?

26. L'acide adipique est un acide diprotique utilisé dans la fabrication du nylon. Sa formule peut être abrégée en H_2Ad. Les constantes de dissociation acide pour l'acide adipique sont $K_{a1} = 3{,}71 \times 10^{-5}$ et $K_{a2} = 3{,}87 \times 10^{-6}$. Quel est le pH d'une solution à 0,085 mol/L d'acide adipique ?

27. L'acide sulfhydrique, $H_2S_{(aq)}$, est un acide diprotique faible parfois utilisé pour du travail d'analyse. Il est employé pour précipiter les sulfures métalliques, qui ont tendance à être très insolubles. Calcule le pH et la $[HS^-_{(aq)}]$ d'une solution à $7{,}5 \times 10^{-3}$ mol/L.

28. Quelle est la valeur de la K_a quand l'eau agit comme un acide de Brønsted-Lowry ? Écris l'expression pour la K_{a2} si l'eau agit comme un acide diprotique.

29. Une solution aqueuse d'ammoniaque domestique a une concentration molaire de 0,105 mol/L. Calcule le pH de la solution.

30. L'hydrazine, N_2H_4, a été utilisée comme carburant à fusée. La concentration d'une solution aqueuse d'hydrazine est $5{,}9 \times 10^{-2}$ mol/L. Calcule le pH de la solution.

31. La morphine, $C_{17}H_{19}NO_3$, est une base d'origine naturelle utilisée pour contrôler la douleur. Une solution de $4{,}5 \times 10^{-3}$ mol/L a un pH de 9,93. Calcule la K_b de la morphine.

32. La méthylamine, CH_3NH_2, est un gaz à odeur de poisson à la température ambiante. On l'utilise pour fabriquer plusieurs médicaments d'ordonnance, dont la méthamphétamine. Calcule la $[OH^-]$ et le pOH d'une solution aqueuse de 0,25 mol/L de méthylamine.

33. À la température ambiante, la triméthylamine, $(CH_3)_3N$, est un gaz ayant une forte odeur d'ammoniac. Calcule la $[OH^-]$ et le pourcentage de molécules de triméthylamine qui réagissent avec l'eau dans une solution aqueuse de 0,22 mol/L.

34. Une solution aqueuse d'ammoniaque a un pH de 10,85. Quelle est la concentration de la solution ?

35. Utilise le tableau des valeurs de la K_a à l'annexe E pour énumérer les bases conjuguées des acides suivants en ordre croissant de force des bases : l'acide méthanoïque, HCOOH ; l'acide fluorhydrique, $HF_{(aq)}$; l'acide benzoïque, C_6H_5COOH ; le phénol, C_6H_5OH.

36. La K_b pour l'ammoniac, NH_3, est $1{,}8 \times 10^{-5}$. La K_b pour la triméthylamine, $(CH_3)_3N$, est $6{,}5 \times 10^{-5}$. Quel est l'acide le plus fort, NH_4^+ ou $(CH_3)_3NH^+$?

37. Le benzoate de sodium est utilisé comme agent de conservation alimentaire. Calcule le pH d'une solution aqueuse à 1,0 mol/L de benzoate de sodium. (Seul l'ion benzoate modifie le pH de la solution.)

38. L'ion bisulfite, HSO_3^-, est amphotérique. Écris les équations chimiques pour montrer comment cet ion agit d'abord comme un acide, puis comme une base.

VI. L'oxydoréduction

Les réactions d'oxydoréduction sont des réactions où il y a un échange _____.
Elles sont composées de deux demi-réactions :

- une demi-réaction d'_____
- une demi-réaction de _____.

A. Définitions

1. Les ions

Un ion est un élément ayant _____ ou _____ un ou des _____.

Un élément ayant gagné un ou des électrons aura une charge _____ et est nommé _____.
Un élément ayant perdu un ou des électrons aura une charge _____ et est nommé _____.

Lorsqu'on parle d'oxydation ou de réduction, les éléments qui ont gagné ou perdu des électrons ont des charges. On nomme ces charges _____.

2. La réduction

Il s'agit d'une réaction où il y a un _____ d'électrons. On nomme cette réaction réduction puisque la charge de l'élément participant à la réaction est _____.

La substance qui a gagné les électrons est nommé _____.
On dit qu'un oxydant est _____.

La demi-réaction de réduction ressemble à la suivante, les _____ sont sur le côté des _____. Ils se font intégrés à la substance.

3. L'oxydation

Il s'agit d'une réaction où il y a une _____ d'électrons. Lors de l'oxydation, la charge de l'élément participant à la réaction _____.

La substance qui a perdu les électrons est nommé _____ puisque c'est elle qui cause la réduction de la charge d'un autre élément.
On dit que le réducteur est _____.

La demi-réaction d'oxydation ressemble à la suivante, les _____ sont sur le côté des _____ car ils sont relâchés.

B. Les degrés d'oxydation

Afin de déterminer s'il y a une oxydoréduction, il faut savoir s'il y a eu un transfert d'électrons. En comparant les charges des éléments avant et après une réaction, nous pouvons déterminer si leurs charges ont changé. Il y a des règles qui nous aident à déterminer si les _____ (ou les charges) ont changé.

