

L'ÉPREUVE ORALE DE CHIMIE DU BACCALAUREAT BILINGUE

A. LE PROGRAMME D'ENSEIGNEMENT: thèmes, unités, contenus

I. **LES UNITÉS D'APPRENTISSAGE** identifiées par les **THÈMES** retenus, conformément au PROGRAMME de CHIMIE, comme discipline non-linguistique dans le cadre du BACCALAURÉAT BILINGUE s'adressent aux profils suivants de classes faisant partie du projet pilote bilingue:

- Classe bilingue filière théorique, profil scientifique;
- Classe bilingue filière technologique;
- Classe bilingue filière théorique, profil humaniste (pour ce profil, un astérisque précédera les parties du programme qui lui sont destinées).

Thème I. La classification des réactions chimiques

Dans le cadre de ce thème, les transformations chimiques sont abordées dans leur généralité. L'évolution des systèmes traite: 1. de la question de *l'état final* d'une transformation et 2. *du temps* caractéristique d'accès à cet état final.

Unité I: Les transformations lentes et rapides soulignent l'importance du paramètre *temps* en chimie. Les transformations chimiques ne sont pas toutes rapides, elles peuvent même être très lentes. En pratique, cet aspect est très important, car, parfois, il est nécessaire d'accélérer une réaction - par exemple quand on veut réduire la durée d'une synthèse chimique. D'autres fois, il est souhaitable de ralentir un certain processus. On se réfère, par exemple, aux processus de corrosion ou à l'altération des aliments.

Unité II: Couples oxydant/ réducteur et l'écriture des équations de ces réactions traite des réactions d'oxydoréduction. Ces réactions se réalisent avec un transfert d'électrons et ont été étudiées tant dans le contexte de la chimie anorganique, que dans celui de la chimie organique: les réactions de combustion, l'obtention des métaux, les processus métaboliques, la fermentation acétique, l'oxydation des alcools, etc.

Unité III: Réactions réversibles et irréversibles; elles sont le support pour la question de *l'état final* d'une transformation. Une transformation peut se produire dans un sens ou dans les deux. En ce cas, elle n'est pas totale. Cet aspect est nuancé par l'étude de l'autre critère selon lequel on peut analyser une réaction chimique. Le

support théorique y est offert par la théorie Brønsted des acides et des bases dont on apprécie la puissance à l'aide de la notion de **pH**.

Contenus

- Transformation lente et rapide
- *Définitions d'un oxydant et d'un réducteur
- *Les deux sens d'une transformation
- *Définitions des processus chimiques réversibles et irréversibles
- *Acides et bases Brønsted
- Réactions réversibles et irréversibles
- Définition du pH

Thème II. L'état d'équilibre d'un système chimique

Si l'avancement final d'une réaction est égal à l'avancement maximal, la transformation est nommée *totale* ou *quantitative*. Lorsque l'avancement final d'une réaction est différent de l'avancement maximal, la transformation est qualifiée de *limitée*. C'est le cas des réactions d'équilibre. A chaque réaction d'équilibre, on associe une constante d'équilibre, nommée aussi *quotient de réaction*.

Le support théorique pour ce thème est offert par de nombreuses réactions, étudiées tant dans le contexte de la chimie anorganique, que dans celui de la chimie organique. Il s'agit tout d'abord de l'**autoprotolyse de l'eau**, qui nous offre les instruments de travail pour le chapitre acides-bases - **le produit ionique de l'eau** et le **pH**, dont la valeur indique le caractère acide, neutre ou basique d'une solution aqueuse.

La connaissance des propriétés des systèmes en équilibre et de la valeur de la constante d'équilibre est très importante dans la chimie préparatoire. Quant à l'obtention des esters et à leur hydrolyse, il en sera question aussi dans le cadre du dernier thème.

Les échanges spontanés d'électrons peuvent avoir lieu de manière directe, comme on vient de le constater dans le cadre de l'unité 2 du premier thème - **Réaction d'oxydoréduction**. Les transferts indirects permettent la fabrication **des piles** – sources d'énergie électrique.

Contenus

- Transformation totale, transformation limitée
- L'état de l'équilibre chimique
- Constante d'équilibre K_c associée à l'équation d'une réaction, à une température donnée
- Autoprotolyse de l'eau; la constante d'équilibre, nommée produit ionique de l'eau et notée K_w
- Echelle de pH: solution acide, basique et neutre
- Piles électriques - transferts spontanés d'électrons entre des espèces chimiques (mélangées ou séparées) de deux couples oxydant/réducteur du type ion métallique/métal, $M^{n+}/M_{(s)}$.
- Constitution et fonctionnement d'une pile: observation du sens de circulation du courant électrique, mouvement des porteurs de charges, rôle du pont salin, réactions aux électrodes.

- Exemples de piles usuelles: la pile Daniell, accumulateur au plomb

Thème III. Classification des composés organiques

La diversité des substances organiques s'explique, d'une part, par la diversité des chaînes carbonées, et, d'autre part, par les propriétés que les groupes fonctionnels leur impriment. Les chaînes peuvent être saturées ou insaturées, linéaires ou ramifiées, acycliques ou cycliques (par exemple aromatiques). Il y a beaucoup de familles de composés: composés halogénés, alcools, acides carboxyliques, aldéhydes et cétones, amines, etc. L'accent tombe sur l'étude des propriétés physiques et chimiques des esters dérivés fonctionnels des acides, en interrelation avec leur structure. Ce thème nous offre aussi l'occasion d'appliquer aux réactions des substances organiques les critères de classification des processus chimiques.

