

TRASFERIMENTI DI ENERGIA E ENTROPIA NEGLI ECOSISTEMI
Percorso di scienze integrate per le classi II degli istituti tecnici

Guida Docenti

SCHEMA DELLE LEZIONI

FISICA

CHIMICA

BIOLOGIA

(FIS - 1) PRIME EVIDENZE DI SCAMBIO TERMICO - L
MA 02/12 - laboratorio (1 ora)
Osservazione del trasferimento di energia termica fra masse di acqua

(FIS - 2) PRIME EVIDENZE DI SCAMBIO TERMICO - A
MER 03/12 - aula (1 ora)
Calcoli e scrittura della legge che descrive l'equilibrio termico

(FIS - 3) LEGGE FONDAMENTALE DELLA CALORIMETRIA - L
VE 05/12 - laboratorio (1 ora)
Osservazione del trasferimento di energia termica fra un solido e acqua

(FIS - 4) LEGGE FONDAMENTALE DELLA CALORIMETRIA - A
MA 09/12 aula (1 ora)
Calcoli e scrittura della legge fondamentale del calorimetro

(FIS - 5) INTERAZIONE MEDIATA DA CALORE E LAVORO/I PRINCIPIO DELLA TERMODINAMICA
MER 10/12 aula (1 ora)
Come far cambiare la temperatura di un corpo?

(FIS - 6) INTRODUZIONE AL CONCETTO DI ENTROPIA
VEN 12/12 aula (1 ora)
Introduzione del concetto di entropia ($\Delta F_t/T$) e relazione fra entropia e

(CHIM - 1) L'ENERGIA CHIMICA
SA 06/12 - laboratorio (1 ora)
Osservazione dell'energia trasferita al calorimetro durante una reazione chimica

(CHIM - 2) CHE COS'E' L'ENERGIA CHIMICA
MER 10/12 - aula (1 ora)
Definizione di Energia chimica e modellizzazione del trasferimento di E all'acqua del calorimetro

(CHIM - 3) REAZIONI ESOTERMICHE E ENDOTERMICHE
SA 13/12 laboratorio (1 ora)
Modellizzazione del trasferimento di E dall'acqua del calorimetro al sistema chimico. Definizioni di reaz. esotermica e endotermica

(BIO - 1) CATENE E RETI ALIMENTARI
VENERDÌ 12/12 (2G) e SABATO 13/12 (2C)
aula (2 ore)
Modello di ecosistema organizzato sulla base di aspetti di interazione alimentare: i livelli trofici.

<p>(FIS – 7) II PRINCIPIO DELLA TERMODINAMICA MAR 16/12 aula (1 ora) Spontaneità dei processi fisici e II principio della termodinamica</p>	<p>(CHIM – 4) ASPETTI QUANTITATIVI DELLA VARIAZIONE DI ENERGIA CHIMICA NELLE REAZIONI LU 15/12 aula (1 ora) Entalpie di formazione. Calcoli della variazione di entalpia durante una reazione chimica</p>	<p>(BIO – 2) LE GRANDEZZE CHE STRUTTURANO GLI ECOSISTEMI: L'ENERGIA VENERDÌ 19/12 (2G) e SABATO 20/12 (2C) aula (2 ore) Modellizzazione dei flussi di energia attraverso i diversi livelli trofici dell'ecosistema</p>
<p>(FIS – 8) ENTROPIA E “DISORDINE” MER 17/12 aula (1 ora) Aumento di Entropia come redistribuzione dell'energia</p>	<p>(CHIM - 5) ENTROPIA E REAZIONI CHIMICHE MER 17/12 aula (1 ora) L'entropia nelle reazioni chimiche</p>	
<p>(FIS – 9) IL CONCETTO DI DEGRADAZIONE DELL'ENERGIA VEN 19/12 aula (1 ora)</p>	<p>(CHIM – 6) SPONTANEITÀ DELLE REAZIONI CHIMICHE SA 20/12 aula (1 ora) Spontaneità di una reazione chimica</p>	
	<p>(CHIM - 7) SPONTANEITÀ DELLE REAZIONI CHE AVVENGONO NEI VIVENTI LUN 22/12 aula (1 ora) Spontaneità di reazioni importanti nel mondo biologico. Respirazione e fotosintesi</p>	
	<p>(CHIM - 8) IL VALORE CALORICO DEGLI ALIMENTI - 1 MER 7/01 aula (1 ora) Energia chimica di alimenti e dei loro componenti</p>	<p>(BIO – 3) LE GRANDEZZE CHE STRUTTURANO GLI ECOSISTEMI: L'ENERGIA E L'ENTROPIA VENERDÌ 9/01 (2G) e SABATO 10/01 (2C) aula (2 ore) Modernizzazione dei flussi di energia attraverso i diversi livelli trofici dell'ecosistema e descrizione delle variazioni di entropia</p>

FISICA

TERMOLOGIA/CALORIMETRIA: Calorimetro, Energia termica, Capacità termica e calore specifico, Scambi di energia, I Principio della termodinamica, II Principio della termodinamica, Trasformazioni termodinamiche.

(PRE-REQUISITI: Concetto di energia, Lavoro, Conservazione dell'energia meccanica, Temperatura e Principio 0 della termodinamica, Sistema termodinamico, Scale termometriche)

In questa sezione della sequenza didattica sono introdotti gli scambi di energia termica e di lavoro fra i sistemi (TERMOLOGIA?). E' inoltre sviluppato il tema della conservazione dell'energia di un sistema isolato. Lo studio e la modellizzazione di questi trasferimenti consolida e amplia le competenze degli allievi nel campo dell'energia, della sua trasformazione e conservazione. La trattazione del tema della degradazione dell'energia e del concetto di entropia fornisce strumenti per la comprensione dei processi spontanei nei sistemi naturali. Alcuni concetti e alcuni specifici contenuti sono richiamati nella sezione di biologia della sequenza didattica.

(FIS – 1) PRIME EVIDENZE DI SCAMBIO TERMICO - L laboratorio di fisica (1 ora) – MARTEDÌ 02/12

In questa lezione di laboratorio il docente conduce gli allievi alla scoperta dei fattori che condizionano i trasferimenti di Energia termica fra corpi (in questo caso masse di acqua).

Domanda: “Cosa succede se mettiamo a contatto due corpi (masse di acqua) che hanno temperature diverse?”

Nel laboratorio di fisica, il docente divide in gruppi (sei) la classe e distribuisce a ciascun gruppo un calorimetro, acqua e contenitori in vetro pirex.

Su indicazione dell'insegnante, ogni gruppo inserisce nel calorimetro una massa m_1 di acqua alla temperatura T_1 (calda). Versa poi nel sistema una massa m_2 di acqua alla temperatura T_2 (ambiente) e rileva la temperatura all'equilibrio (T_e).

Consigli operativi:

- 1) l'acqua deve essere portata alla temperatura di ebollizione prima che si comincino gli esperimenti (quindi su bunsen o in forno a microonde) e poi mantenuta calda su piastra elettrica. Serve molta acqua calda (almeno 1,5 litri) per rifornire tutti i gruppi
- 2) la massa ideale di acqua calda da porre in calorimetro è **100 o 120 grammi**: la massa si rileva ponendo sulla bilancia il calorimetro dopo aver azzerato per fare la tara. L'acqua calda si travasa rapidamente usando dei beker di vetro
- 3) la temperatura dell'acqua calda va misurata subito dopo aver rilevato la massa, chiuso il calorimetro e inserito il termometro. E' necessario rilevare il valore non appena la misura si stabilizza (quando smette di aumentare e comincia a diminuire per effetto delle dispersioni): si consideri che se si parte da acqua bollente tale valore sarà sui 75 °C
- 4) l'acqua fredda si “pesa” in beker dopo che è stata fatta la tara. La massa ideale è **50 o 40 grammi** (non bisogna superare i 160 grammi complessivi; ai fini della discussione successiva è interessante proporre le combinazioni 2:1 e 3:1 di acqua calda/fredda). Si è già rilevata la temperatura dell'acqua nel contenitore di riserva. Velocemente (è necessario operare in due) si apre il tappo del calorimetro e si versa l'intero contenuto del beker. Si tappa di nuovo velocemente
- 5) La temperatura di equilibrio si raggiunge abbastanza in fretta anche senza mescolare particolarmente (non usare l'ancoretta magnetica! ... mescola l'aria

CONTENUTI

Introduzione del concetto di energia termica e di trasferimento di energia termica.
Uso del calorimetro.

MISCONCEZIONI CONNESSE

Confusione fra temperatura e calore

contenuta nel calorimetro con l'acqua). E' bene rilevare la prima temperatura stabile, ma se questa diminuisce ancora è bene rilevare anche la seconda stabile (che di solito è quella buona, la prima si raggiunge praticamente subito quando ancora le masse non sono mescolate ma il termometro rileva il rallentamento della variazione e si blocca)

Il docente raccoglie poi i risultati di tutti i gruppi in una unica tabella, costruita come segue:

gruppo	m_1 (kg)	$\Delta T_1 = (T_1 - T_f)$ (°C)		m_2 (kg)	$\Delta T_2 = (T_f - T_2)$ (°C)	
1						
2						
3						
...						

La discussione dei dati è rimandata alla successiva lezione.

Nel corso dell'esperimento di laboratorio, il docente mostra il calorimetro come un sistema isolato e si concentra sulla distinzione tra sistema meccanico isolato (già precedentemente incontrato) e sistema termodinamico isolato.

(FIS – 2) PRIME EVIDENZE DI SCAMBIO TERMICO - A
aula (1 ora) – MERCOLEDÌ 03/12

In questa lezione si esaminano i dati raccolti in laboratorio: gli studenti sono condotti alla individuazione di una legge che esprime la configurazione di equilibrio del sistema a seguito dello uno scambio termico.

CONTENUTI
 Introduzione del concetto di energia termica e di trasferimento di energia termica.
 Uso del calorimetro.

In aula, il docente prende in esame i dati raccolti in laboratorio e chiede agli allievi se sono individuabili delle regolarità. Durante la discussione si arriva a definire il contenuto delle colonne rimaste vuote nella tabella:

gruppo	m_1 (kg)	$\Delta T_1 = (T_1 - T_f)$ (°C)	$m_1 \Delta T_1$	m_2 (kg)	$\Delta T_2 = (T_f - T_2)$ (°C)	$m_2 \Delta T_2$
1						
2						
3						
...						

MISCONCEZIONI CONNESSE
 Confusione fra temperatura e calore

e si individua sperimentalmente la:

$$m_1 \Delta T_1 = m_2 \Delta T_2$$

come configurazione di equilibrio del sistema.

ESEMPIO:

Si riportano a titolo di esempio i risultati di un esperimento fatto durante le prove preliminari.

$$m_1 = 0,092 \text{ kg} \quad \text{e} \quad T_1 = 74,6 \text{ }^\circ\text{C}$$

$$m_2 = 0,053 \text{ kg} \quad \text{e} \quad T_2 = 19,9 \text{ }^\circ\text{C}$$

$$T_f = 54,9 \text{ }^\circ\text{C}$$

L'incertezza utilizzata è 1 grammo per ciascuna delle due masse (l'acqua calda in parte evapora, la fredda rimane in parte nel beker) e 0,1 °C per le misure di temperatura (sensibilità dello strumento adottato).

Calcolo del $m \Delta T$:

$$m_1 \Delta T_1 = 0,092 \cdot (74,6 - 54,9) = 1,81$$

$$m_2 \Delta T_2 = 0,053 \cdot (54,9 - 19,9) = 1,86$$

Calcolo dell'incertezza:

Assumiamo per la propagazione degli errori sul prodotto:

$$\frac{\sigma_{m\Delta T}}{m\Delta T} = \frac{\sigma_m}{m} + \frac{\sigma_{\Delta T}}{\Delta T}$$

da cui:

$$\sigma_{m\Delta T} = \sigma_m \cdot \Delta T + \sigma_T \cdot m$$

A calcoli fatti viene $\pm 0,04$ per $m_1 \Delta T_1$; $\pm 0,05$ per $m_2 \Delta T_2$.

Sintesi dei risultati:

m_1 (kg)	T_1 (°C)	T_f (°C)	$m_1 \Delta T_1$	m_2 (kg)	T_2 (°C)	$m_2 \Delta T_2$
$0,092 \pm 0,001$	$74,6 \pm 0,1$	$54,9 \pm 0,1$	$1,81 \pm 0,04$	$0,053 \pm 0,001$	$19,9 \pm 0,1$	$1,86 \pm 0,05$

Il docente discute con i ragazzi questa legge che descrive l'equilibrio termico e fa notare ai ragazzi quali sono le grandezze che entrano in gioco: la massa e la differenza di temperatura.

Il docente chiede poi agli allievi di ipotizzare che cosa è successo nel sistema una volta che le due masse di acqua sono state poste a contatto. Gli allievi arriveranno a dire che dell'energia è stata trasferita da una massa di acqua all'altra massa di acqua.

Il docente anticipa che questa energia si può chiamare Energia termica.

Dice anche normalmente si usa la parola CALORE quando dell'Energia termica passa da un corpo ad un altro. Più precisamente, l'Energia termica si trasferisce mediante un processo particolare che chiamiamo "trasmissione di calore". Questo termine sarà usato il minimo indispensabile per non fare confusione.

Quindi, conclude, l'Energia termica si è trasferita dall'acqua più calda a quella più fredda.

Nel corso della lezione, il docente richiama agli studenti i concetti di sistema aperto, chiuso e isolato. A tal riguardo fa gli esempi di:

- provetta aperta, provetta chiusa, provetta chiusa dentro a un contenitore coibentato (thermos-calorimetro) QUESTI SI POSSONO MOSTRARE
- acquario, acquario chiuso (minibiosfera su brevetto NASA), acquario chiuso dentro a un recipiente coibentato (muoiono alga e crostacei)

Chiede poi agli allievi di farne a loro volta.

Al termine chiede se in natura esistono sistemi isolati (si può considerare isolato solo l'universo) e discute le risposte degli allievi. Può fare delle domande stimolo per condurre la discussione, ad esempio può chiedere se la Terra è un sistema isolato.

(FIS – 3) LEGGE FONDAMENTALE DELLA CALORIMETRIA - L
laboratorio di fisica (1 ora) – VENERDÌ 05/12

In questa lezione si sviluppano i concetti già introdotti nella precedente mostrando agli allievi lo scambio termico fra corpi di materiali differenti. La modellizzazione aiuta gli allievi a chiarire bene i concetti.

Nel laboratorio di fisica, il docente divide di nuovo in gruppi (sei) la classe e distribuisce a ciascun gruppo un calorimetro, acqua, contenitori in vetro pirex. Tre corpi di ferro forati e tre corpi di alluminio forati (tutti con un filo sottile che li attraversa e che può essere usato per manovrarli) sono stati posti con largo anticipo in acqua mantenuta bollente su piastra elettrica. Su indicazione dell'insegnante, ogni gruppo inserisce nel calorimetro una massa m_2 di acqua a temperatura ambiente (T_2). Immerge poi velocemente nel calorimetro il corpo metallico assegnato (tre gruppi avranno un corpo di ferro e tre un corpo di alluminio) di massa m_1 e temperatura T_1 . Rileva infine la temperatura all'equilibrio (T_f).

