Révision d'examen

Module 1 : La structure atomique

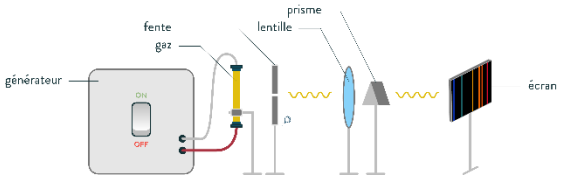
1.1 Le spectre électromagnétique

Décrire qualitativement le spectre électromagnétique en termes de fréquences, de longueurs d'onde et d'énergie;

Reconnaître que les éléments ont un spectre de raies unique, entre autres au moyen de la coloration de flamme, de tubes à décharge gazeuse, d'un spectroscope ou d'un réseau de diffraction;

1. Décris la relation entre la longueur d'onde et la fréquence.
   La fréquence est inversement proportionnelle à la longueur d'onde.
2. Décris la relation entre la longueur d'onde et l'énergie.
   L'énergie est inversement proportionnelle à la longueur d'onde.
3. Décris la relation entre la fréquence et l'énergie.
   La fréquence et l'énergie sont proportionnelle.
4. Qu'est-ce un spectre de raies? Comment peut-on l'obtenir?
   Un spectre de raies est un ensemble des raies de lumières distinctes, de différentes couleurs, émises par les atomes d'un élément particulier, alors qu'elles perdent de l'énergie d'ionisation. On l'obtient en décomposant la lumière émise par une source.

Montage pour obtenir un spectre d'émission (spectre de raies)



1.2 L'évolution historique du modèle mécanique quantique

Retracer dans les grandes lignes l'évolution historique du modèle de mécanique quantique de l'atome;

5. Décris la contribution de Bohr au modèle atomique quantique.
   Bohr dit qu'un électron finit par perdre de l'énergie et passe à un niveau d'énergie moins élevé en émettant de l'énergie sous forme de lumière.
6. Décris la contribution de de Broglie au modèle atomique quantique.
   Les particules peuvent se comporter comme des ondes.
7. Décris la contribution de Heisenberg au modèle atomique quantique.
   Il est impossible de connaître simultanément et avec certitude la position et la quantité de mouvement d'une particule.
8. Décris la contribution de Schrödinger au modèle atomique quantique.
   Il formule une équation qui permet de calculer la probabilité statistique de trouver un électron dans un espace précis de l'atome.

1.3 La configuration électronique

Tracer la configuration électronique d'éléments du tableau périodique, entre autres des éléments choisis dont le numéro atomique ne dépasse pas 36(krypton);

Lier la configuration électronique d'un élément à ses électrons de valence et à sa position dans le tableau périodique;

9. Décris les quatre nombres quantiques.
   n = nombre quantique principal : décrit le niveau énergétique et la taille de l'orbitale
   l = nombre quantique secondaire : décrit la forme de l'orbitale
   m_l = nombre quantique magnétique : décrit l'orientation de l'orbitale
   s = spin : décrit le spin de l'électron
10. Donne la configuration électronique pour l'atome et l'ion du Calcium.
    Ca : $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2$ Ca^{2+} : $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6$
11. En se servant des diagrammes de boîtes d'orbitales, donne la configuration de l'azote.
    N : 1s [↑↓] 2s [↑↓] 2p [↑] [↑] [↑]
12. Étant donné la configuration électronique, $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^7$, détermine la période à laquelle appartient l'élément dans le tableau périodique. Détermine le nombre d'électrons de valence.
    Période : 4 et deux électrons de valence
13. Pour chacune des configurations électroniques suivantes, donne l'élément qui y correspond.
    a. $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^7$ Cobalt (Co)
    b. $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^3$ Phosphore (P)
    c. $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^{10}\ 4p^5$ Brome (Br)

1.4 Les tendances périodiques

Expliquer des tendances périodiques de propriétés d'éléments et lier ces tendances à leur configuration électronique, entre autres les rayons atomiques, les rayons ioniques, l'énergie d'ionisation, l'électronégativité;

14. Place ces éléments en ordre de rayons atomiques ascendants: Na, Mg, Cl, K et Rb.
    Cl, Mg, Na, K, Rb
15. Explique pourquoi plus d'énergie d'ionisation est nécessaire pour déplacer le premier électron du néon que pour celui du sodium.
    La couche de valence du néon est déjà pleine. Il ne veut pas perdre un électron. Le sodium n'a qu'un électron de valence. Il veut perdre son électron de valence pour devenir stable.
16. Est-ce que l'énergie d'ionisation augmente ou diminue du haut au bas du tableau périodique dans la famille alcaline? Explique.
    Diminue, les électrons sont de plus en plus loin du noyau alors ils ne sont pas aussi fortement attirés.

17. Pourquoi est-ce que le baryum à une énergie d'ionisation plus basse que celle du béryllium ?
    Les électrons de valence du baryum (6 couches) sont plus loin du noyau et donc moins fortement attirés que les électrons de valence du béryllium (2 couches) qui sont plus proche du noyau.
18. Pourquoi il y aurait-il une grande augmentation dans l'énergie d'ionisation nécessaire pour enlever le deuxième électron du sodium que pour le premier électron?
    On enlève un deuxième électron d'une couche pleine.
19. Quel élément de la paire a un rayon atomique le plus large?
    a. Na ou K K
    b. Na ou Mg Na
    c. O ou F O
    d. Br ou I I
20. Dans les groupes 1 – 17, quel élément dans chaque groupe à le rayon atomique le plus petit?
    Le premier élément de chaque groupe
21. Pourquoi est-ce que la taille atomique augmente en descendant une famille du tableau périodique?
    Il y a plus de couche d'électrons
22. Laquelle est plus large: l'atome ou l'ion de magnésium?
    L'atome (L'ion a deux électrons de moins.)
23. Dans chacun des composes suivants, identifie l'atome le plus électronégatif:
    a. Eau O
    b. NaF F
    c. NH_3 N
    d. PbS S
    e. NO O
    f. CH_4 C
24. Classifie la liaison chimique entre ces paires d'éléments
    a. Sodium et Chlore ionique
    b. Carbone et hydrogène covalente
    c. Chlore et Carbone covalente
    d. Calcium et Oxygène ionique

Module 2 : La cinétique

2.1 La vitesse de réaction

Formuler une définition opérationnelle de vitesse de réaction;

Donner des exemples de variables utilisées pour mesurer les vitesses de réaction (c.-à-d., la variation par unité de temps, $\Delta x/\Delta t$), par exemple la pression, la température, le pH, la conductibilité, la couleur;

2.2 La vitesse moyenne et la vitesse instantanée

Mesurer la vitesse moyenne et la vitesse instantanée d'une réaction chimique, entre autres la vitesse initiale;

25. Une réaction se produit comme tel :

Temps (s)	Concentration (mol/L)
0,0	0,00
5,0	$3,12 \times 10^{-3}$
10,0	$4,41 \times 10^{-3}$
15,0	$5,40 \times 10^{-3}$
20,0	$6,24 \times 10^{-3}$

Calcule la vitesse moyenne dans l'intervalle de 10,0 à 15,0 secondes. Calcule la vitesse instantanée à 5 secondes.