Contenus

- *Les alcools
- Les esters
 - Hydrolyse d'un ester
 - Définition du rendement d'une transformation
- *Les graisses
- *Les savons et détergents: utilisation

II. Une fois les contenus corroborés avec les objectifs de référence, **LES ACTIVITÉS D'APPRENTISSAGE** consistent dans le développement chez l'élève des compétences suivantes:

Compétences à évaluer - Thème I

- Faire la distinction entre transformation lente et rapide
- *Définir et identifier un oxydant et un réducteur
- *Ecrire l'équation d'une réaction associée à une transformation d'oxydoréduction
- *Définir et identifier un acide ou une base selon Brönsted
- *Ecrire l'équation de la réaction associée à une transformation acido-basique
- *Identifier, dans une transformation acido-basique, les deux couples acide – base conjugués
- Caractériser les processus chimiques réversibles et irréversibles
- Connaître la définition du pH pour les solutions aqueuses diluées

Compétences à évaluer – Thème II

- Définir l'état d'équilibre chimique
- Savoir que, lorsque l'état d'équilibre du système est atteint, les quantités de matière n'évoluent plus et que cet état d'équilibre est dynamique

- Savoir que K_w est la constante d'équilibre associée à l'auto-pyrolyse de l'eau
- Connaissant la valeur du pH d'une solution aqueuse, préciser si elle est acide, basique ou neutre
- A partir de la concentration molaire des ions H_3O^+ ou OH^- , déduire la valeur du pH de la solution
- Schématiser une pile
- Utiliser le critère d'évolution spontanée pour déterminer le sens de déplacement des porteurs de charges dans une pile
- Interpréter le fonctionnement d'une pile, en disposant d'une information: sens de circulation du courant électrique.
- Ecrire les équations des réactions aux électrodes.

Compétences à évaluer - Thème III

- *Classer les composés organiques selon différents critères
- *Utiliser correctement la nomenclature des composés organiques
- Expliquer les propriétés physiques des alcools (état d'agrégation, solubilité, point d'ébullition)
- Ecrire les équations qui correspondent aux propriétés chimiques des alcools: l'oxydation, *la combustion, *la fermentation acétique
- *Appliquer les algorithmes spécifiques pour résoudre des problèmes quantitatifs
- *Corréler les propriétés des composés organiques étudiés, avec leur rôle physiologique.

C. LE DEROULEMENT DE L'EPREUVE

Le candidat choisira son sujet par tirage au sort, parmi un nombre de sujets couvrant l'ensemble du programme. Le sujet aborde un thème de la vie quotidienne ou traite des problèmes actuels (aspects transdisciplinaires). On part d'un texte d'une longueur entre 10 lignes et une page, accompagné d'illustrations, issu de revues de vulgarisation scientifique (Science et Vie, La Recherche, Sciences et avenir, Pour la Science, etc.) ou d'Internet. Ces textes sont en accord avec les thèmes choisis et avec les notions abordées dans le programme du baccalauréat roumain.

Le candidat a à sa disposition **30 minutes** pour préparer sa réponse.

L'épreuve orale est structurée en trois temps:

- 1° temps: On demande au candidat d'établir la problématique abordée dans le texte et de la présenter oralement au jury, dans un exposé de maximum **10 minutes**, organisé sous forme de plan argumentatif.

- 2° temps: Un ensemble de questions courtes, concernant les phénomènes présentés dans le texte, sollicitent la description des aspects qualitatifs et l'écriture des réactions chimiques, suivies d'un calcul simple; les questions sont liées aux aspects de la vie quotidienne et de l'évolution des idées scientifiques. Le but est que, par les réponses données aux différentes questions, on fasse parler les élèves en marge de la problématique du texte.

- 3° temps: Un problème classique de chimie, proche des exercices traités dans les manuels, proche de ceux qui existent dans les épreuves écrites du baccalauréat. Il peut ne pas exister, si le sujet ne s'y prête pas.

C. LE SUJET DE L'ÉPREUVE

L'ÉVALUATION FINALE (L'EXAMEN ORAL) appréciera **LES COMPÉTENCES générales et spécifiques** acquises suite à l'étude du programme de chimie, classes bilingues de tout profil.

Analysons la structure de l'examen: le candidat doit pouvoir comprendre et expliquer un texte scientifique adapté aux contenus du programme. Il doit identifier la problématique abordée dans le texte du sujet, en évaluer les informations, à l'aide des méthodes spécifiques à la chimie, utiliser de manière adéquate les termes scientifiques, démontrer sa capacité d'appliquer les concepts et les notions apprises au contexte proposé par le sujet. Dès que la problématique a été définie, les questions ont le rôle de détailler les contenus, de mettre en évidence un instrument de résolution d'un problème qualitatif ou quantitatif, de solliciter l'argumentation au sein d'un raisonnement spécifique ou de mettre en lumière les aspects pratiques du contenu du texte.

La manière dont se déroule cette épreuve d'examen permet au candidat d'exercer de manière créative les compétences acquises par l'étude de la chimie. Le texte offre un terrain favorable de discussion en marge de certains phénomènes/notions, tandis que les questions facilitent les explications.

ESSENTIEL DES THÈMES PROPOSÉS PAR LE PROGRAMME D'ENSEIGNEMENT

Thème I

- Une transformation chimique rapide a une durée trop courte
- Une transformation lente a une durée qui permet de suivre son évolution soit à l'œil libre, soit avec des appareils de mesure
- Un oxydant est une espèce chimique susceptible de gagner des électrons selon l'équation: $ox + n e^- = red$
- Un réducteur est une espèce chimique susceptible de perdre des électrons selon l'équation: $red = ox + n e^-$
- Une réaction d'oxydoréduction met en jeu deux couples oxydant-réducteur. Elle consiste en un transfert d'électrons entre le réducteur d'un couple oxydant-réducteur et l'oxydant de l'autre couple
- Un acide selon Brønsted est une espèce chimique qui fournit un ou plusieurs protons
- Une base selon Brønsted est une espèce chimique qui capte un ou plusieurs protons
- Une réaction acido-basique résulte d'un transfert de protons entre l'acide d'un couple et la base d'un autre couple acide-base
- Les transformations chimiques qui ne se réalisent que dans un sens sont appelées irréversibles; les transformations qui peuvent se réaliser dans les deux sens sont appelées réversibles
- Le pH est exprimé à l'aide de la concentration des ions hydronium $[H_3O]^+$ et a des valeurs dans le domaine 0 – 14; $[H_3O]^+ = 10^{-pH}$