Consigli operativi:

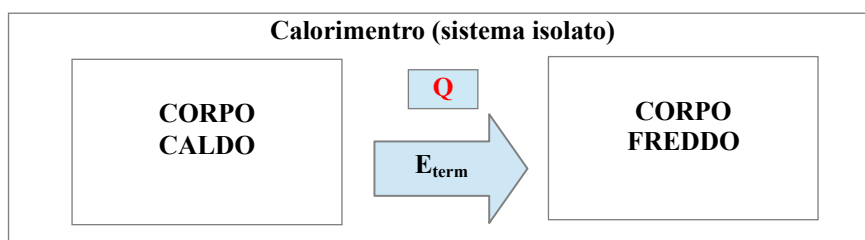
- 1) la massa ideale di acqua da porre in calorimetro è **100-120 grammi**: la massa si rileva ponendo sulla bilancia il calorimetro dopo aver azzerato per fare la tara
- 2) la temperatura dell'acqua è rilevata nel contenitore di riserva
- 3) la massa dei corpi solidi è determinata prima di immergerli nel bagno di acqua bollente (si possono numerare con dei cartellini)
- 4) la temperatura del corpo solido è quella dell'acqua in cui è immerso
- 5) il solido è prelevato velocemente e inserito nel calorimetro (non è necessario asciugarlo). Il calorimetro è rapidamente chiuso
- 6) la temperatura di equilibrio si raggiunge abbastanza in fretta anche senza mescolare particolarmente (non usare l'ancoretta magnetica! ... mescola l'aria contenuta nel calorimetro con l'acqua). E' bene rilevare la prima temperatura stabile, ma se questa diminuisce ancora è bene rilevare anche la seconda stabile (che di solito è quella buona, la prima si raggiunge praticamente subito quando ancora le masse non sono mescolate ma il termometro rileva il rallentamento della variazione e si blocca)

Il docente raccoglie poi i risultati di tutti i gruppi in una unica tabella, costruita come segue:

gruppo	m_1	$\Delta T_1 = (T_1 - T_f)$	$m_1 \Delta T_1$	m_2	$\Delta T_2 = (T_f - T_2)$	$m_2 \Delta T_2$
1 (Fe)						
2 (Fe)						
3 (Fe)						
4 (Al)						
5 (Al)						
6 (Al)						

La discussione dei dati è rimandata alla successiva lezione.

Al termine dell'esperimento di laboratorio il docente riflette con gli allievi su quanto hanno appena osservato e conclude che, anche in questo caso, l'Energia termica si è trasferita dal corpo metallico (più caldo) all'acqua (più fredda). Su sollecitazione dell'insegnante gli allievi provano a modellizzare quanto è successo:



CONTENUTI
 Determinazione sperimentale della legge fondamentale della calorimetria
 Uso del calorimetro per determinare i trasferimenti di energia termica

MISCONCEZIONI CONNESSE
 Confusione fra temperatura e calore
 "L'energia è prodotta, l'energia è consumata"

Gli allievi notano che l'energia si è trasferita perchè c'è una differenza di temperatura: quanto maggiore è la differenza di temperatura tanta più energia si trasferisce (la differenza di temperatura “spinge” l'energia). Si rimane sul concetto in modo che gli alunni percepiscano che è da una variazione di temperatura che si risale all'energia trasferita.

Il docente coglie l'occasione per ribadire agli allievi che quel trasferimento di Energia termica rappresentato dalla freccia è proprio ciò che si intende normalmente per Calore.

(FIS – 4) LEGGE FONDAMENTALE DELLA CALORIMETRIA - A
aula di fisica (1 ora) – MARTEDÌ 09/12

In questa lezione si esaminano i dati raccolti in laboratorio: gli allievi sono condotti alla determinazione sperimentale della legge fondamentale della calorimetria. In questo processo emerge il concetto di calore specifico (nonché quello di capacità termica) che viene chiarito.

CONTENUTI
 Determinazione sperimentale della legge fondamentale della calorimetria
 Uso del calorimetro per determinare i trasferimenti di energia termica

In aula, il docente prende in esame i dati raccolti in laboratorio e chiede agli allievi se vi sono individuabili delle regolarità. Durante la discussione (e con un aiuto consistente da parte del docente) si arriva notare che vi è un rapporto ($m_2 \Delta T_2 / m_1 \Delta T_1$) che è costante per il ferro e che ha un valore costante, ma diverso, per l'alluminio.

MISCONCEZIONI CONNESSE
 Confusione fra temperatura e calore
 "L'energia è prodotta, l'energia è consumata"

Il docente domanda quindi: "E' questo un valore che dipende dal materiale di cui è costituito il corpo?" Il docente apre poi la domanda: "Dipenderà anche dal fluido in cui è stato immerso il corpo?"

E' quindi a questo punto che il docente dice che manca una grandezza da aggiungere nella prima delle colonne vuote e che è chiamata *calore specifico*.

Si tratta di una grandezza che dipende dalla sostanza. Il docente definisce il calore specifico come la quantità di energia (in Joule) necessaria per far aumentare di 1K la temperatura di 1 kg di sostanza. Richiama anche la definizione di calore specifico che utilizza la caloria (la quantità di energia in calorie necessaria per far aumentare di 1 °C la temperatura di 1 g di sostanza) e stabilisce la relazione fra caloria e Joule. Passa poi a chiarire il concetto di calore specifico aggiungendo anche quello di "capacità termica" (le grandezze sono descritte anche nel libro di testo degli allievi). Sostanzialmente richiama agli alunni esempi provenienti dalla loro vita quotidiana (ad esempio: "Se lascio 10 minuti al sole una forchetta o un bicchiere di acqua della stessa massa che si scalda di più?").

A questo punto la tabella è completata

gruppo	c_1	m_1	$\Delta T_1 = (T_1 - T_f)$	$m_1 \Delta T_1$	$c_1 m_1 \Delta T_1$	c_2	m_2	$\Delta T_2 = (T_f - T_2)$	$m_2 \Delta T_2$	$c_2 m_2 \Delta T_2$
1 (ferro)										
2 (ferro)										
3 (ferro)										
4 (rame)										
5 (rame)										
6 (rame)										

e si individua sperimentalmente la:

$$c_1 m_1 \Delta T_1 = c_2 m_2 \Delta T_2$$

come configurazione di equilibrio del sistema.

Si riportano a titolo di esempio i risultati ottenuti dagli studenti nella esperienza eseguita in laboratorio:

gruppo	$c_{(metallo)}$	m_1	ΔT_1	$c_{(metallo)} \cdot m_1 \cdot \Delta T_1$		c_w	m_2	ΔT_2	$c_w \cdot m_2 \cdot \Delta T_2$	
1	440	0,042	85	1556	74,01	4180	0,101	4	1689	861,08
2	440	0,041	77	1389	53,72	4180	0,101	4,0	1689	101,16
3	440	0,061	75	2013	62,52	4180	0,101	5,0	2111	105,34
4	880	0,040	73	2570	102,96	4180	0,119	6,0	2985	124,56
5	880	0,052	73	3340	114,58	4180	0,119	6,5	3233	126,65
6	880	0,038	76	2541	133,76	4180	0,119	5	2487	1015,7

Al termine della lezione il docente chiarisce il significato dell'espressione $c \cdot m \cdot \Delta T$. Questa espressione rappresenta la quantità di energia trasferita dal corpo caldo a quello freddo, cioè:

$$\Delta E_{termica} = c \cdot m \cdot \Delta T$$

In pratica l'Energia termica totale del sistema si mantiene costante, ma c'è un

passaggio da un corpo a un altro.

COME CONCLUSIONE IL DOCENTE FA NOTARE UN ASPETTO PRATICO:

Con il calorimetro si possono determinare dei trasferimenti di Energia termica usando l'espressione:

$$E_{\text{trasferita}}(\text{oppure } \Delta E_{\text{termica}}) = c \cdot m \cdot \Delta T$$

In pratica, è sufficiente determinare una variazione di temperatura dell'acqua del calorimetro per risalire all'energia trasferita da un corpo all'acqua del calorimetro.

(FIS – 5) INTERAZIONE MEDIATA DA CALORE E LAVORO/I PRINCIPIO DELLA TERMODINAMICA
aula di fisica (1 ora) – MERCOLEDÌ 10/12

In questa lezione è introdotto il primo principio della termodinamica attraverso un ragionamento sull'energia interna di una sistema e sui mezzi per farne variare il valore.

CONTENUTI
 Come far cambiare la temperatura di un corpo?
 Il principio della termodinamica

Domanda: *“Come si può far cambiare la temperatura di un corpo?”*

In aula, il docente pone questa domanda. Gli allievi, dopo le esperienze di laboratorio, risponderanno subito: *“Mettendolo a contatto con un altro corpo a temperatura diversa”*.

Il docente li sollecita con esempi a sondare un altro modo. Porta l'esempio di un bicchiere di latte. La temperatura del latte può essere elevata in due modi:

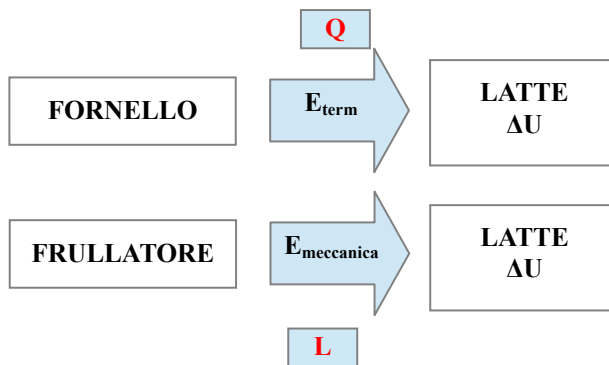
- ponendo il bicchiere di latte a contatto con una fonte di Energia termica
- immergendo un frullatore nel latte e facendolo andare

MISCONCEZIONI CONNESSE
 Confusione fra temperatura e calore
 “L'energia è prodotta, l'energia è consumata”

In pratica, la temperatura di un sistema può essere incrementata se si scambia Energia termica con il sistema o se si compie sul sistema un Lavoro.

Ma che cosa è cambiato nel sistema? La sua energia specifica che è una grandezza nota, l'Energia interna.

Su sollecitazione dell'insegnante gli studenti provano a modellizzare quanto detto:



Quindi:

$$\Delta U = \Delta E_{\text{term}} + L$$

oppure, che è lo stesso, $\Delta U = Q + L$

che è noto come I PRINCIPIO DELLA TERMODINAMICA: l'Energia interna di un sistema varia se scambia Energia termica o se compie/subisce un Lavoro.

L'“Energia interna” è quella manifestazione dell'energia che serve per completare il quadro di conservazione dell'energia in un sistema isolato.

Infatti, normalmente il primo principio della termodinamica è noto come “PRINCIPIO DI CONSERVAZIONE”: *l'energia totale di un sistema isolato è costante.*

Che vuol dire che l'energia può cambiare maniera di manifestarsi (cambiare “forma”) ma è una entità che rimane costante in un sistema se il sistema è isolato.

Ma cosa si intende infine per Energia totale? Ora possiamo completare il quadro:

$$E_{\text{totale}} = E_{\text{cinetica}} + E_{\text{potenziale}} + U = \text{costante}$$

(FIS – 6) INTRODUZIONE AL CONCETTO DI ENTROPIA aula di fisica (1 ora) – VENERDÌ 12/12

In questa lezione il docente fa scoprire agli allievi una grandezza la cui variazione è sempre positiva nel processo spontaneo di trasferimento di Energia termica da un corpo caldo a uno freddo. Questa grandezza è l'Entropia.

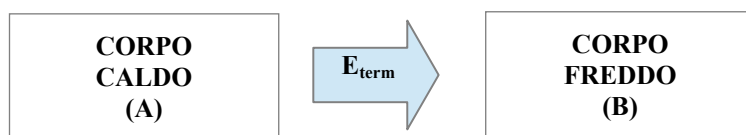
CONTENUTI
Introduzione del concetto di entropia (E_t/T)
Relazione fra entropia e spontaneità

Il docente riprende alcuni argomenti affrontati prima dell'inizio del modulo sull'energia e il secondo esperimento di laboratorio:

- Abbiamo visto che ponendo a contatto due corpi a temperatura diversa, dopo un po' di tempo essi si portano alla stessa temperatura finale, raggiungendo uno stato che abbiamo definito di **EQUILIBRIO TERMODINAMICO**. Abbiamo formalizzato questa cosa nel **PRINCIPIO ZERO** della termodinamica.

- Abbiamo poi visto, mediante le due esperienze di laboratorio, che per raggiungere questa configurazione di equilibrio, i due corpi interagiscono scambiando energia termica; nella fattispecie, è il corpo a T maggiore a cedere energia a quello a T minore. Abbiamo anche misurato quantitativamente l'energia scambiata usando un calorimetro e abbiamo riassunto il processo che avviene all'interno del calorimetro mediante uno schema del tipo:

MISCONCEZIONI CONNESSE
“L'entropia di un sistema diminuisce o non cambia in una trasformazione spontanea”



- Abbiamo anche detto che il processo di scambio di energia termica che avviene ponendo a contatto due corpi a T diversa si chiama trasmissione di **CALORE**.

L'energia scambiata dipende dalla massa dei corpi, dalla differenza tra la T iniziale e quella di equilibrio, e dalla sostanza di cui sono fatti i corpi. Abbiamo formalizzato questo risultato nella **LEGGE FONDAMENTALE** della calorimetria: $\Delta E_{\text{termica}} = c \cdot m \cdot \Delta T$

Quello che abbiamo visto in laboratorio ci porta a concludere che questo processo di scambio termico avviene **SEMPRE** nello stesso verso, cioè è il corpo a T maggiore a cedere energia a quello a T minore. In natura se noi mettiamo a contatto due corpi a T diversa non osserviamo mai accadere il contrario.

Possiamo dire che i processi che accadono sempre in un verso, senza essere condizionati da nient'altro che li influenzi dall'esterno, sono dei processi **SPONTANEI**.

In queste lezioni vogliamo indagare su cosa voglia dire che un processo è **SPONTANEO**, cioè cosa comporti, in termini di grandezze fisiche che lo caratterizzano, la spontaneità di un processo.

Quello che ci proponiamo adesso, quindi, è cercare di capire se c'è una qualche grandezza fisica che sia correlata alla spontaneità.

Facciamo allora questo ragionamento: supponiamo di chiamare A il corpo caldo (per esempio l'alluminio con temperatura di 100 °C = 373 K) e B il corpo freddo (per esempio l'acqua con temperatura di 20 °C = 293 K).

Introduciamo una nuova grandezza fisica tale che la sua variazione esprima il rapporto fra la variazione di Energia termica e la temperatura durante la trasformazione:

$$\Delta S = dE_{\text{termica}}/T$$

Immaginiamo allora di considerare i due corpi a contatto. In un intervallo di tempo

piccolissimo subito dopo il contatto si ha il primo piccolissimo trasferimento di Energia termica da A a B che indichiamo con dE_{termica} . Utilizziamo il simbolo d e non il simbolo proprio perché in matematica le variazioni piccolissime si indicano così. Dato che dE_{termica} è una quantità di energia piccolissima, possiamo anche pensare che di fatto questa variazione di energia non cambi la temperatura iniziale dei due corpi.