1. Dans un <u>composé ionique</u>, le degré d'oxydation correspond à la charge de l'élément suite au gain ou à la perte d'électrons. Les ions ont donc un degré d'oxydation correspondant à leur charge.
   $MgCl_2$: le degré d'oxydation du Mg est ____ et celui du chlore, ____
   Al^{3+} : le degré d'oxydation de cet ion d'aluminium est ____

2. Un <u>élément pur et une molécule élémentaire</u> possède un degré d'oxydation de 0. Un élément pur est un élément seul (pas dans un composé) mais n'est pas un ion. Une molécule élémentaire est un composé avec seulement une sorte d'élément.
   Élimine les substances qui ne sont pas des composés élémentaires ni des substances pures :
   $$H_2 \quad Na^+ \quad Cl_2 \quad N_2 \quad Fe \quad H_2O \quad O_3^- \quad S_6 \quad K$$

3. Les <u>métaux alcalins</u> ont un degré d'oxydation de $+1$ et les <u>alcalino-terreux</u> de $+2$.
   Le sodium a toujours un degré d'oxydation de ____
   Le calcium a toujours un degré d'oxydation de ____

4. L'<u>hydrogène</u> a un degré d'oxydation de $+1$ sauf lorsqu'il se trouve dans un hydrure où son degré d'oxydation est de -1.
   Un hydrure est un composé où l'hydrogène est en 2e dans le composé
   NaH : le degré d'oxydation de H dans l'hydrure de sodium est ____

5. L'<u>oxygène</u> a un degré de -2 sauf s'il s'agit d'un peroxyde où son degré d'oxydation serait -1.
   Un exemple de peroxyde est le peroxyde d'hydrogène, H_2O_2. C'est le seul peroxyde qu'il y aura dans ce cours.

6. Dans les <u>composés covalents</u> sans oxygène ni hydrogène l'élément le plus électronégatif a un degré d'oxydation négatif égal à la charge qu'il possède généralement dans ses composés ioniques
   Dans le composé covalent PCl_3, le chlore, ayant l'électronégativité le plus élevée, se trouve en 2e dans le composé. Le chlore a donc un degré d'oxydation de ____ et le phosphore en a un de ____.

7. La <u>somme des degrés d'oxydation</u> d'un composé polyatomique correspond à la charge du composé.
   Le sulfate (SO_4^{2-}) a une charge de -2. Chaque oxygène a un degré d'oxydation de ____ donnant un total de ____. Pour que la somme des degrés d'oxydation soit ____ le soufre doit donc avoir un degré d'oxydation de ____.

Utilisant les règles précédentes, détermine le degré d'oxydation de chaque élément dans les composés suivants.

$KClO_3$

$Cr_2O_7^{2-}$

$Fe(SO_4)_3$

H_3AsO_4

PO_4^{3-}

C. L'équation d'oxydoréduction

1. L'équation ionique globale et nette

Prenons l'équation de déplacement simple suivante :

$$Zn_{(s)} + CuSO_{4\,(aq)} \rightarrow ZnSO_{4\,(aq)} + Cu_{(s)}$$

Comment savons-nous que cette réaction en est une d'oxydoréduction?
Séparons les composés en leurs ions pour obtenir la réaction sous forme d'équation ionique **_____**.

Le degré d'oxydation du cuivre est passé de ____ à ____.
La charge du cuivre a **_____**.
Le cuivre a été _____ (ou il est l'_____).

On peut voir que le zinc est passé d'un degré d'oxydation de **_____** à **_____**.
La charge du zinc a _____.
Le zinc a été _____ (ou il est le _____).

On peut aussi voir que l'ion sulfate (SO_4^{2-}) ne semble pas participer à la réaction puisqu'il se retrouve sur le côté des réactifs et des produits, inchangé. On l'appelle un **_____**.

Si on veut simplifier cette réaction, on élimine l'ion spectateur pour obtenir l'équation ionique _____.

2. Les demi-réactions

Une oxydoréduction est en effet deux demi-réactions : une demi-réaction de **_____** et une demi-réaction d'**_____**.

La demi-réaction de réduction sera celle où la charge est _____.

Écrivez la demi-réaction de réduction :

La demi-réaction d'oxydation sera celle où la charge _____.

Écrivez la demi-réaction d'oxydation :

D. Équilibrer des réactions

1. équilibrer une demi-réaction en solution acide

Les étapes pour équilibrer une demi-réaction en solution acide sont :

a. écris la demi-réaction non équilibrée
b. équilibre tous les atomes sauf l'oxygène et l'hydrogène
c. équilibre les atomes d'oxygène en ajoutant des molécules d'eau
d. équilibre les atomes d'hydrogène en ajoutant des ions hydrogène (H^+)
e. équilibre les charges en ajoutant des électrons

Exemple

Écris une demi-réaction équilibrée décrivant la réduction des ions permanganate, MnO_4^-, en ions manganèse(II) dans une solution acide.

2. équilibrer une demi-réaction en solution basique

Pour équilibrer une demi-réaction en solution basique on suit les mêmes étapes de a. à d qu'en solution acide.

