

1 Énergie & puissance

1.1 Lien entre puissance et énergie

L'énergie est une grandeur physique qui s'exprime en joules (symbole J) dans le système international, et en kilowattheure (symbole kWh) dans les usages de la vie quotidienne.

Voici un tableau des multiples et des sous-multiples, à connaître, qui peuvent être utilisés pour exprimer les puissances ou les énergies.

Facteur	Préfixe	Symbole
10^{12}	téra	T
10^9	giga	G
10^6	méga	M
10^3	kilo	k
10^2	hecto	h
10^1	déca	da
1		
10^{-1}	déci	d
10^{-2}	centi	c
10^{-3}	milli	m
10^{-6}	micro	μ
10^{-9}	nano	n
10^{-12}	pico	p
10^{-15}	femto	f

La puissance \mathcal{P} d'un appareil est le rapport de l'énergie E qu'il consomme sur la durée t de son fonctionnement :

$$\mathcal{P} = \frac{E}{t}$$

\mathcal{P} puissance en watt (symbole W) ;

E énergie en joule (symbole J) ;

t temps en seconde (symbole s).

Cette formule et les unités des différentes grandeurs sont à connaître par cœur !

Si vous êtes fâchés avec les produits en croix, il peut être utile de retenir aussi les formules littérales donnant l'énergie E :

$$E = \mathcal{P}t$$

et la durée t de fonctionnement :

$$t = \frac{E}{\mathcal{P}}$$

1.2 Applications directes

- a. Calculez l'énergie consommée, en joule, lorsque l'on passe l'aspirateur pendant une demi-heure.
Donnée : $\mathcal{P} = 1\,200$ W pour l'aspirateur.
- b. Reprendre le calcul précédent, en exprimant l'énergie en kilowattheure.
- c. Pour vos révisions de Bac, vous décidez de travailler huit heures par jour chaque jour des vacances. Votre bureau est éclairé par une ampoule basse consommation, qui dépense une énergie quotidienne de 518 400 J. Calculez la puissance de l'ampoule.
- d. Les besoins énergétiques d'un individu normal sont estimés à 2 000 kJ par jour. Calculez la puissance \mathcal{P} du corps humain !

1.3 Choisir la bonne réponse !

1. La chambre est éclairée avec une ampoule de 50 W pendant 1 h. Le salon est éclairé avec une ampoule de 100 W pendant 30 minutes.
 - Le salon a consommé deux fois plus d'énergie que la chambre.
 - Le salon a consommé autant d'énergie que la chambre.
 - Le salon a consommé deux fois moins d'énergie que la chambre.
2. L'unité SI de l'énergie est :
 - W
 - kWh
 - J
3. Le kWh est une unité :
 - de métabolisme de base ;
 - de puissance ;
 - d'énergie ;
 - d'influx nerveux.
4. En moyenne, la consommation électrique annuelle d'une famille française de 4 personnes vaut « 2 500 kWh ». Cette valeur de 2500 kWh correspond à :
 - l'énergie consommée en une heure.
 - la puissance consommée en une heure.
 - l'énergie consommée en un an.
 - la puissance consommée en un an.

2 L'oxydoréduction & le sens des réactions

Réducteur Un réducteur est une espèce chimique capable de un ou plusieurs électrons e^- .

Oxydant Un oxydant est une espèce chimique capable de un ou plusieurs électrons e^- .

Demi-équation Deux espèces conjuguées Ox et Red forment un couple oxydant / réducteur, noté Ox/Red, si elles peuvent être reliées par une demi-équation d'oxydoréduction :



Méthode Méthode pour équilibrer des équations d'oxydoréduction :

1. Assurer la conservation des éléments autres qu'H et O ;
2. Assurer la conservation de l'élément oxygène O avec des molécules d'eau ;
3. Assurer la conservation de l'élément hydrogène H avec les protons solvatés $H^+_{(aq)}$;
4. Assurer la conservation des charges avec des électrons e^- ;

e. Utiliser la méthode précédente pour écrire les demi-équations rédox de quelques couples : (Fe^{2+}/Fe) ; (I_2/I^-) ; (MnO_4^-/Mn^{2+}).