Le variazioni di S di A e B nel momento in cui c'è trasferimento di energia saranno quindi:

$$\begin{aligned}\Delta S_A &= -dE_{\text{termica}}/373 \\ \Delta S_B &= dE_{\text{termica}}/293\end{aligned}$$

Nel primo caso il segno è negativo perché l'energia termica di A diminuisce (A cede energia) e quello di B è positivo perché l'energia termica di B aumenta (B acquista energia).

E la variazione di **S del sistema** nel momento in cui c'è trasferimento di energia sarà:

$$\Delta S = \Delta S_A + \Delta S_B = -dE_{\text{termica}}/373 + dE_{\text{termica}}/293$$

Queste due frazioni hanno stesso numeratore, quindi se confrontiamo i loro valori assoluti è più grande la seconda, in quanto ha denominatore minore. Se le sommiamo allora otteniamo una quantità positiva.

Ma che ΔS_{tot} sia una quantità maggiore di zero vale solo in questo caso o vale tutte le volte che abbiamo un processo simile? Dato che è sempre il corpo a T maggiore a cedere energia a quello a T minore, nello scambio di energia termica tra corpi a T diversa posti a contatto avviene SEMPRE che $\Delta S_{\text{tot}} > 0$.

Possiamo allora concludere che in questo processo spontaneo S aumenta!

La grandezza S si chiama entropia e la sua variazione si chiama variazione entropica. Il termine entropia Entropia deriva dal greco "entropée" che significa "contenuto di cambiamento".

In questa trasformazione, che abbiamo detto essere una trasformazione spontanea, l'entropia totale del sistema aumenta. Sarà un caso generale?

Le prossime lezioni entreranno più nei dettagli e cercheremo di capire meglio quale sia il significato di questa grandezza.

(FIS – 7) II PRINCIPIO DELLA TERMODINAMICA aula di fisica/aula video (1 ora) – MARTEDÌ 16/12

In questa lezione il docente approfondisce il tema dei processi spontanei e arriva a definire il secondo principio della termodinamica.

Proiezione del filmato “Entropia” tratto da “Fisica e Senso Comune” RAI Educational (<http://www.raiscuola.rai.it/articoli/1%E2%80%98-entropia/4241/default.aspx>).

Pause

- 1:52 Il filmato parla della legge di conservazione dell'energia: ricordare che venerdì questa legge è stata riscritta come $E_{totale} = E_{cin} + E_{pot} + U$.
- Interrompere appena appaiono le bacheche e chiedere: “**Che tipo di sistemi sono quelli proposti nelle bacheche di vetro?**” Isolati, con approssimazione!
- Il video dice “...l'acqua calda scioglie il cubetto di ghiaccio cedendogli calore..” puntualizzare che l'acqua non cede CALORE ma energia termica mediante il processo che chiamiamo trasmissione di calore.
- Fermarsi un attimo prima dei commenti alle configurazioni di equilibrio delle due bacheche e chiedere cosa è accaduto secondo loro nei due processi
 - L'acqua calda cede energia termica al ghiaccio che si scioglie, ma l'energia totale è costante;
 - Alla fine delle oscillazioni l'energia meccanica (cinetica e potenziale) della pallina si è convertita in energia interna del sistema che osserviamo come aumento di temperatura
- Quando fa vedere i due liquidi colorati a contatto e dice che in questo caso non entrano in gioco delle variazioni energetiche.....fermare e notare “**Allora non è solo l'energia la grandezza che entra in gioco quando parliamo di spontaneità di un processo!**”
- 6:13 Fermare e chiedere: “**i sistemi considerati rispettano il principio di conservazione dell'energia?**”
- Alla fine tazza di caffè nella bacheca “...il calore fluisce...” NO! Aria e tazza scambiano energia termica...o la tazza cede energia termica all'aria...

CONTENUTI
Spontaneità dei processi fisici e II principio della termodinamica

MISCONCEZIONI CONNESSE
“L'entropia di un sistema diminuisce o non cambia in una trasformazione spontanea”
Collegamento poco accurato fra l'entropia di un sistema e il cambiamento di entropia dell'ambiente

Questo video è densissimo di contenuti...proviamo a ripercorrerlo e a fare il punto di quello che abbiamo imparato.

1. Nella lezione di ieri abbiamo parlato di processi spontanei dando in qualche modo una classificazione di questi processi. I processi che abbiamo osservato nel video, cubetto di ghiaccio che si scioglie e pallina che oscilla su una guida fermandosi, sono spontanei nel senso che abbiamo dato a questo aggettivo ieri, ma potremmo farne tanti altri

- lo smorzamento delle oscillazioni di un pendolo,
- un chicco di mais nel microonde che esplose e fa il pop-corn
- un uovo che cade nel pavimento e si rompe
- un gas che si espande e occupa tutto il volume a disposizione

Questi processi sono spontanei ma accanto a questo aggettivo possiamo aggiungerne un altro: sono anche irreversibili. Cosa intendiamo con questo nuovo aggettivo? Vogliamo dire che, anche se cambiano i parametri dell'ambiente in cui avvengono, non vi è alcuna possibilità di riportarli indietro (come il cubetto di ghiaccio che si ricompone nell'acqua che abbiamo visto nel filmato quando il video girava all'indietro). Il filmato parlava di “...una direzione naturale di cambiamento”, concetto che spesso in fisica è espresso dicendo che in natura c'è una “**freccia del tempo**”: se vediamo alcuni fotogrammi in ordine sparso che si riferiscono ad un fenomeno naturale siamo in grado di metterli in ordine cronologico, siamo quindi in grado di stabilire, guardandoli, quale viene prima e quale viene dopo, ricreando la sequenza evolutiva del sistema.

2. Poi il video dice un'altra cosa importantissima. Afferma che per descrivere questi cambiamenti il primo principio della termodinamica, letto come legge più generale di conservazione dell'energia, non basta! Facciamo un ulteriore esempio: supponiamo di prendere in mano una tazza di cioccolata calda. Se accadesse che le mani si raffreddano e la tazza si scalda ancora di più, rimarremmo sbalorditi perché avremmo la sensazione di un trasferimento di Energia termica che avviene nel senso sbagliato! In questo caso, ci chiediamo, avremmo violato il primo principio della termodinamica? NO! Dato che la variazione di energia interna del sistema mani-tazza è nulla: $\Delta U_{\text{mani-tazza}} = 0$.

Insomma, per descrivere o meglio ancora PREVEDERE l'evoluzione di un sistema isolato il principio di conservazione dell'energia non basta! È un po' come quando abbiamo studiato dal punto di vista meccanico gli urti e abbiamo visto che se vogliamo descrivere come evolve il sistema di corpi in interazione dopo l'urto, la conservazione della quantità di moto non basta, ma serve un'altra grandezza di cui tener conto che è l'energia cinetica.

Per un sistema esaminato dal punto di vista termodinamico abbiamo visto che la grandezza fisica che si conserva tra il prima e dopo l'interazione è l'energia totale del sistema e la grandezza che invece ci dà indicazione sul verso di evoluzione del sistema è l'entropia, che in un sistema isolato non può diminuire e che tende ad un massimo, quindi concludiamo che *In un sistema isolato l'Entropia non può diminuire* ($\Delta S \geq 0$)

Questa affermazione ci porta anche a dire che *L'Entropia dell'Universo è in continuo aumento*.

Ieri avevamo già esaminato il caso di una trasformazione spontanea in cui $\Delta S > 0$. Questo vale per tutte le trasformazioni spontanee:

Se in un sistema isolato avviene un processo irreversibile e spontaneo allora la variazione di Entropia è maggiore di zero. PROCESSO SPONTANEO $\rightarrow \Delta S > 0$

Un'ultima riflessione da fare è su questo aggettivo che abbiamo introdotto oggi...*irreversibile*...bisogna che cerchiamo di chiarire un po' cosa intendiamo nell'ambito fisico, non solo in riferimento all'uovo che si rompe e non riesco a rimettere nel guscio!

Consideriamo ad esempio il caso di un gas che, in un processo spontaneo tende a espandersi. È possibile comprimerlo di nuovo e riportarlo nelle condizioni iniziali? Sì! Possiamo ad esempio farlo mettendo il gas in un cilindro con un pistone e premendo sul pistone. Comprimeandolo però abbiamo fatto un lavoro sul gas. In questo modo del processo rimane una traccia, perché per riportare il sistema nello stato iniziale siamo dovuti intervenire noi, dall'esterno. Quindi il processo di compressione non è spontaneo, quello di espansione sì. Cosa intendiamo allora per irreversibilità in fisica? *IRREVERSIBILITÀ in FISICA non vuol dire che non è possibile in nessun modo riportare il sistema allo stato iniziale, ma piuttosto che non è possibile farlo "a spese zero"*.

A questo punto possiamo mettere insieme tutti gli elementi che abbiamo esaminato oggi, formulando l'enunciato di quello che si chiama **II principio della termodinamica** e che sui libri di testo è riportato in molteplici modi, ma che in forma del tutto generale possiamo esprimere così:

I processi naturali hanno un verso spontaneo, e una volta che un sistema ha compiuto una trasformazione spontanea (e irreversibile) è impossibile realizzare una trasformazione che abbia come UNICO risultato il ritorno del sistema al suo stato iniziale.

L'Entropia è la grandezza che permette di "quantificare" la quantità di cambiamento irreversibile e dal punto di vista matematico esprimiamo il secondo principio scrivendo che $\Delta S \geq 0$.

(FIS – 8) ENTROPIA E “DISORDINE”
aula di fisica/aula video (1 ora) – MERCOLEDÌ 17/12

In questa lezione il docente riprende i concetti connessi al II principio della termodinamica per verificare eventuali dubbi degli allievi. Affronta poi il tema dell'Entropia come grandezza legata al “disordine” dei sistemi. Questo passaggio è molto importante poiché gli allievi nel loro percorso scolastico possono incontrare i due concetti (Entropia e disordine) accostati in maniera non sempre corretta.

CONTENUTI
Aumento di Entropia come redistribuzione dell'energia

Facciamo il punto di quello che abbiamo imparato nelle ultime due lezioni e in particolare nella lezione precedente attraverso la visione del filmato sull'Entropia:

MISCONCEZIONI

3. Il video mostrava alcuni processi spontanei che avvenivano in sistemi isolati: un cubetto di ghiaccio che si scioglie in una bacinella d'acqua; una pallina che oscilla su una guida fermandosi; due liquidi di colore diverso inizialmente separati che si mescolano dopo averli messi a contatto. Tutti questi processi sono spontanei nel senso che evolvono naturalmente in una direzione precisa se non ci sono interventi che li condizionano dall'esterno. Se avessimo dei fotogrammi in ordine sparso di ciascuno di questi processi saremmo in grado di mettere le foto in ordine cronologico. Abbiamo riassunto questo concetto dicendo che in natura c'è una **“freccia del tempo”**.

Entropia come sinonimo di disordine
Collegamento del concetto di entropia con quello di collisione fra molecole e energia cinetica

4. Abbiamo anche concluso che per descrivere la freccia del tempo il principio generale di conservazione dell'energia non basta. Facciamo un ulteriore esempio: supponiamo di prendere in mano una tazza di cioccolata calda. Se accadesse che le mani si raffreddassero e la tazza si scaldasse ancora di più, rimarremmo sbalorditi perché avremmo la sensazione di un trasferimento di Energia termica che avviene nel senso sbagliato! In questo caso - ci chiediamo -avremmo violato il primo principio della termodinamica? NO! Dato che la variazione di energia interna del sistema mani-tazza è nulla: $\Delta U_{\text{mani-tazza}} = 0$.

Insomma, per descrivere o meglio ancora PREVEDERE l'evoluzione di un sistema isolato accanto all'energia, che si conserva, ci occorre un'altra grandezza

fisica, l'ENTROPIA, definita come grandezza tale che $\Delta S = \Delta E_{\text{term}}/T$. Abbiamo concluso che *In un sistema isolato l'Entropia non può diminuire* ($\Delta S \geq 0$) e che essa tende ad un massimo, raggiunto quando il sistema è nella configurazione di equilibrio finale.

Questa affermazione ci porta anche a dire che *L'Entropia dell'Universo è in continuo aumento*.

5. Accanto all'aggettivo “spontaneo” abbiamo poi introdotto un altro aggettivo per indicare i processi esaminati: *irreversibile*. Questo concetto dobbiamo chiarirlo un po' meglio. Avevamo detto che per processo irreversibile non si intende esclusivamente un processo che una volta accaduto non consenta in alcun modo di riportare il sistema allo stato iniziale, come in riferimento all'uovo che si rompe o al mais che fa il pop-corn, ma intendiamo anche un processo che posso riportare allo stato iniziale ma non a “spese zero”. Avevamo fatto l'esempio di un gas in un pistone mobile che si espande spontaneamente. È possibile comprimerlo di nuovo e riportarlo nelle condizioni iniziali premendo sul pistone. Comprimendolo però abbiamo fatto un lavoro sul gas. In questo modo del processo rimane una traccia, perché per riportare il sistema nello stato iniziale siamo dovuti intervenire noi, dall'esterno. Quindi il processo di compressione non è spontaneo, quello di espansione sì. Cosa intendiamo allora per irreversibilità in fisica? *IRREVERSIBILITÀ in FISICA vuol dire che non è possibile riportare un*

sistema allo stato iniziale “a spese zero” (senza fare nient'altro).

6. Abbiamo infine formulato l'enunciato del **II principio della termodinamica** di cui si hanno diverse formulazioni che esamineremo dopo Natale e che in forma del tutto generale possiamo esprimere così:

I processi naturali hanno un verso spontaneo, e una volta che un sistema ha compiuto una trasformazione spontanea (e irreversibile) è impossibile realizzare una trasformazione che abbia come UNICO risultato il ritorno del sistema al suo stato iniziale.

L'Entropia è la grandezza che permette di “quantificare” la quantità di cambiamento irreversibile e dal punto di vista matematico esprimiamo il secondo principio scrivendo $\Delta S \geq 0$.

Abbiamo detto tutto sulla grandezza Entropia? Se si parla così poco di questa grandezza è perché è un concetto complesso, ma soprattutto una grandezza che è possibile guardare da diversi punti di vista. Fino ad ora abbiamo visto che è una grandezza che aumenta nei processi spontanei e irreversibili. Ora, a questa grandezza è spesso associato un termine “disordine”. Cerchiamo di capire perché:

Video “Secondo principio della termodinamica” del PSSC (<https://www.youtube.com/watch?v=PBiaetzsJI>)

A che cosa è stato associato il concetto di spontaneità nel video? Un insieme di fenomeni “reversibili”, (cioè che secondo il video non riusciamo a stabilire in che verso avvengono) passando da stati iniziali ordinati a stati finali caotici, che non presentano regolarità, cioè disordinati. La freccia del tempo in questo caso è nel passaggio da una configurazione di equilibrio iniziale ordinata, **poco probabile**, a una configurazione di equilibrio finale disordinata, **più probabile**.