Ensuite :

e. ajoute sur chaque côté le même nombre d'ions hydroxydes qu'il y a d'ions H^+

f. combine les ions hydroxydes et d'hydrogène pour obtenir des molécules d'eau

g. simplifie chaque côté en enlevant les molécules d'eau de surplus

h. équilibre les charges en ajoutant des électrons

Exemple

Écris une demi-réaction équilibrée décrivant l'oxydation d'ions thiosulfate, $S_2O_3^{2-}$, en ions sulfite, SO_3^{2-}, dans une solution basique.

3. équilibrer une réaction d'oxydoréduction par la méthode des demi réactions
Pour équilibrer une pleine réaction d'oxydoréduction, on séparera la réaction en deux demi-réactions, on équilibrera avec une des deux méthodes précédentes, ensuite on recombinera les demi-réactions pour obtenir la réaction d'oxydoréduction équilibrée.

Les étapes sont :

a. écris l'équation ionique nette non équilibrée
b. sépare l'équation ionique nette en demi-réactions d'oxydation et de réduction
c. équilibre les demi-réactions de façon indépendante
d. détermine le plus petit commun multiple des nombres d'électrons des demi-réactions. Assure-toi que les demi-réactions s'échangent le même nombre d'électrons en multipliant chacune par le coefficient approprié.
e. additionne les demi-réactions équilibrées comprenant les nombres égaux d'électrons. Si les composés sont sur les mêmes côtés, on les additionne. S'ils sont sur des côtés opposés, on les soustrait.
f. inclus les ions spectateurs et les états au besoin

Exemple
Écris une équation ionique nette équilibrée pour décrire la réaction d'ion perchlorate, ClO_4^-, et de dioxyde d'azote dans une solution acide, une réaction qui produit des ions chlorure et des ions nitrate.

4. équilibrer une réaction redox par la méthode des nombres d'oxydation

Au lieu d'équilibrer les électrons en dernier, une autre méthode équilibre les électrons en premier pour ensuite suivre les étapes établies dans la méthode précédente.

Voici les étapes à suivre pour utiliser cette méthode :

a. écris l'équation non équilibrée et équilibre les éléments qui ne sont pas l'oxygène ni l'hydrogène
b. détermine les degrés d'oxydation de chaque élément
c. détermine le gain d'électrons dans la demi-réaction de réduction et la perte d'électrons dans la demi-réaction d'oxydation
d. détermine le plus petit rapport en nombres entiers des éléments oxydés et réduits de façon que l'augmentation du degré d'oxydation soit égale à la diminution totale du degré d'oxydation
e. utilise ce rapport pour équilibrer le nombre d'atomes des éléments oxydés et des éléments réduits
f. équilibre les autres éléments par vérification des coefficients
g. pour des réactions qui se produisent dans des solutions acides ou basiques, inclus des molécules d'eau, des ions hydrogène ou des ions hydroxyde au besoin pour équilibrer

Exemple

Écris une équation ionique nette équilibrée qui décrit la formation d'iode par barbotage d'oxygène dans une solution basique qui contient des ions iodure.

Pratique : oxydoréduction

1. Écris une équation ionique nette équilibrée pour la réaction du zinc avec le chlorure de fer(II) aqueux. Inclus les états physiques des réactifs et des produits.

2. Écris une équation ionique nette équilibrée pour chaque réaction, ainsi que les états physiques des réactifs et des produits.
   a) le magnésium et le sulfate d'aluminium aqueux
   b) une solution de nitrate d'argent et du cadmium métallique.

3. Identifie le réactif oxydé et le réactif réduit de chaque réaction de la question 2.

4. Identifie l'agent oxydant et l'agent réducteur de chaque réaction de la question 2.

5. Écris les demi-réactions équilibrées de l'équation ionique nette de la réaction entre l'aluminium solide et le sulfate de fer(III) aqueux. Les ions sulfate sont des ions spectateurs et ne sont pas inclus.
   $Al_{(s)} + Fe^{3+}_{(aq)} \rightarrow Al^{3+}_{(aq)} + Fe_{(s)}$

6. Écris les demi-réactions équilibrées des équations ioniques nettes qui suivent.
   a) $Fe_{(s)} + Cu^{2+}_{(aq)} \rightarrow Fe^{2+}_{(aq)} + Cu_{(s)}$
   b) $Cd_{(s)} + 2Ag^{+}_{(aq)} \rightarrow Cd^{2+}_{(aq)} + 2Ag_{(s)}$

7. Écris les demi-réactions équilibrées de chacune des réactions suivantes.
   a) $Sn_{(s)} + PbCl_{2(aq)} \rightarrow SnCl_{2(aq)} + Pb_{(s)}$
   b) $Au(NO_3)_{3(aq)} + 3Ag_{(s)} \rightarrow 3AgNO_{3(aq)} + Au_{(s)}$
   c) $3Zn_{(s)} + Fe_2(SO_4)_{3(aq)} \rightarrow 3ZnSO_{4(aq)} + 2Fe_{(s)}$

8. Écris l'équation ionique nette et les demi-réactions de la dismutation des ions de mercure(I) en solution aqueuse pour donner du mercure liquide et des ions de mercure(II) aqueux. Suppose que les ions de mercure(I) existent en solution sous forme de Hg_2^{2+}.