10,0 – 15,0 s : $\frac{5,40 \times 10^{-3} - 4,41 \times 10^{-3}}{15,0 - 10,0} = 1,98 \times 10^{-4}$ mol/L

Vitesse instantanée à 5 s : $\frac{5,10 \times 10^{-3} - 1,5 \times 10^{-3}}{16,0 - 0,0} = 3,6 \times 10^{-4}$ mol/L

2.3 Les facteurs influant sur la vitesse de réaction

Déterminer des facteurs influant sur la vitesse d'une réaction chimique, entre autres la nature des réactifs, la surface de contact, la concentration, la pression, le volume, la température, la présence d'un catalyseur;

Utiliser la théorie des collisions pour expliquer les facteurs influant sur la vitesse d'une réaction chimique, entre autres l'énergie d'activation, l'orientation des molécules;

26. Explique les termes suivants:
    a. énergie d'activation
       quantité minimale d'énergie requise pour déclencher une réaction chimique
    b. intermédiaire
       espèce chimique produite au cours des étapes élémentaires d'une réaction chimique mais qui n'apparait pas dans l'équation chimique équilibrée globale

c. complexe activé
espèce chimique instable créée par la collision de molécules de réactifs, et existant un bref instant avant de former le produit final de la réaction

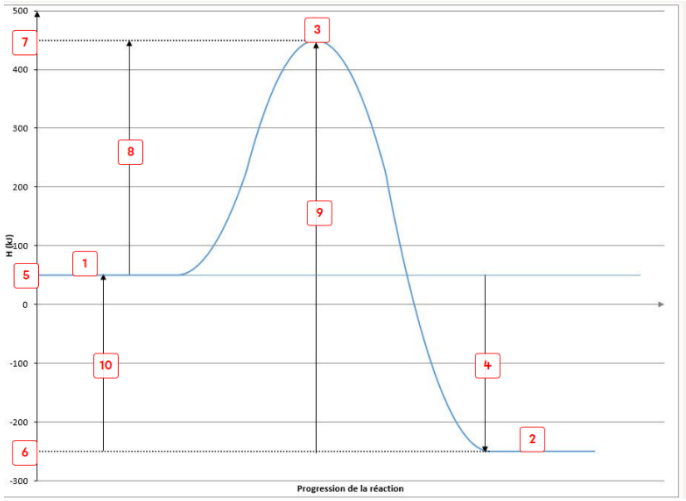
27. En te servant de la théorie des collisions, explique comment chacun des suivants affectent la vitesse d'une réaction chimique? Sers-toi d'un diagramme quand possible.
    a. Température
    À de température plus élevée, plus de particules entre en collision avec suffisamment d'énergie pour réagir entre elles. Par conséquent, augmenter la température augmente la vitesse d'une réaction chimique.
    b. Concentration
    Une plus grande la concentration augmente le nombre de collisions et donc augmente la vitesse de la réaction.
    c. Surface de contact
    Plus grande la surface de contact, plus la réaction est rapide parce qu'il y aura plus de collisions.
    d. nature des réactifs
    Les composés à liaisons faibles vont réagir plus vite. Aussi, les composés qui ont moins de liaisons à briser vont réagir plus vite.
    e. catalyseur
    Accélère la vitesse de réaction diminuant l'énergie d'activation

2.4 Les diagrammes d'énergie potentielle

Tracer des diagrammes d'énergie potentielle pour des réactions endothermiques et exothermiques, entre autres les vitesses relatives, l'effet d'un catalyseur, la chaleur de la réaction (variation de l'enthalpie);

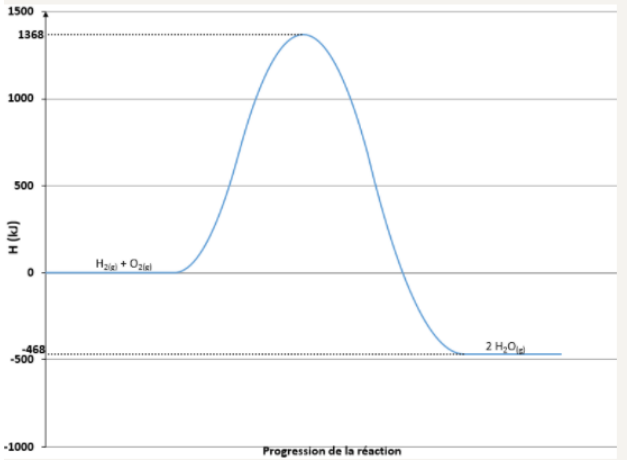
Expliquer le concept du mécanisme de réaction, entre autres l'étape déterminante de la vitesse;

28. Identifie les différentes composantes du diagramme d'énergie potentielle.



- Enthalpie des réactifs __5_
- Enthalpie des produits _6_
- Enthalpie du complexe activé _7
- Variation d'enthalpie de la réaction directe _4_
- Énergie d'activation de la réaction directe _8_
- Variation d'enthalpie de la réaction inverse _10_
- Énergie d'activation de la réaction inverse _9_

29. En utilisant le graphique ci-dessous, réponds aux questions suivantes. N.B. N'oublie pas d'inscrire les unités de mesure à chacune de tes réponses.

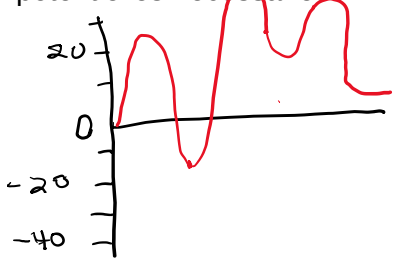


a) Quelle est l'énergie d'activation de la réaction directe ? 1368 kJ
b) Quelle est l'énergie d'activation de la réaction inverse ?
1368 kJ - - 468 kJ = 1836 kJ
c) Quelle est la variation d'enthalpie de la réaction directe ? - 468 kJ
d) Est-ce que la réaction directe est endothermique ou exothermique ?
exothermique

30. Soit la réaction suivante:
    $A + 2B \rightarrow AB_2 + 265$ kJ
    Si l'énergie d'activation de la réaction inverse est 300 kJ,
    a. Quelle est la valeur de l'énergie d'activation de la réaction directe? 35 kJ
    b. Quelle est la variation d'enthalpie de la réaction directe? – 265 kJ
31. Soit la réaction suivante:
    $C_2 + D_2 + 50$ kJ $\rightarrow 2CD$
    Si l'énergie d'activation de la réaction directe est 220 kJ,
    a. Quelle est la variation d'enthalpie de la réaction inverse? – 50 kJ
    b. Quelle est la valeur de l'énergie d'activation de la réaction inverse?170 kJ
32. Soit la réaction suivante:
    $EF_2 \rightarrow E + F_2 + 40$ kJ
    Si l'enthalpie du complexe activé est 85 kJ et que l'enthalpie des réactifs est 20 kJ,
    a. Quelle est la valeur de l'énergie d'activation de la réaction inverse?105 kJ
    b. Quelle est l'enthalpie des produits ? - 20 kJ
33. Soit la réaction suivante:
    $2G_3 + 3H_2 + 188$ kJ $\rightarrow 6GH$
    Si l'enthalpie des produits est -247 kJ,
    a. Quelle est la valeur de l'enthalpie des réactifs? - 435 kJ
    b. Quelle est la valeur de la variation d'enthalpie de la réaction inverse? - 188 kJ
34. Pour le mécanisme de réaction suivant

$2A + B \rightarrow I_1 + F$	$\Delta H = -15$	modéré
$I_1 + B \rightarrow I_2 + F$	$\Delta H = +25$	lent
$C + I_2 \rightarrow D$	$\Delta H = -35$	vite

    a. Dessine le diagramme de l'énergie potentielle de la réaction. Étiquette le diagramme. Inclus l'énergie d'activation et le ΔH et les énergies potentielles nécessaires.



    b. Donne la réaction nette.
    2A + 2B + C → 2F + D

2.5 La loi d'une vitesse de réaction

Déterminer la loi de vitesse d'une réaction chimique à partir de données expérimentales, entre autres les réactions d'ordre 0, 1 ou 2, les graphiques de la vitesse en fonction de la concentration;

35. De ces données sur la vitesse initiale pour la réaction
    $2\ ICl(g) + H_2(g) \rightarrow I_2(g) + 2\ HCl(g)$

essai	Concentration Initiale (mol/L)		Vitesse initiale de formation d'I_2 (mol/Ls)
	[ICl]	[H_2]	
1	0,500	0,500	22,700
2	0,750	0,500	34,050
3	0,500	0,750	51,075
4	0,500	0,250	5,675
5	0,750	0,125	2,128
6	0,850	**?**	26,535

a. Détermine l'ordre de la réaction en ce qui concerne ICl(g), et H_2(g) et donne la loi de vitesse. Vitesse = $k[ICl]^1[H_2]^2$
b. Calcule la valeur de la constante de vitesse. k = 181,600
c. Calcule la concentration d'H_2(g) de l'essai 6. 0,41 mol/L
d. Détermine la vitesse initiale de formation de HCl(g) dans l'essai 2. 68,1 mol/Ls

Module 3 : L'équilibre chimique

3.1 L'équilibre physique et chimique

Lier le concept d'équilibre aux systèmes physiques et chimiques, entre autres les conditions nécessaires pour atteindre l'équilibre