Méthode Si l'on demande une demi-équation en milieu basique, continuer avec les points suivants :

6. Ajouter dans les deux membres de la demi-équation, autant d'ions hydroxydes $OH^-_{(aq)}$ qu'il y a de protons hydratés $H^+_{(aq)}$;
7. Simplifier avec l'autoprotolyse de l'eau : $OH^- + H^+ \rightarrow H_2O$.
8. Éventuellement, simplifier la demi-équation obtenue.

f. Utiliser la méthode précédente pour écrire la demi-équation du couple ion chlorate / ion chlorure (ClO_3^-/Cl^-).

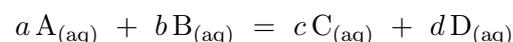
Équations d'oxydoréduction Vous devez être capable d'écrire rapidement et surtout sans erreur l'..... d'oxydoréduction associée à une transformation chimique.

Pour cela, il faut et il suffit les demi-équations en faisant disparaître les électrons.

g. Écrire l'équation rédox entre les ions fer (II) Fe^{2+} et les ions manganèse Mn^{2+} .

Spontanéité Un système chimique évolue spontanément vers l'état d'équilibre.

Quotient de réaction Soit une réaction « générale » en solution aqueuse :



où a , b , c et d sont des coefficients stœchiométriques.

Pour un état quelconque du système, le quotient de réaction Q_r s'exprime en fonction des concentrations molaires des espèces chimiques (en $\text{mol}\cdot\text{L}^{-1}$) et des coefficients stœchiométriques par :

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

Attention ! Seules les espèces dissoutes en solution apparaissent dans le quotient de réaction ! Le solvant (en général, l'eau, en excès) et les espèces liquides ou solides n'apparaissent pas !

Quotient Vous devez savoir écrire l'expression littérale du quotient de réaction Q_r et savoir calculer sa valeur dans un état donné du système.

Critère Critère d'évolution spontanée : au cours du temps, la valeur du quotient de réaction Q_r tend vers la constante d'équilibre K .

$$\begin{aligned} Q_r < K &\Leftrightarrow \text{Évolution sens direct } \xrightarrow{1}; \\ Q_r > K &\Leftrightarrow \text{Évolution sens indirect } \xleftarrow{2}; \\ Q_r = K &\Leftrightarrow \text{Équilibre.} \end{aligned}$$

3 Electric circuits (in English !)

3.1 Electric current

An ammeter is a meter designed to measure the electric current. The unit we use to measure the current is the **ampere (A)**. Figure 1 below shows an electric circuit consisting of a torch lamp connected to a battery, a switch and an ammeter.

We say the components are **in series** because the same amount of charge flows through each circuit component every second. The ammeter therefore measures the current in the torch lamp.

The direction of the current round an electric circuit is always shown on a circuit diagram from the \oplus terminal

of the battery to the \ominus terminal, as in figure 1.

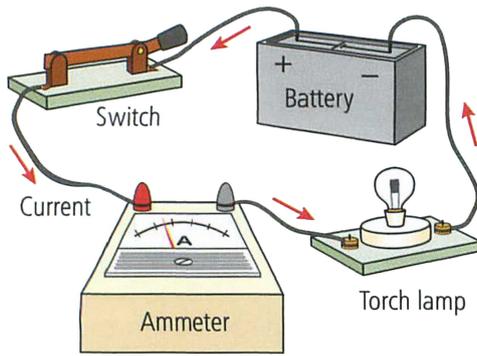


FIG. 1 – Using an ammeter.

3.2 Batteries

Calculators, digital watches, cameras, radios and cassette recorders all use batteries. They are used in cars, hearing aids, torches, toys and many other items. Batteries vary in size from the tiny batteries used in digital watches to heavy-duty car batteries.



FIG. 2 – Different types of batteries.

A chemical cell transforms **chemical energy** into **electrical energy**. This happens because substances inside the cell react with each other. Figure 2 above shows a non-rechargeable and rechargeable cells of different types.