9. Détermine le nombre d'oxydation de l'élément spécifié dans chacun des composés ci-dessous.
   a) le N dans NF_3 b) le S dans S_8 c) le Cr dans CrO_4^{2-}
   d) le P dans P_2O_5 e) le C dans $C_{12}H_{22}O_{11}$ f) le C dans $CHCl_3$

10. Détermine le nombre d'oxydation de chacun des éléments spécifiés ci-dessous.
    a) H_2SO_3 b) OH^- c) HPO_4^{2-}

11. Tel qu'énoncé dans la règle 4, l'oxygène ne possède pas toujours son nombre d'oxydation habituel de –2. Détermine le nombre d'oxydation de l'oxygène dans chacun des composés ci-dessous.
    a) le composé du difluorure d'oxygène, OF_2 b) l'ion peroxyde, O_2^{2-}

12. Détermine le nombre d'oxydation de chaque élément dans chacun des composés ioniques suivants en tenant compte des ions de façon séparée. **Astuce :** Une unité de formule du composé de la partie (c) contient deux ions monoatomiques identiques et un ion polyatomique.
    a) $Al(HCO_3)_3$ b) $(NH_4)_3PO_4$ c) $K_2H_3IO_6$

13. Détermine si chacune des réactions suivantes est une réaction rédox ou non.

a) $H_2O_2 + 2Fe(OH)_2 \rightarrow 2Fe(OH)_3$

b) $PCl_3 + 3H_2O \rightarrow H_3PO_3 + 3HCl$

14. Identifie l'agent oxydant et l'agent réducteur de la ou des réactions rédox de la question précédente.

15. Pour l'équation ionique nette équilibrée qui suit, identifie le réactif qui subit l'oxydation et le réactif qui subit la réduction.

$Br_2 + 2ClO_2^- \rightarrow 2Br^- + 2ClO_2$

16. Le nickel et le cuivre sont deux métaux importants pour l'économie de l'Ontario, surtout dans la région de Sudbury. Les minerais de nickel et de cuivre contiennent en général ces métaux sous forme de sulfures, tels que le NiS et le Cu_2S. L'extraction de ces métaux élémentaires purs des minerais nécessite-t-elle des réactions rédox? Explique ton raisonnement.

17. Écris une demi-réaction équilibrée pour la réduction d'ions cérium(IV) en ions cérium(III).

18. Écris une demi-réaction équilibrée pour l'oxydation d'ions bromure en brome.

19. Équilibre chacune des demi-réactions suivantes qui ont lieu dans des conditions acides.

a) $O_2 \rightarrow H_2O_2$ **b)** $H_2O \rightarrow O_2$ **c)** $NO_3^- \rightarrow N_2$

20. Équilibre chacune des demi-réactions suivantes qui ont lieu dans des conditions acides.

a) $ClO_3^- \rightarrow Cl^-$ **b)** $NO \rightarrow NO_3^-$ **c)** $Cr_2O_7^{2-} \rightarrow Cr^{3+}$

21. Écris une demi-réaction équilibrée pour l'oxydation d'ions chrome(II) en ions chrome(III).

22. Écris une demi-réaction équilibrée pour la réduction de l'oxygène en ions oxyde.

23. Équilibre chacune des demi-réactions suivantes qui ont lieu dans des conditions basiques.

a) $Al \rightarrow Al(OH)_4^-$ **b)** $CN^- \rightarrow CNO^-$ **c)** $MnO_4^- \rightarrow MnO_2$

d) $CrO_4^{2-} \rightarrow Cr(OH)_3$ **e)** $CO_3^{2-} \rightarrow C_2O_4^{2-}$

24. Équilibre chacune des demi-réactions suivantes.

a) $FeO_4^{2-} \rightarrow Fe^{3+}$ (conditions acides)

b) $ClO_2^- \rightarrow Cl^-$ (conditions basiques)

25. Équilibre chacune des équations rédox suivantes par vérification des coefficients. Écris les demi-réactions équilibrées dans chaque cas.

a) $Na + F_2 \rightarrow NaF$

b) $Mg + N_2 \rightarrow Mg_3N_2$

c) $HgO \rightarrow Hg + O_2$

26. Équilibre l'équation suivante par la méthode des demi-réactions.

$Cu^{2+} + I^- \rightarrow CuI + I_3^-$

E. L'électrochimie et les piles électrochimiques

Étant donné qu'il y a un échange d'électrons dans les réactions d'oxydoréduction, on peut empêcher les réactifs d'entrer en contact direct l'un avec l'autre et ne permettre que le passage des électrons par un conducteur. Ce mouvement d'électrons à travers un conducteur cause un courant électrique qu'on peut utiliser pour faire du travail.