36. Quelles sont les conditions nécessaires afin d'avoir une réaction à l'équilibre?
    les propriétés macroscopiques observables sont constantes (p. ex., couleur, pression, concentration, pH);
    le système est fermé;
    la température est constante;
    la réversibilité et la vitesse des transformations opposées sont égales

3.2 La loi d'équilibre

Rédiger des expressions de la loi d'équilibre à partir d'équations chimiques équilibrées pour des systèmes hétérogènes et homogènes, entre autres la loi d'action de masse;

Utiliser la valeur de la constante d'équilibre pour déterminer la position de l'équilibre d'un système;

Résoudre des problèmes comprenant des constantes d'équilibre;

37. Quelle est l'expression de la constante d'équilibre de la réaction $N_2O_4 \leftrightarrow 2NO_2$?
    $K_c = \frac{[NO2]^2}{N2O4}$
38. On mélange 0,058mol d'azote avec 0,024mol de chlore dans un ballon de 2,2L afin de produire du tricholorure d'azote. Si à l'équilibre il y a 0,009mol de NCl_3, quelle est la constante d'équilibre?
    $N_2 + 3Cl_2 \leftrightarrow 2NCl_3$

I	0,02636	0,010909	0
V	- 0,00204	- 0,006136	+ 0,0040909
E	0,024318	0,0047727	0,0040909

    $K_c = \frac{0{,}0040909^2}{(0{,}024318)(0{,}0047727)^3} = 6{,}33 \times 10^3$

39. La réaction $H_2 + I_2 \leftrightarrow 2HI$ a une constante d'équilibre de 25,0 à 1100K. Quelle sera la concentration à l'équilibre du HI si on place 1,95 mol de H_2 et 3,21 mol de I_2 dans un ballon de 2,5L?
    $H_2 + I_2 \leftrightarrow 2HI$

I	0,78	1,284	0
V	- x	- x	+ 2x
E	0,78 - x	1,284 - x	2x

    $K_c = \frac{(2x)^2}{(0{,}78-x)(1{,}284-x)}$
    $25{,}0 = \frac{(2x)^2}{(0{,}78-x)(1{,}284-x)}$
    $21x^2 - 51{,}6\,x + 25{,}038 = 0$
    $x = 0{,}665$
    $x = 1{,}792$ (rejeté)
    $[HI] = 2x = 1{,}33$ mol/L

40. Est-ce que la réaction $N_2 + O_2 \leftrightarrow 2NO$ est à l'équilibre si Kc est $4{,}2 \times 10^{-8}$ et que les concentrations sont de 0,17 mol/L pour l'azote, 0,076 mol/L pour l'oxygène et $9{,}0 \times 10^{-8}$ mol/L de monoxyde d'azote? Si non, dans quelle direction se dirige la réaction?
    $N_2 + O_2 \leftrightarrow 2NO$
    $Q_c = \frac{[NO]^2}{[N2][O2]} = \frac{[9\ x\ 10-8]^2}{[0{,}17][0{,}076]} = 6{,}27 \times 10^{-3} < K_c$
    La réaction se dirige dans le sens direct.

3.3 Le principe de Le Chatelier

Utiliser le principe de Le Chatelier pour prédire et expliquer des déplacements d'équilibre, entre autres les variations de température, les changements de pression et de volume, le changement de concentration des réactifs ou des produits, l'addition d'un catalyseur ou d'un gaz inerte, les effets de divers stress sur la constante d'équilibre;

41. Chacune des réactions suivantes est venues à l'équilibre. Que sera l'effet sur le montant à d'équilibre de chaque substance dans le système quand le changement décrit ci-dessous se passe?
    a. $2H_{2(g)} + 2NO_{(g)} \rightarrow N_{2(g)} + 2H_2O_{(g)}$ — pression est augmentée
       Vers la droite
    b. $SO_{2(g)} + ½\ O_2(g) \rightarrow SO_{3(g)} + 23$ Kcal — température est augmentée
       Vers la gauche
    c. $P_{4(g)} + 6H_{2(g)} \rightarrow 4PH_{3(g)}$ — H_2 est ajoutée
       Vers la droite
    d. $FeO_{(s)} + CO_{(g)} \rightarrow Fe_{(s)} + CO_{2(g)}$ — Fe est enlevé quand formé
       Vers la droite
42. Soit la réaction:
    $2\ SO_{3(g)} \leftrightarrow 2\ SO_{2\ (g)} + O_{2(g)}$ $\Delta H = +197$ kJ/mol
    Que se passera au nombre de moles de SO_3 dans chacun des cas suivants? Explique.
    a. On ajoute de l'oxygène gazeux. augmente
    b. Le volume du contenant est diminué. augmente
    c. La température est diminuée. augmente
    d. Le dioxyde de soufre est enlevé. diminue
    e. L'argon gazeux est ajouté. rien
    f. On ajoute un catalyseur. rien

3.4 La solubilité et la précipitation

Expliquer des exemples de solubilité et de précipitation au moyen de représentations particulaires et symboliques;

Utiliser un tableau des règles de solubilité pour prédire la formation d'un précipité;

43. Chacune des combinaisons des réactifs résulte en une réaction de déplacement double. Complète chacune des équations chimiques suivantes. Détermine ensuite les ions spectateurs et écris l'équation ionique nette de chaque réaction.
    a. Chlorure de cuivre (II) $_{(aq)}$ + phosphate d'ammonium $_{(aq)}$ →

    $3CuCl_{2(aq)} + 2(NH_4)_3PO_{4(aq)} \rightarrow Cu_3(PO_4)_{2(s)} + 6NH_4Cl_{(aq)}$

    $3Cu^{2+} + 6Cl^- + 6NH_4^+ + 2PO_4^{3-} \rightarrow Cu_3(PO_4)_{2(s)} + 6NH_4^+ + 6Cl^-$

    $3Cu^{2+}_{(aq)} + 2PO_4^{3-}{}_{(aq)} \rightarrow Cu_3(PO_4)_{2(s)}$

    ions Spectateurs Cl^- et NH_4^+

    b. Nitrate d'aluminium $_{(aq)}$ + hydroxyde de baryum $_{(aq)}$ →

    $2Al(NO_3)_{3(aq)} + 3Ba(OH)_{2(aq)} \rightarrow 2Al(OH)_{3(s)} + 3Ba(NO_3)_{2(aq)}$

    $2Al^{3+} + 3NO_3^- + 3Ba^{2+} + 6OH^- \rightarrow 2Al(OH)_{3(s)} + 3Ba^{2+} + 6NO_3^-$

    $2Al^{3+}_{(aq)} + 6OH^-_{(aq)} \rightarrow 2Al(OH)_{3(s)}$

    ions spectateurs NO_3^- et Ba^{2+}

    c. Hydroxyde de sodium $_{(aq)}$ + chlorure de magnésium $_{(aq)}$ →

    $2NaOH_{(aq)} + MgCl_{2(aq)} \rightarrow 2NaCl_{(aq)} + Mg(OH)_{2(s)}$

    $2Na^+ + 2OH^- + Mg^{2+} + 2Cl^- \rightarrow 2Na^+ + 2Cl^- + Mg(OH)_{2(s)}$

    $2OH^-_{(aq)} + Mg^{2+}_{(aq)} \rightarrow Mg(OH)_{2(s)}$

    ions spectateurs Na^+ et Cl^-

44. À l'aide des règles générales de solubilité, prédis le résultat de la combinaison de chacune des paires de solutions aqueuses suivantes. Si tu prévois la formation d'un précipité, écris l'équation chimique équilibrée qui correspond à la réaction. Si tu ne prévois aucune réaction, inscris « AR ».
    a. Sulfure de sodium et sulfate de fer(II)
    $Na_2S_{(aq)} + FeSO_{4(aq)} \rightarrow Na_2SO_{4(aq)} + FeS_{(s)}$
    b. Hydroxyde de sodium et nitrate de baryum
    AR
    c. Phosphate de césium et bromure de calcium
    $2CsPO_{4\,(aq)} + 3CaBr_{2(aq)} \rightarrow Ca3(PO_4)_{2(aq)} + 6CsBr_{(s)}$
    d. Carbonate de sodium et acide sulfurique
    AR
    e. Nitrate de sodium et sulfate de cuivre(II)
    AR
    f. Iodure d'ammonium et nitrate d'argent
    $3NH_4I_{(aq)} + Ag(NO_3)_{3(aq)} \rightarrow 3NH_4NO_{3(aq)} + AgI_{3(s)}$
    g. Carbonate de potassium et nitrate de fer(II)
    $K_2CO_{3(aq)} + Fe(NO_3)_{2(aq)} \rightarrow 2KNO_{3\,(aq)} + FeCO_{3\,(s)}$