3.3 Electromotive Force

When a cell is in a circuit, charge is forced to flow round the circuit by the cell. This flow of charge transfers energy from the cell to the circuit components. In a chemical cell, this process continues until one of the substances in the cell has all reacted.

The **electromotive force** (or 'emf') of a cell or a battery measured in **volts (V)** is a measure of how much 'push' cell or battery can provide to force charge round the circuit. The greater the emf, the more energy the cell can deliver for every electron that passes through it.

The emf of a cell, sometimes referred to as its 'voltage', depends on the substances in the cell. Batteries and cells are usually marked clearly in volts. For any given battery-operated device, the battery in it must be of the correct voltage. If the battery emf is too low, the device is unlikely to work. If the battery emf is too high, the device is likely to be damaged.

3.4 Measuring the emf of a battery

The emf of a cell or battery can be measured using a **voltmeter**, as shown in figure 3.

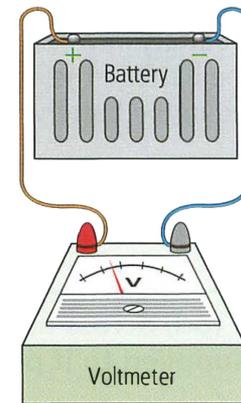


FIG. 3 – Measuring the emf of a battery.

The voltmeter must be connected to its \oplus terminal is connected to the \oplus terminal of the battery and its \ominus terminal is connected to the \ominus terminal of the battery.

3.5 Voltage

Figure 4 shows a lamp, a variable resistor and a battery connected in series. Charge from the battery has the potential to deliver energy to the circuit components. When it flows round the circuit, it transfers energy from the battery to the lamp and the variable resistor.

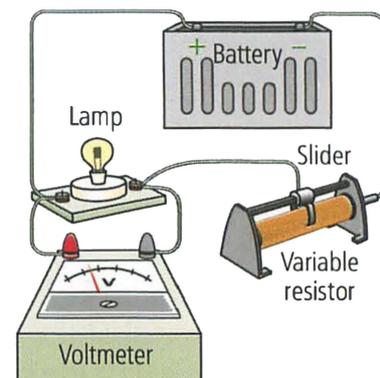


FIG. 4 – How to connect a voltmeter.

In figure 4, a voltmeter is connected across the lamp. We say it is in **parallel** with the lamp. A voltmeter can be connected to **any two points** in a circuit. Its reading gives the **potential difference** (abbreviated to 'pd' and sometimes referred to as 'voltage') between those two points.

4 Étude expérimentale de piles d'oxydoréduction

4.1 La pile Daniell

La pile Daniell a été inventée par le chimiste britannique John DANIELL en 1836 au moment où le développement du télégraphe faisait apparaître un besoin urgent de sources de courant sûres et constantes.

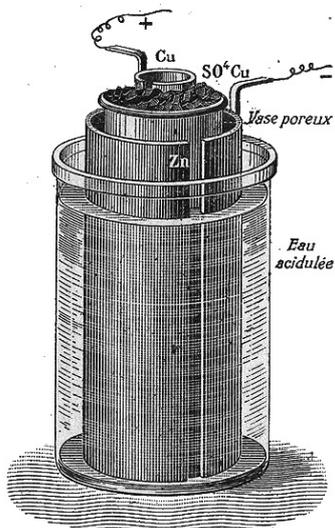


FIG. 5 – Élément Daniell.

La pile électrique Daniell est constituée d'une anode (lame de zinc plongée dans une solution contenant du sulfate de zinc) et d'une cathode (lame de cuivre plongée dans une solution contenant du sulfate de cuivre).

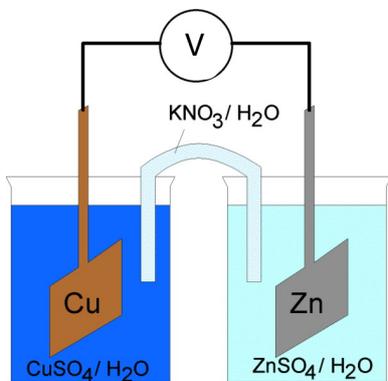


FIG. 6 – Montage expérimental.