La pile électrochimique est aussi connue sous le nom de pile _____ ou pile _____. Elle consiste des éléments suivants :

1. Deux électrodes
   Une électrode est généralement un _____ où se déroulera une demi-réaction. Les électrodes sont les suivantes :

   _____ où se passe la demi-réaction de _____.
   Par convention, cette électrode est le côté _____ de la pile.

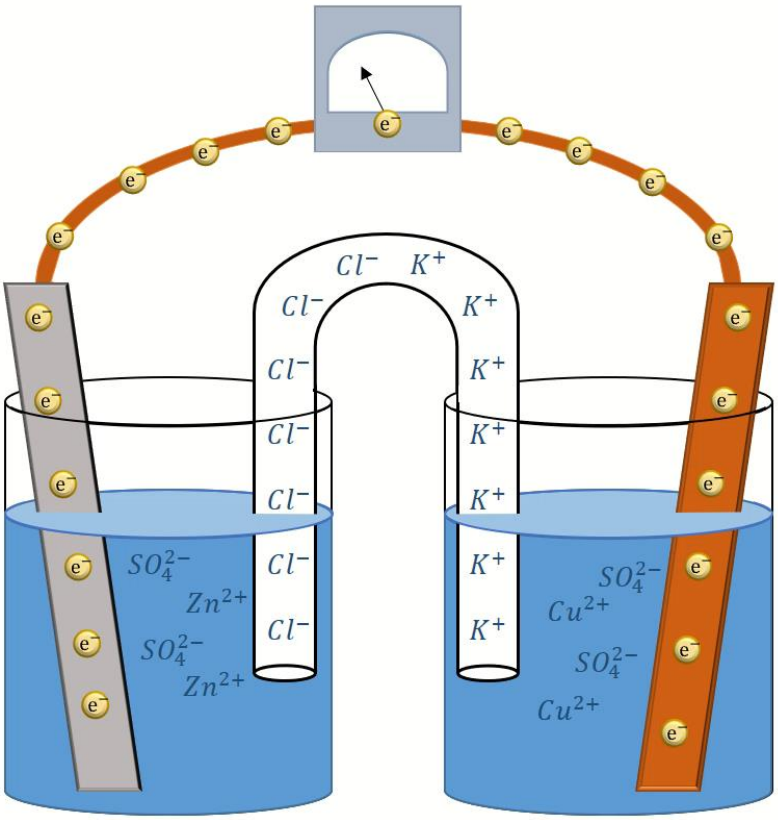
   _____ où se passe la demi-réaction d'_____.
   Par convention, cette électrode est le côté _____ de la pile.

2. Électrolytes en solution
   Les _____ sont placées dans leur propre solution contenant un ion du métal. Pour obtenir cet ion, on dissout un _____ dans l'eau.

3. Fil conducteur
   Le fil conducteur relie les _____ afin de transférer les _____ pour que la réaction d'oxydoréduction ait lieu. Les _____ se dirigent de l'_____ à la _____. À noter que le _____ est la direction opposée aux électrons.

4. Pont salin
   Un pont salin est tube qui contient un _____ dissout ainsi qu'une _____ poreuse permettant aux ions de traverser et non l'eau contenu dans le pont. Le pont salin a comme but d'_____ les charges lors de l'oxydoréduction. Normalement, les charges d'une réaction d'oxydoréduction s'équilibrent car les ions sont tous retrouvés ensemble, mais puisque les électrolytes sont séparés, les ions du pont salin fournissent les charges nécessaires pour les équilibrer.

Explique le fonctionnement de la pile de Daniell.



La notation abrégée pour les piles galvaniques est :

anode | ion du réducteur || ion de l'oxydant | cathode

On place l'_____ à la gauche et la _____ à la droite. La ligne verticale | représente un changement de phase et || représente le pont salin ou la barrière poreuse.

Exemple
Écris la notation abrégée pour la pile de Daniell.

Parfois, lors d'une oxydation ou d'une réduction, l'élément résultant peut soit être un _____ ou un _____. Dans ces cas, si l'électrode ne serait pas un solide, il faut utiliser une électrode _____ afin de créer la pile. Ici, on ajoute une autre ligne verticale afin de dénoter l'électrode inerte. Des exemples d'électrodes inertes sont la _____, l'_____ ou le _____.

Exemple
Ajoute l'électrode inerte à l'endroit approprié. Explique pourquoi on ajoute cette électrode inerte.

$Pb \mid Pb^{2+} \mid\mid Fe^{3+} \mid Fe^{2+}$

$Zn \mid Zn^{2+} \mid\mid I^{-} \mid I_2$

F. Le potentiel de piles

Le potentiel est l'_____ emmagasinée dans les électrons afin qu'ils puissent accomplir un travail, comme allumer une ampoule ou faire tourner un moteur. Lorsque nous parlons de potentiel d'une pile nous parlons de la _____ ou _____ entre l'anode et la cathode.

La différence de potentiel est aussi connue comme la tension, la force électromotrice ou le voltage. Elle est mesurée en _____ ou en _____. Un J/C équivaut à un _____.

Toutes les demi-réactions sont comparées par rapport à une demi-réaction standard afin de déterminer son potentiel standard.
Cette demi-réaction standard est : _____

Elle a un potentiel de 0V seulement en relation à elle-même.
Toutes piles sont mesurées à des conditions standards de $298K$, $101{,}3kPa$ et dont la concentration des ions est de $1mol/L$.

Le calcul du potentiel d'une pile est :

$$E° = E°_{cathode} - E°_{anode}$$

ou

$$E° = E°_{réduction} + E°_{oxydation}$$

Toutes les piles _____ont un potentiel _____.
En examinant le tableau de potentiel standards de réduction il est possible de déterminer quel élément servira d'anode et de cathode.