3.5 Le produit de solubilité

Rédiger des expressions du produit de solubilité (Kps) à partir d'équations chimiques équilibrées pour des sels à faible solubilité;

Résoudre des problèmes de Kps, entre autres des problèmes avec ions communs;

45. La solubilité d'AgCl est de 0,2g/L. Quelle est la valeur du produit de solubilité?
    $AgCl \rightarrow Ag^+ + Cl^-$
    $0{,}2\ g \times \frac{1\ mol}{143{,}321\ g} = 0{,}001395468\ mol/L = [Ag^+] = [Cl^-]$
    $Kps = [Ag^+][Cl^-]$
    $= (0{,}001395468)^2$
    $= 1{,}947 \times 10^{-6}$
46. Le Kps de l'hydroxyde de magnésium est de $8{,}9 \times 10^{-12}$. Si on a une solution saturée de ce produit, que sont les concentrations des ions à l'équilibre?
    $Mg(OH)_2 \rightarrow Mg^{2+} + 2OH^-$
    $Kps = [Mg^{2+}][OH^-]^2$
    $Kps = [x][2x]^2$
    $8{,}9 \times 10^{-12} = 4x^3$
    $x = 1{,}305 \times 10^{-4}$
    $[Mg^{2+}] = 1{,}305 \times 10^{-4}\ mol/L$
    $[OH^-] = 2x = 2(1{,}305 \times 10^{-4}) = 2{,}611 \times 10^{-4}\ mol/L$

47. La solubilité du PbF_2 est de 0,5g/L. Que sont les concentrations des ions? Quelle est la valeur du Kps?
    $\frac{0{,}5\ g}{1\ L} \times \frac{1\ mol}{245{,}2\ g} = 0{,}002\ mol/L$
    $PbF_2 \rightarrow Pb^{2+} + 2F^-$
    $0{,}002 \rightarrow 0{,}002 + 0{,}004$
    $Kps = [Pb^{2+}][I^-]^2$
    $Kps = 0{,}002(0{,}004)^2$
    $Kps = 3 \times 10^{-9}$
48. La solubilité du chromate d'argent est $7{,}09 \times 10^{-5}$g/L. Calcule le Kps.
    $\frac{7{,}09 \times 10-5\ g}{1\ L} \times \frac{1\ mol}{331{,}7\ g} = 2{,}14 \times 10^{-7}\ mol/L$
    $Ag_2CrO_4 \rightarrow 2Ag^+ + CrO_4^-$
    $2{,}14 \times 10^{-7} \rightarrow 4{,}28 \times 10^{-7} + 2{,}14 \times 10^{-7}$
    $Kps = [Ag^+]^2[CrO_4]$
    $Kps =(4{,}28 \times 10^{-7})^2(2{,}14 \times 10^{-7})$
    $Kps = 3{,}92 \times 10^{-20}$
49. Si on ajoute 2g d'$AgNO_3$ à la réaction du no. 62, détermine les nouvelles concentrations des ions à l'équilibre?
    $AgNO_3$: $\frac{2\ g}{1\ L} \times \frac{1\ mol}{169{,}9\ g} = 1{,}18 \times 10^{-2}\ mol/L$
    $Ag_2CrO_4 \rightarrow 2Ag^+ + CrO_4^-$
    $2{,}14 \times 10^{-7} \rightarrow [4{,}28 \times 10^{-7} + 1{,}18 \times 10^{-2}] + 2{,}14 \times 10^{-7}$
    $Kps = [Ag^+]^2[CrO_4]$
    $Kps =(1{,}18 \times 10^{-2})^2(2{,}14 \times 10^{-7})$
    $Kps = 2{,}97 \times 10^{-11}$

50. Quel sera l'effet de la solubilité du chlorure d'ammonium si on ajoute 25g de chlorure de sodium dans 100mL de solution saturée de NH_4Cl?

$NH_4Cl \rightleftharpoons NH_4^+ + Cl^-$

6,9544M	0	4,277711055
−x	+x	+x
6,954420132 − x	x	4,277711055 + x

$[Cl^-]: \frac{25g}{100mL}\left(\frac{1000mL}{1L}\right)\left(\frac{1mol}{58,44247g}\right) = 4,277711055$

$48,36 = \frac{x(4,277711055+x)}{6,954420132-x}$

$x^2 - 52,6377x + 336,316 = 0$

$x = 7,44119$

$x = 45,1965$

NH_4Cl reste complètement soluble.

51. On ajoute 1,0mg de NaI à 50mL d'une solution de $Pb(NO_3)_2$ à 0,010mol/L. Un précipité se forme-t-il?

$Pb(NO_3)_2 + NaI \rightleftharpoons NaNO_3 + PbI_2$

soluble — peu soluble

$NaI: \frac{0,001g}{50mL}\left(\frac{1000mL}{1L}\right)\left(\frac{1mol}{149,89427g}\right) = 1,334273818 \times 10^{-4} mol/L = [I^-]$

$PbI_2 \rightleftharpoons Pb^{2+} + 2I^-$

0,010M — $1,334273818 \times 10^{-4}M$

$Q_{ps} = [Pb^{2+}][I^-]^2$

$= (0,01)(1,334273818 \times 10^{-4})^2$

$= 1,78 \times 10^{-10} < 9,8 \times 10^{-9} = K_{ps}$ Il n'y a pas de précipité

Module 4 : Les acides et les bases

4.1 Les théories pour les acides et les bases

Retracer dans les grandes lignes l'évolution historique des théories des acides et des bases, entre autres Arrhenius, Brønsted-Lowry, Lewis;

Rédiger les équations chimiques équilibrées pour des réactions acido-basiques, entre autres les couples acide base conjugués, le comportement amphotère;

52. Donne la définition des acides et des bases selon Arrhenius et selon la définition Bronsted-Lowry.
    Arrhenius : acide relâche H+ en solution aqueuse
    Base relâche OH- en solution aqueuse
    Bronsted-Lowry : acide = donneur de proton
    Base = accepteur de proton

4.2 La neutralisation

Rédiger une équation équilibrée de neutralisation pour des réactions comprenant des acides forts et des bases fortes;

53. Complète et équilibre les réactions de neutralisation ci-dessous :
    a. $HBr + NaOH \rightarrow NaBr + H_2O$
    b. $2H_3PO_4 + 3Mg(OH)_2 \rightarrow Mg_3(PO_4)_2 + 6H_2O$
    c. $2HCl + Pb(OH)_2 \rightarrow PbCl_2 + 2H_2O$
    d. $Al(OH)_3 + 3HClO_4 \rightarrow Al(ClO_4)_3 + 3H_2O$

4.3 Le pH

Lier les concentrations d'ions hydronium aux ions hydroxyde dans l'eau, entre autres le produit ionique de l'eau Ke ;

Formuler une définition opérationnelle du pH;

Décrire comment la couleur d'un indicateur acido-basique peut changer selon le principe de Le Chatelier;

Résoudre des problèmes sur le pH;

54. On verse 50mL de HCl 0,50M dans 75mL KOH 0,22M. La solution résultante aura quel pH?

H_3O^+ : $n = 0{,}50\,mol/L \cdot 0{,}05\,L = 0{,}025\,mol\ H_3O^+$

OH^- : $n = 0{,}22\,mol/L \cdot 0{,}075\,L = 0{,}0165\,mol\ OH^-$

0,0165 mol H_3O^+ neutralise le même montant de OH^- et il reste $0{,}025 - 0{,}0165 = 0{,}0085\,mol\ H_3O^+$ $\frac{0{,}0085\,mol}{(0{,}075+0{,}050)L} = 0{,}068\,M$