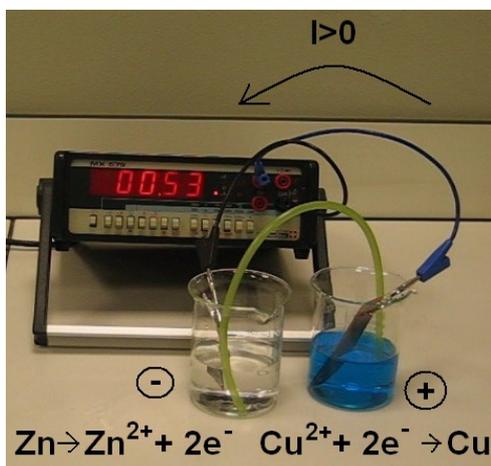


FIG. 7 – Photographie et réactions aux électrodes.

Les deux solutions sont reliées par un pont salin (solution de chlorure de potassium $\text{K}_{(\text{aq})}^+ + \text{Cl}_{(\text{aq})}^-$ ou de nitrate de potassium $\text{K}_{(\text{aq})}^+ + \text{NO}_3^-_{(\text{aq})}$ qui sert à équilibrer les charges.

4.2 La réaction d'oxydoréduction, un transfert direct d'électrons

- Dans un bécher, introduire une solution de sulfate de cuivre et une solution de sulfate de zinc.
- Plonger dans le mélange une lame de cuivre et une lame de zinc, en veillant à ce que les deux lames ne se touchent pas.

h. Noter ce que l'on observe.

i. Écrire l'équation de la réaction associée à la transformation chimique de ce système.

j. La constante d'équilibre K associée à cette réaction vaut :

$$K = 2 \times 10^{37}$$

En appliquant le critère d'évolution, montrer que le sens d'évolution prévu est en accord avec les observations.

5 Fabrication d'une pile, mesure de l'intensité débitée

- Décaper les lames.
- Introduire chaque lame, seule, dans sa solution d'ions correspondante :
 - lame de zinc dans la solution de sulfate de zinc ;
 - lame de cuivre dans la solution de sulfate de cuivre.
 On a ainsi réalisé des demi-piles. Dans chaque demi-pile, la partie métallique constitue une électrode.
- Relier les demi-piles cuivre et zinc par un pont salin, constitué par un tube en U rempli d'un gel au sein duquel des ions (en général potassium K^+ et nitrate NO_3^-) peuvent migrer pour assurer le transport des charges. On peut aussi réaliser le pont salin simplement par une bande de papier-filtre imbibée d'une solution de nitrate de potassium, par exemple. On a ainsi réalisé une pile !
- Réaliser un circuit électrique fermé, comportant en série la pile, un ampèremètre et un conducteur ohmique.

k. Déduire des indications de l'ampèremètre le sens du courant et le déplacement des électrons dans le circuit extérieur de la pile.

l. Quels sont les porteurs de charge dans les solutions ? Dans le pont salin ?

m. Écrire les équations ayant lieu aux électrodes, en précisant s'il s'agit d'une oxydation ou d'une réduction.

n. Ces processus satisfont-ils au critère d'évolution ?

6 Mesure de la tension en circuit ouvert (f. é. m.)

- Brancher directement la pile précédente aux bornes d'un voltmètre.
- Noter la tension et le sens.

o. Sachant qu'un voltmètre numérique présente une résistance d'entrée de $10\text{ M}\Omega$, que peut-on dire de l'intensité qui traverse le circuit pile-voltmètre ?

p. En déduire la tension aux bornes de la pile en circuit ouvert, appelée force électromotrice (f. é. m. pour *force électromotrice*).

7 Étude d'autres piles

- Tester les différentes combinaisons possibles entre les différentes demi-piles. À chaque fois, noter la f.é.m. et

le sens de cette tension.