Thème II

- Un système chimique atteint un état d'équilibre lorsque les réactifs et les produits coexistent en proportions constantes dans l'état final de la transformation
- Les concentrations des espèces chimiques d'un système en équilibre restent constantes au cours du temps
- L'état d'équilibre est dynamique, parce que le système est le siège de deux réactions opposées, qui se produisent simultanément: l'une consomme les réactifs (sens 1) et l'autre reforme les réactifs (sens 2)
- Pour un système chimique en équilibre on peut écrire un quotient de réaction à une température donnée K_c , qui possède une valeur constante et indépendante de la composition initiale
- Le quotient de réaction Q_r associé à la réaction en solution aqueuse d'équation: $a A (aq) + b B (aq) = c C (aq) + d D (aq)$ est défini par:

$$Q_r = \frac{[C]^c \cdot [D]^d}{[A]^a \cdot [B]^b}$$

- L'eau pure contient des ions hydronium H_3O^+ et hydroxydes HO^- , obtenus par ionisation partielle (autoprotolyse). Dans l'eau pure, $[H_3O]^+ = [HO]^- = 10^{-7}$ mol/l. Le produit de leur concentration donne une constante K_{H_2O} , appelée le produit ionique de l'eau
- Dans toute solution aqueuse, $K_{H_2O} = 10^{-14}$ à 25°C
- On peut classer les solutions aqueuses selon l'échelle de pH, un axe gradué de 0 à 14 ; une solution est acide si elle a le $pH < 7$, basique si elle a le $pH > 7$ et neutre si le $pH = 7$
- Représentation symbolique d'une pile: $M_{(s)} / M_{(aq)} // M'^{n+}_{(aq)} / M'_{(s)}$; la borne (-) d'une pile correspond à l'anode, où se produit la réaction d'oxydation qui va fournir les électrons; la borne (+) d'une pile correspond à la cathode, où se produit la réaction de réduction qui va consommer les électrons
- Les deux compartiments (qui contiennent les électrodes métalliques M et M' plongés dans les solutions de leurs oxydants M^{n+} et M'^{n+}) sont reliés par un pont salin, qui assure l'électro-neutralité des compartiments et la continuité du courant. Les demi-réactions et donc le sens des échanges d'électrons aux interfaces métal – solution déterminent le sens du courant.

L'essentiel du Thème III

- Les substances organiques peuvent être classées selon leur composition (hydrocarbures et dérivés fonctionnels), selon le type de liaisons qui existent entre les atomes de carbone de la chaîne (saturées, insaturées, aromatiques), selon l'aspect de la chaîne (acyclique/ cyclique, linéaire, ramifiée)
- La dénomination des substances organiques se fait conformément aux règles I.U.P.A.C. Le nom d'un composé organique est toujours constitué d'un préfix et d'un suffixe (ou terminaison); le préfix indique d'atomes de carbone de la chaîne principale. Le suffixe indique la famille du composé organique

Nombre d'atomes de carbone	Préfix	Nombre d'atomes de carbone	Préfix
1	Meth-	6	Hex -
2	Eth -	7	Hept -
3	Prop -	8	Oct -
4	Buth -	9	Non -
5	Pent -	10	Dec -

Famille	Suffixe
Alcane	- an
Alcène	- éne
Alcool	- an - ...- ol
Acide carboxylique	Acide ...anoïque
Ester	Carboxylate d'alkyle

- Les alcools sont caractérisés par la présence d'un groupe hydroxyle – OH, lié à un atome de carbone saturé

- Pour les alcools, les liaisons hydrogène sont responsables des températures d'ébullition élevées et de la solubilité dans l'eau
- On peut oxyder les alcools de manière différente, en fonction de leur structure et de l'agent oxydant utilisé
- Les alcools peuvent réagir avec les acides pour donner les esters (composés dérivés des acides carboxyliques); cette transformation est lente, limitée et catalysée par H^+ (par exemple H_2SO_4)
- L'hydrolyse d'un ester est la transformation inverse de l'estérification; cette transformation est également lente, limitée et catalysée par H^+
- L'hydrolyse basique d'un ester – la saponification - est une réaction lente, mais totale
- Les graisses sont des substances naturelles qui contiennent des glycérides – esters des acides gras avec glycérine; elles peuvent être solides (spécialement les graisses animales: le suif, le beurre, etc.) ou liquides (surtout les graisses végétales: l'huile d'olive, de tournesol, etc.)
- L'hydrogénation des huiles est une réaction qui sert à préparer la margarine
- Les graisses alimentaires fournissent des sources d'énergie; elles apportent aussi des éléments importants dans la fabrication de la membrane cellulaire
- Le savon et les détergents ont un pouvoir mouillant, moussant et émulsionnant

Exemple de développement d'une unité didactique

La Réaction d'oxydoréduction

Objectifs du chapitre:

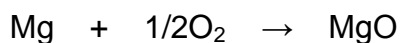
- ✓ ***Définir un oxydant et un réducteur***
 - ✓ ***Définir une réaction d'oxydoréduction***
 - ✓ ***Ecrire l'équation d'une réaction d'oxydoréduction***
 - ✓ ***Reconnaître l'oxydant et le réducteur dans le couple oxydant / réducteur***
-
- **Qu'est-ce qu'un oxydant et un réducteur?**
 - **Qu'est-ce qu'une réaction d'oxydoréduction?**

Photo: combustion du magnésium



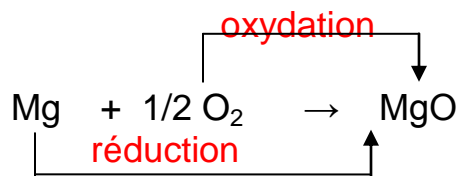
Exemple 1.

Analysons la réaction entre magnésium et oxygène:

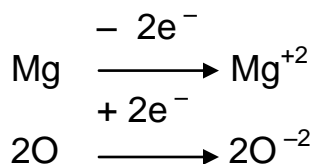


Le magnésium **s'est oxydé**, formant un composé ionique avec l'oxygène. Donc, l'oxygène est **oxydant**.

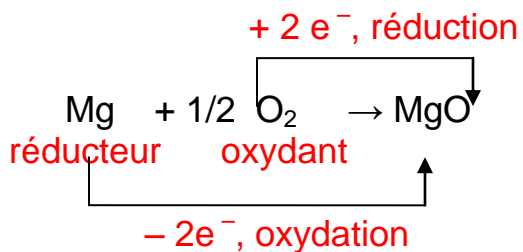
En même temps, se combinant avec le magnésium, l'oxygène **s'est réduit**. On dit alors que le magnésium est **réducteur**.