$pH = -\log[H_3O^+] = -\log(0{,}068) = 1{,}17$

55. Quel est le pH d'une solution contenant $[OH^-] = 3{,}85 \times 10^{-10}$ mol/L?

$pOH = -\log[OH^-]$
$= -\log(3{,}85 \times 10^{-10}) = 9{,}41$

$pH = 14 - pOH = 14 - 9{,}41 = 4{,}59$

56. Le pOH d'une solution est de 4,66. Quelle est $[H_3O^+]$?

$pH = 14 - pOH = 14 - 4{,}66 = 9{,}34$

$[H_3O^+] = 10^{-9{,}34} = 4{,}57 \times 10^{-10}\,mol/L$

4.4 L'équilibre des acides et des bases

Distinguer les acides/bases forts des acides/bases faibles, entre autres électrolytes et non-électrolytes;

Donner l'expression de l'état d'équilibre (Ka ou Kb) à partir d'une équation chimique équilibrée;

Utiliser Ka ou Kb pour résoudre des problèmes sur le pH, le pourcentage de dissociation et les concentrations;

57. Explique la différence entre un acide ou une base fort.e et faible.
    Fort se dissocie (ionise) à 100 %. Faible ne se dissocie pas à 100 %
58. Quel est le pourcentage de dissociation d'une solution de 0,10M d'acide formique si celle-ci contient $4{,}21 \times 10^{-3}$ mol/L d'ions hydronium?

$$\frac{4{,}21 \times 10^{-3}}{0{,}1} = 4{,}21\ \%$$

59. Quel est le pourcentage de dissociation de l'acide acétique ayant une concentration de 0,25M?

	CH_3COOH	$\rightleftharpoons$	H^+	+	CH_3COO^-
	0,25		0		0
	$-x$		$+x$		$+x$
	$0{,}25-x$		x		x

$$K_a = \frac{[H^+][CH_3COO^-]}{[CH_3COOH]}$$

$$1{,}8 \times 10^{-5} = \frac{x^2}{0{,}25-x}$$

$$-x^2 - (1{,}8 \times 10^{-5})x + 4{,}5 \times 10^{-6} = 0$$

$$x = 0{,}00211234$$

$$\frac{0{,}00211234}{0{,}25} = 0{,}84\ \%$$

60. Quel est le pH de l'acide sulfhydrique 0,6M?

	H_2S	$\rightleftharpoons$	HS^-	+	H^+
	0,6		0		0
	$-x$		$+x$		$+x$
	$0{,}6-x$		x		x

$$8{,}9 \times 10^{-8} = \frac{x^2}{0{,}6-x}$$

$$-x^2 - (8{,}9 \times 10^{-8})x + (5{,}34 \times 10^{-8}) = 0$$

$$x = 2{,}3104 \times 10^{-4}\ mol/L$$

	HS^-	$\rightleftharpoons$	S^{2-}	+	H^+
	$2{,}3104 \times 10^{-4}$		0		$2{,}3104 \times 10^{-4}$
	$-x$		$+x$		$+x$
	$2{,}3104 \times 10^{-4} - x$		x		$2{,}3104 \times 10^{-4} + x$

$$1{,}0 \times 10^{-19} = \frac{x(2{,}3104 \times 10^{-4} + x)}{2{,}3104 \times 10^{-4} - x}$$

$$-x^2 - (2{,}3104 \times 10^{-4})x + (2{,}3104 \times 10^{-23}) = 0$$

$$x = 1{,}0 \times 10^{-19}$$

$$[H^+] = 2{,}3104 \times 10^{-4}\ mol/L$$

$$pH = -\log[H^+] = 3{,}64$$

61. L'acide lactique 0,01M contient $8{,}51 \times 10^{-12}$ mol/L d'ions hydroxyde. Quel est son Ka?

$$HA \rightleftharpoons H^+ + A^-$$

	HA	H^+	A^-
	0,01	0	0
	$-1{,}175 \times 10^{-3}$	$+1{,}175 \times 10^{-3}$	$+1{,}175 \times 10^{-3}$
	$8{,}8249 \times 10^{-3}$	$1{,}175 \times 10^{-3}$	$1{,}175 \times 10^{-3}$

$$[H^+] = \frac{1 \times 10^{-14}}{[OH^-]} = \frac{10^{-14}}{8{,}51 \times 10^{-12}\ mol/L} = 1{,}175088152 \times 10^{-3}\ mol$$

$$K_a = \frac{[H^+][A^-]}{[HA]} = \frac{(1{,}175 \times 10^{-3})^2}{8{,}8249 \times 10^{-3}} = 1{,}56 \times 10^{-4}$$

62. Quelle est la constante de dissociation de l'acide butanoïque, 0,75M, s'il se dissocie à 3,89%?

$$HA \rightleftharpoons H^+ + A^-$$

	HA	H^+	A^-
	0,75M	0	0
	$-0{,}029175$	$+0{,}029175$	$+0{,}29175$
	0,720825	0,029175	0,029175

$$0{,}75M \cdot 3{,}89\% = 0{,}029175M$$

$$K_A = \frac{(0{,}029175)^2}{0{,}720825} = 1{,}18 \times 10^{-3}$$

63. Quel est le pH d'une solution contenant 0,5M de HNO_3? Quel sera le nouveau pH si on fait en sorte qu'il y ait 0,4M de $NaNO_3$ sans changer le volume?

$$HNO_3 \rightleftharpoons H^+ + NO_3^-$$

	HNO_3	H^+	NO_3^-
	0,5	0	0
	$-x$	$+x$	$+x$
	$0{,}5-x$	x	x

$$K_A = \frac{[H^+][NO_3^-]}{[HNO_3]}$$

$$24 = \frac{x^2}{0{,}5-x} \qquad x = [H^+] = 0{,}4899959967967941169\ mol/L$$

$$pH = -\log[H^+] = 0{,}31$$

$$HNO_3 \rightleftharpoons H^+ + NO_3^-$$

	HNO_3	H^+	NO_3^-
	0,5	0	0,4
	$-x$	$+x$	$+x$
	$0{,}5-x$	x	$0{,}4+x$

$$24 = \frac{x(0{,}4+x)}{0{,}5-x} \qquad x = [H^+] = 0{,}4822710899901520753 6\ mol$$

$$pH = -\log[H^+] = 0{,}32$$

64. Quelle différence y aura-t-il entre les pH des deux solutions précédentes si on ajoute 0,08M de HCl?

$$HNO_3 \rightleftharpoons H^+ + NO_3^-$$

	HNO_3	H^+	NO_3^-
	0,5	0,08	0
	$-x$	$+x$	x
	$0{,}5-x$	$0{,}08+x$	x

$$24 = \frac{x(0{,}08+x)}{0{,}5-x}$$

$$x = 0{,}4884316656156128790 5$$

$$[H^+] = 0{,}08 + x = 0{,}568431666 \qquad pH = -\log[H^+] = 0{,}25$$

$$HNO_3 \rightleftharpoons H^+ + NO_3^-$$

	HNO_3	H^+	NO_3^-
	0,5	0,08	0,4
	$-x$	$+x$	$+x$
	$0{,}5-x$	$0{,}08+x$	$0{,}4+x$

$$24 = \frac{(0{,}08+x)(0{,}4+x)}{0{,}5-x}$$

$$x = 0{,}4794968453944795829$$

$$[H^+] = 0{,}08 + x = 0{,}559496845 \qquad pH = -\log[H^+] = 0{,}25$$

L'effet d'ion commun a un plus petit effet lorsque le K est élevé. C'est la raison qu'on utilise des acides et des bases faibles afin de préparer des solutions tampons.