Dans le tableau de potentiel standards, les demi-réactions sont en forme de réduction. Afin d'avoir une demi réaction d'oxydation, il suffit de _____ l'équation et d'_____ le signe du potentiel.

Exemple
Détermine le potentiel des piles suivantes.
$I^-|I_2 \,||\, Br_2 \,|\, Br^-$

Dans la réaction $2Na_{(s)} + 2H_2O_{(l)} \rightarrow 2NaOH_{(aq)} + H_{2\,(g)}$

La réaction comportant les demi-réactions :
$Fe^{2+} + 2e^- \rightarrow Fe$
$Cu^+ + 1e^- \rightarrow Cu$

G. L'électrolyse et la spontanéité des réactions

1. L'électrolyse

Dans une pile _____, on convertit l'énergie chimique en énergie électrique. Dans une pile _____, le processus est l'inverse; donc on convertit l'énergie électrique en énergie chimique.

Dans les piles électrochimiques, la réaction est _____ (dû à la loi d'entropie) mais pour produire l'électrolyse (le processus se déroulant dans les piles électrolytiques) il faut ajouter de l'énergie. On peut produire l'électrolyse à l'aide ou sans pont salin. C'est ce qui différencie les piles voltaïques aux piles électrolytiques.

La pile électrolytique comprend une _____, deux _____ et une source d'_____ (généralement une pile ou source électrique à courant direct). Étant donné qu'il y a un courant, une électrode est positive et l'autre négative. Les ions contenus dans la solution se dirigent vers l'électrode de charge opposée. L'anode et la cathode ont des polarités opposées à celle des piles, c'est-à-dire que l'anode est _____ et la cathode est _____.

L'électrolyse est utilisée dans des procédés tels la production du chlore et du sodium à partir du chlorure de sodium, l'_____ de l'eau pour produire du _____ et du _____ ainsi que dans la _____.

Afin de déterminer le voltage nécessaire pour que l'électrolyse soit possible, nous utilisons cette formule :

$$E° = E°_{cathode} - E°_{anode}$$

Puisque les demi-réactions se déroulent aux électrodes opposées, la différence de potentiel calculée sera alors négative. Ceci indique qu'il a fallu ajouter de l'énergie afin que la réaction se produise. La réaction n'est pas spontanée.

Exemple
Nomme la pile électrolytique et la pile électrochimique. Explique ton choix.

$Li^+ + 1e^- \rightarrow Li$ $\qquad$ $Pb^{2+} + 2e^- \rightarrow Pb$

$Ni \rightarrow Ni^{2+} + 2e^-$ $\qquad$ $Mg \rightarrow Mg^{2+} + 2e^-$

2. La spontanéité des réactions
   Nous savons que le potentiel d'une pile électrochimique est _____
   tandis que le potentiel d'une pile électrolytique est _____.

   Afin de déterminer si la réaction sera spontanée, il suffit de vérifier le potentiel.
   Si le potentiel est positif, alors la réaction sera _____.
   Si le potentiel est négatif, alors la réaction sera _____.

   Exemple
   La pile $Cd \mid Cd^{2+} \mid\mid Cu^{2+} \mid Cu$ est-elle une pile électrochimique ou électrolytique, c'est-à-dire, est-ce que la réaction est spontanée?

   Comment devons-nous construire la pile contenant les demi réactions suivantes afin d'obtenir une réaction spontanée?

   $Cl_2 + 2e^- \rightarrow 2Cl^-$
   $I_2 + 2e^- \rightarrow 2I^-$

H. La loi de Faraday

La loi de Faraday dit que la _____ d'une substance produite ou consommée dans une réaction d'_____ est directement proportionnelle à la quantité de _____ passant dans le circuit.

Le plus de temps une pile est en marche, le plus la masse de l'électrode changera. En plus le plus grand le courant qu'on applique, le plus que la masse de l'électrode changera. On peut calculer ce montant avec le formule du courant et des conversions.

La formule du courant est :

Q : le nombre de _____ (ou un montant d'électrons) est mesuré en _____. L'électron possède une charge de _____. Une mole d'électrons (ou $6{,}022 \times 10^{23}$ électrons) ont une charge de $96\,485C$ (le manuel utilise $96\,500C$).

t : le _____ est mesuré en _____.

I : le _____ est mesuré en _____ qui est équivalent à un _____ par seconde.

Exemple
Un courant de 2,0A passe pendant 5 minutes dans une pile électrolytique composée de zinc. Combien de moles de zinc avons-nous déposé sur l'électrode?

Calcule la masse d'aluminium produite par l'électrolyse de chlorure d'aluminium fondu, si un courant de 500mA passe pendant 1,5h.