Esaminiamo l'esempio del mescolamento di due liquidi di colore diverso visto nel filmato di mercoledì: nella configurazione iniziale di equilibrio i liquidi colorati erano separati. Dopo aver rimosso il vetro di separazione le molecole di ciascun liquido cominciano una “speciale danza” disperdendosi in modo che dopo un po' di tempo il colore del liquido diventa uniforme. Noi non riusciamo a pensare che le molecole di liquido colorato possano spontaneamente ri-separarsi e tornare nella configurazione iniziale. Perché? La configurazione iniziale era una particolarissima tra le tantissime configurazioni di disposizione casuale delle molecole colorate che potete avere. Proviamo a fare un'analogia: se io vi dico che ieri ho comprato un mazzo nuovo di carte da poker (52 carte) e le ho mescolate più volte e quando le ho girate una dopo l'altra ho trovato che erano ordinate secondo ordine crescente, divise per colori e per semi (dall'asso al Re prima cuori poi quadri, picche e fiori) mi credereste?? No! Perché questa sequenza è specialissima e la probabilità di ottenerla è piccolissima, di $1/10^{52}$. Ottenere questa sequenza è molto più che difficile, perché è una sequenza specialissima contro tantissime sequenze “normali”. Nelle vaschette di liquido colorato accade la stessa cosa. Le molecole si muovono casualmente e ottenere la configurazione in cui tutte quelle di un colore sono da un lato e le altre dall'altro è molto più difficile che con 52 carte!

Si può allora concludere, per analogia, che la transizione da una sequenza ordinata di carte da gioco a una sequenza disordinata è simile a una trasformazione irreversibile e che definisce una freccia del tempo del tipo: ORDINE \rightarrow DISORDINE.

Ciò avviene solo perché è molto più probabile che una sequenza di carte estratta a caso dal mazzo appaia disordinata piuttosto che ordinata. Così dicendo abbiamo introdotto un modo nuovo di vedere i processi irreversibili che è di natura probabilistica.

C'è una definizione di entropia di tipo statistico che è considerata quella fondamentale perché tutte le altre possono essere derivate da questa matematicamente. Questa definizione, che non vi scriviamo per non appesantirvi, mette in funzione l'entropia con la distribuzione delle particelle: più queste sono distribuite nel volume a disposizione, più

alta è l'entropia.

ESEMPI: Passaggio da solido a liquido a aeriforme: aumento di entropia. Riscaldamento: aumento di entropia. Diffusione: aumento di entropia. Espansione di un gas: aumento di entropia.

Concludendo, l'Entropia riveste questo profondo significato: è una misura del disordine del sistema, e quindi della probabilità che si verifichi uno stato piuttosto che un altro. Dire che in un sistema isolato l'entropia aumenta sempre vuol dire che le trasformazioni termodinamiche spontanee e irreversibili evolvono naturalmente verso stati di disordine maggiore perché sono quelli la cui realizzazione è più probabile.

Dal secondo principio della termodinamica oltre a dire che l'Entropia dell'Universo è in continuo aumento possiamo dire anche che il disordine dell'Universo è in continuo aumento.

...un momento!!...ma come hanno fatto allora a formarsi tutte le strutture che osserviamo, dagli ammassi di galassie, alle galassie stesse, al sistema solare,...fino alla vita sulla Terra???

Ricordate che quello che abbiamo detto vale per sistemi ISOLATI che passano da una configurazione di EQUILIBRIO iniziale a una configurazione di EQUILIBRIO finale. Se in un sistema c'è invece una fonte costante di energia/materia (sistemi chiusi/aperti) vuol dire che il sistema NON E' in equilibrio e in tal caso è possibile che si passi da configurazioni disordinate a configurazioni ordinate. Questi sistemi si chiamano "dissipativi" e il flusso di materia/energia attraverso il sistema genera ordine.

(FIS – 9) GLI ENUNCIATI DEL II PRINCIPIO DELLA TERMODINAMICA aula di fisica (1 ora) – VENERDÌ 19/12

In questa lezione si cerca di fare il punto sui diversi concetti connessi con il Secondo principio della termodinamica di chiarire la relazione fra i diversi enunciati.

CONTENUTI
Enunciati del
Secondo principio
della termodinamica

Prima delle vacanze abbiamo studiato i due principi della termodinamica. Torniamo un attimo su questi concetti per cercare di chiarirne ulteriormente il significato.

Il primo principio della termodinamica dice che possiamo far variare l'energia interna di un sistema mediante due processi equivalenti: scambiando energia termica o scambiando lavoro. Questo principio non pone alcun limite alla possibilità di conversione del lavoro in energia termica e viceversa: in un qualsiasi processo termodinamico è possibile convertire lavoro in energia termica come anche energia termica in lavoro.

Nel compiere queste due conversioni però ci sono delle differenze. Vediamo di cosa si tratta.

- Conversione del lavoro in energia termica: consideriamo un blocco che viene fatto scorrere su un tavolo. A seguito del lavoro delle forze di attrito l'energia interna del blocco e della regione del piano su cui esso scivola aumenta, quindi si ha un aumento della T del blocco e del tavolo e uno scambio di energia termica da questi oggetti a T maggiore verso l'aria dell'ambiente. La temperatura dell'aria però non cambia in modo apprezzabile. Il sistema blocco-piano ritornano nello stato termodinamico iniziale.
- Conversione di energia termica in lavoro. Contrariamente a quanto potrebbe apparire dal primo principio della termodinamica, non è possibile convertire integralmente energia termica in lavoro senza alterare lo stato del sistema o dell'ambiente, e globalmente dell'universo. Consideriamo un gas racchiuso in un cilindro dotato di pistone mobile. Lo mettiamo su un serbatoio termico (fornello) a T costante otteniamo che il gas si espande mantenendo sempre la stessa temperatura, quindi tutta l'energia termica trasferita dal fornello viene convertita in lavoro. Alla fine del processo però lo stato finale del sistema è cambiato, in quanto sono cambiate la pressione e il volume del gas. Questa conversione di energia termica in lavoro ha quindi alterato le condizioni del sistema a differenza di quella precedente. Potremmo riportare il gas allo stato iniziale ricomprimendo il pistone facendo la trasformazione inversa, ma in questo caso il lavoro complessivo sarebbe nullo!

In conclusione, il primo principio non pone alcun limite alla possibilità di convertire lavoro in calore e viceversa, si verifica però un fatto importante: si osserva che mentre nella conversione integrale $L \longrightarrow Q$ al termine della trasformazione non si ha alcuna alterazione dello stato dell'universo, nella conversione inversa $Q \longrightarrow L$ al termine della trasformazione si ha comunque una modificazione dello stato dell'universo. Questo fatto, abbiamo già visto, è sancito dal secondo principio della termodinamica che afferma che una volta che un sistema ha compiuto una trasformazione irreversibile non è possibile realizzare una trasformazione che abbia come unico risultato il ritorno del sistema al suo stato iniziale. Alla luce di quanto abbiamo detto oggi, potremmo anche dire che il secondo principio ci dice che *è impossibile realizzare una trasformazione termodinamica il cui unico risultato sia la trasformazione di calore in lavoro*. Il secondo principio della termodinamica quindi è di natura empirica; esso stabilisce dei limiti alla conversione del calore in lavoro.

Poiché lo sviluppo storico della termodinamica è fortemente legato allo sviluppo tecnologico e in modo particolare allo sviluppo industriale, la formulazione del secondo principio è legata al concetto di "macchina termica"; per macchine termiche si intendono quei dispositivi che realizzano una serie di trasformazioni cicliche, cioè delle trasformazioni al termine di ognuna delle quali il sistema termodinamico torna allo stato iniziale. Esistono storicamente due formulazioni equivalenti del secondo principio, nate in contesti diversi e con scopi diversi: l'enunciato di Kelvin-Planck e l'enunciato di Clausius.

Esse non sono altro casi particolari della formulazione più generale, che abbiamo già dato, della seconda legge della termodinamica. Tutte le formulazioni date, quella generale, quelle “canoniche” e tante altre equivalenti che potremmo trovare, hanno come denominatore comune il fatto che in natura abbiamo trasformazioni spontanee irreversibili.

La formulazione di Kelvin-Plank (pg 386 del testo) dice che “È impossibile che una macchina operante in un ciclo produca come unico risultato quello di sottrarre energia sotto forma di calore a un serbatoio termico e compiere una quantità equivalente di lavoro.”

Come possiamo interpretare questa formulazione in termini di irreversibilità? Il fatto che questa trasformazione sia impossibile implica che c'è una trasformazione contraria che è irreversibile. Esiste cioè in natura un particolare processo contrario e irreversibile che trasforma lavoro meccanico in uno scambio di calore che va in energia interna del sistema. Questo ci dice che c'è un processo, che chiamiamo di dissipazione del lavoro meccanico, che è un processo irreversibile. Se considero il pendolo in un contenitore e faccio sì che l'energia meccanica del pendolo si trasformi in energia interna della scatola e poi metto la scatola a contatto con l'ambiente con un'interazione di tipo termico ottengo una trasformazione irreversibile: trasformata l'energia meccanica in energia termica non è possibile tornare indietro in modo equivalente.

La formulazione di Clausius (pg 387) dice che “È impossibile che una macchina frigorifera operante in un ciclo produca **come unico effetto** quello di trasferire energia termica da un corpo più freddo a un corpo più caldo”.

Nel senso dell'irreversibilità questo vuol dire che una volta attuato un passaggio di energia termica da un corpo più caldo a uno più freddo non si può tornare indietro: si tratta di un processo irreversibile.

Tutto quello che abbiamo detto finora ci porta a concludere che le diverse forme di energia non sono equivalenti per le potenzialità che offrono. Abbiamo visto che l'energia meccanica può essere sempre convertita completamente in energia interna disordinata: basta dissiparla per attrito in un sistema, qualsiasi sia la temperatura a cui esso si trovi. Invece l'energia fornita da un serbatoio termico ad alta temperatura ad un motore termico sotto forma di calore non può essere trasformata integralmente in energia ordinata, cioè energia o lavoro meccanici; una parte dell'energia termica trasferita viene inevitabilmente degradata. L'energia termica quindi è un'energia che offre meno potenzialità dell'energia meccanica, in altre parole è di qualità inferiore.

A questo punto possiamo anche precisare meglio la differenza tra processi puramente meccanici e processi termodinamici: i processi meccanici sono processi ideali nel quale sono eliminate tutte le cause di attrito e di dissipazione dell'energia meccanica. In realtà questi processi non esistono, in natura abbiamo sempre processi termodinamici in cui l'energia meccanica non si conserva e si ha una degradazione irreversibile dell'energia. L'energia quindi tende spontaneamente a degradarsi in forme di qualità inferiore. Gli organismi viventi sono i soli capaci di ordinare, di “ri-gradare” l'energia, ma in ogni caso anche i processi vitali non possono violare il secondo principio: l'ordine prodotto è a spese di un maggiore disordine complessivo che gli organismi scaricano all'ambiente esterno (sotto forma di prodotti della respirazione e del metabolismo).

NOTA

NELLO SVOLGIMENTO DELLA SEQUENZA DIDATTICA DI FISICA SI È REGISTRATO UN RITARDO QUANTIFICABILE IN UNA LEZIONE INTERA IN CORRISPONDENZA DI FIS-4: È STATO, INFATTI, NECESSARIO PASSARE PIÙ TEMPO DEL PREVISTO SULLA MODELLIZZAZIONE DEL SISTEMA E SULLA DESCRIZIONE DEL CALORE SPECIFICO/CAPACITÀ TERMICA, NONCHÉ SULLA DEFINIZIONE DI CALORIA

CHIMICA

TERMOCHIMICA: Energia chimica, Entalpia, Reazioni esotermiche e endotermiche, Entropia, Spontaneità delle reazioni chimiche, Reazioni chiave nei viventi, Potere calorico degli alimenti.

(PRE-REQUISITI: tipi di reazione, stechiometria di reazione, I principio della termodinamica)

In questa sezione della sequenza didattica sono introdotti i sistemi chimici e i trasferimenti di energia fra sistemi chimici in forma di energia termica (TERMOCHIMICA). Lo studio e la modellizzazione di questi trasferimenti consolida e amplia le competenze degli allievi nel campo dell'energia, della sua trasformazione e conservazione. La trattazione del tema della degradazione dell'energia e del concetto di entropia fornisce strumenti per la comprensione dei processi spontanei nei sistemi naturali. Alcuni concetti e alcuni specifici contenuti sono richiamati nella sezione di biologia della sequenza didattica.

(CHIM – 1) L'ENERGIA CHIMICA laboratorio di chimica (1 ora) – SABATO 06/12

In questa lezione il docente fa scoprire agli allievi che l'energia è contenuta nelle sostanze. Tale energia si può manifestare durante una reazione chimica con trasferimento all'ambiente di Energia termica.

Nel laboratorio di chimica, il docente opera utilizzando in maniera dimostrativa un calorimetro in una sequenza che ricorda l'esperienza che gli allievi hanno fatto in FIS-1.

Nel calorimetro introduce 25 mL esatti di una soluzione di idrossido di sodio 2 M (massa $m_A = 25$ g) a temperatura ambiente (T_A) e si prepara a introdurre anche 25 mL di una soluzione di acido cloridrico 2 M (massa $m_B = 25$ g) a temperatura ambiente ($T_B = T_A =$ temperatura ambiente).

Agli allievi non dice che le masse di acqua contengono sostanze disciolte (le soluzioni sono incolori, apparentemente si tratta in entrambi i casi di acqua pura).

Il docente fa ipotizzare agli allievi cosa accadrà dopo il mescolamento delle due masse e quale temperatura finale avrà il sistema. Sulla base della loro precedente esperienza, è presumibile che gli allievi dicano che la temperatura finale dopo il mescolamento è ancora quella ambiente.

A questo punto il docente mescola le due masse e rileva la T_f . E' evidente un aumento di temperatura. Pone quindi le domande:

- 1) Di cosa è indice l'aumento di temperatura registrato?
- 2) Cosa può essere successo nel calorimetro?

Dopo che gli allievi hanno avanzato le loro ipotesi il docente rivela che le masse di acqua contenevano sostanze disciolte e fa scrivere ai ragazzi l'equazione della reazione che è avvenuta in calorimetro: $\text{NaOH} + \text{HCl} \rightarrow \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$

A questo punto chiede di nuovo agli allievi di ipotizzare cosa può essere successo in calorimetro. E' presumibile che qualcuno di loro dica che durante la reazione chimica si è liberata Energia termica. Il docente li fa riflettere allora sul fatto che l'energia doveva già essere presente nel sistema, naturalmente in un'altra forma, e invita gli studenti a ragionare su questo: Che tipo di energia poteva contenere il sistema?

Non dà al momento spiegazioni, rimandandole alla lezione successiva.