Mais l'oxyde de magnésium est une substance ionique formée par cession-acceptation d'électrons:



On peut à présent compléter le schéma:



Par conséquent :

Une réaction d'oxydoréduction est une réaction qui implique un transfert d'électrons entre deux réactifs.

Un réducteur est une entité chimique susceptible de céder un ou plusieurs électrons.

Par exemple, le magnésium est un réducteur.

Un oxydant est une entité chimique susceptible de gagner un ou plusieurs électrons.

La molécule d'oxygène est l'oxydant.

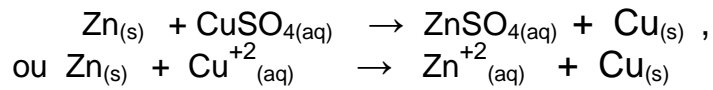
Le raisonnement précédent peut être extrapolé à d'autres réactions aussi, où l'oxygène n'intervient pas, mais qui se réalisent avec transfert d'électrons.

Exemple 2.

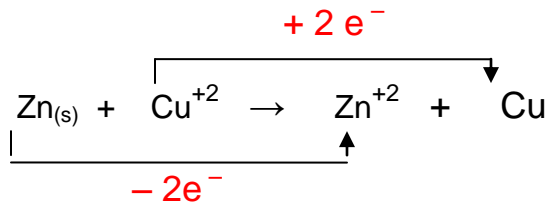
Couple oxydant / réducteur

Lorsque l'on introduit de la poudre de zinc dans une solution de sulfate de cuivre, le cuivre métal se dépose à la surface des particules de zinc et les ions Zn^{+2} apparaissent dans la solution.

Cette transformation peut être modélisée par l'équation chimique:

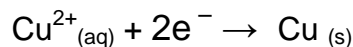


Pour se transformer en Zn^{+2} , chaque atome de zinc a perdu $2e^-$, simultanément captés par un ion cuivre Cu^{+2} . Le transfert d'électrons peut être modélisé de la manière suivante:



Deux entités chimiques qui se transforment l'une en l'autre, par transfert d'électrons, forment un couple oxydant / réducteur.

On le note en juxtaposant les abréviations de l'oxydant et du réducteur séparés par un /. Par exemple, lorsque le couple du cuivre est noté Cu^{2+}/Cu , Cu^{2+} est l'oxydant et Cu est le réducteur. Dans le couple $\text{Cu}^{2+}_{(aq)}/\text{Cu}_{(s)}$ est associée la demi-équation:



Règles pour assigner les nombres d'oxydation:

1. Le nombre d'oxydation d'un élément libre = 0. Ex: Cu^0 , Cl_2^0 , Na^0
2. Le nombre d'oxydation d'un ion monoatomique = charge de l'ion.
Ex: Ca^{2+} , O^{-2} , I^- , Fe^{+3-}
3. Le nombre d'oxydation de l'hydrogène = - 1 .
Le nombre d'oxydation de l'oxygène = - 2 Ex: ; H^+Cl^- ; $\text{H}^+{}^1_2\text{O}^{-2}$; $\text{Al}_2^{+3}\text{O}_3^{-2}$
Dans les hydrures ioniques, le nombre d'oxydation de l'hydrogène = + 1 . Na^+H^-
Dans les peroxydes, le nombre d'oxydation de l'oxygène = - 1.
Ex: $\text{H}_2^{+1}\text{O}_2^{-1}$
4. La somme des nombres d'oxydation dans un ion polyatomique = charge de l'ion.
Par exemple, pour
5. Les nombres d'oxydation des éléments des groupes 1 et 2 ainsi que de l'aluminium sont toujours ceux donnés par le tableau périodique. Ex: Na^+ , Mg^{2+} , Al^{+3}
6. Le nombre d'oxydation des éléments non couverts par ces règles doivent être calculés en utilisant les nombres d'oxydation connus dans un composé. Ex₁:
 $\text{Al}_2^{+3}\text{O}_3^{-2}$, $2 \times (+3) + 3 \times (-2) = +6 - 6 = 0$;
Ex₂: $\text{K}_2^{+1}\text{C}^x\text{O}_3^{-2}$ Le nombre d'oxydation pour carbon est calculé en ce mode: $2 \times (+1) + x + 3 \times (-2) = 0$, $x = +4$

Exemples de couples oxydant/réducteur

Couple	Oxydant	Réducteur	Demi-équation d'oxydoréduction
Na^+/Na	ion sodium	Sodium	$\text{Na}^+ + \text{e}^- = \text{Na}$
Cu^{2+}/Cu	ion cuivre II	Cuivre	$\text{Cu}^{2+} + 2\text{e}^- = \text{Cu}$
Mg^{2+}/Mg	ion magnésium II	Magnésium	$\text{Mg}^{2+} + 2\text{e}^- = \text{Mg}$
Zn^{2+}/Zn	ion zinc II	Zinc	$\text{Zn}^{2+} + 2\text{e}^- = \text{Zn}$
Al^{3+}/Al	ion aluminium III	Aluminium	$\text{Al}^{3+} + 3\text{e}^- = \text{Al}$
I_2/I^-	Diiodé	ion iodure	$\text{I}_2 + 2\text{e}^- = 2\text{I}^-$
$\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}$	ion fer III	ion fer II	$\text{Fe}^{3+} + \text{e}^- = \text{Fe}^{2+}$
$\text{MnO}_4^-/\text{Mn}^{2+}$	ion permanganate	ion manganèse	$\text{MnO}_4^- + 8\text{H}^+ + 5\text{e}^- = \text{Mn}^{2+} + 4\text{H}_2\text{O}$

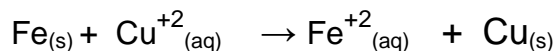
➤ Ecrire l'équation d'une réaction d'oxydoréduction

Pour écrire une équation d'oxydoréduction, il faut dans l'ordre:

- 1) **identifier les réactifs**
- 2) **établir l'écriture formelle des deux couples mis en jeu**
- 3) **combinaison de ces écritures pour égaliser le nombre d'électrons cédés et captés**

4) écrire l'équation de la réaction

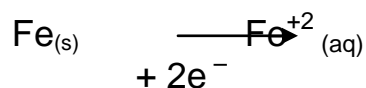
Pour la réaction



- 1) les réactifs sont $\text{Fe}_{(s)}$ et $\text{Cu}^{+2}_{(aq)}$
- 2) l'écriture formelle des deux couples est:

– $2e^-$

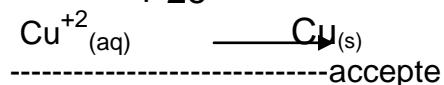
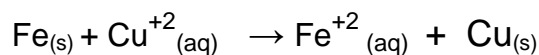
Le réducteur cède deux électrons:



L'oxydant capte deux électrons:

- 3) combiner ces écritures: L'ion de cuivre les deux électrons cédés par le zinc

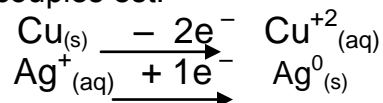
- 4) écrire l'équation de la réaction:



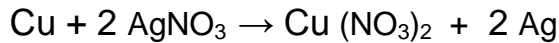
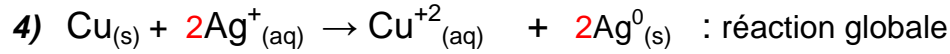
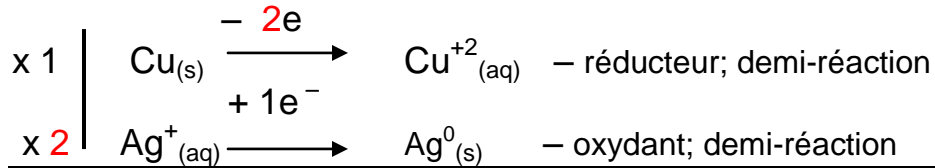
Exemple 3.

Lorsque l'on introduit un fil de cuivre dans une solution de nitrate d'argent AgNO_3 , l'argent métal se dépose à la surface du fil de cuivre.

- 1) Les réactifs sont Cu et Ag^+ .
- 2) L'écriture formelle des deux couples est:



- 3) Des électrons ne doivent pas apparaître dans l'équation de la réaction, parce que tous les électrons cédés par le réducteur du premier couple sont captés par l'oxydant.



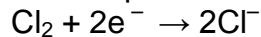
➤ Oxydants et réducteurs

Oxydants

Agent oxydant est un réactif qui gagne des électrons et qui est réduit.

Si une substance gagne facilement des électrons, on dit qu'elle est un agent oxydant fort. Exemples d'agents oxydants:

- Les non-métaux caractérisés par une grande valeur d'électronégativité; par exemple, le dioxygène (O_2) et les di-halogènes (F_2 , Cl_2 , Br_2 , I_2). Ces non-métaux ont tendance à capter des électrons pour satisfaire à la règle de l'octet:

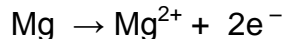


- Les substances qui contiennent un élément qui a la tendance de faire diminuer son nombre d'oxydation; par exemple: KMnO_4 , HNO_3 , $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$

Réducteurs

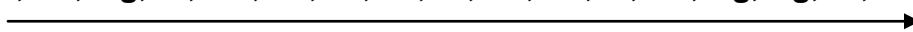
Agent réducteur est un réactif qui donne des électrons. L'agent réducteur contient l'élément qui est oxydé (qui perd des électrons). Si une substance perd facilement des électrons, on dit qu'elle est un agent réducteur fort. Exemples d'agents réducteurs:

- les métaux ont tendance à céder des électrons pour satisfaire à la règle de l'octet:



La décroissance du caractère réducteur est rendue par la série de l'activité chimique des métaux:

Li, K, Ca, Na, Mg, Al, Mn, Zn, Cr, Fe, Ni, Sn, Pb, H, Cu, Hg, Ag, Pt, Au



Le sens de décroissance du caractère réducteur des métaux

A l'aide de cette échelle, on peut prévoir les réactions qui auront naturellement lieu et celles qui, au contraire, sont impossibles dans un contexte normal.

- Les non-métaux peu électronégatifs, comme C, H_2

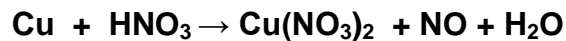
- Les substances qui contiennent un élément qui a la tendance de faire augmenter le nombre d'oxydations (par exemple CO).

Exemples:

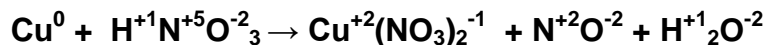
- **Pourquoi le cuivre ne peut pas réagir avec l'acide chlorhydrique, mais la réaction avec l'acide nitrique concentré est-elle possible?**



Le cuivre est un réducteur plus faible que le H₂; la réaction n'a pas lieu

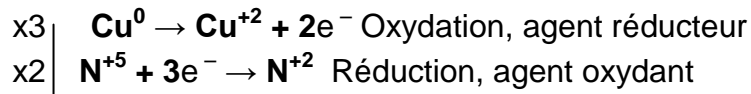


Cette réaction est possible parce que le cuivre peut être oxydé par l'acide nitrique, mais sans remplacer l'hydrogène

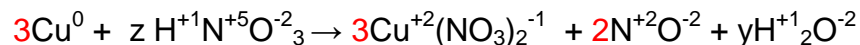
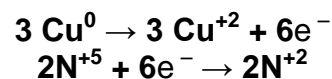


Réactifs : Cu⁰, N⁺⁵ ; Produits : Cu⁺², N⁺².

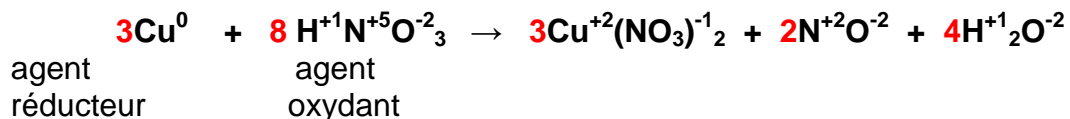
Les demi-réactions:



Par la multiplication par 3 de la première demi-équation et par 2 de la deuxième, les 6 électrons produits par l'une sont consommés par l'autre.