4.5 La détermination de la concentration

Déterminer la concentration d'une base ou d'un acide inconnu à l'aide d'une base ou d'un acide standard;

Déterminer, d'après la formule donnée, si une solution aqueuse d'un composé ionique donné sera acide, basique ou neutre;

65. Quel volume de 0,125 mol/L H_2SO_4 est nécessaire pour neutraliser 120,0 mL de 0,100 mol/L KOH?

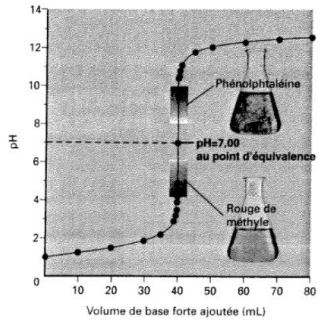
    $2KOH + H_2SO_4 \rightarrow K_2SO_4 + 2H_2O$

    0,1 M KOH × 0,12 L = 0,012 mol KOH = 0,012 mol OH⁻

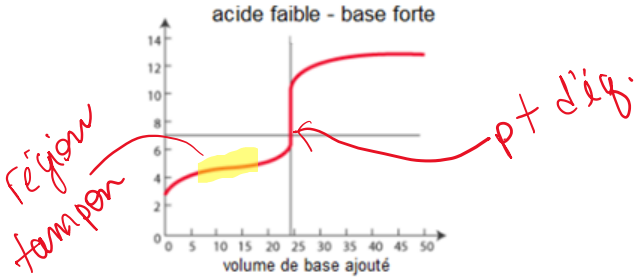
    = 0,012 mol H⁺ ÷ 2 = 0,006 mol H_2SO_4

    $\frac{0{,}006 \text{ mol } H_2SO_4}{0{,}125 \text{ M}}$ = 0,048 L 48 mL H_2SO_4

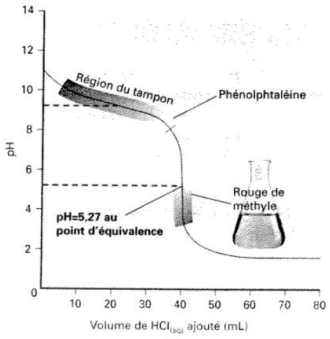
66. Fais un schéma des courbes de titrage pour chacun des suivants. Étiquette le point d'équivalence et la région de tampon si elle existe.
    a. Acide fort avec base forte



    b. Acide faible avec base faible



    c. Base faible avec acide fort



67. Indique si les solutions suivantes de sels seraient acide, alcaline ou neutre.

a. $NaNO_3$	b. $NaNO_2$	c. NH_4NO_3	d. NH_4NO_2
fort + fort	fort + faible	faible + fort	faible + faible
neutre	base	acide	acide

- On doit donc comparer le K_a et le K_b.
  - Le K_a du NH_4^+ est $5{,}7 \times 10^{-10}$
  - Le K_a du HNO_2 est $5{,}1 \times 10^{-4}$ mais nous avons besoin le K_b.
    - $K_a \times K_b = 1 \times 10^{-14}$
    - $K_a = \frac{1 \times 10^{-14}}{5{,}1 \times 10^{-4}} = 2{,}0 \times 10^{-11}$
    - $K_a > K_b$ donc le sel est acide.

e. NaOCl	f. KCl	g. $NH_4C_2H_3O_2$	h. NH_4F
fort + faible	fort + fort	faible + faible	faible + faible
base	neutre	acide ou neutre	acide

Ka du NH_4 est $5{,}7 \times 10^{-10}$
Ka acide acétique $1{,}8 \times 10^{-5}$
$\hookrightarrow K_b = \frac{1 \times 10^{-14}}{1{,}8 \times 10^{-5}} = 5{,}6 \times 10^{-10}$
Ka > Kb donc le sel est acide
Les données sont tellement proche que sel neutre est acceptable.

Ka du NH_4 est $5{,}7 \times 10^{-10}$
Ka du HF $6{,}7 \times 10^{-4}$
$K_b = \frac{1 \times 10^{-14}}{6{,}7 \times 10^{-4}} = 1{,}5 \times 10^{-11}$
Ka > Kb donc le sel est acide.

Module 5 : L'électrochimique

5.1 L'oxydation et la réduction

Définir l'oxydation et la réduction, entre autres le gain ou la perte d'électrons, l'agent oxydant, l'agent réducteur;

Déterminer le degré d'oxydation d'atomes dans des composés et des ions;

68. Dans chacune des réactions suivantes, quel élément est l'agent oxydant et lequel est l'agent réducteur?
    a. $Mg_{(s)} + 2HCl_{(aq)} \rightarrow H_{2(g)} + MgCl_{2(aq)}$
       Agent oxydant: hydrogène
       Agent réducteur: magnésium
    b. $2Na_{(s)} + 2H_2O_{(l)} \rightarrow 2NaOH_{(aq)} + H_{2(g)}$
       Agent oxydant: hydrogène
       Agent réducteur: sodium
    c. $FeSO_{4(aq)} + Cr_{(s)} \rightarrow CrSO_{4(aq)} + Fe_{(s)}$
       Agent oxydant: Fer
       Agent réducteur: Chrome
69. Donne le nombre d'oxydation de l'atome de bore isolé.
    0
70. Donne le nombre d'oxydation de P^{3-}.
    - 3
71. Calcule le nombre d'oxydation de l'atome I dans l'espèce H_5IO_6.
    + 7
72. Calcule le nombre d'oxydation de l'atome Mn dans l'ion MnO_4^-.
    + 7
73. Détermine le nombre d'oxydation du soufre dans :
    a. L'acide sulfurique, H_2SO_4
       + 6

b. L'ion hydrogénosulfure, HS^-
   - 2
c. L'ion hydrogénosulfite, HSO_3^-
   + 4

74. Écris des demi-réactions équilibrées basées sur chacune des équations ioniques suivantes.
    a. $Al_{(s)} + Fe^{3+}_{(aq)} \rightarrow Al^{3+}_{(aq)} + Fe_{(s)}$
       Oxydation: $Al \rightarrow Al^{3+} + 3e^-$
       Réduction: $Fe^{3+} + 3e^- \rightarrow Fe$
    b. $Fe_{(s)} + Cu^{2+}_{(aq)} \rightarrow Fe^{2+}_{(aq)} + Cu_{(s)}$
       Oxydation: $Fe \rightarrow Fe^{2+} + 2e^-$
       Réduction: $Cu^{2+} + 2e^- \rightarrow Cu$
    c. $Cd_{(s)} + 2Ag^+_{(aq)} \rightarrow Cd^{2+}_{(aq)} + 2Ag_{(s)}$
       Oxydation: $Cd \rightarrow Cd^{2+} + 2e^-$
       Réduction: $2Ag^+ + 2e^- \rightarrow 2Ag$

5.2 Les réactions d'oxydoréduction

Distinguer les réactions d'oxydoréduction de celles qui ne le sont pas, entre autres l'agent oxydant, l'agent réducteur, la substance oxydée et la substance réduite;

Équilibrer les réactions rédox en solution neutre, acide et basique

75. Utilise la méthode des nombres d'oxydation pour équilibrer les équations suivantes, relatives à une solution neutre.
    a. $NH_{3(g)} + O_{2(g)} \rightarrow NO_{2(aq)} + H_2O_{(g)}$
       $-3\ +1\ \ 0\ \ +4\ -2\ \ +1\ -2$
       $NH_{3(g)} + O_{2(g)} \rightarrow NO_{2(aq)} + H_2O_{(g)}$
       gagne 7e⁻ x 4
       perd 4e⁻ x 7
       $4NH_{3(g)} + 7O_{2(g)} \rightarrow 4NO_{2(aq)} + 6H_2O_{(g)}$

    b. $B_2O_3(aq) + Mg(s) \rightarrow MgO(s) + Mg_3B_2(aq)$
       $x3\ -2\ \ 0\ \ +2\ -2\ \ +2\ -3$
       $B_2O_3(aq) + Mg(s) \rightarrow MgO(s) + Mg_3B_2(aq)$
       gagne 6e⁻ par atome
       oxydation perd 2e⁻ x 6
       réduction gagne 12e⁻
       $B_2O_3(aq) + 6Mg(s) \rightarrow 3MgO(s) + Mg_3B_2(aq)$

    c. $H_2S(g) + H_2O_2(aq) \rightarrow S_8(s) + H_2O(l)$
       $+1\ -2\ \ +1\ -1\ \ 0\ \ +1\ -2$
       $H_2S(g) + H_2O_2(aq) \rightarrow S_8(s) + H_2O(l)$
       1e⁻ chaque atome
       oxydation perd 2e⁻
       réduction gagne 2e⁻
       $8H_2S(g) + 8H_2O_2(aq) \rightarrow S_8(s) + 16H_2O(l)$

76. Équilibre les équations ioniques suivantes par rapport à des conditions acides. Désigne l'oxydant et le réducteur, dans chaque cas.