CONTENUTI

Introduzione del concetto di energia chimica
Uso del calorimetro per misurare l'energia trasferita durante una reazione chimica

MISCONCEZIONI CONNESSE

“L'energia è prodotta, l'energia è consumata in una reazione chimica”

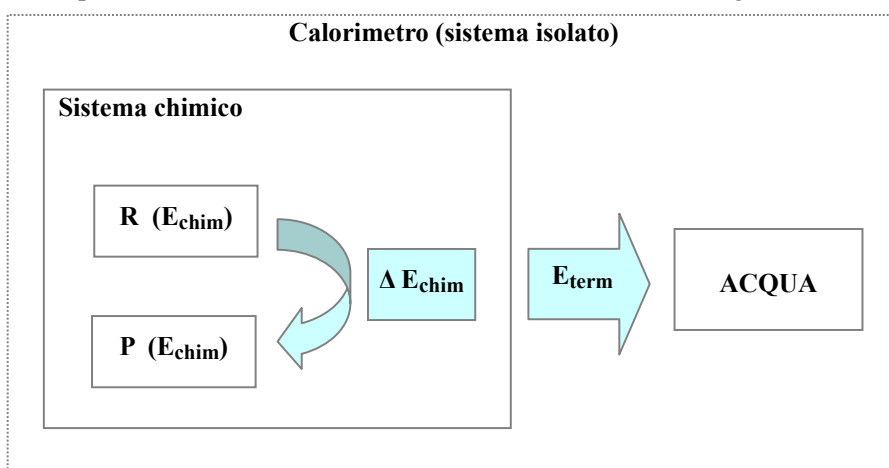
(CHIM – 2) CHE COS'È L'ENERGIA CHIMICA aula di chimica (1 ora) – MERCOLEDÌ 10/12

In questa lezione si chiarisce il concetto di Energia chimica. Durante una reazione chimica la materia si trasforma: la differenza di energia chimica fra prodotti e reagenti è scambiata con l'ambiente.

Il docente ricorda l'esperimento di laboratorio e, riprendendo le osservazioni degli allievi, conclude che l'energia manifestatasi in forma di Energia termica doveva essere contenuta nelle sostanze. Definisce questa energia “Energia chimica” e riporta che è caratteristica di ogni sostanza e che dipende sostanzialmente dal numero di legami e dalla loro forza (sebbene entrino poi in gioco altri aspetti caratteristici delle molecole).

Aggiunge che durante una reazione chimica la materia si trasforma: è possibile dunque che le sostanze prodotte posseggano una quantità di Energia chimica diversa rispetto ai reagenti. Ora, la differenza di energia chimica fra prodotti e reagenti è scambiata all'interno del sistema isolato o con l'ambiente.

Invita poi i ragazzi a modellizzare quanto detto, eventualmente facendo uso di uno schema semplificato in cui mancano solo i nomi delle forme di energia:



Durante questo lavoro definisce i “sistemi chimici” come sostanze (reagenti e prodotti), che partecipano alle trasformazioni fisiche e chimiche della materia. Approfitta dell’occasione per chiarire agli allievi i concetti di sistema aperto, chiuso e isolato. Identifica nel contesto i “sistemi” e l’“ambiente”.

Un tema molto importante di discussione diventa a questo punto il seguente: “Come può una variazione di Energia chimica manifestarsi con un flusso di Energia termica?” “Che relazione c’è fra Energia chimica e Energia termica?”

Al termine della lezione gli allievi saranno giunti alla conclusione che l'energia è una entità unica che si manifesta in maniera diversa.

Se rimane tempo, il docente invita i ragazzi a calcolare la quantità di energia trasferita all'acqua in forma di Energia termica con l'espressione che ormai conoscono bene [$E_{trasferita} = m_w \cdot c_w \cdot (T_f - T_i)$].

Esempio di calcolo considerando una variazione di temperatura da $T_A = T_B = 20\text{ }^\circ\text{C}$ (293 K) a $T_f = 32.2\text{ }^\circ\text{C}$ (305.2 K), cioè con $(T_f - T_i) = 12.2\text{ K}$

$1\text{ cal/g K} \cdot 12.2\text{ K} = 12.2\text{ cal/g} \rightarrow 12.2\text{ cal/g} \cdot 50\text{ g} = 610\text{ cal}$ oppure:

$4.18\text{ J/g K} \cdot 12.2\text{ K} = 51.0\text{ J/g} \rightarrow 51.0\text{ J/g} \cdot 50\text{ g} = 2550\text{ J} = 2.6\text{ kJ}$

In appendice il docente fa osservare che il calorimetro può essere usato per misurare l'energia trasferita durante una reazione chimica. Si accenna al fatto che in particolare può essere usato per misurare il contenuto energetico (valore calorico) degli alimenti e annuncia che il tema sarà successivamente ripreso.

CONTENUTI

Concetto di energia chimica
Variazione di energia chimica in una reazione

MISCONCEZIONI CONNESSE

“L'energia è prodotta, l'energia è consumata in una reazione chimica”
“L'energia è rilasciata quando si rompono i legami chimici”

(CHIM – 3) REAZIONI ESOTERMICHE E ENDOTERMICHE laboratorio di chimica (1 ora) – SABATO 13/12

In questa lezione si chiarisce che esistono (e sono spontanee) anche reazioni che avvengono con passaggio di energia dall'ambiente al sistema chimico. Si definiscono i concetti di reazione esotermica e endotermica.

CONTENUTI

Reazione esotermica e endotermica

Il docente pone le domande:

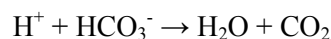
- 1) Esistono solo reazioni che trasferiscono Energia termica all'ambiente?
- 2) Ci può essere solo "degradazione" di Energia chimica in Energia Termica?

Dopo aver raccolto le opinioni degli studenti passa a una dimostrazione **puramente qualitativa** in calorimetro.

Pone in calorimetro acqua acidulata (una soluzione di acido cloridrico abbastanza concentrata, ad esempio 50 mL di soluzione 2 M) a temperatura ambiente (T_A) e vi introduce successivamente una spatolata di bicarbonato di sodio a temperatura ambiente ($T_B = T_A =$ temperatura ambiente).

Questa volta dichiara la natura delle componenti del sistema. Mescola le sostanze e il sistema si raffredda: si rileva la temperatura finale (T_f).

Scrive la reazione:



Il docente mostra poi agli allievi altri processi endotermici, come ad esempio alcune dissoluzioni di sali. Fra questi, particolarmente interessante è il processo endotermico di dissoluzione del nitrato di ammonio in acqua o del cloruro di ammonio in acqua. Si tratta di processi endotermici che hanno un utilizzo reale nei pacchetti di "ghiaccio istantaneo".

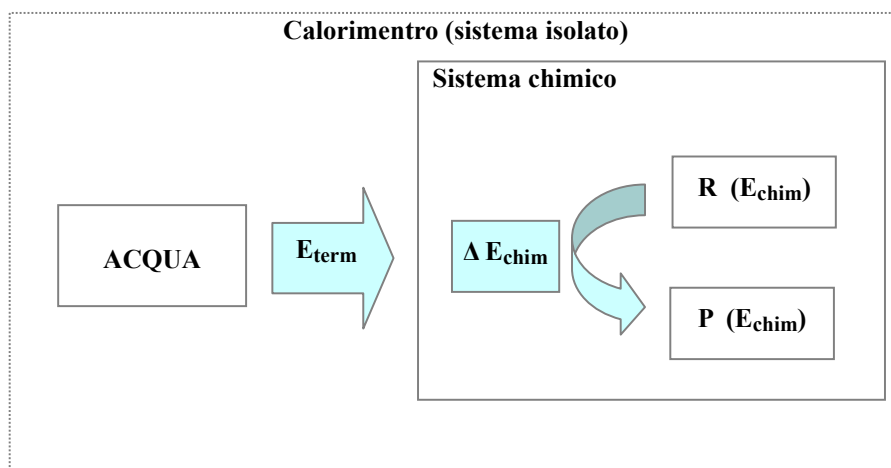
Il docente può fare così un interessante riferimento alla vita reale.

Chiede poi ai ragazzi di modellizzare il sistema, individuando il sistema chimico, il sistema isolato e l'ambiente.

MISCONCEZIONI

CONNESSE

"L'energia è rilasciata quando si rompono i legami chimici"



Al termine introduce i termini di "Reazione esotermica" e "Reazione endotermica" come reazioni che avvengono rispettivamente con trasferimento di energia in forma di Energia termica dal sistema chimico all'ambiente (la prima) e dall'ambiente al sistema chimico (la seconda).

Pone la domanda (che sarà poi ripresa successivamente): "Durante le reazioni chimiche si hanno solo trasferimenti di energia in forma di Energia termica?"

Può già anticipare che non è così, ma che questo è un caso molto frequente.

**(CHIM – 4) ASPETTI QUANTITATIVI DELLA VARIAZIONE DI ENERGIA CHIMICA
NELLE REAZIONI
aula di chimica (1 ora) - LUNEDI' 15/12**

In questa lezione si arriva a definire in maniera quantitativa l'Energia chimica. Può essere fatta coincidere con la "Entalpia di formazione" caratteristica di ogni sostanza. Durante una reazione chimica si ha una variazione di Entalpia dai reagenti ai prodotti e la differenza è trasferita all'ambiente in forma di energia termica. La conservazione dell'energia totale è provato con calcoli relativi alla prima esperienza di laboratorio.

CONTENUTI
Entalpia e Entalpie di formazione. Calcoli della variazione di entalpia durante una reazione chimica. Conservazione dell'energia

Il docente riprende le esperienze di laboratorio e torna sul concetto di Energia chimica. Dichiaro che è venuto il momento di affrontare il tema da un punto di vista quantitativo. Spiega che comunemente i chimici fanno coincidere l'Energia chimica con l'Entalpia, simbolo H.

MISCONCEZIONI CONNESSE

Questo per via del modo con cui essa viene determinata sostanza per sostanza.

"L'energia è prodotta, l'energia è consumata in una reazione chimica"
"L'energia è rilasciata quando si rompono i legami chimici"

In generale, la grandezza "Entalpia" comprende sia l'Energia interna di un determinato sistema sia un eventuale lavoro svolto a pressione costante ($H = U + pV$). Quando si determina l'Energia chimica di una sostanza si determina, in calorimetro, la variazione di energia (come Energia termica trasferita) associata alla formazione di una mole di quella sostanza a partire dalle sostanze elementari costituenti, prese nella loro forma più stabile. In questo caso non si può escludere una variazione di volume (che può avvenire) a pressione costante.

Per ogni sostanza è così determinata l'ENTALPIA DI FORMAZIONE MOLARE ΔH°_f caratteristica di ogni sostanza.

Il docente dichiara che nella sequenza sull'energia si continuerà a usare il termine Energia chimica nello studio qualitativo delle trasformazioni dell'energia e si userà il termine Entalpia (e Entalpia di formazione molare) e il suo simbolo solo quando indispensabile, cioè tutte le volte che si dovrà passare a una trattazione quantitativa dei fenomeni.

Durante una reazione chimica si ha una trasformazione della materia. E' possibile che vi sia una variazione di Entalpia dai reagenti ai prodotti.

Si era detto: $\Delta E_{\text{chim}}(\text{REAZIONE}) = E_{\text{chim}}(\text{PRODOTTI}) - E_{\text{chim}}(\text{REAGENTI})$

Ora si può dire: $\Delta H_{\text{reazione}} = \Delta H^\circ_f(\text{PRODOTTI}) - \Delta H^\circ_f(\text{REAGENTI})$

Come si potuto osservare in laboratorio questa differenza è trasferita all'ambiente, spesso in forma di Energia termica.

Nelle reazioni esotermiche: $\Delta H_{\text{reazione}} < 0$

Nelle reazioni endotermiche: $\Delta H_{\text{reazione}} > 0$

Il docente richiama allora la prima esperienza di laboratorio e pone agli allievi il problema di verificare con i calcoli che la differenza di Energia chimica (Entalpia) fra reagenti e prodotti è stata trasferita all'acqua del calorimetro in forma di Energia termica.

Il docente ricorda che i calcoli non possono che essere approssimativi.

Il calcolo dell'Energia termica trasferita all'acqua era stato fatto in CHIM-2:

$E_{\text{trasferita}} = 2.6 \text{ kJ}$

Il calcolo del $\Delta E_{\text{chim}}(\text{REAZIONE})$ può ora essere fatto usando la:

$\Delta H_{\text{reazione}} = \Delta H^\circ_f(\text{PRODOTTI}) - \Delta H^\circ_f(\text{REAGENTI})$

CALCOLI:

La reazione di neutralizzazione $\text{NaOH} + \text{HCl} \rightarrow \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$ può essere ridotta a: $\text{H}^+ + \text{OH}^- = \text{H}_2\text{O}$

Ora, 25 mL di H^+ 2 M e 25 mL di OH^- 2 M corrispondono a 0.05 mol ciascuno; per motivi stechiometrici si formeranno quindi 0.05 mol di H_2O

$\Delta H^\circ_f(\text{PRODOTTI}) = -285.83 \text{ kJ/mol} \cdot 0.05 \text{ mol} = -14.3 \text{ kJ}$

$\Delta H^\circ_f(\text{REAGENTI}) = -229.99 \text{ kJ/mol} \cdot 0.05 \text{ mol} + 0 \text{ kJ/mol} \cdot 0.05 \text{ mol} = -11.5 \text{ kJ}$

$\Delta H_{\text{reazione}} = -14.3 \text{ kJ} - (-11.5 \text{ kJ}) = -2.8 \text{ kJ}$

Al termine della lezione gli allievi hanno verificato che l'energia si è "trasformata" da una forma all'altra (si è manifestata in forma diversa), ma il suo valore totale non è cambiato.

(CHIM – 5) SPONTANEITA' DELLE REAZIONI CHIMICHE
aula di chimica (1 ora) – MERCOLEDI' 17/12

In questa lezione si chiarisce cosa si intende per reazione spontanea e quali sono le condizioni in cui si ha una trasformazione chimica della materia spontanea.

CONTENUTI
Entropia e spontaneità di una reazione chimica

Il docente richiama un concetto che gli allievi hanno già affrontato nelle lezioni di fisica, quello di spontaneità dei processi. *I processi spontanei mettono a disposizione dell'uomo energia utilizzabile (quindi trasformabile in lavoro). I processi non spontanei invece possono essere realizzati soltanto compiendo un lavoro.*

MISCONCEZIONI CONNESSE
“Entropia come sinonimo di disordine”
“L'entropia di un sistema diminuisce o non cambia in una trasformazione spontanea”

Gli allievi riportano quanto hanno appreso nel corso di fisica (*è spontaneo il passaggio del calore da un corpo caldo a un corpo freddo e non è spontaneo il passaggio inverso; un gas si espande spontaneamente in tutto il volume a sua disposizione, ma non è spontanea la sua compressione*) e riflettono sul concetto di Entropia (*Entropia come indice della distribuzione dell'energia o, come si dice di solito, del “disordine”. In processi spontanei aumenta l'Entropia nel senso che si va verso una maggiore distribuzione dell'energia che si può visualizzare come una maggiore possibilità di interazione a livello microscopico fra le particelle che compongono la materia*).

Dopo questa discussione il docente pone un nuovo problema: *“E se c'è una trasformazione della materia, come avviene in una reazione chimica? Quando una reazione chimica è spontanea?”* E' probabile che la grandezza Entropia in questo caso non possa da sola indicare la direzione del processo; durante una reazione chimica vi sono importanti variazioni di Entalpia e quindi gli aspetti energetici possono giocare un ruolo importante. Viene da dire che una reazione che abbassa l'energia di un sistema (trasformazione esotermica, in cui $\Delta H < 0$) debba essere sempre spontanea, ma non tutte le trasformazioni esotermiche sono spontanee; viceversa, come si è visto, sono spontanee alcune trasformazioni endotermiche (in cui $\Delta H > 0$).

E allora? E' necessario richiamare alcuni aspetti teorici.