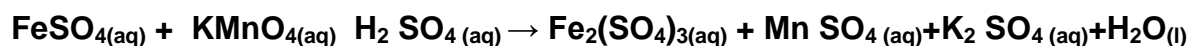


Pour équilibrer l'équation bilan des réactions rédox, faire le bilan de matière en équilibrant l'hydrogène: $z = 3 \times 2 + 2 = 8$ et l'eau $\Rightarrow y = 4$



- **Ecrire l'équation d'oxydoréduction qui se produit lorsque l'on met en présence les ions permanganate MnO₄⁻(aq) avec les ions ferreux Fe²⁺(aq).**

Si on verse une solution de permanganate de potassium sur une solution contenant des ions Fe^{2+} , on observe une décoloration due à la formation des ions Mn^{2+} (en milieu acide sulfurique) :



Les couples: $\text{MnO}_4^-_{(\text{aq})} / \text{Mn}^{2+}_{(\text{aq})}$ et $\text{Fe}^{3+}_{(\text{aq})} / \text{Fe}^{2+}_{(\text{aq})}$

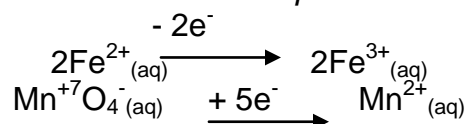
$\text{MnO}_4^-_{(\text{aq})}$ – ion permanganate, violet en solution

$\text{Mn}^{2+}_{(\text{aq})}$ – ion manganèse, incolore en solution

$\text{Fe}^{3+}_{(\text{aq})}$ – ion fer III, vert pâle en solution

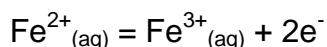
$\text{Fe}^{2+}_{(\text{aq})}$ – rouillé en solution

Il faut tout d'abord écrire les deux demi-équations électroniques:

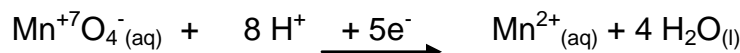
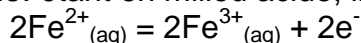


On équilibre ensuite tous les atomes autres que O et H:

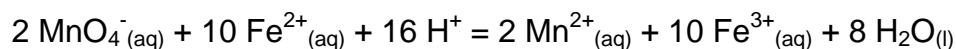
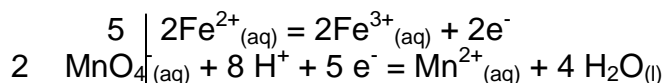
Pour l'élément oxygène: étant en milieu aqueux, il faut ajouter des H_2O :



Pour l'élément hydrogène: étant en milieu acide, il faut ajouter des H^+ au départ



Il faut ensuite s'arranger pour avoir le même nombre d'électrons échangés dans les deux demi-équations électroniques:



Rappels d'oxydoréduction:

- Donnez la définition d'un oxydant et rappelez à quelle demi-équation électronique il répond:
Un oxydant est une espèce chimique susceptible de gagner des électrons selon l'équation: $ox + n e^- = red$.
- Donnez la définition d'un réducteur et rappelez à quelle demi-équation électronique il répond:
Un réducteur est une espèce chimique susceptible de perdre des électrons selon l'équation: $red = ox + n e^-$.
- Comment appelle-t-on l'ensemble d'un oxydant et d'un réducteur liés par une demi-équation électronique? Quelle notation utilisons-nous pour cet ensemble?
Un oxydant et un réducteur lié par une demi-équation électronique forment un couple d'oxydoréduction que l'on note ox/red.
- Donnez la définition d'une équation d'oxydoréduction:
Une réaction d'oxydoréduction met en jeu un transfert d'électrons entre l'oxydant d'un couple oxydoréducteur et le réducteur d'un autre couple oxydoréducteur.

Exercices

1. Mots manquants

- Un oxydant est une espèce chimique susceptible de un ou plusieurs
- Un réducteur est une espèce chimique susceptible deun ou plusieurs
- Lors d'une réaction d'oxydoréduction, l'oxydant un ou plusieurs électrons.

2. Choisir le mot adéquat entre les deux proposés:

- Dans le couple $Ag^+_{(aq)}/Ag_{(s)}$, l'ion argent est..... (le réducteur/l'oxydant)
- La demi-équation d'oxydoréduction associée au couple $H^+_{(aq)}/H_{2(g)}$ s'écrit $2H^+_{(aq)} + 2e^- \rightarrow H_{2(g)}$ / $H_{2(g)} \rightarrow 2H^+_{(aq)} + 2e^-$
- Le métal fer ne peut pas réagir avec l'ion Mg^{2+} / l'ion Cu^{2+}
- L'ion cuivre (II) peut réagir avec le métal argent / le métal fer
- Le métal cuivre ne peut pas réagir avecl'ion $H^+_{(aq)}$ / l'ion Zn^{2+}

3. Vrai ou faux ?

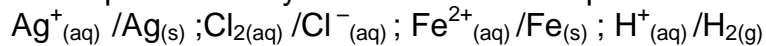
- Lors d'une réaction d'oxydoréduction, le réducteur donne un ou plusieurs électrons e^- . (V)
- L'oxydant capte des protons (F)
- Au cours d'une réaction d'oxydoréduction, le nombre d'électrons cédés par le réducteur est égal au nombre d'électrons captés par l'oxydant (V)

- d) Les métaux peuvent céder des électrons; ils sont des réducteurs. (V)
- e) Tous les couples suivants sont des couples oxydant/ réducteur:
 - 1. Zn / Zn²⁺; 2. H₂O / HO⁻; 3. Cu⁺⁺ / Cu (F)
- f) Les di-halogènes (F₂, Cl₂, Br₂, I₂,) sont des oxydants (V)

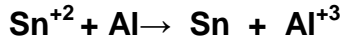
4. Réaction d'oxydoréduction ou non?

- a) $2\text{CuO} + \text{C} \rightarrow 2\text{Cu} + \text{CO}_2$
- b) $2\text{NaOH} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$
- c) $\text{H}_2\text{SO}_4 + 8\text{HI} \rightarrow \text{H}_2\text{S} + 4\text{I}_2 + 4\text{H}_2\text{O}$
- d) $\text{HClO}_4 + \text{KOH} \rightarrow \text{KClO}_4 + \text{H}_2\text{O}$

5. Ecrire les demi-équations d'oxydoréduction des couples suivants:



6. On donne l'équation non équilibrée de la réaction d'oxydoréduction suivante :



- a) Equilibrer cette équation bilan.
- b) Préciser quelle est, parmi les réactifs, l'espèce oxydante et l'espèce réductrice.
- c) Nommer les couples rédox mis en jeu et les classer selon le pouvoir oxydant croissant du cation métallique.