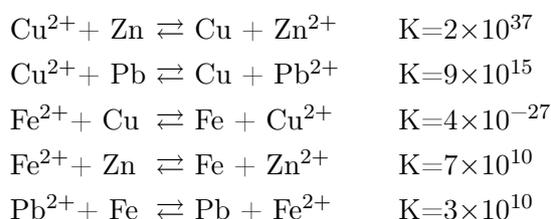
q. Pour chaque pile, écrire les équations des réactions qui ont lieu aux électrodes, ainsi que l'équation de la réaction associée à la transformation ayant lieu dans la pile.

r. En utilisant le critère d'évolution d'un système, montrer que la polarité des électrodes était prévisible.

8 Caractéristique d'une pile zinc-cuivre

s. Proposer et mettre en œuvre un protocole expérimental permettant le relevé de la caractéristique tension en fonction de l'intensité $U = f(I)$ d'une pile zinc-cuivre, en tenant compte de l'usure potentielle de la pile.

Données



9 Correction des exercices de la séance n° 17

17.1 N° 2 p. 24 – Un traceur d'eaux souterraines

Les eaux souterraines ne contiennent plus que 38 % du nombre de noyaux de départ, N_0 . Ainsi :

$$N(t) = 0,38 \cdot N_0 \quad (1)$$

La loi de décroissance radioactive s'écrit $N(t) = N_0 \cdot e^{-\lambda \cdot t}$; La constante radioactive λ s'exprime en fonction de la demi-vie $t_{1/2}$ par :

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

En remplaçant dans l'expression de la loi de décroissance radioactive :

$$N(t) = N_0 \cdot e^{-\ln 2 \cdot \frac{t}{t_{1/2}}} \quad (2)$$

Si l'on compare les expressions (1) et (2) on constate qu'elles expriment les mêmes variables en identifiant 0,38 comme la valeur prise par l'exponentielle :

$$0,38 = e^{-\ln 2 \cdot \frac{t}{t_{1/2}}}$$

On prends le logarithme népérien des deux côtés :

$$\ln(0,38) = \ln \left(e^{-\ln 2 \cdot \frac{t}{t_{1/2}}} \right)$$

Par définition $\ln(e^x) = x$ donc :

$$-\ln 2 \cdot \frac{t}{t_{1/2}} = \ln(0,38)$$

On isole le temps t et l'on effectue l'AN :

$$\begin{aligned} t &= -\frac{\ln 0,38}{\ln 2} \cdot t_{1/2} \\ t &= -\frac{\ln 0,38}{\ln 2} \times 3,01 \times 10^5 \\ t &= 4,2 \times 10^5 \text{ ans} \end{aligned}$$

Les eaux souterraines ont un temps de résidence estimé à 420 mille ans.

17.2 N° 3 p. 25 – Le carbone 14, un traceur

Le document 1 permet de comprendre que le traceur évoqué est d'origine radioactive, c'est-à-dire qu'il se désintègre de façon aléatoire au cours du temps.

Le document 2 précise que si le traceur ^{14}C reste en contact avec l'atmosphère, sa quantité reste constante, car sa disparition est compensée par la production de ^{14}C dans l'atmosphère. En revanche, s'il est isolé de l'atmosphère (donc, dissous dans l'océan), sa quantité diminue selon une fonction du temps.

Les documents 3 et 4 montrent, d'une part, que la mesure de la quantité de ^{14}C restant à une profondeur donnée permet d'évaluer le temps de séjour de ce traceur dans l'océan et, d'autre part, qu'en profondeur le courant connaît une circulation caractérisée par sa lenteur. Ainsi, l'eau qui remonte le Pacifique Nord est la même que celle qui est descendue de l'Atlantique Nord voici plusieurs centaines d'années, via la circulation thermohaline !

Pour évaluer l'ordre de grandeur de la vitesse moyenne de la circulation océanique profonde, il faut exploiter le document montrant l'âge des eaux profondes à 3000 m de profondeur et utiliser le fait que de l'Atlantique Nord au Pacifique Nord (soit un parcours d'environ 4×10^4 km), le traceur a mis 1 700 ans environ. Durée du parcours :

$$\Delta t = 1\,700 \times 365 \times 24 \times 3\,600$$

$$\Delta t = 5,4 \times 10^{10} \text{ s}$$

Longueur du parcours :

$$D = 4 \times 10^4 \text{ km} = 4 \times 10^7 \text{ m}$$

Vitesse moyenne :

$$v = \frac{D}{\Delta t}$$

$$v = \frac{4 \times 10^7}{5,4 \times 10^{10}}$$

$$v = 7,5 \times 10^{-4} \text{ m} \cdot \text{s}^{-1} = 0,75 \text{ mm} \cdot \text{s}^{-1}$$

donc un ordre de grandeur de un millimètre par seconde.