Il docente riporta come Helmholtz distinguesse l'energia totale posseduta da un sistema in due parti nettamente distinte, che chiamò rispettivamente energia libera (che può produrre lavoro) ed energia vincolata (non può produrre lavoro):

Energia totale = Energia libera + Energia vincolata

L'energia totale è l'entalpia H (che per i chimici è l'energia chimica).

L'energia vincolata è data dal prodotto dell'entropia S per la temperatura assoluta T.

Indicando con G l'energia libera, si può pertanto scrivere:

$$H = G + T \cdot S$$

da cui:

$$G = H - T \cdot S$$

In un processo:

$$\Delta G = \Delta H - T\Delta S$$

SI VERIFICA CHE SONO SPONTANEI TUTTI QUEI PROCESSI CHE IMPLICANO UNA TRASFORMAZIONE DELLA MATERIA (REAZIONI CHIMICHE) IN CUI SI HA UNA DIMINUZIONE DI ENERGIA LIBERA

In un processo spontaneo, quindi $\Delta G < 0$

Quindi:

A) Una reazione esotermica ($\Delta H < 0$):

è sempre spontanea se $\Delta S > 0$

può essere spontanea se $\Delta S < 0$, purché il $|T\Delta S| < |\Delta H|$ (cioè alle basse temperature)

B) Una reazione endotermica ($\Delta H > 0$):

non è mai spontanea se $\Delta S < 0$

può essere spontanea se $|T\Delta S| > |\Delta H|$ (cioè alle alte temperature)

Il docente promette agli allievi che gli esempi che porterà nella successiva lezione aiuteranno molto a chiarire i concetti. Se rimane tempo, però, già richiama ai ragazzi le due reazioni spontanee osservate in laboratorio:

1) $\text{NaOH} + \text{HCl} \rightarrow \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$ riducibile a: $\text{H}^+ + \text{OH}^- = \text{H}_2\text{O}$

Questa reazione ha un $\Delta H < 0$, essendo spontanea avrà o un $\Delta S > 0$ o anche < 0 ma non elevato in valore assoluto.

2) $\text{H}^+ + \text{HCO}_3^- \rightarrow \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2$

Questa reazione ha un $\Delta H > 0$, evidentemente il ΔS sarà > 0 e abbastanza elevato.

(CHIM – 6) ENTROPIA E REAZIONI CHIMICHE

aula di chimica (1 ora) – SABATO 20/12

E' qui ulteriormente chiarito il concetto di Entropia ricorrendo ad esempi e svolgendo i calcoli relativi alle reazioni osservate in laboratorio.

Il docente richiama agli allievi quanto detto nella precedente lezione: una diminuzione di energia, in termini di entalpia, non è il solo fattore che determina se una trasformazione chimica procede spontaneamente. Vi è un altro fattore che influisce sulla spontaneità di una trasformazione e questo fattore è connesso alla possibilità che un sistema, trasformandosi, si porti in uno stato di maggiore distribuzione dell'energia: si tratta dell'Entropia.

Ma quando si può dire che l'Entropia aumenta durante una reazione chimica?
Intuitivamente, si ha $\Delta S > 0$ quando:

- una sostanza è disciolta in una soluzione;
- una soluzione è diluita;
- reagenti solidi o liquidi formano prodotti gassosi;
- nel corso di una reazione, aumenta il numero delle moli delle specie gassose;
- nel corso di una reazione aumenta il numero delle moli passando dai reagenti ai prodotti.

Si ha, invece, $\Delta S < 0$ nei processi inversi dei precedenti.

Come nel caso dell'Entalpia è però possibile ricorrere a calcoli che danno una dimensione quantitativa ai problemi.

E', infatti, possibile stabilire il valore assoluto dell'entropia di una sostanza con metodi calorimetri: l'**entropia molare standard**, S° , di una sostanza è l'entropia per mole della sostanza pura alla pressione di 1 atm (101,3 kPa) e a 298 K di temperatura. Si noti che le entropie sia degli elementi sia dei composti sono positive, cioè $S^\circ > 0$ a differenza di quanto avviene per le Entalpie standard di formazione che sono 0 per gli elementi nelle loro forme stabili, positive o negative per i composti.

La **variazione di Entropia** (ΔS) in una reazione chimica è data dalla differenza fra l'entropia dei prodotti e quella dei reagenti. Più precisamente, l'entropia standard di reazione ($\Delta_r S^\circ$) è data dalla somma algebrica delle entropie molari (S°) dei prodotti puri, riportate quindi con segno positivo, e dei reagenti puri, riportate con segno negativo, ognuna moltiplicata per il coefficiente stechiometrico presente nella reazione considerata:

$$\Delta_r S^\circ = S^\circ_{\text{prodotti}} - S^\circ_{\text{reagenti}}$$

Tornando alle reazioni osservate in laboratorio:

ESEMPIO 1) $\text{NaOH} + \text{HCl} \rightarrow \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$ riducibile a: $\text{H}^+ + \text{OH}^- = \text{H}_2\text{O}$

Questa reazione ha (per mole di H_2O) un $\Delta H_{\text{reazione}} = \Delta H^\circ_f(\text{PRODOTTI}) - \Delta H^\circ_f(\text{REAGENTI}) = -285.83 \text{ kJ} - (-229.99 \text{ kJ} + 0 \text{ kJ}) = \mathbf{-55.84 \text{ kJ}}$

E (sempre considerando 1 mole di H_2O) un $\Delta S_{\text{reazione}} = \Delta S^\circ(\text{PRODOTTI}) - \Delta S^\circ(\text{REAGENTI}) = 109.62 \text{ J/K} - (-10.75 \text{ J/K} + 0 \text{ J/K}) = \mathbf{120,37 \text{ J/K DECISAMENTE SPONTANEA}}$

Volendo si possono completare i calcoli considerando la temperatura ambiente di 298 K.

In alternativa si possono fare direttamente i calcoli del $\Delta G_{\text{reazione}}$

ESEMPIO 2) $\text{H}^+ + \text{HCO}_3^- \rightarrow \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2$

Questa reazione ha (per mole di H_2O) un $\Delta H_{\text{reazione}} = \Delta H^\circ_f(\text{PRODOTTI}) - \Delta H^\circ_f(\text{REAGENTI}) = -285.83 \text{ kJ} + (-393.51 \text{ kJ}) - (0 \text{ kJ} - 691.99 \text{ kJ}) = \mathbf{12.65 \text{ kJ}}$

E (sempre considerando 1 mole di H_2O) un $\Delta S_{\text{reazione}} = \Delta S^\circ(\text{PRODOTTI}) - \Delta S^\circ(\text{REAGENTI}) = 109.62 \text{ J/K} + 213.68 \text{ J/K} - (0 \text{ J/K} + 91.21 \text{ J/K}) = \mathbf{232.09 \text{ J/K}}$

A temperatura ambiente di 298 K:

$$\Delta G = \Delta H - T\Delta S$$

$$\Delta G = 12.65 \text{ kJ} - 232.09 \text{ J/K} \cdot 298 \text{ K} = 12.65 \text{ kJ} - 69.16 \text{ kJ} = \mathbf{-56.51 \text{ kJ}}$$

In alternativa si possono fare direttamente i calcoli del $\Delta G_{\text{reazione}}$

CONTENUTI

L'entropia nelle reazioni chimiche.
Esempi di reazioni chimiche con calcoli.

MISCONCEZIONI CONNESSE

“Entropia come sinonimo di disordine”
“L'entropia di un sistema diminuisce o non cambia in una trasformazione spontanea”

(CHIM – 7) SPONTANEITÀ DELLE REAZIONI CHE AVVENGONO NEI VIVENTI
aula di chimica (1 ora) – lunedì 22/12

Si affronta qui il tema della spontaneità delle reazioni che avvengono nei viventi. Anche il tema dell'Entropia è ripreso in merito ad alcune necessarie puntualizzazioni che riguardano il suo necessario incremento.

CONTENUTI
 Spontaneità di reazioni importanti nel mondo biologico. Respirazione e fotosintesi

A questo punto il docente può porre il caso delle reazioni dirette Vs quelle inverse. Se una reazione è spontanea, la sua inversa sarà non spontanea.

Un caso molto interessante da prendere in esame e che permette di passare ai sistemi biologici è quello della respirazione cellulare e della fotosintesi.

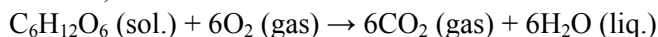
MISCONCEZIONI CONNESSE
 "Entropia come sinonimo di disordine"
 "L'entropia di un sistema diminuisce o non cambia in una trasformazione spontanea"

E' chiaro che il passaggio meriterebbe una gran serie di considerazioni (si tratta di processi biologici che avvengono in un gran numero di passaggi – legge di Hess – e tutti catalizzati da enzimi): è bene però rimanere sui processi generali e utilizzare l'esempio per chiarire i concetti di Energia e Entropia (dei sistemi chimici e dei sistemi chimici verso l'ambiente).

Il docente ricorda agli allievi (e in parte aggiunge) che la respirazione cellulare consiste in una serie di reazioni esotermiche ($C_6H_{12}O_6 + 6O_2 \rightarrow 6CO_2 + 6H_2O$) che portano alla demolizione di sostanze organiche quali glucosio. La fotosintesi, invece, consiste in una serie di reazioni endotermiche ($6CO_2 + 6H_2O \rightarrow C_6H_{12}O_6 + 6O_2$) mediante le quali le piante verdi utilizzano l'energia elettromagnetica proveniente dal sole per sintetizzare glucosio da anidride carbonica e acqua.

RESPIRAZIONE

La respirazione è un processo che vede un $\Delta H < 0$ (energia in parte trasferita all'ATP, in parte dispersa in forma di Energia termica) e un $\Delta S > 0$ (aumento di Entropia nel sistema chimico):



$$\Delta H = -2802.7 \text{ kJ/mol glucosio}$$

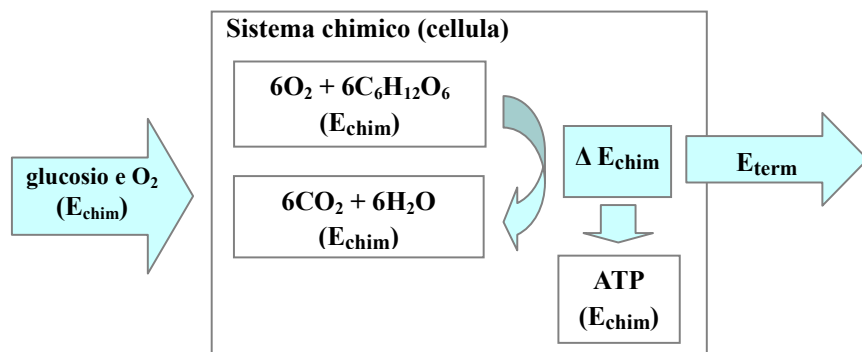
$$\Delta S = 6 \cdot 109.6 + 6 \cdot 213.68 - (212 + 6 \cdot 0) = 657.6 + 1282.08 - 212 = 1727.68 \text{ J/K mol glucosio}$$

$$\Delta G = - 686 \text{ kcal/mol}$$

E' un processo SPONTANEO.

Il docente fa, inoltre, riflettere gli allievi sul fatto che l'Energia termica dispersa nell'ambiente fa anche aumentare l'Entropia dell'ambiente.

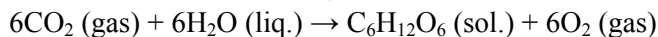
Il caso si presta bene alla modellizzazione per quanto riguarda i flussi di energia:



FOTOSINTESI

La fotosintesi, invece, è un processo che vede un $\Delta H > 0$ (energia in forma di Energia elettromagnetica è trasferita dall'ambiente al sistema chimico) e un $\Delta S < 0$ (diminuzione

di Entropia nel sistema chimico: le piante verdi aumentano l'“ordine”. Questo succede in molte reazioni metaboliche):



$$\Delta H = 2802.7 \text{ kJ/mol glucosio}$$

$$\Delta S = -1727.68 \text{ J/K mol glucosio}$$

E' un processo NON SPONTANEO.

Il docente propone agli allievi l'esercizio (da svolgere a casa) di modellizzare i trasferimenti di energia che avvengono nel sistema e fra il sistema e l'ambiente nel caso di un sistema fotosintetizzante.

Il docente, poi, apre a una domanda: *Il concetto di Entropia e il II principio della termodinamica suggeriscono che i sistemi progrediscono naturalmente dall'“ordine” verso il “disordine”. Se è così, come fanno i sistemi biologici a mantenere un così elevato grado di “ordine”? E' una violazione della seconda legge della termodinamica?*

La risposta alla domanda può essere così condotta.

L'ordine può essere ottenuto con un dispendio di energia (discorso già affrontato in fisica); in particolare l'ordine associato alla vita sulla terra è ottenuto mediante l'apporto di energia dal Sole.

Si prenda ad esempio la fotosintesi (ma per la sintesi di tutte le macromolecole si possono fare discorsi analoghi). I reagenti della fotosintesi sono in uno stato altamente disordinato (sono gas, liquidi e vapori). Una pianta acquisisce anidride carbonica dall'aria, acqua dalla terra e una piccola quantità di vapore acqueo dall'aria. Da questi reagenti, attraverso la fotosintesi, si arriva a molecole di zucchero altamente ordinate come il glucosio.

Il processo è possibile solo perché la pianta è in grado di trasformare l'Energia elettromagnetica proveniente dal Sole in Energia chimica delle molecole di glucosio. In poche parole, la variazione di Entalpia associata al processo è associabile ad un apporto di energia da parte del Sole.

L'Entropia nella reazione, invece, diminuisce. Ma a scapito di una serie di fenomeni che portano, inevitabilmente ad un complessivo incremento di Entropia del sistema e/o dell'ambiente circostante. L'organismo fotosintetizzante deve mantenere efficiente tutto l'apparato fotosintetico e questo implica una serie di reazioni alcune delle quali a $\Delta S > 0$. Prima o poi l'organo fotosintetizzante si stacca dalla pianta e va in decomposizione, aumentando l'Entropia dell'ambiente.

(CHIM – 8) IL VALORE CALORICO DEGLI ALIMENTI E DEI LORO COMPONENTI aula di chimica (1 ora) – MERCOLEDI' 17/12

In questa lezione si applicano le conoscenze acquisite ad un altro contesto reale, quello della determinazione del valore calorico degli alimenti. La modellizzazione dei fenomeni affrontati rafforza le conoscenze sui trasferimenti di energia fra sistemi.