a. $MnO_4^-{}_{(aq)} + Ag_{(s)} \rightarrow Mn^{2+}{}_{(aq)} + Ag^+{}_{(aq)}$

perd 1e- x 5

+7 -2 0 +2 +1

$MnO_4^-{}_{(aq)} + Ag_{(s)} \rightarrow Mn^{2+}{}_{(aq)} + Ag^+{}_{(aq)}$

gagne 5e-

$MnO_4^-{}_{(aq)} + 5Ag_{(s)} \rightarrow Mn^{2+}{}_{(aq)} + 5Ag^+{}_{(aq)}$

Charges: -1 +7

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

Ajouter H_2O

$MnO_4^-{}_{(aq)} + 5Ag_{(s)} + 8H^+{}_{(aq)} \rightarrow Mn^{2+}{}_{(aq)} + 5Ag^+{}_{(aq)} + 4H_20_{(l)}$

Oxydant: MnO_4^- réducteur: $Ag_{(s)}$

b. $Hg_{(l)} + NO_3^-{}_{(aq)} + Cl^-{}_{(aq)} \rightarrow HgCl_4^{2-}{}_{(s)} + NO_{2(g)}$

perd 2e-

0 +5 -2 -1 +2 -1 +4 -2

$Hg_{(l)} + NO_3^-{}_{(aq)} + Cl^-{}_{(aq)} \rightarrow HgCl_4^{2-}{}_{(s)} + NO_{2(g)}$

gagne 1e- x 2

$Hg_{(l)} + 2NO_3^-{}_{(aq)} + Cl^-{}_{(aq)} \rightarrow HgCl_4^{2-}{}_{(s)} + 2NO_{2(g)}$

Équilibre le Cl

$Hg_{(l)} + 2NO_3^-{}_{(aq)} + 4Cl^-{}_{(aq)} \rightarrow HgCl_4^{2-}{}_{(s)} + 2NO_{2(g)}$

Charges: -6 -2

$Hg_{(l)} + 2NO_3^-{}_{(aq)} + 4Cl^-{}_{(aq)} + 4H^+{}_{(aq)} \rightarrow HgCl_4^{2-}{}_{(s)} + 2NO_{2(g)}$

Ajouter H_2O

$Hg_{(l)} + 2NO_3^-{}_{(aq)} + 4Cl^-{}_{(aq)} + 4H^+{}_{(aq)} \rightarrow HgCl_4^{2-}{}_{(s)} + 2NO_{2(g)} + 2\ H_20_{(l)}$

Oxydant: $NO_3^-{}_{(aq)}$ réducteur: $Hg_{(l)}$

c. $AsH_{3(s)} + Zn^{2+}{}_{(aq)} \rightarrow H_3AsO_{4(aq)} + Zn_{(s)}$

perd 8e-

-3 +1 +2 +1 +5 -2 0

$AsH_{3(s)} + Zn^{2+}{}_{(aq)} \rightarrow H_3AsO_{4(aq)} + Zn_{(s)}$

gagne 2e- x 4

$AsH_{3(s)} + 4Zn^{2+}{}_{(aq)} \rightarrow H_3AsO_{4(aq)} + 4Zn_{(s)}$

Charges: +8 0

$AsH_{3(s)} + 4Zn^{2+}{}_{(aq)} \rightarrow H_3AsO_{4(aq)} + 4Zn_{(s)} + 8H^+{}_{(aq)}$

Ajouter H_2O

$AsH_{3(s)} + 4Zn^{2+}{}_{(aq)} + 4H_20_{(l)} \rightarrow H_3AsO_{4(aq)} + 4Zn_{(s)} + 8H^+{}_{(aq)}$

Oxydant: $Zn^{2+}{}_{(aq)}$ réducteur: $AsH_{3(s)}$

d. $I_{2(s)} + ClO^-_{(aq)} \rightarrow IO_3^-{}_{(aq)} + Cl^-_{(aq)}$

perd $5e^-$ x2

0 +1 -2 +5 -2 -1

$I_{2(s)} + ClO^-_{(aq)} \rightarrow IO_3^-{}_{(aq)} + Cl^-_{(aq)}$

gagne $2e^-$ x5

$I_{2(s)} + 5ClO^-_{(aq)} \rightarrow 2IO_3^-{}_{(aq)} + 5Cl^-_{(aq)}$ *Attention à l'iode

Charges : -5 -7

$I_{2(s)} + 5ClO^-_{(aq)} \rightarrow 2IO_3^-{}_{(aq)} + 5Cl^-_{(aq)} + 2H^+_{(aq)}$

Ajouter H_2O

$I_{2(s)} + 5ClO^-_{(aq)} + H_20_{(l)} \rightarrow 2IO_3^-{}_{(aq)} + 5Cl^-_{(aq)} + 2H^+_{(aq)}$

Oxydant: $ClO^-_{(aq)}$ réducteur: $I_{2(s)}$

77. Équilibre les équations ioniques suivantes par rapport à des conditions basiques. Désigne l'oxydant et le réducteur, dans chaque cas.

a. $MnO_4^-{}_{(aq)} + I^-_{(aq)} \rightarrow MnO_4^{2-}{}_{(aq)} + IO_3^-{}_{(aq)}$

perd $6e^-$

+7 -2 -1 +6 -2 +5 -2

$MnO_4^-{}_{(aq)} + I^-_{(aq)} \rightarrow MnO_4^{2-}{}_{(aq)} + IO_3^-{}_{(aq)}$

gagne $1e^-$ x6

$6MnO_4^-{}_{(aq)} + I^-_{(aq)} \rightarrow 6MnO_4^{2-}{}_{(aq)} + IO_3^-{}_{(aq)}$

Charges : -7 -13

$6MnO_4^-{}_{(aq)} + I^-_{(aq)} + 6OH^-_{(aq)} \rightarrow 6MnO_4^{2-}{}_{(aq)} + IO_3^-{}_{(aq)}$

Ajouter H_2O

$6MnO_4^-{}_{(aq)} + I^-_{(aq)} + 6OH^-_{(aq)} \rightarrow 6MnO_4^{2-}{}_{(aq)} + IO_3^-{}_{(aq)} + 3H_20_{(l)}$

Oxydant : $MnO_4^-{}_{(aq)}$ réducteur : $I^-_{(aq)}$

b. $Cl^-_{(aq)} + CrO_4^{2-}{}_{(aq)} \rightarrow ClO^-_{(aq)} + CrO_2^-{}_{(g)}$

perd $2e^-$ x3

-1 +6 -2 +1 -2 +3 -2

$Cl^-_{(aq)} + CrO_4^{2-}{}_{(aq)} \rightarrow ClO^-_{(aq)} + CrO_2^-{}_{(g)}$

gagne $3e^-$ x2

$3Cl^-_{(aq)} + 2CrO_4^{2-}{}_{(aq)} \rightarrow 3ClO^-_{(aq)} + 2CrO_2^-{}_{(g)}$

Charges : -7 -5

$3Cl^-_{(aq)} + 2CrO_4^{2-}{}_{(aq)} \rightarrow 3ClO^-_{(aq)} + 2CrO_2^-{}_{(g)} + 2OH^-_{(aq)}$

Ajouter H_2O

$3Cl^-_{(aq)} + 2CrO_4^{2-}{}_{(aq)} + H_20_{(l)} \rightarrow 3ClO^-_{(aq)} + 2CrO_2^-{}_{(g)} + 2OH^-_{(aq)}$

Oxydant : $CrO_4^{2-}{}_{(aq)}$ réducteur : $Cl^-_{(aq)}$

c. $Ni_{(s)} + MnO_4^-{}_{(aq)} \rightarrow NiO_{(s)} + MnO_{2(s)}$

perd $2e^-$ x3

0 +7 -2 +2 -2 +4 -2

$Ni_{(s)} + MnO_4^-{}_{(aq)} \rightarrow NiO_{(s)} + MnO_{2(s)}$

gagne $3e^-$ x2

$3Ni_{(s)} + 2MnO_4^-{}_{(aq)} \rightarrow 3NiO_{(s)} + 2MnO_{2(s)}$

Charges: -2 0

$3Ni_{(s)} + 2MnO_4^-{}_{(aq)} \rightarrow 3NiO_{(s)} + 2MnO_{2(s)} + 2OH^-{}_{(aq)}$

Ajouter H_2O

$3Ni_{(s)} + 2MnO_4^-{}_{(aq)} + H_20_{(l)} \rightarrow 3NiO_{(s)} + 2MnO_{2(s)} + 2OH^-{}_{(aq)}$