17.3 N° 7 p. 28 – La pollution au plomb

Question : quelle est la quantité de terre ou de plante minimale à ingérer pour qu'un enfant ou un adulte soit intoxiqué ?

Solution :

1. Écrire la loi de Beer-Lambert ;
2. Calculer les concentrations en plomb dans la terre et dans la plante ;

3. Déterminer les masses minimales.

Je peux le faire :

1. Loi de Beer-Lambert :

$$I = k \cdot [\text{Pb}^{2+}] \Leftrightarrow [\text{Pb}^{2+}] = \frac{I}{k}$$

Pour la solution de terre :

$$[\text{Pb}^{2+}] = \frac{1\,115\,960}{9\,200} = 121,3 \text{ mg} \cdot \text{L}^{-1}$$

1,00 g de terre dissous dans 20,0 mL de solution :

$$[\text{Pb}^{2+}]_{\text{terre}} = [\text{Pb}^{2+}] \cdot V$$

$$[\text{Pb}^{2+}]_{\text{terre}} = 121,3 \times 20,0 \times 10^{-3}$$

$$[\text{Pb}^{2+}]_{\text{terre}} = 2,43 \text{ mg} \cdot \text{g}^{-1}$$

Pour la solution de plante :

$$[\text{Pb}^{2+}] = \frac{115\,000}{9\,200} = 12,50 \text{ mg} \cdot \text{L}^{-1}$$

1,00 g de plante dissous dans 40,0 mL de solution :

$$[\text{Pb}^{2+}]_{\text{plante}} = [\text{Pb}^{2+}] \cdot V$$

$$[\text{Pb}^{2+}]_{\text{plante}} = 12,5 \times 40,0 \times 10^{-3}$$

$$[\text{Pb}^{2+}]_{\text{plante}} = 0,500 \text{ mg} \cdot \text{g}^{-1}$$

Bonus : déterminer le facteur de « bioconcentration » :

$$F = \frac{[\text{Pb}^{2+}]_{\text{plante}}}{[\text{Pb}^{2+}]_{\text{terre}}} = \frac{0,500}{2,43} = 0,206$$

C.-à-d. 20,6 % du plomb de la terre passe dans la plante.

2. On se place dans les plus mauvais cas : 50 % du plomb ingéré assimilé pour un enfant, 10 % pour un adulte ; Le seuil légal est de $100 \mu\text{g} \cdot \text{L}^{-1}$. Les volumes de sang sont 3,0 L pour un enfant et 5,0 L pour un adulte. Les masses maximales admissibles sont donc :

• Enfant :

$$m_{\text{terre}} = \frac{100 \times 10^{-6} \times 3,0}{0,50 \times 2,43 \times 10^{-3}} = 0,25 \text{ g}$$

$$m_{\text{plante}} = \frac{100 \times 10^{-6} \times 3,0}{0,50 \times 0,500 \times 10^{-3}} = 1,2 \text{ g}$$

• Adulte :

$$m_{\text{terre}} = \frac{100 \times 10^{-6} \times 5,0}{0,10 \times 2,43 \times 10^{-3}} = 2,1 \text{ g}$$

$$m_{\text{plante}} = \frac{100 \times 10^{-6} \times 5,0}{0,10 \times 0,500 \times 10^{-3}} = 10 \text{ g}$$

10 Exercices de la séance n° 18

- 18.1** Activité n° 1 p. 30 – L'eau douce sur Terre
- 18.2** Activité n° 2 p. 31 – De l'eau salée à l'eau potable
- 18.3** Activité n° 4 p. 33 – Le traitement des eaux