CONTENUTI
L'energia chimica degli alimenti e dei loro componenti

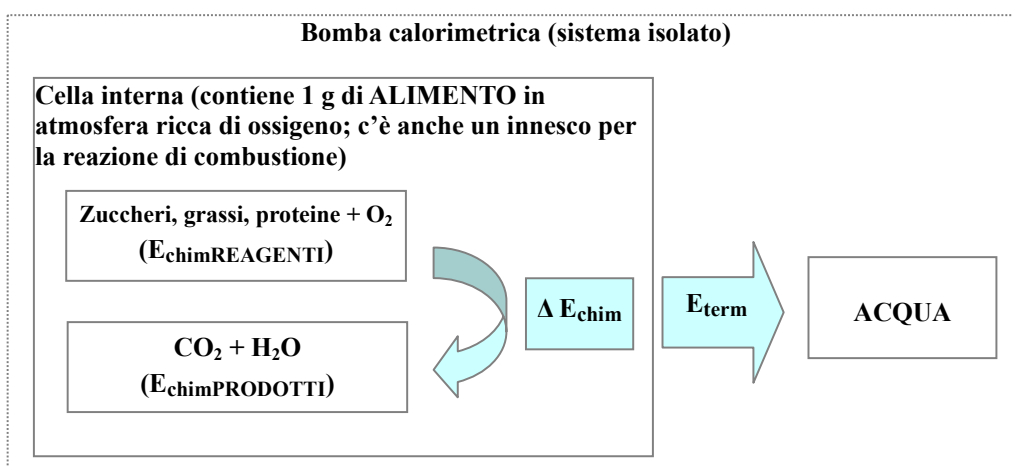
Il docente richiama agli allievi gli argomenti affrontati nelle lezioni precedenti e ne presenta una interessante applicazione. La grande attenzione che la società attribuisce agli alimenti e al loro corretto inserimento nella dieta umana ha determinato un incremento del livello di informazione medio dei cittadini sul tema. Per esempio c'è molta attenzione al cosiddetto "valore calorico" (o "potere calorico") degli alimenti perché si sa che questo è un fattore chiave quando si vanno a disegnare le diete. Il docente annuncia agli allievi che di dieta parleranno in maniera più approfondita nelle lezioni di biologia e si concentra sul valore calorico degli alimenti. *"Sanno i ragazzi che cosa è?" "Sanno come si determina?"* La risposta alla prima domanda richiede una precisazione (*gli allievi conoscono già quanto si va a dire, è però importante richiamare l'argomento*). L'organismo umano necessita di energia per lo svolgimento delle sue funzioni; questa energia viene introdotta nel corpo umano attraverso gli alimenti. In quale forma si trova l'energia negli alimenti? Energia chimica. Quindi, alimentandoci introduciamo Energia chimica. Nell'apparato digerente gli alimenti sono demoliti fino ai loro componenti semplici e questi sono metabolizzati in processi diversi che avvengono dentro alle cellule. E' proprio in questi processi a carico dei componenti degli alimenti che l'Energia chimica contenuta in essi (o meglio la differenza di energia fra prodotti e reagenti) è trasformata in una forma utilizzabile per le funzioni dell'organismo (di questo si tratterà più avanti). I processi in questione sono essenzialmente delle combustioni e i componenti degli alimenti che possono essere processati nelle cellule sono molti, ma in via preferenziale sono zuccheri, grassi e proteine.

MISCONCEZIONI CONNESSE
"I carboidrati sono l'unica fonte di glucosio e il glucosio l'unica fonte di ATP"

Quindi: **Il valore calorico degli alimenti** sarebbe la quantità di Energia chimica che è trasferita all'ambiente (ΔE_{chim}) nelle reazioni di combustione metabolica degli zuccheri, grassi e proteine che li compongono.

Come si determina? Di fatto si semplifica. Si sottopongono a combustione (cioè si "bruciano" in atmosfera ricca di ossigeno) quote precise (ad esempio 1 grammo) di alimento in calorimetri appositamente predisposti per ospitare reazioni chimiche (bombe calorimetriche) e si misura la quantità di energia trasferita all'acqua in forma di Energia termica. Quel valore costituisce il valore calorico dell'alimento.

Modellizzando:



E_{term} determinata con $[m_w \cdot c_w \cdot (T_f - T_i)] = \text{VALORE CALORICO DELL'ALIMENTO}$

ALCUNE CONSIDERAZIONI:

1) E' chiaro che si tratta di un valore calorico potenziale: nell'organismo umano non è detto che possano essere metabolizzati tutti i componenti degli alimenti (una parte può non essere assimilata oppure non essere metabolizzata).

2) Si tratta di un valore calorico totale, che comprende cioè tutta l'Energia chimica trasferibile durante le reazioni a carico dei componenti degli alimenti: non è detto che tutta questa energia sia poi "utilizzabile" quando si passa al livello cellulare.

Si possono determinare nello stesso modo (in calorimetro) anche i valori calorici dei **componenti degli alimenti**: teoricamente da questi valori si potrebbe risalire al valore calorico di un alimento qualora se ne conosca la composizione.

Per determinare il valore calorico dei componenti degli alimenti si pongono in calorimetro quote precise di zuccheri, oppure di grassi, oppure di proteine e si procede come descritto per gli alimenti.

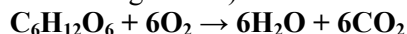
E' interessante notare che il valore calorico di uno zucchero non varia molto a seconda del tipo di zucchero; lo stesso vale per i grassi e anche per le proteine (aumentando la massa molecolare diminuisce il numero di moli in un grammo di sostanza).

In particolare i valori determinati in calorimetro e approssimati sono:

- 4 kcal per 1grammo di qualunque tipo di zucchero
- 4 kcal per 1grammo di qualunque tipo di proteina
- 9 kcal per 1grammo di qualunque tipo di grasso

Quando si parla dei componenti degli alimenti si può arrivare al valore calorico anche facendo un calcolo di variazione di Entalpia (come visto in CHIM-4) perché, di fatto, si può schematizzare la reazione di combustione.

Per fare un esempio (combustione del glucosio):



$$\Delta H(\text{prodotti}) = 6 \cdot (-393.5) + 6 \cdot (-285.8) = -4075.8 \text{ kJ}$$

$$\Delta H(\text{reagenti}) = -1260 + 0 = -1260 \text{ kJ}$$

$$\Delta H(\text{prodotti}) - \Delta H(\text{reagenti}) = -4075.8 - (-1260) = \mathbf{-2815.8 \text{ kJ (per mole di glucosio)}}$$

Se lo si vuole portare a kcal per grammo:

$$-2815.8 \text{ kJ/mol} : 4.18 = -673.6 \text{ kcal/mol}$$

$$-673.6 \text{ kcal/mol} : 180 \text{ g/mol} = \mathbf{3.7 \text{ kcal per grammo}}$$

... che è molto simile al valore usato comunemente e ottenuto approssimando il dato ottenuto con il calorimetro.

NOTA

LA SEQUENZA DIDATTICA DI CHIMICA E' STATA RALLENTATA DI UNA LEZIONE PER MANTENERE IL SINCRONISMO CON QUELLA DI FISICA

BIOLOGIA

Gli ecosistemi. I livelli trofici negli ecosistemi. Catene e reti alimentari. Energia e Entropia nella catena alimentare. La piramide alimentare e le piramidi dei numeri.

(PRE-REQUISITI: Concetto di energia, Forme di energia, I e II principio della termodinamica, Concetto di entropia, Reazioni chimiche)

In questa sezione della sequenza didattica è trattato il tema dei flussi di energia negli ecosistemi. E' inoltre sviluppato il tema dell'incremento complessivo di Entropia nell'universo. La modellizzazione dei flussi consolida e amplia le competenze degli allievi nel campo dell'energia, delle sue forme, della sua trasformazione e conservazione. La trattazione del tema della degradazione dell'energia e del concetto di entropia fornisce strumenti per la comprensione dei processi spontanei nei sistemi naturali.

(BIO – 1) CATENE E RETI ALIMENTARI

aula didattica di biologia (2ore) – VENERDÌ 12/12 (2G) e SABATO 13/12 (2C)

In questa lezione di laboratorio il docente richiama (il tema è già stato trattato all'inizio dell'anno scolastico) il più diffuso modello di ecosistema, cioè quello organizzato sulla base di aspetti di interazione alimentare. Dal modello di catena alimentare si può passare a quello di rete individuando i vari livelli trofici e le loro particolarità. In questo frangente si comincia a introdurre il concetto di trasferimento di energia.

CONTENUTI

Modello di ecosistema organizzato sulla base di aspetti di interazione alimentare: i livelli trofici.

Gli allievi organizzati a gruppi hanno a disposizione una decina di schedine di organismi presenti in un certo ecosistema (ad esempio un lago: si veda l'allegato BIO-1_Scheda_RelazioniAlimentari). Su ogni scheda sono indicate le abitudini alimentari dell'organismo. Le schede devono essere sistemate in un cartellone collegando con una freccia gli organismi che intrattengono una relazione alimentare. Al termine, ogni gruppo descrive il suo lavoro.

MISCONCEZIONI CONNESSE

Difficoltà ad applicare la legge di conservazione dell'energia in contesti biologici. Difficoltà a distinguere fra energia disponibile e energia non disponibile per gli organismi viventi

Si può notare che alcuni propongono delle relazioni senza osservare che esistono raggruppamenti di organismi, mentre altri raggruppano gli organismi in base alle loro analoghe abitudini alimentari.

Il docente a questo punto introduce il concetto di “*livello trofico*” come raggruppamento di individui appartenenti a specie diverse che si nutrono di individui, o di parti di essi, prelevati ad un livello trofico inferiore. Esiste una sorta di ordinamento gerarchico a livello alimentare: chi sta alla base, che in mezzo, chi all'apice.

Il docente chiede poi agli allievi di individuare i livelli trofici nei loro lavori e di caratterizzare dal punto di vista delle necessità alimentari la tipologia di individuo presente a ogni livello. E' importante aver inserito oltre che dei produttori (fra cui anche microrganismi, batteri fotosintetici, per esempio), dei consumatori di I livello (erbivori), di II livello (carnivori che si nutrono di erbivori) e di III livello (carnivori che si nutrono di carnivori), anche degli organismi decompositori su cui convergono tutte le frecce e che hanno la funzione di convertire le sostanze organiche in inorganiche.

La struttura gerarchica che si viene a presentare è indicata di solito come “catena alimentare”, dove ogni livello è legato al successivo.

Pur trattandosi di una semplificazione, gli allievi cominciano a prendere consapevolezza che le relazioni (pur considerando solo quelle alimentari) sono molto complesse. Alcuni organismi possono assumere ruoli diversi (ad es. l'uomo, può comportarsi da consumatore di I o di II, o di III livello).

L'analisi delle interconnessioni esistenti fra i vari organismi permette inoltre di far riflettere gli allievi che si rendono conto dell'importanza della preservazione della

biodiversità (intesa come ricchezza di specie e relative interazioni): un ecosistema ricco di interazioni fra diversi organismi è più stabile ad eventuali perturbazioni. Si può a tal proposito ipotizzare l'estinzione di una specie fra quelle presenti nel cartellone e cercare di ipotizzare cosa succederebbe all'ecosistema: piccole modifiche possono innescare una cascata di eventi a volte difficili da prevedere.

Rimangono dei dubbi:

In quale modo si può determinare il numero massimo di livelli trofici che un ecosistema può avere?

Perché non esiste un predatore di settimo livello?

Quanti produttori sono necessari per sostenere un certo numero di erbivori e di seguito gli altri livelli trofici?

A queste domande non si può rispondere concentrandosi solo sui trasferimenti di materia o su una descrizione qualitativa degli ecosistemi. Bisogna introdurre i concetti di energia e di entropia: grazie a queste due grandezze estensive si possono analizzare gli ecosistemi dal punto di vista quantitativo.

(BIO – 2) LE GRANDEZZE CHE STRUTTURANO GLI ECOSISTEMI: L'ENERGIA
aula didattica di biologia (2ore) – VENERDÌ 19/12 (2G) e SABATO 20/12 (2C)

In questa lezione di laboratorio il docente introduce il concetto di energia in campo biologico. Questo è fondamentale, perché permette di impostare in termini scientifici argomenti che potrebbero assumere derive “vitalistiche”. In particolare, il concetto che l'energia si conserva consente di esprimere dei bilanci all'interno di un ecosistema (piramide ecologica). Da questi bilanci si può risalire a molte informazioni, ad esempio il numero massimo di livelli trofici che si possono avere in un ecosistema specifico, visto che c'è anche degradazione dell'energia e produzione di entropia

CONTENUTI
 Modellizzazione dei flussi di energia attraverso i diversi livelli trofici dell'ecosistema

In questa attività il docente affronta il tema dei trasferimenti di energia negli ecosistemi. Le interazioni trofiche implicano dei trasferimenti di energia all'interno di un organismo vivente, tra gli organismi, e fra questi e l'ambiente. Ad ogni spostamento di materia nell'ecosistema si accompagna uno spostamento di energia. Attraverso l'elaborazione di diagrammi di processo viene modellizzata la nutrizione di un erbivoro per poi estendere il modello agli altri consumatori. Ogni organismo può essere considerato un “portatore di energia” e si possono percorrere i flussi di energia lungo la catena alimentare di un ecosistema terrestre.

MISCONCEZIONI CONNESSE
 Difficoltà ad applicare la legge di conservazione dell'energia in contesti biologici. Difficoltà a distinguere fra energia disponibile e energia non disponibile per gli organismi viventi

La luce solare (che è energia elettromagnetica e la indicheremo in questo modo nel modello) è la principale fonte di energia degli ecosistemi terrestri e gli organismi fotosintetici sono in grado di trasformarla in Energia chimica. Altre sorgenti di energia possono essere le sostanze utilizzate dagli organismi chemiosintetici, ma il loro ruolo è secondario.

In base ai dati sperimentali la quantità di energia elettromagnetica associata alla luce solare che è assorbita dagli organismi fotosintetici è solo una piccola parte (1%) di quella che arriva alla Terra.

PRODUTTORI (organismi fotosintetici). La prima cosa da chiarire è se tutta l'energia assorbita dalle piante è immagazzinata in Energia chimica o anche in parte sfruttata per le attività svolte dai vegetali e dissipata nell'ambiente. Di fatto, una parte di Energia chimica è utilizzata dalle piante per soddisfare i bisogni metabolici attraverso la respirazione cellulare. Come si è già visto nel corso di chimica, durante la respirazione cellulare una parte di Energia chimica che residua dalla reazione è “immagazzinata” in ATP, ma una parte di essa è dissipata nell'ambiente in forma di “Energia termica”.