7. Équilibrer ces équations rédox en utilisant la méthode de la demi-équation. Identifier l'agent oxydant et l'agent réducteur dans chaque équation et équilibrer les équations bilan.

- a) $\text{C} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{CO}_2 + 2\text{SO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$
- b) $\text{H}_2\text{S} + \text{O}_2 \rightarrow \text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
- c) $\text{Al} + \text{Hg Cl}_2 \rightarrow \text{AlCl}_3 + \text{Hg}$
- d) $\text{Zn} + \text{HCl} \rightarrow \text{ZnCl}_2 + \text{H}_2$
- e) $\text{Fe}_2\text{O}_3 + \text{CO} \rightarrow \text{Fe} + \text{CO}_2$
- f) $\text{HNO}_3 + \text{H}_3\text{PO}_3 \rightarrow \text{NO} + \text{H}_3\text{PO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
- g) $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{HI} \rightarrow \text{H}_2\text{S} + \text{I}_2 + 4\text{H}_2\text{O}$
- h) $\text{MnO}_2 + \text{HCl} \rightarrow \text{MnCl}_2 + \text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O}$
- i) $\text{KMnO}_4 + \text{HCl} \rightarrow \text{MnCl}_2 + \text{KCl} + \text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O}$

8. On plonge une lame d'aluminium dans une solution de sulfate de cuivre CuSO₄. Un dépôt de cuivre solide, Cu_(s), se forme sur la lame et des ions aluminium apparaissent dans la solution.

- a) Ecrire l'équation qui modélise la réaction d'oxydoréduction qui a lieu
- b) Équilibrer ces équations rédox en utilisant la méthode de la demi-équation.

- c) Calculer la masse d'aluminium qui peut réagir avec 100g solution de sulfate de cuivre de concentration 16%. $A_{\text{Cu}} = 64$, $A_{\text{S}} = 32$, $A_{\text{O}} = 16$, $A_{\text{Al}} = 27$.

9. Les gongs sont des instruments originaires de l'Asie du Sud-Est, dont la sonorité est notamment liée au matériau utilisé pour leur fabrication, le bronze, alliage de cuivre et d'étain. Pour déterminer la composition du bronze, on réalise les expériences préliminaires suivantes:

- A. On introduit un morceau d'étain dans une solution d'acide chlorhydrique; il se forme des ions d'étain $\text{Sn}^{2+}_{(\text{aq})}$ et du dihydrogène gazeux.
- B. On introduit un morceau de cuivre dans une solution d'acide chlorhydrique; on n'observe aucune transformation chimique.
- C. On introduit un morceau du bronze dans une solution d'acide chlorhydrique; on observe un dégagement gazeux.
- a) Ecrire l'équation de la réaction d'oxydoréduction qui modélise la transformation chimique observée lors de l'expérience C
- b) Comparer le caractère réducteur de ces deux métaux
- c) Déduire la composition massique du bronze, si la masse du morceau de bronze est de 17,3 g et la masse du gaz dégagé lors de l'expérience C est de 0,2g. $A_{\text{Sn}} = 119$; $A_{\text{Cu}} = 64$, $A_{\text{H}} = 1$.

SUJETS PROPOSES

Sujet n°1

L'aluminothermie désigne une réaction d'oxydoréduction très exothermique entre l'aluminium et un oxyde métallique. Elle conduit à l'élaboration du métal et la formation d'oxyde d'aluminium. Par exemple, le chrome est préparé par aluminothermie à partir de l'oxyde de chrome (III) et de l'aluminium.

L'une des utilisations des plus courantes en est le soudage des rails de chemin de fer à partir d'un mélange de poudre d'oxyde de fer (III) et d'aluminium.



Questions:

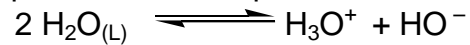
1. Ecrire l'équation bilan de la réaction d'aluminothermie pour souder les rails de chemin de fer.
2. Équilibrer cette équation rédox en utilisant la méthode de la demi-équation. Préciser l'espèce oxydante et l'espèce réductrice.
3. Quelle masse d'aluminium faut-il faire réagir pour produire 0,14 kg Fe ?

Données: $A_{\text{Al}} = 27$, $A_{\text{Fe}} = 56$

Sujet n°2

L'eau «ultrapure» ne se trouve pas dans la nature. Les eaux des rivières, des lacs et des nappes phréatiques contiennent des minéraux en solution et des gaz dissous. Les eaux marines contiennent aussi des sels en pourcentage variable. Pour fabriquer une eau ultrapure – utilisée dans l'industrie micro-électronique et pharmaceutique, pour la mise en oeuvre de techniques d'analyses très sensibles, pour la culture des tissus, pour la fécondation *in vitro* – on élimine toutes les substances et tous les micro-organismes qu'elle contient.

La dissociation très partielle de l'eau pure donne lieu à un équilibre chimique:



Questions:

1. Pourquoi l'eau parfaitement pure présente-t-elle une très faible conductibilité électrique?
2. Donner la définition et l'expression du produit ionique de l'eau.
3. Calculer le pH d'une solution d'acide chlorhydrique de concentration 0,01 M et d'une solution d'hydroxyde de natrium 0,1M.
4. Si un élève a pris 10 ml solution d'acide chlorhydrique de concentration 0,01 M et qu'il ajoute à cette solution 10 ml solution d'hydroxyde de natrium 0,1M, la solution aura-t-elle un caractère neutre? Expliquer.

Sujet n°3

La batterie d'une voiture est un accumulateur au plomb constitué de deux électrodes en plomb $\text{Pb}_{(s)}$, dont l'un est recouvert de dioxyde de plomb $\text{PbO}_{2(s)}$. L'ensemble est immergé dans une solution concentrée d'acide sulfurique ($2\text{H}^+_{(aq)} + \text{SO}_4^{2-}_{(aq)}$). Les couples mis en jeu sont $\text{Pb}^{2+}_{(aq)}/\text{Pb}_{(s)}$ et $\text{PbO}_{2(s)} / \text{Pb}^{2+}_{(aq)}$. Lorsque la voiture démarre, l'accumulateur fonctionne comme une pile. Lorsque la voiture roule, la batterie se recharge et fonctionne comme un électrolyseur.