Pratique : l'électrochimie

1. **a)** Si la réaction du zinc avec les ions cuivre(II) est réalisée dans une éprouvette, quel est l'agent oxydant et quel est l'agent réducteur ?
   b) Dans une pile Daniell, quel est l'agent oxydant et quel est l'agent réducteur ? Justifie ta réponse.
2. Écris la demi-réaction d'oxydation, la demi-réaction de réduction et la réaction globale en pile de chacune des piles galvaniques suivantes. Dans chaque cas, identifie l'anode et la cathode. Dans la partie (b), le platine est présent en tant qu'électrode inerte.
   a) $Sn_{(s)} \mid Sn^{2+}_{(aq)} \parallel Tl^{+}_{(aq)} \mid Tl_{(s)}$
   b) $Cd_{(s)} \mid Cd^{2+}_{(aq)} \parallel H^{+}_{(aq)} \mid H_{2(g)} \mid Pt_{(s)}$
3. Une pile galvanique met en jeu la réaction globale d'ions iodure avec des ions permanganate acidifiés formant des ions manganèse(II) et de l'iode. Le pont salin contient du nitrate de potassium.
   a) Écris les demi-réactions ainsi que la réaction globale de la pile.
   b) Identifie l'agent oxydant et l'agent réducteur.
   c) L'anode et la cathode inertes sont toutes deux faites de graphite. Il se forme de l'iode solide sur l'une d'elles. Laquelle ?
4. Comme tu l'as vu auparavant, on peut fabriquer une « pile au citron » en enfonçant une électrode de zinc et une électrode de cuivre dans un citron. Dans la représentation de la pile ci-dessous, $C_6H_8O_7$ est la formule de l'acide citrique. Explique pourquoi il n'y a pas de ligne verticale double dans cette représentation.
   $Zn_{(s)} \mid C_6H_8O_{7(aq)} \mid Cu_{(s)}$
5. Écris les deux demi-réactions de la réaction rédox suivante. Calcule la différence entre les deux potentiels de réduction afin de trouver le potentiel standard d'une pile galvanique dans laquelle cette réaction se produit.
   $Cl_{2(g)} + 2Br^{-}_{(aq)} \rightarrow 2Cl^{-}_{(aq)} + Br_{2(\ell)}$
6. Écris les deux demi-réactions de la réaction rédox suivante. Calcule la somme du potentiel de réduction et du potentiel d'oxydation afin de trouver le potentiel standard d'une pile galvanique dans laquelle cette réaction se produit.
   $2Cu^{+}_{(aq)} + 2H^{+}_{(aq)} + O_{2(g)} \rightarrow 2Cu^{2+}_{(aq)} + H_2O_{2(aq)}$
7. Écris les deux demi-réactions de la réaction rédox suivante. Calcule la différence entre les deux potentiels de réduction afin de trouver le potentiel standard de la pile dans laquelle cette réaction se produit.
   $Sn_{(s)} + 2HBr_{(aq)} \rightarrow SnBr_{2(aq)} + H_{2(g)}$
8. Écris les deux demi-réactions de la réaction rédox suivante. Calcule la somme du potentiel de réduction et du potentiel d'oxydation afin de trouver le potentiel standard de la pile dans laquelle cette réaction se produit.
   $Cr_{(s)} + 3AgCl_{(s)} \rightarrow CrCl_{3(aq)} + 3Ag_{(s)}$
9. L'électrolyse du chlorure de calcium fondu produit du calcium et du chlore. Écris
   a) la demi-réaction se produisant à l'anode
   b) la demi-réaction se produisant à la cathode
   c) l'équation chimique de la réaction globale de la pile.
10. Pour l'électrolyse du bromure de lithium fondu, écris :
    a) la demi-réaction se produisant à l'électrode négative
    b) la demi-réaction se produisant à l'électrode positive
    c) l'équation ionique nette de la réaction globale de la pile.

11. Une pile galvanique produit un courant continu, se déplacant dans une seule direction. Chez toi, l'alimentation électrique est une source de courant alternatif, qui change de direction à chaque fraction de seconde. Explique pourquoi l'alimentation électrique extérieure d'une pile électrolytique doit être une source de courant continu plutôt que de courant alternatif.

12. Suppose qu'on utilise une batterie comme source électrique extérieure d'une pile électrolytique. Explique pourquoi il faut brancher la borne négative de la batterie à sur la cathode de la pile.

13. Prévois quels seront les produits de l'électrolyse d'une solution de chlorure de sodium à 1 mol/L.

14. Explique pourquoi on peut produire du calcium par l'électrolyse de chlorure de calcium fondu, mais pas par l'électrolyse d'une solution aqueuse de chlorure de calcium.

15. Une des demi-piles d'une pile galvanique a une électrode de nickel plongée dans une solution de chlorure de nickel(II) à 1 mol/L. L'autre demi-pile a une électrode de cadmium plongée dans une solution de chlorure de cadmium à 1 mol/L.

a) Calcule le potentiel de la pile.

b) Identifie l'anode et la cathode.

c) Écris la demi-réaction d'oxydation, la demi-réaction de réduction et la réaction globale de la pile.

16. On applique une tension extérieure afin de transformer la pile galvanique de la question 15 en pile électrolytique. Réponds de nouveau aux parties (a) à (c) pour le cas de la pile électrolytique.

17. Trouve dans le tableau de l'annexe E le potentiel de réduction standard des demi-réactions suivantes. Détermine si des ions nitrate acidifiés oxyderont des ions manganèse(II) en oxyde de manganèse(IV) dans des conditions normales.