Schematizzando:

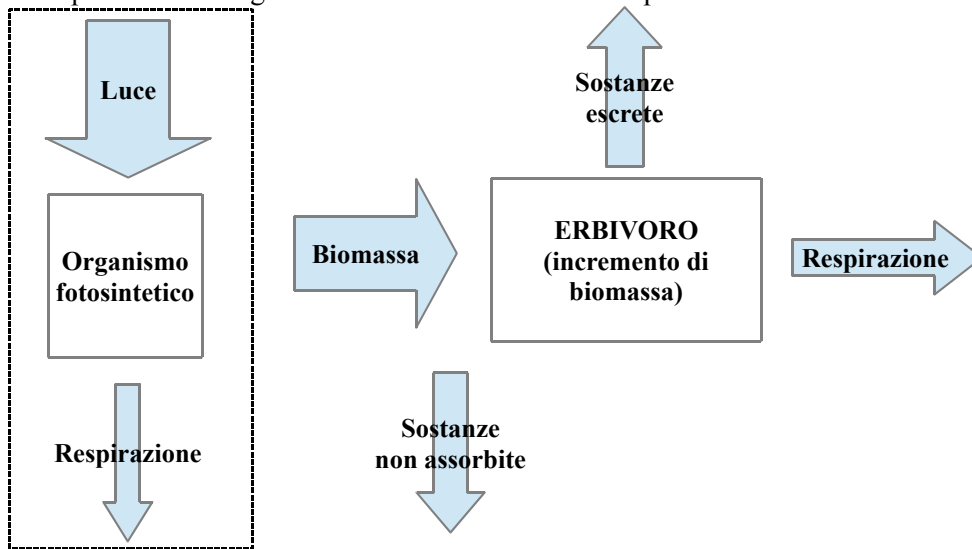


L'energia chimica immagazzinata in forma di biomassa è data dalla differenza fra la quota di Energia elettromagnetica solare realmente assorbita e la quota di energia dispersa come Energia termica durante la respirazione. Provando a esprimere in termini di flussi di energia:

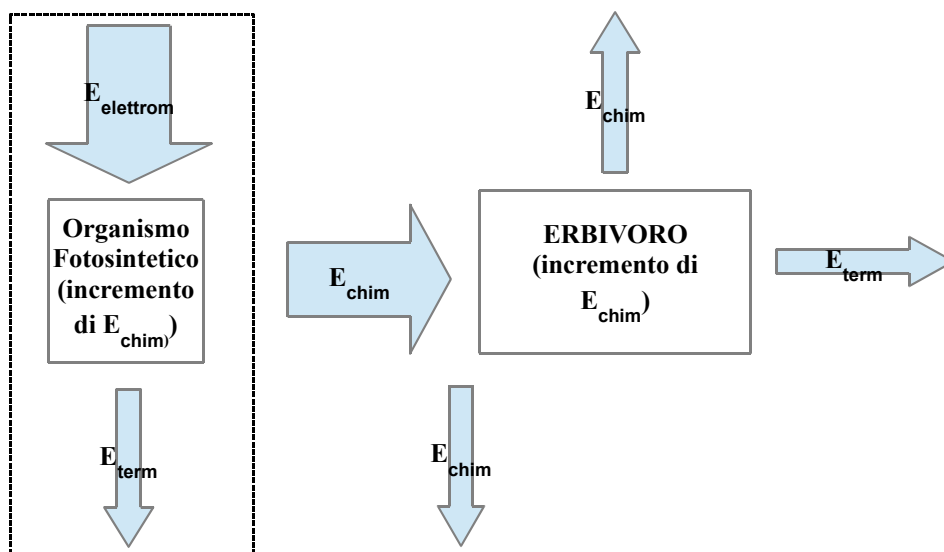


Si può passare poi al livello di **CONSUMATORI DI I LIVELLO o PRIMARI**

(erbivori) mostrando lo schema agli studenti o chiedendo loro di provare a farlo. Lo sviluppo di questo diagramma di processo permette di approfondire alcuni aspetti importanti come quello il flusso di energia associata alle sostanze escrete o non assorbite o la dissipazione di energia nell'ambiente attraverso la respirazione.



E in termini di energia:



Si osserva, inoltre, la quantità di energia immagazzinata dall'organismo come biomassa. Questa può essere resa disponibile per il successivo livello trofico. Mediamente solo il 10% dell'energia disponibile al livello degli erbivori può essere messa disponibile per il livello trofico successivo: tale valore è comunemente noto con il nome di "efficienza trofica". L'introduzione di questo parametro fa comprendere agli studenti di quanto si riduca la disponibilità energetica per ogni livello trofico superiore. A questo punto il diagramma può essere esteso ai livelli trofici superiori e introducendo anche gli organismi detritivori e decompositori che trasformano le sostanze escrete o non assorbite.

Il docente accenna a come può essere organizzato un diagramma di flusso che preveda tutti i livelli trofici compresi gli organismi decompositori e assegna come compito delle vacanze il disegno di questo diagramma di flusso.

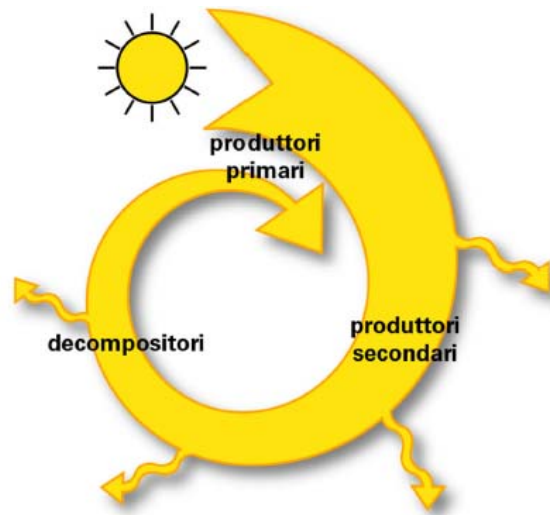
(BIO – 3) LE GRANDEZZE CHE STRUTTURANO GLI ECOSISTEMI: L'ENERGIA E L'ENTROPIA

aula didattica di biologia (2ore) – VENERDÌ 9/01 (2G) e SABATO 10/01 (2C)

In questa lezione di laboratorio il docente riprende il lavoro interrotto prima delle vacanze sui flussi di energia nell'ecosistema e arriva a trattare il tema della sostenibilità alimentare. Inoltre introduce il concetto di entropia in campo biologico e tratta brevemente il tema della sua variazione nell'ecosistema in modo da consolidare le competenze acquisite in fisica e chimica.

Il docente mostra ai ragazzi il diagramma di flusso dei trasferimenti di energia attraverso tutti i livelli trofici dell'ecosistema (vedi pagina successiva) e discute con i ragazzi il lavoro da loro svolto durante le vacanze di Natale.

Mostra poi i flussi di energia stimati in un ecosistema tipo. Si stima che il flusso di energia elettromagnetica che arriva alla Terra dal Sole sia di $3000 \text{ kcal/m}^2\text{giorno}$; di questa solo circa l'1% è trasformata dagli organismi fotosintetici e ad ogni livello trofico si considera che l'energia associata alla biomassa si riduca di un ordine di grandezza (al 10%). Una quota di energia pari a circa il 90% è quindi dissipata nell'ambiente in forma di energia termica.



Riprende poi le domande poste inizialmente:

In quale modo si può determinare il numero massimo di livelli trofici che un ecosistema può avere? Come mai non esistono catene alimentari con un numero superiore a quattro livelli trofici? Quanti produttori servono per sostenere un certo numero di erbivori e di seguito per gli altri livelli trofici?

Gli aspetti energetici degli ecosistemi affrontati ha permesso di dar una risposta a queste domande: la dissipazione progressiva di energia attraverso la catena alimentare limita fortemente la produzione di biomassa complessiva dei carnivori nei livelli più alti. Soltanto un millesimo circa dell'energia chimica fissata attraverso la fotosintesi fluisce attraverso l'intera catena alimentare, arrivando fino ai consumatori terziari. A parte l'uomo, non esistono predatori di carnivori stretti, poiché la biomassa complessiva di questi animali è insufficiente a sostenere un ulteriore livello trofico

A tal riguardo si riflette sulle piramidi di biomassa, di energia e dei numeri in una attività proposta dall'insegnante (si veda BIO-3_Scheda_Le piramidi dei numeri e della biomassa) e si sono fatte delle considerazioni riguardanti la dieta umana e la sua sostenibilità.

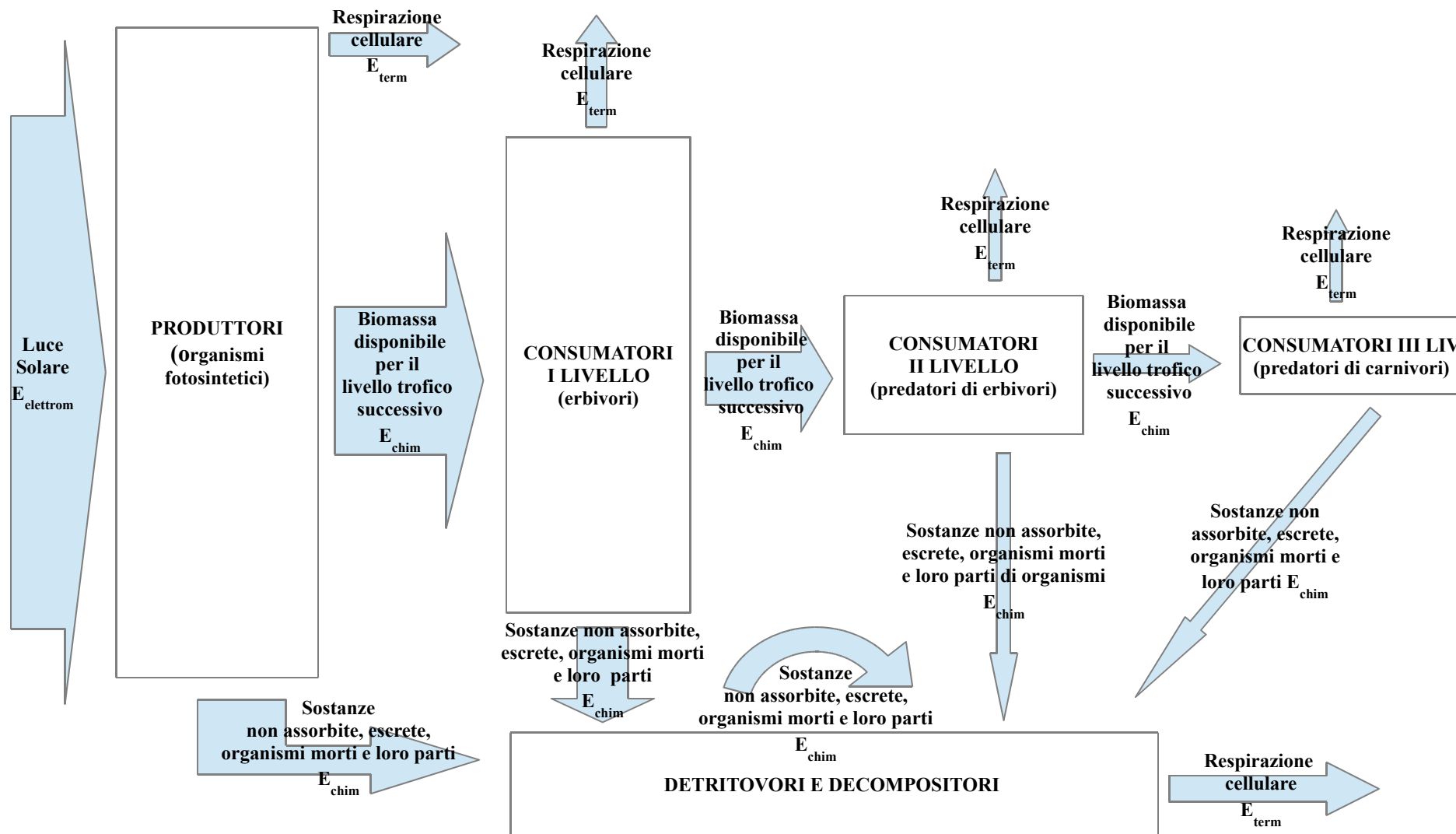
CONTENUTI

Modellizzazione dei flussi di energia attraverso i diversi livelli trofici dell'ecosistema e descrizione delle variazioni di entropia

MISCONCEZIONI CONNESSE

Difficoltà ad applicare la legge di conservazione dell'energia in contesti biologici.

Difficoltà a distinguere fra energia disponibile e energia non disponibile per gli organismi viventi
Collegamento poco accurato fra l'entropia di un sistema e il cambiamento di entropia dell'ambiente



Energia assorbita dalle piante:
30 kcal/m² giorno

Energia disponibile per il livello trofico successivo:
15 kcal/m² giorno

Energia disponibile per il livello trofico successivo:
1,5 kcal/m² giorno

Energia disponibile per il livello trofico successivo:
0,3 kcal/m² giorno

Il docente, a questo punto, cerca di rileggere tutte le considerazioni fatte su flussi di energia negli ecosistemi in una ottica termodinamica.

Innanzitutto pone agli allievi la domanda: “*Gli ecosistemi sono sistemi aperti, chiusi o isolati*”. La discussione si focalizza sui flussi di energia e di materia e si arriva a concordare che sia l’energia sia la materia sono scambiate da un ecosistema con l’ambiente ma mentre la materia è continuamente riciclata, l’energia deve essere continuamente rifornita in quanto è dissipata in forma di energia termica. Dal punto di vista dell’energia gli ecosistemi sono quindi sistemi aperti. Se invece si considera l’intera Terra come un unico ecosistema, allora si tratta di un sistema chiuso, che scambia energia e non materia. Solo l’Universo è considerabile un sistema isolato.

Dopodiché si ragiona sul I principio della termodinamica. La quantità complessiva di energia presente in un ecosistema (compreso anche l’ecosistema Terra) è costante e la sua variazione è dovuta solo ai flussi di energia in ingresso (ad esempio Energia elettromagnetica) e in uscita (ad esempio Energia termica). All’interno dell’ecosistema l’energia si manifesta in “forme” diverse (si “trasforma”).

Infine il II principio.

Tutti i processi di sintesi che si verificano all’interno degli organismi viventi vedono un incremento dell’“ordine” e quindi una diminuzione di entropia (si è visto il dettaglio in chimica a proposito della fotosintesi). Ciò, però, avviene solo a fronte di un lavoro compiuto per mantenere efficiente l’apparato metabolico. In pratica affinché l’entropia dell’organismo possa essere mantenuta al minimo è necessario che l’organismo si garantisca una gran quantità di ATP che proviene dal processo respiratorio. Però, va ricordato (anche questo tema è stato affrontato nel corso di chimica), durante lo stesso processo di respirazione cellulare una parte di Energia chimica è trasferita all’ambiente (e non più recuperata, quindi è dissipata) sotto forma di Energia termica. Nel diagramma di flusso tutto questo è rappresentato dalle frecce in uscita che rappresentano energia rilasciata nell’ambiente in forma di Energia termica. E’ questa Energia termica che viene dissipata nell’ambiente che incrementa l’entropia dell’ambiente stesso ($\Delta S > 0$) in linea con quanto stabilito dal II principio della termodinamica che prevede che in ogni trasformazione di energia una parte è dissipata in forma di Energia termica.

In sintesi: l’Energia elettromagnetica che proviene dal Sole è parzialmente “trasformata” in Energia chimica durante la fotosintesi. I composti organici sintetizzati durante la fotosintesi vanno incontro a respirazione per supportare con Energia chimica pronta (ATP) tutte le funzioni metaboliche degli organismi viventi. Durante il processo respiratorio, però, una parte di energia è dissipata nell’ambiente in forma di Energia termica.

L’ambiente esterno dunque funziona da pozzo di entropia. In tali sistemi, l’ingresso di massa ed energia determina un aumento o almeno un mantenimento dell’energia libera disponibile nonché dell’organizzazione e del contenuto di informazione, riducendo con ciò il contenuto dell’entropia (disordine) interna.

Si potrebbe quindi dire che affinché l’entropia dei viventi possa essere mantenuta al minimo è importante che il disordine prodotto sia eliminato all’esterno tramite opportune strutture dissipative. Quindi complessivamente l’ecosistema può essere considerato come un sistema dissipativo.

NOTA

LA SEQUENZA DIDATTICA DI BIOLOGIA E' STATA RIDOTTA DI UNA LEZIONE (QUELLA RIGUARDANTE LE DIETE ALIMENTARI E LA LORO SOSTENIBILITA') RISPETTO AL PROGRAMMA INIZIALMENTE PENSATO