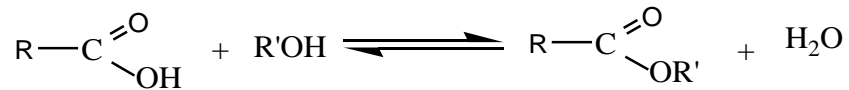
Questions:

1. Écrire les demi-équations électroniques associées à ces deux couples.
2. Indiquer la cathode et l'anode. Quelle est la borne négative? Préciser pour chaque électrode la nature (oxydation ou réduction) de la réaction observée.
3. Justifier que l'équation de la réaction modélisant la transformation chimique qui a lieu lors du démarrage de la voiture peut s'écrire:
$$\text{Pb}_{(s)} + \text{PbO}_{2(s)} + 4 \text{H}^+_{(aq)} = 2 \text{Pb}^{2+}_{(aq)} + 2\text{H}_2\text{O}_{(l)}$$
4. Expliquer le fonctionnement de cette pile

Sujet n°4

Les esters sont très abondants dans la nature: fleurs, graines, fruits, essences végétales, huiles végétales et animales, graisses. Ils sont des substances utiles dans l'industrie agroalimentaire, en parfumerie et dans d'autres secteurs industriels. Les esters sont obtenus par la réaction d'estérification. Un ester est le produit d'un acide carboxylique avec un alcool:

Acide carboxylique + alcools \rightleftharpoons ester + eau



Cette réaction est lente et réversible. L'augmentation de la concentration initiale d'alcool et d'acide, et aussi de la température et la présence d'un catalyseur (par exemple, H_2SO_4) permettent d'augmenter la vitesse des deux réactions et d'aboutir plus rapidement à l'état d'équilibre.

Questions:

1. Expliquer les termes «lente», «réversible» et «l'état d'équilibre».
2. On considère initialement un système chimique contenant une mole d'acide carboxylique et une mole d'alcool. Après qu'on a atteint l'état d'équilibre, $[\text{ester}] = 0,66$. Calculer la valeur de la constante d'équilibre. Quelle sera la valeur du rendement de cette réaction ?
3. Ecrire l'équation de la réaction modélisant la transformation entre l'acide butanoïque et éthanol, qui possède une odeur d'ananas. Nommer les produits obtenus.
4. Expliquer l'importance des esters.

Sujet n°5

A l'abri de l'air, certains vins se conservent très longtemps, mais, à son contact, tous les vins s'altèrent. En effet, l'oxydation de l'éthanol $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-OH}$ par l'oxygène de l'air conduit à l'acide éthanoïque, également appelé acide acétique $\text{CH}_3\text{-COOH}$, principal constituant du vinaigre.

Parallèlement à cette réaction favorisée par des bactéries du genre *Acétobacter*, une réaction lente entre l'acide acétique formé et l'éthanol restant conduit à un ester, l'acétate d'éthyle, qui donne un goût piquant.

Questions:

1. Expliquer pourquoi les vins, conservés à l'abri de l'air, ne se transforment pas en vinaigre.
2. Ecrire les deux équations chimiques qui décrivent les réactions décrites dans le texte.
3. Ecrire l'équation qui décrit l'acide éthanoïque comme un acide Bronsted. Identifier les couples acide/base mis en jeu.
4. Décrire les propriétés physiques de l'acide acétique.

Masses atomiques : $\square_{\text{C}} = 12 \text{ g.mol}^{-1}$, $\square_{\text{O}} = 16 \text{ g.mol}^{-1}$, $\square_{\text{H}} = 1 \text{ g.mol}^{-1}$

Sujet n°6

Le savon de Marseille est un type de savon particulièrement efficace par son pouvoir nettoyant, utilisé essentiellement pour l'hygiène du corps. La formule de ce savon, contenant 72% sels d'acides gras (provenant du mélange d'huiles et de soude NaOH) a été fixée entre le XIV^e et le XVII^e siècles. Au XIX^e siècle, Marseille, avec ses presque 90 savonneries, possède une industrie florissante, qui connaît son apogée en 1913, avec près de 180.000 tonnes produites. Après 1950, l'arrivée des détergents de synthèse précipite rapidement son déclin.

Les savons $R\text{-COO}^-\text{Na}^+$ (où R^- est un radical d'acide gras) s'obtiennent par hydrolyse basique des triglycérides se trouvant dans les graisses avec de la soude NaOH.

Un savon contient un groupe hydrophile (ion carboxylate) et un groupe hydrophobe (ou lipophile), la chaîne carbonée. Cette structure lui confère des propriétés détergentes.

Questions:

1. Expliquer les termes «hydrophile» et «hydrophobe».
2. Indiquer le groupe hydrophile et le groupe hydrophobe du palmitate de sodium $\text{CH}_3\text{-(CH}_2\text{)}_{14}\text{-COO}^-\text{Na}^+$.
3. Expliquer pourquoi les savons sont des produits de nettoyage.
4. Quel est le pourcentage de carbone dans le palmitate de sodium.
5. Expliquer le déclin du savon de Marseille après 1950.

Appareils et verrerie de laboratoire



Flacon



Ballon à fond plat



Bécher



Pissette



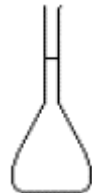
Entonnoir



Tube à essai



Erlenmeyer



Fiole jaugée



Ampoule à décanter



Pipette jaugée



Eprouvette graduée



Burette graduée



Pipette graduée



Réfrigérant



Cristallisoir



Verre à pied



Flacon compte-gouttes



Spatules



Agitateur-baguettes

<http://membres.lycos.fr/helium4/verrer/verrer.htm>

<http://membres.lycos.fr/helium4/verrer/verrer.htm>

http://www.ac-nancy-metz.fr/enseign/physique/SC_INDEX.HTM

Imagini

- 1) **combustion du magnésium**
http://scienceamusante.net/wiki/index.php?title=Image:Combustion_magn%C3%A9sium_1.jpg
- 2) pag 22 : <http://lyc-renaudeau-49.ac-nantes.fr/physap/spip.phparticle54>
- 3)