$MnO_{2(s)} + 4H^+_{(aq)} + 2e^- \rightarrow Mn^{2+}_{(aq)} + 2H_2O_{(\ell)}$

$NO_3^-{}_{(aq)} + 4H^+_{(aq)} + 3e^- \rightarrow NO_{(g)} + 2H_2O_{(\ell)}$

18. Détermine si les réactions suivantes sont spontanées ou non spontanées dans des conditions normales.

a) $2Cr_{(s)} + 3Cl_{2(g)} \rightarrow 2Cr^{3+}_{(aq)} + 6Cl^-_{(aq)}$

b) $Zn^{2+}_{(aq)} + Fe_{(s)} \rightarrow Zn_{(s)} + Fe^{2+}_{(aq)}$

c) $5Ag_{(s)} + MnO_4^-{}_{(aq)} + 8H^+_{(aq)} \rightarrow 5Ag^+_{(aq)} + Mn^{2+}_{(aq)} + 4H_2O_{(\ell)}$

19. Explique pourquoi un composé de cuivre(I) en solution aqueuse subit une dismutation pour former du cuivre métallique et un composé de cuivre(II) en solution aqueuse dans des conditions normales. (Tu as étudié la dismutation au chapitre 10.)

20. Détermine si les réactions suivantes d'une solution acide sont spontanées ou non spontanées dans des conditions normales.

a) $H_2O_{2(aq)} \rightarrow H_{2(g)} + O_{2(g)}$

b) $3H_{2(g)} + Cr_2O_7^{2-}{}_{(aq)} + 8H^+_{(aq)} \rightarrow 2Cr^{3+}_{(aq)} + 7H_2O_{(\ell)}$

21. Calcule la masse de zinc électrogalvanisé sur la cathode d'une pile électrolytique par un courant de 750 mA en 3,25 h.

22. Combien de minutes faut-il pour électrogalvaniser 0,925 g d'argent sur la cathode d'une pile électrolytique à l'aide d'un courant de 1,55 A ?

23. La masse de l'anode de nickel d'une pile électrolytique diminue de 1,20 g en 35,5 min. La demi-réaction d'oxydation convertit des atomes de nickel en ions nickel(II). Quelle est la valeur du courant constant ?

24. Les deux demi-réactions suivantes ont lieu dans une pile électrolytique dotée d'une anode de fer et d'une cathode de chrome.

Oxydation : $Fe_{(s)} \rightarrow Fe^{2+}_{(aq)} + 2e^-$

Réduction : $Cr^{3+}_{(aq)} + 3e^- \rightarrow Cr_{(s)}$

Au cours de ce processus, la masse de l'anode de fer diminue de 1,75 g.

a) Calcule la variation de masse de la cathode de chrome.

b) Explique pourquoi il n'est pas nécessaire de connaître la valeur du courant électrique ou la durée pour répondre à la partie (a).

25. a) En te servant des deux demi-réactions du processus de la rouille et d'un tableau des potentiels de réduction standards, détermine le potentiel standard d'une pile où se produit cette réaction.

b) Crois-tu que la valeur calculée correspond au potentiel réel de chacune des petites piles galvaniques à la surface d'un objet de fer en train de rouiller ? Explique.

26. Explique pourquoi l'aluminium offre une protection cathodique à un objet en fer.

27. En 2000, Transports Canada a rapporté que des milliers d'automobiles vendues dans les provinces de l'Atlantique entre 1989 et 1999 avaient un bâti de moteur corrodé. Le bris de ce bâti risque d'entraîner la séparation de l'arbre de direction de l'automobile. Le fabricant a rappelé les voitures en question afin d'effectuer les réparations nécessaires. Les mêmes voitures étaient vendues partout au pays. Pourquoi, à ton avis, les problèmes de corrosion ont-ils apparu dans les provinces de l'Atlantique ?

28. a) En te servant d'un tableau des potentiels de réduction standards, détermine si l'oxygène élémentaire, $O_{2(g)}$, est un meilleur agent oxydant dans un milieu acide ou dans un milieu basique.

b) D'après ta réponse à la partie (a), crois-tu que les pluies acides favorisent la rouille du fer ou qu'elles la freinent ?

29. Calcule la valeur de E°_{pile} dans le cas de la pile à hydrogène.

30. Dans un type de pile à combustible, le méthane oxydé par l'oxygène produit du dioxyde de carbone et de l'eau.

a) Écris l'équation de la réaction globale de la pile.

b) Écris les deux demi-réactions en supposant des conditions acides.

31. On peut considérer les réactions se produisant dans des piles à combustible comme des « réactions de combustion sans flamme ». Explique pourquoi.

32. Si une pile à hydrogène produit un courant électrique de 0,600 A pendant 120 min, quelle est la masse d'hydrogène consommée par la pile ?

33. Démontre que la réaction du gaz chlore avec l'eau est une réaction de dismutation.

34. Prévoirais-tu que les produits du procédé chloro-alcalin seraient l'hydrogène et le chlore ? Explique.

35. Fais une recherche et une évaluation des renseignements les plus récents que tu peux trouver sur les aspects de la chloration de l'eau associés à la santé et à la sécurité. Es-tu pour ou contre la chloration ? Justifie ta réponse.

36. Certaines municipalités se servent de gaz ozone plutôt que de chlore pour tuer les bactéries dans l'eau. Fais une recherche sur les avantages et les inconvénients de l'utilisation de l'ozone au lieu du chlore.