Oxydant : $MnO_4^-{}_{(aq)}$ Réducteur: $Ni_{(s)}$

d. $Al_{(s)} + NO^-{}_{(aq)} \rightarrow NH_{3(g)} + AlO_2^-{}_{(aq)}$

perd $3e^-$ x4

0 +1 -2 -3 +1 +3 -2

$Al_{(s)} + NO^-{}_{(aq)} \rightarrow NH_{3(g)} + AlO_2^-{}_{(aq)}$

gagne $4e^-$ x3

$4Al_{(s)} + 3NO^-{}_{(aq)} \rightarrow 3NH_{3(g)} + 4AlO_2^-{}_{(aq)}$

Charges: -3 -4

$4Al_{(s)} + 3NO^-{}_{(aq)} + OH^-{}_{(aq)} \rightarrow 3NH_{3(g)} + 4AlO_2^-{}_{(aq)}$

Ajouter H_2O

$4Al_{(s)} + 3NO^-{}_{(aq)} + OH^-{}_{(aq)} + 4H_20_{(l)} \rightarrow 3NH_{3(g)} + 4AlO_2^-{}_{(aq)}$

Oxydant : $NO^-{}_{(aq)}$ Réducteur: $Al_{(s)}$

5.3 La série d'activité

Prédire la spontanéité de réactions à partir d'une série d'activité;

78. En utilisant la série d'activité des métaux, prédis si une réaction d'oxydoréduction aura lieu ou non. Complète et balance les équations.
    a. $Ag + HCl \rightarrow$ AR
    b. $Mg + FeSO_4 \rightarrow MgSO_4 + Fe$
    c. $3Cu + AuCl_3 \rightarrow 3CuCl + Au$ OU $3Cu + 2AuCl_3 \rightarrow 3CuCl_2 + 2Au$

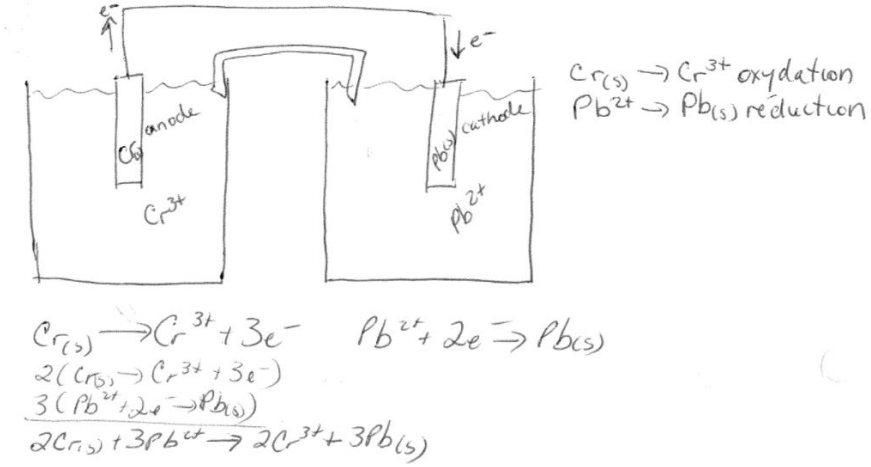
5.4 L'évolution historique des piles voltaïques

Retracer dans les grandes lignes l'évolution historique des piles voltaïques, entre autres les contributions d'Alessandro Volta, de Luigi Galvani;

5.5 La pile voltaïque

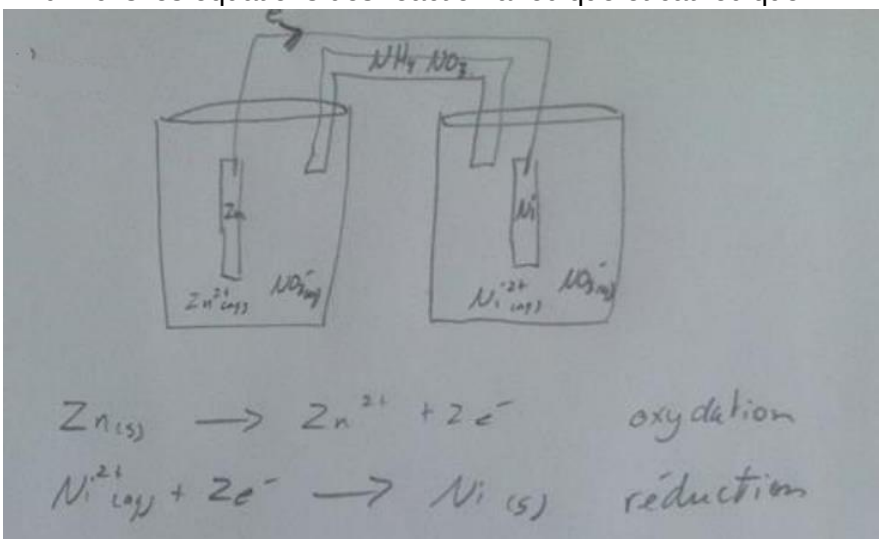
Expliquer le fonctionnement d'une pile voltaïque (galvanique) à l'échelle macroscopique, moléculaire et symbolique, entre autres écrire la demi-réaction, la réaction globale et la notation abrégée;

79. Pour l'exemple suivant:
    $Cr_{(s)} + Pb^{2+} \rightarrow Cr^{3+} + Pb_{(s)}$
    a. Dessine une pile voltaïque qui se sert de la réaction ci-haut.
    b. Étiquette l'anode et la cathode.
    c. Indique la direction du débit des électrons.
    d. Donne chaque demi-réaction.
    e. Donne l'équation balancée.



80. Une pile électrochimique comprend les parties suivantes :
    i. Une électrode de zinc dans une solution de nitrate de zinc
    ii. Une électrode de nickel dans une solution de nitrate de nickel
    iii. Un pont salin contenant du nitrate d'ammonium qui relie les deux demi-piles

    a. Représente la pile par un schéma indiquant l'anode et la cathode, ainsi que leur signe (+ ou -) respectif, la direction du flux d'électrons.
    b. Écris les équations des réaction anodique et cathodique.



5.6 Le potentiel standard

Calculer les potentiels standard de piles à partir des potentiels standard d'électrodes donnés;

Prédire la spontanéité de réactions à partir de potentiels standard d'électrode;

81. Déterminez si les réactions ont lieu spontanément. Si oui, quel est leur potentiel?
    a. Al | Al^{3+} || Ni^{2+} | Ni

    $Al \rightarrow Al^{3+} + 3e^-$ 1,662V
    $Ni^{2+} + 2e^- \rightarrow Ni$ -0,257V
    spontanée

    b. Co^{2+} | Co^{3+} || Ag^+ | Ag

    $Ag^+ + e^- \rightarrow Ag$ 0,800V
    $Co^{2+} \rightarrow Co^{3+} + e^-$ -1,92V
    non-spontanée

    c. Ba | Ba^{2+} || Sn^{2+} | Sn

    $Sn^{+2} + 2e^- \rightarrow Sn$ -0,138V
    $Ba \rightarrow Ba^{2+} + 2e^-$ 2,912V
    2,774V
    spontanée

5.7 Les piles électrolytiques

Comparer les piles voltaïques et les piles électrolytiques;

Expliquer le fonctionnement d'une pile électrolytique à l'échelle macroscopique, moléculaire et symbolique, entre autres l'électrolyse d'un composé ionique fondu, l'électrolyse d'un composé ionique aqueux;

Décrire des utilisations pratiques des piles électrolytiques, par exemple, l'électrolyse de l'eau, l'électrolyse de saumure, la galvanoplastie, la production et la purification des métaux;

5.8 Résolution de problèmes

Résoudre des problèmes comprenant des piles électrolytiques à l'aide de la loi de Faraday;

82. Quelle masse d'ions Cr^{3+} peut-on produire avec un courant de 0,713A circulant pendant 12 800 s selon la demi réaction $Cr_2O_7 \rightarrow 2Cr^{3+} + 6e^-$?

$Q = It = 0{,}713A \cdot 12\,800s = 9126{,}4C$

$9126{,}4C\left(\frac{1 mol\ e^-}{96\,485C}\right)\left(\frac{2 mol\ Cr^{3+}}{6 mol\ e^-}\right)\left(\frac{51{,}996g}{1 mol\ Cr^{3+}}\right) = 1{,}64g$ de Cr^{3+}